

TRAITÉ ÉLÉMENTAIRE

DE

CHIMIE INDUSTRIELLE.

LYON.—Impr. de Darroulin, Ronet et Sibuet.

TRAITÉ ÉLÉMENTAIRE
DE
CHEMIE INDUSTRIELLE

PAR

ALPH. DUPASQUIER,

CHEVALIER DE LA LÉGION-D'HONNEUR,

PROFESSEUR DE CHIMIE A L'ÉCOLE PUBLIQUE INDUSTRIELLE DE LYON (ÉCOLE LAMARTINIÈRE),
ET A L'ÉCOLE DE MÉDECINE ;

MEMBRE DU CONSEIL DE SALUBRITÉ DU DÉPARTEMENT DU RHÔNE ;

ANCIEN PRÉSIDENT DE L'ACADÉMIE ROYALE DES SCIENCES ET ARTS DE LYON ;

MEMBRE DE LA SOCIÉTÉ ROYALE D'AGRICULTURE ET ARTS UTILES ;

MEMBRE HONORAIRE OU CORRESPONDANT DES ACADÉMIES DE TURIN, DE ROUEN, DE CLERMONT, DE DIJON,
DE LA SOCIÉTÉ INDUSTRIELLE DE MULHAUSEN, ETC., ETC.

J'ai prétendu donner un ouvrage de principes, et non un
recueil de formules ou de procédés de manipulation.....

CHAFFAI, *Chimie appl. aux arts*, Disc. prélim.

TOME PREMIER.

LYON.

CHARLES SAVY JEUNE, LIBRAIRE-ÉDITEUR,

Quai des Célestins, 48.

PARIS.

CARILIAN GOËURY ET V. DALMONT,

Quai des Augustins, 39 et 41.

1844.

A LA MÉMOIRE DE CHAPTAL,

PROFESSEUR A LA FACULTE DE MÉDECINE DE MONTPELLIER,
COMTE DE CHATELOUP, — PAIR DE FRANCE.

L'Auteur,

Organe spontané de la reconnaissance du pays, pour les progrès que cet illustre savant a fait faire à toutes les industries chimiques, et par les établissements nombreux qu'il a fondés, et par la publication de la *Chimie appliquée aux arts*.

DISCOURS PRÉLIMINAIRE.

1^o

**Importance et utilité de la chimie ; progrès que lui doit
l'industrie.**

La science et la puissance humaine, a dit Bacon, se correspondent dans tous les points et vont au même but (1). — La science et l'industrie, disait avant l'illustre chancelier d'Angleterre, Bernard Palissy, ce génie si fort au-dessus de son siècle, sont matières si bien concaténées ensemble que l'une donne l'intelligence de l'autre (2), et qu'elles se servent mutuellement, ajoute l'un de ses plus habiles et ingénieux biographes, de transition, de lien et d'appui (3).

Ce qui est vrai, au point de vue de la science

(1) *Novum organum*, lib. I, aph. 3.

(2) *Œuvres complètes de Bernard Palissy*, édition conforme aux textes originaux imprimés du vivant de l'auteur, avec des notes, par P. A. Cap. Paris, 1844, in-12.

(3) *Notice historique sur la vie et les ouvrages de Bernard Palissy*, par P. A. Cap.

générale, l'est surtout, relativement à la chimie, guide et lumière du plus grand nombre des arts et métiers; origine, cause ou promoteur de la plupart des perfectionnements industriels; source principale, essentielle, intarissable des améliorations et des progrès dans les sciences naturelles, agricoles, économiques, médicales, etc.; base, enfin, bien assurée et bien établie, de nos connaissances les plus précieuses, c'est-à-dire, les plus directement applicables et les plus réellement utiles. — Berthollet, n'exagérât en rien son importance, quand il avançait *qu'il n'est aucune occupation humaine qu'elle n'éclaire de son flambeau* (1); et Fourcroy, lui-même, ne sortait pas de la vérité, lorsque, considérant tous les services qu'elle rend à l'homme, il s'écriait avec l'enthousiasme d'une conviction entière et d'une admiration profonde : *Quelle science mériterait mieux que la chimie le nom de science universelle* (2) !

Depuis que Lavoisier, avec l'aide de quelques-uns de ses contemporains, a fait de la chimie, qui n'était qu'un chaos, une véritable science, n'a-t-elle pas, en effet (et pour ne parler que de son influence sur la production industrielle), tout modifié, tout amélioré, et, en quelque sorte, tout renouvelé, dans les travaux des arts et manufactures ? — Combien de matières autrefois perdues n'a-t-elle

(1) *Art de la teinture*, Disc. prélim.

(2) *Système des conn. chim.*, Disc. prélim.

pas appris à utiliser? — Qui ne sait la masse de produits nouveaux qu'elle a donnés au commerce? — Qui n'a entendu parler des industries entièrement inconnues, des professions tout-à-fait nouvelles qu'elle a créées? — Qui peut ignorer enfin quels éléments sans nombre d'aisance et de bien-être lui doit la civilisation actuelle?

Citons, au hasard, quelques exemples : La teinture ne doit-elle pas à la chimie des moyens plus parfaits et plus économiques d'engallage, de nouvelles méthodes de blanchiment, des matières colorantes nouvelles, et une connaissance plus approfondie de celles déjà usitées; ne lui est-elle pas redevable surtout de l'application des couleurs minérales? — L'indiennerie, la fabrication de la porcelaine, ces deux industries que le dernier siècle a vu naître et que le nôtre a tant perfectionnées, ne sont-elles pas des créations toutes chimiques? — L'immense développement qu'a pris la fabrication des acides minéraux, l'invention et la production si considérable aujourd'hui de la soude artificielle, l'extraction de l'acide borique et la fabrication du borax, la substitution du sulfate au carbonate de soude dans la préparation du verre ordinaire, la découverte de la véritable nature des chaux et ciments hydrauliques, l'emploi des os pour en préparer de bonnes colles fortes, d'excellentes colles blanches substituées à la colle de poisson, du noir animal, du phosphore, du sel ammoniac, de l'am-

moniaque liquide; les améliorations sans nombre apportées à l'extraction des métaux, celles surtout si importantes introduites depuis quelques années dans le traitement des minerais de fer, etc., etc., ne sont-ils pas des résultats uniquement dus à la chimie? — La connaissance des chlorures alcalins et de leurs usages si importants et si nombreux; celle du brome, de l'iode, du chrome, dont l'utilité s'accroît chaque jour; l'extraction, la séparation des principaux acides organiques; celle des alcalis végétaux; celle aussi des acides gras d'où est résultée la belle industrie des bougies stéariques, ne sont-elles pas autant de conquêtes de la chimie? — N'est-ce pas enfin à cette science qu'on doit le sucre de betterave, le gaz d'éclairage, le daguerréotype, la galvanoplastie, la dorure par voie électrique et tant d'autres découvertes qui ont si prodigieusement étendu le champ de la puissance humaine, qui ont multiplié d'une manière si imprévue et si inespérée les ressources de la civilisation?

La chimie cependant qui se lie à tous les travaux, qui explique, éclaire et dirige toutes les opérations des arts, qui nous donne la clef des plus intéressants phénomènes de la nature, qui est même si utile, si nécessaire à notre propre conservation; la chimie, que Fourcroy, que Chaptal voulaient, avec tant de raison, faire entrer dans l'éducation nationale, la chimie est malheureusement encore aujourd'hui le partage d'un bien petit nombre: un

homme du monde, un homme qui a reçu une éducation dite libérale, un esprit cultivé enfin, peut ne rien savoir de la nature de l'eau, de la composition de l'air, de la cause du feu, de la lumière, et ne pas passer pour ignorant! — Que penser de cette indifférence? sinon, que l'homme n'estime le savoir qu'en raison inverse de son utilité, de même qu'il fait moins de cas du roi sage et prudent qui lui donne la paix et l'abondance, que de l'insatiable conquérant qui le ruine et le sacrifie.

Et pourtant, aucune science plus que la chimie n'est appelée à devenir populaire, grâce à la simplicité de sa nomenclature, à l'intérêt de ses expériences et de ses démonstrations, grâce aussi aux livres nombreux, aux bons traités qui l'ont mise à la portée de toutes les intelligences.

L'influence des livres bien faits, des bons ouvrages élémentaires, entre pour beaucoup en effet dans le rapide développement des sciences et la diffusion des lumières qu'elles tendent à propager; et si la chimie a pénétré plus généralement et plus rapidement parmi les hommes d'industrie, que dans les autres classes de la société, ce n'est pas seulement par le fait de son utilité immédiate, mais beaucoup aussi par le concours de plusieurs excellents traités, qui l'ont associée d'une manière intime, qui l'ont spécialement reliée à toutes les opérations des arts et des manufactures.

Parmi le petit nombre de traités élémentaires

essentiellement destinés à l'industrie, aucun n'a joui d'une réputation aussi étendue que le célèbre ouvrage de Chaptal, *la chimie appliquée aux arts* ; aucun n'a contribué autant à répandre dans les ateliers les connaissances les plus positives de cette science, et par suite à favoriser le développement et les progrès des manufactures en général, et en particulier des arts chimiques. Plus de 40 ans se sont écoulés depuis sa publication première, et cette période si longue pour la vie d'un ouvrage élémentaire de science, période qui a englouti tant d'autres traités de chimie, n'a point détruit la popularité de ce livre, qui sert encore de conseil, et même de guide, dans beaucoup d'établissements industriels (1). En vain le nombre des faits a décuplé, en vain les théories ont subi des transformations multipliées, en vain la science s'est agrandie, le livre de Chaptal n'en est pas moins resté un livre fort estimé, un livre utile, qu'on lit et consulte encore avec avantage, quelque arriéré qu'il se trouve d'ailleurs, en présence de la science nouvelle, telle que l'ont faite avec Davy, Dalton et Vauquelin, qui ne sont plus, Berzélius, Gay-Lussac, Thénard, Chevreul, Dumas, Liebig, Pelouze, et tant d'autres chimistes si justement célèbres de notre temps.

A quelle cause attribuer cette vitalité si tenace,

(1) La chimie de Chaptal a été réimprimée à Bruxelles, il y a peu d'années.

cette lutte longue et victorieuse d'un livre contre le temps, si ce n'est à sa valeur propre comme ouvrage élémentaire, à son mérite particulier comme travail à la fois littéraire et scientifique ? — S'il a survécu en effet à tant d'autres publications qui ne sont venues qu'après lui, c'est parce que c'était une œuvre élaborée avec réflexion et philosophie, un livre clair, méthodique, aussi bien conçu que bien exécuté; livre, où tout ce qu'il y avait de plus utile dans la science était venu prendre place, et se trouvait distribué avec tant d'ordre, développé d'une manière si logique, et cela en termes si parfaitement lucides, que les intelligences les plus ordinaires suffisaient à en saisir les faits comme les théories, les détails, comme leur enchaînement et comme leur ensemble.

Cependant, il faut bien le reconnaître, si *la chimie appliquée aux arts*, de Chaptal, est encore un livre utile, ce livre ne saurait servir, comme ouvrage élémentaire pour enseigner la science, en raison des conquêtes immenses qu'elle a faites depuis sa publication. En vieillissant, cet excellent travail a donc laissé une lacune à remplir, une nécessité industrielle à satisfaire.

Le *Traité de chimie appliquée aux arts*, de M. le professeur Dumas, ce livre où l'on trouve la science générale réunie aux renseignements les plus précis et les plus détaillés sur les procédés

mis en pratique dans les ateliers, ce travail si justement célèbre qui présente au plus haut degré, le mérite d'ordre et de clarté dont je viens de faire l'apologie, n'a point été conçu pour servir d'ouvrage élémentaire, ce que prouve surabondamment son étendue. Ce livre, dont je n'ai garde de méconnaître la haute valeur, et dans lequel j'ai puisé chaque jour, comme à la source la plus abondante et la plus pure, n'est donc point, pour me servir d'une comparaison chimique, un équivalent qui puisse être substitué au traité de Chaptal devenu insuffisant et suranné : c'est plus, c'est mieux que cela ; c'est une sorte d'encyclopédie spéciale, exécutée avec ordre et méthode, une bibliothèque bien choisie et bien classée de chimie et de technologie chimique, très utile entre les mains des hommes d'industrie préalablement initiés aux éléments de la science, mais qui serait peu favorable pour les acquérir, ne fût-ce qu'en raison du nombre et de l'étendue des volumes de cet important ouvrage.

Le livre que nous publions doit-il donc remplir le vide qui vient d'être signalé? — Il n'a, ni ne saurait avoir une semblable prétention. — Son auteur a pu pénétrer dans une voie suivie par un illustre devancier, sans qu'on doive l'accuser, pour cela, d'une trop grande présomption de ses forces. — *On succède aux hommes de génie, on ne les remplace pas* : L'auteur n'a point oublié cette vérité. Sa seule pensée, son unique prétention en

publiant ce travail, est de suppléer momentanément à un livre devenu nécessaire, du moins, jusqu'à ce qu'il plaise à un autre plus habile et plus capable, de rendre cet important service à l'industrie qui l'attend.

Cela bien expliqué, afin de prévenir toute fausse interprétation de la pensée qui l'a dirigé, l'auteur doit ajouter, pour être juste envers lui-même, qu'il a cependant fait les plus grands efforts, pour ne pas rester trop au dessous de la tâche qu'il s'était imposée, quelque peu de durée d'ailleurs qu'il dût supposer à son œuvre. Le lecteur en pourra juger, du moins d'une manière préalable, par l'exposé suivant des idées qui lui ont servi de guide, et du plan qu'il a cru devoir suivre, dans la distribution et l'arrangement des différentes parties de son travail.

2^o**Idee et plan de ce Traité.**

Quelle différence doit exister entre un traité élémentaire de chimie générale et un ouvrage destiné à donner une connaissance positive et raisonnée de cette science à ceux qui veulent l'apprendre, en l'appliquant plus particulièrement aux travaux des arts et des manufactures, ou à l'industrie en général ?

S'ils se confondent par un point la science proprement dite, l'application les distingue essentiellement.

Dans un traité élémentaire de chimie générale, l'auteur doit évidemment se borner à tracer les principes de la *science pure*, à en réunir les faits principaux dans un ordre régulier et méthodique, à les développer, à les expliquer, à les lier enfin à l'ensemble de son travail par le moyen des théories les plus simples, les plus claires, et nous devons ajouter aussi, le plus généralement admises. S'il touche, en passant, aux applications, ce ne sera que pour signaler en peu de mots les plus importantes, les plus utiles, et sans s'arrêter aucunement à les approfondir.

Un ouvrage élémentaire de chimie industrielle doit nécessairement contenir aussi les principes de la science générale, car, sans celle-ci, l'enseignement qui ressort de l'étude des faits devient stérile, la pratique reste routine. Privé des lumières de la science générale, l'homme d'industrie ne saurait comprendre, en effet, les phénomènes multipliés qui se montrent dans ses opérations, trouver la cause des insuccès et remédier aux accidents qui les accompagnent, marcher enfin d'un pas ferme et bien assuré dans la voie des perfectionnements et des inventions. Mais avec cette base essentielle et fondamentale de tout livre élémentaire destiné à servir de guide dans les travaux des arts et des manufactures, l'industriel aura besoin de trouver développé d'une manière spéciale et avec un soin plus particulier, tout ce qui se lie *scientifiquement* à l'*appli-*

cation, tout ce qui peut venir en aide à celle-ci, tout ce qui doit l'éclairer, la diriger, la garantir des erreurs, la conduire aux améliorations et la pousser aux découvertes.

Mais cette liaison de la science à l'application industrielle, comment faut-il l'établir, jusqu'où doit-elle s'étendre, quelles sont ses bornes naturelles ou du moins ses limites raisonnables? — L'appréciation des phénomènes chimiques doit-elle se confondre avec l'explication de l'art, avec la description du travail de l'ouvrier? — Faut-il, enfin, que la science comprenne le métier?

La science doit rester science. Pour son intérêt, comme pour celui de l'industrie elle-même, il faut qu'elle rejette, qu'elle repousse, tout ce qui se rapporte proprement et uniquement au travail manuel. Tout ce qu'elle prend à la pratique, elle doit en faire sa substance propre en lui imprimant sa forme, en lui appliquant son langage. — La science, c'est le maître, c'est l'intelligence qui dirige; l'art, c'est l'ouvrier, c'est la main qui exécute. — Qu'importe l'œuvre de la main, à l'industrie qui recherche les lumières de la science: ce n'est pas dans les livres qu'elle peut l'apprendre, c'est dans les ateliers. La science ne saurait enseigner le métier: l'ouvrier le plus ignorant, le travailleur le moins habile en sait davantage sur ce point que le savant le plus éclairé. — *J'ose dire à la confusion de ceux qui tiennent cette opinion, (que théorique a engendré la pratique),*

**

a dit Bernard Palissy avec son admirable bon sens, *qu'ils ne sçauroyent faire un soulier, non pas mesme un talon de chausse, quand ils auroyent toutes les théoriques du monde* (1). — Si donc la science est impuissante à faire comprendre le métier, pourquoi s'embarrasserait-elle de descriptions arides, qui viennent incessamment mettre obstacle à la clarté de ses raisonnements, à l'explication lucide de ses théories : matière inerte, gangue inutile au milieu d'un filon riche et précieux, elles ne font que rendre plus difficile et plus incomplète, la séparation de l'or pur de la pensée.

Un ouvrage élémentaire de chimie, même appliquée aux travaux de l'industrie, doit donc être essentiellement une œuvre de principes. Chaptal l'avait compris ainsi : = *J'ai prétendu, dit cet illustre savant, donner un ouvrage de principes et non un recueil de formules ou de procédés de manipulation. J'ai eu constamment en vue d'éclairer l'artiste en lui faisant connaître la cause de tous les résultats qui s'offrent à lui dans ses opérations et la nature des matières qu'il emploie. Je n'écris pas pour un art en particulier, mais j'écris pour tous et tâche de les ramener à des principes communs* (2).

(1) *Discours admirable de la nature des eaux et fontaines.*
Advertissement au lecteur.

(2) *Chim. appl. aux arts.*, Disc. prélim.

Dira-t-on qu'en élaguant ainsi tout ce qui se rapporte à la pratique de l'ouvrier, on ne fait plus un livre d'application, mais une œuvre de pure théorie, ce qui équivaldrait, aux yeux de certaines gens, à un travail parfaitement inutile? — Il y aurait en cela une double erreur : — D'abord l'application de la science à l'art, puisqu'elle repose sur l'expérience et l'observation, n'est pas simplement de la *théorique*; ensuite, et d'ailleurs, il ne faut pas autant mépriser les théories, car elles représentent les faits, car elles sont leur langage et leur expression vivante. = *Quelques personnes, a dit Berthollet, s'imaginent que les théories physiques ne sont que des systèmes auxquels on veut assujétir la nature, sans avoir aucun égard aux pratiques des ateliers; cependant les théories ne sont elles-mêmes que le résultat d'expériences analytiques : c'est toujours à l'observation des faits qu'elles ramènent* (1).

Ainsi donc, et suivant en cela l'exemple donné par l'auteur de la *Chimie appliquée aux arts*, nous avons dû faire et nous avons fait une œuvre de principes. Ajoutez même que nous avons compris d'une manière plus large encore et plus étendue l'application de la science à l'industrie; car les principes que nous présentons ne se rapportent pas seulement aux travaux des arts et manufactures, mais encore aux opérations agricoles, à celles de l'économie

(1) *Éléments de l'art de la teinture*, Avert.

domestique, à l'industrie humaine enfin, considérée dans son ensemble et d'une manière générale. C'est ce que nous avons voulu indiquer en adoptant un titre moins resserré, moins circonscrit, celui de *Traité élémentaire de Chimie industrielle*.

Ce titre, d'ailleurs, nous semble avoir une autre signification, que nous désirions qu'on y trouvât, celle d'annoncer un ouvrage dans lequel l'application est prédominée par la science. Or, tel est, en effet, le résultat que nous nous sommes efforcé d'obtenir dans notre travail. Le lecteur devait donc être averti par le titre même de ce livre, qu'il le trouvera plus scientifique, soit dans la forme, soit dans les détails, qu'il ne s'y attend peut-être.

Le parti que nous avons pris à cet égard est facile à justifier.

Que demande l'industrie à la science chimique pour ne pas marcher en aveugle dans ses travaux ?

Elle demande :

1° Une connaissance générale de cette science, suffisante pour lui faire prévoir, expliquer et apprécier les réactions qui se passent dans les opérations des arts.

2° Des renseignements chimiques nécessaires à chaque travail industriel en particulier, renseignements qui ne sauraient être trop étendus, trop multipliés, et qui doivent principalement porter :

Sur la nature et les propriétés des matières mises en œuvre dans les ateliers ;

- Sur leurs variétés dans le commerce, et sur leur bon ou mauvais état de conservation ;
- Sur leur état de pureté ou d'impureté ;
- Sur les modifications et les changements qu'elles éprouvent réciproquement de leur contact ;
- Sur l'influence que leur font subir les grands agents de la nature et de l'art, l'eau, l'air, la lumière, le calorique.

Cette connaissance théorique générale, nécessaire pour expliquer la marche ordinaire des opérations des arts et pour en apprécier les phénomènes insolites ; ces renseignements spéciaux, ces nombreux détails particuliers, indispensables pour éviter les insuccès dans les procédés connus, indispensables aussi pour modifier, améliorer, perfectionner les moyens déjà usités, qui peut les donner, si ce n'est la science proprement dite ?

C'est donc à la science elle-même que nous devons avoir et que nous avons eu recours, pour introduire implicitement dans notre travail, des réponses nettes, claires et positives à toutes les questions que pourront lui adresser les hommes d'industrie.

Mais, compris ainsi, le champ de la chimie industrielle, quoique isolé déjà de l'art ou de la technologie, restait encore immense, puisqu'il devait contenir la chimie générale et la chimie spéciale. Or, comment resserrer, contenir une matière si étendue dans le cadre d'un livre élémentaire ?

taire, sans la soumettre à de nombreux retranchements, sans élaguer, abrégger, supprimer, beaucoup et partout, dans l'ensemble comme dans les détails!

Pas plus qu'un autre, comme on doit le penser, nous n'avons pu échapper à cette nécessité fatale; mais peut-être (du moins nous aimons à le croire) avons-nous procédé d'une manière plus convenable, plus heureuse que d'ordinaire, dans le triage, la séparation et le choix des matériaux immenses qui se présentaient à nous.

Quelques explications à cet égard justifieront peut-être ce que nous venons d'avancer.

Loin de parler, comme on le fait généralement dans les ouvrages élémentaires, de tous les corps connus, simples ou composés, utiles ou sans usages, en ramenant l'histoire de chacun, sinon à des dimensions égales pour tous, du moins à des proportions trop rapprochées d'étendue pour qu'il n'en résulte pas des mutilations fâcheuses, même dans les parties qui seraient les plus nécessaires, nous avons procédé sur des bases tout-à-fait différentes, c'est-à-dire, coupé et retranché sans hésitation, tout ce qui nous a paru inutile, soit au point de vue de la théorie générale, soit à celui de l'application, pour donner, avec les développements quelquefois les plus minutieux, tout ce qui était susceptible, au contraire, de fournir quelques lumières à l'industrie.

Ainsi, nous avons laissé de côté, supprimé

complètement, ce qui se rapportait à cette foule de métaux rares que les savants eux-mêmes connaissent à peine, et dont l'utilité, en raison surtout de la difficulté extrême de s'en procurer, n'est pas même encore à l'état de problème. — S'ils figurent dans notre travail, ce n'est à peu près que de nom : c'est là, en effet, tout ce que pouvait exiger à leur égard la science générale. Nous en dirons autant (et ceci se rapporte surtout aux innombrables créations de la chimie organique) de la plupart des composés découverts depuis quelques années, corps nouveaux que la science pure enregistre avec raison dans ses archives, mais dont, il faut bien l'avouer, rien encore ne saurait faire prévoir l'application et l'utilité (1).

Nous avons donc séparé, retranché sans hésitation de la chimie, tout ce qui ne se rattachait pas nécessairement à la science générale, tout ce qui ne pouvait fournir aucune lumière sur les réactions qui s'opèrent dans les travaux des arts, et sur la nature des substances qui sont mises en œuvre dans les ateliers.

Ce n'est pas tout : de même que nous avons soigneusement évité les longues et fastidieuses descriptions des outils, des vaisseaux et des machines

(1) Beaucoup de ces composés, sans doute, viendront augmenter un jour le nombre des substances utiles. Mais pourquoi nous en inquiéterions-nous au moment présent : un livre élémentaire de chimie dure si peu !

qui servent à la pratique des opérations des arts, nous avons dû écarter aussi, le plus qu'il nous a été possible, et avec bien plus de raison encore, celles des instruments et des appareils usités pour les recherches de la science; dans les cabinets de physique et les laboratoires de chimie. Leur connaissance, en effet, et l'habitude de leur emploi, ne sauraient s'acquérir dans les livres : c'est par l'exercice de la main, c'est par la pratique, c'est en opérant soi-même qu'on peut se familiariser avec la construction et la manœuvre des appareils; c'est dans les laboratoires, et c'est là seulement, qu'on s'exerce à les remplacer les uns par les autres, à les modifier d'après ses besoins, à les simplifier suivant ses ressources; ou qu'on apprend enfin, comme l'a dit si énergiquement Gay-Lussac, *à scier avec une lime, à limer avec une scie*. — En opérant ces retranchements, nous n'avons fait d'ailleurs que suivre les conseils et l'exemple de Lavoisier : = *J'ai reconnu d'après ma propre expérience, a dit cet illustre chimiste, que des descriptions minutieuses, des détails de procédés et des explications de planches, figuraient mal dans un ouvrage de raisonnement; qu'elles interrompaient la marche des idées, et qu'elles rendaient la lecture de l'ouvrage fastidieuse et difficile* (1).

Au moyen de ces divers retranchements, opérés

(1) *Traité élém. de chimie*, tom. 2.

dans les parties qui auraient été un embarras bien plus qu'une richesse, nous avons pu rester à peu près dans les limites d'un ouvrage élémentaire, et donner cependant avec une extension inaccoutumée, tout ce qui se rapportait aux choses utiles, tout ce qui pouvait servir à l'application, soit en éclairant seulement la pratique ordinaire, soit en lui fournissant des idées nouvelles. C'est ainsi, par exemple, que nous sommes entré dans les plus petits détails, et de manière à ne négliger rien ou à peu près rien de ce qu'on sait de leur nature et de leurs propriétés, toutes les fois qu'il s'est agi des matières les plus importantes usitées dans les ateliers, et surtout des éléments généraux de la production manufacturière, dont la connaissance approfondie importe, sans exception, à tous les travaux, à toutes les industries. En procédant ainsi, il nous est fréquemment arrivé, comme, par exemple, en traitant de l'air, de l'eau, du carbone, de transformer chaque histoire particulière en une sorte de monographie qui pût dispenser de consulter une foule d'ouvrages spéciaux, où les mêmes notions se trouvent disséminées, et qu'il est souvent très-difficile de se procurer, quand on a d'ailleurs le temps, les moyens et la volonté d'y recourir.

On le voit, nous n'avons pas, comme d'ordinaire, taillé uniformément dans l'arbre de la science, abattu sans réflexion et sans choix tout ce qui se présentait au tranchant du fer; loin de là: tout en éla-

guant avec soin les branches stériles, nous avons laissé s'épanouir sans limites, en rameaux et en ramuscules, celles qui nous ont paru susceptibles de porter des fruits.

En procédant ainsi, nous avons cru adopter la direction la plus convenable et la plus utile à nos lecteurs. Peut-être cependant trouvera-t-on déplacé que nous soyons entré dans certains détails qui pourront paraître minutieux et superflus. Qu'on veuille bien, s'il en est ainsi, se mettre un instant au point de vue où nous nous sommes placé : peut-être alors arrivera-t-on à en juger autrement. Quand il s'agit, en effet, des matières principales usitées dans les ateliers, ou des agents généraux de la nature et de l'art, il n'y a point de fait, quelque peu important qu'il paraisse d'abord, qui ne puisse fournir un renseignement avantageux, donner matière à une observation utile, amener une amélioration ou un perfectionnement, conduire même et pousser à une découverte.

Il est un point sur lequel on ne nous accordera peut-être pas aussi facilement raison. Nous voulons parler des détails historiques sur les découvertes qui ont enrichi la science et l'industrie, et de la citation des auteurs dont nous avons rapporté les recherches ou fait connaître les opinions. Assurément nous eussions pu supprimer tout ce que nous avons dit à cet égard, sans que personne y trouvât à redire (car nous n'aurions fait que nous conformer

à l'usage général), sans même que notre livre perdît beaucoup de son utilité, du moins aux yeux du plus grand nombre. Mais en agissant ainsi nous eussions manqué de reconnaissance et de justice envers les hommes qui ont élevé l'édifice de la science (1). L'histoire de l'observation scientifique et des découvertes qui en ont été le résultat, n'est pas d'ailleurs aussi futile qu'on pourrait le croire, et possède en réalité plus de valeur qu'on ne le pense généralement : indépendamment de ce qu'elle rend moins aride une lecture nécessairement sèche par elle-même, elle fixe dans l'esprit des faits qui peut-être n'y seraient pas restés, donne des notions précieuses sur l'art d'observer et de faire des expériences, et pousse nécessairement au goût de l'étude et du travail, par l'ardent désir qu'elle fait naître d'imiter les grands hommes que leur pratique a illustrés. La relation de leurs travaux et l'aspect de la célébrité

(1) Laisser dans l'oubli, en parlant des découvertes, les noms des hommes à qui la science en est redevable, c'est les priver de leur bien le plus précieux. — *La perdita del patrimonio, della vita stessa*, s'écriait Galilée, dans sa défense contre les attaques du milanais Baldessar Capra, *non possono uguagliare quello della gloria che acquistiamo col nostro talente, co' nostri lavori.*

..... *In estremo grado di dolore ci riduce colui, che dell'onore della fama, e della meritata gloria, bene non ereditato non dalla natura, non dalla sorte, ò dal caso, ma dai nostri studi, dalle proprie fatiche, dalle lunghe vigilie contribuitoci... ci spoglia.* — Difesa di Galileo Galilei, etc. — Opere di Galileo Galilei Linceo nobile fiorentino. Bologna, 1657, p. 81.

qu'ils en ont acquise enflamment les esprits généreux, et les passionnent pour une carrière qui offre la renommée en perspective (1). Corrège, à la vue des ouvrages de Raphaël, s'écriait : *Anch'io son pittore!* Combien de jeunes gens, éblouis de la gloire des Lavoisier, des Berthollet, des Bichat, des Cuvier, se sont dit, à l'exemple du peintre de la Madeleine : *et moi aussi, j'inscrirai honorablement mon nom sur le livre de la science!* — Que de fois, en effet, n'a-t-on pas vu le seul récit d'une découverte devenir l'origine et la cause immédiate d'une découverte nouvelle!

Après avoir indiqué comment a été conçu ce travail et quelle pensée a présidé au choix des matériaux qui le composent, il nous reste à faire connaître au lecteur la direction philosophique adoptée et suivie dans l'exécution.

Notre pensée dirigeante continuelle, notre préoccupation constante a été la *recherche de la clarté*, soit dans le fond même des choses, soit dans la forme. — Dans un ouvrage de science, bien plus encore que dans une œuvre purement littéraire, la

(1) *L'estime que la vraie science inspire est un motif puissant pour l'acquérir, et par conséquent pour perfectionner les moyens employés à l'étendre; la gloire qu'elle promet, le bien public qu'elle procure, excitent l'émulation et fécondent le génie.* (Jean Sennebier, *Essai sur l'art d'observer et de faire des expériences*, t. I, p. 16.)

première condition pour l'écrivain, son premier devoir est d'être *clair* : l'élégance, l'éclat, l'harmonie du style ont suffi quelquefois pour donner de la vie à des œuvres d'imagination qui péchaient plus ou moins par l'obscurité de la pensée et le vague de l'expression ; dans un travail comme le nôtre, ces qualités seraient sans valeur par elles-mêmes ; si elles en peuvent acquérir, ce n'est qu'en se conciliant avec une *clarté parfaite*, qui permette de voir de la manière la plus nette et la plus distincte, dans l'ensemble comme dans les détails, ce qui constitue la substance même de l'œuvre.

Pour obtenir la clarté, on se contente quelquefois d'opérer le triage et la séparation de tout ce qui paraît trop difficile à expliquer et à faire comprendre. Ce moyen est, en effet, d'une pratique facile ; mais on ne parvient d'ordinaire, en l'employant, qu'à rendre la science sèche et sans intérêt. Et, pour ne parler que de la chimie, c'est une erreur de croire que, pour l'enseigner avec succès, il faille la rapetisser, l'amoindrir, en retranchant de sa substance tout ce qui paraît d'une explication peu facile. Les choses les plus difficiles à bien exprimer peuvent être rendues avec clarté, quand elles sont nettement comprises par celui qui doit en donner la démonstration, lorsqu'il connaît parfaitement la valeur des mots et qu'il veut se donner la peine d'élaborer son expression, jusqu'à ce qu'elle acquière la justesse, la transparence, la limpidité qu'elle doit avoir. Cuvier,

dans son *Discours sur les révolutions du globe*, a démontré, de la manière la plus éclatante, que la langue française, par la clarté qui lui est propre et qu'elle doit à sa construction logique, peut se prêter aux explications les plus compliquées, est apte (pour qui connaît ses ressorts et sait la manière d'une façon un peu habile) à développer, à élucider la science la plus abstraite, au point même de la rendre claire et saisissable aux intelligences les plus ordinaires.

Pour être clair, nous n'avons donc pas cherché à éluder les difficultés ; notre devoir était de les attaquer de front, et nous l'avons fait autant qu'il était en nous de le faire, sinon avec tout le talent désirable, du moins avec la volonté ferme et patiente de les soumettre au joug d'une analyse sévère, à l'élucidation d'un langage toujours simple, précis et logique.

La clarté que nous désirions vivement apporter dans l'exécution de notre œuvre, nous l'avons seulement demandée à l'*ordre*, à la *méthode*, dans la distribution et l'arrangement des parties ; à la *simplicité*, à la *propriété*, à l'*exactitude* de l'expression, soit dans l'exposition des faits, soit dans l'explication des théories.

L'ordre adopté a consisté d'abord dans le classement régulier des matériaux, puis dans leur division, et dans le classement secondaire des parties divisées et subdivisées. Suivant le précepte de Descartes, =

Nous avons commencé par les objets les plus simples et les plus aisés à connaître, pour monter peu à peu, comme par degrés, à la connaissance des plus composés, et supposant même de l'ordre entre ceux qui ne se précèdent point naturellement les uns les autres (1).

L'ordre relatif aux divisions d'un objet en particulier, une fois adopté, nous l'avons appliqué, sans modification et sans changement, à tous les autres : nous ne ferons pas ressortir ici les avantages nombreux qui résultent de cette distribution uniforme, nous les avons signalés au chapitre 4^e de notre 1^{er} volume; il sont d'ailleurs faciles à saisir.

Pour être *clair* dans l'*expression*, nous avons dû, autant que possible, nous montrer sobre de paroles, car tout ce qui est inutile à l'exposition d'un fait ou d'une théorie devient une cause d'obscurité; mais, tout en nous efforçant d'être ménager des mots, nous n'avons pas dû l'être des explications. Souvent donc, et toutes les fois que cela pouvait être utile, nous avons cru devoir retourner notre pensée sous plusieurs formes, dans l'espoir de parvenir ainsi à la faire mieux comprendre. Par la même raison, nous n'avons pas craint de nous laisser aller à quelques répétitions, et cela toutes les fois qu'il pouvait en résulter un avantage pour nos lecteurs : il est, en effet, des choses si importantes à savoir, si né-

(1) Descartes, *Discours de la méthode pour bien conduire sa raison et chercher la vérité dans les sciences*. 2^e part.

cessaires à retenir, qu'on ne saurait trop insister à leur égard, en frappant souvent sur le même point, pour les forcer d'entrer et de rester dans l'esprit.

Un savant a dit : *Pour être clair, soyez court* : cet axiôme nous a toujours servi de guide et de règle de conduite. Nous avons donc évité, autant que possible, dans notre travail, les longs alinéas, les phrases cicéroniennes, les périodes longues et traînantes, et pour cela nous avons multiplié les divisions, les subdivisions, avec la précaution de les rendre distinctes, par des titres particuliers, par des numéros et par des modifications de caractères. La même raison nous a fait rejeter du texte tout ce qui pouvait embarrasser la marche de la phrase et le développement de la pensée, tout ce qui était incident pour le sujet comme pour le discours. L'adoption des notes, en plus grand nombre que d'ordinaire, nous a permis, d'ailleurs, d'entrer dans une foule de détails utiles, ou seulement curieux, qui ne paraîtront peut-être pas sans intérêt (1).

Après avoir fait connaître au lecteur comment nous avons procédé, soit pour le fond, soit pour la forme, il nous resterait à justifier les classifica-

(1) Dans ces notes nous nous sommes particulièrement attaché à donner l'étymologie et à faire connaître le véritable sens des mots techniques : nous pensons qu'on nous saura gré d'une attention, superflue sans doute pour quelques lecteurs, mais dont le plus grand nombre tirera certainement avantage.

tions, la nomenclature et les explications théoriques adoptées dans ce traité ; peu de mots suffiront pour cela : ce sont celles généralement usitées en France ; cette considération seule a dû nous prescrire leur adoption (1).

Et maintenant, avant de finir, qu'il nous soit permis de réclamer l'indulgence du lecteur pour les imperfections indépendantes d'un travail tel que le nôtre. Bien que nous nous soyons livré aux recherches les plus laborieuses, que nous ayons répété beaucoup d'expériences, et que nous soyons remonté aux sources mêmes des applications, en les étudiant, autant que possible, dans les ateliers et les manufactures, quelques reproches d'omission, d'inexactitude, d'erreur même, pourront peut-être nous être adressés. — A cet égard, nous ne demandons qu'une chose, c'est qu'on nous tienne compte de nos efforts pour bien faire, et qu'on se rappelle d'ailleurs, qu'étant de l'humanité, nous ne pouvons prétendre à la perfection.

(1) Nous n'avons hésité à cet égard que sur un seul point : le choix à faire entre la théorie atomique et celle des équivalents chimiques. Cette dernière, qui ne procède que de l'expérience, et vers laquelle tous les esprits positifs tendent à revenir, nous eût paru plus convenable pour un livre de science appliquée, et nous l'eussions adoptée exclusivement, si nous n'eussions cru devoir attendre pour cela, l'exemple des hommes dont le nom fait autorité dans la science.

LIVRE PREMIER.



GÉNÉRALITÉS. — MÉTALLOÏDES.

TRAITÉ ÉLÉMENTAIRE

DE CHIMIE

INDUSTRIELLE.

CHAPITRE PREMIER.

PRINCIPES GÉNÉRAUX.

Ce que c'est que la Chimie; en quoi elle diffère de la Physique.

1. La CHIMIE est une science qui a pour OBJET : L'ÉTUDE DE L'ACTION MOLÉCULAIRE ET RÉCIPROQUE DES CORPS, LA SÉPARATION DE LEURS PRINCIPES OÙ ÉLÉMENTS, ET L'EXAMEN DES COMPOSÉS QU'ILS PEUVENT FORMER; pour MOYENS : L'ANALYSE ET LA SYNTHÈSE; pour BUT : LA CONNAISSANCE DE LA NATURE INTIME DES CORPS, ET DES FORCES OU CAUSES QUI DÉTERMINENT LEURS RÉACTIONS.

2. La *Physique* diffère de la chimie, en ce qu'elle ne s'occupe que de l'action réciproque des corps agissant en masses et à des distances plus ou moins considérables, sans que leur nature en soit ALTÉRÉE. — L'action *physique* opère donc sur les corps sans les dénaturer : une

boule de cuivre, une plaque de marbre, un fragment de verre, etc., n'éprouvent généralement qu'une modification passagère quand on les soumet à l'influence de la *lumière*, quand on les *chauffe*, ou bien encore quand on les *électrise*; une fois que l'action physique a cessé, ces corps ne diffèrent en rien de ce qu'ils étaient auparavant. — Quand la *lumière*, le *calorique* ou l'*électricité* modifient en quelque chose la nature d'un corps soumis à leur influence, ils exercent une *action chimique*; celle-ci comprend en effet tous les phénomènes (1) qui se manifestent dans les combinaisons et les décompositions.

3. La chimie *industrielle*, indépendamment de la science pure qui en est la base et qui constitue la chimie proprement dite, s'applique particulièrement à faire connaître les substances chimiques employées dans les ateliers, et à expliquer les réactions et les phénomènes de toutes les opérations qu'on y pratique.

Ce qu'il faut entendre par le mot CORPS.

4. On donne le nom de *corps* à toute partie de la matière qui occupe un *certain espace*, c'est-à-dire qui a trois dimensions : *longueur*, *largeur* et *épaisseur*.

5. Une partie de la matière est impondérable ou n'exerce aucune action sur la balance; elle se compose de ce qu'on appelle le *calorique*, la *lumière*, l'*électricité*, qu'on a nommés pour cette raison *corps impondérables*.

(1) On entend par *phénomène chimique* tout ce qui frappe la vue ou les autres sens, tout ce qui se montre ou apparaît pendant la réaction d'un corps sur un autre corps. Ce mot vient du grec φαινόμενον (*phénoménon*), qui signifie *apparenc.*

dérables. — La *matière pondérable*, comprend tous les corps qui, étant soumis à l'attraction de la terre, sont *équilibrés à un poids quelconque*, ou peuvent être pesés.

Pesanteur. — Densité. — Poids spécifique des corps.

6. Les corps pondérables ont chacun, à volume égal, un poids différent. — On appelle *densité* ou *pesanteur spécifique* le poids d'un corps d'un certain volume comparé à celui d'un autre corps d'un volume égal. — L'eau distillée, à son maximum de densité ($4^{\circ} + 0$), sert toujours de point de comparaison pour les solides et les liquides; — l'air atmosphérique, pesé à 0° et à $0^m 76$ de pression, remplit le même office pour les gaz et les vapeurs.

EXEMPLES: — Quand on dit la pesanteur spécifique de l'or est de 19,257, et celle de l'éther sulfurique, (à $20 + 0$) de 0,713, cela signifie qu'un volume d'or pèse 19 fois et 257 millièmes de fois le poids d'un même volume d'eau distillée, à $4^{\circ} + 0$, et qu'un volume d'éther sulfurique ne pèse que 713 millièmes du même poids ou de mille millièmes d'eau. — S'agit-il, au contraire, d'un gaz, du chlore, par exemple, dont la densité égale 2,4216; cela veut dire, qu'à volume égal, à la même température et à la même pression, ce gaz pèse 2 fois et 4216 dix-millièmes de fois le poids de l'air atmosphérique.

Etats divers que peuvent affecter es corps pondérables.

7. Les corps sont susceptibles de se présenter sous

trois états ; ils peuvent être *solides, liquides, gazeux ou aériformes*.

Les corps *solides* ont leurs molécules (1) adhérentes les unes aux autres, et parfaitement fixes, d'où il résulte pour eux une *figure* ou *forme* particulière qu'ils conservent dans toutes les positions. — Les solides sont plus ou moins élastiques, et cela en raison directe de leur *dureté*.

8. Les molécules des *corps liquides* sont susceptibles de mobilité, et roulent les unes sur les autres par la moindre agitation. Il résulte de cette disposition, qu'ils n'ont pas de *forme propre*, mais qu'ils prennent la forme intérieure des vases qui les contiennent, et dans lesquels ils se *moulent* par le repos, en affectant toujours une surface horizontale. — Les liquides ont de plus pour caractère de n'être que *très-faiblement compressibles*, et encore par des forces considérables (voy. *eau*), ce qui fait qu'ils sont doués de *très-peu d'élasticité* (2).

9. Les *gaz*, les *vapeurs* ou les corps à l'état *aériforme*, sont infiniment *plus légers* que les liquides et les solides; quand l'eau, par exemple, passe de l'état liquide à l'état de vapeur, elle acquiert un volume 1,700 fois plus grand que son volume primitif. — Les corps à

(1) *Particules* les plus ténues des corps. — Le sens réel de ce mot est expliqué plus loin.

(2) Si l'on remplit exactement une sphère d'or avec de l'eau, et qu'on la soumette ensuite à une forte compression, on voit le *liquide* suinter à travers la couche métallique, dès que la sphère commence à se déformer (Expérience de l'Académie del Cimento.)

Canton, OErsted et Perkins, en comprimant les liquides, ne sont parvenus à leur faire subir qu'une diminution égale au 45 millionième de leur volume primitif, pour chaque pression identique à celle que produit le poids total de l'atmosphère.

l'état aériforme peuvent *s'écouler* ou sont fluides (1) comme les liquides, et beaucoup plus qu'eux. Cette propriété résulte de la *mobilité infinie* et du très-grand écartement de leurs particules. — Les molécules des corps aériformes ont en effet une tendance à s'écarter les unes des autres qui paraît indéfinie, et qui n'est bornée, en réalité, que par la somme de l'attraction incessamment exercée sur elles par la masse terrestre. — De cette tendance incessante à l'écartement de leurs particules résulte l'*élasticité très-grande* des gaz et des vapeurs, élasticité qui est en *raison directe de la compression qu'on leur fait subir*, et inverse de leur dilatation. — C'est la même cause qui fait que les corps aériformes, *quelle que soit leur quantité*, remplissent toujours exactement les vases dans lesquels on les enferme (2) (3).

(1) Le mot *fluide* vient du latin *fluere*, couler, s'épancher. — On appelle souvent les gaz *fluides élastiques*, ce qui les distingue suffisamment des *fluides liquides* dont l'élasticité est presque nulle.

(2) M. Boutigny a signalé récemment un quatrième état des corps qu'il appelle *état sphéroïdal*; il désigne par là la forme globulaire que prennent l'eau et les liquides, même les plus volatils, comme l'éther, quand on les met en contact avec une surface métallique rougie au feu, avec du verre fondu, ou avec tout autre corps lisse ou poli élevé à une haute température (V. *Eau*); les cas de cette nature présentent, en effet, un phénomène particulier, très-curieux à observer, c'est que le liquide, repoussé par le calorique qui s'échappe en proportion considérable du corps chaud avec lequel on a voulu le mettre en contact, s'échauffe peu et ne s'évapore que très-lentement. Mais n'est-il pas évident que ce n'est là qu'une modification de l'état liquide?

(3) Les propriétés *générales* des gaz seront étudiées plus loin, en parlant des propriétés de l'air, qui est le type des corps gazeux (V. *Air atmosphérique*).

10. La cause *essentielle* (1) de cette différence d'état des corps est le *calorique* ou principe de la chaleur, qui les pénètre en proportion plus ou moins considérable. Le calorique, en s'interposant entre les molécules des corps solides, les écarte les unes des autres, en raison directe de sa quantité, et les fait passer d'abord à l'état liquide, ensuite à l'état aériforme. Beaucoup de corps solides peuvent passer facilement à l'état liquide, et de l'état liquide à une sorte d'état gazeux qu'on appelle *état de vapeur*. C'est ce qui arrive, par exemple, quand on chauffe le soufre. L'eau, à une très-basse température, est solide ou à l'état de glace; si on la met en contact avec le feu, le calorique la pénètre, écarte ses particules, les rend mobiles les unes sur les autres, et change bientôt la glace en eau liquide. — Une fois devenu liquide, ce corps si l'on continue à le chauffer, s'imprègne encore d'une plus grande quantité de calorique, et passe de cet état à celui de vapeur.

11. D'après ce qui précède, l'état où nous observons habituellement les corps inorganiques terrestres est purement *accidentel*, il est la conséquence ou le résultat de la *température* et de la *pression* atmosphériques dans le lieu où se trouve l'observateur et dans le moment de l'observation. — Cela est si vrai, qu'on peut voir un même corps sous divers états en passant d'une contrée très-chaude dans un pays très-froid : — L'acide cyanhydrique est un gaz pour les habitants du Sénégal; il est li-

(1) Le mot *essentiel* est ici un *correctif* nécessaire, car, une autre cause, la *compression*, exerce une influence réelle et même puissante sur l'état des corps. Ainsi l'acide carbonique et d'autres gaz deviennent liquides quand on les comprime très-fortement. — L'arsenic, à la pression ordinaire de l'atmosphère, passe directement, quand on le chauffe, de l'état solide à l'état de vapeur, mais il peut affecter aussi l'état liquide, quand sa vapeur se trouve comprimée.

quide pour ceux de la zone tempérée. Un chimiste Groenlandais pour rait parler du chlore comme d'un liquide ; pour nous c'est un gaz. (*Hoefler, chim. minérale*). — Pendant six mois de l'année le Lapon ne voit l'eau qu'à l'état solide ; elle est liquide dans tous les temps pour l'habitant de la zone torride. Le mercure, qui est généralement liquide, devient quelquefois solide et malléable dans certaines parties de la Sibérie. M. Demidoff a vu ce métal geler et se solidifier dans les baromètres, ce qui suppose au moins une température de 40° au-dessous de zéro.

12. Les physiiciens enfin pensent généralement qu'il n'y a pas de corps, indécomposable par le feu, qui ne puisse passer par les trois états indiqués ; on connaît, en effet, peu de solides qui, à l'aide d'une très-haute température, ne soient susceptibles d'être fondus ou vaporisés. La plupart des liquides ne se congèlent-ils pas quand on les refroidit très-fortement ? et si quelques-uns ont résisté jusqu'ici, cela ne tient-il pas évidemment à ce qu'on n'a pas encore trouvé le moyen d'abaisser suffisamment leur température ? — Une analogie semblable nous conduit, dit J. F. W. Herschel (*Essai on natural philosophy*), à conclure que les fluides aëriformes ne sont que des liquides tenus à l'état gazeux par la chaleur. Plusieurs ont été liquéfiés à l'aide du froid combiné avec une haute pression (*gaz coercibles* (1)), et comme l'emploi de ces moyens se perfectionne de plus en plus, le nombre des gaz qui résistent à leur action (*gaz incoercibles*) diminue de jour en jour, et le moment n'est peut-être pas éloigné où l'on parviendra à liquéfier ces derniers tout comme les autres.

(1) *Coercible* signifie *qui peut être resserré* ; ce mot vient du verbe latin *coercere*, contenir, resserrer. Cicéron a dit : *Coercere ripis amnem*, contenir, resserrer un fleuve dans ses rives.

Ce qui distingue les GAZ des VAPEURS.

13. En parlant des corps réduits à l'état de fluide élastique, il a été question de *gaz* (1) et de *vapeurs* : il ne faut pas confondre en effet ces deux classes bien tranchées de l'état aériforme.

(1) Les premières notions que la science a possédées sur les gaz remontent à Paracelse, mort en 1534, et même aux principaux alchimistes qui l'ont précédé; ils avaient remarqué qu'il se dégage pendant la *combustion*, la *fermentation*, et dans quelques autres *réactions* des corps, une substance volatile, élastique, dont ils ignoraient la nature, et qu'ils considéraient comme de l'air; ils l'appelaient *spiritus sylvestre*, *esprit des bois*, *esprit sauvage*.

Van-Helmont, disciple de Paracelse, donna à cette matière subtile le nom de *gaz*, *gaz sylvestre*, tiré d'un mot allemand qui signifie *esprit*. Il la considère comme une vapeur incoercible qui ne peut ni se rassembler dans des vases, ni se réduire sous forme visible. Du reste, Van-Helmont l'avait observée dans un grand nombre de circonstances : elle se dégage, selon lui, de toute matière en fermentation, dans la préparation du vin, de l'hydromel, du pain; elle se produit quand on fait cuire les végétaux, quand on brûle la poudre à canon, et dans la combustion du charbon et du bois. C'est aussi, selon lui, la même substance élastique qui donne lieu au phénomène observé dans la Grotte du Chien, et qui se dégage quand les acides font effervescence avec les terres et avec les alcalis. C'est encore, dit ce célèbre médecin, à la corruption des aliments et au *gaz* qui s'en dégage que sont dus ce qu'on nomme les vents, les rapports, etc. Il explique enfin par la même cause l'enflure des cadavres qui ont séjourné sous l'eau. (*Tractatus de flatibus*.)

On est étonné, dit Lavoisier, en lisant ce *Traité*, d'y trouver une infinité de vérités qu'on a coutume de regarder comme plus modernes, et l'on ne peut s'empêcher de reconnaître que Van-Helmont avait dit dès-lors tout ce que nous savons de mieux sur cette matière. (Lavoisier, *Précis historique sur les émanations élastiques*. — Opus. phys. et chim. deuxième édit.,)

Les gaz se distinguent essentiellement des *vapeurs* en ce qu'ils sont *permanents* à la température et à la pression ordinaires de l'atmosphère, ou à des températures

Van-Helmont avait donc reconnu des matières gazeuses se formant dans beaucoup de circonstances, mais il ne les considérait que comme de l'air ordinaire. — Boyle, après beaucoup d'expériences curieuses, nomma *air artificiel* ce que Van-Helmont appelait *gaz*, et reconnut, comme le premier l'avait déjà remarqué, que les animaux perdent la vie quand ils respirent cet air artificiel.

Hales fit ensuite de nombreuses expériences sur l'air dégagé dans les circonstances qui viennent d'être indiquées, et inventa un appareil pneumato-chimique, au moyen duquel il put déterminer la quantité d'air artificiel qui se produisait dans chaque opération. Cet appareil, perfectionné par plusieurs chimistes, a conduit Priestley à l'invention de la cuve hydro-pneumatique qu'on emploie encore aujourd'hui pour recueillir les gaz insolubles ou peu solubles dans l'eau.

Malgré les beaux travaux de Hales et la découverte de Venel, qui avait obtenu une grande quantité d'air des eaux minérales acidules, et était parvenu à les imiter parfaitement; quoiqu'on eût reconnu depuis longtemps que, dans la décomposition au feu des matières végétales et animales, et dans la réaction de quelques acides sur le fer et le zinc, il se dégage un air inflammable, air par conséquent très-distinct de celui produit par la fermentation, lequel ne l'est pas moins de l'air atmosphérique, en 1750 on croyait toujours que l'*air artificiel* ne différait de l'air ordinaire, que parce qu'il était altéré par diverses substances. Baumé soutenait encore cette opinion vers la fin du dix-huitième siècle. (*Observations sur les expériences faites pour prouver la décomposition et la recomposition de l'air*, 1789. — *Appendice (à la 8^e édition de ses Nouveaux Élémens de Pharmacie), dans lequel on examine plusieurs principes fondamentaux de la nouvelle doctrine chimique*, 1797.)

Black, le premier, en faisant connaître l'air fixe ou acide carbonique, bien distinct par ses propriétés de l'air ordinaire, démontra qu'il existait plus d'une espèce d'air, et ouvrit la voie dans laquelle se sont illustrés Lavoisier, Priestley, Cavendish, etc., en faisant connaître beaucoup d'autres fluides aéri-

et des pressions qui s'en éloignent peu ; les vapeurs, au contraire, placées dans les mêmes conditions, reprennent l'état liquide ou solide si le corps qui les forme existe à l'un ou l'autre de ces états, dans les conditions ordinaires de température et de pression atmosphériques.

EXEMPLE : si l'on introduit dans un ballon quelques grammes d'éther sulfurique, et qu'on le fasse bouillir, ce liquide disparaît bientôt, et le ballon se remplit de vapeur d'éther ; mais celui-ci repasse immédiatement à l'état liquide aussitôt qu'on refroidit le vase où il s'est vaporisé. — Voilà le caractère d'une vapeur. — Remplissez au contraire le même ballon de chlore gazeux, d'ammoniaque ou d'acide carbonique, ils resteront à l'état aériforme, lors même que leur température sera abaissée à 5 ou 10 degrés au-dessous de zéro, ce qui les fera reconnaître pour de véritables gaz. — Ces gaz sont *coercibles* à la vérité, mais à des températures et à des pressions très-éloignées de celles qui constituent l'état ordinaire de l'atmosphère.

Forme et structure des corps solides.

14. Quand les corps vaporisés, quand les liquides passent à l'état solide, ils affectent généralement une forme régulière, géométrique, qui se rapporte à un type particulier pour chacun d'eux, et devient ainsi un caractère

formes essentiellement différents de l'air atmosphérique. — Toutes ces découvertes ont tant contribué aux progrès de la chimie, ont exercé une si grande influence sur la théorie de cette science, qu'on a désigné cette chimie toute nouvelle, par le nom de *chimie pneumatique* (du grec *πνεῦμα* (*pneuma*), air).

C'est le célèbre chimiste Macquer (*Dict. de chimie*) qui a appliqué le mot *gaz* comme désignation générique de tous les fluides aériformes permanents, analogues à l'air atmosphérique.

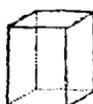
important pour les faire reconnaître. — Le *carbonate de chaux*, par exemple, prend la forme rhomboïdale (Fig. 1),

fig. 1.



au moins dans son noyau intérieur ; c'est ce qui constitue ce que les minéralogistes appellent *forme primitive*. Le *sulfure de plomb* se reconnaît à sa forme générale et à ses fragments qui sont *cubiques* (Fig. 2),

fig. 2.



— cette forme est aussi celle du *chlorure de sodium* (sel marin), de plusieurs autres sels, etc. Le diamant, le protoxide de cuivre se présentent dans la nature avec la forme d'un octaèdre régulier. (Fig. 3).

fig. 3.



— Quand les corps ont revêtu une forme régulière on dit qu'ils sont *cristallisés*.

On appelle *cristallographie* la science qui traite des formes cristallines des corps.

15. Mais au moment où les vapeurs et les liquides se solidifient, il peut survenir une cause qui trouble le travail de la cristallisation, et leur fasse prendre une forme

confuse, indéterminée; il peut arriver dans d'autres circonstances, que les corps cristallisés soient soumis à une force mécanique qui détruit leur forme régulière et agglomère leurs particules, de manière à ce qu'ils ne présentent à l'œil qu'un *ensemble irrégulier* et d'une apparence *indéterminable*. Dans ce cas on dit que les corps sont *amorphes* (1).

Un corps amorphe, comme une barre de fer, un fragment de marbre, un morceau de sucre, peut cependant présenter dans sa cassure une *apparence cristalline*, mais le plus souvent alors la cristallisation est confuse, et ne peut être rapportée à un type bien déterminé.

D'après ce qui précède, on doit comprendre qu'une même substance peut exister avec une *forme régulière* ou *sans forme déterminée*. C'est là en effet ce qu'on observe à chaque pas dans la nature: le sulfate de chaux constitue, la pierre à plâtre, aussi bien que le gypse cristallisé; la pierre à bâtir est formée de carbonate de chaux comme le spath d'Islande; seulement dans le dernier cas, ce sel est plus pur que dans le premier.

Nature des Corps.—Corps simples.—Corps composés.

16. Les corps sont *simples* ou *composés*.

On donne le nom de corps simples à ceux qui, traités par un grand nombre d'opérations, n'ont jamais fourni qu'une seule substance. Tels sont par exemple le fer, le cuivre, le soufre, le phosphore.

Les corps simples sont encore appelés *éléments*, par la raison qu'en s'unissant entre eux ils forment les *corps composés*.

(1) Ce mot est formé de l'a privatif des Grecs et du mot $\mu\omicron\rho\phi\eta$ (*morphé*), forme; il signifie donc *sans forme*.

Les corps simples ne le sont du reste que relativement à l'état actuel de la science, c'est-à-dire qu'on les regarde comme simples, parce qu'on n'en a jusqu'à présent retiré qu'une seule matière; peut-être de nouveaux travaux feront-ils connaître plus tard, que plusieurs de ces corps sont aussi composés ou formés de plusieurs éléments.

17. D'après ce qui précède, les corps composés résultent de la réunion de plusieurs corps simples. L'acide sulfurique, par exemple, est formé de deux éléments, qui sont le soufre et l'oxygène. Le sulfate de cuivre compte trois éléments: l'oxygène, le soufre et le cuivre. Le sucre est formé de trois éléments: l'oxygène, l'hydrogène et le carbone. La gélatine en a quatre: l'oxygène, l'hydrogène, le carbone et l'azote.

Constitution Intime des Corps. — Particules. — Molécules intégrantes. — Molécules constituantes.

18. Les corps, soit simples, soit composés, résultent de la réunion d'un nombre infini de particules qu'on appelle *atomes* ou *molécules*. (1).

Par les mots atomes, molécules, on entend en effet les parties les plus tenues qu'on suppose constituer les corps par leur agglomération, parties dont la petitesse serait telle, que la pensée ne peut admettre leur divisibilité (2).

19. Les mots *atome*, *molécule*, n'ont pas d'ailleurs, dans le langage de la science, le même sens que le mot *particule*. — Les particules sont les parties les plus pe-

(1) *Molécule* signifie *petite masse*; c'est un diminutif du latin *moles*, *masse*.

(2) Le mot *atome* est formé du grec *τεμνω* (*temnô*), *je coupe*, *je divise*, et de l'a privalif; il signifie donc: *qui ne peut être coupé, divisé*, ou autrement *qui est insécable*.

tites qu'on peut obtenir par la *division mécanique* des corps. Quand on pulvérise du soufre, de l'antimoine ou tout autre corps solide dans un mortier, quand on les broie ensuite très-longtemps sur un porphyre, on obtient une poudre extrêmement subtile, qui se compose de *particules* ou petits grains de poussière à peine perceptibles à l'œil. Chacun de ces grains, dont la réunion forme une poudre impalpable, est toutefois, dans l'opinion des physiciens, un groupe de particules infiniment plus petites que les chimistes appellent *molécules*. — En résumé, les particules sont généralement le résultat d'une division des corps par une action mécanique; les atomes ou molécules, au contraire, sont inaccessibles à l'action des instruments de pulvérisation; ce sont des êtres de raison qui ne peuvent tomber sous nos sens, et dont la pensée et la réflexion elles seules nous portent à admettre l'existence.

20. Tous les corps solides sont donc formés par un assemblage de molécules plus ou moins rapprochées les unes des autres; ces molécules ne pouvant se toucher par tous les points, laissent entre elles des *vides* plus ou moins grands qu'on appelle *pores*.

21. Quand les corps sont pénétrés par le calorique, et qu'ils augmentent considérablement de volume en passant de l'état solide à l'état liquide, et de celui-ci à l'état de vapeur, le nombre de leurs molécules n'augmente pas, mais elles sont portées à un éloignement plus considérable les unes des autres; d'où résulte l'agrandissement relatif des intervalles qui les séparent.

22. Il y a deux espèces de molécules: 1° les *molécules intégrantes ou homogènes*; 2° les *molécules constituantes ou hétérogènes*. (1).

(1) *Homogène* vient du grec ὁμοῦ (*omou*), semblable, et de γένος (*genos*), genre. *Hétérogène* a pour base le mot ἕτερος (*eteros*), autre, différent.

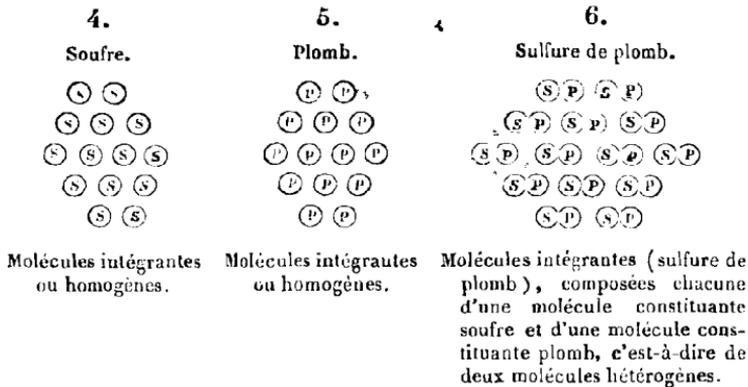
Les molécules *intégrantes* sont d'une nature *absolument semblable* à celle du corps qu'elles forment par leur réunion. — Ainsi une molécule de plomb supposée isolée est tout-à-fait identique par sa nature à une masse de ce métal. — Une molécule de sulfure de plomb ne diffère en rien d'une masse de ce même sulfure. D'où il résulte que *les corps, soit simples, soit composés, ont les uns comme les autres des molécules intégrantes.*

23. Les molécules *constituantes* ou *hétérogènes* sont celles qui, par leur réunion, *forment les molécules intégrantes des corps composés.* — Dans les corps composés, il y a donc, comme dans les corps élémentaires, des molécules intégrantes; dans le premier cas seulement, elles ne sont pas simples, elles résultent de la réunion de molécules constituantes de nature diverse.

Dans chaque molécule intégrante d'un composé, il y a autant d'espèces de molécules constituantes que d'éléments. EXEMPLE : chaque molécule intégrante de l'acide sulfurique est formée d'une molécule de soufre et trois d'oxygène; — dans chaque molécule intégrante de sulfate de cuivre il y a trois espèces de molécules constituantes : une de soufre, plusieurs d'oxygène et une de cuivre; — dans une molécule intégrante de gluten, d'albumine, de gélatine, de caséine ou de fibrine, il y a quatre sortes de molécules constituantes : des molécules d'hydrogène, des molécules d'oxygène, des molécules de carbone et des molécules d'azote. — Ainsi les molécules intégrantes des corps composés peuvent être *binaires, ternaires, quaternaires*, ou renfermer 2, 3 ou 4 sortes de molécules constituantes; chaque espèce représente un élément différent.

24. En résumé, les *corps simples* n'ont que des *molécules intégrantes.* — Les *corps composés* sont formés d'une

agglomération de molécules *intégrant*es dont chacune résulte de l'union de 2, 3 ou 4 sortes de molécules *constituantes*. C'est ce que feront mieux comprendre les figures suivantes (fig. 4), (fig. 5), (fig. 6) :



Causes ou forces qui déterminent et maintiennent la constitution intime des corps. — Cohésion. — Affinité.

25. Les molécules, soit *intégrant*es, soit *constituantes*, ne peuvent adhérer les unes aux autres et former un corps sans une *cause* qui les maintienne dans cette position. Cette *cause* ou *force* n'est autre, du moins selon l'opinion des principaux physiciens, que l'*attraction universelle*, puissance imaginée par le génie de Newton, pour expliquer la marche régulière des corps célestes, et qui s'exerce alors, à des distances infiniment petites, pour les molécules intégrant^{es}, plus petites encore, pour les constituantes. — On la nomme, dans ce cas, *attraction moléculaire* ou *atomique*.

26. — *Cohésion*. Quand l'attraction réunit entre eux et tient rapprochés les atomes d'un corps simple ou les molécules intégrant^{es} d'un composé, c'est-à-dire, quand

elle rapproche et fait adhérer des molécules homogènes, on l'appelle *cohésion* (1).

La cohésion détermine l'état, la *cohérence* des corps. Les molécules intégrantes des corps sont d'autant plus rapprochées les unes des autres que cette force s'exerce avec plus d'énergie. La cohérence est *nulle* dans les gaz, *nulle* ou *à peu près nulle* dans les vapeurs; elle est *très-faible* dans les *liquides* (2); elle est plus ou moins forte dans les *solides* : les corps *durs*, comme le diamant, ont beaucoup de cohésion; les corps *friables*, comme le sucre, en ont peu.

27. *Affinité*. Quand l'attraction moléculaire rapproche ou maintient réunies des molécules *constituantes* ou *hétérogènes*, elle s'appelle *affinité* (3).

L'affinité ne s'exerce donc qu'entre des corps de na-

(1) *Cohésion* vient du latin *cohærere*, être uni, être adhérent, adhérer.

(2) La cohérence, quoique faible, existe bien évidemment dans les liquides. Les vents, dit Rumford, qui soulèvent des montagnes de sable, ont peu de prise sur l'eau des fleuves. — La viscosité, qui est si diverse dans les liquides et qui est indépendante de leur pesanteur, établit et démontre d'ailleurs que la cohésion est en activité, mais à des degrés très-différents. dans la constitution des liquides.

Bacon regardait l'état *liquide* comme un acheminement à l'état solide. — Herschel pense que la solidité, la fluidité et l'état aériforme ne sont que des *points saillants dans la transition graduelle* que subissent les corps en passant d'un point extrême au point opposé. (J. F. W. Herschel, *Essai on natural philosophy*.)

(3) *Affinité*, du latin *affinitas*, qui signifie *alliance par mariage, parenté*. En chimie, l'affinité n'est pas une *parenté*, c'est-à-dire, un rapport de nature; c'est, au contraire, la tendance qui existe dans les corps essentiellement différents par leur nature et leurs propriétés à s'unir pour constituer d'autres corps, ou la force qui les maintient réunis après leur combinaison : c'est donc une disposition à s'allier, ou une véritable alliance par mariage.

ture opposée. En général plus les corps sont différents par leurs propriétés, plus ils ont d'affinité ou de disposition à se combiner.

EXEMPLES : C'est l'affinité qui détermine et entretient la *combinaison* d'un atome de plomb et d'un atome de soufre dans chaque molécule intégrante de sulfure de plomb. C'est cette force qui fait que l'acide sulfurique s'unit avec énergie à la potasse, pour former du sulfate de potasse.

28. Par le mot *combinaison*, on désigne l'alliance que forment plusieurs corps, sous l'influence de l'affinité, pour constituer un corps nouveau duquel ils font partie comme principes élémentaires.

29. Pour que l'affinité *agisse* et que la combinaison *s'opère*, il est nécessaire que les corps se pénètrent mutuellement, c'est-à-dire, que les molécules hétérogènes arrivent à un contact intime, ou du moins, qu'elles soient très-rapprochées.—Telle est la cause qui fait que généralement les solides *n'agissent pas les uns sur les autres*; — pour qu'ils puissent réagir ou se combiner, il faut au moins que l'un d'eux soit amené à l'état liquide ou aériforme, par la *fusion*, la *solution* ou la *volatilisation*.

30. Quand l'affinité réunit les corps, généralement ils perdent leurs propriétés pour en acquérir de nouvelles. EXEMPLES : La baryte est soluble dans l'eau, l'acide sulfurique y est également très-soluble : cependant ces deux corps réunis par l'affinité forment du sulfate de baryte qui y est complètement insoluble. — L'acide sulfurique a une saveur caustique très-prononcée ; la soude est âcre et brûlante ; si on les unit par l'effet de l'affinité, il en résulte du sulfate de soude, qui n'a ni saveur caustique, ni saveur âcre, mais qui est fade et un peu amer.—Le sucre ne participe en rien des propriétés du carbone, de l'oxygène et de l'hydrogène qui le constituent.

Principales causes qui modifient la cohésion.

31. La *cohésion* des molécules d'un corps peut être *modifiée, amoindrie*, et même quelquefois *tout-à-fait anéantie* ou *détruite*.

1° *Par une action mécanique*, comme, par exemple, quand on réduit un corps en poudre au moyen d'une meule, d'un pilon (*pulvérisation*), ou en le broyant sur un porphyre (*porphyrisation*).

2° *Par le calorique*, comme, par exemple, quand on fond un métal, du soufre, du phosphore ou de la cire (*fusion*); ou bien encore quand on réduit en vapeur de l'eau, du mercure, de l'arsenic, de l'iode (*volatilisation*.)

3° *Par l'action liquéfiant*e qu'exercent les *liquides* sur certains solides, qu'ils forcent à devenir fluides comme eux. Le passage de la solidité à la liquidité entraîne en effet, comme on l'a déjà vu, une diminution considérable de la cohésion.

Quelquefois les liquides agissent sans altérer les solides qui s'y fondent seulement, comme le sel marin dans l'eau, le soufre dans l'alcool, les corps gras dans l'éther (*solution*) (1). Mais dans d'autres cas, il y a une véritable réaction chimique exercée par le liquide sur le solide, qui se trouve altéré dans sa nature, au point de perdre ses principales propriétés; comme, par exemple, quand l'acide azotique agit sur

(1) *Solution (solutio)* vient du latin *solvere*, qui indique l'action de *délier, détacher, mettre en liberté*.

le cuivre, ou l'acide acétique sur le carbonate de chaux. — On dit alors qu'il y a *dissolution* (1).

Principales causes qui modifient l'affinité.

34. Ce qui distingue essentiellement l'affinité de la cohésion, c'est que l'affinité ne saurait être *diminuée, vaincue ou détruite par une action mécanique*. — La porphyrisation la plus parfaite du sulfure de cuivre, par exemple, ne sépare pas le soufre du métal : la particule la plus ténue de cette poudre est semblable à la masse, c'est-à-dire, formée comme elle de sulfure de cuivre, composé dans lequel les éléments soufre et cuivre sont maintenus par l'affinité à l'état de combinaison.

35. L'affinité ou la tendance qu'ont les corps à se combiner à d'autres corps, l'action chimique enfin, n'est point égale dans tous, et présente même d'énormes différences d'intensité. L'oxygène, le chlore réagissent *directement*, c'est-à-dire, par le simple contact (avec ou sans l'aide du calorique) sur la plupart des autres corps : l'azote, au contraire, a peu d'affinité pour eux, ne peut s'y unir directement, et ne forme des combinaisons avec ces corps que d'une manière *indirecte*, c'est-à-dire, quand il est à l'état de gaz naissant dans une décomposition ; c'est ainsi que, dans la putréfaction des matières animales, l'azote qui provient de la destruction de ces matières se combine peu à peu à leur hydrogène pour former de l'*ammoniaque* (composé d'azote et d'hydrogène).

36. L'affinité peut même *varier d'intensité* quand elle s'exerce entre deux mêmes corps, suivant certaines cir-

(1) *Dissolution* a pour origine le mot *d'ssolutio*, division, séparation.

constances dont l'influence va être appréciée, ou bien encore on peut lui *venir en aide*, ou la *neutraliser*, ou la *vaincre* par une autre force; en d'autres termes, elle peut être *modifiée par plusieurs causes*.

37. 1^o *Par la cohésion*. — Les corps à l'état solide, ayant beaucoup de cohésion, *ne réagissent pas* généralement les uns sur les autres, lors même que par leur nature intime ils ont beaucoup de tendance à exercer réciproquement une influence chimique. EXEMPLE: un cristal d'*acide tartrique* mis en contact avec un morceau de carbonate de soude, ne donne lieu à aucune réaction; mais il se manifeste au contraire une vive action chimique, en mettant ces deux corps dans de l'eau, qui les dissout et diminue par conséquent de beaucoup leur état de cohésion (1).

38. Il est cependant des corps qui, doués l'un pour l'autre d'une affinité puissante, réagissent même à l'état

(1) Un même corps solide peut avoir *peu* ou *beaucoup* de cohésion, ce qui change singulièrement la manière dont il se comporte d'ordinaire avec les agents chimiques. Ce fait mérite une grande considération dans les travaux industriels.

Quoique le carbonate de fer et le carbonate de baryte, obtenus par précipitation, soient solubles dans l'acide azotique et dans l'acide chlorhydrique, ces mêmes sels, tels qu'on les trouve quelquefois dans la nature, ont tant de dureté ou de cohésion qu'ils ne sont plus, ou du moins que très-difficilement attaquables par ces acides. Pour les dissoudre, il faut préalablement diminuer la cohésion de leurs molécules en les chauffant ou en les réduisant en poudre très-fine.

Voici un autre exemple du même fait: — On a voulu employer à la fabrication de la soude artificielle le sel gemme de Vic, qui n'est que du chlorure de sodium ou du sel marin plus dur que celui des marais salants; mais on n'a pas tardé à s'apercevoir qu'il était très-difficilement décomposé par l'acide sulfurique, à moins cependant qu'il ne fût préalablement pulvérisé ou dissous en partie par l'eau.

solide, mais seulement dans les points où ils sont en contact. EXEMPLES : l'iode cristallisé et le fer qui forment une iodure de fer ; — la chaux en poudre et le chlorhydrate d'ammoniaque également pulvérisé, qui donnent lieu à un dégagement de gaz ammoniaque.

39. 2^o *Par la densité.* — Deux corps doués d'une affinité réciproque, mais dont l'un est pesant et l'autre très-léger, réagissent difficilement, par la raison qu'ils ne peuvent se pénétrer et former un mélange un peu intime.

40. 3^o *Par la pression.*—En général la pression favorise la réaction des gaz sur les liquides ou les solides. EXEMPLE : en comprimant l'acide carbonique sur des cristaux de carbonate de soude, ceux-ci perdent de l'eau de cristallisation, et passent rapidement à l'état de bicarbonate, par l'absorption d'une grande quantité du gaz comprimé.

41. La pression agit en sens inverse de la chaleur, qui tend à séparer les corps combinés, particulièrement lorsque l'un des éléments peut passer à l'état de gaz. — Dans ce cas, la compression maintient l'affinité et s'oppose à la décomposition. EXEMPLE : Quand l'on chauffe du carbonate de chaux jusqu'au rouge, dans un four ou au milieu d'un fourneau plein de charbon, la chaux laisse dégager peu à peu tout l'acide carbonique. — Mais ce même carbonate ne se décompose pas, lors même qu'on le soumet à une haute température, s'il est enfermé dans un tube de fer bien obturé à ses extrémités, et par conséquent si l'acide carbonique ne trouve pas d'issue pour s'échapper. — La craie (carbonate de chaux terreux) soumise à cette expérience, peut être fondue, et prendre l'aspect du marbre, sans cesser d'être, comme composé chimique, un véritable carbonate de chaux.

42. 4^o *Par la quantité.* L'affinité est souvent modifiée par la quantité des corps qui agissent les uns sur les

autres : Berthollet a démontré par exemple, qu'elle s'exerce avec d'autant plus d'énergie qu'on opère sur de plus grandes masses.

43. 5° *Par le calorique*. Généralement le calorique facilite l'action de l'affinité, favorise la combinaison des corps qui en est le résultat, et cela, en diminuant leur cohésion; mais dans d'autres cas il agit comme antagoniste de cette force chimique et fait obstacle à la combinaison, ou la détruit quand elle existe. EXEMPLES : Le mercure mis en contact avec l'oxygène, à un degré de chaleur un peu inférieur à la température rouge, se combine à ce corps et forme un bi-oxyde; ce même oxyde, au contraire, soumis à une chaleur plus élevée, à la température où le fer rougit, se décompose en mercure qui se volatilise, et en gaz oxygène qui se dégage. — Dans le premier cas, le calorique favorise l'affinité; dans le second, il la neutralise par l'effet de son antagonisme.

44. 6° *Par la lumière*. Ce fluide subtil, impondérable, même isolé du calorique auquel il se trouve généralement associé, exerce, dans quelques cas, une action chimique bien évidente. Quelquefois la lumière vient en aide à l'affinité, comme par exemple lorsqu'elle détermine la combinaison directe du chlore et de l'hydrogène en acide chlorhydrique; d'autrefois, elle agit en opposition de cette force chimique et détruit une combinaison par sa seule influence. C'est ainsi qu'en réagissant sur l'oxyde d'or, elle sépare le métal de son oxygène, et que par son contact avec le chlorure d'argent, elle donne une teinte noire à ce composé, en réduisant peu à peu l'argent à l'état métallique (1).

(1) Je crois devoir placer ici un court résumé de ce qu'on sait de plus positif sur l'action chimique de la lumière; je l'emprunte à un excellent ouvrage que vient de publier notre célèbre physicien M. Becquerel.

« Newton a démontré qu'un rayon de lumière blanche est

45. 7° *Par l'électricité.* L'action électrique agit tantôt comme antagoniste de l'affinité, et dans ce cas elle sépare violemment les éléments d'un composé qui étaient

composé de sept ordres de rayons différents produisant chacun une sensation particulière sur la rétine. Les rayons sont ainsi rangés d'après leur ordre de réfrangibilité : *rouge, orange, jaune, vert, bleu, indigo, violet*, ce dernier étant le plus réfrangible.

« Pour obtenir la décomposition de la lumière, il suffit de réfracter un rayon solaire à travers un prisme, et de recevoir l'image sur une feuille de carton blanc, dans une chambre noire. Au lieu de l'image du soleil qui est circulaire, on voit une image allongée perpendiculairement aux cercles parallèles du prisme, composée des diverses couleurs indiquées ci-dessus et dont l'ensemble constitue ce que l'on appelle le *spectre solaire*. En expérimentant avec des prismes de différentes substances incolores, ayant le même angle et la même position, les couleurs se succèdent toujours dans le même ordre, mais elles n'occupent pas dans le spectre des espaces proportionnels. La décomposition de la lumière est due à l'inégale réfrangibilité des différents ordres de rayons lumineux.

« Quant aux propriétés chimiques des rayons colorés, elles ont attiré depuis longtemps l'attention des physiiciens et des chimistes. On connaissait, dès 1556, la propriété que possède la lumière solaire de réagir chimiquement sur divers composés, car on avait remarqué que l'argent corné naturel (chlorure d'argent) extrait de la terre brunissait à la lumière; mais ce fut Schèele qui, le premier, analysa cette action en étudiant l'action des différentes parties du spectre sur un papier enduit de chlorure d'argent; il reconnut que l'effet était plus marqué dans les rayons violets que dans les autres.

« En 1722, Petit montra que les dissolutions de salpêtre et de sel ammoniac exposées au soleil donnaient, en s'évaporant, des végétations plus belles qu'à l'ombre; Beckman reconnut qu'en exposant du phosphore à la lumière solaire, dans l'azote ou d'autres gaz, il se déposait, sur les parois du vase, une poudre variant de couleur d'un milieu à l'autre, tandis qu'à l'ombre il ne se produisait aucun effet.

« Wollaston et Ritter, en reprenant l'expérience de Schèele, montrèrent que la partie impressionnée s'étendait non seule-

réunis par cette force ou puissance chimique; EXEMPLE: décomposition de l'eau par la pile voltaïque. — Tantôt au contraire, elle opère dans le sens de l'affinité et fa-

ment à travers l'espace occupé par le violet, mais encore à un degré égal, à pareille distance environ, au delà du spectre visible: Wollaston en tira la conséquence que les effets produits devaient être attribués non à des rayons perceptibles à la réline, mais à d'autres rayons invisibles qui les accompagnent et qui sont plus réfrangibles qu'eux. Diverses substances impressionnables, soumises à l'action des rayons chimiques du spectre, ont conduit à des résultats intéressants.

« MM. Gay-Lussac et Thénard découvrirent l'action bien remarquable de la lumière solaire sur le mélange d'hydrogène et de chlore; un grand nombre d'autres faits que nous ne mentionnerons pas ici, avaient démontré que la lumière solaire, dans certains cas, agissait comme force chimique.

« Lorsqu'on examine l'action du spectre solaire sur différentes substances impressionnables, on reconnaît que ce ne sont pas les mêmes portions du spectre dans lesquelles s'exercent les actions chimiques, ou du moins que l'étendue du spectre chimique pour chaque substance est différente. Pour une même substance impressionnable, il change peu avec la nature du prisme; mais si l'on considère le spectre formé par la réfraction d'un faisceau de rayons solaires à travers un prisme de flint-glass, on remarque que, pour le bromure d'argent, le chlorure d'argent, l'iodure d'argent, et, en général, pour la plupart des sels d'argent, l'action s'étend du bleu jusqu'au delà du violet, à une distance au moins égale à la moitié du spectre. Si l'on emploie l'action chimique de l'acide chromique sur les matières organiques, le spectre chimique s'étend depuis le milieu du vert jusqu'à quelque distance de l'extrême violet.

« Dans quelques circonstances, la lumière est accompagnée de deux sortes de rayons, les uns produisant une réaction, et les autres détruisant cette réaction: l'action de la lumière sur la résine de gaïac en est un exemple. Cette résine bleuit par l'action des rayons chimiques situés dans la partie la plus réfrangible du spectre lumineux, et même au delà, redevient jaunâtre, une fois qu'elle a été bleuie, dans les rayons les moins

vorise la combinaison des éléments qui ont de la tendance à s'unir. **EXEMPLE :** Recomposition de l'eau, par l'influence d'une étincelle électrique sur le mélange d'un

réfrangibles ou dans le rouge. On avait pensé d'abord que, dans ce cas, la chaleur agissait seule ; mais M. Herschel a montré que le maximum d'action ne correspondait point au maximum de température ; différents oxydes se comportent comme la résine de gaïac. Il en est de même de l'action d'un iodure alcalin sur un sel d'argent noirci ; on sait que lorsqu'une solution d'iodure contient beaucoup de ce sel, tout le sel d'argent noirci, ou du moins tout l'argent réduit, se change promptement en iodure, même sans le secours des rayons chimiques. Mais quand la solution d'iodure est faible, le papier ne blanchit que sous l'action de la lumière ; et on peut voir, d'après M. Herschel, que, quand la couche d'iodure est très-faible sur un papier préparé avec un sel d'argent et noirci antérieurement, le papier blanchit dans ses parties les plus réfrangibles, et noircit davantage dans la partie la moins réfrangible du spectre solaire.

« M. Edmond Becquerel a découvert une autre action qui met en évidence une nouvelle propriété de la lumière sur les sels d'argent en général.

« A partir de la limite d'action du spectre chimique ordinaire qui agit sur ces sels, jusqu'au rouge, il existe des rayons chimiques dont la seule fonction est de continuer une réaction chimique commencée. Si, par exemple, on opère avec l'iodure ou le bromure d'argent, on a un spectre chimique qui s'étend en général depuis le milieu du bleu jusqu'au delà du violet. » Ce spectre particulier est dû à l'action de rayons que M. Edmond a nommés *continuateurs*, attendu que leur action ne se manifeste que lorsque le sel a été mis préalablement à l'action des premiers.

« D'après ce qui précède, on voit que les effets chimiques sont produits par des rayons qui accompagnent les rayons lumineux et qui, comme ces derniers, sont soumis aux mêmes lois physiques de réflexion, de réfraction, de polarisation et d'interférence. Ces rayons, que l'on a nommés *rayons chimiques*, sont répartis dans tout le spectre ; et, suivant telle ou telle sub-

volume d'oxygène et de deux volumes d'hydrogène, obtenu dans l'expérience précédente. (*Voyez Combinaison — Théorie electro-chimique.*)

stance impressionnable, le spectre chimique s'étend depuis telle partie réfrangible jusqu'à telle autre.

« M. Edmond Becquerel a publié tout récemment un travail, dans lequel il établit que les différents spectres chimiques qui agissent sur diverses substances impressionnables, ont les mêmes raies que le spectre lumineux; et qu'au delà de l'extrémité du violet, où l'on ne peut en distinguer que très-peu dans le spectre lumineux, le spectre chimique présente un grand nombre de raies; la partie occupée par ces dernières est d'une étendue d'environ moitié de la longueur du spectre. Ces raies ont été dessinées par M. Ed. Becquerel, qui a déterminé leurs rapports. On doit conclure de là que la même cause qui produit l'absorption de certains espaces lumineux, produit également l'absorption des espaces correspondants des rayons chimiques.

« La lumière renferme aussi des rayons qui possèdent le pouvoir phosphorogénique. M. Ed. Becquerel, en analysant l'action du spectre sur les phosphores de Bologne et de Canton (sulfures de baryum et de calcium) qui deviennent lumineux dans l'obscurité, après leur exposition préalable à la lumière solaire, a reconnu que pour le sulfure de calcium, le spectre phosphorogénique qui s'étend depuis l'indigo jusque bien au delà du violet, avait deux maxima d'intensité, l'un dans le violet, l'autre au-delà: le spectre qui agit sur le sulfure de baryum, a la même étendue à peu près, mais il n'a qu'un maximum situé au delà du violet. M. Ed. Becquerel a trouvé, en outre, qu'à partir de l'indigo jusqu'au delà du rouge, il y avait des rayons qui détruisaient la phosphorescence, lesquels n'avaient pas encore été observés: il a démontré aussi que le spectre phosphorogénique avait les mêmes raies que le spectre des autres rayonnements.

(BECQUEREL. *Traité de physique considérée dans ses rapports avec la chimie et les sciences naturelles*, tome 1^{er}, p. 127 et suiv. 1842.)

46.— 8° *Par le contact de certains corps qui agissent sans prendre part eux-mêmes à la réaction chimique. Force catalytique de Berzélius (1).* D'ordinaire la décomposition des corps formés de plusieurs éléments, s'opère sous l'influence du contact d'un autre corps qui agit par son affinité pour l'un des principes élémentaires de ce composé. C'est ainsi que le fer précipite le cuivre d'une dissolution saline de ce métal et prend purement et simplement sa place par l'effet de son affinité pour l'oxygène, plus puissante que celle du cuivre pour ce même corps.

47. Souvent aussi la décomposition a lieu sous l'influence d'une *double affinité*, bien plus énergique encore qu'une *affinité simple*, comme celle de la réaction précédente: dans les cas de cette nature, deux corps binaires, par exemple, font un échange réciproque de leurs éléments pour constituer deux autres composés binaires. EXEMPLE : l'acide sulfhydrique et l'oxyde de plomb forment par leur contact, de l'eau et du sulfure de plomb. La décomposition réciproque a lieu sous l'influence de deux affinités qui agissent dans le même sens : celle de l'oxygène pour l'hydrogène, d'où résulte l'eau ; celle du soufre pour le métal qui donne lieu à la formation du sulfure de plomb.

(1) *Catalyse, force catalytique.* Ces mots sont formés du grec $\kappa\alpha\tau\alpha$ (*kata*), contre, et de $\lambda\upsilon\theta\omicron$ (*luô*), je délie.

Les faits que M. Berzélius a voulu caractériser par le mot catalyse, ne peuvent s'expliquer, il est vrai, en appliquant les lois ordinaires de la décomposition. « Mais, dit Liebig, cela ne donne pas néanmoins la moindre raison de créer une nouvelle force par un nouveau mot qui n'explique pas davantage le phénomène, et l'admission de cette force nouvelle est préjudiciable au développement de la science, car elle satisfait en apparence l'esprit et entrave ainsi les recherches ultérieures. » (LIEBIG. *Introduction à l'étude de la Chimie*, 171.)

48. Mais il est quelques corps qui peuvent dans certains cas exercer une action *composante* ou *décomposante*, sans que l'affinité y joue aucun rôle, c'est-à-dire *sans prendre part eux-mêmes à la réaction qu'ils déterminent par leur contact*. C'est ainsi, par exemple, que le platine très-divisé (éponge de platine) détermine la combinaison de l'oxygène et de l'hydrogène pour former de l'eau; du chlore et de l'hydrogène pour constituer de l'acide chlorhydrique; etc. etc. — C'est encore de la même manière que le même métal décompose l'eau oxygénée (bi-oxyde d'hydrogène) en eau (protoxyde d'hydrogène) et oxygène. — C'est enfin sous la même influence que le *ferment* change le sucre en alcool et en acide carbonique. — Le platine et le ferment dans ces réactions, n'agissent que comme simples excitateurs de l'action chimique et ne fournissent rien eux-mêmes aux produits qui en sont le résultat.

49. 9° *Par l'influence vitale*. — Bien qu'il soit évident que d'importantes réactions chimiques s'exercent incessamment dans les corps vivants, *la vie n'en est pas moins une puissance antagoniste de l'affinité*. Tant que la vie existe, les éléments qui constituent les substances organiques sont maintenus par elle dans un état d'équilibre qui les met à l'abri de l'action chimique, laquelle tend à les dissocier et à les ramener à la nature inorganique. Dès que la vie a disparu, l'affinité reprend immédiatement toute son énergie et les phénomènes de la décomposition ne tardent pas à se manifester.

50. *Résumé*. — Il résulte de ce qui précède, que l'affinité n'est pas toujours, comme l'ont cru Geoffroy, Bergmann, etc., *une, identique, relativement aux mêmes corps*: elle varie dans sa puissance et dans ses effets, comme l'a démontré Berthollet dans sa *Statique chimique*, suivant d'assez nombreuses circonstances qui doi-

vent être prises en grande considération, dans les travaux de l'industrie, comme dans les recherches de laboratoire.

Application de l'affinité aux travaux chimiques.
Analyse. — Synthèse. — Réactifs.

51. C'est au moyen des affinités qu'on opère toutes les réactions, tous les changements qui ont lieu dans les recherches de la chimie scientifique, comme dans les travaux de la chimie industrielle.

Toutes les opérations chimiques philosophiquement considérées, se réduisent en définitive à deux principales : *l'analyse* et *la synthèse*.

52. L'**Analyse** (1) est cette opération par laquelle on *dissocie*, on *sépare*, on *isole* les principes élémentaires d'un corps composé.

Quand on ne s'occupe qu'à *reconnaître*, à *signaler la présence* des éléments d'un corps composé, on pratique l'*analyse qualitative*; — quand on ne borne pas ses recherches à une simple reconnaissance des éléments d'un corps, mais qu'on en détermine aussi les *proportions*, la *quantité*, on fait une *analyse quantitative*, opération regardée avec juste raison, comme la plus délicate et la plus difficile qui se puisse pratiquer dans les laboratoires.

53. La **Synthèse** (1) est l'opération directement opposée au travail analytique : c'est celle par laquelle on

(1) Analyse vient du grec ἀναλύω (*analuo*), je délie, je sépare.

(1) Synthèse tire son origine de συντίθημι (*suntithemi*), je compose.

réunit les éléments d'un composé, séparés par l'analyse, afin de reconstituer ce même corps dans son état primitif.

Quand on décompose l'eau par la pile voltaïque, on fait une analyse, et même une analyse de quantité; on opère au contraire la synthèse de ce composé, quand on détermine la combinaison de ses éléments (1 vol. oxygène et 2 vol. hydrogène) par le contact d'un corps élevé à la température rouge ou par l'influence d'une étincelle électrique.

54. Pour reconnaître la nature d'un corps et pour déterminer les proportions relatives de ses éléments, ou autrement pour *pratiquer l'analyse*, le chimiste emploie et met en œuvre des agents de décomposition qu'on appelle **réactifs**.

55. Toute matière qui a la faculté de déceler par certains caractères bien évidents, bien tranchés, la présence d'un autre corps, ou bien encore d'isoler un ou plusieurs des éléments d'un composé, peut être considérée comme un *réactif*. On n'admet cependant qu'un nombre assez limité de réactifs pour l'usage ordinaire; ce sont ceux qui mettent en évidence par des phénomènes constants et bien caractéristiques les propriétés chimiques essentielles des autres corps, et servent ainsi à les faire reconnaître, d'une manière non douteuse et partout où ils se rencontrent (1).

(1) Les anciens ne connaissaient en aucune manière les effets des réactifs. Ce ne fut que vers la fin du 17^e siècle, en 1663, que Boyle en indiqua plusieurs dans son *Traité des Couleurs*, et surtout le sirop de violette et le suc de bluets, comme étant rougis par les acides, verdés par les alcalis, la dissolution d'argent susceptible d'être précipitée par l'acide marin (*acide chlorhydrique*). En 1667, Ducloux proposa la noix de galle et son infusion, le vitriol de Mars (*sulfate ferreux*) et le tournesol. Boyle

Propriétés physiques, physico-chimiques et chimiques des corps.

56. Pour se livrer à des recherches de laboratoire, pour pratiquer avec certitude et avec succès l'analyse et la synthèse, il est nécessaire, il est indispensable de bien connaître les *propriétés* de tous les corps chimiques.

publia en 1685 un ouvrage particulier sur l'usage des réactifs dans l'analyse des eaux; il recommanda le foie de soufre volatil ou la liqueur fumante (*sulphurate d'ammoniaque*) pour reconnaître les vitriols. Boulduc se servit de l'eau de chaux et du vinaigre de Saturne (*sous-acétate de plomb*), au commencement du 18^e siècle; à cette époque le nombre des réactifs était très-multiplié; mais les conséquences que l'on tirait de leur action, n'étaient rien moins qu'exactes. Cette action ne commença à être appréciée avec quelque exactitude que dans les ouvrages de MM. Shaw, Carlheuser et Monnet. Cette exacte appréciation conduisit à restreindre leur usage, à faire douter des inductions qu'on tirait sur les effets de plusieurs d'entre eux, et conséquemment à être très-réservé sur les résultats qu'ils pouvaient offrir. Bientôt on en rejeta plusieurs, et peu à peu on en diminua de beaucoup le nombre. Les découvertes sur les fluides élastiques, les sels et leur composition, faites depuis dix ans, ont augmenté encore les difficultés sur l'emploi des réactifs, en faisant connaître plusieurs effets qu'on n'avait point appréciés auparavant dans leur action. On doit au célèbre Bergmann une très-bonne dissertation sur l'analyse des eaux, dans laquelle, après avoir indiqué les effets de vingt-deux substances différentes comme réactifs, il en choisit douze qui peuvent suffire pour reconnaître les différentes matières dissoutes dans les eaux; mais il a observé qu'on peut en employer beaucoup davantage, suivant les objets que l'on a à remplir.

(FOURCROY. *Analyse de l'eau d'Enghien*, p. 65 et suiv.—1788.)

On appelle *propriétés d'un corps* les caractères qui le distinguent des autres substances, soit dans ses rapports avec nos sens, soit dans l'influence qu'exercent sur lui les fluides impondérables, soit dans son contact avec les matières chimiques.

57. Il suit de là qu'on peut distinguer trois sortes de propriétés :

- Les propriétés physiques,
- Les propriétés physico-chimiques,
- Les propriétés chimiques.

58. 1° On entend par *propriétés physiques* (1) les caractères qui sont perçus directement par nos sens, c'est-à-dire

- L'état ordinaire (solide, liquide ou aériforme),
- La forme et l'apparence,
- La couleur,
- L'odeur,
- La saveur,
- La sensation que détermine le toucher,
- La pesanteur.

Ces différents caractères, dans leur ensemble, forment le *signalement physique* d'un corps.

59. 2° Les propriétés qu'on peut appeler et qui seront appelées *physico-chimiques* sont celles qui se rapportent à l'influence chimique exercée par les corps impondérables, c'est-à-dire par

- Le calorique,
- La lumière,
- L'électricité,

agissant *seuls* et seulement par eux-mêmes sur la substance étudiée.

(1) M. Chevreul les appelle *propriétés organoleptiques*. Le mot organoleptique est dérivé de *οργανον* (*organon*), organe, et de *λαμβάνω* (*lambano*), je saisis.

60. 3° Par *propriétés chimiques* on désigne les caractères que manifestent les corps, l'influence qu'ils exercent ou subissent eux-mêmes, quand on les met en contact avec les autres substances chimiques, ou corps pondérables, soit simples, soit composés.

Pour étudier et reconnaître les propriétés chimiques d'un corps, il suffit donc d'examiner soigneusement la manière dont il se comporte (à des températures diverses et dans des circonstances variées), avec la série des autres matières pondérables. Pour faire cet examen avec le plus de fruit possible, il est nécessaire de suivre un ordre méthodique. Voici celui qui a été adopté pour ce traité. Chaque substance sera successivement mise en rapport, afin d'étudier les réactions, les décompositions ou les combinaisons qui en résulteront, avec

- L'air atmosphérique,
- L'eau,
- Les métalloïdes,
- Les métaux,
- Les oxydes,
- Les acides,
- Les sels,
- Les matières organiques.

Mais avant de procéder à l'étude des corps chimiques, il est indispensable de faire connaître les règles de leur nomenclature : ce sera l'objet du chapitre suivant.

CHAPITRE DEUXIÈME.

NOMENCLATURE DES CORPS CHIMIQUES.

§ I.

HISTORIQUE.

61. Depuis l'année 1787, la dénomination des corps soit simples, soit composés, jusque-là purement arbitraire, repose sur des règles simples, claires, peu nombreuses et très-faciles à retenir, dont l'ensemble constitue ce qu'on appelle : *Système de nomenclature chimique*.

Nomenclature ancienne.

62. Avant cette époque, en effet, la dénomination des corps n'était soumise à aucune loi : chaque savant, selon son caprice, appliquait un nom aux substances qu'il découvrait ou croyait découvrir, substances que d'autres, bien souvent avant lui, avaient déjà découvertes et dénommées. A ces noms qui émanaient de la science, le vulgaire des artisans et des artistes, les médecins, et surtout les charlatans, en ajoutaient d'au-

tres qui venaient compliquer encore les vices et les difficultés de cette nomenclature illogique.

63. Créés ainsi sans esprit de méthode, et tirant leur origine du hasard bien plus que du raisonnement, la plupart des noms chimiques étaient et devaient être non seulement impropres, mais bizarres et ridicules. On en jugera par les exemples suivants :

Le proto-chlorure de mercure était nommé tantôt *aquila alba*, tantôt *calomélas*, *mercure doux*, *panacée mercurielle*, etc., etc.

L'oxyde de zinc, était appelé *pompholix*, *laine philosophique*, *nilil album*, *fleurs de zinc*.

Le sulfate de potasse était pour les uns du *tartre vitriolé* ou *vitriol de potasse*, pour d'autres c'était le *sel duobus*, l'*arcanum duplicatum*, le *sel polychreste de Glazer*, etc.

64. De cette multiplicité de noms, de cette synonymie monstrueuse, il résultait nécessairement que l'étude de la chimie n'était abordable que par un petit nombre d'adeptes qui en faisaient leur occupation exclusive, et que les gens du monde, comme les hommes d'industrie, confondaient avec les alchimistes, pour ne pas dire avec les sorciers. On doit comprendre combien un semblable état de choses était contraire aux progrès de la science, et même à son application aux travaux des manufactures.

65. La plupart des noms en usage, tels, par exemple, que ceux d'*huile de vitriol*, d'*huile de tartre par défaiillance*, de *beurre d'arsenic*, de *foie de soufre*, de *sucre de saturne*, de *crème de chaux*, de *crème de tartre*, de *fleurs d'antimoine*, etc., etc., reposaient d'ailleurs sur des analogies absurdes, et avaient le grave inconvénient de faire naître des idées fausses sur la véritable nature des corps; car, dit Lavoisier (*Traité élé-*

mentaire de chimie. Disc. prélim.), « il n'existe dans « le règne minéral ni huile, ni beurre, ni foie, ni su- « cre, ni crème, ni fleurs. » — Ces noms, du reste, qui, selon l'expression de M. Dumas (*Philos. chimiq.*), faisaient du langage de la science une sorte d'idiôme de cuisinières, étaient d'autant plus impropres, qu'ils s'appliquaient, pour le plus grand nombre, à de violents, à d'énergiques poisons.

Nomenclature de Guyton-de-Morveau.

66. C'est à Guyton-de-Morveau qu'appartient la première pensée de réformer la nomenclature chimique, et ce titre, s'il n'en avait d'autres, suffirait pour rendre impérissable la mémoire de ce savant. Cependant ce n'est pas faire une supposition gratuite, et ce n'est rien ôter, du reste, à la gloire du chimiste de Dijon, que de dire qu'il devait au système de nomenclature botanique de Linnæus, l'idée mère de la réforme du langage chimique (1). Il est juste d'ajouter aussi, et

(1) C'est du moins ce que semble démontrer le nom de chaque composé chimique formé de deux mots comme ceux de la nomenclature botanique, le premier indiquant le genre auquel il appartient, le second caractérisant l'espèce. N'est-il pas évident, en effet, que les noms d'*oxyde de fer*, d'*acide sulfurique*, de *sulfate de soude* sont formés d'après les mêmes principes que ceux de *plantago lanceolata*, de *lilium candidum*, de *mercurialis perennis* ?

Il est juste de faire observer du reste que l'auteur du *Systema vegetabilium* et de la *Philosophia botanica* n'a fait, comme Guyton-de-Morveau, que procéder selon l'ordre naturel des idées. — Un enfant, dit Condillac, appelle du nom d'*arbre* le premier arbre qu'il voit ; un second, un troisième, un quatrième lui rappellent la même idée, et il leur donne le même

ce n'est pas une des moindres preuves de l'influence exercée par le système de Linnæus, qu'à l'époque où Guyton-de-Morveau s'occupait de créer sa nouvelle nomenclature chimique, on sentait généralement le besoin de réformer celle qui était en usage. — Macquer avait déjà appliqué le nom générique de *vitriol*, qui était propre au sulfate de fer, aux autres sels (sulfates) constitués par l'acide vitriolique (sulfurique) : on disait donc déjà *vitriol de zinc*, *vitriol de cuivre*, *vitriol de plomb*, *vitriol de potasse*, etc. — Baumé et d'autres chimistes appelaient *nitres* tous les sels formés par l'acide *nitreux* (nitrique). — A la même époque, on avait appliqué aux *chlorures*, par rapprochement avec le sel ordinaire ou chlorure de sodium, le nom générique de *sel marin*; ainsi l'on appelait le chlorure de magnésium *sel marin de magnésie*, le chlorure de calcium *sel marin de chaux*, le chlorure de baryum *sel marin de terre pesante*. — Le mot *craie* était pris aussi comme terme générique des sels formés par l'acide *craïeux* (acide carbonique); on disait *craie ammoniacale*, *craie magnésienne*, pour désigner le carbonate d'ammoniaque et le carbonate de magnésie. — On sait enfin que, dans le même temps, l'illustre Bergmann écrivait à Guyton-de-Morveau, qui lui avait fait part de

nom : voilà la dénomination générique; mais bientôt il reconnaît que leurs feuilles ne se ressemblent pas, qu'ils portent des fruits différents, et naturellement il ajoute dans sa pensée un nom d'espèce à ce nom de genre, comme *arbre à poires*, *arbre à cerises*. Cette formation logique de la nomenclature générale s'appliquait donc naturellement à la chimie, qui est formée, dit Lavoisier, comme toute science physique, de trois choses : de la *série des faits qui la constituent*, des *idées qui les rappellent*, et des *mots qui expriment ces idées*. Le mot doit faire naître l'idée; l'idée doit peindre le fait. Or, on sait que ce sont les mots qui conservent les idées et qui les transmettent.

ses idées de réforme et du travail qu'il avait entrepris :
« Ne faites grâce à aucune dénomination impropre : ceux qui savent déjà entendront toujours ; ceux qui ne savent pas encore entendront plus tôt. »

67. Ce fut en 1782, époque, dit M. Dumas, où la théorie de Lavoisier avait déjà détrôné la doctrine de Stahl, que Guyton-de-Morveau présenta à l'Académie des Sciences le mémoire dans lequel il développait son nouveau système de nomenclature, système adopté par lui depuis plusieurs années, dans les cours qu'il professait à Dijon. Ce n'était, comme on va le voir, qu'un essai très-imparfait.

Guyton, dans son travail, n'avait pas établi *la grande distinction des corps simples et des corps composés*, qui fait la base de la nomenclature actuelle : toutes les substances chimiques y étaient rangées en trois classes, *les acides, les sels et les bases*, comme dans le tableau suivant qui en présente un extrait :

Acides.	Sels.	Bases.
Vitriolique,	Vitriols,	Phlogistique,
Nitreux,	Nitres,	Calce,
Arsénical,	Arséniates,	Barote,
Boracine,	Borax,	Or,
Fluorique,	Fluors,	Argent,
Citronien,	Citrates,	Platine,
Oxalique,	Oxaltes,	Mercure,
Sébacé.	Sébatés.	Cuivre,
		Esprit de vin.

Ce qui manquait surtout à cette nomenclature, c'était *l'unité des désinences*. Elle était aussi essentiellement fautive, en ce qu'elle confondait sous la dénomination de *bases*, avec des corps simples et des corps composés, le *phlogistique*, principe imaginaire qui avait joué un si grand rôle dans la théorie de Stahl,

et au moyen duquel on expliquait toutes les réactions chimiques, mais dont personne, malgré des recherches sans nombre, n'était parvenu à démontrer l'existence (1).

68. Ce plan de nomenclature soumis à l'Académie des Sciences, devint l'objet d'un travail fait en commun par Guyton, Fourcroy, Berthollet et Lavoisier, travail qui ne dura pas moins de cinq années. A la suite de cette longue et consciencieuse étude, l'illustre créateur de la nouvelle doctrine chimique, Lavoisier, lut le rapport où étaient posées les bases de ce langage si simple et si clair qui a fait de la chimie la science peut-être la plus méthodique, celle, par conséquent, qui est le plus facilement accessible à toutes les intelligences.

Les commissaires de l'Académie qui achevèrent avec Guyton la réforme de la nomenclature ont donc droit à une grande part de la reconnaissance des chimistes. Dans son rapport, Lavoisier prit à tâche de s'effacer pour exhausser de son mieux le professeur de Dijon. Mais on ne saurait s'y méprendre, dit M. Dumas (*Philos. chim.*), il est impossible de ne pas reconnaître que c'est lui qui a le plus contribué à fixer les règles de la nouvelle langue chimique. Il y a même, dans cette nomenclature, des choses qui lui appartiennent incon-

(1) « Guyton-de-Morveau ignorait complètement le parti qu'on peut tirer des désinences, véritable base de la nomenclature actuelle; il était d'ailleurs si peu au courant de l'état de la science dont il voulait réformer la langue, qu'il ne savait pas sous quelle forme les métaux entraient en combinaison avec les acides, et qu'il croyait encore au phlogistique. Par conséquent, il n'avait pas cherché à bien connaître les travaux de Lavoisier, ou n'avait pas su les apprécier. »

(DUMAS. *Leçons sur la philosophie chimique*, recueillies par M. Bincau. p. 330.

testablement, comme, par exemple, la distinction fondamentale et si nettement définie des corps simples.

Voici maintenant quelles étaient les bases de cette nomenclature élaborée au sein de l'Académie des Sciences.

**Nomenclature de Guyton-de-Morveau, Lavoisier,
Fourcroy et Berthollet.**

69. A l'époque où Guyton présenta son essai de nomenclature à l'Académie des Sciences, Lavoisier venait de poser dans une série de mémoires les bases de la *doctrine pneumatique*, lumière éclatante qui éblouissait les savants et la science, et bouleversait toutes les idées reçues. — Les chimistes, en effet, en étaient encore alors à considérer tous les corps comme des composés formés par l'association des quatre éléments d'Aristote, *l'eau, l'air, la terre et le feu*. — A ces prétendus éléments, qui étaient au moins des corps bien réels, les alchimistes et après eux les théoriciens avaient ajouté, il est vrai, plusieurs éléments hypothétiques, tels que *le mercure, le sel, le soufre, etc.*, corps entièrement imaginaires, dont on supposait l'existence sans la prouver, et qui n'avaient rien de commun d'ailleurs avec les substances connues sous les mêmes noms de mercure, de sel et de soufre. Stahl enfin était venu jeter au milieu de ce chaos son *phlogistique* ou principe du feu, qui, malgré le grand rôle qu'il a joué dans la science, n'avait pas plus de réalité que les éléments des alchimistes.

70. Les auteurs de la nouvelle nomenclature, adoptant, au contraire, dans toute leur rigueur les idées de Bacon, s'étaient fait une loi d'aller du connu à l'inconnu et de tout baser sur l'expérience.

A la place des éléments d'Aristote, des vagues prin-

cipes élémentaires des alchimistes et du phlogistique stahlén, Guyton, Lavoisier, Fourcroy et Berthollet établirent en effet, comme *principes élémentaires*, *corps simples* ou *éléments chimiques*, tous les corps dont on n'avait pu extraire qu'une seule substance : ils en trouvèrent 33 qui furent nommés et classés de la manière suivante :

Corps simples ou indécomposés.

1 Corps comburant ,	oxygène.
5 Corps combustibles non métalliques ,	azote , hydrogène , soufre , phosphore , carbone.
17 Métaux ou combustibles métalliques ,	arsénic , molybdène , tungstène , manganèse , nickel , cobalt , bismuth , antimoine , zinc , fer , étain , plomb , cuivre , mercure , argent , platine , or.
5 Terres (1)	chaux , magnésic , baryte , alumine , silice.

(1) Lavoisier considérait déjà les terres, de même que la

2 Alkalis (1),	}	potasse,
		soude.
3 Acides,	}	muriatique,
—		fluorique,
		boracique.

Total 33 corps simples.

71. Toutes les autres substances chimiques étaient considérées comme des *corps composés* et résultaient d'une association de plusieurs des 33 principes élémentaires.

Les noms des corps composés se formaient suivant un petit nombre de bases, d'après lesquelles chacun de ces noms indiquait les éléments et la nature du composé qu'il représentait. Voici quelles étaient les principales règles de cette nomenclature.

L'*oxygène* en s'unissant aux autres *corps simples* constituait des *oxydes* et des *acides*.

Pour former les noms des OXYDES, il suffisait d'ajouter à ce mot *oxyde*, le nom du corps simple oxygéné. EXEMPLES : *oxyde de carbone*, *oxyde de fer*, *oxyde de zinc*.

Les désinences *ique* et *eux* indiquaient les ACIDES. Quand un corps simple ne formait *qu'un acide*, on ajoutait à son nom la terminaison *ique*, et l'on avait le nom de ce composé. EXEMPLE : *acide carbonique*. — Quand un même corps avait deux degrés d'acidification, l'acide *le plus oxygéné* prenait la désinence *ique* (EXEMPLE : *acide arsénique*), et le *moins oxygéné* la terminaison *eux* (EXEMPLE : *acide arsénieux*).

potasse et la soude, comme des oxydes métalliques; mais, comme on n'avait pu les décomposer encore, il avait bien fallu les placer parmi les corps simples.

(1) L'ammoniaque, ce troisième alkali des anciens chimistes, ne figurait pas parmi les corps simples, par la raison que Berthollet venait de le décomposer.

Les *acides*, en s'unissant aux *oxydes* ou aux *bases simples*, constituaient des *SELS*, et, dans ce cas, on se bornait à changer la terminaison *ique* en *ate*, et la désinence *eux* en *ite*, puis on ajoutait le nom de la base ou du corps simple oxydé. EXEMPLES : l'acide sulfurique et l'oxyde d'argent formaient le *sulfate d'argent*; l'acide sulfureux et la chaux, le *sulfite de chaux*.

Quand l'oxygène ne faisait pas partie d'une combinaison *binaire*, le nom de l'un des éléments de ce corps prenait la terminaison *ure*. EXEMPLES : *sulfure de fer*, *sulfure de carbone*, *phosphure de cuivre*. — L'union des *métaux* entre eux donnait lieu à des *alliages*; EXEMPLES : *alliage d'or et de cuivre*, *alliage de plomb et d'étain*. — L'alliage devenait un *amalgame* quand il contenait du mercure; EXEMPLES : *amalgame d'or*, *amalgame d'étain*.

72. Ce qu'était dans l'origine cette simple et admirable nomenclature, qui a tant contribué aux progrès de la chimie, elle l'est encore : ses bases, si logiquement établies, sont restées inébranlables, malgré les nombreuses découvertes des chimistes qui ont succédé à Lavoisier. Dix des *trente-trois* corps simples, c'est-à-dire, *la chaux*, *la magnésie*, *le baryte*, *l'alumine*, *la silice*, *la potasse*, *la soude*, *les acides muriatique*, *fluorique* et *boracique*, ont pris rang parmi les corps composés; *vingt-deux* corps simples nouveaux ont été découverts, et cependant cette langue chimique ne diffère que par des modifications très-peu importantes, de celle qui était primitivement parlée. Tous les faits nouveaux ont pu y prendre place sans la détruire, sans même la bouleverser. On en pourra juger en comparant les règles primitives déjà exposées (71), avec celles qui forment les bases de la nomenclature actuelle.

§ II.

SYSTÈME ACTUEL DE NOMENCLATURE CHIMIQUE (1).

Nomenclature des corps simples.

73. La dénomination des corps simples n'est soumise à aucune règle fixe. — La seule condition à laquelle on doit avoir égard dans leur création, c'est qu'ils puissent se prêter facilement à la formation des noms plus complexes des corps composés.

Les noms des corps simples peuvent donc être insignifiants; cependant la plupart des corps qui ont été découverts depuis une cinquantaine d'années, ont reçu une dénomination qui rappelle un de leurs caractères les plus tranchés ou quelque circonstance remarquable de leur histoire.

74. Le nom de chaque corps simple est souvent représenté par un *signe abrégatif* ou *symbole* (2) qui a la même valeur. — Pour la plupart des corps, ce signe n'est autre que la première lettre de leur nom. — On ajoute la seconde ou la troisième à la première, quand plusieurs noms ont une même initiale. — Il est aussi quelques corps dont le signe représentatif ne corres-

(1) Les principes qui vont être exposés sont ceux du système de nomenclature généralement adopté en France; ils diffèrent peu de ceux admis par les chimistes de toutes les nations.

M. Berzélius a fait quelques modifications utiles à la nomenclature française; comme cette nomenclature de l'illustre chimiste suédois est assez usitée parmi nous, on aura soin d'indiquer plus loin les principales différences qu'elle présente avec la nomenclature des chimistes français.

(2) Symbole, du grec *συμβολον* (*sumbolon*), figure, signe, image qui représente ou sert à désigner quelque chose.

pond pas au nom français, mais à leur dénomination latine. — On comprendra facilement ces différences en jetant un seul coup-d'œil sur le tableau des corps simples et de leurs symboles.

75. Les *corps simples* ou *indécomposés*, c'est-à-dire dont on n'a pu jusqu'à ce jour retirer qu'une seule substance, sont maintenant au nombre de *cinquante-cinq*; on en forme généralement deux groupes : 1° les *métalloïdes*, ou corps simples non métalliques; 2° les *métaux*.

Au chapitre III, qui traite de la classification des corps simples, on reviendra sur cette distinction; pour ne pas empiéter sur ce chapitre, les corps dans le tableau suivant ont été placés d'après l'ordre alphabétique.

Noms des corps simples ou élémentaires et symboles qui les représentent.

MÉTALLOÏDES.

1 Azote	Az	8 Iode	I
2 Bore	B	9 Oxygène	O
3 Brôme	Br	10 Phosphore	Ph
4 Carbone	C	11 Soufre	S
5 Chlore	Cl	12 Sélénium	Se
6 Fluor	F	13 Silicium	Si
7 Hydrogène	H		

MÉTAUX.

1 Aluminium	Al	12 Cuivre	Cu
2 Antimoine (<i>stibium</i>)	Sb	13 Etain (<i>stannum</i>)	Su
3 Argent	Ag	14 Fer	Fe
4 Arsénic	As	15 Glucynium	G
5 Baryum	Ba	16 Iridium	Ir
6 Bismuth	Bi	17 Lantane	La
7 Cadmium	Cd	18 Lithium	L
8 Calcium	Ca	19 Magnésium	Mg
9 Cérium	Ce	20 Manganèse	Mu
10 Chrome	Cr	21 Mercure (<i>hydrargyrum</i>)	Hy
11 Cobalt	Co	22 Molybdène	Mo

23 Nickel	Ni	33 Tantale ou columbium	Ta
24 Or (<i>aurum</i>)	Au	34 Tellure	Te
25 Osmium	Os	35 Thorium ou thorinium	Th
26 Palladium	Pa ou Pd	36 Titane	Ti
27 Platine	Pl	37 Tungstène (<i>Wolfram</i>)	W ou Tu
28 Plomb	Pb	38 Uranium	U
29 Potassium (<i>kalium</i>)	K	39 Vanadium	V
30 Rhodium	R	40 Yttrium	Y
31 Sodium (<i>natronium</i>)	Na	41 Zinc	Zn
32 Strontium	Sr	42 Zirconium	Zr

Nomenclature des corps composés.

76. Le principe fondamental de cette nomenclature, c'est que *le nom d'un corps composé doit donner une idée exacte de sa nature et de sa composition.* — Pour arriver à ce résultat, *on réunit les noms des éléments d'un composé, et l'on indique sa nature par une terminaison ou désinence caractéristique, comme IQUE, EUX, ATE, ITE, etc.*

Les règles de cette nomenclature s'appliquent essentiellement aux *composés inorganiques.* — La dénomination des *composés organiques* repose sur des bases différentes.

NOMENCLATURE DES COMPOSÉS INORGANIQUES.

Les composés inorganiques résultent de la réunion de *deux, de trois ou de quatre corps* simples : ou en connaît très-peu qui soient formés d'un plus grand nombre de principes élémentaires.

Quel que soit le nombre des corps simples qui les constituent, les composés se forment généralement par l'association de deux éléments qui peuvent être *simples, binaires, surcomposés ou bi-binaires.* D'où il résulte qu'on peut ranger les composés inorganiques en trois ordres.

1° Composés formés de deux *corps simples* (composés binaires). EXEMPLES : *Oxydes, acides, sulfures, chlorures.*

2° Composés formés de deux éléments *binaires* (composés bi-binaires). EXEMPLES : *Sels résultant de la combinaison d'un oxyde et d'un acide.*

3° Composés formés de deux éléments *bi-binaires*. EXEMPLE : *Sels doubles.*

Le nom de chaque composé résulte du groupement des noms de ses deux éléments : on place invariablement le premier, d'après l'exemple qu'en a donné M. Thénard, le nom de l'élément *électro-négatif* : celui de l'élément *électro-positif* se trouve donc toujours placé le second (1). Voilà pourquoi on ne dit plus *acide hydro-sulfurique, acide hydro-chlorique*, mais bien *acide sulfhydrique, acide chlorhydrique.*

78. COMPOSÉS BINAIRES. — Le plus grand nombre de ces composés a l'oxygène pour l'un de ses deux éléments, d'où on les distingue en *oxygénés* et en *non oxygénés.*

79. *Composés binaires oxygénés.*

L'oxygène en s'unissant à chacun des autres corps simples forme des *oxydes* et des *acides*. Ces derniers s'appellent plus particulièrement *oxacides*, pour les distinguer des acides non oxygénés.

Les *oxydes* se distinguent des *acides* en ce que les oxydes *n'exercent pas d'influence sur la couleur bleue du tournesol*, et que les acides la *rougissent* généralement (1).

(1) Voyez pour l'explication de ces mots : *Combinaison, — théorie électro-chimique.*

(2) Quelques acides sont sans influence sur le tournesol. EXEMPLE : *acide silicique.*

80. Quand un corps simple ne forme qu'un seul composé non acide avec l'oxygène, ce composé s'appelle simplement *oxyde*, mot auquel on ajoute le nom du second élément. EXEMPLES : *oxyde de carbone, oxyde de phosphore, oxyde de cadmium*.

Quand un corps simple a deux degrés d'oxydation, ou peut se combiner avec deux proportions différentes d'oxygène, l'oxyde le moins oxygéné est appelé *protoxyde*, ce qui signifie premier oxyde (de *πρωτος*, *prótos*, premier). Le second oxyde, ou le plus oxygéné, prend le nom de *bi-oxyde* ou *binoxyde* (du latin *bini*, qui indique *une paire, un couple, ou deux unités jointes ensemble*), quand il contient *deux fois autant d'oxygène que le protoxyde pour la même quantité de métal-loïde ou de métal*. On le nomme *sesquioxyde* (du latin *sesqui*, une fois et demie), quand sa proportion d'oxygène représente une fois et demie celle du protoxyde. — EXEMPLES : *Protoxyde de mercure, binoxyde de mercure*; — *protoxyde de fer, sesquioxyde de fer*.

Lorsque les oxydes ne sont point soumis à cette loi de composition, le moins oxygéné s'appelle encore *protoxyde*, mais le second prend le nom de *deutoxyde*, ou deuxième oxyde (de *δευτερος*, *deuteros*, second), et le troisième celui de *tritoxyde*, ou troisième oxyde (de *τριτος*, *tritos*, troisième).

Souvent aussi on appelle l'oxyde le plus oxygéné, ou le dernier oxyde, *peroxyde*.

Ainsi l'on dit : *sesquioxyde ou peroxyde de fer*, — *bi-oxyde ou peroxyde d'étain*, — *bi-oxyde ou peroxyde de manganèse*.

81. Pour former le nom des *acides oxygénés* ou *oxacides*, on ajoute simplement la terminaison *ique* ou la terminaison *eux* au nom de l'élément associé à l'oxygène.

Quand un corps simple n'a qu'un degré d'acidification ou ne forme qu'un acide, son nom prend la terminaison *ique*. EXEMPLES : Le carbone, le bore, le silicium, le chrome, ne forment chacun qu'un seul oxyde qu'on appelle *acide carbonique*, *acide borique*, *acide silicique*, *acide chromique*.

Il est des corps simples qui se combinent à l'oxygène en deux proportions différentes pour former deux oxydes : dans ce cas, le plus oxygéné prend la terminaison *ique*, et le moins oxygéné la terminaison *eux*. EXEMPLES : *Acide arsénique*, *acide arsénieux*.

Mais il y a de plus des corps simples, le soufre par exemple, qui sont susceptibles de quatre degrés d'acidification, ou qui peuvent constituer quatre oxydes différents en se combinant à des proportions différentes d'oxygène. Dans ce cas, le nom de l'acide immédiatement inférieur pour la quantité d'oxygène à l'acide terminé en *ique*, ou à l'acide terminé en *eux*, se forme en ajoutant au nom de ceux-ci la préposition *hypo* (du grec υπο), qui signifie *au dessous*. EXEMPLES :

Acide sulfurique, acide le plus oxygéné ;

Acide hypo-sulfurique, acide contenant moins d'oxygène que l'acide sulfurique, mais plus que l'acide sulfureux ;

Acide sulfureux, acide moins oxygéné que l'acide sulfurique et que l'acide hypo-sulfurique ;

Acide hypo-sulfureux, acide le moins oxygéné des quatre.

82. Composés binaires non oxygénés.

Un corps simple métalloïde, en s'unissant à un autre métalloïde ou à un métal, peut former un composé non acide ou un composé acide.

Si le composé n'est pas acide, on forme son nom au moyen de la terminaison *ure*, qu'on applique au

nom de l'élément qui est électro-négatif : ainsi l'on dit *sulfure de carbone*, *sulfure d'antimoine*, *chlorure de phosphore*, *brômure de fer*, etc.

Quand on veut indiquer la proportion des éléments du composé binaire, on se sert des mêmes expressions que pour les oxydes. Ainsi l'on dit : *protosulfure*, *sesquisulfure* ou *bisulfure de fer*, pour exprimer que le composé binaire est formé d'une proportion, d'une proportion et demie, ou de deux proportions de soufre pour une de fer.

Si le composé binaire est acide, son nom se forme d'une manière différente, suivant que le principe acidifiant est l'hydrogène, le fluor ou le chlore.

Les acides formés par l'hydrogène s'appellent généralement *hydracides* : leur nom se forme au moyen de la terminaison *hydrique*, qu'on ajoute au nom du corps électro-négatif. EXEMPLES : *acide sulhydrique*, *acide chlorhydrique*, *acide iodhydrique*.

Le fluor forme un acide avec le bore, et un acide avec le silicium (*fluoracides*). On les appelle *acide fluo-borique*, *acide fluo-silicique*.

Le chlore constitue avec les deux mêmes corps deux *chloracides*, qu'on désigne à la manière des fluoracides, au moyen de la terminaison *ique* ajoutée au nom du corps acidifié ; on a ainsi l'acide *chloro-borique* et l'acide *chloro-silicique*.

83. COMPOSÉS BI-BINAIRES (*formés de deux composés binaires*).

Les *acides* ont la propriété de s'unir à certains oxydes qu'on appelle *bases*, *oxydes basiques* ou *bases salifiables*, pour constituer des *sels* (1).

(1) Il existe des *bases salifiables* qui ne sont pas des oxydes, l'ammoniaque par exemple. — La dénomination des sels qu'elles

On forme le nom des sels en changeant la terminaison *ique* de l'acide en *ate*, ou *eux* en *ite*, et en ajoutant le nom du métal de la base; ainsi l'on dit : *sulfate* ou *hyposulfate de zinc*, *azotate de bismuth*, *phosphate d'argent*; *sulfite* ou *hyposulfite de plomb*, *azotite de cuivre*, etc.

Mais comme il est des métaux qui forment deux oxydes susceptibles de s'unir aux acides pour constituer ainsi deux ordres de sels très-différents, on les distingue, en conservant dans son intégrité le nom de chaque oxyde. Ainsi l'on dit : *sulfate de protoxyde de fer*, *sulfate de sesquioxyde de fer*.

84. Il est des *oxydes* qui se combinent aux *bases* à la manière des acides, en devenant comme eux l'élément électro-négatif d'une sorte de sel. C'est ainsi que l'oxyde d'aluminium (alumine) se combine au protoxyde de potassium (potasse) pour former un *aluminate de potasse*, et l'oxyde de zinc un *zincate* de la même base.

85. L'eau, qui est un protoxyde d'hydrogène, se combine aux oxydes métalliques à la manière des acides et forme des *hydrates*, qu'on distingue les uns des autres en ajoutant, comme pour la dénomination des sels, le nom du métal ou le nom de l'oxyde. EXEMPLES : *hydrate de zinc*, *hydrate d'argent*, *hydrate de protoxyde de fer*, *hydrate de sesquioxyde de fer*, *hydrate de protoxyde de cuivre*, *hydrate de binoxyde de cuivre*.

86. On connaît quelques combinaisons formées par un *oxyde métallique*, avec un *sulfure*, un *chlorure*, un *brômure*, etc.; on les appelle *oxy-sulfures*, *oxy-chlorures*, etc. EXEMPLES : *oxy-sulfure d'antimoine*, *oxy-chlorure d'étain*, etc.

forment avec les acides a lieu d'après les mêmes principes; ainsi l'on dit : *chlorhydrate* ou *carbonate d'ammoniaque*, *sulfate de quinine*, *chlorhydrate de morphine*, etc.

87. Les composés binaires non oxygénés peuvent enfin se combiner entre eux. Le plus souvent ces composés ont, comme les oxydes et les oxacides qui forment les oxy-sels, leur élément électro-négatif commun ; par exemple le soufre, le chlore, le brôme, l'iode. Ainsi un sulfure s'unit à un sulfure, un chlorure à un chlorure, etc., pour former des sulfures, des chlorures doubles ou à deux bases. EXEMPLES : *sulfure de cuivre et de fer, chlorure de platine et de potassium, bi-iodure de mercure et de sodium*, etc.

88. COMPOSÉS CONSTITUÉS PAR DEUX COMBINAISONS BINAIRES : OXY-SELS DOUBLES.

Deux sels peuvent se combiner pour former un *sel double*, et généralement dans les cas de cette nature, le même acide est commun à tous deux ; la dénomination de ces composés ne diffère de celle des sels simples que parce qu'elle comprend les noms des deux bases. Ainsi le *sulfate d'oxyde d'aluminium* (alumine), uni au *sulfate de protoxyde de potassium* (potasse) forme le *sulfate d'alumine et de potasse*.

89. COMPOSÉS RÉSULTANT DE L'ASSOCIATION DES MÉTAUX ENTRE EUX : — ALLIAGES. — AMALGAMES.

Les *métaux*, en s'associant *entre eux*, forment des *alliages*. Les alliages, quand ils comptent le *mercure* parmi leurs éléments, s'appellent *amalgames*. Pour former les noms des alliages, on désigne tous les métaux qui entrent dans leur composition : ainsi l'on dit *alliage de plomb et d'antimoine, alliage de cuivre et d'étain, alliage d'argent et de cuivre, — alliage de plomb, d'étain et de bismuth.* — Généralement le métal qui entre en plus forte proportion dans l'alliage est nommé le premier. — Le nom du mercure ne doit pas figurer dans les composés métalliques : on dit *amalgame d'or, amalggame d'argent, amalggame d'étain*, pour désigner l'asso-

ciation de l'or, de l'argent ou de l'étain avec le mercure, le mot amalgame signifiant par lui-même que ce métal fait partie de l'alliage.

90. Tels sont les principes essentiels de la nomenclature des composés inorganiques. On trouvera dans la suite de cet ouvrage l'explication de quelques règles tout-à-fait secondaires, qu'il eût été prématuré de faire connaître ici.

Les premiers auteurs de la nomenclature avaient admis quelques exceptions à l'application rigoureuse des principes qui lui servent de base, et cela, soit comme un sacrifice à des habitudes de langage profondément enracinées, soit comme moyen d'abréviation et de simplification des noms chimiques : ces exceptions primitives, ainsi que deux ou trois autres introduites postérieurement dans le langage des chimistes, ont été adoptées par l'usage. Voici quelles sont les principales de ces exceptions et abréviations :

Noms adoptés par l'usage.	Noms conformes aux principes de la nomenclature.
Eau	Protoxyde d'hydrogène.
Eau oxygénée	Peroxyde d'hydrogène.
Ammoniaque	Azoture d'hydrogène.
Cyanogène	Azoture de carbone.
Potasse	Protoxyde de potassium.
Soude	Protoxyde de sodium.
Lithine	Oxyde de lithium.
Baryte	Protoxyde de baryum.
Strontiane	Protoxyde de strontium.
Chaux	Protoxyde de calcium.
Magnésie	Oxyde de magnesium.
Alumine	Oxyde d'aluminium.
Glucyne.	Oxyde de glucynium.
Zircone	Oxyde de zirconium.
Ytria	Oxyde d'yttrium.
Thorine.	Oxyde de thorinium.
Silice.	Acide silicique.

91. M. Berzélius a fait à la nomenclature plusieurs modifications importantes. Voici celles qui présentent quelque utilité et qui ont été adoptées par beaucoup de chimistes :

Les terminaisons *eux* et *ique*, consacrées seulement aux acides dans la nomenclature française, ont été appliquées aux oxydes par M. Berzélius. Ainsi le protoxyde de fer est appelé *oxyde ferreux*, le sesquioxyde ou peroxyde de ce métal *oxyde ferrique*; le protoxyde de mercure est l'*oxyde mercurieux*, et le binoxyde l'*oxyde mercurique*, etc.

La nomenclature des composés binaires non oxygénés est entièrement calquée sur celle des oxydes. Ainsi M. Berzélius appelle le proto-chlorure et le proto-sulfure de fer *chlorure ferreux*, *sulfure ferreux*, et nomme *chlorure ferrique* et *sulfure ferrique* le chlorure et le sulfure de fer, qui correspondent par leur composition au sesquioxyde ou peroxyde.

Cette même modification a été appliquée par M. Berzélius aux dénominations des sels. Au lieu de dire : sulfate de protoxyde de fer, sulfate de sesquioxyde de fer, azotate de protoxyde de mercure, azotate de binoxyde de mercure, il dit : *sulfate ferreux*, *sulfate ferrique*, *azotate mercurieux*, *azotate mercurique*, etc.

Ces modifications, qui n'altèrent en rien les bases du système de nomenclature précédemment exposé, ont l'avantage de simplifier beaucoup le langage chimique : elles finiront sans doute par être généralement adoptées. — Aussi, dans le but d'étendre leur usage, seront-elles indifféremment employées dans le cours de ce traité, avec les dénominations absolument fondées sur les principes de la nomenclature française.

92. Il n'en sera pas de même des noms terminés en *ide*, par lesquels M. Berzélius distingue les composés

binaires non oxygénés *électro-négatifs* (EXEMPLES : *sulfide hydrique*, *sulfide phosphoreux* ou *phosphorique*, *sulfide arsénieux* ou *arsénique*, *chlorure sulfureux* ou *sulfurique*, *chlorure arsénieux* ou *arsénique*), des composés binaires non oxygénés *électro-positifs*, auxquels il conserve la détermination *ure* (EXEMPLES : *sulfure antimonieux*, *sulfure antimonique*, *sulfure platineux*, *sulfure platinique*, *chlorure molybdeux*, *chlorure molybdique*) : ces dénominations ne sont adoptées ni en France ni en Angleterre. — Ce serait une faute en effet de modifier trop profondément et sans une nécessité absolue les dénominations qui sont en usage. « La nomenclature, dit M. Graham, ayant pénétré dans le langage ordinaire, ne saurait être altérée sans de graves inconvénients : elle doit être apprise et traitée comme une langue, et non comme l'expression d'un système. » (GRAHAM. *Elements of chemistry*, 1842.)

Nomenclature des composés organiques.

93. L'association de quatre éléments, l'oxygène, l'hydrogène, le carbone et l'azote, dans des proportions très-variées, constituant les matières végétales et animales ou matières organiques, dont le nombre déjà immense s'accroît encore de jour en jour, il devenait impossible de les désigner par des noms *indicatifs de leurs principes élémentaires*. On a donc suivi à leur égard d'autres règles de dénomination qui seront exposées quand il sera question de la chimie organique.

Cependant il ne sera pas inutile d'être immédiatement prévenu que les acides organiques sont caractérisés par la terminaison *ique*, et les bases par la désinence *ine*. Ainsi l'acide du citron s'appelle *acide citrique*, l'acide du tartre *acide tartrique*, l'acide de vinaigre

(en latin *acetum*) *acide acétique*, etc. ; ainsi, l'alcali végétal du quinquina a reçu le nom de *quinine*, celui de l'opium s'appelle *morphine*, celui de la noix vomique (fruit du *strychnos nux vomica*) *strychnine*, etc.

RÉSUMÉ ET CONCLUSION.

94. La nomenclature ancienne n'avait aucune base fixe : rien ne liait entre elles les dénominations nombreuses et le plus souvent absurdes et ridicules des substances chimiques. — Guyton-de-Morveau, inspiré sans doute par les idées philosophiques de son époque, dirigé peut-être par les principes de la nomenclature botanique de Linnæus, et poussé certainement par le besoin qui se manifestait partout de réformer le langage chimique, eut la première pensée de la nomenclature actuelle, mais n'aboutit dans l'exécution qu'à un essai imparfait et insuffisant. — C'est aux efforts communs de Guyton, de Fourcroy, de Berthollet et surtout de Lavoisier, qu'on doit réellement cette nomenclature, système de dénomination si simple et si logiquement établi, que ses bases sont restées inébranlables, malgré le grand nombre et l'importance des découvertes qui ont été faites depuis sa mise au jour en 1787.

C'est par l'influence de ce système de nomenclature que la chimie s'est placée au premier rang des sciences physiques, et qu'elle est entrée dans l'industrie qui lui doit tant et de si rapides progrès, comme dans l'histoire naturelle et la médecine dont elle est aujourd'hui une des bases les plus solides. Bientôt sans doute, grâce à la stabilité, à la simplicité admirable des principes de cette nomenclature, elle pénétrera dans l'instruction générale et finira par être tout-à-fait populaire, car elle est devenue une nécessité pour toutes les con-

ditions : pour l'ouvrier, comme pour l'artiste, pour l'artisan comme pour le manufacturier, pour le simple lettré comme pour le savant de profession, pour l'homme du monde, qui ne veut pas paraître ignorant, comme pour l'administrateur, qui ne doit pas l'être.



CHAPITRE QUATRIÈME.

CLASSIFICATION DES CORPS SIMPLES.

PLAN MÉTHODIQUE POUR L'ÉTUDE DES CORPS.**§ 1.****CLASSIFICATION.**

95. L'ordre, la régularité, la méthode qui doivent présider à l'exposition des principes de toutes les sciences, sont surtout indispensables quand il s'agit de la chimie, qui se compose, comme on sait, d'un nombre de faits incalculable.

Classer les corps simples ou en former des groupes plus ou moins nombreux, se distinguant les uns des autres par des caractères bien tranchés; disposer ces groupes d'une manière régulière d'après les analogies ou les dissemblances de leurs propriétés caractéristiques, telle était la première chose à faire pour établir un ordre méthodique dans l'étude des éléments de la chimie : c'est effectivement ainsi qu'on a procédé.

Pour arriver à ce classement, deux moyens philosophiques ont été mis en œuvre :

- 1^o La méthode naturelle,
- 2^o La méthode artificielle.

1^o Méthode naturelle de classification des corps simples.

96. Cette méthode consiste à réunir les objets à classer, par *familles naturelles*, c'est-à-dire par groupes, dont chacun est fondé sur un ensemble de caractères communs qui établissent une sorte de ressemblance ou de parenté entre tous leurs membres.

97. Cette méthode, qui est la plus logique, présente malheureusement de nombreuses difficultés dans l'application. Elles résultent surtout, ces difficultés, de certaines anomalies qui tiennent à notre ignorance d'un grand nombre de faits ; elles dépendent essentiellement aussi de ce qu'il y a un passage presque insensible des propriétés d'un corps à celles d'un autre corps, ce qui établit entre tous une liaison générale, et, par suite, l'impossibilité d'un groupement parfait ou satisfaisant de tous points. — Dieu, dans ses créations, s'est plu à tout rapprocher, à tout lier ; c'est ce que la philosophie a parfaitement exprimé par cet axiome : « La nature ne fait pas de saut, *natura non facit saltum.* »

98. D'après cela, on ne sera pas étonné d'apprendre que tous les efforts tentés pour établir une classification parfaitement naturelle des corps simples, n'ont abouti qu'à un résultat insuffisant, incomplet, imparfait. La solution de ce problème a cependant occupé plusieurs intelligences d'élite.

Ampère, cet esprit ingénieux et profond, s'est approché du but, mais sans l'atteindre. M. Despretz a repris

en sous-œuvre et avec assez de bouheur la classification de cet illustre savant; il a réparti, en effet, dans un tel ordre les groupes qui la constituent, qu'on remarque une transition assez naturelle d'une famille à l'autre. Combien d'objections cependant ne pourrait-on pas faire à cette distribution méthodique des corps simples qu'on va faire connaître ici comme la moins imparfaite qui ait été présentée.

CLASSIFICATION DES CORPS SIMPLES PAR M. DESPRETZ.

99. Tous les corps, sans distinction des métaux et des métalloïdes, y sont groupés en 14 classes ou familles.

PREMIÈRE FAMILLE. — *Chloroïdes*.

Noms.	Caractères.
Chlore, Brome, Iode, Fluor.	} Combinaisons acides avec l'hydrogène et avec l'oxygène; pas d'union directe avec l'oxygène: les hydracides de cette famille ont la même composition atomique.

DEUXIÈME FAMILLE. — *Sulfuroïdes*.

Soufre, Sélénium.	} Combinaisons acides avec l'hydrogène, moins puissantes que les précédentes acides; avec l'oxygène; union directe avec l'oxygène.
----------------------	--

TROISIÈME FAMILLE. — *Carbonoïdes*.

Carbone, Bore, Silicium.	} Combinaisons hydrogénées neutres; acides oxygénés faits directement.
--------------------------------	--

QUATRIÈME FAMILLE. — *Azotoïdes*.

Azote, Phosphore, Arsenic.	} Combinaisons hydrogénées alcalines ou faisant fonction de base; combinaisons oxygénées acides.
----------------------------------	--

CINQUIÈME FAMILLE. — *Chromoïdes*.

Chrome, Vanadium, Tungstène, Molybdène, Columbium Titane.	} 1 ^o Acides oxygénés saturant les bases et formant des sels stables et cristallisables; 2 ^o pas de combinaisons avec l'hydrogène; 3 ^o alcalinité faible dans les oxydes; métaux analogues aux corps des familles suivantes par leurs propriétés physiques.
--	--

SIXIÈME FAMILLE. — *Stannoïdes.*

Noms.

Caractères.

Etain , Antimoine , Osmium .	}	1 ^o Oxydation facile par la calcination à l'air; 2 ^o combinaisons oxygénées sans propriétés acides ni alcalines bien puissantes; 3 ^o réduction des oxydes par le charbon à une température rouge; 4 ^o combinaisons stables avec le chlore.
------------------------------------	---	--

SEPTIÈME FAMILLE. — *Auroïdes.*

Or , Iridium .	}	1 ^o Combinaisons oxygénées n'ayant l'acidité ni l'alcalinité à un degré marqué; 2 ^o oxydes, chlo- rures décomposables par la chaleur seule; mé- taux non altérés par les acides seuls; 4 ^o pas de sels binaires avec les acides; 5 ^o combinaisons directes avec le chlore; 6 ^o chlorures doubles avec les chlorures alcalins.
-------------------	---	--

HUITIÈME FAMILLE. — *Platinoïdes.*

Platine , Rhodium .	}	Présentant les mêmes caractères que les au- roïdes, à l'exception des sels que leurs oxydes for- ment avec quelques acides minéraux.
------------------------	---	--

NEUVIÈME FAMILLE. — *Argyroïdes.*

Argent , Mercure , Palladium .	}	Métaux dissolubles par l'acide azotique; sels stables bien déterminés; oxydation directe par la chaleur; oxydes réduits à une température peu élevée dans des tubes de verre.
--------------------------------------	---	--

DIXIÈME FAMILLE. — *Cuproïdes.*

Cuivre , Plomb , Bismuth , Cadmium .	}	Métaux oxydés directement par le contact de l'air; oxydes irréductibles par la chaleur seule, mais réduits facilement par le charbon ou l'hy- drogène; métaux ne dégageant pas d'hydrogène en présence de l'eau et de l'acide sulfurique; sels stables et cristallisables, dont les métaux sont précipités par le zinc ou le fer.
---	---	---

ONZIÈME FAMILLE. — *Ferroïdes.*

Noms.	Caractères.
Fer, Nickel, Cobalt, Zinc, Manganèse, Uranium, Cerium, Lantane.	Métaux oxydés directement ; oxydes irréductibles par la chaleur seule, réduits par le charbon ou l'hydrogène, mais à une température plus élevée que ceux de la famille précédente ; métaux décomposant l'eau à la chaleur rouge, dégagant de l'hydrogène par l'eau et l'acide sulfurique ; sels stables et cristallisables dont les oxydes ne peuvent être réduits par d'autres métaux. 1 ^{er} genre, <i>métaux magnétiques</i> : fer, cobalt, nickel ; 2 ^{me} genre, <i>métaux non magnétiques</i> : zinc, manganèse, uranium, cerium, lantane.

DOUZIÈME FAMILLE. — *Aluminoïdes.*

Aluminium Thorium, Glucynium, Yttrium, Zirconium.	Oxydes insolubles, irréductibles par le charbon ; chlorures réductibles par le potassium et la pile ; métaux ne décomposant pas l'eau à la température ordinaire mais à plus de 100 degrés ; sels à réaction acide, décomposables par la chaleur et par l'ammoniaque.
---	---

TREIZIÈME FAMILLE. — *Baroïdes.*

Baryum, Strontium, Calcium, Magnésium	Oxydes ramenant instantanément au bleu le tournesol rougi par un acide, et verdissant le sirop de violette, non réduits par le charbon et décomposés par le chlore en dégagant de l'oxygène ; sels neutres stables et cristallisables ; carbonates neutres insolubles ; sulfates permanents à la chaleur rouge. 1 ^{er} ordre : magnésium ; 2 ^{me} ordre : calcium, baryum, strontium.
--	---

QUATORZIÈME FAMILLE. — *Potassoïdes.*

Potassium, Sodium, Lithium.	Métaux décomposant l'eau à la température ordinaire, avec dégagement d'hydrogène ; oxydes stables neutralisant parfaitement les acides et précipitant tous les oxydes précédents ; oxydes dégagant de l'oxygène par le chlore et l'iode ; sels solubles et généralement cristallisables.
-----------------------------------	--

100. Il suffit de jeter un coup-d'œil sur chaque groupe de cette classification pour reconnaître que s'il en est de parfaitement naturels, plusieurs sont établis sur des rapprochements forcés et vraiment contre nature. — On est étonné d'ailleurs de ne voir figurer ni l'oxygène ni l'hydrogène dans aucune de ces familles. — Une classification qui ne comprend pas tous les corps connus, est essentiellement vicieuse et doit être rejetée comme imparfaite et insuffisante.

En résumé la classification dite *naturelle* de M. Despretz, ne justifie pas suffisamment cette qualification, et ne suffit pas pour les besoins de l'étude, puisqu'elle est incomplète. — Une bonne classification naturelle des corps chimiques est donc encore à créer (1).

(1) Tout récemment M. Hoefler a proposé comme *naturelle* une nouvelle classification fondée sur l'*isomorphisme* (pour l'explication de ce mot, voir *Théorie atomique*) et sur les *propriétés chimiques des corps*; on verra, par le tableau suivant, que cette distribution méthodique des corps, quoique ingénieuse, n'est pas plus satisfaisante que celle de M. Despretz, et qu'elle est beaucoup *moins naturelle*, puisqu'on y trouve rapprochés des corps tout-à-fait dissemblables par leurs propriétés connues, par exemple l'azote et le carbone dans les *carbacés*, le magnésium et le plomb dans les *baryacés*, etc.

Classification naturelle de M. Hoefler.

Noms des familles.	Corps simples ou fonctionnant comme tels.
Oxacés,	Oxygène, soufre, sélénium, tellure.
Chloracés,	Chlore, brôme, iode, fluor, <i>cyanogène</i> .
Carbacés,	Carbone, bore, silicium, titane, tantale, azote hydrogène.
Phosphacés,	Phosphore, arsenic, antimoine.
Kaliacés,	Potassium, sodium, lithium, <i>ammonium</i> .
Baryacés,	Baryum, strontium, calcium, magnésium, plomb.
Aluminiacés,	Aluminium, glucynium, thorium, zirconium, cerium, lantane.

2 Méthode artificielle de classification des corps simples.

101. Les méthodes artificielles reposent généralement sur un petit nombre de principes. Ces bases une fois posées, les faits doivent venir s'y ranger de gré ou de force. Ces méthodes sont donc *peu naturelles et peu logiques*, mais elles ont l'avantage de *faciliter l'étude et la connaissance des corps* soumis à ces grands classements méthodiques, quand ces corps sont très-nombreux, comme par exemple les végétaux ou les animaux. -- Pour les corps simples chimiques, une méthode purement artificielle serait peu convenable puisqu'ils sont en petit nombre, et par conséquent faciles à distinguer les uns des autres, surtout parce qu'un semblable classement n'apprendrait rien des analogies de propriétés qui établissent parmi eux des groupes parfaitement naturels.

102. Toutes les tentatives pour établir une bonne méthode naturelle ayant échoué, et l'adoption d'une méthode purement artificielle étant peu convenable pour la classification des corps simples chimiques, nous ne voyons pas qu'il y ait nécessité de changer la division généralement adoptée de ces corps en

Ferracès,	Fer, manganèse, chrome, cobalt, nickel, zinc, cadmium, cuivre.
Hydrargyracès,	Mercure, bismuth.
Stannacès,	Etain, molybdène, tungstène, uranium, vanadium.
Auracès,	Or, platine, palladium, rhodium, iridium, osmium.

métalloïdes (1) et *métaux*, et celle de ces derniers en classes ou sections. Seulement nous établirons aussi des sections parmi les métalloïdes en combinant la méthode naturelle et la méthode artificielle. Nous ne donnerons pas ces divisions comme essentiellement bonnes, mais seulement comme très-convenables pour faciliter l'étude de ces corps.

Classification adoptée dans ce traité.

103. Les corps simples sont divisés en métalloïdes ou corps non métalliques, et en métaux (2).

DES MÉTALLOIDES.

104. On considère comme des métalloïdes tous les corps qui n'ont pas l'apparence des métaux.— Il n'y a pas, il est vrai, de limites bien tranchées entre les caractères des uns et ceux des autres : le brillant métallique existe dans plusieurs métalloïdes, et la forte pesanteur, qui était aussi anciennement une des propriétés distinctives des métaux, ne peut plus l'être depuis qu'on en a découvert qui sont moins pesants que l'eau (potassium, sodium). Nous adoptons toutefois la division des corps en métalloïdes et métaux, non comme bonne, mais parce qu'elle est consacrée par l'usage (3).

(1) Le mot *métalloïde* est formé de *μέταλλον* (*métallon*) métal et de *εἶδος* (*eidos*) forme, ressemblance. — Ce mot a une signification fautive, car il s'applique à un certain nombre de corps, comme par exemple l'oxygène, l'hydrogène, l'azote, qui ne se rapprochent nullement des métaux par la forme ou la ressemblance.

(2) Ampère appelait les métalloïdes corps *minéralisateurs*, et les métaux corps *minéralisables*.

(3) Ce qui distingue surtout les métalloïdes des métaux,

Les métalloïdes sont au nombre de 13 : l'azote, le bore, le brome, le carbone, le chlore, le fluor, l'hydrogène, l'iode, l'oxygène, le phosphore, le sélénium, le silicium et le soufre.

105. Pour faciliter l'étude des métalloïdes, ils seront divisés en quatre groupes ou sections, comme dans le tableau suivant :

1 ^o Organogènes	{	Oxygène, Azote, Hydrogène, Carbone.
2 ^o Sulfuroïdes	{	Soufre, Sélénium, Phosphore.
3 ^o Chloroïdes	{	Fluor, Chlore, Brome, Iode.
4 ^o Boroïdes	{	Bore, Silicium.

106. Les corps *organogènes*, ainsi que l'indique leur nom, sont ceux qui constituent, comme éléments essentiels, les matières organisées, végétales ou animales.

Les matières *végétales* sont pour la plupart composés d'oxygène, d'hydrogène et de carbone; les matières *animales* ont généralement un principe de plus, l'azote.

Il y a des exceptions à cette règle; on connaît des substances *végétales azotées*, et quelques matières d'origine animale, qui ne contiennent pas d'azote.

c'est que les premiers sont généralement mauvais conducteurs, et les seconds bons conducteurs du calorique et de l'électricité.

107. Le type des *sulfuroïdes* est le *soufre* ; ils ont pour caractères généraux :

D'être *solides, volatils à une température moyenne entre 100 degrés et la chaleur rouge, très-combustibles, et très-inflammables*. Ils ont *plus d'affinité pour l'oxygène*, avec lequel ils forment des *oxacides puissants*, que pour l'*hydrogène*. — Ils peuvent être divisés en deux sections secondaires : 1^o sulfuroïdes formant des combinaisons *acides* (hydracides) avec l'*hydrogène* : *soufre, sélénium* ; — 2^o sulfuroïde à combinaison basique avec l'*hydrogène* : *phosphore*.

108. Le *chlore* est le type de la troisième section ; les quatre corps qui la constituent ont entre eux une grande analogie de nature et de propriétés ; leurs caractères principaux sont :

D'être *gazeux ou très-volatils à la température ordinaire* ; de dégager une *forte odeur* analogue à celle du *chlore* ; d'avoir beaucoup *d'affinité pour l'hydrogène et très-peu pour l'oxygène* ; de former des *hydracides puissants, gazeux ou très-volatils, très-avides d'eau*, et des *oxacides facilement décomposables* ; de constituer enfin par leur union avec les métaux des combinaisons *haloïdes*. (V. sels en général.)

109. La quatrième section qui a pour type le *bore* ne contient que deux corps, tous deux *fixes, inodores*, de couleur *brun terne*, tous deux formant des *oxacides solides, fixes, inodores*, et d'autres *acides, gazeux et volatils*, par leur combinaison avec le *fluor* et avec le *chlore*.

DES MÉTAUX.

110. Les métaux qui sont au nombre de 42 seront divisés en six sections. Nous ne nous occuperons pas pour le moment de cette division, que nous renvoyons au chapitre où il sera traité des *métaux en général*.

§ II.

**PLAN MÉTHODIQUE POUR L'ÉTUDE DES CORPS
SOIT SIMPLES, SOIT COMPOSÉS.**

111. L'ordre, la régularité, la méthode, qui sont si nécessaires pour le classement des corps, deviennent aussi indispensables quand il s'agit de décrire les propriétés de chacun d'eux en particulier et d'en tracer une histoire complète. L'habitude de l'enseignement nous a démontré qu'il y avait un grand avantage à adopter pour tous un canevas uniforme. C'est au moins un excellent moyen mnémorique, aussi utile pour celui qui enseigne la science que pour ceux qui veulent l'apprendre.

La plupart des auteurs qui ont composé des traités élémentaires de chimie, ont suivi déjà un ordre plus ou moins régulier de distribution des matières dans l'étude de chaque corps; mais ils l'abandonnent ou l'intervertissent fréquemment; et d'ailleurs il est facile de se convaincre, que le plan qu'ils ont généralement adopté, n'est ni assez complet, ni surtout assez logique.

Nous avons cru, en conséquence, devoir reprendre cette distribution méthodique des matières, et nous nous sommes efforcé de les présenter dans leur ordre naturel ou logique. Une fois le plan général adopté, nous nous sommes constamment astreint à le suivre. — L'expérience nous a appris que cette manière de procéder, tout en simplifiant de beaucoup l'étude de la chimie, a encore l'avantage de fixer plus solidement dans la mémoire les faits ainsi que les théories.

Le tableau suivant présente le plan ou canevas de

distribution des matières, qui sera constamment suivi dans l'histoire des corps soit simples, soit composés (1).

TABLEAU

DE LA DISTRIBUTION DES MATIÈRES POUR L'HISTOIRE DE
CHAQUE CORPS, SOIT SIMPLE, SOIT COMPOSÉ.

—
Symbole et formule. — Poids de l'atôme. — Poids de l'équivalent

- 1^o Définition et réflexions générales ;
- 2^o Etymologie et synonymie ;
- 3^o Historique ;
- 4^o Composition ;
- 5^o Etat naturel ;
- 6^o Extraction ou préparation ;
- 7^o Etat d'impureté et purification ;
- 8^o Signalement physique .

}	Etat ordinaire (solide, liquide ou aériforme), Forme et apparence , Couleur, Odeur, Saveur, Sensation donnée par le tou- cher, Pesanteur ;
---	--

(1) En assurant qu'on se conformera toujours à ce plan, nous n'entendons pas dire que chacun des points qui y sont indiqués se retrouvera invariablement dans l'histoire de chaque corps; bien souvent, comme on doit le comprendre, il sera nécessaire d'en négliger plusieurs et de les passer sous silence. Ainsi, par exemple, quand il n'y aura rien d'intéressant à signaler relativement à l'influence de la lumière, à celle de l'électricité, à l'action des acides, à celle des métaux, etc., etc., on passera outre sans en faire mention, et cela pour ne pas employer des mots inutiles et un espace précieux.

- | | | |
|---|---|--|
| 9 ^o Propriétés physico-chimiques | } | Influence du calorique ,
— de la lumière ,
— du fluide électrique ; |
| 10 ^o Propriétés chimiques | } | Action de l'air et de l'oxygène ,
Action de l'eau ,
— des métalloïdes ,
— des métaux ,
— des oxydes ,
— des acides ,
— des sels ,
— des matières organiq. |
| 11 ^o Altération spontanée et conservation ; | | |
| 12 ^o Sophistications et moyens de les reconnaître ; | | |
| 13 ^o Variétés dans le commerce et choix ; | | |
| 14 ^o Signalement chimique ; réactifs les plus utiles ; | | |
| 15 ^o Utilité dans la nature ; | | |
| 16 ^o Usages | } | Dans les laboratoires de chimie ,
Dans l'économie domestique ,
— l'agriculture ,
— les arts et l'industrie en général ,
Dans la teinture ; |
| 17 ^o Observations et remarques diverses | } | 1 ^o Scientifiques ,
2 ^o Industrielles. |

CHAPITRE CINQUIÈME.

MÉTALLOÏDES.

ORGANOGENES (1). — 1 OXYGÈNE.

112. Pour former les différentes matières végétales et animales, pour constituer la substance des êtres organisés, c'est-à-dire pourvus d'*organes ou instruments nécessaires à la vie*, la nature n'emploie généralement que quatre corps simples ou éléments, corps que, pour cette raison, nous appelons *organogènes* ou principes organisateurs des végétaux et des animaux.

113. A la vérité, on trouve encore d'autres matières inorganiques dans le tissu des êtres organisés, mais elles n'appartiennent pas à l'ensemble de l'organisation : elles ne s'y rencontrent que d'une manière accidentelle ; ou bien elles sont particulières à certaines parties, dans lesquelles elles remplissent des fonctions toutes spéciales, comme le fer dans le sang, le carbonate et le phosphate de chaux dans les os, etc.

114. Les métalloïdes organogènes, comme on l'a

(1) Ce mot est formé de *organon* (*organon*) organe, instrument, et de *geinomai* (*geinomai*) je forme, j'engendre.

déjà vu, sont au nombre de quatre : l'*oxygène*, l'*azote*, l'*hydrogène* et le *carbone*. — Le plus souvent, ces quatre principes sont associés, mais en proportions différentes, pour constituer une substance organique, comme dans la plupart des matières animales et dans un certain nombre de matières végétales. — Assez souvent, comme dans le plus grand nombre des matières végétales et dans quelques substances animales, l'azote ne fait pas partie du tissu organique. On trouve enfin des exemples de matières organiques qui ne comptent que deux éléments, comme le carbone et l'oxygène dans l'acide oxalique, le carbone et l'hydrogène dans quelques huiles essentielles, mais ces exemples sont rares.

115. Les animaux et les végétaux puisent essentiellement dans l'*air* (mélange d'oxygène, d'azote et d'acide carbonique) et dans l'*eau* (combinaison d'oxygène et d'hydrogène) leurs principes organogènes. L'organisation de ces principes s'opère d'abord dans les végétaux, lesquels servent ensuite à former les substances animales.

L'organisation des quatre éléments, oxygène, azote, hydrogène, carbone, persiste et se maintient tant que dure la vie : dès qu'elle a cessé d'agir, l'organisation est détruite plus ou moins rapidement sous l'influence des agents et des forces chimiques, et les quatre éléments ou principes organogènes retournent peu à peu à la nature inorganique d'où ils avaient été tirés par la puissance vitale. (V. *Chimie organique* : Généralités.)

OXYGÈNE.

Symbole O. — Poids de l'atome 100. — Poids de l'équivalent 100.

116. L'oxygène est, de tous les corps pondérables, celui qui joue le rôle le plus important dans les réactions chimiques; il n'en est pas dont l'influence soit aussi générale; partout et toujours on le trouve en jeu : dans les recherches des laboratoires, dans les opérations de l'économie domestique, dans les travaux des manufactures, comme dans les principaux phénomènes de la vie, dans la décomposition lente qui succède à la mort, dans les modifications, les changements, les révolutions qui s'opèrent au sein de la nature inorganique. — La découverte de l'oxygène a changé la face de la chimie, en a fait une science toute nouvelle : ce n'est donc pas sans raison que dans tous les traités de chimie, l'étude de ce corps précède celle de tous les autres principes élémentaires.

117. HISTORIQUE. — La découverte de l'oxygène ne remonte pas à plus de soixante-dix ans : elle fut faite presque en même temps par Priestley, Schéele et Lavoisier (1).—Priestley l'obtint le premier (2), en 1774, par la calcination du peroxyde de manganèse. Schéele se le

(1) « Nous avons découvert cet air presque en même temps, M. Priestley, M. Schéele et moi. (LAVOISIER. *Traité élémentaire de Chimie*. t. 1. p. 38.)

(2) Bayen avait, dit-on, obtenu l'oxygène, de l'oxyde rouge de mercure, au mois d'avril 1774; Priestley ne découvrit ce corps qu'au mois d'août de la même année.

procura par plusieurs moyens (1) et particulièrement en traitant ce même oxyde par l'acide sulfurique. — Lavoisier, enfin, sans connaître les expériences de ces deux grands chimistes, parvint à l'isoler, en soumettant l'oxyde rouge de mercure à l'action d'une température élevée. — Cependant il est juste d'ajouter que cette importante découverte avait été entrevue par Jean Rey, en 1630. (V. *Air atmosphérique.*) — Nicolas Lefèvre l'avait aussi pressentie quand il créait son *esprit universel*, auquel il faisait jouer à peu près le rôle de l'oxygène. Hales l'avait obtenu de la calcination du minium (oxyde rouge de plomb), mais sans le distinguer de l'air ordinaire. — Robert Hooke et enfin John Mayow avaient déjà avancé qu'il existe dans l'atmosphère *un esprit nécessaire à la vie et au feu, que les métaux absorbent en brûlant, qui acidifie les corps, qui est enfin indispensable à la respiration des animaux, à la végétation ainsi qu'à la combustion.* — La science, de même que la nature, ne fait point de saut; toutes les grandes découvertes sont précédées par des découvertes partielles

(1) Schéele raconte comment il fut conduit à le retirer du peroxyde de manganèse : « J'ai observé, dit-il, il y a déjà quelques années, que lorsque le courant d'air porte de la poussière de charbon à la surface d'un mélange de manganèse et d'acide vitriolique qu'on calcine dans un creuset ouvert, ce charbon subtil s'enflamme dans le même moment avec beaucoup d'éclat; en conséquence, j'ai fait les expériences suivantes. » — Schéele raconte ensuite qu'il obtint l'air du feu avec le manganèse et l'acide sulfurique, avec le même oxyde et l'acide phosphorique, avec du nitrate de potasse, du nitrate de magnésie, du nitrate de mercure, avec de l'oxyde d'or, d'argent ou de mercure obtenu par précipitation, enfin par la calcination de l'acide arsénique. — Schéele ajoute ensuite que l'air obtenu dans ces expériences est le même que l'oxyde de fer (protoxyde), le sulfure de potasse (sulfure de potassium) absorbent dans l'air atmosphérique. (SCHÉELE. *Traité de l'air et du feu.* p. 93 à 98.)

qui restent ensuite dans l'obscurité. Les ouvriers de la science préparent les matériaux; vient après eux un homme de génie qui les met en œuvre et construit l'édifice. Le nom seul de l'architecte survit et reste dans la mémoire des hommes.

418. ÉTYMOLOGIE ET SYNONYMIE. — Le mot *oxygène* est formé du mot grec οξύς (*oxus*) acide, et de γεννᾶται (*geinomat*) j'engendre. — Ce nom indiquait dans l'origine que l'oxygène est le seul principe qui, en s'unissant aux autres corps, forme des acides. — Aujourd'hui il ne peut plus avoir le même sens, puisqu'on connaît plusieurs autres principes acidifiants.

419. Priestley nomma le premier ce corps qu'il avait découvert, et l'appela *air déphlogistiqué*; — Schéele lui donna le nom d'*empyrée*, d'*air empyréal*, d'*air du feu*, pour indiquer qu'il est le principal élément de l'atmosphère, et le principe essentiel de la combustion; — Lavoisier, par le nom d'*air éminemment respirable* qu'il lui appliqua d'abord, signala le rôle important qu'il joue dans la principale fonction de la vie animale; ayant ensuite reconnu qu'il forme des acides, il le nomma *principe oxygène*, et enfin *oxygène*, nom définitivement adopté par les auteurs de la nouvelle nomenclature et qui a la même signification que le premier. — On a encore donné à l'oxygène le nom de *sorbile* ou *principe sorbible* pour indiquer qu'il est absorbé par un grand nombre de corps; enfin on l'a désigné par les noms d'*air pur*, d'*air vierge*, d'*air vital*; cette dernière dénomination fut proposée par Condorcet.

420. ÉTAT NATUREL. — Comme l'oxygène est le corps qu'on trouve le plus souvent en activité dans les réactions chimiques, c'est aussi celui de tous qui est le plus généralement et le plus abondamment répandu dans la

nature : c'est l'élément essentiel de l'air atmosphérique, dans la composition duquel il entre en proportion de 21 centièmes; — l'eau, si abondamment répandue à la surface de la terre, est composée de deux volumes d'oxygène et d'un volume d'hydrogène; en poids, l'oxygène y entre pour environ 89 centièmes.—Ce corps est aussi, comme on l'a déjà vu, un des principes essentiels de l'organisation végétale et animale; — il se trouve enfin à l'état de combinaison dans les oxydes, les oxacides et les oxysels, c'est-à-dire dans la généralité des matières minérales qui constituent la croûte du globe.

121. PRÉPARATION. — On peut se procurer de l'oxygène par les moyens suivants :

A^o En exposant à l'action d'une température élevée les oxydes et acides métalliques qui sont décomposables par le feu, complètement ou d'une manière incomplète, c'est-à-dire en opérant, selon l'expression de Fourcroy, la décombustion des métaux.

A. — Oxydes complètement décomposables.

122. *Bi-oxyde de mercure.* — On introduit cet oxyde, appelé aussi *précipité rouge*, dans une cornue de verre munie d'un tube recourbé pour recueillir le gaz, et l'on chauffe jusqu'à ce que le fond de la cornue soit rouge. L'oxyde se décompose complètement : le mercure se rassemble en gouttelettes au col de la cornue et le gaz oxygène se dégage. — Ce moyen fournit peu d'oxygène : le bi-oxyde de mercure contenant sur 100 parties 92,68 de métal, 100 grammes de ce bi-oxyde ne donnent que 7 grammes 32 centigr. d'oxygène.

Théorie. Dans cette opération, le calorique, par sa

force antagoniste de l'affinité, sépare le métal de l'oxygène; mais cette décomposition n'a lieu qu'à la température rouge; c'est pour cette raison qu'une lampe ordinaire à l'alcool ne suffit pas pour opérer cette décomposition.

Comme le bioxyde de mercure du commerce retient presque toujours un peu de sous-azotate de mercure, l'oxygène se trouve dans ce cas mélangé d'un peu d'azote, que Lavoisier évalue en moyenne à un dixième. — On peut éviter cet inconvénient en se servant, à l'exemple de Schéele, du bi-oxyde de mercure hydraté obtenu par précipitation.

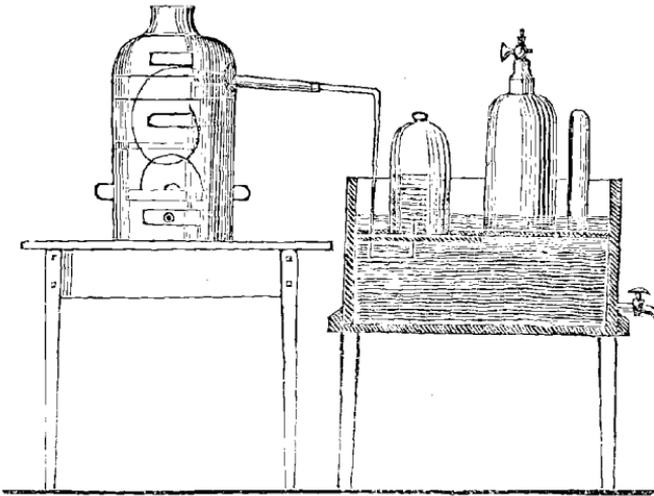
123. *L'oxyde d'argent, l'oxyde d'or* et les autres oxydes des métaux de la sixième section laissent dégager aussi tout leur oxygène par la seule influence du calorique, et même au dessous de la température rouge, dans une cornue chauffée à la flamme de l'alcool. — Comme il est difficile de s'en procurer, ils ne sont pas employés; ils donnent d'ailleurs, comme le bi-oxyde de mercure, peu d'oxygène (1).

B. — Oxydes et oxacides incomplètement décomposables.

124. *Bi-oxyde de manganèse.* — On prend une cornue de grès; on la remplit aux deux tiers de bi-oxyde de manganèse en poudre. A cette cornue, qu'on dispose dans un fourneau à reverbère, on adapte un tube recourbé qui plonge dans l'eau d'une cuve ou appareil hydro-pneumatique (fig. 7), et puis l'on chauffe gra-

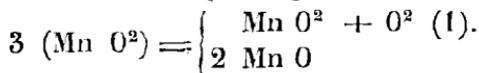
(1) 100 grammes d'oxyde d'or ne contiennent que 10 gram. 77 centig. d'oxygène, et 100 gram. d'oxyde d'argent que 6 gram. 89 centig.

Figure 7.

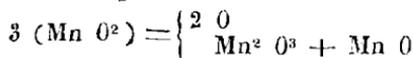


duellement la cornue jusqu'au rouge blanc, et l'on recueille dans des cloches, des éprouvettes ou des vessies, le gaz qui se dégage. Quand le dégagement gazeux vient à cesser, l'opération est terminée.

Théorie. Dans cette opération, le métal du bi-oxyde de manganèse n'est pas réduit : le peroxyde perd seulement le tiers de son oxygène et se transforme en un mélange d'un atome de bi-oxyde et de deux atomes de protoxyde, comme l'indique l'équation suivante :



(1) Dans le traité de chimie de M. Graham (*Elements of Chemistry*, 1842), il est dit que le résidu de la calcination du peroxyde de manganèse est formé de sesquioxyde et de protoxyde, ce qui donne cette équation :



M. Graham conseille d'employer, au lieu de cornue de grès, une de ces bouteilles en fer qui servent à contenir le mercure.

M. Dumas pense que le protoxyde se combine à mesure de sa formation avec le bi-oxyde non encore décomposé.

Remarques. — D'après cette indication théorique, 100 grammes de peroxyde de manganèse *supposé pur*, qui contiennent 36 gr. 64 c. d'oxygène, devraient donner 12 gr. 21 c., ou environ 8 litres 38 de ce gaz (à 0° et 0^m,76 de pression); mais il s'en faut de beaucoup qu'on approche de ce résultat dans la pratique; ce qui tient sans doute à l'impossibilité d'obtenir une calcination complète de l'oxyde. — Selon M. Laugier, on ne retire généralement que 4 litres d'oxygène de 100 grammes de peroxyde de manganèse.

L'oxyde qui forme le résidu de cette opération ne peut fournir, comme on l'a cru, une seconde fois de l'oxygène : on a constaté, en effet, qu'en l'exposant même pendant longtemps à l'action de l'air, il n'y reprenait pas ce principe.

Préparé par le procédé qui vient d'être indiqué, l'oxygène contient souvent de l'acide carbonique provenant des carbonates de chaux, de fer et même de manganèse, qui accompagnent fréquemment le peroxyde naturel de ce dernier métal. Il est facile de purifier l'oxygène en l'agitant avec de la potasse caustique ou du lait de chaux, qui absorbent l'acide carbonique et forment un carbonate en s'y combinant. — Mais il est plus convenable encore de prévenir cette altération en lavant préalablement avec de l'acide chlorhydrique très-étendu d'eau, le peroxyde de manganèse qui doit fournir l'oxygène.

125. Le *peroxyde de plomb* (oxyde puce) et l'*oxyde rouge* de ce métal (minium), donnent une portion de leur oxygène, et passent à l'état de protoxyde quand on les calcine fortement. — Ce moyen fournit peu

d'oxygène, car le protoxyde de plomb retient 7, 17 (pour 100) de ce principe, et l'oxyde puce n'en contient pas plus de 13, 38. — Le minium est intermédiaire pour la quantité d'oxygène au protoxyde et au peroxyde.

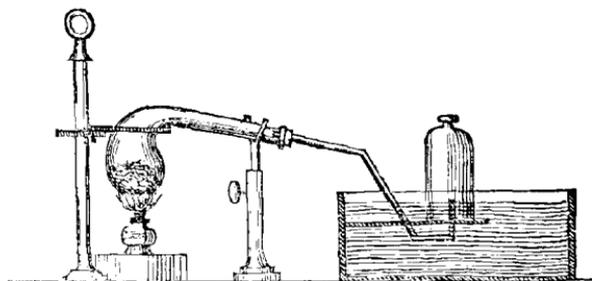
126. *Acide arsénique* ($\text{As}_2^3 \text{O}_5$). Schéele, par une calcination soutenue de cet acide, l'a transformé en acide arsénieux ($\text{As}_2^3 \text{O}_3$) qui s'est volatilisé et en oxygène. (*Traité de l'air et du feu*, p. 103.) — L'acide arsénique contient 34, 72 pour 100 d'oxygène; l'acide arsénieux n'en retient que 24, 19.

127. *Acide chrômique* ($\text{Cr}^3 \text{O}_3$). — Cet acide se décompose au dessous de la chaleur rouge en oxygène et en oxyde de chrome ($\text{Cr}^2 \text{O}_3$) il laisse donc dégager la moitié de son oxygène. L'acide chrômique contient 28, 89 oxygène.

128.— 2° *En traitant par l'acide sulfurique les peroxydes et oxacides que cet acide change en oxydes moins oxygénés, pour s'y combiner et former des sulfates.*
Exemples :

129. A. — *Bi-oxyde de manganèse et acide sulfurique.*
— On chauffe modérément, et en se servant simplement de la lampe à alcool (fig. 8), un mélange de peroxyde de

Figure 8.

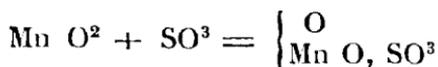


TOME 1.

6

manganèse en poudre (privé de son carbonate) et d'acide sulfurique concentré, formant une pâte très-fluide, introduite dans une fiole ou une cornue de verre, munie d'un tube recourbé. On cesse de chauffer quand il ne se dégage plus de gaz.

Théorie. — L'acide sulfurique, par sa disposition à s'unir au manganèse oxydé, réagit sur le bi-oxyde; mais comme il ne peut se combiner avec celui-ci, et qu'il a plus d'affinité pour le protoxyde que pour le sesquioxyde, il détermine la séparation et le dégagement d'un atome, c'est-à-dire de la moitié de l'oxygène, et s'unit au manganèse protoxydé. On a donc pour résidu, du sulfate de protoxyde de manganèse, quelquefois faiblement coloré en rose ou en violet, par un peu de sulfate de sesquioxyde. On peut formuler cette réaction de la manière suivante :



Mais il est rare que la décomposition du bi-oxyde de manganèse soit complète; presque toujours une partie plus ou moins considérable de cet oxyde reste inattaquée, ce qui diminue d'autant la quantité d'oxygène dégagée à l'état de gaz.

Remarque pratique. — Souvent le bi-oxyde de manganèse contient du *fluorure de calcium*. Dans ce cas, il se forme de l'*acide fluorhydrique*, dont les vapeurs, au contact du verre, se changent en *eau* et en *acide fluo-silicique*. Cet acide fluo-silicique se décompose ensuite dans le tube, en réagissant sur l'eau, et il se forme de l'*acide silicique gélatineux* qui obstrue le tube, s'il est étroit, et le gaz oxygène comprimé par lui-même, détermine la rupture de l'appareil, ce qui fait courir à l'opérateur le

danger d'être gravement brûlé par l'acide sulfurique bouillant. On prévient cet accident en se servant d'une cornue à large ouverture et d'un tube de calibre assez fort pour que son obstruction soit impossible. On peut d'ailleurs éviter ces précautions en se servant d'oxyde de manganèse pur. Pour cela on choisit les morceaux bien cristallisés et qui ne retiennent pas de fluorure de calcium.

130. B. *Bichromate de potasse et acide sulfurique* (Balmain.)—Lorsqu'on chauffe modérément, dans une cornue spacieuse, 3 parties de bichromate de potasse et 4 parties d'acide sulfurique ordinaire, une portion de cet acide s'empare de la potasse, et l'autre détermine le changement de l'acide chromique (CrO_3) en oxyde de chrome (Cr_2O_3) avec lequel il s'unit. Il résulte donc de cette réaction, la formation d'un sulfate de chrome et de potasse, et le dégagement de la moitié de l'oxygène de l'acide chromique.

151, 5 de bichromate de potasse et 196 d'acide sulfurique hydraté donnent 287, 5 sulfate de chrome et de potasse, et 24 d'oxygène.

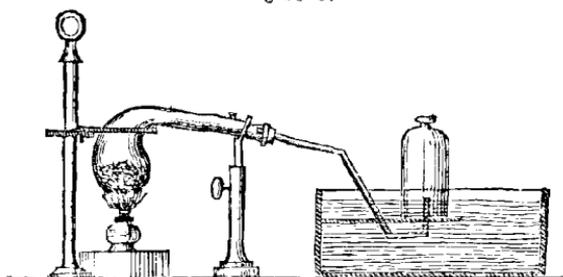
Ce procédé est moins coûteux que la calcination du chlorate de potasse. 2 parties de bichromate fournissent autant d'oxygène que 1 partie de chlorate, et ce dernier sel coûte trois fois autant que le premier.

131.—3° *En décomposant, par le calorique, des sels qui cèdent facilement l'oxygène, soit de leur acide, soit de leur base, en totalité ou en partie.*

132. *Chlorate de potasse.*—Si l'on n'a besoin que de deux ou trois litres d'oxygène, on en obtient très-facilement cette quantité en chauffant, dans une petite cornue de verre, avec une lampe à alcool, 15 grammes de

chlorate de potasse (fig. 9). Pour en obtenir 6 ou 8 fois

Figure 9.



plus, il faut employer une petite cornue de grès, placée dans un fourneau à reverbère, et y calciner 80 ou 100 grammes du même sel.

On chauffe d'abord modérément, de manière à déterminer la fusion du chlorate de potasse, qui a lieu à environ 300 degrés. Vers 350 degrés le sel fondu entre en ébullition et l'oxygène commence à se dégager. On entretient ensuite cette ébullition de manière à obtenir un dégagement continu et régulier; trop de chaleur pourrait volatiliser un peu de chlorate ou du moins le projeter en gouttelettes vers le col de la cornue, ce qui diminuerait un peu la quantité de l'oxygène. Quand ce gaz cesse de se dégager à ce degré de chaleur, il faut augmenter le feu; à environ 500 degrés, on en obtient une nouvelle quantité. L'opération est terminée, lorsque, en chauffant la cornue jusqu'à la faire rougir, il ne se dégage plus rien. Mais le plus souvent on ne pousse pas l'opération aussi loin; on préfère employer plus de chlorate qu'il n'est nécessaire, afin d'obtenir plus facilement la quantité d'oxygène dont on a besoin.

Théorie. — Sous l'influence de la chaleur, l'acide chlorique et l'oxyde de potassium sont décomposés et laissent dégager l'un et l'autre tout leur oxygène. Le chlorate de potasse se transforme ainsi en *chlorure de*

potassium qui reste comme résidu de l'opération. 100 grammes de chlorate complètement décomposés donnent 61 grammes 12 de chlorure de potassium, et 38 grammes 88, ou 27 litres 8 (à 0^o, et 0^m, 76 de pression) de gaz oxygène. Mais le rendement en oxygène est moindre lorsqu'on ne pousse pas la calcination jusqu'à 500 degrés et au-delà, par la raison qu'il se forme alors du perchlorate de potasse, lequel exige pour être décomposé, une température beaucoup plus élevée que celle nécessaire pour la décomposition du chlorate.

Un atome de chlorate de potasse fournit, en se décomposant, 6 atomes d'oxygène (1 provenant de la base et 5 de l'acide), comme le démontre cette équation :



Ce moyen est celui qui fournit l'oxygène le plus pur (1), qui le produit en plus grande quantité et le plus

(1) L'oxygène obtenu du chlorate peut cependant contenir des traces de chlore, qui proviennent de ce que le chlorate employé retenait du *chlorure de potasse*. On reconnaît que ce sel retient du chlorure d'oxyde, par la propriété qu'il a, dans ce cas, de décolorer un peu de *teinture de tournesol* ou de *liqueur d'indigo*. — Il est facile du reste de purifier l'oxygène en l'agitant avec de la potasse qui enlève le chlore.

Ce cas excepté, l'oxygène obtenu ne peut être altéré que par l'air atmosphérique de l'appareil où l'on a décomposé le chlorate. — Pour prévenir ce mélange, M. Berzélius conseille de verser sur le chlorate, après l'avoir introduit dans la cornue, un peu d'eau, qui passe à l'état de vapeur et chasse l'air atmosphérique avant que la décomposition du sel ait commencé. Mais, en opérant ainsi, on doit avoir soin que le feu ne diminue pas, car si la température de la vapeur d'eau s'abaissait au dessous de 100 degrés *avant le dégagement de l'oxygène*, elle passerait à l'état liquide, il se formerait un vide, et l'eau de la cuve destinée à recevoir le gaz pénétrerait dans la cornue.

facilement. Son seul inconvénient est d'être plus coûteux que l'emploi du peroxyde de manganèse.

133. *Brômate de potasse. — Iodate de potasse.* — Ces sels se comportent au feu comme le chlorate de la même base. Quand l'oxygène en a été complètement séparé par le calorique, il reste dans la cornue du *brômure de potassium* ou de l'*iodure* du même métal.

134. *Chrômate de mercure.* — Ce sel est décomposé par la chaleur en *oxyde de chrôme* qui reste dans la cornue, en mercure métallique qui se fixe en gouttelettes à son col, et en gaz oxygène qui se dégage.

135. *Azotates.* — *Azotate de potasse.* — Tous les azotates sont décomposables par la chaleur : la plupart laissent d'abord dégager du gaz oxygène. Pour obtenir ce gaz, on n'emploie que l'azotate de potasse, qu'on calcine dans une cornue de grès, si l'on opère sur une quantité un peu considérable. L'oxygène obtenu est rarement pur ; vers la fin de l'opération, il s'y mélange de l'azote et même du bi-oxyde d'azote provenant de la décomposition de l'acide azotique. Il reste dans la cornue une combinaison de potasse et d'acide azoteux. Ce sel donne d'ailleurs beaucoup moins d'oxygène que le chlorate : de 450 grammes d'azotate de potasse, on obtient environ 20 litres de gaz.

136. — 4° *En décomposant l'eau par la pile voltaïque.* — Quand on plonge dans l'eau les deux fils métalliques qui forment les deux pôles d'une pile, ce liquide est décomposé ; au pôle positif, il s'établit un courant de gaz oxygène, et un courant d'hydrogène, au pôle négatif. Ces deux gaz peuvent être facilement recueillis dans des éprouvettes pleines d'eau. L'oxygène ainsi séparé de l'eau est pur ; mais on n'en obtient ainsi qu'une petite quantité.

137. — 5° *Par la réaction de la lumière solaire sur les plantes.*

Les plantes, comme l'a démontré Ingen-Housz, (V. *Air atmosphérique*), transpirent de l'oxygène quand elles sont frappées par la lumière du soleil : on peut obtenir une certaine quantité de ce gaz en introduisant des feuilles bien fraîches sous une cloche remplie d'eau et qu'on expose ensuite aux rayons solaires. On voit bientôt de petites bulles d'air se former à la surface des feuilles, se détacher et se réunir à la partie supérieure de la cloche. L'émission du gaz est directement relative à la vigueur du végétal et à la vivacité de la lumière ; la lumière diffuse agit de même que les rayons directs du soleil, mais avec beaucoup moins d'énergie.

138. *Observations générales relatives à la préparation de l'oxygène.*

Quel que soit le moyen qu'on emploie pour se procurer de l'oxygène, on ne doit recueillir le gaz que lorsque l'air contenu dans l'appareil a été expulsé en totalité, par l'effet de la dilatation due au calorique, et par le dégagement des premières parties de l'oxygène rendu libre. On reconnaît qu'on est arrivé à ce point, quand on a obtenu une quantité d'air de moitié plus considérable que celle représentée par la capacité de l'appareil.

139. Pour obtenir de l'oxygène parfaitement pur, il faut le recueillir sur de l'eau privée d'air par l'ébullition (V. *Air atmosphérique*), ou sur du mercure ; sans cette précaution, le gaz se trouve toujours mélangé d'un peu d'azote. — Cette remarque, de même que la précédente, s'applique, du reste, à toutes les expériences où l'on a pour objet d'obtenir un gaz quelconque.

140. De tous les moyens indiqués pour se procurer de l'oxygène, il n'en est que *trois* qui soient généralement employés, et cela comme étant les plus économiques ; ce sont : 1^o la calcination du peroxyde de manganèse ; 2^o la réaction de l'acide sulfurique sur ce

même oxyde; 3^o la décomposition du chlorate de potasse.— Nous avons cru cependant devoir faire connaître tous ceux qui ont été signalés, car il se rencontrera certainement des circonstances où ils pourront être mis en pratique.

141. Si, dans une circonstance quelconque, dit M. Dumas, l'oxygène pur devenait l'objet d'une application en grand, il faudrait employer pour le produire un cylindre de fonte semblable à ceux dont on se sert pour la fabrication de l'acide nitrique. Le peroxyde de manganèse calciné serait susceptible d'une application qui permettrait d'en tirer parti. Il serait propre à fournir encore du chlore, et l'on voit, en examinant les procédés au moyen desquels on obtient ce corps, qu'il donnerait précisément la moitié de celui qu'il aurait produit avant sa calcination. (DUMAS, *Chim, appl. aux arts*, t. I. p. 19).

142. SIGNALEMENT PHYSIQUE. — L'oxygène, quand il est libre ne se montre qu'à l'état de gaz.

Ce gaz est incolore, invisible, *incoërcible*, inodore, sans saveur, un peu plus lourd que l'air atmosphérique :

Pesant. spéc. (celle de l'air étant 1)	1, 1026	} Berzélius et } Dulong (1).
Poids d'un litre (à 0°, 76 c. de pres.)	1 gr. 43228	

(1) D'après des recherches récentes de MM. Dumas et Bous-singault la pesanteur spécifique de l'oxygène serait de 1, 1057.

D'autres chimistes ont obtenu les résultats suivants qui sont un peu différents :

Biot . . .	1, 10359
De Saussure.	1, 10562
Thomson. . .	1, 111
Davy . . .	1, 127

Ce dernier chiffre, dit M. Berzélius, est évidemment trop élevé.

L'oxygène jouit des propriétés générales des gaz (V. *Air atmosphérique*), c'est-à-dire qu'il est dilatable par la chaleur, élastique, et indéfiniment compressible et expansible, comme les autres fluides gazeux incoërcibles. Soumis à une pression subite dans un briquet pneumatique, il donne lieu à un dégagement de chaleur et de lumière, phénomène qui se manifeste également avec le chlore, l'air atmosphérique, et dont la cause sera indiquée en traitant de ce dernier fluide élastique.

143. PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES.

Calorique. — Inaltérable par la chaleur, comme tous les corps simples; le calorique ne fait que le dilater.

Comparé à un poids égal d'eau, sa *chaleur spécifique* est à celle de cette dernière, dans la proportion de 0,242 : 1,000.

Lumière. — Sans action chimique, l'oxygène est de tous les corps connus celui qui la réfracte le moins. Sa puissance réfractive n'est que de 0,86161, comparée à celle de l'air, ou à 1,00000. (Biot et Arago.)

Electricité. — De tous les corps, c'est le *plus électro-négatif*. Dans la décomposition des corps oxygénés par la pile voltaïque, il se rend toujours au *pôle positif*. (V. *Théorie électro-chimique*.)

144. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Air. — Sans réaction : l'oxygène peut être mélangé à l'air en toutes proportions.

Eau. — Très-faiblement soluble : 100 parties d'eau (en volume) n'en absorbent que 3, 5, à la température ordinaire (1). Pour dissoudre cette quantité d'oxy-

(1) Quelques chimistes portent cette proportion à 4, 2 pour 100 d'eau.

gène, l'eau doit avoir été préalablement privée d'air par l'ébullition. (V. *Eau*.)

146. **Métalloïdes.** — *Tous les corps simples, métalloïdes et métaux, peuvent s'unir à l'oxygène; les uns en une seule proportion, les autres en plusieurs (1) : il résulte de ces combinaisons des oxydes et des oxacides.*

L'adhérence de l'oxygène dans ces composés est d'autant plus forte (pour un même corps simple), que sa proportion est moindre. Il est donc généralement plus difficile de le séparer des protoxydes que des peroxydes et des oxacides (2).

147. La combinaison de l'oxygène peut s'opérer *directement* ou *indirectement* : beaucoup de corps sont susceptibles de ces deux modes de combinaison. — La combinaison directe est *toujours* accompagnée d'un dégagement de calorique, et *souvent*, d'une émission simultanée de chaleur et de lumière. — Dans ce dernier cas, on dit vulgairement qu'il y a *combustion*; mais, comme l'a démontré Lavoisier, la combinaison qui s'opère sans dégagement de lumière et même sans émission bien sensible de calorique, est aussi une *véritable combustion*. Considéré comme principe de la combustion, l'oxygène a été qualifié de *corps comburant*; par opposition on a appelé *corps combustibles* tous les corps qui sont susceptibles de s'y unir.

(1) Le fluor seul fait exception, mais cela tient sans doute à ce qu'on n'est pas parvenu jusqu'à présent à l'isoler de ses combinaisons.

(2) « La règle de l'attraction en raison inverse de la saturation, a lieu ici comme dans toutes les autres espèces de combinaisons. » (FOURCROY.)

148. Quand la combinaison directe se fait d'une manière *lente*, elle a lieu généralement sans émission de lumière ; le plus souvent aussi, le calorique émis dans les circonstances de cette nature, n'est pas perceptible pour nos sens, par l'effet de la lenteur de son dégagement.—Cependant, il est démontré qu'un même corps, pour être amené au même degré d'oxygénation, prend une quantité parfaitement égale d'oxygène et met en liberté une proportion semblable de calorique, soit que sa combustion soit active, soit qu'elle s'opère d'une manière insensible.

149. Quand la combinaison de l'oxygène se fait à la *température ordinaire* de l'air, elle est généralement *lente*, c'est-à-dire qu'elle développe très-peu de chaleur dans un temps donné, et qu'elle n'est pas accompagnée d'émission de lumière (1).—Plusieurs corps sont susceptibles d'une *combustion lente* et d'une *combustion active* : tel est le phosphore, qui présente *seul* cette propriété parmi les métalloïdes ; tels sont, par exemple, le potassium, le sodium, le fer, etc., parmi les métaux.

150. La *combustion active*, celle qui donne lieu à une vive émission de calorique et presque toujours de lumière, ne s'opère généralement qu'à une température *plus ou moins supérieure à la température atmosphérique*.

(1) Quand les corps sont dans un état de très-grande division, il peut arriver qu'ils prennent feu et *brûlent activement* dans l'oxygène et même dans l'air atmosphérique à la *température ordinaire* ; — c'est ainsi que le cuivre métallique obtenu de la décomposition par le feu de l'acétate de ce métal, s'enflamme souvent quand on le retire de la cornue. — Le pyrophore, qui est un sulfure de sodium, mélangé de charbon très-divisé, jeté dans l'oxygène, brûle avec flamme comme la poudre à canon.

Pour oxygéner directement plusieurs corps, il est même nécessaire qu'ils soient élevés au degré de la chaleur rouge (environ 550 à 600 degrés). — Une fois commencée, cette combustion se manifeste avec beaucoup d'énergie dans l'oxygène pur; elle est beaucoup moins vive quand il est mélangé à un gaz non inflammable, comme l'azote et l'acide carbonique. (V. *Air atmosphérique.*) Ainsi, par exemple, une allumette, un morceau de papier, une bougie, dont on a soufflé et fait disparaître la flamme, mais qui présentent encore *un point d'ignition*, ne tardent pas à s'éteindre tout-à-fait dans l'air ordinaire; mais si on les introduit dans une éprouvette d'oxygène pur, ils s'y rallument subitement et brûlent avec activité, en produisant beaucoup de chaleur et une très-vive lumière. — Ces effets et ces résultats si différents s'expliquent par l'absorption du principe comburant, absorption qui est plus rapide et plus considérable quand il est pur, que lorsqu'il est rendu plus rare, par le mélange d'un autre gaz.

451. La combustion active de plusieurs métalloïdes dans l'oxygène donne lieu à une très-belle expérience qu'on ne manque pas d'exécuter dans tous les cours de chimie, et qui mérite pour cette raison d'être décrite.

On prend un flacon plein d'oxygène et de la capacité d'environ deux litres; on y introduit une petite cuillère de platine, ou mieux encore une très-petite capsule de porcelaine, supportée par une tige de cuivre, laquelle tient à un bouchon qui doit fermer imparfaitement l'ouverture du flacon, afin que le gaz puisse s'échapper en partie, avec facilité, au moment de son expansion par le calorique. Sans cette précaution, le flacon serait infailliblement brisé pendant l'expérience.

Les choses ainsi préparées, on place dans la petite

capsule soit un morceau de charbon qui présente un point d'ignition, soit un peu de soufre enflammé, soit un petit bâton de phosphore qui commence à brûler ; puis l'on plonge le corps enflammé au milieu de l'oxygène du flacon, qui se trouve alors bouché imparfaitement (fig. 10). Aussitôt la combustion devient fort

Figure 10.



énergique ; il se développe une très-vive chaleur et une lumière éclatante. Cette réaction ne s'affaiblit que lorsque la quantité d'oxygène a diminué de beaucoup, et ne cesse que lorsqu'il est absorbé, du moins en presque totalité ; elle s'exerce du reste avec d'autant plus de force et de rapidité que le corps combustible a plus d'affinité pour l'oxygène. — C'est pour cette raison que le phosphore donne lieu, dans ce cas, à une émission si abondante de lumière que les yeux la supportent difficilement, et à un dégagement si considérable de chaleur que le flacon est très-fréquemment brisé au milieu de l'expérience.

452. Le tableau suivant donne l'indication des conditions, des effets et des résultats de la *combinaison directe* des métalloïdes avec l'oxygène.

TABLEAU

DE LA COMBINAISON DIRECTE DES MÉTALLOÏDES AVEC L'OXYGÈNE.

NOM DES MÉTALLOÏDES	CONDITIONS.	TEMPÉRATURE	EFFETS PRODUITS.	RÉSULTATS.
1 ^o HYDROGÈNE.	1 vol. oxygène 2 vol. hydrogène.	Chaleur rouge.	Combustion instantanée. — Détonation.	Eau.
2 ^o CARBONE.	Charbon végétal ayant un point d'ignition.	Idem.	Vif éclat. — Projection d'étincelles.	Acide carbonique — <i>Nota</i> : Quand la combinaison est moins active, il peut se former de l'oxyde de carbone.
3 ^o SOUFRE.	Enflammé.	Environ 150 ^o	Lumière bleuâtre éclatante.	Acide sulfureux. avec traces d'acide sulfurique anhydre.
4 ^o SÉLENIUM.	Fondu et amené à l'ébullition.	Température moyenne entre le degré d'ébullition de l'eau (100 ^o) et la chaleur rouge (500 à 600 ^o)	Dans un petit flacon : flamme blanc. et verte. peu intense. — Dans un flacon de plusieurs litres : combinaison sans émission de lumière	Acide sélénieux. — Oxyde de sélénium, peu d'acide sélénieux.
5 ^o PHOSPHORE.	Petit bâton enflammé.	Environ 45 ^o .	Lumière blanche très-éclatante.	Acide phosphorique en vapeurs blanches, se condensant en flocons blancs. — <i>Nota</i> . — Le phosphore se combine aussi lentement à la température ordinaire, avec faible émission de lumière (phosphorescence.) — Résultat : acide hypo-phosphorig.
6 ^o BORE.	Dans une petite cloche courbe, sur le mercure, on chauffe à la lampe l'extrémité où doit être placé le bore.	Un peu au-dessous de la chaleur rouge.	Combustion vive.	Acide borique.

153. L'oxygène s'unit *indirectement* avec tous les métalloïdes qui ne peuvent s'y combiner directement (le fluor excepté); c'est-à-dire qu'il entre en combinaison avec eux lorsque, dans une réaction, il se trouve en contact à l'état de gaz naissant, molécule à molécule, avec ces corps :

Avec l'azote, il forme 5 combinaisons	{	Protoxyde d'azote, Bioxyde d'azote, Acide azoteux, Acide hypo-azotiq., Acide azotique.
Avec le chlore, 4 combinaisons (1)	{	Protoxyde de chlore ou acide hypo- chloreux, Bi-oxycle de chlore ou acide chloreux, Acide chlorique, Acide perchlorique
Avec le brôme, 1 seule combinaison connue.	{	Acide brômique.
Avec l'iode, 2 combinaisons.	{	Acide iodique. Acide per-iodique.
Avec le silicium, 1 combinaison	{	Acide silicique.

Plusieurs des métalloïdes qui se combinent directement avec l'oxygène peuvent aussi s'y unir indirectement. (EXEMPLE : hydrogène, soufre, etc.)

154. **Métaux.**— L'oxygène est susceptible de se combiner d'une *manière directe* avec les métaux des cinq premières sections (V. *Métaux en général*); il ne s'unit qu'indirectement avec ceux de la sixième, c'est-à-dire avec le platine, l'or, l'argent, le palladium, le rhodium et l'iridium (2).

(1) D'après M. Millon, le chlore forme encore d'autres combinaisons avec l'oxygène. Nous reviendrons plus loin sur ce sujet.

(2) L'argent fait cependant exception en ce qu'il peut ab-

155. Le célèbre Ingen-Housz nous a appris que beaucoup de métaux peuvent brûler dans l'oxygène à la manière du charbon, du soufre et du phosphore, c'est-à-dire avec dégagement très-actif de calorique et de lumière : la combustion du fer et de l'acier dans ce gaz constitue une très-brillante expérience. On prend un fil de fer tourné en spirale, ou un ressort de montre qu'on détrempe préalablement en le faisant rougir, et, le laissant refroidir avec lenteur (1), on place ensuite à l'extrémité du fil un petit morceau d'amadou auquel on met le feu, et on l'introduit après l'avoir fixé à un bouchon (voyez les détails de l'expérience précédente),

Fig. 11.



dans un flacon plein de gaz oxygène (fig. 11). L'amadou, en brûlant, met le feu au métal, qui brûle ensuite lui-même tant qu'il reste de l'oxygène dans le flacon, en projetant de vives et brillantes étincelles avec émission de beaucoup de chaleur et de lumière. — Le fer, dans cette combustion, passe à l'état d'*oxyde*

sorber de l'oxygène quand il est en état de fusion à une température élevée; mais on n'obtient pas ainsi de l'oxyde de ce métal, car en se refroidissant il laisse dégager l'oxygène avant de se solidifier.

Le platine et l'or, quoiqu'ils ne puissent absorber directement l'oxygène à la plus haute température de nos fourneaux, paraissent cependant susceptibles de l'oxydation dans certaines circonstances, comme, par exemple, quand on fait traverser (au contact de l'air) un fil très-fin de ces métaux par une forte décharge électrique. Dans ce cas, le fil est détruit, réduit à l'état de vapeur, et s'il est en contact avec du papier, il y laisse une trace colorée qui a toute l'apparence d'un oxyde métallique.

(1) Si l'on n'a pas la précaution de détremper l'acier, la combustion se fait difficilement à cause de la forte cohésion du métal.

magnétique, (combinaison de protoxyde et de sesquioxyde de fer) qui fond et coule en globules embrasés, lesquels tombent au fond du flacon et pénètrent dans l'épaisseur du verre, dont ils déterminent très-fréquemment la rupture, et auquel ils adhèrent ensuite avec beaucoup de force. Pour prévenir cet inconvénient, on recommande de placer au fond du flacon une couche de sable d'environ deux centimètres. On peut obtenir le même résultat avec de l'eau, mais il faut en mettre à peu près le quart de la capacité du flacon; car, si la couche d'eau est moins épaisse, l'oxyde fondu n'a pas le temps de se refroidir avant de parvenir au contact du verre, et, dans ce cas, il y pénètre et le fait casser à peu près comme si le flacon était vide.

156. La même expérience peut être faite avec un fil de cuivre. Les autres métaux malléables ou ductiles qui sont combinables directement avec l'oxygène, peuvent y brûler aussi après qu'on les a réduits en fils très-fins ou en feuilles très-minces. Pour déterminer leur combustion active, on les tortille avec du fil de fer, métal qui, en brûlant lui-même, leur communique un état de combustion active (LAVOISIER.) (1).

(1) Voici encore quelques moyens de déterminer la combustion active des métaux dans l'oxygène :

1^o On prépare une petite boule de tournure de zinc, au milieu de laquelle on place environ 60 milligrammes de phosphore. On enflamme ce phosphore, qui communique au zinc son état de combustion; le métal brûle ensuite en émettant une belle lumière blanche.

2^o On fait une pâte avec l'arsenic métallique et de l'huile essentielle de térébenthine. En enflammant cette huile volatile, le feu se communique à l'arsenic qui brûle activement dans l'oxygène.

3^o On peut enflammer la limaille de la plupart des métaux, dans la cavité d'un charbon, en alimentant la combustion du carboné avec un courant de gaz oxygène.

157. La combustion des métaux dans l'oxygène peut s'opérer d'une manière moins active et sans dégagement sensible de chaleur et de lumière ; c'est ce qui arrive quand on chauffe de l'étain ou du plomb au contact de l'air, à une température peu élevée. Dans ce cas, le métal fondu se couvre d'une couche terreuse d'oxyde dont on peut activer la formation, en débarrassant la surface métallique, de l'oxyde déjà formé. (V. *Air atmosphérique.*)

158. *Théorie de la combustion.* — Les physiciens se sont depuis longtemps demandé d'où proviennent le calorique et la lumière que les combustibles émettent en brûlant : nous devons faire connaître d'une manière rapide les principales opinions qui ont été émises à cet égard.

Stahl, à une époque où l'oxygène n'était pas encore découvert, où l'on ignorait qu'il existe dans l'atmosphère un principe particulier, un *air pur*, un *air du feu* qui se fixe sur les corps pendant la combustion et ajoute son propre poids à la somme de leur pesanteur, Stahl, disons-nous, créa une théorie de la combustion qui longtemps a dominé dans les écoles, où elle était admise comme une vérité. — D'après la doctrine de Stahl, les corps combustibles, en brûlant, laissent dégager le *phlogiston*, ou phlogistique, c'est-à-dire le *principe du feu* (1), dont ils sont tous naturellement imprégnés. La combustion n'est donc que la séparation de ce principe. — Les corps brûlés, comme les *oxydes* et les *acides*, sont des *corps déphlogistiqués*, ou qui ne sont plus susceptibles de combustion. — Mais le charbon qui est de toutes les substances connues la

(1) Le mot *phlogistique*, qui signifie *principe du feu*, a pour racine le mot grec $\phi\lambda\omicron\varsigma$ (*phlox*), flamme.

plus riche en phlogistique, peut leur rendre ce principe et les restituer à l'état de combustibles. — Cette théorie était ingénieuse et séduisante, mais elle se trouvait en opposition avec les faits, car le phlogistique est un principe purement imaginaire (1), et les corps, en brûlant, bien loin de perdre une partie quelconque de leur substance, augmentent au contraire de pesanteur; ce qui annonce qu'il s'y accumule une nouvelle quantité de matière pondérable.

159. La découverte de l'oxygène et la connaissance de ses propriétés renversaient nécessairement la doctrine de Stahl : elle fut remplacée par celle de Lavoisier, qui considère la combustion comme une simple combinaison d'oxygène avec les corps combustibles simples ou composés, soit que cette alliance, se fasse avec dégagement de chaleur et de lumière (combustion active), soit qu'elle ait lieu sans émission *sensible* de ces fluides impondérables (combustion lente).

D'après cette théorie, le phénomène du *feu* serait produit par le calorique *latent* qui maintient l'oxygène libre à l'état de gaz, calorique que ce principe

(1) On verra par le passage suivant extrait des *Eléments de chimie* de Juncker, disciple de Stahl, combien était vague l'idée qu'on se faisait de ce prétendu principe du feu :

« Cette terre simple ou ce principe très-mobile répandu dans tout l'univers, dont le soleil et les astres abondent, qu'on rencontre dans l'air, dans certaines eaux et surtout dans les minéraux, et que nous sommes obligés d'appeler *phlogistique*, à cause de son effet principal et parce que nous n'avons point d'autres moyens de le concevoir, ni de le désigner, ce phlogistique, dis-je, est proprement la matière du feu : il est très-propre à s'enflammer immédiatement, à entretenir le feu et la chaleur, et sans lui aucun corps ne peut être inflammable. »

(JUNCKER, *Elém. de chimie*, trad. par de Machy, t. 1. p. 255.)

abandonne en grande partie au moment de sa combinaison.

160. Mais pour admettre la théorie de Lavoisier comme absolument vraie, il faudrait que le produit de la combustion fût toujours solide ou liquide ; on dirait alors que le gaz oxygène, en changeant d'état, doit nécessairement abandonner beaucoup de calorique. Malheureusement pour cette théorie, les choses ne se passent par toujours ainsi, et M. Berzélius lui a fait plusieurs objections qui sont restées sans réponse.

1^o Quand on brûle du charbon dans l'oxygène, le carbone, au lieu de liquéfier ou solidifier le principe comburant, forme du gaz acide carbonique dont le volume est exactement le même que celui de l'oxygène consommé. Dans ce cas, il n'y a donc pas condensation d'un gaz ; il y a au contraire gazéification d'un solide, d'une partie du carbone. D'où proviennent donc alors le calorique et la lumière ?

2^o Le calorique et la lumière ne se dégagent pas seulement dans les réactions où l'oxygène se trouve être en jeu, ces phénomènes apparaissent aussi dans certaines combinaisons où ce principe n'existe pas, ou du moins ne joue aucun rôle, comme, par exemple, dans le contact des corps suivants :

Chlore et antimoine ou arsenic.
 Brôme et phosphore.
 Chaux et eau.

161. Pour résoudre ces difficultés, M. Berzélius a imaginé une nouvelle théorie, d'après laquelle *toute combinaison est une combustion*, et peut, si elle est active, produire le phénomène du feu. La combustion, telle que l'entendait Lavoisier, ne serait donc qu'un genre particulier de combinaison. — Suivant cette théorie, l'émission du calorique et celle de la lumière qui l'accom-

pagne, quand il se dégage en grande abondance, n'est qu'un phénomène électrique tout-à-fait semblable à celui de l'étincelle produite par la fusion ou neutralisation du fluide positif et du fluide négatif. — Les corps prêts à se combiner, dit M. Berzélius, s'électrisent par influence réciproque et d'une manière opposée (l'un *positivement* et l'autre *négativement*). Bientôt la combinaison a lieu, et les deux électricités se confondent, se neutralisent, avec ou sans émission *apparente* de chaleur et de lumière, suivant que l'alliance s'opère d'une manière plus ou moins rapide (1).

162. Cette ingénieuse théorie du célèbre chimiste suédois, n'est pas plus exempte d'objections que celle de Lavoisier. — Il en est de même de l'opinion qui attribue le phénomène du feu à une diminution de capacité pour la chaleur qu'éprouvent les corps en brûlant, le calorique spécifique du produit de la combustion ou du corps brûlé étant *supposé* moindre que celui du combustible. — L'apparition, le développement du feu pendant la combustion restent encore à expliquer. Les causes que nous venons d'indiquer contribuent certainement à sa production, mais seules elles ne peuvent suffire, dans l'état actuel de nos connaissances, pour en donner une explication complète et satisfaisante.

163. La production du feu dans la combustion est donc un fait d'observation, dont la cause, comme celle de la vie des êtres organisés, est encore ignorée et le sera peut-être toujours. Si l'on veut aller plus loin, si l'on tient absolument à une explication, on

(1) Voyez pour de plus grands développements sur cette théorie : *Combinaison ; théorie électro-chimique*.

peut supposer, dit M. Graham, que le calorique existe à l'état combiné ou latent dans l'oxygène, dans le combustible ou dans tous les deux à la fois : chacun de ces deux corps serait donc un composé de sa *matière propre* et de *calorique*, principe que tous deux laisseraient dégager en totalité ou seulement en partie pendant leur combinaison. D'après cette théorie, qui n'est qu'une reproduction de la doctrine de Stahl, le calorique, comme beaucoup de substances chimiques, ne manifesterait pas ses propriétés caractéristiques à l'état de combinaison, mais seulement lorsqu'il en est dégagé, lorsqu'il devient libre.

Nous bornons pour le moment à ces courts détails théoriques, ce que nous avons à dire de la combustion : elle sera étudiée plus loin, *au point de vue industriel*, 1^o en parlant de *l'air atmosphérique*, 2^o dans le chapitre relatif au *carbone*.

164. Oxydes. — Acides. — Sels. — Plusieurs de ces composés qui ne sont pas saturés d'oxygène peuvent en absorber, même à la température ordinaire, au contact de l'air. **EXEMPLES :** Protoxydes de fer et de manganèse; — acide sulfureux et sulfites. (V. *Air atmosphérique.*)

165. Matières organiques. — *A une température élevée*, l'oxygène brûle ces substances comme les combustibles simples, c'est-à-dire avec plus d'énergie que l'air. Quand la combustion est complète, on obtient pour produit de l'eau et de l'acide carbonique. Si la substance organique est azotée, on a de plus pour résidu de l'azote libre. — A la température ordinaire, l'oxygène peut réagir plus ou moins lentement sur un certain nombre de ces substances; comme les matières colorantes, les huiles, etc. En général, il favorise et active beaucoup la décomposition spontanée des matières végétales et animales. (V. *Air atmosphér.*)

166. SIGNALEMENT CHIMIQUE. Le protoxyde d'azote, peut être confondu avec l'oxygène, car il rallume, comme ce gaz, quoique un peu moins activement, les bougies éteintes qui présentent encore un point d'ignition. — Pour distinguer ces gaz, on les agite avec l'eau qui *dissout le quart de son volume de protoxyde d'azote*, en formant une solution d'une saveur un peu *sucrée*. L'oxygène, au contraire, *ne se dissout pas sensiblement*, car l'eau n'en peut absorber, comme on l'a vu précédemment, qu'environ *quatre centièmes* de son volume. — On peut aussi faire détonner par le contact d'une étincelle électrique un mélange d'un volume d'oxygène et de deux volumes d'hydrogène : *tout se transforme en eau*, et il ne reste pas de gaz. La même expérience, faite avec le protoxyde d'azote, donne un *résidu gazeux* qui est de *l'azote*.

167. UTILITÉ DANS LA NATURE. — **Respiration.** — C'est le seul gaz propre à la respiration, fonction essentielle à la vie animale, et qui ne peut être interrompue sans déterminer la mort. Tous les animaux sont en effet plus ou moins promptement *asphyxiés* (1), suivant la somme de leur énergie vitale, quand on les plonge dans une atmosphère qui ne contient pas d'oxygène. — C'est ce gaz qui donne à l'air atmosphérique la propriété d'entretenir la vie.

168. L'oxygène, comme l'a démontré Lavoisier, agit chimiquement dans la respiration : en contact dans les

(1) Le mot *asphyxie* est formé de α privatif et de $\sigma\phi\upsilon\chi\iota\varsigma$ (*sphuxis*), pouls : d'après son étymologie, il signifie *sans pouls*, mais son véritable sens indique la *cessation de la respiration*. — Ce mot est donc vicieux : car il n'est pas vrai que le pouls cesse de battre, ou autrement que la circulation du sang s'arrête aussitôt que la respiration est interrompue.

poumons, avec le *sang noir* ou *sang des veines*, sang qui a servi à la *nutrition* du corps et qui alors n'y est plus propre, il *brûle* une partie de son carbone et même de son hydrogène, et le change en *sang rouge* ou *artériel*, lequel peut seul vivifier et nourrir les organes dont se compose l'économie animale. L'air expiré, de même que l'air qui a servi à brûler le charbon ou le bois, contient en conséquence beaucoup *plus d'acide carbonique et d'eau* que l'air ordinaire. — La *respiration* est donc une véritable *combustion*. — Comme la combustion proprement dite, elle a pour résultat un dégagement de calorique, d'autant plus considérable qu'elle est plus active; en d'autres termes, l'oxygène de l'air, en se combinant soit au carbone, soit aussi à l'hydrogène du sang, devient la *source essentielle de la chaleur animale*. Plus la respiration s'exerce avec énergie, plus il y a d'oxygène consommé, plus il y a d'eau et d'acide carbonique produits, plus l'animal développe de chaleur. (V. *Air atmosphérique*.)

169. L'oxygène *pur* ne peut cependant entretenir longtemps la vie des animaux. Pour être *respirable*, pour que l'existence animale puisse s'y maintenir dans l'état normal et y persister, il est indispensable qu'il soit mélangé avec un gaz *non délétère par lui-même*, comme il l'est, par exemple, avec l'azote dans l'air atmosphérique; respiré *seul*, il produit une stimulation trop vive des appareils respiratoire, circulatoire, et, par suite, un accroissement de la calorification, et secondairement des autres fonctions de l'économie animale; il use donc rapidement les organes les plus nécessaires à la vie, en déterminant, comme le dit Fourcroy, une véritable fièvre inflammatoire artificielle.

170. A la vérité, un animal vit quatre ou cinq fois plus longtemps, quand on le plonge sous une cloche

pleine d'oxygène, que lorsqu'il est introduit, dans un bocal de même grandeur, rempli d'air atmosphérique. Mais si l'on renouvelle continuellement la même atmosphère des deux vases, l'animal plongé dans l'oxygène périt au bout de quelques heures, tandis que l'autre continue de respirer et de vivre comme s'il se trouvait en liberté dans l'air atmosphérique. — Il a même été constaté, qu'une proportion beaucoup plus considérable d'oxygène dans l'air ordinaire était incompatible avec le maintien de la vie animale (1).

171. Pour résumer ce qui précède, on peut dire : La respiration dans l'oxygène pur est tout-à-fait comparable à la combustion des corps dans ce même gaz ; dans l'un et l'autre cas, il y a plus d'oxygène combiné en un temps donné, et par suite un dégagement plus rapide et plus considérable de calorique.

En parlant de l'air atmosphérique nous reviendrons sur la respiration, qui sera étudiée alors au point de vue pratique relativement à l'hygiène des appartements, des ateliers, des usines, des écuries, des prisons, des salles de spectacles, etc., etc.

172. UTILITÉ DANS LA NATURE. — **Germination.** — **Végétation.** — L'oxygène n'est pas moins nécessaire aux végétaux qu'aux animaux : les expériences de Duhamel, de Saussure, etc., nous ont appris que les *graines* ne peuvent *germer* sans le *contact de l'air*, et que les plantes qui en sont privées ne tardent pas à périr. (V. *Air atmosphérique.*)

(1) Quand un animal périt par l'effet de la respiration de l'oxygène pur ou d'un air trop riche en oxygène, après sa mort, on ne trouve *pas de sang noir* dans ses veines : ce fluide offre partout la couleur *rouge* du sang artériel. — Broughton a constaté que, dans ce cas, le cœur continue de battre fortement après que la respiration a cessé.

173. USAGES. — **Dans les laboratoires de chimie.** — Ce gaz est rarement employé comme réactif; cependant il peut servir dans quelques cas, et particulièrement pour reconnaître de minimes quantités d'*hydrogène* ou de *bi-oxyde d'azote* dans un mélange gazeux. — L'*oxygène* est encore employé pour le *chalumeau* et pour le *microscope à gaz oxy-hydrogène*. (V. *Hydrogène*.)

174. USAGES. — **Dans l'économie domestique, l'agriculture, les arts industriels.** — L'*oxygène* n'a pas d'usage spécial dans les ménages, dans les opérations agricoles et les travaux de l'industrie, mais il y joue un très-grand rôle comme élément de l'*air atmosphérique*. (EXEMPLES : *maturation des fruits, fermentation, conservation des substances alimentaires, blanchiment, travaux métallurgiques, etc., etc.*)

C'est en se combinant avec les éléments des *matières combustibles* (bois, charbon, huiles à brûler, graisses, cire, etc.), que l'*oxygène* fournit la *lumière* pour l'*éclairage*, et le *calorique* pour le *chauffage*, la *cuisson des aliments*, la *volatilisation des liquides*, la *fusion des métaux*, etc., etc.

175. M. Gurney, sous le nom d'*éclairage oxy-oléique*, emploie l'*oxygène pur*, dégagé du peroxyde de manganèse, pour activer la combustion de l'huile dans la lampe d'Argent. Pour cela, il fait passer un courant de ce gaz dans l'intérieur de la flamme qui acquiert ainsi une très-grande intensité. — MM. Faraday et Brewster, chargés d'examiner ce nouveau mode d'éclairage, ont constaté que la lumière obtenue par un *bec oxy-oléique* a une intensité égale à celle fournie par deux *becs d'Argent* d'un même diamètre, mais que cet éclairage revient à un prix plus élevé que celui résultant d'une lampe d'Argent ordinaire, et cela dans la proportion de 104 à 82, 5. — Ce mode d'éclairage ne

présente du reste aucun danger d'explosion, car l'oxygène arrive au contact de la flamme sans mélange de gaz combustible.

176. USAGES. — **Dans la teinture : action sur les matières colorantes.** — L'oxygène atmosphérique exerce une action décomposante sur un grand nombre de substances organiques colorées et de matières colorantes ; dans ce cas, il paraît agir en leur enlevant de l'hydrogène pour former de l'eau. C'est ainsi qu'on explique le blanchiment des toiles rousses exposées sur un pré à l'influence de l'air, de la rosée. (Pour plus de détails, voyez *Air atmosphérique.*)

177. On a essayé l'action de la pile voltaïque sur les étoffes de coton teintées en plusieurs couleurs et fortement humectées, et l'expérience a démontré que l'oxygène qui se dégage alors au *pôle positif* peut blanchir toutes les couleurs. (*Journ. polytechnique de Leuch*, sept. 1841.)

178. Des deux articles qui précèdent on peut tirer cette conclusion, que si l'on trouvait un moyen de se procurer de l'oxygène très-facilement et à bas prix, il serait peut-être possible de l'appliquer utilement à blanchir diverses matières organiques. — Déjà on l'a mis en usage avec quelque succès pour le blanchiment de la cire, blanchiment qui s'opère d'ailleurs avec facilité, mais plus longuement, par la simple exposition à l'air.

CHAPITRE SIXIÈME.

ORGANOGENES.

AZOTE.

Symbole Az ou N (nitrogène.) — Poids de l'atome 88, 52. — Poids de l'équivalent (Az²) 177, 04 (1).

179. Ce corps qui, à l'état de liberté, est toujours gazeux comme l'oxygène, et joue, comme celui-ci, un très-grand rôle dans la nature, en diffère essentiellement par son *indifférence* pour les autres corps, avec lesquels il ne forme pas directement de combinaison; il ne s'y unit que d'une manière indirecte, et ses combinaisons ont en général peu de stabilité.

180. HISTORIQUE. — Les premiers chimistes qui ont remarqué ce gaz, le considéraient comme de l'*air altéré*, par la raison qu'ils l'obtenaient comme résidu de la combustion des corps dans l'air atmosphérique. —

(1) Ce poids, d'après Dumas et d'après Clarck, doit être réduit à 175, 6.

— Quelque temps, il fut confondu avec l'acide carbonique; mais le docteur Rutherford, professeur de botanique à Edimbourg, l'en distingua en 1772. C'est Lavoisier qui l'a fait connaître le premier comme partie constituante de l'air, aussi sa découverte est-elle généralement attribuée à cet illustre chimiste.

L'azote, à l'état de combinaison, a été reconnu d'abord par Cavendish dans le gaz *nitreux* et l'*acide nitreux*, ensuite par Berthollet dans l'*ammoniaque* et l'*acide prussique* (cyanhydrique).

181. ÉTYMOLOGIE ET SYNONYMIE. — Le mot *azote* qui est formé de α privatif et de $\zeta\omega\acute{\eta}$ (*zôè*) vie, signifie donc gaz qui prive de la vie. Ce nom, qui lui a été donné parce qu'il asphyxie les animaux qui le respirent, est impropre, car tous les autres gaz, l'oxygène excepté, sont, comme l'azote, impropres à la respiration.

L'azote fut nommé d'abord *air vicié*, — *air altéré*, — *air méphitique* (1), — *moffette* (2), — *moffette atmosphérique*, — gaz ou *air phlogistique*, — *alcaligène*, par la raison qu'il est un des éléments de l'ammoniaque, — *septon* (du grec $\sigma\eta\pi\tau\iota\zeta\omicron\varsigma$, en latin *septicus*, qui engendre la pourriture), parce qu'il a été considéré comme la cause des maladies putrides. — Chaptal, pour indiquer qu'il est le radical de l'acide nitrique, lui donna ensuite le nom de *nitrogène*, qui a été adopté par Berzélius; — on l'a de plus appelé *thermazote* (Brugnatelli), pour in-

(1) *Méphitique* vient du latin *mephitis*, odeur infecte. — On l'appliquait particulièrement aux émanations des eaux sulfureuses.

(2) Nom donné par les ouvriers mineurs aux émanations des mines qui produisent l'asphyxie.

diquer qu'il est toujours gazeux, c'est-à-dire fondu dans le calorique, — *gaz azotique*, et enfin *azote* (1).

182. ÉTAT NATUREL. — Ce gaz entre pour $\frac{4}{5}$ ^{mes} dans la composition de l'air atmosphérique. — L'azote est de plus un des éléments essentiels de l'organisation animale. — Quelques substances, comme le *gluten*, l'*albumine végétale*, les *alcalis végétaux*, les *graines*, les *champignons*, etc., etc., en contiennent et se rapprochent sous ce rapport des matières animales. — Il se dégage en bouillonnant de la plupart des eaux minérales sulfureuses : Gimbernat l'a observé un des premiers dans les eaux thermales d'Aix-en-Savoie ; il le croyait combiné avec le soufre ; mais Anglada a démontré qu'il sortait à peu près pur des sources sulfureuses, et qu'il provenait de l'air atmosphérique dont le principe sulfureux de l'eau minérale avait absorbé l'oxygène. Il existe aussi d'autres écoulements naturels ou sources de gaz azote : les plus remarquables sont celles de *Labanon*, dans le comté de Colombia, et celles du comté de Renssler dans l'état de New-Yorck (2). Le docteur Daubeny en a découvert en Irlande ; ce gaz s'y échappe de deux sources qui sortent du calcaire carbonifère. — L'azote se trouve enfin combiné dans plusieurs matières minérales, comme les *sels ammoniacaux* et les *nitrate*s ou *azotate*s.

(1) Lavoisier avait songé aux mots *alkaligène* et *nitrigène* ; mais il n'adopta ni l'un ni l'autre, parce qu'ils entraînaient, dit-il, une idée systématique. — Quant au mot *azote*, il s'exprime ainsi à son sujet : « Nous en avons cherché longtemps un meilleur, sans qu'il nous ait été possible de le trouver. » (*Traité élément. de Chimie*, t. 1. p. 56.)

(2) Les sources les plus remarquables dans le comté de Renssler sont celles qu'on trouve au sud de la ville d'Hofick, à une distance d'environ six milles sud-ouest du village de Bennington, dans le Vermont. Il existe trois de ces sources

183. PRÉPARATION. — On obtient ce gaz par différents moyens :

1^o *En enlevant l'oxygène à l'air atmosphérique, par le contact des corps qui en sont avides, comme les suivants :*

A. *Phosphore.* — On prend, par exemple, deux grammes de phosphore, qu'on introduit dans une petite capsule de porcelaine, placée sur une planchette laquelle flotte sur l'eau d'une cuve hydro-pneumatique ; on enflamme le phosphore, et l'on couvre l'appareil d'une cloche en verre d'un à deux litres de capacité. Quand la combustion a cessé, l'oxygène se trouve absorbé en presque totalité. Pour enlever les dernières portions de ce gaz, on y introduit un petit bâton de phosphore attaché à un fil de fer. Ce corps absorbe peu à peu ce qui reste d'oxygène dans l'azote ; après quelques heures, ou plutôt quand le phosphore cesse de répandre des vapeurs blanches, l'absorption est complète. — L'azote ne retient plus que du *phosphore en vapeur* et la petite quantité d'acide carbonique de l'air. On fait alors passer quelques bulles de chlore pour former un chlorure de phosphore, puis on agite le gaz avec un peu de

dans une étendue d'environ quatre ou cinq acres de terre. La quantité de gaz azote qui s'en dégage sous forme de bulles est incalculable. Ce gaz paraît sortir d'entre les graviers qui forment le sol des sources. Le dégagement n'est pas uniquement limité à cet endroit : il s'échappe continuellement des parties sèches du sol environnant. Sa présence se manifeste seulement quand l'eau couvre le sol, par l'espèce de bouillonnement qu'il produit en la traversant.

En pressant une surface de gravier égale à cinq ou six pouces carrés, on peut, au moyen d'une bouteille ou d'une cloche renversée en recueillir *une quarte* (environ un litre) dans l'espace de dix secondes. (*The Edimbourg Philosophical Journal*, 1823.)

solution de potasse qui enlève le chlorure de phosphore et l'acide carbonique.

Théorie. — Le phosphore enflammé produit, avec l'oxygène, de l'acide phosphorique, lequel apparaît sous forme de vapeurs blanches et se dissout dans l'eau; le bâton de phosphore qui brûle ensuite lentement ne forme que de l'acide hypo-phosphorique, lequel est aussi enlevé par le liquide de la cuve.— L'azote obtenu par ce moyen est pur, mais l'opération est longue.

184. B. *Binoxyde d'azote.* — Si l'on mélange

10 mesures air atmosphérique,
8 mesures binoxydes d'azote,

l'oxygène se trouve complètement absorbé par le binoxyde d'azote qui passe à l'état d'acide nitreux ou hypo-azotique, et se dissout dans l'eau, en agitant le gaz avec ce liquide. — Si l'on ajoute de la potasse au liquide, on enlève l'acide carbonique en même temps que l'acide hypo-azotique.

185. C. *Limaille de fer et soufre.* (Proc. de Schéele.) Ces deux corps pétris avec de l'eau et enfermés dans un flacon plein d'air, absorbent peu à peu l'oxygène et il se forme du sulfate de fer. — L'azote obtenu n'est pas bien pur; il contient de l'hydrogène provenant de la décomposition d'un peu d'eau par le fer. — Hales, avant Schéele, avait observé que ce mélange absorbe beaucoup d'air. (*Statique des Végétaux.*)

186. D. *Sulfure de potassium.* (Schéele.) — Ce composé, dissous dans l'eau et introduit dans un flacon plein d'air, absorbe son oxygène pour passer en partie à l'état d'hypo-sulfite de potasse.— Cette absorption est lente: Lavoisier dit qu'il faut douze ou quinze jours pour qu'elle soit complète, même lorsqu'on agite fréquemment le flacon. L'azote, ainsi préparé, est

rendu infect par une petite quantité d'acide sulfhydrique, qu'on peut enlever avec de la potasse.

188. E. *Cuivre et acide sulfurique*. — MM. Dumas et Boussingault ont employé ce moyen pour se procurer de l'azote. Sous l'influence de l'acide, le métal absorbe l'oxygène, ce qui donne lieu à une formation de sulfate de cuivre.

189. F. *Protoxyde de fer hydraté*. — Ce moyen, indiqué par M. Dupasquier, donne de l'azote parfaitement pur. — On prend un flacon de la capacité d'environ un litre, on y introduit vingt-cinq grammes sulfate de protoxyde de fer, dix grammes de potasse caustique, et un peu d'eau afin de former une bouillie liquide. On bouche le flacon, et on l'agite pendant 25 ou 30 minutes en tous sens; après ce temps, on plonge l'ouverture du flacon dans l'eau et l'on desserre un peu le bouchon pour permettre l'entrée du liquide, qui, par l'effet de la pression atmosphérique, pénètre dans le flacon pour remplacer l'oxygène absorbé. — On agite de nouveau pendant quelque temps, et l'on agit comme il vient d'être indiqué. Quand il ne pénètre plus d'eau dans le flacon, l'opération est terminée.

Théorie. — La potasse s'empare de l'acide sulfurique du sulfate et donne lieu à la précipitation de l'hydrate de protoxyde de fer, qui est très-avide d'oxygène et qui absorbe peu à peu tout ce qu'en contient l'air du flacon, ce qu'on reconnaît aux changements de couleur du précipité, qui est d'abord d'un blanc bleuâtre, puis qui passe au vert sombre, et enfin à la couleur de rouille. — L'acide carbonique de l'air se trouve en même temps absorbé par la potasse.

190. G. *Fer à la température rouge*. — En faisant passer un courant d'air atmosphérique dans un tube

contenant de la tournure de fer élevée à la température rouge, l'oxygène peut être entièrement absorbé si la quantité de métal est suffisante. — Le résidu gazeux devra ensuite être agité avec de l'eau de potasse pour enlever l'acide carbonique. — Il est à remarquer que l'air doit être préalablement desséché : s'il était humide, il y aurait nécessairement formation d'un peu d'hydrogène qui se trouverait mélangé à l'azote. — Ce moyen serait très-convenable à mettre en pratique si l'on avait besoin d'obtenir de grandes quantités d'azote pour l'employer industriellement, par exemple pour former des atmosphères artificielles aux substances qui ne peuvent se conserver sans altération au contact de l'air ordinaire.

191. 2^o *En déterminant la décomposition de plusieurs combinaisons azotées, comme dans les expériences ci-après indiquées :*

A. *Acide azotique et matières animales.* — Berthollet nous a appris que l'acide azotique qu'on fait digérer à une température d'environ quinze degrés, avec la plupart des matières animales, et particulièrement avec de la chair musculaire coupée en petits morceaux, ou de la fibrine, donne lieu à un dégagement d'azote. La matière animale employée doit être bien fraîche : on a remarqué, en effet, que l'azote se trouve mélangé d'acide carbonique, si elle a subi un commencement de putréfaction. La chair des jeunes animaux produit moins d'azote que celle des animaux adultes; celle des carnivores en donne plus que celle des herbivores; on en obtient plus facilement avec celle des poissons qu'en employant celle des quadrupèdes. (CHAPTAL, *Chimie appliquée aux arts.*) — Ce moyen est peu usité maintenant.

192. B. *Ammoniaque et chlore.* — On fait passer

un courant de *chlore gazeux* (V. *Chlore*) dans un flacon contenant de l'*ammoniaque liquide* et muni d'un tube recourbé pour le dégagement de l'azote.

Théorie. — Dans cette opération, le *chlore* par sa grande affinité pour l'*hydrogène*, enlève ce principe à une partie de l'*ammoniaque* pour former de l'*acide chlorhydrique*, lequel s'unit ensuite à l'*ammoniaque* non décomposée; d'où résulte du *chlorhydrate d'ammoniaque* qui se dissout dans la liqueur. L'*azote devenu libre se dégage*. Quand la solution ammoniacale est concentrée, la réaction s'opère avec dégagement de *chaleur et de lumière*.

L'*ammoniaque* doit toujours être en excès; si elle était entièrement convertie en chlorhydrate, il y aurait formation de *chlorure d'azote*, liquide qui détonne très-facilement et peut donner lieu à des accidents graves.

Ce moyen passe pour être le meilleur procédé qu'on puisse employer pour se procurer de l'azote très-pur et en grande quantité. Fourcroy, à qui l'on en doit la connaissance, conseille de faire l'opération dans un appareil exposé à une vive lumière et à une température un peu élevée; il conseille aussi d'arrêter l'opération dès qu'il ne se dégage plus de gaz azote.

193. C. *Azotite d'ammoniaque.* — Le procédé suivant est dû à M. Lubekind. — On chauffe au rouge de l'*azotate de soude* pour le transformer en *azotite*, par l'expulsion d'une partie de son oxygène. La transformation est opérée lorsque la matière, essayée en petite quantité, exerce une forte réaction alcaline. — Alors on dissout dans l'eau la masse saline et l'on y ajoute une solution de chlorhydrate d'*ammoniaque*: il se forme, par double décomposition, du chlorure de sodium et de l'*azotite d'ammoniaque*. — Ce dernier sel

possède la propriété de se décomposer par l'ébullition en eau et en azote qui se dégage avec effervescence, et qu'il est facile de recueillir.

194. D. *Sulfate de bi-oxyde d'azote et sulfate d'ammoniaque.* — M. Pelouze a recommandé tout récemment, comme un moyen très-facile d'obtenir ce gaz, de chauffer à 160 degrés une solution saturée de bi-oxyde d'azote dans l'acide sulfurique, après y avoir ajouté un peu de sulfate d'ammoniaque. — Dans cette opération, la décomposition réciproque de l'ammoniaque et du bi-oxyde d'azote donne lieu à un dégagement d'azote parfaitement pur. Ce gaz ne serait mélangé de bi-oxyde d'azote, que dans le cas où l'on pousserait avec trop d'activité le dégagement du premier.

On peut faire absorber du bi-oxyde d'azote à de l'acide sulfurique du commerce et garder une provision de cette solution pour obtenir de l'azote quand on en a besoin : elle se conserve très-bien.

195. SIGNALEMENT PHYSIQUE :

Gaz incoërcible, incolore, invisible comme l'air ;
Sans saveur ni odeur ;

Densité : 0,9757 (Berzélius et Dulong), ou 0,972 (Dumas et Boussingault). Un litre de ce gaz (à 0° et 0^m, 76) pèse 1 gram. 2675 ; il est donc un peu plus léger que l'air.

196. PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES.

Calorique, fluide électrique. — Sans action chimique. La chaleur le dilate et le froid diminue son volume, comme avec les autres gaz incoërcibles.

Lumière. — Son pouvoir réfringent est 1,020.

197. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES :

Air atmosphérique. — Sans action : il s'y mélange en toutes proportions.

Eau. — Il y est peu soluble, moins même que l'oxygène. 100 litres d'eau en dissolvent 2 litres 4. — L'eau de pluie, les eaux des rivières, des sources, des puits, etc., tiennent généralement de l'air en solution, et par conséquent de l'azote.

198. **Métalloïdes.** — L'azote ne se combine *directement* ni avec l'oxygène, ni avec les autres métalloïdes, ce qui tient à son *peu d'affinité* ou à son *indifférence* pour tous les corps en général.

Cavendish est parvenu cependant à obtenir des traces d'acide azotique, en faisant traverser par de nombreuses étincelles électriques un mélange de

1 vol. air atmosphérique,
4 vol. oxygène humide.

Berzélius a obtenu un résultat analogue à celui de Cavendish, en faisant détonner par petites portions, le mélange suivant :

1 vol. azote,
13 à 14 vol. hydrogène,
Oxygène, suffisante quantité pour brûler complètement l'azote et l'hydrogène.

Dans cette expérience, c'est la combustion de l'hydrogène qui favorise et détermine celle de l'azote (1).

199. *Indirectement* ou à l'état de *gaz naissant*, l'azote forme les combinaisons suivantes avec les métalloïdes :

Avec l'oxygène	{	Protoxyde d'azote	$Az^2 O$
		Binoxyde d'azote	$Az^2 O^2$
		Acide azoteux	$Az^2 O^3$
		Acide hypo-azotique	$Az^2 O^4$
		Acide azotique	$Az^2 O^5$

(1) Humphry Davy a observé que dans la combustion de l'hydrogène mélangé d'azote, l'eau qui en est le résultat contient de l'azotate d'ammoniaque.

Avec l'hydrogène	Ammoniaque	Az H ³
Avec le carbone	Cyanogène	C ² Az
Avec le chlore	Chlorure d'azote	Az Cl ³
Avec l'iode	Iodure d'azote	Az I ³ (1)

200. L'azote, en contact avec le phosphore, en dissout une portion : 6 litres de gaz peuvent retenir à l'état de vapeur cinq centigrammes de phosphore : il n'y a, dans ce cas, qu'un simple mélange et non une combinaison.

201. **Métaux.** — L'azote libre est sans action sur les métaux (1) : *indirectement*, il peut s'unir à quelques-uns de ces corps, comme par exemple avec le fer et le cuivre, qu'il rend agres et cassants.

203. **Oxydes.** — **Acides.** — **Sels.** — Sans action, ou du moins action inconnue.

203. **Matières organiques.** — Ce gaz est un peu soluble dans l'alcool.

L'azote n'est pour rien dans l'influence décomposante qu'exerce l'air atmosphérique sur la plupart des matières végétales et animales. (V. *Fermentation.*)

(1) M. Millon a obtenu un *bromure d'azote* qui est liquide comme le chlorure d'azote, et possède avec ce composé les plus grandes ressemblances. — Le même chimiste a réussi à former un *cyanure d'azote* qui est gazeux.

(2) M. Despretz affirme cependant que l'azote se combine directement avec le fer et avec le cuivre. L'azote dont il s'est servi avait été obtenu de la décomposition de l'ammoniaque par le chlore, ou de celle du deutoxyde d'azote par le fer ou le cuivre. Dans l'un et l'autre cas, le gaz azote, en arrivant sur le métal, était sec et dépouillé complètement des matières étrangères qu'il aurait pu entraîner. « C'est, je crois, » dit M. Despretz, « le premier exemple de combinaison azotée formée directement, c'est-à-dire déterminée par la puissance seule des éléments qui la composent. » (*Compte-rendu de l'Acad. des sciences, séance du 5 novembre 1833.*)

204. SIGNALEMENT CHIMIQUE. — Aucun corps connu n'exerçant d'influence sur l'azote, celui-ci ne peut être distingué des autres gaz que par ses *propriétés négatives*: comme l'acide carbonique, gaz avec lequel on peut confondre le plus facilement l'azote, il n'est pas combustible, et il éteint subitement les bougies et autres corps enflammés; mais on le reconnaît facilement d'avec ce gaz composé, par *la potasse*, qui absorbe complètement ce dernier, et par *l'eau de chaux*, qui, à son contact, forme un précipité blanc de carbonate de chaux; ces deux réactifs sont sans influence sur l'azote.

205. UTILITÉ DANS LA NATURE.

Nutrition des végétaux. — L'azote, comme on l'a déjà vu, est un des quatre éléments essentiels des végétaux et des animaux. Quant aux végétaux, ce principe existe non-seulement dans les substances indiquées en parlant de son état naturel, mais encore toutes les plantes, tous les arbres en contiennent dans leur sève à l'état d'*albumine*, de *fibrine* (1), de *caséine végétales*. L'azote entre, en effet, en proportion de 15 à 16 pour 100 dans la composition de ces trois substances. — D'après l'opinion des chimistes et des phy-

(1) Liebig donne le nom de fibrine végétale au *gluten*. — « Lorsqu'on abandonne à lui-même, dit ce savant chimiste, un suc végétal récemment exprimé, il s'y dépose, au bout de quelques minutes, un précipité gélatineux, ordinairement de couleur verte, et qui, traité par certains liquides destinés à lui enlever sa matière colorante, laisse enfin une matière d'un blanc grisâtre. C'est là un des aliments azotés des herbivores; il a reçu le nom de *fibrine végétale*.

« Le suc des graminées surtout est chargé de ce principe; il se rencontre en abondance dans la graine du blé et en général de toutes les céréales... il porte le nom de *gluten*. »

(LIEBIG, *Chimie organique appliquée à la physiologie animale*)

siologistes actuels, l'azote de l'air n'est pas la source essentielle où les végétaux puisent ce principe ; ils peuvent bien, selon M. Boussingault, y assimiler cet élément, mais seulement dans de certaines limites (1). Liebig et d'autres chimistes pensent que les végétaux s'alimentent d'azote en absorbant et décomposant l'ammoniaque (Az H^3), résultat de la décomposition spontanée des matières azotées que renferme le sol et par conséquent des engrais (2). Cette opinion est fondée sur des faits qui la rendent au moins très-probable : il résulte, par exemple, des recherches de MM. Payen et Boussingault (*Mémoire sur les engrais*), recherches qui ont porté sur 84 matières différentes, que *la proportion d'azote doit être considérée comme la mesure de la qualité d'un engrais* : plus il est azoté, plus il fournit, par

(1) Pendant sa vie, toute plante fixe de l'azote, soit qu'elle l'emprunte à l'atmosphère, soit qu'elle le prenne aux engrais. Dans les deux cas, il est probable que l'azote n'arrive dans la plante et ne s'y utilise que sous forme d'ammoniaque ou d'acide azotique.

Les expériences de M. Boussingault ont prouvé que certaines plantes, comme les topinambours, empruntent à l'air une grande quantité d'azote ; que d'autres, comme le froment, ont, au contraire, besoin de tirer tout leur azote des engrais : distinction précieuse pour l'agriculture, car il faut évidemment dans toute culture, commencer par produire les végétaux qui s'assimilent l'azote de l'air ; élever, à leur aide, les bestiaux qui fournissent les engrais, et tirer parti de ces derniers pour la culture de certaines plantes qui ne savent prendre l'azote que dans les engrais eux-mêmes. (*Dumas, Stat. chim. des êtres organisés*, p. 28.)

(2) M. Schattenman, l'habile directeur des usines de Bouxvillers, en Alsace, M. Boussingault, M. Liebig, ont fixé l'attention sur le rôle de l'ammoniaque dans les engrais azotés. Des essais récents montrent que l'acide azotique des azotates mérite aussi une attention particulière. (*Dumas, id.*, p. 29.)

sa décomposition, de produits ammoniacaux, plus l'engrais est actif. — Ainsi, l'on sait que l'urine putréfiée, liquide très-riche en carbonate d'ammoniaque, possède la propriété de fertiliser énergiquement la terre; ainsi, le *guano* (1), cet engrais si actif, qui depuis des siècles fertilise les sables arides des côtes du Pérou, est presque uniquement formé de sels à base d'ammoniaque. On commence même à employer avec un grand avantage dans l'agriculture les sels ammoniacaux préparés par l'industrie. — On a remarqué relativement à l'emploi des fumiers azotés ou chargés de sels ammoniacaux, que leur quantité, dans la culture, influe non-seulement sur la richesse des récoltes, mais encore sur la proportion de *gluten* (fibrine végétale) dans le blé et les autres céréales.

206. Nutrition des animaux. — Les animaux tirent essentiellement des substances soumises à la digestion l'azote qui entre dans la composition de leurs organes :

(1) Le *guano* est une substance azotée qui forme des couches de 15 à 20 mètres d'épaisseur dans certaines îles de la mer du Sud, qui sont habitées par des hordes nombreuses d'oiseaux de rivage; on lui donne pour origine la fiente de ces animaux accumulée depuis des siècles. Rapporté du Pérou, par Humboldt et Bompland, le *guano* a été analysé par Vauquelin qui l'a trouvé formé : 1^o pour le quart de son poids, d'acide urique saturé d'ammoniaque et de chaux; d'acide azotique combiné en partie à l'ammoniaque et à la potasse; 2^o d'acide phosphorique uni à ces bases et à la chaux; 3^o d'une petite quantité de sulfate et de chlorhydrate de potasse et d'ammoniaque; 4^o d'une matière grasse; 5^o d'un peu de sable siliceux et ferrugineux. — L'odeur de cette matière est ammoniacale et fait éternuer. — On a proposé de l'appeler *ammoniaque uraté*. — Le *guano* est l'objet d'un commerce considérable : de petits bâtiments appelés *guaneros* sont uniquement employés au trafic de cet engrais.

il y a doute, en effet, sur la question de savoir si l'animal s'assimile une partie de l'azote atmosphérique introduit dans son corps par la déglutition des aliments et des boissons, par l'absorption cutanée (1), par la respiration; et tous les faits démontrent que si cette absorption a lieu, elle est au moins très-peu importante. On sait, par exemple, que dans cette dernière fonction, *l'air expiré* contient autant et même plus d'azote que *l'air de l'inspiration* (2). Bien au contraire, l'assimilation de l'azote des aliments n'est pas douteuse : on sait que les comestibles les plus azotés (viandes, fromages, etc.), sont les plus nutritifs, et qu'il faut d'autant plus d'une

(1) Absorption qui a lieu par la peau.

(2) Les animaux exhalent constamment de l'azote..... Quelques observateurs ont admis dans la respiration une absorption d'azote qui ne se présente jamais qu'avec des circonstances qui la rendent plus que douteuse. Le phénomène constant, c'est l'exhalation de ce gaz, comme l'a très-bien remarqué M. Despretz.

Il faut donc en conclure avec certitude que nous n'empruntons jamais de l'azote à l'air; que l'air n'est jamais un aliment pour nous; que nous nous bornons à lui prendre l'oxygène nécessaire pour former, avec notre carbone, de l'acide carbonique; avec notre hydrogène, de l'eau.

L'azote exhalé provient donc des aliments, et il en provient tout entier.....

Mais ce n'est pas là tout l'azote que les animaux exhalent. Chacun de nous rend par ses urines, terme moyen, comme l'a constaté M. Lecanu, quinze grammes d'azote par jour, d'azote évidemment emprunté à nos aliments, comme le carbone et l'hydrogène que nous brûlons. (*Dumas, Statique des êtres organisés*, p. 26 et 27.

L'azote rendu par les urines se trouve essentiellement contenu dans l'urée : l'urée par la fermentation de l'urine est changée en *carbonate d'ammoniaque*, c'est-à-dire en deux principes nutritifs des végétaux, acide carbonique et ammoniaque.

substance alimentaire pour fournir à la nutrition d'un animal, qu'elle contient moins d'azote. — Magendie a même fait des expériences desquelles il résulte que les substances non azotées, comme le sucre, employées *seules*, ne peuvent suffire aux besoins de l'alimentation animale : leur *usage exclusif* amène toujours la mort, dans un temps plus ou moins long, suivant l'espèce et la vigueur individuelle de l'animal soumis à l'expérimentation.

207. La proportion d'azote qui entre dans la composition des organes des animaux est considérable. Les principes essentiels du sang en contiennent 17 pour 100 ; cette même quantité se retrouve à peu près dans toutes les parties qui constituent les organes, et, ce qui n'est pas moins remarquable, les herbivores, les frugivores et les granivores ne diffèrent en rien à cet égard des omnivores, comme l'homme, et des carnivores. — L'expérience a démontré, en effet, que le chyle (1), le sang, les muscles, etc., extraits des animaux de ces diverses classes, donnent les mêmes résultats à l'analyse chimique.

208. Les herbivores tirent l'azote des principes azotés (albumine, fibrine, caséine, etc.) des végétaux. Les aliments dont ils se nourrissent en contenant moins que les substances déjà animalisées, il devient indispensable qu'ils prennent une quantité plus grande de matières alimentaires pour y trouver la proportion de

(2) Substance *alibile* ou essentiellement nourrissante et réparatrice, extraite des aliments par le travail des organes qui constituent l'appareil digestif. Le chyle liquide blanchâtre, laiteux, absorbé dans les intestins, se mélange avec le sang, et subit ensuite avec celui-ci, dans les poumons, l'action oxygénante de l'air.

principes réellement nutritifs qui leur est nécessaire. — Quant aux carnivores, comme ils font leur nourriture des substances animales, lesquelles sont presque entièrement constituées de principes azotés (1), la masse d'aliments qu'ils réclament pour soutenir leur vie est conséquemment bien moindre que celle nécessitée par les herbivores.

De cette comparaison, il résulte une vérité importante et qui ne devrait être ignorée de personne, c'est que l'homme, qui est omnivore, consomme d'autant moins de matière alimentaire, qu'il fait usage d'une plus forte proportion de substance azotée, de viande, par exemple.

209. **Respiration.** — Seul, l'azote ne peut servir à la respiration, mais il n'en est pas moins indispensable à *l'entretien de la vie des animaux*, en atténuant l'action trop irritante de l'oxygène, commel'eau atténuée celle du vin, de l'alcool et des acides concentrés. — Du reste, l'azote, quand on le respire pur, n'est pas *véneux* ou *mortifère* par lui-même; s'il produit l'asphyxie, comme cela arrive dans les fosses d'aisance, où il se développe quelquefois en grande quantité (2), c'est par *simple privation d'oxygène*.

210. **Végétation.** — L'azote seul ne peut entretenir la vie des plantes : plongées dans une atmosphère de

(1) Sauf les ongles, les poils, les plumes et la substance des os, aucune partie des aliments des carnivores ne résiste à l'assimilation. (LIEBIG.)

(2) Dupuytren, Barruel et Thénard ont constaté que l'air de certaines fosses d'aisance contenait 94, 0 d'azote, et quelquefois même que ce gaz en formait la totalité. — Cet azote provient sans doute de l'air atmosphérique renfermé dans la fosse et dont l'oxygène a peu à peu été absorbé en réagissant sur l'acide sulfhydrique dégagé des matières fécales.

ce gaz, elles ne tardent pas à périr; les graines ne peuvent y germer.

211. **Combustion.** — L'influence de ce gaz dans la combustion active des corps au contact de l'air, est *négative*; il ne fait que l'amoindrir, en raréfiant l'énergie comburante de l'oxygène : la même observation s'applique à la combustion lente, c'est-à-dire à l'oxydation insensible des métaux dans l'air à la température ordinaire, ainsi qu'à la décomposition spontanée ou putréfaction des matières végétales et animales.

212. **USAGES.** — **Utilité dans les laboratoires de chimie.** — L'indifférence absolue de l'azote pour les autres corps, fait qu'il ne peut en aucun cas servir de réactif. — Mais quelquefois on l'emploie après l'avoir parfaitement privé de l'oxygène ou de l'acide carbonique qui peuvent y être mêlés, et après l'avoir bien desséché par le chlorure de calcium, pour former des atmosphères artificielles à des corps très-oxygénables, afin de les conserver sans altération.

213. **Utilité dans l'industrie.** — Sans usages et sans influence dans les opérations des arts.

Peut-être un jour, malgré le peu de tendance de l'azote à se combiner aux autres corps, parviendra-t-on à l'unir directement à l'oxygène et à l'hydrogène pour obtenir de l'acide azotique et de l'ammoniaque, soit au moyen de certaines conditions de température, soit sous l'influence d'une force catalytique, analogue à celle que possède l'éponge de platine; mais ce n'est là qu'une simple supposition.

Dans la teinture, comme dans les autres travaux des arts, l'azote de l'air ne joue qu'un rôle absolument négatif.

CHAPITRE SEPTIÈME.

MÉTALLOÏDES.

APPENDICE A L'OXYGÈNE ET A L'AZOTE.

ATMOSPHERE TERRESTRE. — AIR ATMOSPHERIQUE.

214. En parlant, dans les chapitres V et VI, de l'oxygène et de l'azote, il a été dit que l'air atmosphérique est essentiellement constitué par un mélange de ces deux gaz. Toutes les réactions chimiques exercées par l'air soit dans les laboratoires, soit dans la nature et dans les ateliers de l'industrie, dépendent en effet des propriétés de ces deux principes (1) : l'oxygène y agit par sa tendance à se combiner directement avec la plupart des corps ; l'azote, au contraire, ne pouvant s'unir à aucun d'une manière directe, ne fait que modifier, diminuer, atténuer l'action chimique de l'oxygène. De cette action, en sens contraire, des deux

(1) L'acide carbonique de l'air joue aussi, dans quelques circonstances qui seront indiquées, un rôle chimique assez important.

principes composants de l'air, résulte une réaction, moyenne pour son énergie comme pour ses effets, et qui demande une étude spéciale, étude d'ailleurs des plus importantes, vu le rôle immense que joue le gaz atmosphérique dans les phénomènes de notre monde terrestre.

Pour mettre de l'ordre dans l'étude de l'air atmosphérique, nous dirons d'abord quelques mots de l'atmosphère terrestre considérée d'une manière générale, puis nous parlerons de l'air lui-même avec tous les développements que nécessite l'importance de ce sujet; ce que nous en dirons sera, le plus souvent, l'application des connaissances acquises dans les chapitres précédents sur l'oxygène et sur l'azote, et en deviendra ainsi le complément.

§ 1.

DE L'ATMOSPHÈRE TERRESTRE.

215. Le globe terrestre, dans sa constitution actuelle, c'est-à-dire, avec les conditions de température où il se trouve placé, se compose : 1^o de substances solides, qui en forment la masse; 2^o de substances liquides, et particulièrement d'eau, qui se trouve surtout à sa surface; 3^o de matières gazeuses et de vapeurs, qui l'entourent, l'enveloppent, tournent avec lui et l'accompagnent constamment dans sa marche. Cette enveloppe aérienne, considérée dans sa totalité ou dans sa masse, s'appelle *atmosphère*.

216. L'atmosphère terrestre, malgré la tendance de l'air à se dilater indéfiniment et par conséquent à s'éloigner de notre globe, malgré la force centrifuge qui résulte du mouvement de rotation de la terre, et qui tend de son côté à expulser la matière atmosphérique, reste

constamment la même, c'est-à-dire qu'elle ne diminue nullement dans sa masse. — La cause neutralisante de la dilatabilité naturelle de l'air, et de la force centrifuge qui, le repoussant de la terre, le ferait sans cela se perdre dans l'espace, c'est *l'attraction* exercée par la masse du globe sur cette matière aérienne.

217. Comme la dilatabilité des gaz est infinie, comme la force centrifuge augmente avec la distance, et que l'attraction diminue en raison même de cette distance, il existe une limite où ces forces qui agissent en sens contraire, deviennent égales et se font équilibre, peut-être même où l'attraction l'emporte sur la force répulsive : cette limite est celle de notre atmosphère.

218. La distance où se trouve cette limite, c'est-à-dire la hauteur atmosphérique à partir du niveau de la mer, n'a pu encore être déterminée d'une manière bien précise. Cependant, d'après des observations de Halley, les dernières particules de l'air se trouveraient à une hauteur d'à peu près 64 kilomètres (16 lieues) (1).

219. La forme de l'atmosphère est sphéroïdale comme celle de la terre ; sa densité qui diffère suivant le point où on l'observe, est en raison directe de l'attraction, c'est-à-dire qu'elle est d'autant plus considérable qu'on se rapproche plus de la terre, et d'autant moins qu'on s'en éloigne davantage : on sait, par exemple, qu'à une hauteur d'environ 52 kilomètres (13 lieues) la densité de l'air n'est plus que la millième partie de ce qu'elle est à la surface.

220. La masse atmosphérique, soumise, comme l'océan, aux influences lunaires, à la chaleur de

(1) Cette hauteur, du reste, est en rapport direct avec la température et par conséquent avec la dilatation atmosphériques ; elle est plus considérable à l'équateur qui reçoit le rayons du soleil les plus perpendiculaires, que vers les pôles

rayons du soleil, au refroidissement que produit leur disparition, et à plusieurs autres causes de dilatation ou de contraction, est sujette à des déplacements, à des mouvements périodiques ou irréguliers, à des flux et des reflux qui produisent ce qu'on appelle les *vents*, et donnent lieu au mélange intime des éléments qui la constituent. C'est cette agitation plus ou moins forte, mais incessante de l'atmosphère, qui rend, comme on le verra bientôt, sa nature chimique ou sa composition, identique dans tous les points de son étendue; d'où il résulte que l'air, qui n'est qu'un simple mélange, présente dans sa masse entière, la stabilité et la constance de nature d'une véritable combinaison.

§ II.

DE L'AIR ATMOSPHERIQUE.

221. On appelle *air atmosphérique*, ou simplement *air*, la matière gazeuse qui constitue essentiellement l'atmosphère terrestre.

222. HISTORIQUE. — L'air, pour les anciens, était un des quatre éléments de la nature. Cette opinion qui remontait à Empédocle, à Aristote, traversa le moyen-âge et fut admise comme une vérité, jusqu'au moment où Lavoisier parvint à démontrer, que ce prétendu principe élémentaire de toutes choses, était lui-même un composé de plusieurs éléments.

223. Non seulement, avant Lavoisier, l'air ordinaire était considéré comme un élément, mais encore, on regardait comme étant de l'air semblable à celui de l'atmosphère, tous les fluides élastiques permanents obtenus dans la fermentation, dans la calcination des

matières animales ou végétales et dans un grand nombre de réactions chimiques. L'illustre Hales lui-même n'avait pas échappé à cette erreur, car il confondait avec l'air ordinaire, les fluides élastiques qu'il obtenait par l'action du feu, la décomposition spontanée, etc., etc. Van Helmont, toutefois, soupçonnait déjà de son temps, que plusieurs de ces produits gazeux jouissent de propriétés très-différentes de celles de l'air; Boyle, avait reconnu que tous les airs obtenus artificiellement ne peuvent entretenir la combustion; mais ce ne fut réellement qu'à la suite des découvertes de Lavoisier, de Priestley, de Schéele, de Cavendish, etc., que les physiciens furent forcés de reconnaître qu'il en existe de plusieurs espèces. Le célèbre chimiste Baumé soutint cependant jusqu'à la fin de sa vie que tous les gaz *n'étaient que de l'air atmosphérique chargé de matières étrangères.*

224. Dès l'année 1630, cependant, des expériences avaient été faites qui devaient mettre sur la bonne voie pour arriver à la connaissance de la composition de l'air atmosphérique. — A cette époque, Brun, apothicaire de Bergerac, ayant observé que l'étain augmente de poids dans sa calcination à l'air, demanda l'explication de ce fait au médecin Jean Rey : celui-ci, après une série d'expériences propres à éclairer cette question, répondit que cette augmentation de poids était due à l'absorption d'une certaine quantité d'air (1),

(1) « Je réponds et soutiens glorieusement que ce surcroît
 « de poids vient de l'air, qui, dans le vase, a été *esspi* et
 « rendu aucunement adhésif par la véhémence et longuement
 « continuée chaleur du fourneau; lequel air se mesle avec la
 « chaux (à ce aydant l'agitation fréquente) et s'attache à ses
 « plus menues parties: non autrement que l'eau appésantit
 « le sable que vous jetez et agitez dans icelle, par l'amoitir
 « et adhérer au moindre de ses grains » (*Essai de Jean Rey, avec des notes de Gobet, pag 66.*)

opinion remarquable pour cette époque où l'on croyait encore que l'air n'était pas pesant.

225. La découverte importante de Jean Rey ne tomba pas, comme on le croit, tout-à-fait dans l'oubli ; cette observation, que les métaux augmentent de poids par la calcination fut recueillie par les chimistes : Nicolas Lémery, par exemple, assure que 4 onces de régule d'antimoine (antimoine métallique) pèsent 2 gros de plus, après avoir été calcinés. Cependant l'attention générale ne fut fixée que beaucoup plus tard sur ce fait remarquable, par les expériences de Bayen sur la calcination du mercure.

226. Toutefois, même après les expériences de Bayen, on ne connaissait encore qu'une partie de la vérité : il restait en effet à reconnaître si l'air est absorbé tout entier pendant la calcination des métaux. Lavoisier rendit cet immense service à la science (1).

(1) Voici comment Lavoisier rend compte des expériences par lesquelles il a démontré la composition de l'air :

« La chimie présente en général deux moyens pour déterminer la nature des parties constituantes d'un corps, la composition et la décomposition. Lors, par exemple, que l'on a combiné ensemble de l'eau et de l'esprit de vin ou alcool, et que par le résultat de ce mélange on a formé l'espèce de liqueur qui porte le nom d'eau-de-vie dans le commerce, on a droit d'en conclure que l'eau-de-vie est un composé d'alcool et d'eau ; mais on peut arriver à la même conclusion par voie de décomposition, et en général on ne doit être pleinement satisfait en chimie qu'autant qu'on a pu réunir ces deux genres d'épreuves.

« On a cet avantage dans l'analyse de l'air de l'atmosphère : on peut le décomposer et le recomposer ; je me bornerai à rapporter ici les expériences les plus concluantes qui aient été faites à ce sujet. J'ai pris (fig. 12) un matras de 36 pouces cubiques environ de capacité, dont le col était très long

Par des expériences multipliées et à l'abri de toute objection, il prouva, dit M. Thénard, qu'il n'y avait qu'une partie de l'air absorbée par les métaux; que l'air était composé au moins de deux fluides, de gaz

et avait 6 à 7 lignes de grosseur intérieurement; je l'ai courbé, comme on le voit représenté (fig. 13), de manière qu'il pût être placé dans un fourneau M N, tandis que l'extrémité O de son col irait s'engager sous la cloche P Q placée dans un bain de mercure R S. J'ai introduit dans ce matras quatre onces de mercure très pur, puis en suçant avec un siphon que j'ai introduit sous la cloche P Q, j'ai élevé le mercure jusqu'à L L : j'ai marqué soigneusement cette hauteur avec une bande de papier collé, et j'ai observé exactement le baromètre et le thermomètre.

Fig. 13.

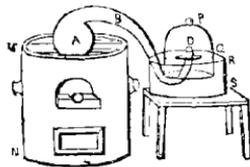


Fig. 12.



« Les choses ainsi préparées, j'ai allumé du feu dans le fourneau M N, et je l'ai entretenu presque continuellement pendant douze jours, de manière que le mercure fût échauffé presque au degré nécessaire pour le faire bouillir. Il ne s'est rien passé de remarquable pendant tout le premier jour : le mercure, quoique non bouillant, était dans un état d'évaporation continuelle; il tapissait l'intérieur des vaisseaux de gouttelettes, d'abord très fines, qui allaient ensuite en augmentant, et qui, lorsqu'elles avaient acquis un certain volume, retombaient d'elles mêmes au fond du vase, et se réunissaient au reste du mercure. Le second jour, j'ai commencé à voir nager sur la surface du mercure de petites parcelles rouges qui pendant quatre ou cinq jours ont augmenté en nombre et en volume, après quoi elles ont cessé de grossir et sont restées absolument dans le même état. Au bout de douze jours, voyant que la calcination du mercure ne faisait plus aucun progrès, j'ai éteint

oxygène et de gaz azote ; que l'oxygène était le seul que les corps combustibles absorbaient. Il examina successivement les produits de toutes les combustions,

le feu et j'ai laissé refroidir les vaisseaux. Le volume de l'air contenu tant dans le matras que dans son col et sous la partie vide de la cloche, réduit à une pression de vingt-huit pouces et à 10° du thermomètre, était avant l'opération de cinquante pouces cubiques environ. Lorsque l'opération a été finie, ce même volume à pression et à température égales, ne s'est plus trouvé que de quarante-deux à quarante-trois pouces ; il y avait eu par conséquent une diminution de volume d'un sixième environ. D'un autre côté, ayant rassemblé soigneusement les parcelles rouges qui s'étaient formées et les ayant séparées autant qu'il était possible du mercure coulant dont elles étaient baignées, leur poids s'est trouvé de quarante-cinq grains.

« L'air qui restait après cette opération et qui avait été réduit aux cinq sixièmes de son volume par la calcination du mercure, n'était plus propre à la respiration ni à la combustion ; car les animaux qu'on y introduisait y périssaient en peu d'instants, et les lumières s'y éteignaient sur-le-champ comme si on les eût plongées dans de l'eau.

« D'un autre côté j'ai pris les quarante-cinq grains de matière rouge qui s'était formée pendant l'opération, je les ai introduits dans une très petite cornue de verre à laquelle était adapté un appareil propre à recevoir les produits liquides et aériformes qui pourraient se séparer : ayant allumé du feu dans le fourneau, j'ai observé qu'à mesure que la matière rouge était échauffée sa couleur augmentait d'intensité. Lorsqu'ensuite la cornue a approché de l'incandescence, la matière rouge a commencé à perdre peu à peu de son volume, et en quelques minutes elle a disparu entièrement ; en même temps il s'est condensé dans le petit récipient quarante-un grains et demi de mercure coulant, et il a passé sous la cloche sept à huit pouces cubiques d'un fluide élastique beaucoup plus propre que l'air de l'atmosphère à entretenir la combustion et la respiration des animaux.

« Ayant fait passer une portion de cet air dans un tube de verre d'un pouce de diamètre, et y ayant plongé une bougie, elle y répandait un éclat éblouissant ; le charbon,

analysa avec une rare sagacité tous les phénomènes que chacune d'elles présentait, et parvint, dans l'espace de quelques années, à fonder une théorie toute nou-

au lieu de s'y consommér paisiblement comme dans l'air ordinaire, y brûlait avec flamme et une sorte de décrépitation à la manière du phosphore, et avec une vivacité de lumière que les yeux avaient peine à supporter.

« En réfléchissant sur les circonstances de cette expérience, on voit que le mercure en se calcinant absorbe la partie salubre et respirable de l'air, ou, pour parler d'une manière plus rigoureuse, la base de cette partie respirable; que la portion d'air qui reste est une espèce de mofette, incapable d'entretenir la combustion et la respiration. L'air de l'atmosphère est donc composé de deux fluides élastiques de nature différente et pour ainsi dire opposée.

« Une preuve de cette importante vérité, c'est qu'en recombinant les deux fluides élastiques qu'on a ainsi obtenus séparément, c'est-à-dire les quarante-deux pouces cubiques de mofette, ou air non respirable, et les huit pouces cubiques d'air respirable, on reforme de l'air en tout semblable à celui de l'atmosphère et qui est propre à peu près au même degré à la combustion, à la calcination des métaux et à la respiration des animaux.

« Quoique cette expérience fournisse un moyen infiniment simple d'obtenir séparément les deux principaux fluides élastiques qui entrent dans la composition de notre atmosphère, elle ne nous donne pas des idées exactes sur la proportion de ces deux fluides. L'affinité du mercure pour la partie respirable de l'air, ou plutôt pour sa base, n'est pas assez grande pour qu'elle puisse vaincre entièrement les obstacles qui s'opposent à cette combinaison. Ces obstacles sont l'adhérence des deux fluides constitutifs de l'air de l'atmosphère et la force d'affinité qui unit la base de l'air vital au calorique; en conséquence, la calcination du mercure finie, ou au moins portée aussi loin qu'elle peut l'être, dans une quantité d'air déterminée, il reste encore un peu d'air respirable combiné avec la mofette, et le mercure ne peut en séparer cette dernière portion. »

(LAVOISIER, *Traité élémentaire de chimie*, t. 1, p. 27 à 31.)

velle, théorie que les découvertes ultérieures n'ont fait que consolider. Un autre chimiste non moins illustre s'occupait en même temps que lui de l'analyse de l'air, et parvenait, de son côté, aux mêmes résultats : c'était Schéele, qui eût partagé avec Lavoisier la gloire d'avoir créé la théorie moderne, si une mort prématurée ne l'eût enlevé aux sciences (*Thénard, Traité de Chimie*, t. p. 181, 6^e édit.)

227. ÉTYMOLOGIE ET SYNONYMIE. Le mot *air* vient du latin *aer*, lequel avait évidemment pour origine le mot grec *αἴρ* (aër), qui a la même signification.

Atmosphère, en latin *atmosphæra*, est formé de deux mots grecs : de *ἀτμός* (*atmos*), *vapeur*, et de *σφαῖρα* (*sphaira*), *globe*, *sphère*.

Le mot *air* est pris quelquefois, mais à tort, comme synonyme d'*atmosphère* : l'air, en effet, n'est qu'une des parties de l'*atmosphère*, ou plutôt le véhicule des autres matières qui concourent à la former.

228. COMPOSITION. Si l'on admet les idées des géologues sur l'incandescence primitive du globe terrestre et sur son refroidissement successif, on doit nécessairement admettre aussi que, dans l'origine, son atmosphère était très-différente de ce qu'elle a été depuis que les animaux ont pu y vivre, et de ce qu'elle est encore aujourd'hui. Pendant l'état d'incandescence de la terre, l'eau qui en occupe aujourd'hui la surface et qui pénètre dans ses fissures et ses cavités, ne pouvait y exister qu'à l'état de vapeur, et faisait par conséquent partie de son atmosphère; il en était certainement de même de beaucoup de substances minérales; le carbone aujourd'hui fixé dans les végétaux vivants et celui des végétaux enfouis devenus charbons fossiles, s'y trouvait certainement aussi à l'état d'acide carbonique. — L'atmosphère alors était

donc chargée de toutes ces matières volatilisées ; l'oxygène et l'azote en formaient déjà la masse et servaient de véhicule aux vapeurs ; car ces deux gaz sont incoercibles, et n'ont pu changer d'état par l'effet du refroidissement de la terre ; il est à croire seulement qu'une portion de l'oxygène, ne fût-ce que celui de l'acide carbonique, y existait combinée à d'autres corps.

Depuis que les animaux habitent la terre, son atmosphère modifiée par le refroidissement successif du globe, refroidissement qui a déterminé la précipitation de la plus grande partie de l'eau et de la totalité des autres substances minérales volatilisées, a été ce qu'elle est encore à présent, car l'organisation animale est essentiellement liée à cette constitution atmosphérique. On doit admettre seulement que déjà le carbone d'une grande partie de l'acide carbonique avait été fixé par la végétation qui était alors très-énergique, et que l'acide carbonique décomposé se trouvait remplacé dans l'air par une égale quantité d'oxygène.

229. Tous les chimistes sont d'accord aujourd'hui pour reconnaître que l'air atmosphérique est composé :

d'*oxygène* et d'*azote*, en portions constantes.

d'*acide carbonique*, en quantité très faible, et qui varie suivant diverses circonstances (1).

(1) M. Boussingault admet encore dans l'air la présence d'un principe hydrogéné que M. de Saussure, dans ses *Recherches sur l'acide carbonique atmosphérique*, y avait déjà soupçonné. — Dans les expériences sur lesquelles M. Boussingault a fondé son opinion, l'air en sortant du gazomètre traversait une

La masse gazeuse constituée par le mélange de ces trois fluides élastiques contient en outre :

de l'eau, à l'état de vapeur dont la proportion varie incessamment suivant les vicissitudes atmosphériques.
des *corpuscules organiques* et inorganiques constituant une poussière subtile qu'on voit s'agiter dans l'air quand il est traversé par les rayons directs du soleil, et dont l'influence chimique est, sinon tout-à-fait nulle, au moins à peu près inconnue.

couche d'acide sulfurique, se desséchait ensuite en passant au travers d'un tube de dix pieds de longueur, rempli de chlorure de calcium; il entraît de là dans un premier tube rempli d'asbeste imbibée d'acide sulfurique, qui lui enlevait les dernières portions d'humidité supposées échappées à l'action *dessicante* du chlorure, et dans un second tube également rempli d'asbeste imbibée d'acide sulfurique; puis dans un tube de verre vert plein de tournure de cuivre récemment calcinée, tube que l'on entretenait au rouge et qui amenait la combustion de l'hydrogène et sa combinaison avec l'oxygène du cuivre calciné d'où résultait de l'eau, laquelle, condensée dans un dernier tube rempli d'asbeste imprégnée d'acide sulfurique, indiquait la proportion de l'hydrogène atmosphérique. — Le second tube rempli d'asbeste servait à démontrer que l'air retenu dans ce dernier ne peut avoir d'autre origine que la combustion du principe hydrogéné dans le tube incandescent. M. B. arrivait à ce résultat en constatant que le second tube rempli d'asbeste n'augmentait pas sensiblement de poids par le passage de l'air, tandis que le dernier, où passait l'air après la combustion, augmentait constamment.

Dans ces expériences, la quantité d'eau obtenue était toujours à peu près proportionnelle à la quantité d'air qui avait traversé l'appareil. — En opérant pendant les 10 premiers jours d'avril la quantité d'hydrogène trouvée dans l'air s'est soutenue au dessus de 0,0001. A partir du 11, cette quantité s'est généralement soutenue au dessous de 0,0001. Ces variations quelquefois assez considérables sont-elles réelles, ou bien proviennent-elles de l'imperfection du procédé? C'est un point sur

L'air est en outre traversé par la lumière, imprégné par le calorique et la matière impondérable qui constitue l'électricité.

230. 1^o **Oxigène et azote.** Les premiers chimistes qui ont analysé l'air n'étaient pas d'accord sur la proportion de ces deux principes. Lavoisier admettait 27 à 28 pour 100 d'oxygène; Schéele en avait trouvé une proportion plus forte encore; d'autres analystes en indiquaient beaucoup moins: ce qui avait porté à croire que ces proportions n'étaient pas constantes (1).

lequel M. B. n'ose pas se prononcer. — Du reste M. B. conclut ainsi le mémoire où sont rapportées ses expériences: « M. de Saussure est parvenu dans ses recherches à constater dans l'air la présence d'un gaz combustible, à base de carbone. De mon côté, je crois avoir démontré que l'air renferme une très-petite quantité de principe hydrogéné; il me semble naturel d'admettre en composant ces deux résultats, que *l'atmosphère contient probablement une faible proportion d'hydrogène carboné.* »

Lavoisier et les chimistes de son temps pensaient qu'il se dégage incessamment à la surface de la terre des gaz hydrogénés qui gagnent les parties supérieures de l'atmosphère, où ils forment une couche de fluide inflammable, cause et origine selon ces savants de l'aurore boréale et des météores ignés. Cette opinion, qui n'était qu'une hypothèse dénuée de preuves, hypothèse contraire d'ailleurs à ce que nous savons de la disposition des gaz à se mélanger, et contraire surtout à la constance de composition de l'air, même aux plus grandes hauteurs où on l'a recueilli, n'est plus et ne saurait être admise aujourd'hui.

(1) Les procédés eudiométriques ont appris, surtout par les belles recherches de M. de Humboldt de Berlin, que les proportions des deux fluides aériens pouvaient varier de telle sorte que l'oxygène en constituait depuis 0, 23 jusqu'à 0, 29. — *Fourcroy, Système des connaissances chimiques*, 1. p. 156.

231. Des travaux postérieurs aussi nombreux que remarquables ont détruit cette erreur, ont établi comme une vérité que l'air, dans quelque lieu et à quelque hauteur qu'on l'examine (non compris l'eau, l'acide carbonique, etc.) est composé de :

21 oxygène,
79 azote.

Cette composition a été trouvée identique : d'abord par Berthollet, en France et en Egypte ; par Cavendish et Davy, en Angleterre ; par de Marty, en Espagne ; par Beddoes, en Guinée ; par de Humboldt et Gay-Lussac, à Paris. Ce dernier savant n'a pas trouvé de différence entre l'air de Paris et l'air recueilli dans la belle ascension qu'il a faite en aérostat à sept mille mètres de hauteur ; M. Boussingault est arrivé au même résultat en opérant à diverses reprises sur des points très élevés de l'Amérique ; il en a été de même des recherches de M. Stas, à Bruxelles, à Paris, à Genève, à Copenhague ; de celles du professeur Brunner, en opérant sur de l'air pris au Faulhorn, haute montagne du canton de Berne en Suisse ; enfin, de celles faites dernièrement par MM. Dumas et Boussingault, en opérant comparative-ment sur de l'air pris à Paris et sur de l'air recueilli le même jour par MM. Martens et Bravais au Faulhorn (1). Les faibles différences obtenues dans ces recherches faites en divers temps et dans des lieux si éloignés les uns des autres, sont insignifiantes et dépendent certainement en effet des légères erreurs inséparables

(1) Ces divers résultats infirment tout-à-fait l'opinion de Dalton qui avait été conduit, par le calcul, à penser que l'air doit s'appauvrir en oxygène, à mesure qu'on s'élève dans l'atmosphère.

de tout procédé analytique. — Voici les derniers résultats obtenus par MM. Dumas et Boussingault :

100 p. d'air en volume	}	20, 8 oxygène,
contiennent :		79, 2 azote.
100 p. d'air en poids	}	23, oxygène,
contiennent :		77, azote.

MM. Dumas et Boussingault n'ont pas trouvé une différence d'un millième en opérant par un temps sec et par un temps de pluie.

232. En résumé, il reste acquis à la science que l'air en tous temps et en tous lieux est invariablement composé de 21 d'oxygène et de 79 d'azote en volume, ou en poids de 23 d'oxygène et de 77 d'azote (1) : la consommation incessante de son oxygène par la com-

(1) Cette constance de composition a fait penser à Prout et à d'autres chimistes, que l'air n'est point un simple mélange, mais une véritable combinaison, un oxyde d'azote ou de nitrogène qui peut être formulé ainsi :



Cette opinion ne supporte pas un examen sérieux : les faits lui sont contraires. Si l'air était une combinaison, dit M. Dulong, il se dissoudrait intégralement dans l'eau, tandis que sa solution est relative à celle de ses éléments, c'est-à-dire qu'il se dissout plus d'oxygène que d'azote, par la raison que l'oxygène est plus soluble. A cette preuve M. Dulong en ajoute une autre qui est plus positive encore : tous les gaz composés, dit ce savant, ont un pouvoir réfringent plus grand ou plus petit que celui qui appartient à leurs éléments. L'air présente, au contraire, un pouvoir réfringent parfaitement égal à la somme de celui de l'oxygène et de l'azote qui le constituent ; il partage cette propriété avec tous les mélanges de gaz qui ne réagissent pas l'un sur l'autre. Si l'air était une combinaison, ce serait d'ailleurs le premier exemple connu d'un composé de cette nature, ayant les mêmes propriétés que ses éléments, ou plutôt qu'un simple mélange de ses éléments.

bustion et par la respiration est donc inappréciable à l'analyse.

233. En parlant de l'atmosphère en général, nous avons dit que l'uniformité de composition de l'air s'expliquait par son agitation continuelle, agitation qui en mélange incessamment toutes les parties. Une autre cause y contribue cependant aussi, c'est l'extrême tendance qu'ont les fluides élastiques à se mélanger d'une manière intime, même lorsqu'ils sont en repos et que leur contact n'a lieu que par un point très-peu étendu, comme l'ont démontré les expériences de Priestley, de Berthollet, de Dalton, etc. (1). Ces deux

(1) Les gaz se mêlent ensemble et, de même qu'un mélange d'eau et d'alcool, ne se séparent plus, malgré leur différence de pesanteur spécifique, une fois qu'ils sont mélangés. Si l'on mêle, par exemple, de l'hydrogène qui est très-léger avec de l'air et de l'acide carbonique, gaz qui est plus lourd que le fluide atmosphérique, le mélange devient intime et reste tel, même après un repos longtemps prolongé.

Quant à la tendance bien plus grande que celle des liquides qu'ont les gaz à se mélanger, tendance qui s'explique par la plus grande mobilité de leurs molécules, elle peut être rendue évidente par les expériences suivantes :

1^o Un flacon plein d'oxygène qu'on laisse en repos et débouché au contact de l'air, ne contient pas plus d'oxygène après deux heures d'attente que si on l'avait rempli d'air atmosphérique ordinaire. — L'oxygène est cependant plus pesant que celui-ci.

2^o Une bouteille pleine d'hydrogène et qu'on tient renversée, l'ouverture en bas, pendant quelques heures, examinée après ce temps, ne contient que de l'air. — L'hydrogène est cependant environ 15 fois plus léger que l'air, et par cette raison ne devrait pas s'échapper de la bouteille.

« Ce phénomène, dit M. Berzélius, a été la source de plusieurs erreurs dans l'appréciation d'expériences chimiques, exécutées au moyen de vaisseaux poreux, par exemple, en

causes exercent leur action partout où l'air n'est pas enfermé ou confiné. C'est ce qui explique comment MM. Dumas et Boussingault n'ont pas trouvé de différence entre l'air pris dans les rues de Paris où la combustion et la respiration absorbent continuellement des quantités considérables d'oxygène, et celui qui avait été recueilli sur une des plus hautes montagnes de l'Oberland Bernois.

234. A la grande consommation d'oxygène que font les animaux par leur respiration, si l'on ajoute tout celui qui est absorbé par la combustion, dans les ateliers de l'industrie et dans les innombrables foyers sans cesse en activité des pays civilisés, on se demande s'il n'est pas à craindre que la proportion d'oxygène de l'air ne finisse par diminuer; mais la nature a placé à côté de cette consommation, une production de ce principe qui n'est pas moins active; c'est la végétation. On a déjà vu, en effet, que les parties vertes des

terre ou en grès, parce que l'air contenu dans les pores de ces vaisseaux établit une communication entre celui du dehors et celui du dedans. Voilà pourquoi l'air extérieur doit pénétrer peu à peu dans une cornue de terre ou dans un creuset de Hesse, et agir sur les substances qui y sont contenues. Priestley a trouvé que des vaisseaux poreux, quoique assez serrés pour que l'air pût y être raréfié à la température ordinaire, au moyen de la machine pneumatique, laissent néanmoins passer facilement les gaz qu'on y renfermait, et absorbaient de l'air atmosphérique en place, lorsqu'on les exposait à une température plus élevée. Qu'on remplisse une vessie de bœuf (sèche) d'oxygène, et qu'on la laisse suspendue pendant vingt-quatre heures, on trouvera au bout de ce temps que le gaz qu'elle contient n'est guère plus riche en oxygène que l'air ambiant, parce que celui-ci s'est mêlé avec l'oxygène à travers les pores de la membrane. » (BERZÉLIUS, *Traité de chimie*, tom. 1, p. 390.)

végétaux, exposées au soleil, absorbent de l'acide carbonique, qu'elles décomposent en fixant son carbone et laissant dégager son oxygène à l'état de gaz. — Ainsi les animaux consomment de l'oxygène et produisent de l'acide carbonique; les végétaux, au contraire, absorbent de l'acide carbonique et en dégagent l'oxygène, qui, retourne ainsi à la masse atmosphérique (1).

235. Cette cause de reproduction de l'oxygène cesserait même d'agir, que, grâce à la masse considérable de l'atmosphère, la proportion de ce principe y diminuerait d'une manière tellement insensible qu'elle serait à peine appréciable après plusieurs siècles.

Le calcul montre, dit M. Dumas, qu'en exagérant toutes les données, il ne faudrait pas moins de 800,000 années aux animaux vivants à la surface de la terre pour le faire disparaître en entier. — Par conséquent, si l'on supposait que l'analyse de l'air eût été faite en 1800, et que pendant tout le siècle les plantes eussent cessé de fonctionner à la surface du globe entier, tous les animaux continuant d'ailleurs à vivre, les analystes, en 1900, trouveraient l'oxygène de l'air diminué de $1/8000^{\text{me}}$ de son poids, quantité qui est inaccessible à nos méthodes d'observation les plus délicates, et qui, à coup sûr, n'influerait en rien sur la vie des animaux ou des plantes.

La nature a tout disposé, ajoute M. Dumas, pour que le magasin d'air fût tel, relativement à la dépense

(1) Les animaux constituent, au point de vue chimique, de véritables appareils de combustion, au moyen desquels le carbone brûlé sans cesse retourne à l'atmosphère sous forme d'acide carbonique; dans lesquels l'hydrogène brûlé sans cesse, de son côté, engendre continuellement de l'eau, etc. (DUMAS, *Essai de statique chimique des êtres organisés*, t. 4.)

des animaux, que la nécessité de l'intervention des plantes pour la purification de l'air ne se fit sentir qu'au bout de quelques siècles. — L'air qui nous entoure pèse autant que 581,000 cubes de cuivre d'un kilomètre de côté; son oxygène pèse autant que 134,000 de ces mêmes cubes. En supposant la terre peuplée de mille millions d'hommes, et en portant la population animale à une quantité équivalente à trois mille millions d'hommes, on trouverait que ces quantités réunies ne consomment en un siècle qu'un poids d'oxygène égal à 15 ou 16 kilomètres cubes de cuivre, tandis que l'air en renferme 134,000. — Il faudrait 10,000 années pour que tous ces hommes pussent produire sur l'air un effet sensible à l'eudiomètre de Volta, même en supposant la vie végétale anéantie pendant tout ce temps. (DUMAS *Statique chimique des êtres organisés*, 18-19.

236. — 2° *Acide carbonique*. On vient de voir que la masse atmosphérique est essentiellement composée d'oxygène et d'azote, dans des proportions constantes, partout et en tout temps; l'acide carbonique en fait aussi partie, et s'y trouve constamment et en tous lieux d'une manière *normale* (1), mais en proportions très-faibles, et qui sont variables suivant diverses circonstances. L'air ne renferme, en effet, que de quatre à six dix-millièmes d'acide carbonique en volume.

237. — La présence constante de l'acide carbonique dans l'air est facile à démontrer : il suffit pour cela de faire traverser dans un flacon, contenant de l'eau de

(1) On verra plus loin que l'acide carbonique se trouve, dans certaines circonstances comme, par exemple, dans l'air de quelques mines et de quelques cavernes, en quantités *anormales*, c'est-à-dire plus considérables que dans l'air de la masse atmosphérique.

chaux ou de l'eau de baryte, une certaine quantité de ce fluide atmosphérique ; celui-ci s'y dépouille de son acide carbonique qui y détermine la formation d'un précipité de carbonate de chaux ou de carbonate de baryte. On peut pour cela se servir d'un soufflet terminé par un tube recourbé, qui plonge dans le liquide : on fait agir le soufflet, jusqu'à ce qu'on ait obtenu une précipitation notable de carbonate. Il suffit, d'ailleurs, d'exposer au contact de l'air un verre contenant de la solution aqueuse de chaux ou de baryte, pour observer l'absorption de l'acide carbonique atmosphérique par ces liquides. On voit bientôt, en effet, se former à leur surface une croûte cristalline de carbonate qui ne tarde pas à se précipiter au fond du vase, et à être remplacée par une nouvelle cristallisation. M. de Saussure le père a constaté par ce moyen bien simple, la présence de l'acide carbonique dans l'air sur le sommet du Mont-Blanc.

238. S'il est facile de s'assurer et de prouver que l'air contient partout de l'acide carbonique normal, il l'est beaucoup moins de déterminer la quantité exacte de ce gaz. — M. Thénard, le premier, en 1812, a employé pour cette analyse un procédé susceptible de donner des résultats un peu exacts : il se servit, pour cela, d'un ballon de 10 à 12 litres de capacité, et dans lequel il fit le vide au moyen d'une machine pneumatique et d'un tuyau flexible, susceptible de s'adapter au ballon. Il put agir ainsi sur une quantité déterminée d'air, à une température et à une pression connues. En versant ensuite un peu d'eau de baryte dans le ballon et en l'agitant pendant dix minutes, il obtint l'absorption de l'acide aérien et une précipitation de carbonate de baryte; cette opération, recommencée vingt ou trente fois, il eut pour résultat une assez notable quantité de car-

bonate, pour en conclure (après l'avoir desséché et pesé) la proportion de l'acide carbonique de tous les volumes d'air qu'il avait traités par ce procédé, c'est-à-dire, de 288 litres, 247, à 120,5 et sous la pression de 0m,76. Les résultats de cette expérience furent les suivants :

10,000 parties d'air en volume, contiennent 3 parties 71 acide carbonique.

10,000 parties d'air en poids, contiennent 6, 03 acide carbonique (1).

239. Cependant M. Thénard, vu la faible proportion d'acide carbonique trouvée dans son expérience, soupçonnait qu'une portion de ce gaz avait échappé à l'action absorbante de la baryte. M. Théodore de Saussure, à qui le savant professeur du collège de France avait fait part de ce soupçon, voulut obtenir de nouvelles lumières à cet égard, et s'occupa, durant plusieurs années, d'analyser quantitativement l'acide carbonique de l'air, en modifiant de la manière suivante l'expérience de M. Thénard : comme ce chimiste, il faisait le vide dans un grand ballon (2) d'une capacité connue, il le remplissait de l'air à analyser, et plaçait dans son intérieur un flacon à large ouverture, contenant de l'eau de baryte. Le ballon exactement fermé, il l'abandonnait à lui-même pendant environ deux mois; seulement il avait la précaution de l'agiter de temps à autre. Il

(1) Cette expérience fut faite par un assez beau jour, sur de l'air pris au haut d'une petite montagne, loin de tout lieu habité.

(2) M. Th. de Saussure se servait d'un ballon beaucoup plus grand que celui de M. Thénard, afin de ne pas être obligé de renouveler plusieurs fois l'expérience : la capacité de ce ballon était de 35 à 45 litres; celle du ballon de M. Thénard n'était que de 9 litres, 562.

pesait ensuite le carbonate de baryte obtenu, et en déduisait, comme M. Thénard, la quantité d'acide carbonique du volume d'air soumis à l'analyse (1). Voici l'indication des résultats obtenus par M. Théodore de Saussure (2) :

1° 10,000 parties d'air en volume contenaient 4 parties 15 acide carbonique.

Ce chiffre est la moyenne de 104 observations, de jour ou de nuit, et dans des saisons très-variées. Les nombres extrêmes ont été 5,74 et 3,45 (3).

(1) Cette expérience est décrite avec beaucoup de détails dans le premier volume du *Traité de chimie* de M. Thénard, page 212 à 217 (sixième édition).

(2) M. Brunner s'est essayé sur le même sujet, dans ces derniers temps, par un procédé tout différent de celui que MM. Thénard et de Saussure ont mis en pratique. Il a voulu peser l'acide carbonique de l'air, en le recevant sur de la potasse caustique humide, sur laquelle l'air était dirigé lentement. On conçoit qu'au moyen d'un tonneau rempli d'eau qu'on ferait couler lentement, il serait facile de forcer l'air qui viendrait la remplacer dans le vase, à passer d'abord sur du chlorure de calcium, puis dans un tube à boules dans le genre de l'appareil de M. Liébig, enfin sur du chlorure de calcium. Le premier tube à chlorure ferait connaître la quantité d'eau contenue dans l'air. L'augmentation de poids du tube à boules, et du second tube à chlorure de calcium, représenterait le poids de l'acide carbonique. Le volume d'air serait donné par la capacité du tonneau. Il serait à souhaiter que, dans les observatoires de l'Europe, on mît bientôt au rang des recherches dont on doit s'occuper, la détermination de l'acide carbonique contenu dans l'air : ce serait, sans aucun doute, l'une des plus curieuses de la météorologie. (THÉNARD. *Traité de Chimie*, 6 édit. t. 1. p. 217).

(3) M. Th. de Saussure faisait ses expériences à Chambeisy, près de Genève, à 16 mètres au-dessus du lac, et à 388 mètres au-dessus du niveau de la mer. Cette localité est sèche, découverte, bien aérée, et, par conséquent, propre à ce genre d'observations.

2° Les pluies, en dissolvant de l'acide carbonique aérien, diminuent sa proportion dans l'air, comme le démontrent les résultats suivants :

		Pluie	—	acide carbonique (sur 10,000 parties d'air)
Juin	1828	10 millimètres	—	4, 79
—	1829	77	—	4, 07
Juillet	1827	9	—	5, 18
—	1828	173	—	4, 56
—	1829	52	—	4, 32
Août	1827	75	—	5, 01
—	1828	128	—	4, 28
—	1829	116	—	3, 80
Septembre	1827	30	—	5, 10
—	1828	104	—	4, 18
—	1829	254	—	3, 57
Octobre	1828	75	—	3, 94
—	1829	113	—	3, 75
Novembre	1828	81	—	4, 11
—	1829	138	—	3, 90
Décembre	1828	9	—	4, 14
—	1829	34	—	3, 72

3° Un temps de gelée produit un effet opposé à un temps de pluie : il augmente la proportion d'acide carbonique de l'air.

4° Les grandes masses d'eau, comme par exemple les lacs, dissolvent une partie de l'acide carbonique, et diminuent, par conséquent, sa proportion dans l'air que l'on recueille à leur surface.

5° La quantité d'acide carbonique est plus grande pendant le jour à la ville (Genève), qu'à la campagne (Chambeisy); l'inverse a lieu pour la nuit.

6° Sur les montagnes, l'acide carbonique est en proportion plus forte que dans les plaines.

7° Les vents influent peu sur la quantité moyenne d'acide carbonique; en général ils l'augmentent.

8° L'acide carbonique, en pleine campagne, est plus abondant la nuit que le jour.

9° La proportion d'acide carbonique est beaucoup plus

grande en été qu'en hiver, comme le démontrent les chiffres suivants :

Moyenne d'hiver 4,79. — Moyenne d'été 7,13 (1).

240. L'existence constante de l'acide carbonique dans l'atmosphère s'explique par la production incessante de ce gaz, due à la respiration, à la combustion et à la décomposition spontanée des matières organiques ; causes auxquelles il faut ajouter encore les écoulements naturels de ce gaz par les ouvertures des volcans, par les fissures du sol, surtout près des eaux minérales acidules, où il s'en dégage sans interruption d'énormes quantités ; — sous l'influence de toutes ces causes, la proportion d'acide carbonique de l'air s'accroîtrait incessamment, si la nature n'avait placé, à côté de cette production si active, une consommation non moins énergique, l'absorption de ce gaz, sous l'influence de la lumière solaire, par les feuilles et toutes les autres parties vertes des végétaux, lesquelles, comme on l'a déjà vu, fixent son carbone et dégagent son oxygène.

(1) M. Dumas émet des doutes sur l'exactitude de ces résultats. Cette influence des saisons, dit ce chimiste, est-elle bien réelle ? Si elle existe, son effet ne doit-il pas être borné, et l'agitation continuelle de l'atmosphère ne doit-elle pas amener promptement la diffusion des différentes couches ? Ces questions sont loin d'être éclaircies ; et si, d'une part, il est certain que l'acide carbonique de l'air varie suivant les saisons, dans les circonstances où s'est placé M. Théodore de Saussure, il est bien probable, d'un autre côté, que la composition générale de l'air n'est point variable, et que les proportions d'oxygène absorbé dans les divers points du globe, se font mutuellement équilibre. Envisagés sous ce point de vue, les résultats de M. de Saussure seraient influencés par des causes locales, et ne donneraient pas une idée juste de la proportion d'acide carbonique contenu dans la masse de l'atmosphère. (Dumas, *Traité de chimie appl. aux arts*, tom. 1. p. 308.)

— Quant aux variations remarquées dans les quantités de ce gaz, les expériences de M. de Saussure doivent porter à croire qu'elles dépendent essentiellement de sa grande solubilité dans l'eau, et qu'elles sont directement relatives à l'état hygrométrique de l'air, et à la chute plus ou moins abondante de l'eau atmosphérique. Dissous dans l'eau, l'acide carbonique, enlevé à l'atmosphère, s'en dégage en partie par l'agitation de ce liquide et par son évaporation spontanée; une autre partie est absorbée et décomposée par les plantes aquatiques, qui agissent à son égard à la manière des autres végétaux.

241 — 3^o Eau. — La présence de l'eau dans l'atmosphère n'a pas besoin d'être démontrée; les brouillards, les nuages, la pluie, la grêle, le givre, la neige, la rosée, établissent ce fait même pour les plus ignorants, et prouvent aussi que sa proportion y est très-variable.

242. Il est facile d'ailleurs, même par le temps le plus sec et le plus serein, de rendre liquide ou solide, et par conséquent visible, l'eau invisible de l'atmosphère : le contact d'un corps plus froid que l'air, par exemple, d'un vase de verre contenant de l'eau fraîche, de la glace ou un mélange réfrigérant, suffit pour que l'eau atmosphérique commence à s'y précipiter en gouttelettes, qui ne tardent pas à se réunir et à couler, ou, si l'abaissement de température est très-marqué, à former des cristaux semblables à ceux qui se groupent en forme de végétations sur les vitres des croisées, durant l'hiver.

243. *L'origine de l'eau atmosphérique* n'est pas moins évidente pour tous, que sa présence dans l'air : cette origine, c'est l'évaporation incessante des masses liquides qui stagnent ou coulent à la surface du sol, dont elles recouvrent une très-grande partie. L'eau, enlevée par

l'air, devient gazeiforme, invisible; mais redevient apparente quand, par l'effet d'un refroidissement atmosphérique, elle commence à se précipiter. (V. *Eau*.)

244. L'évaporation de l'eau, et par suite sa quantité dans l'atmosphère, augmentent avec la température de l'air : la proportion de l'eau atmosphérique est donc d'autant plus considérable, que cette température est plus élevée. A dix degrés, elle forme en volume à peu près $\frac{1}{50}$ du fluide atmosphérique, et, comme sa densité est à celle de ce fluide dans le rapport de dix à quinze, elle constitue environ $\frac{1}{75}$ de son poids (DAVY). — A 34 degrés de température atmosphérique, le fluide aqueux peut former $\frac{1}{14}$ du volume de l'air, et $\frac{1}{21}$ de son poids.

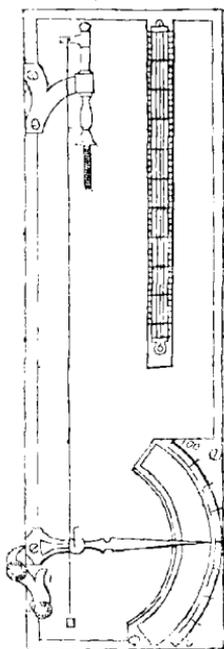
245. L'évaporation aqueuse a lieu cependant quand l'air est froid, comme dans les temps chauds; mais elle est, dans le premier cas, bien moins active. Le mouvement de l'air, en renouvelant rapidement les surfaces en contact, accroît de beaucoup cette évaporation. L'industrie, dans beaucoup de circonstances, comme par exemple, pour le séchage des corps mouillés (blanchiment, fabrication des toiles peintes, etc.), où la dessiccation des matières imprégnées d'eau (substances organiques, etc.); pour la concentration des liquides (préparation des sels, fabrication du sucre, etc., etc.), met souvent à profit cette double remarque, que l'air enlève l'eau en raison directe de l'élévation de sa température et de la rapidité de son mouvement.

246. *L'eau atmosphérique est-elle dissoute dans l'air*, comme les sels dans l'eau, selon l'opinion de Musschenbroek et de Leroi, de Montpellier, ou bien n'y est-elle que mélangée à l'état gazeiforme, à la manière de l'acide carbonique? Les expériences de Saussure viennent à l'appui de cette dernière opinion : ce savant a prouvé

que dans un espace et à un degré de température déterminés, il se forme constamment la même quantité de vapeurs, soit que cet espace se trouve occupé par un air plus ou moins dense ou par un gaz quelconque, soit qu'on y ait fait le vide. Ainsi, un vase vide ou plein d'air, à une température déterminée, contient toujours le même poids de vapeur quand il y a saturation. Cependant l'évaporation est plus prompte dans le vide que dans l'air. C'est sur l'observation de ce fait qu'est fondé le procédé d'Howard pour l'évaporation des sirops de sucre, procédé qui consiste à faire le vide au moyen d'une pompe, dans la chaudière d'évaporation.

247. *La quantité d'eau contenue à l'état de vapeur dans l'atmosphère peut être mesurée à l'aide d'instru-*

Figure 14.



ments appelés *hygromètres* : celui de M. de Saussure, qui est le plus usité, consiste en un cheveu privé de sa matière grasse par un lavage à l'eau bouillante contenant un centième de carbonate de soude; ce cheveu fixé par une extrémité, roulé, par l'autre, autour d'un axe horizontal muni d'une aiguille dont les mouvements sont mesurés sur un cercle gradué, supporte un poids qui le tient tendu. En absorbant de l'humidité, ce cheveu s'allonge; il se raccourcit quand on le place dans un air sec. Pour graduer cet instrument,

on l'expose pendant quelques heures dans un air saturé d'humidité (sous une cloche humide placée sur une assiette contenant de l'eau). Ce terme qui est le plus haut degré d'humidité est indiqué par le chiffre 100 ; on détermine le point extrême ou l'extrême sécheresse, en laissant l'hygromètre pendant vingt-quatre heures sous le récipient d'une machine pneumatique, au-dessus d'un vase rempli de chlorure de calcium, c'est-à-dire dans le vide sec. Le point où cesse le raccourcissement, est indiqué par 0. Cela fait, il ne reste plus qu'à diviser en 100 parties égales l'intervalle qui se trouve entre ces deux points fixes. — Le degré de l'hygromètre ne donne pas exactement le degré de l'humidité de l'air, par la raison que l'effet de l'eau atmosphérique sur le cheveu est d'autant moins grand, qu'on s'approche davantage du point de saturation. Mais on peut connaître le degré réel d'humidité donné par un degré hygrométrique, au moyen d'une table dressée par M. Gay-Lussac. En consultant cette table on voit, par exemple, que 72° hygrométriques indiquent seulement pour degré d'humidité 49,82, c'est-à-dire à très-peu près la moitié de l'eau que contient l'air saturé.

248. Ce degré hygrométrique (72°) est le degré moyen qu'on observe au niveau des habitations. Dans les temps les plus humides, l'aiguille de l'hygromètre ne dépasse pas 95°, ce qui répond aux 9/10 de la saturation complète : jamais cette aiguille ne descend au-dessous de 30°, à la surface de la terre ; ce qui indique que l'air, même lorsqu'il est dans son plus grand état de sécheresse, retient encore environ 1/6 de la vapeur nécessaire à sa saturation.

249. Il faut bien remarquer toutefois, que ce qui précède ne s'applique qu'à l'air observé à la surface de la terre : le fluide aqueux, en effet, devient plus rare à

mesure qu'on s'élève à une plus grande hauteur dans l'atmosphère. Au sommet des Alpes, M. de Saussure n'a jamais vu l'hygromètre dépasser 40° ; de son côté, M. Gay-Lussac, dans son voyage aérostatique, n'a observé que 26° hygrométriques à 6,000 mètres d'élévation. — Aussi a-t-on remarqué qu'à une grande hauteur, les planches qui forment la nacelle des aérostats se dessèchent et se fendillent comme si elles étaient exposées à une forte chaleur, ce qui s'explique par l'effet combiné de la diminution de pesanteur de l'air et de sa sécheresse.

250. *Il est facile de déterminer, par l'expérience, la quantité pondérale d'eau contenue dans un volume d'air déterminé.* On prend, par exemple, un ballon à large ouverture, de la capacité de 10 litres. Ce ballon rempli de l'air qu'on veut analyser, on y introduit une capsule contenant du chlorure de calcium bien desséché, et qui vient d'être pesé soigneusement. On bouche hermétiquement le ballon, et on l'abandonne quelques jours. Après ce temps on pèse de nouveau le chlorure de calcium qui a absorbé toute l'humidité du ballon : la différence des deux pesées indique la quantité d'eau que renfermaient les 10 litres d'air soumis à cette analyse.

251. Cette détermination de la quantité pondérale d'eau contenue dans l'air peut être donnée par le calcul, en prenant pour base le degré de l'hygromètre et celui de la température atmosphérique. M. Despretz a obtenu les résultats suivants, en opérant à la température de 10°

Degré de l'hygromètre.	Vapeur contenue dans un mètre cube, ou mille litres d'air.
0 degrés	0,000 gram.
10 —	0,446
20 —	0,922
30 —	1,443

40	—	2,028	gram.
50	—	2,713	
60	—	3,541	
70	—	4,606	
80	—	5,976	
90	—	7,720	
100	—	9,761	

252. COMPOSITION ANORMALE, ÉTAT D'IMPURETÉ DE L'AIR.

Il se dégage incessamment par les cavités, par les fissures du sol, par les ouvertures des volcans, des gaz et des vapeurs qui se répandent dans l'atmosphère; il s'échappe nuit et jour des manufactures de produits chimiques et des autres ateliers de l'industrie, des *émanations acides et autres* qui se rendent aussi au même réservoir commun, dans la masse atmosphérique; la combustion rapide et la combustion lente, la respiration, la putréfaction, la fermentation alcoolique, etc., altèrent également l'air, soit en *absorbant de l'oxygène*, soit en y versant des *fluides élastiques étrangers*. Cet air reçoit enfin les parties subtiles des corps, soit minéraux, soit organiques, qui constituent les *odeurs*, et d'autres émanations plus subtiles encore qu'on désigne sous le nom d'*effluves*, de *miasmes*.

253. Toutes ces causes d'altération n'exercent cependant aucune influence sur l'atmosphère, dont la composition, comme on l'a déjà vu, est partout la même, partout identique. Il arrive à la masse atmosphérique ce qui se remarque pour l'Océan, dont la composition n'est nullement modifiée par les impuretés qu'y apportent incessamment les fleuves et les rivières.

254. Mais pour que l'air ne subisse aucune altération dans les points où il se dégage des gaz étrangers, il faut que son renouvellement soit facile : dès qu'une portion de ce fluide se trouve enfermée dans un espace plus ou

moins grand, comme par exemple dans une mine, dans une caverne, dans une habitation bien close, etc., ou seulement lorsque son contact avec la masse de l'atmosphère n'est pas parfaitement libre, il retient tous les fluides élastiques qui s'y mélangent, et bientôt il éprouve un changement dans sa nature ou sa composition, qui peut devenir plus ou moins nuisible aux hommes et aux animaux qui le respirent.

255. Les substances gazeuses ou seulement volatiles, qui peuvent altérer l'atmosphère, dans quelques points, sont de deux ordres :

- 1^o Émanations appréciables par l'analyse chimique.
- 2^o Émanations subtiles, inappréciables par les réactifs.

1^o Émanations appréciables par l'analyse chimique.

256. A. *Emanations souterraines.* — L'acide carbonique est le gaz qu'on rencontre le plus fréquemment en proportion anormale dans les cavités du sol, comme les puits, les grottes, les cavernes, les carrières souterraines, les mines, etc ; ce gaz, qui y arrive par une sorte de suintement ou de filtration, est quelquefois assez abondant pour déterminer l'asphyxie des animaux ou éteindre les corps en combustion qu'on plonge dans ces atmosphères altérées. — On reconnaît facilement cette altération, et l'on prévient les accidents qui pourraient en résulter, par un essai bien simple, qui consiste à descendre un flambeau allumé dans les puits ou les autres cavités dont l'atmosphère est reconnue suspecte. Si ce flambeau continue à brûler, on peut y pénétrer sans crainte ; dans le cas contraire, on doit redouter l'asphyxie.

257. Après l'acide carbonique, c'est l'hydrogène

carboné (proto-carbure d'hydrogène), qu'on rencontre le plus souvent dans les cavités du sol; c'est particulièrement dans les exploitations de houille, que ce gaz se dégage en proportion considérable: il forme alors, en se mélangeant à l'air, des atmosphères inflammables qui donnent lieu à des accidents terribles, dont il sera parlé en traitant des combinaisons du carbone et de l'hydrogène.

258. Des écoulements naturels de gaz azote peuvent aussi vicier l'air dans quelques cavités souterraines et diminuer assez sa proportion d'oxygène pour le rendre irrespirable. — L'expérience du flambeau peut servir à reconnaître cette viciation de l'air comme celle qui est produite par l'acide carbonique. On distinguera ensuite par la potasse caustique ou par l'eau de chaux, (V. 204), quel est celui de ces deux gaz qui se trouve en trop grande proportion dans l'air.

259. Quand les eaux minérales sulfureuses coulent dans des souterrains, elles peuvent y dégager de l'acide sulfhydrique facilement reconnaissable à son odeur d'œufs pourris; la quantité de ce gaz est dans ces cas beaucoup trop faible, bien qu'il soit très-délétère, pour exercer une influence fâcheuse sur la respiration; ce gaz d'ailleurs se décompose peu à peu au contact de l'air humide, en formant, comme l'a démontré M. Dupasquier, avec l'oxygène de l'air, de l'eau et de l'acide sulfurique.

260. B. *Emanations volcaniques.* — Les volcans en activité émettent continuellement, mais surtout dans le temps des éruptions, par leurs ouvertures ou leurs cratères, des matières aériformes, composées de vapeur d'eau, d'acide sulfureux, d'acide chlorhydrique, etc. La présence de ces acides est sensible par leur

odeur et par l'action irritante qu'ils exercent sur l'appareil respiratoire à une distance plus ou moins éloignée, suivant la plus ou moins grande abondance de ces émanations. Ces vapeurs, en se condensant, donnent lieu à des ruisseaux ou à des amas d'eau stagnante (*lagoni*, petits lacs), dont l'eau offre une acidité souvent très-prononcée.

261. Indépendamment des émanations qui se font par leurs cratères, les volcans sont aussi l'origine de dégagements d'acide sulfhydrique, d'acide carbonique, etc., qui ont lieu dans leur voisinage, comme on l'observe, par exemple, aux environs du Vésuve, dans le royaume de Naples.

262. Il ne faut pas confondre avec les émanations volcaniques, les gaz qui s'échappent dans beaucoup de localités, au milieu d'une boue liquide formée par de l'eau salée et des terres argileuses : ces gaz sont inflammables et se composent principalement de proto-carbure d'hydrogène ; il sera question de ces phénomènes naturels qu'on appelle *volcans d'air*, *volcans d'eau*, *salse*, en parlant des combinaisons du carbone et de l'hydrogène.

263. C. *Emanations des fabriques de produits chimiques et autres.* La préparation des acides minéraux, celle de la soude artificielle ; les grillages des métaux sulfurés, etc, etc., quand ces opérations se font en de très-grandes proportions, répandent dans l'air des torrents de vapeurs acides qui forment autour des fabriques des atmosphères anormales, nuisibles à la végétation, en même temps qu'incommodes et insalubres pour l'homme et les animaux. Ces vapeurs caustiques et irritantes s'étendent d'autant plus loin que leur production est plus active ; elles peuvent être sensibles jusqu'à

1 ou 2 kilomètres et même à de plus grandes distances, comme on l'observe à Marseille, dans les environs des fabriques de soude artificielle, d'où il se dégage des quantités considérables de gaz acide chlorhydrique. — Les caractères physiques de ces vapeurs acides et l'action irritante qu'elles exercent sur les poumons suffisent pour constater leur présence dans l'air : mais il est encore possible d'en reconnaître des traces quand ces caractères physiques ne sont plus sensibles, en se servant de moyens chimiques, comme, par exemple, de bandes de papier de tournesol qu'on humecte et qu'on laisse quelque temps exposées à l'air où elles finissent par rougir. — S'il s'agit particulièrement du gaz acide chlorhydrique, on le reconnaîtra en faisant passer une certaine quantité d'air dans une solution d'azotate d'argent, où il se formera un dépôt de chlorure d'argent, soluble dans l'ammoniaque et insoluble dans l'acide azotique. — Si l'on a lieu de croire à la présence de l'acide sulfurique dans l'air, on fera le même essai, en remplaçant l'azotate d'argent par une solution d'azotate de baryte ; l'acide sulfurique de l'air y formera un trouble et ensuite un dépôt de sulfate de baryte, caractérisé par son insolubilité dans l'acide azotique.

264. Les fabricants de produits chimiques ne sauraient prendre trop de précautions pour prévenir ces émanations nuisibles, qui deviennent pour eux des causes de ruine, par les procès qu'elles leur attirent de la part de leurs voisins. — En parlant de chacune des grandes fabrications de produits chimiques, nous indiquerons les moyens conseillés pour remédier à ce grave inconvénient. — Mais dès ce moment nous devons dire d'une manière générale que ces établissements ne devraient être placés que dans des lieux arides, facilement aérés, et à la proximité de quelque grand cours

d'eau qui puisse enlever à l'air, à mesure qu'elles s'y répandent, la plus grande partie des vapeurs acides dont il se trouve altéré.

265. M. Brandes a reconnu la présence de l'acide chlorhydrique dans l'atmosphère des salines, et cela, en se servant du moyen qui vient d'être indiqué ; il a trouvé la cause de ce fait, en déterminant par des expériences, que le chlorure de magnésium, dissous dans l'eau, se décompose en dégageant de l'acide chlorhydrique, à une température de 85 à 88° Réaumur (102 à 105° centigrades), température qui est, au minimum, celle des eaux salines concentrées et bouillantes.

266. Quelques fabriques, comme, par exemple, celles de bleu de Prusse, celles où l'on fabrique l'azotate de baryte et le chlorure de baryum, émettent dans l'air une assez grande quantité d'acide sulfhydrique, que son odeur caractérise assez pour dispenser de toute recherche chimique. Il est facile, d'ailleurs, de démontrer la présence de ce gaz dans l'air, en y exposant des bandes de papier d'acétate de plomb, légèrement humectées ; la coloration brune plus ou moins foncée est un signe certain de la présence d'une émanation de ce gaz, soit libre, soit combiné à l'ammoniaque.

267. D. *Altération par des émanations métalliques.* Dans les fabriques où l'on emploie le mercure, dans les établissements de mine où l'on calcine les arséniures, où l'on prépare des oxydes de plomb, etc., etc., il peut se former des atmosphères locales imprégnées des vapeurs métalliques. Il en sera question plus tard, en parlant de chacun des métaux en particulier.

268. E. *Altération de l'air par la combustion active du charbon de bois, de la houille, etc.* Personne n'ignore que, quand on allume un réchaud de charbon dans une

chambre bien fermée, cet air devient bientôt irrespirable, et ne tarde pas à déterminer l'asphyxie. La houille et les autres combustibles peuvent produire des effets semblables. L'asphyxie, dans ce cas, est causée non seulement par l'absorption de l'oxygène et la diminution de ce principe dans l'air, mais encore par la formation de l'acide carbonique, de l'oxyde de carbone et même de l'hydrogène carboné. — En parlant de l'acide carbonique, nous reviendrons sur ce sujet, et nous démontrerons que c'est surtout l'oxyde de carbone qui détermine l'asphyxie.

269. La combustion de la houille, en même temps qu'elle produit des combinaisons gazeuses de carbone, donne toujours lieu, par la décomposition du sulfure de fer qu'elle contient, à l'émission d'une certaine quantité d'acide sulfureux, que l'odorat seul suffit pour faire reconnaître. Quand les foyers où l'on brûle la houille sont très-nombreux et très-rapprochés, la proportion d'acide sulfureux contenue dans l'air devient assez forte pour qu'on puisse y démontrer chimiquement sa présence. On sait, par exemple, que M. Darcet a reconnu des traces de ce gaz acide dans l'atmosphère de la ville de Londres, en plaçant sur son chapeau du papier de tournesol humide. M. Chevalier, qui a répété la même expérience avec un résultat semblable, a reconnu de plus que l'eau de la pluie, en traversant cette atmosphère acide, s'imprégnait du même gaz, qu'elle rougissait promptement le papier de tournesol, et que la couleur rouge de ce papier persistait après sa dessiccation. — En analysant cette eau, le même chimiste y a trouvé avec l'acide sulfureux des traces d'acide sulfurique.

270. F. *Altération de l'air par le contact à froid des matières organiques : combustion lente.* Lorsque l'air est renfermé dans un espace peu étendu, et que son renou-

vement est impossible, ou du moins très-difficile, s'il se trouve en contact avec des corps organisés ou des substances organiques en quantité un peu considérable, ces matières absorbent peu à peu de son oxygène, qui se trouve remplacé, dans l'air, par une quantité à peu près égale d'acide carbonique. Cette altération, dans les cas de cette nature, peut être portée au point qu'une bougie allumée, plongée dans cet air, s'y éteigne immédiatement; si, alors, on le respire quelques instants, il ne tarde pas à déterminer l'asphyxie. — Voici plusieurs exemples de cette cause d'altération de l'air.

271. Le terreau qui est composé de débris animaux et végétaux, et toutes les matières analogues absorbent très-activement l'oxygène atmosphérique et peuvent altérer l'air en peu de temps, s'il se trouve enfermé dans un espace bien clos : c'est pour cette raison que l'air des caves sans soupiraux, et où se trouve de la paille pourrie, est souvent irrespirable et détermine promptement l'asphyxie.

272. Les huiles fixes et surtout les huiles essentielles absorbent très-activement l'oxygène de l'air (V. *Action de l'air sur les matières organiques*). C'est sans doute à cette cause qu'il faut attribuer, du moins en partie, les accidents produits par le séjour, à l'état de sommeil, dans des appartements bien fermés et qui venaient d'être vernis. M. le docteur Pravaz, en faisant des expériences pour reconnaître la proportion d'acide carbonique de l'air expiré, a constaté que cet air, après avoir séjourné dans des vessies en taffetas verni, contenait une beaucoup plus forte proportion d'acide carbonique qu'au moment de l'expiration.

273. Le blé et les autres céréales exercent sur l'air une action tout-à-fait semblable. M. Soubeiran, en faisant l'analyse de l'air de plusieurs silos où l'on conser-

vait des grains, a trouvé qu'il ne contenait plus que sept à huit centièmes d'oxygène; tout ce qui manquait à l'air de ce principe se trouvait remplacé par de l'acide carbonique.

274. Les fruits que l'on enferme dans des fruitiers bien clos avec le but de les conserver, de les faire mûrir, altèrent très-rapidement leur atmosphère, en diminuant considérablement la proportion de l'oxygène, lequel se trouve encore remplacé par de l'acide carbonique. M. Bérard a reconnu, en effet, que la maturation des fruits ne s'opère que par la soustraction de leur carbone à l'aide de l'oxygène de l'air qui les entoure (1); lorsqu'ils sont mûrs, ils continuent encore à absorber de l'oxygène pour former de l'acide carbonique avec une portion de leur carbone; et de plus, ils fournissent alors eux-mêmes une grande quantité de cet acide, lequel provient de la combinaison de leurs propres éléments.

275. Pour arriver à la connaissance de ce fait important, que la maturité des fruits s'opère par une combustion lente d'une partie de leur carbone, M. Bérard a placé des fruits verts de toute espèce dans des flacons bien bouchés, ou sous des cloches de verre renversées sur le mercure et bien exposées à la lumière.

(1) Lorsqu'on fait le vide dans des récipients qui contiennent des fruits, ou qu'on entoure ces fruits d'une atmosphère d'hydrogène, d'azote, ou d'acide carbonique, ils laissent d'abord dégager une petite quantité de ce dernier gaz, mais ce dégagement diminue bientôt et s'arrête vers le troisième ou quatrième jour. — Les fruits verts placés dans les mêmes circonstances se conservent longtemps sans altération; leur maturité ne s'opère plus; mais elle s'effectue de nouveau si, au bout de quelques heures, on met le fruit en position d'absorber de l'oxygène et de transpirer de l'acide carbonique.

Après vingt-quatre heures il a fait l'analyse de l'air contenu dans ces vases, air dont le volume était sept à huit fois plus considérable que celui du fruit ; il a constamment obtenu les résultats suivants :

Acide carbonique.	4,
Oxygène.	16, 80
Azote	79, 20

Dans quelques cas seulement la quantité d'acide carbonique s'est trouvée un peu plus faible que celle de l'oxygène absorbé.

276. En diminuant le volume de l'air dans lequel il exposait les fruits, M. Bérard a remarqué que l'oxygène peut être absorbé tout entier ou à peu près. En opérant avec des vases dont la capacité représentait trois fois le volume du fruit, l'air analysé était composé de la manière suivante :

Acide carbonique.	18, 52
Oxygène.	1, 96
Azote.	79, 52

Cette réaction s'opérait dans un lieu bien éclairé et sous l'influence successive du jour et de la nuit. Quand M. Bérard expérimentait aux rayons du soleil, la décomposition de l'air était plus prompte et plus complète (1).

277. Après la maturation, les fruits deviennent *blets* ou se pourrissent : il se dégage alors une grande quantité d'acide carbonique, produit principalement aux

(1) M. Bérard obtenait les mêmes résultats quand il opérait sur des fruits tenant encore à l'arbre et qui étaient en pleine végétation.—Quand il empêchait le contact d'un fruit avec l'air, par un moyen quelconque, ce fruit ne tardait pas à périr et à se dessécher.

dépens du sucre, qui diminue et finit par disparaître sous l'influence de la fermentation.

278. *En résumé*, il reste démontré par ce qui précède, que les matières végétales et animales accumulées en grande quantité dans un espace étroit et bien clos, ne tardent pas à altérer l'atmosphère qui les entoure, en subissant une combustion lente, dont le résultat est une diminution de l'oxygène atmosphérique, lequel se trouve alors remplacé par une proportion à peu près égale d'acide carbonique. De là il faut conclure encore qu'il est imprudent de séjourner et surtout de dormir dans des endroits étroits et bien fermés où l'on conserve du blé, des fruits, des racines alimentaires, etc., etc.; où l'on accumule du terreau, de la laine ou du coton imprégné d'huile, des chiffons sales, du foin humide, ou d'autres matières susceptibles d'absorber activement l'oxygène atmosphérique.

279. G. *Altération de l'air par la respiration*. Les hommes, les animaux, réunis en grand nombre dans un lieu où l'atmosphère ne se renouvelle que très-incomplètement, modifient rapidement la composition de l'air qu'ils respirent, en absorbant une partie de son oxygène qui se trouve remplacé par de l'acide carbonique; de cette altération de l'air peuvent résulter des accidents dont il sera parlé plus loin en traitant de l'utilité de l'air pour la vie des animaux.

Des observations faites postérieurement par M. de Saussure, sont en contradiction sur un point avec celles de M. Bérard. — M. de Saussure pense que les fruits verts se comportent à la lumière comme les feuilles, seulement que l'action des feuilles est plus intense. — Cette différence dépend, selon M. de Saussure, de ce qu'il opérât sur des volumes d'air qui excédaient de 30 à 40 fois le volume des fruits.

280. H. *Altération de l'air par la fermentation alcoolique.* Lorsqu'on fait fermenter des liquides sucrés, le sucre qu'ils contiennent se transforme en alcool qui reste dissous, et en acide carbonique qui se dégage. Si cette fermentation s'opère dans un lieu où l'air ne puisse se renouveler, ce fluide ne tarde pas à devenir irrespirable. (V. *Acide carbonique.*)

281. I. *Altération de l'air par la putréfaction des matières végétales et animales.* Lorsque ces matières, réunies en masses considérables, subissent la fermentation putride, ce n'est plus une simple combustion lente, avec production seule d'acide carbonique et d'eau qui s'y opère, mais une décomposition active de la substance organique, d'où résultent, indépendamment des produits dus à l'absorption de l'oxygène, plusieurs autres matières volatiles d'une odeur extrêmement désagréable, qui vont infecter l'air souvent à de grandes distances. Ces produits, mêlés à l'acide carbonique, sont le plus fréquemment de l'hydrogène carboné, de l'ammoniaque, de l'acide sulfhydrique (1), imprégnés de matières volatiles putrides, qui augmentent de beaucoup la fétidité naturelle de ce mélange gazeux.

282. L'hydrogène carboné peut être reconnu par l'analyse chimique, lorsque sa proportion est un peu sensible. Pour l'ammoniaque et l'acide sulfhydrique,

(1) Le plus souvent, dans ces cas, l'ammoniaque après sa formation se combine à l'acide carbonique et à l'acide sulfhydrique; d'où résultent du carbonate et du sulfhydrate d'ammoniaque, qui, tous deux sont très-volatils et peuvent persister longtemps à l'état gazeiforme. L'air qui s'échappe des fosses d'aisance, entraîne fréquemment du sulfhydrate d'ammoniaque. Il en est de même de l'air des égouts dans lequel on a trouvé en outre de l'acétate d'ammoniaque.

indépendamment de ce que leur odeur signale très-nettement la présence de ces gaz dans l'air, rien n'est plus facile que d'en obtenir une preuve chimique : il suffit pour cela d'exposer quelque temps à l'air des bandes de papier de tournesol rougi et de papier d'acétate de plomb, après les avoir humectés. — Le premier bleuit sous l'influence de l'ammoniaque, le second devient brun sous celle de l'acide sulfhydrique (1). Le sulfhydrate d'ammoniaque agit à la fois sur l'un et sur l'autre. Quant aux matières putrides volatiles entraînées par les gaz, les réactifs sont impuissants à les déceler, mais leur odeur infecte et repoussante les fait suffisamment reconnaître.

223. Lorsque les matières organiques en putréfaction se trouvent accumulées en grandes masses, comme dans les voiries, les charniers, les fabriques d'engrais, etc. ; lors même qu'elles sont exposées à l'air libre, l'atmosphère s'en trouve infectée, souvent à une très-grande distance, de manière à être non seulement désagréable à l'odorat, mais encore insalubre pour l'homme et les animaux. Dans ce cas, l'intensité des émanations infectes est toujours en raison de la quantité des matières

(1) Chargé, comme expert, de reconnaître chimiquement la présence des émanations d'une fosse d'aisance dans une alcove parfaitement isolée du cabinet où se trouvaient les latrines, nous y avons placé deux soucoupes de porcelaine contenant des papiers réactifs et un peu d'eau. Vingt-quatre heures après, le papier d'acétate de plomb n'avait pas changé, mais celui de tournesol était parfaitement bleu. L'eau de la soucoupe contenait même de l'ammoniaque en solution, et ramenait sur-le-champ au bleu du papier de tournesol rougi. Dans ce cas l'air contenait une proportion notable d'ammoniaque, mais point d'acide sulfhydrique.

qui les fournissent. Celles, par exemple, qui sortent de la voirie de Montfaucon, sont constamment insupportables dans une circonférence de deux kilomètres; quelquefois les vents les portent avec toute leur intensité à plus de quatre kilomètres; il est même des circonstances atmosphériques, rares à la vérité, dans lesquelles les émanations se propagent jusqu'à huit kilomètres (deux lieues). — Il est vrai que les bassins de cette voirie ont 32,800 mètres de superficie, sans compter le terrain occupé par les matières sèches et les chantiers d'équarrissage; qu'on y apporte par jour 230 à 244 mètres cubes de produits des fosses d'aisance, et qu'on laisse pourrir sur son sol la majeure partie des cadavres de 12,000 chevaux et de 25 à 30,000 petits animaux (1).

Bien que les émanations des voiries puissent s'étendre aussi loin, l'analyse chimique, à une distance même assez rapprochée du foyer d'infection, ne démontre aucune modification dans les proportions relatives des deux éléments essentiels de l'air. Mais il est possible encore d'y trouver par les réactifs des traces d'ammoniaque et d'acide sulfhydrique. M. Chevalier a même reconnu que l'air atmosphérique de Paris et de beaucoup d'autres lieux tient en solution de l'ammoniaque et des matières organiques, quelquefois en proportion assez considérable.

**2° Émanations subtiles inappréciables par les réactifs.
Odeurs. --- effluves. --- Miasmes.**

284. Les corps organisés vivants, les cadavres des animaux, les végétaux frais ou desséchés et leurs produits,

(1) Rapport au conseil de salubrité de Paris par MM. Darcet, Huzard fils et Parent-Duchatelet.

beaucoup de minéraux même et plusieurs métaux (1), émettent continuellement autour d'eux, mais à des degrés très-divers, et cela indépendamment des gaz et des vapeurs pondérables qu'ils peuvent dégager, des matières volatiles d'une subtilité telle, que la plupart (2) ne peuvent être décelées par les réactifs chimiques; cette volatilisation insensible, qui généralement ne diminue en rien le poids du corps qui la produit, s'opère dans le vide comme dans l'air et les autres gaz (Gay-Lussac), et paraît être favorisée par l'humidité et par la chaleur. Il se forme ainsi autour de chaque corps, et le plus souvent sans qu'il perde de son poids, une atmosphère particulière, plus ou moins étendue suivant son degré de volatilité, atmosphère que l'odorat sait reconnaître et discerner.

285. On donne le nom d'*odeurs* à celles de ces émanations qui sont reconnaissables par l'odorat (3); on appelle généralement *effluves*, toutes les émanations impondérables des corps, qu'elles soient ou non perceptibles par le sens qui fait reconnaître les odeurs (4).

(1) Beaucoup de physiiciens pensent que tous les corps sans exception émettent de semblables émanations, et que tous sont *odorants*, quoique notre organe de l'odorat ne soit pas apte à percevoir les émanations d'un assez grand nombre de ces corps.

(2) Nous disons la *plupart*, parce qu'il y a à cet égard des exceptions. On sait, par exemple, que M. Faraday, en exposant des feuilles d'or dans l'air d'un flacon qui contenait un peu de mercure, a vu, au bout de quelques mois, cet or blanchir par la formation lente d'un amalgame.

(3) Dans le langage ordinaire, le mot *odeur* s'applique plutôt à la sensation produite par l'émanation impondérable d'un corps, que par cette émanation elle-même.

(4) Effluve, en latin *effluvium*, du verbe *effluere*, s'écouler. — Quelques auteurs confondent, sous le nom d'*effluves*, toutes

Les médecins appellent plus particulièrement *miasmes* (5) celles de ces émanations inconnues dans leur nature chimique, dont le contact ou la respiration peut produire de graves maladies : telles sont les effluves des marais, celles qui s'échappent des malades atteints du typhus, de la variole, de la peste, etc.

286. Généralement les odeurs, les effluves, les miasmes, bien que ces émanations fassent en réalité partie de la matière pondérable, et qu'elles exercent sur les corps vivants des influences souvent très-énergiques, très-dangereuses, ne sont pas du domaine de la chimie.

287. On a fait cependant beaucoup d'efforts pour arriver à reconnaître, à distinguer celles de ces émanations qui sont pernicieuses, comme, par exemple, les miasmes qui se dégagent des marais, des mares, des rizières, etc., etc. — C'est surtout en recueillant de la rosée à la surface des marais et des marécages, qu'on a espéré découvrir dans leur atmosphère ces principes si funestes à la santé. Moscati, dans le but d'étudier la cause qui produit le mauvais air des rizières de la Toscane (*aria cattiva, mal' aria*), se servit pour recueillir la rosée, d'un ballon rempli de glace. M. Rigaut-de-Lisle, en 1812, recueillit avec trois grands carreaux de vitre inclinés, placés au dessus d'un vase portant un entonnoir, deux bouteilles de rosée des marais de la Provence. Vauquelin, qui analysa ce liquide, mais seulement six mois après, lui trouva une odeur hydro-sulfureuse qui annonçait son altération, et y reconnut, avec une matière organique assez abondante, des traces d'ammoniaque, de chlorure de sodium et de carbonate de

les parties volatiles qui se dégagent des corps, qu'elles soient ou non pondérables.

(1) Du grec *μιασμα* (*miasma*) *souillure, contagion.*

soude. — M. Rigaut-de-Lisle analysa lui-même de la rosée de marais récente, et n'y trouva que de l'air ordinaire, des sels alcalins, et des substances végétales et animales (1). En 1820, l'Académie royale des sciences de Lyon ayant proposé un prix sur ce sujet, M. Julia-Fontenelle, dont le mémoire envoyé à ce concours fut couronné, analysa 4 litres de rosée recueillie à la surface des marais du Cercle (département de l'Aude). Ce liquide qui était incolore, inodore, qui ne présentait ni réaction alcaline ni réaction acide, contenait de *l'air atmosphérique plus oxygéné que celui de l'atmosphère*, de *l'acide carbonique*, des *chlorures de calcium* et de *sodium*, un *sulfate*, du *carbonate de chaux*, et une *substance organique azotée*. — Cette eau, dit ce chimiste, offrait donc la même composition que l'eau de pluie; aussi M. Julia-Fontenelle, en analysant de la rosée recueillie dans une localité très-salubre, lui trouva-t-il une composition semblable à celle de la rosée des marais. — M. Boussingault, enfin, en faisant des recherches, soit sur l'air des marais du département de l'Ain, soit sur celui recueilli dans les parties les plus malsaines de l'Amérique (2), est parvenu à y démontrer la présence d'une matière organique, au moyen de l'acide sulfurique concentré, qui

(1) M. Rigaut-de-Lisle voulut établir, par des expériences sur les animaux, l'action délétère de cette eau prise à l'intérieur et crut y voir la cause de certaines épizooties. M. Boussingault a contesté l'exactitude de cette conclusion, en rapportant qu'il a vu dans les lianes les plus insalubres de l'Amérique, le bétail manger sans inconvénient l'herbe chargée de cette rosée.

(2) En Amérique, M. Boussingault modifia son procédé de la manière suivante: « Peu après le coucher du soleil, je posai, dit-il, deux verres de montre sur une table placée au milieu d'un pré marécageux. Dans l'un des verres, je versai de l'eau distillée chaude, afin d'en mouiller la surface, et de lui com-

noircit au contact de l'air marécageux en carbonisant cette substance azotée.

288. Ainsi toutes les recherches tentées sur l'air marécageux, n'ont abouti qu'à y démontrer la présence d'une sorte de matière animale associée à quelques sels et aux gaz qui se trouvent ordinairement dans les eaux potables. — Cette matière est-elle réellement le principe miasmatique dont l'influence est si souvent et si promptement mortelle? Comment le penser quand on voit l'eau de pluie et celle de la rosée des pays salubres se comporter avec les réactifs, comme le liquide obtenu de la rosée des marais? Il faut donc avouer que la chimie est et sera probablement toujours impuissante à l'isoler, et même à le faire reconnaître.

289. ANALYSE DE L'AIR, — MOYEN DE LE RECUEILLIR DANS LES PUIITS, LES SOUTERRAINS, LES MINES. — EUDIOMÉTRIE.

Il est souvent nécessaire de pratiquer l'analyse quantitative de l'air pour reconnaître s'il a sa composition *normale*, ou si la proportion relative des gaz qui le

muniquer une température supérieure à celle de l'air. Le verre froid, en abaissant la température par l'effet du rayonnement nocturne, ne tardait pas à se couvrir d'une rosée abondante. Le verre chaud ne pouvait évidemment condenser de rosée; en ajoutant une goutte d'acide sulfurique distillé dans chaque verre, puis évaporant à sec, on voyait toujours une matière charbonneuse adhérente au verre dans lequel la rosée s'était déposée, tandis que le verre qui n'en avait pas reçu était parfaitement net après la distillation de l'acide. »

En continuant ces recherches pendant plusieurs soirées, M. Boussingault ressentit lui-même l'influence des miasmes dont il cherchait à constater la présence: il fut atteint d'une fièvre qui le força d'interrompre l'étude si intéressante qu'il avait entreprise. (*Acad. roy. des Sc.* — Séance du 4 août 1834.)

constituent est *anormale*. — On appelle **EUDIOMÉTRIE** l'opération qui consiste à déterminer *quantitativement* la proportion des gaz qui composent l'air, et **EUDIOMÈTRES** les instruments qui servent à la pratiquer (1).

290. On connaît deux méthodes générales pour doser les éléments gazeux de l'air normal ou anormal : le dosage en POIDS, et le dosage en VOLUMES.

291. Le DOSAGE EN POIDS donne des résultats plus parfaits que le dosage en volume, parce que l'on opère sur une plus grande masse d'air, et que ce mode d'analyse est moins susceptible d'erreur ; mais c'est une opération compliquée, délicate, et qui ne se pratique que pour arriver à des appréciations toutes scientifiques. L'acide carbonique normal de l'air ne peut être dosé que de cette manière ; ce dosage a déjà été indiqué (v. n^o 238 — 239). — Quant au dosage en poids de l'oxygène et de l'azote, on peut le pratiquer soit au moyen de l'appareil de M. Brunner, soit avec celui de MM. Dumas et Boussingault (2).

292. Le DOSAGE EN VOLUMES est une méthode beaucoup plus simple et beaucoup plus facile à exécuter ; c'est celle qu'on met ordinairement en pratique, toutes les fois qu'on a besoin de connaître la composition de l'air d'un appartement, d'un souterrain, d'une mine, d'un égoût, etc., afin de s'assurer si sa composition est normale ou anormale. Pour opérer ce dosage il faut : 1^o recueillir l'air ; 2^o le soumettre à l'analyse.

293. 1^o **Moyen de recueillir l'air.** — Si l'on peut pénétrer dans l'endroit où l'on veut recueillir de l'air,

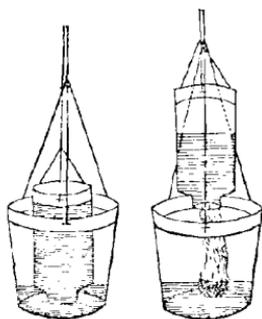
(1) Le mot *eudiomètre* est formé de εὐδία (eudios) *serein, pur*, et de μέτρον (métron) *mesure*. Il signifie : *mesure de la pureté de l'air*. Cette dénomination est impropre, car les eudiomètres servent à analyser l'air impur aussi bien que l'air pur.

(2) V. *Appendice à tous les traités d'analyse chimique*, par MM. BARRESWIL et SOBRERO, page 310 à 315.

il suffit d'y vider un flacon ou une bouteille remplie d'eau et de boucher ensuite très-soigneusement le vase qui le contient. Mais il arrive souvent qu'on ne peut opérer ainsi, soit parce qu'il est impossible de pénétrer à l'endroit où se trouve l'air à analyser, soit parce que cet air est soupçonné irrespirable, comme cela peut arriver à l'égard d'un puits profond, d'une caverne, d'un souterrain, d'un égout, etc. — Quelquefois aussi, il est nécessaire de déterminer la composition de l'air qui a traversé un fourneau en activité et qui s'échappe par une cheminée. Dans les cas de cette sorte, on emploie un flacon plein d'eau, dont le goulot renversé plonge dans un bocal rempli du même liquide (*figure 15*). Les deux vases étant attachés à des

Fig. 15.

fig. 16.



cordes isolées, on les descend, toujours en même état de contact, dans le lieu où l'on veut recueillir de l'air. On tire ensuite la corde qui soutient le flacon (*fig. 16*); quand l'eau s'est écoulée, et que ce vase est plein d'air, on le laisse retomber dans le bocal, où son col plonge dans l'eau, et l'on retire ensuite avec précaution ce petit appareil.

294. 2^o Analyse de l'air : Procédés eudiométriques.

Indépendamment de quelques principes qui peuvent altérer l'air accidentellement et dont nous avons déjà indiqué les moyens d'appréciation, celui qu'on veut analyser peut contenir ou non une proportion anormale d'acide carbonique.

295 On s'assure donc d'abord si l'air dont on veut déterminer la composition contient une proportion anormale d'acide carbonique, et l'on dose ce gaz au moyen

d'un tube de verre bouché à l'une de ses extrémités, et divisé en 100 parties. Pour cela, on remplit ce tube de l'air à analyser, de manière à ce qu'il occupe tout l'espace compris entre 0° et 100°; le surplus de la capacité du tube est occupé par de l'eau. Il ne s'agit plus ensuite que d'introduire dans le tube un morceau de potasse caustique et d'agiter pendant quelques minutes. Après cela, l'acide carbonique est complètement absorbé. En plongeant le tube dans l'eau, ce liquide remplace le gaz qui a disparu, et indique par conséquent quelle était sa quantité, car l'acide carbonique normal est en trop petite proportion pour être reconnu par ce moyen.

296. La proportion de l'acide carbonique étant connue, on procède à la détermination quantitative de l'oxygène et de l'azote. Pour cela on prend une certaine quantité d'air contenu dans un flacon; au moyen de la potasse, on le dépouille de son acide carbonique, s'il en contient une proportion anormale; puis on dose son oxygène et son azote en se servant d'un des moyens qui vont être indiqués.

297. Tous les *procédés eudiométriques* consistent à opérer l'absorption de l'oxygène. Cette absorption se fait au moyen d'un corps combustible avide de ce principe, corps qu'on met en contact avec une quantité d'air déterminée, dans un instrument appelé *eudiomètre*. La quantité de gaz absorbé indique celle de l'oxygène.— Le résidu n'étant que de l'azote, il ne faut que noter sa quantité pour connaître la proportion de ce gaz.

Voici l'indication des principaux moyens qui ont été proposés pour cette analyse.

298. A. *Gaz hydrogène*. — *Eudiomètre de Volta*. — *Eudiomètre de Gay-Lussac*. — Ce moyen a été imaginé par Volta. Pour opérer on prend 100 parties (en volu-

me) de l'air à analyser, et 100 parties de gaz hydrogène pur; on introduit les deux gaz dans un eudiomètre et l'on met le feu au mélange par le contact d'une étincelle électrique. — Tout l'oxygène disparaît et forme de l'eau en brûlant le double de son volume d'hydrogène. — En prenant le tiers du gaz absorbé dans cette opération, on a exactement la quantité d'oxygène. — A-t-on opéré, par exemple, sur de l'air normal? après la combustion on trouve que les 200 parties du mélange gazeux sont réduites à 137 parties, d'où il résulte qu'il y a eu 63 parties du mélange converties en eau. — En prenant le tiers de 63 on trouve 21, qui est la proportion d'oxygène de l'air normal. — Pour avoir ensuite la proportion de l'azote, il ne s'agit plus que de soustraire 21 des 100 parties de gaz soumises à l'analyse. On trouve ainsi la proportion normale de l'azote qui est de 79.

299. Pour pratiquer cette opération, on peut employer l'eudiomètre de Volta (*fig. 17.*)

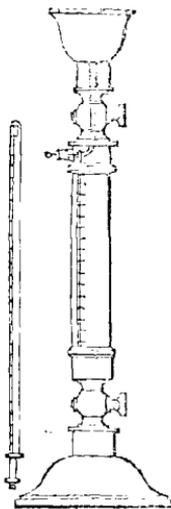
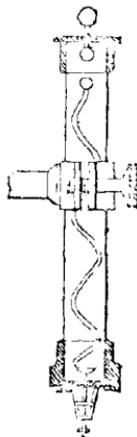


Fig. 18.



employer l'eudiomètre de Volta (*fig. 17.*), mais on préfère généralement celui de M. Gay-Lussac, qui est d'une simplicité remarquable (*fig. 18.*). Il consiste en une petite cloche ou éprouvette de verre à paroi très-épaisse (pour prévenir sa rupture), de 2 centimètres environ de diamètre intérieur et de 2 1/2 à 3 décimètres de longueur. A la partie supérieure du tube se trouve fixée une virole en métal à travers laquelle

passé une tige terminée à l'intérieur et à l'extérieur par une petite boule. Cette tige est fixée et en même temps isolée des autres parties métalliques par du mastic. Intérieurement se trouve une autre tige métallique terminée aussi par une petite boule très-rapprochée de celle qui est supérieure. C'est entre ces deux extrémités métalliques du petit appareil que se produit l'étincelle électrique destinée à mettre le feu au mélange gazeux.

fig. 19.



Pour obtenir cette étincelle on se sert d'un instrument appelé *électrophore* (1), lequel est décrit dans tous les traités de physique. La disposition intérieure des deux pièces métalliques de l'eudiomètre de Gay-Lussac n'est pas toujours la même (ex. : fig. 19). Quant aux pièces métalliques elles doivent être en fer, lorsqu'on veut opérer sur le mercure, et en cuivre si l'on pratique l'opération sur l'eau.

300. *Remarques.* — Pour que les résultats soient bien exacts, l'hydrogène doit être *pur*; (V. *hydrogène* : moyen de M. Dupasquier pour obtenir l'hydrogène pur).

Ce procédé eudiométrique est susceptible d'erreur quand on opère sur de l'air très-pauvre en oxygène; MM. Gay Lussac et de Humboldt ont reconnu, en effet, que lorsqu'on fait prédominer de beaucoup la proportion de l'un des deux gaz, oxygène ou hydrogène, sur celle de l'autre, la combustion n'est pas complète. Elle cesse de l'être, lorsqu'un volume d'hydrogène est mêlé, soit avec 9 volumes 5 d'oxygène, soit avec un peu moins d'un dixième de volume de ce dernier gaz; une partie de l'hydrogène dans le premier cas, et une partie de l'oxygène, dans le second, échappent à la combustion. —

(1) Le mot électrophore signifie *porte-électricité*.

M. Desbassins de Richemont a, en outre, démontré qu'il se produit, par la combustion de l'hydrogène dans l'air, des composés oxygénés d'azote, ou de l'ammoniaque, suivant les proportions de l'oxygène et de l'hydrogène. — Malgré ces remarques, ce moyen est celui qui est considéré comme le plus exact, et que l'on pratique le plus ordinairement.

301. Pour enflammer le mélange d'oxygène et d'hydrogène, on peut remplacer l'électricité par *l'éponge de platine*; pour cela on emploie des petites boules formées d'argile et de platine très-divisé. — Les boules, suivant leur préparation, peuvent déterminer une combustion instantanée, avec explosion, comme lorsqu'on emploie l'étincelle électrique, ou agir lentement. — M. Thénard prépare ces petites boules avec un mélange d'argile et de chlorure de platine ammoniacal, et les calcine au moment de les employer. — D'après Turner, le mélange qui convient le mieux pour opérer cette combinaison *sans explosion* et d'une manière complète, consiste dans une boule préparée avec 10 centigrammes de terre de pipe, 12 milligrammes d'éponge de platine, et 7 centigrammes 50 milligrammes de silice. — Il faut faire rougir au feu cette petite boule, au moment de l'employer. On la laisse agir jusqu'à ce que l'air cesse de diminuer de volume. — John Murray a proposé d'enflammer le mélange avec un petit morceau de potassium, après avoir introduit dans l'eudiomètre à mercure une bulle d'eau. — L'inflammation a lieu au moment où le potassium touche la goutte d'eau. — Moyen peu exact, inusité.

302. B. *Binoxyde d'azote*. C'est au moyen de ce gaz que l'air a été analysé pour la première fois. Priestley, ayant reconnu que le binoxyde d'azote, au contact de l'air, absorbe immédiatement l'oxygène pour passer à

l'état d'*acide nitreux* (acide hypo-azotique), lequel se dissout dans l'eau, en fit de suite l'application à l'analyse de l'air. Ce procédé a été perfectionné par Fontana, Ingen-Housz, Landriani, Brézé, Magellan, et en dernier lieu par M. Gay-Lussac (V. *Mémoires de la Société d'Arcueil*). Ce dernier prend un tube large ou un gobelet renversé sur l'eau; il y introduit 100 parties d'air et 400 parties de binoxyde d'azote. — A l'instant le mélange gazeux devient rouge; l'acide hypo-azotique qui possède cette couleur étant très soluble, se dissout bientôt sans agitation, et la couleur rouge disparaît; après une minute au plus l'absorption peut être regardée comme complète; on mesure ensuite le résidu dans un tube gradué. Si l'on a opéré sur de l'air normal, on trouve une absorption de 84 parties; en prenant le quart de ce nombre, on a le chiffre 21 qui représente tout l'oxygène absorbé.

303. C. *Proto-chlorure de fer et binoxyde d'azote*. Davy, qui a proposé ce moyen, employait une solution saturée de ce sel, et y faisait passer un courant de binoxyde d'azote, jusqu'à ce qu'elle n'en pût plus absorber; elle était alors d'un brun noirâtre. — Il mettait ensuite l'air à analyser en contact avec ce liquide au moyen d'un tube divisé en 100 parties. — Selon Davy, l'absorption a lieu en quelques minutes. — On peut remplacer le proto-chlorure de fer par le sulfate de protoxyde, mais le premier agit plus promptement. — Ce moyen n'est plus usité.

304. D. *Proto-chlorure d'étain*. Moyen proposé par Davy. — Absorption lente. — Inusité.

305. E. *Sulfure de potassium*. Ce sulfure employé par Schéele absorbe peu à peu l'oxygène de l'air, et passe à l'état d'hyposulfite de potasse. Guyton-de-Morveau, de Marty s'en sont servis en modifiant le procédé

de Schéele. M. Berzélius dit que ce moyen est commode quand on a de grandes quantités d'air à examiner. — Quand la solution de sulfure de potassium est chaude, elle agit avec beaucoup plus de rapidité; mais le sulfure doit avoir été dissous dans l'eau froide et non dans l'eau bouillante; autrement, lorsqu'on agite la solution avec l'air, l'eau reprend une portion du gaz azote expulsé par l'ébullition, ce qui devient une cause assez notable d'erreur. C'est ce qui avait fait croire à de Marty que le sulfure de potassium absorbait une certaine quantité d'azote. MM. Gay Lussac et de Humboldt ont démontré que cette absorption est due à l'eau seule.

306. G. *Phosphore*. Ce corps, qui est très-avide d'oxygène, peut l'absorber par une combustion lente ou par une combustion active. — Ce moyen a été mis en usage pour la première fois par Acharde en 1784; Lavoisier et Seguin l'employèrent d'une manière plus simple. — Mais c'est Berthollet qui en a tiré le parti le plus convenable. Son procédé consiste à introduire un bâton de phosphore dans un tube gradué en 100 parties. On voit aussitôt se former autour du phosphore des vapeurs blanches d'acide hypo-phosphorique. Quand ces vapeurs ne se forment plus et que le phosphore n'est plus lumineux dans l'obscurité, l'opération est terminée, l'absorption de l'oxygène est complète. — Si l'on a opéré sur de l'air normal, on trouve une absorption qui varie entre 20 et 21 centièmes.

307. Ce procédé, dont l'application est facile, est très-usité; il est cependant sujet à quelques erreurs: ainsi, l'azote, résidu de l'opération, se trouve mélangé de vapeurs de phosphore; on a reconnu que le volume de l'azote était, par cette cause, augmenté d'un quarantième. — MM. Bellani, Thénard, Graham ont signalé d'autres causes d'erreur: l'oxygène n'est pas absorbé,

quand il est en trop grande proportion relativement à l'azote. La présence, en certaines proportions, de certains gaz et de certaines vapeurs s'oppose aussi à la combustion lente du phosphore (1). On croit aussi que ce corps peut réagir sur l'eau et donner lieu à la formation d'une petite quantité de phosphure d'hydrogène.

308. Si l'on veut opérer par la combustion active du phosphore, il faut se servir d'un tube recourbé, dans le fond duquel on place un petit morceau de ce corps. On chauffe ensuite à la lampe; le phosphore fond, s'enflamme, et l'absorption de l'oxygène est immédiate. Il faut opérer sur le mercure. On mesure le résidu d'azote quand le tube est complètement refroidi.

309. H. *Plomb humide*. M. Théodore de Saussure qui a conseillé ce moyen, emploie un ballon de la capacité de 150 à 250 centimètres cubes, fermé hermétiquement par un bouchon en métal, qui se visse sur une douille scellée à l'extrémité du col du matras; il y introduit de la grenaille de plomb très-fine (80 à 100 grains au gramme), mouillée avec de l'eau distillée. Le plomb humide absorbe l'oxygène ainsi que l'acide carbonique, et devient successivement jaune et gris. *Trois heures* d'une agitation soutenue *suffisent* pour enlever à l'air tout son oxygène. On opère du reste comme avec les autres moyens absorbants employés à la température ordinaire.

310. I. *Cuivre imprégné d'acide*. Ce moyen proposé

(1) A 13°, la combustion lente du phosphore n'a plus lieu dans un air contenant $\frac{1}{5}$ de sulfide hydrique, $\frac{1}{12}$ d'acide sulfureux, $\frac{1}{25}$ de chlore, $\frac{1}{50}$ de carbure dihydrique, $\frac{1}{50}$ de vapeur d'éther, et des quantités même très-minimes d'essence de térébenthine, de sulfure carbonique, d'eupione et surtout de créosote. (BARRESWIL et SOBRERO, *Appendice*, p. 308.)

par M. Gay-Lussac est analogue à celui de M. de Saussure ; il est fondé sur la propriété que possède le cuivre, quand il est humecté d'acide sulfurique, d'acide chlorhydrique, d'acide acétique, etc., étendus d'eau, d'absorber activement l'oxygène. En employant une lame de cuivre, l'absorption est complète en *quelques* heures, surtout si l'on a soin de renouveler de temps en temps l'acide à la surface du métal.

341. J. *Protoxyde de fer hydraté*. La plupart des moyens eudiométriques dont il vient d'être fait mention ou peuvent donner lieu à des erreurs, ou présentent des difficultés de manipulation, ou demandent trop de temps pour que l'absorption de l'oxygène soit complète. On ne met guère en usage que l'hydrogène ou le phosphore. Mais l'opération eudiométrique par l'hydrogène ne peut être faite convenablement que dans un laboratoire de chimie ; celle par la combustion du phosphore, qui est plus facile et praticable partout, peut entraîner, ainsi qu'on l'a vu, des erreurs assez notables, et demande d'ailleurs un temps assez long pour être pratiquée.

312. Ces considérations ont engagé M. Dupasquier à tirer parti de la propriété que possède l'hydrate de protoxyde de fer, d'absorber très-activement l'oxygène, pour l'appliquer à l'analyse de l'air. Comme on ne peut conserver l'hydrate ferreux, M. Dupasquier l'obtient pendant l'opération même, par la réaction de la potasse sur le sulfate de protoxyde de fer. — La manière de procéder à cette analyse est prompte, et les résultats qu'elle donne sont très-exacts ; elle offre d'ailleurs l'avantage de pouvoir doser dans la même opération l'acide carbonique anormal de l'air qu'on soumet à l'analyse. L'instrument dont se sert M. Dupasquier est tout simplement un tube

gradué en 100 parties, mais il y a ajouté un obturateur en verre qui en fait un instrument tout spécial.

313. *Eudiomètre de M. Dupasquier.* Cet instrument (fig. 20) consiste en un tube de verre fermé par une



fig. 20.

extrémité, de 30 centimètres de longueur totale, et d'un diamètre intérieur de 15 millimètres. Une portion du tube, portion dont la capacité est de 50 centimètres cubes, est graduée en 100 parties représentant chacune un demi-centimètre cube ou un degré; la partie du tube non graduée offre une longueur de 3 centimètres. Ce tube, usé à l'émeri à son extrémité inférieure, entre dans un obturateur, qui s'y ajuste d'une manière exacte, comme un flacon à l'émeri s'ajuste à son bouchon de verre. Cet obturateur est creux comme un dé à coudre et offre un rebord supérieur et un rebord inférieur. La longueur de l'obturateur est de 4 centimètres, et sa profondeur de 3 centimètres.

314. *Manière d'opérer.* On remplit le tube d'eau, puis on laisse écouler ce liquide jusqu'à ce que l'air à analyser occupe tout l'espace compris entre 0 et 100°. — Si l'on suppose que l'air contient de l'acide carbonique anormal, on introduit un petit morceau de potasse dans la capacité de l'obturateur et l'on ferme le tube. On agite ensuite pendant deux ou trois minutes, on enlève l'obturateur, et l'on note la quantité de gaz absorbé; ce qui donne celle de l'acide carbonique anormal. — Lorsque l'air ne contient plus que de l'oxygène et de l'azote, on introduit dans l'obturateur 2 grammes de potasse caustique et 5 grammes de sulfate de protoxyde de fer récemment cristallisé, ou bien conservé. On plonge ensuite l'obturateur dans l'eau, on fait dégager les bulles d'air qui peuvent adhérer à la potasse et au sulfate de fer, puis on fixe avec soin le tube dans l'obturateur, et l'on retire l'appareil de l'eau, quand on s'est assuré

que le tube est parfaitement fermé. Alors on l'agite horizontalement et sans cesse, pendant une demi-heure, qui suffit en opérant sur l'air normal, pour que tout l'oxygène soit absorbé. On plonge alors l'extrémité de l'appareil dans l'eau, on laisse écouler la bouillie formée par l'oxyde de fer, on lave le tube et l'on fait affleurer le liquide extérieur avec le liquide intérieur; puis on note la quantité de gaz qui a disparu et qui représente l'oxygène. En opérant avec soin sur de l'air normal, il y a 21 degrés d'absorbés, et il reste 79 degrés qui représentent la proportion d'azote. Si après la demi-heure expirée, on craint que tout l'oxygène ne soit pas absorbé, on desserre légèrement l'obturateur plongé dans l'eau, en opérant un mouvement de torsion: on laisse ainsi rentrer un peu d'eau qui remplace le gaz absorbé. — On agite ensuite de nouveau pendant 8 ou 10 minutes; et l'on recommence l'essai qui vient d'être indiqué; si alors on ne voit aucun changement à la hauteur intérieure du liquide, l'absorption est complète et l'opération est terminée.

315. *Théorie.* — Dans cette opération, la potasse s'empare de l'acide sulfurique du sulfate de fer, et précipite son oxyde à l'état d'hydrate, qui est blanc ou blanc grisâtre, mais qui se colore bientôt en vert, en vert foncé, et en vert noir quelquefois mélangé de rouille, par l'absorption de l'oxygène. La quantité d'eau restée dans le tube et dans l'obturateur suffit pour opérer la solution et former une bouillie un peu liquide; une plus grande quantité serait nuisible: l'absorption ne se ferait pas aussi bien. L'agitation horizontale et continuelle du tube a pour but de renouveler continuellement les surfaces et de faciliter l'absorption.

316. *Remarques.* — La potasse qu'on emploie doit être bien blanche. Quand elle a été trop calcinée, elle a une nuance grisâtre ou verdâtre et contient du peroxyde de potassium qui se décompose dans l'eau et

laisse dégager de l'oxygène, ce qui retarde l'absorption de l'oxygène de l'air soumis à l'analyse.

317. Le sulfate de fer doit être d'un vert clair, c'est-à-dire nullement altéré par l'air. — On peut le conserver longtemps sans altération en le faisant cristalliser dans une solution chargée d'acide sulfurique. Bien qu'il ne retienne alors que son acide combiné, l'expérience a appris qu'il se conserve très-facilement sans subir d'altération à l'air.

318. Pour arriver à une grande exactitude, il convient d'opérer dans de l'eau qui ait été exposée à l'air et qui ait la même température que l'atmosphère. Une eau plus chaude ou plus froide que l'atmosphère peut modifier faiblement le volume de l'air intérieur et rendre les résultats un peu moins exacts. Cette observation s'applique d'ailleurs à tous les procédés eudiométriques.

319. Pour que ce petit appareil fût facilement portable, M. Dupasquier n'a pas subdivisé chaque degré en 5^{mes} ou en 10^{mes}, ce qui l'aurait forcé de donner beaucoup plus de longueur à son eudiomètre ; la division en degrés simples suffit d'ailleurs pour la plupart des cas où l'on a besoin de pratiquer l'analyse de l'air. — Pour obtenir une plus grande précision, et lorsqu'il s'agit d'opérer dans un laboratoire de chimie, M. Dupasquier se sert d'un tube beaucoup plus long, ce qui lui a permis de diviser chaque degré en 5^{mes}. Voici l'indication des diamètres de cet instrument qu'on peut employer dans les laboratoires, à la place de l'eudiomètre à gaz hydrogène.

Longueur totale du tube	0 ^m , 53 à 55
Longueur de la partie du tube non graduée	0 ^m , 05
Diamètre intérieur	0 ^m , 016
Capacité de la partie graduée,	un décilitre
	ou 100 centimètres cubes.

Longueur de l'obturateur	0 ^m , 05
Profondeur de l'obturateur	0 ^m , 035

320. L'eudiométrie, par ce procédé, devient très-simple, très-facile, et cela en conservant toute l'exactitude nécessaire dans une semblable opération (1). L'eudiomètre de M. Dupasquier peut servir au chimiste qui, en voyageant, veut analyser l'air normal ou anormal dans différentes localités. Il sert aussi à séparer et doser les gaz obtenus par l'ébullition des eaux, soit potables, soit minérales; — il est d'un usage très-commode pour les ingénieurs qui veulent analyser l'air des mines, des puits, des égouts, etc., ainsi que pour l'industriel qui a besoin de se rendre compte des changements que subit l'air, relativement à sa proportion d'oxygène, en passant dans un foyer ou dans un haut-fourneau, afin de reconnaître si le courant de ce gaz agit convenablement sur le charbon en combustion. — On pourrait donc avec quelque raison appeler cet instrument *eudiomètre du chimiste voyageur et de l'industriel*.

321. SIGNALEMENT PHYSIQUE. L'air, de même que l'oxygène et l'azote dont il est composé, est un *fluide gazeux, incoercible, transparent, incolore, invisible, inodore, sans saveur*.

(1) On trouve dans plusieurs traités de chimie, que l'hydrate de protoxyde de fer exerce une action décomposante sur l'eau, ce qui donnerait lieu à la production d'un peu d'hydrogène; mais cette assertion est une erreur. Quand on précipite l'hydrate ferreux dans de l'eau qui a subi le contact de l'air, il se colore promptement à la vérité, mais c'est en absorbant l'oxygène de l'air dissous dans l'eau, et non en en prenant à ce composé lui-même. En effet, si l'on a soin de faire bouillir l'eau pendant un quart d'heure avant d'y précipiter l'hydrate ferreux, ce précipité reste très-longtemps *blanc*, et ne se colore que par l'absorption de l'oxygène atmosphérique. Si l'eau était décomposée, la coloration serait très-prompte, siuon immédiate.

322. Indépendamment de ces propriétés qui le caractérisent d'une manière plus particulière, l'air en possède d'autres qui sont GÉNÉRALES A TOUS LES GAZ : il est *pesant, compressible et élastique, indéfiniment expansible, dilatable ou raréfiable*.

323. **Transparence et invisibilité.** La transparence de l'air est très-grande, puisqu'il est le milieu au travers duquel nous apercevons les corps même très-éloignés de nous. Cette transparence est souvent troublée par l'eau atmosphérique à l'état de vapeur visible (V. *Eau*), constituant les nuages et les brouillards.

324. Quoique l'air, examiné à la manière d'un autre gaz dans un flacon de cristal, ou même dans une partie de sa masse, soit parfaitement incolore, il montre, comme personne ne l'ignore, dans sa masse entière, une couleur bleue d'autant plus fraîche et plus prononcée que le temps est plus beau. Cette couleur varie d'intensité suivant les climats, et même suivant certaines circonstances locales. En France, pays essentiellement tempéré, elle est d'ordinaire peu intense; en Italie, au contraire, où l'atmosphère est presque constamment dégagée de vapeurs apparentes, cette couleur bleue est très-foncée (1).

325. Quand on s'élève à des hauteurs considérables, la couleur azurée de l'atmosphère acquiert une intensité de plus en plus grande. M. de Saussure dans son ascension au Mont-Blanc, observa que la couleur bleue

(1) Ce phénomène fait croire aux personnes qui n'ont pas vu l'Italie, que les paysages peints dans cette contrée privilégiée de la nature, ont des ciels d'un ton fort exagéré; tandis que leur couleur plus intense, et presque crue, n'est qu'une reproduction plus ou moins exacte de la réalité.

du ciel paraissait presque noire au sommet de ce géant des Alpes.

326. Cette couleur azurée de l'atmosphère est-elle inhérente à la masse gazeuse elle-même? Les physiiciens n'ont pas résolu cette question. Dépend-elle de la vapeur d'eau qui s'y trouve mélangée et qui exercerait une action décomposante sur la lumière? — Plusieurs observations qui nous sont particulières et que nous nous proposons de publier, nous font pencher pour cette dernière explication.

327. **Absence d'odeur et de saveur.** Les savants comme le vulgaire reconnaissent que l'organe de l'odorat n'est nullement impressionné par l'air atmosphérique normal; mais il n'en est pas de même à l'égard de l'organe du goût. Fourcroy et d'autres chimistes ou physiiciens prétendent que l'air ne paraît insipide que par l'effet de l'habitude que nous avons de son contact continuuel avec la membrane muqueuse de la bouche et des fosses nasales; ils donnent pour preuve de cette opinion, les cris de l'enfant qui vient au monde et qui se trouve pour la première fois plongé dans l'air, la douleur que détermine ce fluide gazeux quand il touche les plaies, ou la peau privée de son épiderme, etc. — Mais tout cela ne démontre pas que l'air soit sapide, car l'enfant est plus impressionné par le changement brusque de température qu'il subit nécessairement au moment de sa naissance, que par l'action propre de l'air; et l'influence douloureuse qu'exerce ce fluide sur nos organes, ne prouve qu'une chose, c'est son action irritante, action qui est bien réelle et bien reconnue. — Un fait cependant semblerait prouver que l'air n'est pas tout-à-fait insipide, c'est que l'eau non aérée est fade, et qu'elle acquiert une certaine sapidité par son agitation à l'air. En admettant, du reste, que l'air ne soit pas

tout-à-fait sans saveur, il ne faut l'attribuer qu'à l'oxygène; car l'azote ne peut avoir qu'une influence négative, et l'acide carbonique est en trop faible quantité pour contribuer en rien à cette sensation.

328. De ce qui précède il résulte que l'air n'exerce pas d'action appréciable sur nos sens, celui du toucher excepté. Les chocs qu'il détermine quand il est en mouvement et qu'il frappe nos corps, peuvent quelquefois être assez énergiques pour donner lieu à des sensations douloureuses; mais ce n'est là, comme on le comprend bien, qu'une simple action mécanique.

329. **Pesanteur de l'air.** Plusieurs passages des auteurs anciens pourraient prouver que les Grecs et les Romains avaient quelque idée de la matérialité et de la pesanteur de l'air (1). — Ce ne fut cependant qu'en 1640, que cette pesanteur fut démontrée par Galilée; ce célèbre physicien en donna une preuve non équivoque, en pesant alternativement un même ballon d'abord plein d'air non comprimé, puis plein d'air qu'il y avait fait entrer avec force par la compression; plus tard, l'invention de la machine pneumatique permit de reconnaître la réalité du même phénomène, par une expérience plus simple encore, expérience qui consistait à peser d'abord un ballon plein d'air, et à le placer ensuite de nouveau dans le plateau de la balance, après y avoir fait le vide. La différence de pesanteur dans les deux cas était, en effet, très-sensible; nous savons aujourd'hui que cette différence, pour un ballon de la capacité de 5 litres, par exemple, en pesant l'air à la température de 0° et à la pression de 0^m 76, n'était pas moindre de 6 grammes 4951.

(1) Aristot. *de cælo*, lib. IV. — Vitruve, *Archit.* I--6. — Pline, ch. XXXVI--24, etc.

330. La pesanteur d'un certain volume d'air étant connue, il restait à déterminer celle de la masse atmosphérique. Le hasard fournit à Torricelli, disciple de Galilée, le moyen de la reconnaître et d'en donner une démonstration parfaite. Des fontainiers de Florence ayant voulu élever de l'eau dans un corps de pompe à plus de 32 pieds, ou de 10 mètres, 33, furent fort étonnés de ne pouvoir y réussir ; malgré l'élévation du piston, le liquide ne dépassait pas cette hauteur de 10 m. 33. La seule explication que donnait alors la science de ce fait inattendu, c'est que la nature, qu'on disait dans les écoles *avoir horreur du vide* et déterminer ainsi l'ascension de l'eau dans le corps de pompe, n'avait réellement cette horreur que jusqu'à 32 pieds.— Torricelli donna la véritable explication de ce phénomène, en disant qu'il était dû à la pesanteur de l'atmosphère, dont la pression sur la surface de l'eau ne pouvait faire équilibre qu'à une colonne de 32 pieds d'eau. Pour démontrer qu'il en était ainsi, il prit un long tube de verre fermé par une extrémité, il le remplit de mercure, ferma l'extrémité ouverte par l'application d'un doigt ; il renversa ensuite ce tube et le fit plonger dans un bain de mercure. Tant que le doigt resta appliqué à l'extrémité inférieure de la colonne mercurielle, le tube resta plein ; mais dès qu'il eût cessé de contenir le métal, on vit le mercure descendre, osciller quelque temps, et son niveau se fixer à une hauteur de 28 pouces ou 76 centimètres. C'était là une démonstration palpable de ce fait, que l'eau dans le corps de pompe s'élevait jusqu'à ce qu'elle pût faire équilibre au poids de l'atmosphère ; car, en comparant le poids de cette colonne d'eau au poids de la colonne de mercure supposée d'un même diamètre, on trouvait que la pesanteur des deux colonnes était parfaitement

égale. — Le mercure, en effet, s'élève 13 fois 568 moins que l'eau, mais aussi il est 13 fois 568 plus pesant que ce liquide.

331. La découverte de Torricelli fut bientôt complétée par Pascal, qui démontra que le poids de l'atmosphère diminue à mesure qu'on s'élève sur les montagnes (1). Pour obtenir cette démonstration, Pascal (en 1648) fit porter un tube de Torricelli sur le sommet du Puy-de-Dôme, pendant qu'on observait un instrument semblable à la base de cette montagne. Perrier, dans cette ascension, reconnut, comme Pascal l'avait prévu, que la colonne de mercure diminuait de hauteur, à mesure qu'il s'élevait pour atteindre le sommet du Puy-de-Dôme. En descendant il put remarquer, au contraire, que la colonne mercurielle s'élevait de plus en plus, et graduellement. — Pendant toute la durée de cette double expérience, le mercure du tube observé au bas de la montagne, n'avait pas varié d'élévation.

332. Depuis, on a reconnu, en outre, que lorsqu'on fait la même expérience en descendant au fond des mines très-profondes, on voit le poids de l'atmosphère augmenter, et la colonne mercurielle s'élever en raison directe de la profondeur du lieu où pénètre l'observateur.

333. *Baromètre*. Comme le tube de Torricelli indique les moindres variations qui surviennent, et qui sont très-fréquentes dans le poids de l'atmosphère, on lui a donné le nom de *baromètre* (2), nom qui signifie mesure de la

(1) Pascal avait déjà répété l'expérience de Torricelli en substituant du vin au mercure, dans un tube de 46 pieds. Le liquide descendit à 32 pieds au-dessus du niveau extérieur.

(2) Baromètre, du grec *βαρος* (baros) *poids* et de *μέτρον* (métron) *mesure*.

pesanteur de l'air. — Ce n'est pas ici le lieu de décrire cet instrument qui a été perfectionné par plusieurs physiiciens, et en particulier par M. Gay-Lussac; nous nous bornerons à dire qu'en faisant connaître les différences de pesanteur atmosphérique qui se montrent dans un même lieu, il indique et peut prédire d'avance les changements qui surviennent ou doivent survenir dans l'état du ciel ou dans le temps, changements qui suivent, en effet, les degrés d'élévation ou d'abaissement de la colonne mercurielle. — Au bord de la mer, la hauteur moyenne du baromètre est de 0^m, 7629; à Paris elle est de 0^m, 756. — C'est cette moyenne qui indique le temps *variable*. L'élévation au dessus de ce point annonce le beau temps; l'abaissement au dessous indique la pluie ou le mauvais temps.

334. Le baromètre sert, en outre, à mesurer l'élévation des montagnes, qu'on détermine d'après l'abaissement que la colonne mercurielle subit à leur sommet. C'est un savant français, Bouguer, qui a découvert cette utile application (1). Elle a été approfondie par Deluc et perfectionnée par Delaplace (2), Ramond (3), etc. (4).

(1) Mém. de l'Ac. des sciences, 1753.

(2) V. Mécan. célest, vol. IV.

(3) Mémoires de l'Institut, tome IV.

(4) Il y aurait encore beaucoup à dire sur la pesanteur de l'air, mais ce serait entrer dans le domaine de la physique. Dans les cours qui ont cette science pour objet, on démontre les effets de la pesanteur atmosphérique, et l'on prouve qu'elle s'exerce dans tous les sens, de haut en bas, de bas en haut, latéralement, obliquement, par des expériences avec le *crève-vessie*, le *casse-vitre*, le *pèse-main*, le *coupe-pomme*, les *hémisphères de Magdebourg*, etc.

Nous empruntons à un ouvrage de physique le passage suivant, qui indique le moyen d'évaluer la pression de l'atmosphère sur une surface déterminée :

335. Pesanteur spécifique de l'air. — On vient de voir que l'air est pesant, mais quel est son poids absolu sous un volume donné? — Cette pesanteur varie, comme il est facile de le comprendre, suivant la température et la pression atmosphériques; par des expériences précises, on a déterminé qu'à 0°, et à 0^m, 76 de pression,

Un litre d'air pèse 1 gram. 2991.

Pour arriver à cette détermination, on a pesé un

« Il est facile d'évaluer numériquement la pression de l'air sur un centimètre carré; nous pouvons regarder cette surface comme le fond d'un vase contenant du mercure à une hauteur de 76 centimètres. Or, la pression sur le fond d'un vase est égale au poids du cylindre liquide qui aurait ce fond pour base et la distance au niveau pour hauteur; tout se réduit donc à calculer le poids d'un cylindre de mercure d'un centimètre de base et de 76 centimètres de hauteur. Ce cylindre se compose de 76 centimètres, dont chacun pèse 13 grammes 6 environ; le poids total est donc de 1053 grammes. Ainsi on peut compter la pression de l'air pour au moins un kilogramme par centimètre carré. Nous avons vu que sur une petite surface, la pression était la même, quelle que fût l'inclinaison; par conséquent, pour avoir la pression sur une surface quelconque, il suffit de l'évaluer en centimètres carrés, sans s'embarrasser de son inclinaison ou de sa courbure; il n'y a plus ensuite qu'à multiplier le nombre de centimètres par la pression supportée par un seul. Par exemple, la surface du corps humain étant d'environ 12,000 centimètres, la pression est de plus de 12,000 kilogrammes. C'est certainement une chose remarquable que nos organes soient constitués de manière à supporter cette énorme pression. Il est vrai qu'elle est répartie d'une manière parfaitement uniforme. On sait, d'ailleurs, que les poissons, dans les profondeurs de la mer, supportent des pressions beaucoup plus fortes. Il est encore curieux de voir que chaque centimètre carré d'une bulle de savon supporte plus d'un kilogramme; et il faut que cette pression ait lieu bien également sur les deux faces de la lame d'eau pour respecter un tissu aussi délicat. (PERSON, *Elém. de Phys.*, I. p. 193).

ballon de la capacité de 8 à 10 litres, *successivement plein et vide d'air*. — Afin d'obtenir une grande exactitude dans cette expérience, il a fallu employer de nombreuses précautions qui sont indiquées dans les traités de physique, et surtout dessécher l'air avant son arrivée dans le ballon, en le faisant passer dans un tube plein de chlorure de calcium.

336. **Pesanteur spécifique des autres gaz et des vapeurs.**

— Le poids d'un volume d'air, d'un litre, par exemple, à 0°, et à 0^m, 76 de pression étant déterminé, on s'en est servi comme unité, pour lui comparer celui des autres gaz et même des vapeurs, sous le même volume, à la même température, et à la même pression.

L'opération par laquelle on a déterminé le poids spécifique des gaz et des vapeurs (quand on ne l'a pas fait par le calcul), est analogue à celle indiquée pour déterminer le poids de l'air, c'est-à-dire, qu'elle consiste aussi en une double pesée d'un ballon d'abord vide et ensuite plein du gaz ou de la vapeur dont on veut connaître la densité. — Cette opération cependant demande des modifications assez nombreuses, dont la description nous entraînerait trop loin, et ne rentre pas d'ailleurs dans le cadre de cet ouvrage. Nous nous bornerons donc à faire connaître ici les résultats obtenus par les physiciens et les chimistes qui se sont occupés de ces intéressantes recherches, en reproduisant le tableau comparatif qui en a été dressé. — Dans ce tableau se trouvent indiqués : 1° la pesanteur spécifique des gaz et des vapeurs, comparée à celle de l'air prise pour unité ; 2° leur poids absolu par litre, à 0°, et 0^m, 76 de pression. — La comparaison de ces résultats ne manque pas d'intérêt, même au point de vue de l'application industrielle.

TABEAU
DES DENSITÉS DES GAZ ET DES VAPEURS.

NOMS des FLUIDES ÉLASTIQUES.	DENSITÉ déterminée par ex- périence.	NOMS des Observateurs.	DENSITÉS calculés (1).	POIDS de 1 litre de gaz, trouvé par ex- périence, à 0° et à 0m,76 de pression.	POIDS de 1 litre de gaz, trouvé par le calcul, à 0° et à 0m,76 de pression.
Air	1,0000			grammes.	
Gaz iodhydrique	4,4450	Gay-Lussac.	4,5399	3,7719	
— fluo-silicique	3,5733	John Davy.		4,6423	
— <i>idem</i>	3,600	Dumas.	3,5973		
— chloro-borique	3,942	Dumas.			
— chloroxicarbonique			3,5990		4,4156
— bromhydrique			2,751		
Chlore	2,470	Gay-Lussac et Thénard.	2 4260	3,2088	3,4516
Bi-oxyde de chlore			2,5136		3,0081
Gaz fluo-borique	2,3709	John Davy.		3,0800	
— <i>idem</i>	2,3124	Dumas.	2,5075		
— sulfureux	2,1950	Humphry-Davy.		2,8189	
— <i>idem</i>	2,234	Thénard.			
Cyanogène	1,8064	Gay-Lussac.	1,8195	2,3467	2,3640
Protoxyde d'azote	1,5204	Colin.	1,5269	1,9752	1,9856
Acide carbonique	1,5196	Biot et Arago.		1,9741	
<i>Idem</i>	1,5243	Berzelius et Dulong.		1,9805	
Gaz chlorhydrique	1,2474	Biot et Arago.	1,2474	1 6205	1,6205
— sulfhydrique	1,1912	Gay-Lussac et Thénard.		1,5475	
— oxygène	1,1056	Biot et Arago.		1,4537	
— <i>idem</i>	1,1026	Berzelius et Dulong.		1,4525	
Bi-oxyde d'azote	1,0588	Bérard.	1,0591	1,5495	1,5498
Bi-carbure d'hydrogène	0,9852	T. Saussure.	0,9814		1,2732
Gaz azote	0,9691	Biot et Arago.		1,2590	
— <i>idem</i>	0,9757	Berzelius et Dulong.		1,2675	
— oxyde de carbone	0,9569	Cruikshanks.	0,9732	1,2431	1,2643
Sesqui-phosphure d'hydr.	1,764	Dumas.		2,288	
Proto-phosphure d'hydr.	1,214	Dumas.		1,578	
Gaz ammoniac	0,5967	Biot et Arago.	0,5910	0,7732	0,7678
Proto-carbure d'hydrogène			0,5396		0,7270
Hydrogène arsénié	2,695	Dumas.			
Gaz hydrogène	0,0687	Berzelius et Dulong.	0,0688	0,0894	

(1) Dans tous les calculs où il a fallu employer les densités de l'oxygène et de l'azote, on s'est servi de celles qui ont été assignées à ces gaz par MM. Berzelius et Dulong.

NOMS des FLUIDES ÉLASTIQUES.	DENSITÉ déterminée par ex- périence.	NOMS des Observateurs.	DENSITÉS calculées (1).	POIDS de 1 litre de gaz, trouvé par ex- périence, à 0° et à 0m,76 de pression.	POIDS de 1 litre de gaz, trouvé par le calcul, à 0° et à 0m,76 de pression.
Vapeur de bi - chlorure				grammes.	
d'étain	9,1997	Dumas.	8,993	41,9514	
— d'iode	8,716	Dumas.	8,6118	41,523	
— de mercure	6,976	Dumas.	6,9783	9,0625	
— de chlorure de titane.	6,836	Dumas.	7,047	8,881	
— de paranaphtaline . .	6,741	Dumas.	8,758	
— de soufre	6,617	Dumas.			
— de proto-chlorure d'ar- senic	6,3006	Dumas.	6,2969	8,1852	
— de chlorure de silicium	5,9390	Dumas.	5,9599	7,7154	
— d'éther iodhydrique . .	5,4749	Gay-Lussac.	7,1124	
— de camphre	5,468	Dumas.	7,103	
— d'essence de térébent..	5,0130	Gay-Lussac.	4,7702	6,5124	5,4703
— <i>idem</i>	4,765	Dumas.			
— d'éther benzoïque . . .	5,409	Dumas et Polydore Boullay.	5,241		
— d'éther oxalique	5,087	Dumas.	5,081		
— de brome	5,5934		
— de proto-chlorure de phosphore	4,8750	Dumas.	4,8076	6,3532	
— de chlor. jaune de souf.	4,750	Dumas.			
— de naphthaline	4,528	Dumas.	5,882	
— de phosphore	4,355	Dumas.			
— d'étain	Dumas.	4, 53		
— de chlor. rouge de souf.	3,700	Dumas.			
— de chlorhydrate de quadri-carbure d'hy- drogène	3,4434	Colin et Robiquet.	3,4076	4,4733	4,4268
— d'éther acétique	3,067	Dumas et Polydore Boullay.	3,066		
— d'acide hypo-azotique.	3,180	3,1805	4,1518
— de sulfure de carbone.	2,6447	3,4557	
— d'éther hypo-azoteux.	2,626	Dumas et Polydore Boullay.	2,606		
— d'éther sulfurique . . .	2,5860	Gay-Lussac.	2,5832	3,5595	3,5558
— d'éther chlorhydrique.	2,219	Thomson.	2,2290	2,8827	2,8957
— d'esprit pyro-acétique.	2,019	Dumas.	2,020		
— d'acide chloro-cyani- que	2,111	Gay-Lussac.	2,1228	2,7577
— d'alcool absolu	1,6133	Gay-Lussac.	1,6016	2,958	2,0806
— de silicium	Dumas.	1,0197		
— d'acide cyanhydrique.	0,9476	Gay-Lussac.	0,9442	1,2310	1,2266
— de bore	Dumas.	0,7487		
— d'eau	0,6235	Gay-Lussac.	0,6201	0,8100	0,8054
— de carbone	0,4219	0,5482

337. **Compressibilité, élasticité de l'air.** — L'air soumis à une compression plus ou moins forte diminue de volume en raison directe de la force qui le comprime ou des poids qui pèsent sur lui ; en cet état, il constitue un véritable ressort, dont la force est parfaitement égale à celle qui lui est antagoniste.

338. L'air étant *incoercible*, sa compressibilité peut être considérée comme *indéfinie*, ou pour mieux dire, la force à laquelle il peut résister sans perdre son état de gaz, n'a pas de limite connue. Par la même raison, la force élastique de l'air peut être *développée indéfiniment*, c'est-à-dire, portée aussi loin que sa compressibilité.

339. *Loi de Mariotte.* Les variations de volume d'une quantité déterminée d'air, correspondantes aux pressions variées qu'il peut subir, suivent une loi d'une simplicité remarquable, que Mariotte a découverte vers l'année 1670 : Quand l'air est comprimé de manière à occuper la moitié de son volume primitif, il a une force élastique double ; cette puissance devient triple quand le volume de l'air est réduit au tiers, et ainsi de suite.

340. Pour démontrer l'exactitude de cette loi, on se sert d'un instrument appelé *tube de Mariotte*. C'est un tube recourbé ayant deux branches, une petite fermée, et une grande qui reste ouverte. En versant un peu de mercure par l'ouverture de la longue branche, on enferme une certaine masse d'air dans le petit tube. Si alors on continue à verser du métal de manière à obtenir dans la longue branche une colonne mercurielle de 0^m76, on voit le volume de l'air de la petite branche diminuer de moitié, en raison du poids d'une atmosphère, ou des 76 centimètres de mercure qu'il est obligé de supporter. En continuant à verser du mercure dans la longue branche, on arrive au résultat suivant :

Pressions.	Volumés de l'air.
$0^m,76$ — Pression ordinaire de l'atmosphère.	100 parties.
$0^m,76 \times 2$ — colonne mercurielle de $0^m,76$	— 50
$0^m,76 \times 3$ — colonne mercurielle de $1^m,52$	— 33, 3
$0^m,76 \times 4$ — colonne mercurielle de $2^m,28$	— 25

341. En 1829, M. Dulong, en opérant avec un tube dont la longue branche avait plus de 20 mètres, a reconnu par l'expérience que la loi de Mariotte était exacte au moins jusqu'à la pression de 27 atmosphères.

342. On a reconnu aussi que la loi de Mariotte était subsistante encore au-dessous de la pression ordinaire de $0^m,76$; c'est-à-dire qu'elle s'applique à la dilatation comme à la compression de l'air.

343. On fait souvent l'application de cette loi pour ramener un volume d'air ou d'un autre gaz à la pression ordinaire de $0^m,76$. — 150 parties d'air, par exemple, étant à la pression de $0^m,74$, on demande combien ces 150 parties ou volumes en représentent à la pression ordinaire ou moyenne de $0^m,76$? — Pour obtenir la solution demandée, on fait la proportion $150 : x :: 0,76 : 0,74$ d'où $x = \frac{150 \times 0,74}{0,76} = 146$ parties ou volumes.

344. **Compressibilité, élasticité des gaz autres que l'air.** — La loi de Mariotte ne s'applique pas seulement à l'air, mais encore à tous les gaz non coercibles. Elle est vraie même pour les gaz coercibles, dans des limites assez étendues.

D'abord tous les gaz, les coercibles comme les incoercibles, obéissent à cette loi, aussi bien que l'air, au-dessous de la pression ordinaire, quand il ne s'agit que de dilatation. — Les coercibles seuls s'en écartent quand ils approchent du point où ils deviennent liquides. — Quand ils commencent à passer à la liquidité, la force élastique ne change plus; si alors on réduit

d'un centimètre le volume de gaz qui persiste encore au-dessus du liquide, il y a un centimètre de plus de gaz qui passe à l'état liquide.

345. Le tableau suivant fait connaître les gaz coercibles, c'est-à-dire qu'on est parvenu à liquéfier, et qui présentent quelques irrégularités dans l'application de la loi de Mariotte.

TABLEAU DES PRINCIPAUX GAZ LIQUÉFIÉS.

Noms des gaz.	Pressions nécessaires pour rendre les gaz liquides.	Temperature durant chaque expérience.
Acide sulfureux	2 atmosphères . .	à — 7°
Cyanogène	3 atmosphères 7..	à + 7°
Chlore	4 atmosphères . .	à + 15°
Gaz ammoniaque.	6 atmosphères 5..	à + 10°
Acide sulfhydrique.	17 atmosphères . .	à + 10°
Acide carbonique	36 atmosphères . .	à 0°
Acide chlorhydrique.	40 atmosphères . .	à + 10°
Protoxyde d'azote	50 atmosphères . .	à + 7°

346. Les liquides ainsi produits sont doués d'une très-grande volatilité; par l'élévation subite de leur température, ils retournent subitement et avec violence à l'état gazeux ou aériforme. Ils sont, par cette raison, susceptibles d'être employés comme agents mécaniques, à la manière de la vapeur aqueuse.

347. *Phénomènes produits par la compression subite de l'air et des autres gaz. Briquets pneumatiques.* Quand on comprime brusquement de l'air atmosphérique, par le moyen d'un piston, dans un tube en verre ou en métal, il se dégage une si grande quantité de calorique, qu'il peut mettre le feu à de l'amadou et à d'autres corps susceptibles de brûler facilement. Si, au contraire, la compression est lente, le calorique

dégagé dans un temps donné n'est pas suffisant pour que le feu prenne à la matière combustible.

348. Trois savants lyonnais, MM. Mollet (1), Gensoul (2), et M. le docteur Eynard (3), ont contribué à la découverte de ce phénomène si remarquable. — Comme beaucoup de nos connaissances, elle eut le hasard pour origine. Un ouvrier armurier de Saint-Étienne (Loire) s'étant aperçu, pendant qu'il nettoyait un canon de fusil avec un chiffon de linge fixé à l'extrémité d'une baguette de fer, que ce linge avait pris feu, fit part de cette observation à l'un des trois hommes de science qui devaient bientôt expliquer la cause de ce fait si intéressant. — Les premiers appareils pour en donner la démonstration furent construits à Lyon, sous la direction de M. Eynard, qui alla bientôt à Paris pour répéter l'expérience devant l'Institut, où elle produisit beaucoup de sensation. — Quelques mois après, cet appareil était devenu populaire, sous le nom de *brûquet pneumatique*.

349. Quelque temps après la découverte de l'intéressant phénomène produit par compression subite de l'air, un savant également lyonnais, M. le docteur Saissy (4), soumit les autres gaz connus à la même

(1) M. Mollet, qui a été longtemps professeur de physique à Lyon, a publié plusieurs ouvrages estimés, et particulièrement un *Traité d'hydraulique*.

(2) M. Gensoul, père de l'habile chirurgien du même nom, était un mécanicien distingué; on lui doit, entre autres applications importantes, le filage de la soie à la vapeur, opération qui a produit une véritable révolution dans l'industrie séricicole.

(3) M. le docteur Eynard fut durant sa longue vie un des protecteurs les plus éclairés de l'industrie lyonnaise.

(4) M. le docteur Saissy est connu dans la science par son beau travail sur les animaux hibernants, travail qui fut couronné par l'Institut.

expérience, et remarqua que tous dégageaient de la chaleur par l'effet d'une compression très-forte et très-brusque, mais que l'acide muriatique oxygéné (chlore) et l'oxygène seuls donnaient lieu, dans la même circonstance, à une émission de lumière. — Plus tard, M. Thénard a démontré que la lumière produite par cette compression est l'effet d'une combustion partielle de l'huile dont le piston se trouve entouré, ce qui explique pourquoi on ne remarque ce phénomène qu'avec les gaz *comburants*, comme l'air atmosphérique, l'oxygène et le chlore.

350. Cette propriété de l'air, quand il est brusquement comprimé, de dégager assez de chaleur pour enflammer des matières très-combustibles, a donné lieu plusieurs fois à de graves accidents; ainsi on a vu des ouvriers mineurs être tués par une explosion inattendue qu'avait déterminée l'inflammation accidentelle de la poudre due à la compression de l'air pendant le chargement de la mine. — Un événement analogue est arrivé plusieurs fois à des artificiers en bourrant sans précaution des cartouches de fusées. Dernièrement encore le feu a pris subitement, par l'influence de cette même cause, dans un atelier où l'on préparait des pièces d'artifice, et plusieurs personnes ont péri. — On préviendrait sans doute de semblables accidents en employant pour bourrer les fusées des baguettes à piston cannelé, forme qui permettrait le dégagement de l'air et rendrait sa compression impossible.

351. **Dilatabilité ou expansibilité de l'air.** — L'élasticité de l'air, propriété que les physiciens expliquent par une répulsion réciproque de ses molécules, n'est pas seulement mise en jeu par sa compression; elle se montre encore avec énergie quand on vient à diminuer la pression à laquelle il se trouve naturellement soumis.

352. L'air, en effet, à la surface de la terre, est normalement comprimé par lui-même, c'est-à-dire par le poids des couches supérieures de l'atmosphère; en cet état, il a comme on l'a vu, une force élastique qui lui permet de supporter une colonne mercurielle de 76 centimètres de hauteur.

353. Mais si, par une cause quelconque, la pression naturelle de l'air vient à diminuer, il se dilate aussitôt, et sa force élastique diminue en raison de l'augmentation de son volume. D'où il résulte qu'il ne peut plus soutenir une colonne de mercure de 76 centimètres.

354. L'air, dans sa dilatation, obéit encore à la loi de Mariotte. Ainsi un volume d'air dilaté de manière à remplir un espace double de celui qu'il occupait à la pression atmosphérique ordinaire, a perdu la moitié de sa force élastique, et ne peut plus faire équilibre qu'à une colonne de mercure de 38 centimètres.

355. La dilatabilité de l'air est indéfinie, ou n'a pas plus de bornes que sa compressibilité; jusqu'à présent du moins on n'a pas trouvé de limites à la tendance naturelle qu'a l'air à se raréfier. — Il résulte de là que, quelque petite que soit sa quantité, l'air remplit toujours parfaitement les vases qui le contiennent. Qu'on prenne, par exemple, un centimètre cube d'air à la pression ordinaire, et qu'on l'introduise dans un flacon vide de la capacité d'un litre; aussitôt ce gaz se dilatera de manière à remplir complètement le flacon. Il augmentera donc de volume dans la proportion de 1 à 1000. — Mais, par suite même de cette dilatation, sa force élastique diminuera dans une proportion correspondante.

356. On peut démontrer la dilatation de l'air au moyen de la *machine pneumatique*, instrument aspirateur composé de deux corps de pompe jouant alter-

nativement. Quand on place une vessie ne contenant qu'un 8° ou un 10° de l'air nécessaire pour la remplir, sous une cloche en communication avec la machine aspiratoire, on voit aussitôt cette vessie se dilater, augmenter de volume et même se distendre comme se distend un ballon en baudruche ou en caoutchouc, quand on y insuffle de l'air. Mais dès qu'on laisse rentrer l'air extérieur sous la cloche, c'est-à-dire, dès que la pression atmosphérique se rétablit sur la vessie, l'air qui s'était dilaté par l'effet d'une diminution de pression revient à son volume primitif, et la vessie reprend l'aspect flasque et ridé qu'elle avait avant d'être soumise à l'influence de la machine pneumatique.

357. Ce qui vient d'être dit de la dilatabilité de l'air, de sa cause, de la loi qui la régit et de ses effets, s'applique du reste aux autres gaz, tout aussi bien qu'au fluide atmosphérique lui-même.

358. **Remarques de chimie pratique, relativement à la compression et à la dilatation de l'air et des gaz. --- Mesurage des gaz. --- Tubes de sûreté.** — Si l'on prend un tube fermé par une de ses deux extrémités, et qu'on applique l'autre, laissée ouverte, sur de l'eau, sur du mercure ou sur tout autre liquide, sans l'y enfoncer, le niveau de ce liquide sera exactement le même à l'intérieur et à l'extérieur. — La résistance de l'air enfermé sera donc égale, dans ce cas, à la pression atmosphérique sur le liquide extérieur. — C'est qu'en effet l'air enfermé dans le tube a été pris dans les couches inférieures de l'atmosphère, où il se trouve naturellement comprimé, de manière à avoir une force élastique égale au poids de l'air extérieur, ou capable de soutenir une colonne de mercure de 76 centimètres.

359. Mais si l'on prend ensuite le même tube rempli

au tiers d'eau ou de mercure, et qu'on le renverse sur le bain liquide, on aura dans le tube, au-dessus du niveau du liquide extérieur, une colonne en partie liquide et en partie gazeuse. Si alors on égalise le niveau des deux liquides par l'enfoncement du tube dans celui de la cuve, on rétablira l'égalité de pression à l'intérieur et à l'extérieur. — Les choses étant ainsi, si l'on vient à soulever le tube, on voit le liquide intérieur s'élever aussi ; si, au contraire, on enfonce le tube plus profondément, le niveau de la colonne intérieure s'abaisse en raison de son enfoncement.

Voici l'explication de ces phénomènes : Quand on soulève le tube, l'air se dilate pour occuper un espace plus grand, et perd par conséquent de sa force élastique ; d'où il résulte que la pression extérieure fait monter le liquide jusqu'à ce que l'équilibre soit rétabli. Dans ce cas, le gaz est comprimé par le poids de l'atmosphère, moins la partie de ce poids nécessaire pour élever le liquide dans le tube. — Quand, au contraire, on enfonce le tube, l'air, comprimé par le poids du liquide, acquiert une force élastique qui réagit sur la colonne intérieure et abaisse nécessairement son niveau au-dessous de celui du liquide extérieur. Dans ce dernier cas, l'air est comprimé par le poids de l'atmosphère, plus par la colonne de liquide qui fait la différence des deux niveaux.

360. D'un autre côté, les changements de température, comme on le sait, et comme nous l'expliquerons bientôt, agissent aussi sur l'air pour augmenter ou diminuer son volume et sa force élastique.

361. Ces modifications de volume et de pression produisent dans les opérations chimiques des effets qu'il est utile de connaître afin de les prévenir ; car il peut en résulter des erreurs, des insuccès, et quelquefois

même des accidents. — Les observations qui précèdent, de même que celles qui vont suivre, s'appliquent du reste à tous les gaz aussi bien qu'à l'air atmosphérique.

362. *Mesurage des gaz.* Quand on fait passer dans un tube gradué de l'air ou un gaz quelconque afin de le mesurer pour en avoir une quantité déterminée, il est indispensable de s'assurer si la pression intérieure est égale à la pression extérieure, ou autrement s'il y a égalité de niveau entre le liquide du tube et celui de la cuve. — Si le liquide intérieur est plus élevé que l'extérieur, cela annonce une certaine dilatation du gaz, d'où résulterait nécessairement, si on négligeait d'y avoir égard, une erreur notable dans le mesurage : en enfonçant le tube dans le liquide de la cuve on comprime le gaz et l'on rétablit l'égalité des deux niveaux, c'est-à-dire l'uniformité de pression intérieurement et extérieurement. — Si, au contraire, il arrive que, dans l'opération du mesurage, le niveau du liquide intérieur soit plus bas que celui de l'extérieur, c'est une preuve que le gaz enfermé se trouve dans un état de pression supérieur à la pression atmosphérique ordinaire, et que par conséquent son volume est amoindri.

Pour prévenir l'erreur qui en résulterait il faut, dans ce cas, soulever le tube jusqu'à ce que les deux niveaux, intérieur et extérieur, soient arrivés à une égalité parfaite.

Au lieu de procéder de cette manière, ce qui n'est pas toujours possible, on peut aussi prévenir l'erreur qui pourrait exister dans le mesurage d'un gaz en tenant compte de la différence qui existe entre les deux niveaux (1).

(1) Il faut non seulement tenir compte de la différence qui existe entre les deux niveaux, mais il faut encore avoir égard

363. *Tubes de sûreté.* Dans un appareil chimique rempli d'air, ou quand il s'y développe soit une vapeur, soit un gaz quelconque, il survient souvent à l'intérieur des changements de pression, en plus ou en moins, qui peuvent amener des difficultés dans l'opération, et même donner lieu quelquefois à la rupture des vaisseaux. On prévient ces résultats fâcheux par l'emploi des *tubes de sûreté*.

364. Qu'on prenne, par exemple, une cornue contenant de l'éther, qu'on y adapte un tube recourbé dont l'extrémité plongera dans l'eau d'une cuve hydro-pneumatique, ou bien encore dans le mercure, et qu'on chauffe ensuite la cornue de manière à déterminer l'ébullition de l'éther; voici ce qui arrivera : l'air, pénétré par le calorique, se dilatera, pressera sur le liquide de la cuve, et finira par s'échapper, quand sa pression et sa force élastique deviendront supérieures à la pression et à l'élasticité atmosphériques. Bientôt ensuite l'éther commencera à bouillir, et l'air restant dans la cornue sera plus ou moins complètement expulsé par la vapeur de l'éther. Les choses étant en cet état, si l'appareil vient à se refroidir, l'éther se liquéfiera, la pression que produisait la vapeur disparaîtra presque entièrement, et l'eau ou le mercure de la cuve, pressé par le poids de l'at-

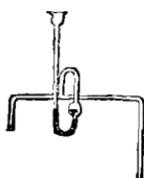
à la densité du liquide. « Supposons, dit M. Thénard, que la pression atmosphérique fasse équilibre à une colonne de mercure de 76 centimètres; que le liquide soit du mercure et s'élève de 7 centimètres au-dessus de son niveau, le gaz ne sera comprimé que par 76 centimètres de mercure moins 7=69; mais si le liquide était de l'eau, comme celle-ci est 13 fois 568 moins pesante que le mercure, le gaz serait alors comprimé par 76 centimètres de mercure — $\frac{7}{13,568}$.

$$\frac{7}{13,568}$$

mosphère et ne trouvant plus de résistance dans l'intérieur de l'appareil, y sera poussé avec force et s'y élancera en formant un jet continu, comme le ferait un liquide comprimé par le piston d'une pompe.

365. On peut prévenir ce résultat en remplaçant le

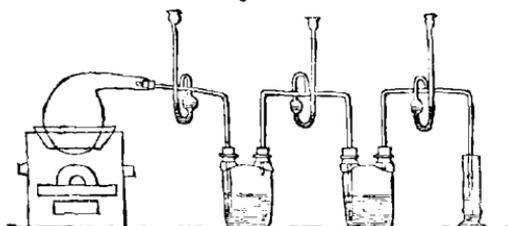
Fig. 21.



tube adapté à la cornue par un tube de sûreté, appelé aussi *tube à boule* ou *tube de Welter* (fig. 21). C'est un petit appareil composé d'un tube ordinaire auquel se trouve soudé un autre tube en forme d'S, portant une boule vers le milieu et un entonnoir à son extrémité supérieure. Par

l'entonnoir on introduit de l'eau ou du mercure dans la petite boule. Ce liquide est destiné à empêcher la communication de l'intérieur de l'appareil avec l'air extérieur. Tant que la pression interne et la pression externe se font à peu près équilibre les choses se passent comme avec un tube ordinaire; mais si la pression intérieure vient à diminuer, l'air qui pèse sur le liquide de la boule le traverse, pénètre dans l'intérieur de l'appareil jusqu'à ce que l'équilibre soit rétabli, et s'oppose par cela même à l'ascension de l'eau ou du mercure de la cuve, et à la pénétration de ce liquide dans l'intérieur de la cornue. — Que si, au contraire, la vapeur ou le gaz de l'intérieur de l'appareil exerce une pression supérieure à celle de l'atmosphère, une partie soulève le liquide de la petite boule et s'échappe au dehors, jusqu'à ce qu'enfin l'équilibre de pression soit parfaitement rétabli entre l'intérieur et l'extérieur. Ainsi donc, quand la pression s'affaiblit ou cesse dans la cornue, l'air y pénètre par la petite boule; c'est, au contraire, le gaz ou la vapeur de l'intérieur qui s'en échappe quand ces fluides sont comprimés au point d'avoir une force élastique supérieure à celle qui peut supporter

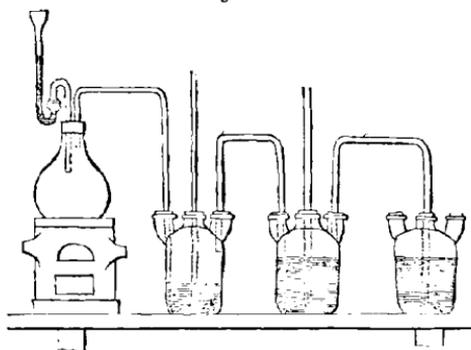
Fig. 22.



une colonne de
76 centimètres de
mercure (fig. 22).

Dans les appareils qui se composent de plusieurs
vases ou flacons,

Fig. 23.



comme, par exem-
ple, dans l'appareil
de Woolf (fig. 23),
on emploie le plus
souvent pour tubes
de sûreté des tubes
droits qui plongent
un peu leur extré-
mité inférieure dans
le liquide des fla-

cons, et peuvent également servir au rétablissement
de l'équilibre de pression entre l'intérieur et l'extérieur.
L'influence de ces tubes est facile à comprendre quand
on a bien saisi l'effet et l'utilité des tubes de Welter.

366. Dans les ateliers industriels, on a quelquefois
besoin d'établir des appareils analogues à ceux qui
viennent d'être décrits, quoiqu'ils en diffèrent beaucoup
par le volume et par la forme; rien n'est plus simple
que leur construction quand on s'est bien rendu compte
des effets réciproques de la pression atmosphérique et
de la force élastique des gaz ou des vapeurs qui doivent
s'y former, et quand on a bien compris le jeu et l'uti-
lité du tube de Welter et des autres tubes de sûreté.

367. PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES. — **Calorique.** — L'air est *inaltérable* par la chaleur ; le calorique ne fait que le *dilater*.

368. L'air et les autres gaz présentent dans leur dilatation par le calorique une grande régularité : M. Gay-Lussac a reconnu en effet qu'un volume d'air ou *de tout autre gaz* se dilate par chaque degré centigrade, de 0,00375. Ce nombre est ce qu'on appelle le *COEFFICIENT de la dilatation des gaz*.

369. L'air humide se dilatant comme l'air desséché ; la vapeur de l'eau se comportant comme les gaz, on a conclu de ces deux faits, que toutes les vapeurs ont probablement le même *coefficient* de dilatation que les gaz permanents (1).

370. Depuis les travaux de M. Gay-Lussac sur la dilatation des gaz, M. Regnault a fait de nouvelles expériences, d'où il résulte :

1^o Que le coefficient adopté pour la dilatation de l'air sec est trop élevé ; il doit, d'après ce savant, être fixé à 0,003665, entre 0^o et 100^o du thermomètre.

2^o Que tous les gaz n'ont pas, dans les mêmes circonstances, exactement le même coefficient de dilatation.

3^o Que plus la pression sous laquelle on examine les gaz est considérable, plus on trouve de différence entre leurs coefficients de dilatation.

371. Cependant ces différences trouvées par M. Regnault sont très-faibles, comme on peut le voir en comparant les résultats obtenus par ce savant :

(1) M. Regnault pense, au contraire, que les vapeurs ont des coefficients de dilatation très-différents de celui de l'air, et cela, à des distances peu éloignées de leur point de liquéfaction ; par conséquent, dans les circonstances où nous les mettons ordinairement dans nos expériences pour déterminer leur densité.

L'air et les gaz suivants, en passant de 0° à 100° , présentent la différence que voici :

Un volume d'air devient	1,36650
— d'azote	1,36682
— d'hydrogène	1,36678
— d'oxyde de carbone	1,36667
— d'acide carbonique. !.	1,36896
— de cyanogène	1,36821
— de gaz acide chlorhydrique..	1,36812 (1)

372. L'air, comme on l'a cru longtemps, est-il un très-bon conducteur du calorique ? M. le comte de Rumford a prouvé que la faculté conductrice n'existe dans

(1) On a souvent besoin, dans les analyses chimiques, de déterminer les changements de volume que peuvent subir l'air et les autres gaz, en passant d'une température à une autre température supérieure ou inférieure. Toutes les questions de ce genre peuvent être résolues par le calcul, en procédant comme cela est indiqué dans les trois exemples suivants, donnés par M. Despretz. On n'aura seulement qu'à rectifier le coefficient de dilatation d'après les corrections indiquées par M. Regnault.

1^{er} EXEMPLE : *Porter à 45° un volume de 35 lit. 55 d'air pris à zéro.* — Un volume quelconque se dilate de 0,00375 pour chaque degré; — 35 lit. 55, de 0° à 45° , se dilateront de $0,00375 \times 45 \times 35,55$, ce qui fait 5 lit. 999 pour la dilatation totale, qui, ajoutée au volume 35 lit. 55, donne 41 lit. 549 pour le volume dilaté à 45° .

2^e EXEMPLE : *Ramener à zéro un volume d'air de 153 lit. 27 pris à $36^{\circ},5$.* — Comme le coefficient de dilatation 0,00375 est relatif au volume à zéro, on ne peut le faire porter que sur ce dernier volume. Supposons-le connu et représenté par V : de zéro à $36^{\circ},5$, il serait augmenté de $V \times 0,00375 \times 36,5$, et deviendrait $V \times 1,137$; — mais il est égal à 153,27. — Il faut donc diviser 153,27 par 1,137, pour avoir le volume à zéro; en effectuant le calcul, on trouve 134 lit. 802.

3^e EXEMPLE : *Ramener à $36^{\circ},25$ le volume 83 lit. 547, pris à $11^{\circ},23$.* — On cherche d'abord le volume à zéro, en opérant comme dans le second exemple; on trouve qu'il faut diviser 83,547 par $1 + 0,00375 \times 11,23$, ou par 1,042, ce qui donne

l'air qu'à raison de la grande mobilité de ses particules : celles-ci, dit M. de Rumford, au lieu de se communiquer le calorique les unes aux autres, pour le transmettre, par voie de contiguité, au corps qu'elles doivent échauffer, viennent isolément et chacune à leur tour, à la surface de ce corps, et lui cèdent une partie de leur calorique.

373. **Électricité.** — L'air sec est très-mauvais conducteur du fluide électrique; mais l'humidité accroît de beaucoup sa faculté conductrice.

374. **PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.**

Eau. — De même que l'eau se dissout dans l'air, ou plutôt s'y mélange à l'état de vapeur, l'air se dissout dans l'eau en proportion évaluée à environ $1/25$ du volume de ce liquide. L'air cesse d'être soluble dans l'eau, quand elle passe à l'état de glace, ou qu'elle arrive à l'ébullition, ou bien encore lorsqu'elle n'est plus soumise à la pression atmosphérique. L'air se dissolvant dans l'eau en raison de la solubilité des gaz qui le composent, celui qu'on en extrait par l'ébullition contient une proportion anormale d'acide carbonique et 32 p. 100 d'oxygène, au lieu de 21 p. 100. (V. *Eau.*)

80 lit. 179. — Il faut ensuite, pour porter ce dernier volume à $36^0,25$, faire la même opération que pour le premier exemple, c'est-à-dire le multiplier par $1 + 0,00375 \times 36,25$, ou par 1,436; on trouve ainsi 91 lit. 083 (*).

(Despretz, *Traité élém. de Physiq.*)

(*) Si V est le volume du gaz à une température t , et qu'il faille le porter à une autre température t' , on voit par les exemples ci-dessus qu'on a d'abord le volume à zéro en divisant V par $1 + 0,00375 t$. En multipliant le résultat par $1 + 0,00375 t'$, on a $V \frac{(1 + 0,00375 t')}{(1 + 0,00375 t)}$ pour le volume demandé à la température t' .

Si $t + 0$, la formule devient $V (1 + 0,00375 t')$; c'est le premier cas; si $t' + 0$, elle devient $\frac{V}{1 + 0,00375 t}$; c'est le second.

375. L'air qui est dissous dans l'eau s'en dégage en partie, quand ce liquide est soumis à une agitation ou qu'on lui fait éprouver des chocs plus ou moins violents. J'ai fait une expérience, dit Chaptal, qui prouve que l'eau la plus tranquille contient une quantité très-considérable d'air qu'on peut en dégager par le simple choc ou par la chute de ce liquide : il suffit pour cela de placer un tuyau de métal au fond d'une cuve remplie d'eau, et de la précipiter dans un tonneau placé sous le tuyau et disposé comme dans les trompes ordinaires. On dégage par ce moyen une quantité énorme d'air (*Chim. appl. aux arts*, I, p. 167.). Dans les trompes des usines, ce n'est donc pas seulement l'air introduit de vive force avec la masse d'eau qui se dégage, mais encore une partie de celui qui y était dissous et qui en est en quelque sorte exprimé par l'effet de la chute de ce liquide.

376. **Métalloïdes et métaux.** — L'air se comporte avec ces corps simples comme le fait l'oxygène, soit à la température ordinaire, soit à la température rouge; seulement l'énergie de réaction de l'oxygène atmosphérique est beaucoup moindre que celle de l'oxygène pur, atténuée qu'elle est nécessairement par le mélange de ce gaz comburant avec quatre cinquièmes d'azote.

377. A la température ordinaire, l'air n'exerce pas d'action sensible sur les métalloïdes, le phosphore excepté; mais il n'en est pas de même à l'égard des métaux. (V. *Métaux en général.*) La présence de l'humidité dans l'air favorise beaucoup l'oxydation des métaux à cette température. Pour les mettre à l'abri de l'oxydation, il suffit en général de les conserver dans un air sec; on peut entretenir l'air à l'état de sécheresse, mais à la vérité dans un espace très-limité, en y exposant des corps très-avides d'eau, comme du chlorure de calcium, de

l'acide sulfurique, de la chaux. C'est au moyen de cette dernière substance qu'on parvient à préserver de la rouille l'acier des balances d'analyse.

378. Quand un métal s'est oxydé au contact de l'air humide, son oxyde absorbe ensuite peu à peu l'acide carbonique de l'atmosphère et passe à l'état de carbonate. (Ex. : *Zinc, plomb, cuivre.*)

379. **Oxydes. -- Acides. -- Sels.** — Plusieurs de ces composés, qui ne sont pas saturés d'oxygène, en absorbent peu à peu au contact de l'air pour passer à un degré supérieur d'oxydation. Ainsi les protoxydes de fer, de manganèse, sous cette influence, deviennent peu à peu des sesquioxides ; ainsi l'acide sulfureux se transforme en acide sulfurique ; ainsi les sulfites se changent en sulfates ; etc.

L'air exerce sur plusieurs autres combinaisons une action décomposante : Les sels de protoxyde de fer laissent déposer de l'hydrate de peroxyde de fer, et se changent en partie en sels de peroxyde, etc.

380. **Matières organiques.** — Indépendamment de la combustion active que les matières organiques peuvent éprouver au contact de l'air, à une température élevée ; à la température ordinaire, elles absorbent une certaine quantité de l'oxygène atmosphérique, en subissant ainsi une combustion plus ou moins lente ; on a vu précédemment qu'il en résultait un dégagement d'acide carbonique, suffisant dans certaines circonstances pour rendre l'air irrespirable.

381. Cet effet n'est pas le seul qui mérite d'être signalé : L'air, par l'influence qu'il exerce, dans ce cas, soit comme corps comburant, soit comme principe promoteur des fermentations (*v. Fermentations*), est un agent extrêmement actif de destruction des corps organisés. De cette influence atmosphérique, résultent des

changements, des modifications, des altérations très-variées et qui seront indiquées en parlant de chaque substance en particulier. On verra aussi, quand il sera question de la *conservation* des matières organisées, que le moyen essentiel de les préserver d'altération, c'est de les mettre à l'abri du contact de l'air.

382. Le plus souvent, cette combustion lente est tellement insensible, que l'émission de chaleur qui en est nécessairement le résultat, ne peut être reconnue, soit par le toucher, soit par le moyen du thermomètre; mais il arrive quelquefois aussi, surtout lorsque l'air agit sur des amas de matières végétales ou animales, que l'absorption de l'oxygène est assez considérable et assez active pour donner lieu à leur inflammation spontanée, et à des incendies qui, si l'on ignore ce fait important, peuvent être attribués à la malveillance.

383. Les huiles grasses, les huiles essentielles, et surtout les huiles empyreumatiques exercent particulièrement avec énergie cette action absorbante (1).

(1) Cette absorption de l'air par les huiles, et surtout par les huiles essentielles et empyreumatiques, a été signalée depuis longtemps.

« Le carbone, dit Lavoisier, tient si peu à l'huile animale de Dippel incolore qu'il s'en sépare par la simple exposition à l'air. Si l'on place une huile volatile animale bien rectifiée, et par conséquent blanche, limpide et transparente, sous une cloche remplie de gaz oxygène, en peu de temps le volume du gaz diminue et il est absorbé par l'huile. L'oxygène se combine avec l'hydrogène de l'huile pour former de l'eau qui tombe au fond; en même temps la portion de charbon qui était combinée avec l'hydrogène devient libre et se manifeste par sa couleur noire. C'est par cette raison que ces huiles ne se conservent blanches et claires que lorsqu'on les enferme dans des flacons bien bouchés, et qu'elles noircissent dès qu'elles ont le contact de l'air. » (*Traité de chimie*, I, p. 137.)

On a vu plusieurs fois de déchets de coton imprégnés d'huile, et accumulés en grandes quantités s'enflammer spontanément et devenir la cause de terribles incendies. M. Darcet, parmi les avis qu'il a donnés pour la création d'un entrepôt d'huiles à Paris, conseille, pour éviter le danger de ces incendies spontanés, de s'opposer dans cet entrepôt à l'accumulation des substances combustibles pénétrées d'huile, et d'empêcher surtout d'y conserver en tas les tabliers et torchons huilés que les ouvriers quittent, soit à la fin de la journée, soit pour en changer, lorsqu'ils sont sales.

Schèele rapporte à cet égard les expériences suivantes : « Je mis le col d'un matras dans un vase d'huile de térébenthine, l'huile monta tous les jours d'une ligne dans le matras ; au bout de 15 jours elle en occupait la quatrième partie. Je laissai l'appareil dans le même état encore pendant trois semaines, sans que l'huile s'élevât davantage. — Cette propriété est commune à toutes les huiles qui se sèchent à l'air et qui s'y convertissent en matière résineuse. Mais les huiles de térébenthine et de lin s'élèvent plus tôt lorsque le matras a d'abord été rincé avec un alcali caustique concentré.

« Je versai, dit Schèele, deux onces d'huile animale de Dippel, sans couleur et limpide comme de l'eau, dans une bouteille que je bouchai avec soin. Au bout de deux mois, l'huile était épaissie et noire. Je débouchai alors la bouteille en la tenant renversée dans l'eau qui en remplit le quart. » (*Traité de l'air et du feu*, p. 57.)

On lit dans l'*Essai analytique sur l'air pur*, par de la Métherie (t. 2, p. 58) : « Les huiles animales, par des distillations répétées, peuvent être amenées à un grand état de ténuité et de volatilité. Leur couleur est jaune ou ambrée ; mais elles noircissent bientôt à l'air.

« J'en ai mis sous une cloche pleine d'air pur et reposant sur le mercure ; en huit jours elle a absorbé 15 fois son volume d'air, est devenue noire, et le résidu était impur. Introduit dans l'eau de chaux, il l'a précipitée. »

384. Mais si cette influence oxygénante de l'air est souvent nuisible, elle s'exerce aussi quelquefois d'une manière utile. (V. *Usages de l'air dans l'industrie.*)

385. UTILITÉ DE L'AIR DANS LA NATURE. L'air est un des principaux agents de la nature ; il est, en effet, bien peu de phénomènes physiques dans lesquels il ne joue un rôle plus ou moins important : ce n'était donc pas sans quelque raison que les anciens l'avaient placé au nombre des principes élémentaires.

386. Sans l'air, point d'organisation, point de vie : l'existence des végétaux et des animaux est essentiellement liée à celle de l'atmosphère terrestre.

Sans l'air, en effet, point de germination, point de nutrition végétale, point de respiration, point de calorificité animale. Sans l'air, sans la pression qu'il exerce sur la surface des corps organisés, la volatilisation rapide de l'eau, base de tous leurs fluides, amènerait leur prompt dessiccation. Sans l'air, l'exercice de plusieurs sens, de l'ouïe, de l'odorat et même du goût serait impossible : l'air n'est-il pas effectivement le propagateur des sons, le véhicule des odeurs, etc., etc.

387. Plusieurs de ces influences naturelles de l'air sont le résultat d'une action toute chimique. Ainsi, par exemple, il agit chimiquement dans la *germination*, la *végétation* et la *nutrition végétales* ; dans la *respiration*, dans la *calorification* et dans la *nutrition des animaux*.

388. **Germination, végétation. nutrition des plantes.** Les graines, lors même qu'elles sont placées dans les conditions convenables à leur développement, *ne germent point* si elles ne peuvent absorber de l'oxygène : c'est ce qui résulte des expériences de M. de Saussure et de plusieurs autres physiologistes. Toutes les fois donc

qu'on met les graines dans la terre humide et sous l'influence d'une chaleur convenable, mais qu'elles sont à l'abri du contact de l'air ou de l'oxygène, comme par exemple en les plaçant dans le vide de la machine pneumatique, sous de l'eau non aérée, ou au milieu d'une atmosphère artificielle d'azote, d'acide carbonique, d'hydrogène ou de tout autre gaz impropre à la respiration et à la combustion; ces graines se gonflent en absorbant de l'eau, et ne tardent pas à se putréfier. L'eau ne suffit donc pas seule au développement vital des semences; ce liquide est surtout destiné à faciliter l'absorption de l'oxygène, et ce qui le prouve, c'est que les graines ne germent jamais dans l'air parfaitement sec.

389. Quand l'eau est aérée, la germination des graines qui y sont plongées peut s'y opérer; elle est alors d'autant plus active que l'eau contient une plus forte proportion d'oxygène. Lorsque le liquide tient peu d'oxygène en solution, il en faut un plus grand volume pour obtenir le même résultat qu'avec une eau très-aérée.

390. Dans l'acte de la germination, l'oxygène paraît se porter uniquement sur le carbone de la graine pour former de l'acide carbonique: l'expérience a démontré en effet que, dans ce cas, la production de ce dernier gaz est toujours égale au volume de l'oxygène absorbé. — La soustraction d'une portion du carbone change du reste la nature de la graine en transformant sa fécule et son mucilage en matière sucrée, laquelle sert de première nourriture à l'embryon. Cette matière sucrée, développée sous l'influence de l'air peut donc être considérée comme le lait du jeune végétal.

391. La germination des graines s'opère dans l'obscurité aussi bien qu'à la lumière; mais, comme l'a

remarqué M. de Saussure, après le travail de la germination, le développement de la plante est plus rapide et plus parfait, quand elle est soumise à l'influence des rayons solaires.

392. Sous cette influence de la lumière, les plantes, d'après l'observation de M. de Saussure, et seulement par leurs parties vertes, comme nous l'a appris Sennebier, absorbent et décomposent l'acide carbonique de l'air, de même que celui qu'elles prennent dans la terre et dans l'eau, s'assimilent une partie de son oxygène, et versent l'autre dans l'atmosphère (1).

393. La décomposition de l'acide carbonique est d'autant plus active que la lumière est plus vive et les feuilles plus vertes, plus développées et plus saines. Elle s'opère cependant un peu à l'ombre, puisque les feuilles étiolées s'y colorent sensiblement en vert, ce que Sennebier attribue à la fixation d'un peu de carbone.

394. Une petite quantité d'acide carbonique ajoutée à celle qui se trouve naturellement dans l'air favorise la végétation : trop forte, au contraire, elle lui devient nuisible. De cette observation, on doit tirer la conséquence, qu'il est très-utile d'aérer fréquemment les serres et les orangeries, pour que l'acide carbonique ne s'y accumule pas en trop forte proportion. En général, on active un peu la végétation en mêlant à l'air un dixième ou un douzième d'acide carbonique ; mais cette addition n'est favorable que lorsque les plantes sont exposées au soleil. Les engrais, par leur décomposition sous l'influence de l'air, fournissent aux plantes

(1) C'est Ingen-Housz qui le premier, en 1773, a signalé l'exhalation de l'air pur ou de l'oxygène par les plantes, quand elles sont frappées par le soleil ; et celle de l'air méphitique ou de l'acide carbonique pendant la nuit.

cultivées, indépendamment de l'ammoniaque ou principe azoté qui sert aussi à les nourrir, cet excès d'acide carbonique, lequel contribue ainsi à leur procurer un développement qu'elles n'ont pas à l'état sauvage.

395. Mais les plantes ne puisent pas seulement de l'acide carbonique dans l'atmosphère; elles y absorbent aussi de l'oxygène; cette absorption n'a lieu que durant la nuit.

396. *Absorption de l'oxygène.* Les plantes ne peuvent se développer que dans une atmosphère qui contient de l'oxygène.

397. En général, les plantes absorbent d'autant plus d'oxygène qu'elles sont plus vigoureuses, qu'elles végètent dans un sol plus fertile, dans un air qui en contient davantage sous le même volume, et que la température est plus élevée.

398. L'oxygène absorbé ne reste pas simplement en solution dans la sève : il paraît se combiner avec le carbone et former de l'acide carbonique, lequel est ensuite décomposé sous l'influence de la lumière solaire qui donne lieu au dégagement de l'oxygène et à la fixation du carbone de l'acide carbonique. — Une partie de cet acide est cependant dégagée à l'état de gaz.

399. L'absorption n'est pas la même dans tous les végétaux : les arbres dont les feuilles sont caduques, ou tombent pendant l'hiver, absorbent plus d'oxygène et retiennent plus de carbone. — Les plantes marécageuses en prennent moins que la plupart des autres plantes à tige herbacée. — Les plantes grasses absorbent l'oxygène avec plus de lenteur et ne rendent pas sensiblement d'acide carbonique : comme elles conservent mieux leur carbone et pompent peu d'oxygène, ces plantes peuvent vivre dans des sols infertiles, croître

sur des hauteurs où l'air est très-raréfié, et végéter même sur le sable aride.

400. Les racines agissent sur l'air comme les feuilles, mais elles absorbent moins d'oxygène : M. de Saussure, à qui nous devons la connaissance de tous ces faits, a reconnu qu'elles pompent aussi celui qui est en solution dans l'eau qui les humecte, et qu'elles le dégagent ensuite dans l'air.

401. Le bois, les pétales, et toutes les parties des végétaux qui ne sont pas vertes, ni n'aspirent, ni n'expirent alternativement, pendant le jour et pendant la nuit, le gaz oxygène qui les entoure. Ces parties en absorbent cependant une petite quantité, qui devient acide carbonique, lequel reste en solution dans la sève jusqu'à ce qu'il soit décomposé par les feuilles sous l'influence de la lumière solaire.

402. *Absorption de l'eau.* Les végétaux versent incessamment par leurs feuilles l'eau qu'ils prennent à la terre par leurs racines ; mais ils jouissent aussi de la propriété d'absorber l'eau atmosphérique, comme le prouve la vigueur que reprennent les plantes quand l'air de vient très-humide, et cela avant que la pluie soit tombée et n'ait humecté la terre. Il est même des plantes qui vivent aux dépens de l'atmosphère et ne prennent rien, ou presque rien, au sol sur lequel elles sont fixées : telles sont les mousses, les fougères, les plantes grasses, qui absorbent beaucoup par leurs tiges, leurs feuilles, et transpirent peu.

403. UTILITÉ DANS LA NATURE — *Respiration.* — En parlant de l'utilité de l'oxygène dans la nature (168), il a été dit : 1^o qu'il est le principe de la respiration, et par conséquent un des éléments les plus essentiels de la vie animale ; — 2^o que la respiration est une véritable combustion dans laquelle une partie du

carbone et une partie de l'hydrogène du sang veineux sont brûlées, d'où résulte une production d'acide carbonique, d'eau, et un dégagement de calorique, lequel est la source essentielle de la chaleur animale ; — 3° que l'oxygène ne peut entretenir la vie qu'autant qu'il se trouve mélangé, comme il l'est en effet dans l'air atmosphérique, avec un gaz sans influence chimique, non délétère, et qui atténue l'action irritante de l'oxygène, comme l'eau affaiblit celle des acides concentrés et des liqueurs alcooliques. — Nous ajouterons ici quelques développements à ce sujet, pour arriver ensuite aux applications importantes des connaissances acquises sur les phénomènes chimiques de la respiration.

404. L'action de l'oxygène atmosphérique sur le sang des veines est très-marqué et très-visible : ce sang en s'oxygénant devient vermeil et acquiert, avec l'apparence, toutes les propriétés du sang artériel. Cette réaction, qui est chimique, s'opère d'ailleurs dans des vases inertes comme dans le poumon. — Le sang veineux ne doit donc différer du sang des veines que parce qu'il contient en moins la portion de carbone et la portion d'hydrogène brûlées par l'oxygène atmosphérique. MM. Macaire et Marcet ont reconnu en effet, par l'analyse, une proportion de carbone plus forte dans le premier que dans le second ; ils ont prouvé aussi que la proportion de carbone du chyle (principe réparateur du sang, et qui subit dans le poumon, avec le sang veineux, l'action oxygénante de l'air), était égale à celle du sang des veines.

405. Tous les animaux, sans exception, ont besoin d'air pour exister, et périssent plus ou moins rapidement quand on les place dans le vide, ou bien encore dans une atmosphère d'un gaz autre que l'oxygène ou l'air atmosphérique ; mais tous ne demandent pas pour vivre

un air aussi pur que l'air de l'atmosphère ; celui-ci n'est réellement indispensable que pour les êtres les plus élevés de l'échelle animale, comme l'homme, les oiseaux, les quadrupèdes, etc. Les animaux d'un ordre inférieur d'organisation, comme les insectes, les vers, etc., peuvent exister dans un air où ne pourraient pas vivre les animaux d'une organisation plus parfaite. Vauquelin a vu la limace rouge et le limaçon des vignes séparer complètement l'oxygène de son mélange avec l'azote et l'acide carbonique, et cela sans que vers la fin de l'expérience ils parussent souffrir ou être incommodés en rien de la respiration d'un air devenu irrespirable pour un oiseau ou pour un quadrupède. — Du reste, chez tous les animaux, l'oxygène absorbé se trouve remplacé dans l'air où on les a tenus plongés, par une quantité correspondante d'acide carbonique et de vapeur d'eau.

406. L'acide carbonique, soit qu'il se produise uniquement dans le poumon, comme l'ont pensé Lavoisier, Schéele et plusieurs physiologistes, soit qu'il résulte aussi, comme semblent le prouver les expériences d'Edwards, d'une continuation de combustion pendant la circulation du sang, altère donc l'air peu à peu. Ce fluide, s'il se trouve enfermé, et si son renouvellement est impossible ou seulement difficile, peut donc être doublement vicié, et par une diminution dans la proportion de son oxygène, et par une proportion anormale d'acide carbonique : double altération qui peut être portée au point de le rendre irrespirable.

407. Tout l'oxygène absorbé dans la respiration n'est pas représenté par l'acide carbonique produit ; ce qui devient une confirmation de ce fait, qu'une partie de ce gaz est employée à brûler une certaine quantité de l'hydrogène du sang.

408. L'absorption de l'oxygène dans la respiration et la production de l'acide carbonique sont en raison directe de l'activité de cette fonction, comme le démontrent les faits suivants :

1^o Un même animal qui respire en hiver un air plus dense, et par conséquent plus d'oxygène dans un temps donné, fournit alors une plus grande quantité d'acide carbonique qu'en été. (*Edwards.*)

2^o La quantité d'acide carbonique de l'air expiré augmente quand on respire de l'air comprimé. (*Pravaz.*)

3^o Le même fait est surtout évident par les résultats suivants auxquels sont arrivés MM. Andral et Gavarret, à la suite d'un grand nombre de recherches et d'expériences.

« La quantité d'acide carbonique exhalé par les poumons, dans un temps donné, varie en raison de l'âge, du sexe et de la constitution des sujets.

« Chez l'homme, comme chez la femme, cette quantité se modifie suivant les âges, indépendamment du poids des individus mis en expérience.

« Dans toutes les périodes de leur vie, comprises entre huit ans et la vieillesse la plus avancée, l'homme et la femme se distinguent par la différence de quantité d'acide carbonique exhalé par les poumons dans un temps donné. Toutes choses étant égales d'ailleurs, l'homme en exhale toujours une quantité plus considérable que la femme. Cette différence est surtout très-marquée entre seize et quarante ans, époque pendant laquelle l'homme fournit par les poumons presque deux fois autant d'acide carbonique que la femme.

« Chez l'homme, la quantité d'acide carbonique exhalé va sans cesse croissant de huit ans à trente ans, et cet accroissement continu devient subitement très-grand à l'époque de la puberté. A partir de trente ans, l'exhalation d'acide carbonique commence à décroître, et ce décroissement a lieu par degrés d'autant plus marqués que l'homme s'approche de l'extrême vieillesse, à tel point, qu'à la dernière limite de la vie, l'exhalation d'acide carbonique par les poumons peut redevenir ce qu'elle était vers l'âge de dix ans.

« Dans les deux sexes et à tous les âges, la quantité d'acide carbonique exhalée par les poumons est d'autant plus grande que la constitution est plus forte et le système musculaire plus développé.

409. La quantité moyenne d'acide carbonique expiré à l'état normal est, selon M. Gay-Lussac, de 3 pour 100; M. Grégor, de 3,5 pour 100; Thomson a trouvé qu'elle était de 3,72, et Apjohn de 3,6.

410. Dans l'espace de 24 heures, un homme, d'après les expériences des physiologistes, produit de 745 à 850 litres d'acide carbonique.

Application des faits chimiques de la respiration à la salubrité des ateliers, des habitations, etc.

411. Les faits qui précèdent démontrent de la manière la plus évidente :

1^o Que l'homme, ainsi que les animaux qui s'en rapprochent par leur organisation, consomment en peu de temps une grande quantité d'oxygène, d'où résulte une production abondante d'acide carbonique; production inférieure cependant à celle de l'oxygène absorbé (1).

2^o Que par conséquent, si l'air dans lequel sont plongés des êtres doués de l'organisation animale ne peut être renouvelé, cet air arrive assez rapidement à un point d'altération tel, qu'il n'est plus propre à entretenir la vie, et qu'il détermine l'asphyxie, comme le ferait l'azote, l'hydrogène ou l'acide carbonique.

Des expériences nombreuses, faites par Mayow, Haller,

(1) Un volume d'oxygène produit en brûlant complètement du carbone un volume d'acide carbonique; mais il ne faut pas perdre de vue que, dans la respiration, une partie de l'oxygène est employée à brûler une certaine proportion de l'hydrogène du sang.

Priestley, Schéele, Lavoisier, le comte de Morozzo, etc., ont démontré en effet qu'un animal enfermé dans un espace où l'air ne peut se renouveler, ne tarde pas à y périr de suffocation (1). — Plus d'une fois il est arrivé

(1) Mayow a trouvé qu'une souris enfermée dans de l'air en détruisait la quatorzième partie avant sa mort. (*De Spirit. nit. aere*, p. 104.)

Hales, en faisant la même expérience sur un rat, a reconnu, après qu'il eut été asphyxié, que 1/13 de l'air avait été absorbé. (*Statiq. des vég. et des anim.*)

Schéele, entre autres expériences, enferma des mouches dans une fiole contenant du papier enduit de miel; elles crevèrent en quelques jours sans avoir absorbé d'air; mais l'eau de chaux diminua d'un quart l'air de la fiole, et les 3/4 restant éteignirent le feu. L'absorption de l'oxygène avait donc été à peu près complète. — Des résultats semblables furent obtenus par le même expérimentateur avec des abeilles, des chenilles, etc. (*Traité de l'air et du feu*, p. 208.)

Le comte de Morozzo ayant placé des moineaux, les uns après les autres, sous une cloche de verre remplie d'air commun et renversée sur l'eau, trouva que

le premier moineau avait vécu	3 heures	0 minutes,
le second	0	3
le troisième.	0	1

Il remplit ensuite le même vase avec de l'oxygène, et en opérant de la même manière il obtint les résultats suivants :

Le premier moineau vécut	5 heures	23 minutes,
le second	2	10
le troisième	1	30
le quatrième.	1	10
le cinquième.	0	30
le sixième	0	47
le septième	0	27
le huitième	0	30
le neuvième.	0	22
le dixième.	0	21

que des prisonniers entassés dans des cachots étroits et presque inaccessibles à l'air extérieur, y ont été trouvés morts après un séjour de 24 heures.

412. On a reconnu que l'air devenait *suffocant*, ou que l'homme y périssait d'asphyxie, quand *la proportion de l'acide carbonique s'élevait à 9 ou 10 pour 100*.

413. Mais avant d'être vicié à ce point, l'air, quoique encore respirable, peut cependant devenir dangereux et déterminer à la longue une altération de l'organisme, d'où résultent de graves maladies. C'est ce qui se remarque, par exemple, dans beaucoup d'ateliers, dans quelques prisons, où cette cause, réunie à quelques autres qui agissent dans le même sens, produit souvent, en deux ou trois années, l'affection tuberculeuse des poumons, chez des individus primitivement bien constitués et d'une santé excellente.

414. On ne saurait donc apporter trop d'attention à prévenir une semblable altération de l'air dans tous les lieux où habitent l'homme et les animaux, surtout quand ils sont réunis en grand nombre.

Pour arriver à ce résultat, les habitations des hommes, celles surtout où ils forment des assemblées nombreuses, de même que les écuries et les étables des animaux domestiques, doivent être aussi *spacieuses* que possible, et construites de telle manière que *l'air puisse s'y renouveler facilement*.

415. On estime de 750 à 850 litres la quantité d'oxygène qu'un homme consomme en un jour; d'où il résulte qu'il désoxygène ou vicie *complètement* près de cinq mètres cubes d'air. Mais on a vu que ce fluide devient suffocant quand il contient environ un dixième d'acide carbonique, et même qu'il est dangereux de le respirer avant qu'il soit arrivé à ce degré de viciation. Ce n'est donc pas exagérer que de porter au moins à 25 mètres

cubes la quantité d'air qu'un homme altère et rend insalubre dans l'espace de 24 heures.

416. L'expérience a appris que, pour que la respiration ne soit pas gênée, il faut au moins de 6 à 10 mètres cubes d'air par heure et par personne. Or, cette condition se rencontre rarement dans les lieux où les hommes se réunissent en grand nombre. Dans l'amphithéâtre de chimie et de physique de la Sorbonne, par exemple, M. Leblanc a trouvé qu'au lieu de 10 mètres cubes d'air par heure, chaque auditeur n'en avait pas même un seul à sa disposition; aussi a-t-il reconnu qu'à la fin de chaque leçon, l'air a perdu $\frac{1}{20}$ de son oxygène qui se trouve remplacé par de l'acide carbonique. — Le même observateur a signalé aussi ce fait important : que dans plusieurs hôpitaux chaque malade disposait à peine de 2 mètres cubes d'air par heure.

417. À l'égard des écuries, M. Leblanc s'est assuré qu'il ne fallait pas moins de 20 mètres cubes d'air par cheval et par heure pour que les chevaux soient placés dans des conditions convenables de salubrité, relativement à la respiration. M. Chevreul, dans un Rapport fait à l'Académie des sciences, sur la demande du ministre de la guerre, s'est exprimé ainsi relativement à ce point d'hygiène vétérinaire : « Dans une écurie où l'air se renouvelle convenablement au moyen de portes et de fenêtres, et à plus forte raison par une bonne ventilation, un cheval ne sera jamais exposé à souffrir du manque d'oxygène, lorsqu'il y trouvera un espace de 25 à 30 mètres cubes. »

418. Les observations si importantes de M. Leblanc font voir combien la plupart des ateliers, et en particulier ceux où l'on tisse les étoffes de soie, dans la ville de Lyon, sont loin de présenter les conditions convenables de salubrité, relativement à la respiration, et donnent

l'explication de la fréquence des maladies scrofuleuses et de la phtisie pulmonaire qu'on observe dans ces ateliers. Pour s'en faire une idée, il faut se rappeler qu'un homme, pour être à son aise, quand il veut passer huit heures dans sa chambre à coucher, a besoin de 64 mètres cubes d'air au moins, c'est-à-dire que sa chambre doit avoir 4 mètres de largeur et $\frac{1}{4}$ mètres de hauteur. — Or, personne n'ignore que les ateliers de tissage sont bien éloignés de présenter ces conditions.

419. A la vérité, il faut tenir compte du renouvellement de l'air qui s'y opère par les portes et les fenêtres ; mais comme les unes et les autres sont presque toujours fermées, elles contribuent très-peu à l'aérage. M. Leblanc a fait encore cette observation, que dans tous les appartements où les portes et les fenêtres sont tenues fermées et où il ne se fait pas de ventilation forcée par une cheminée, les produits de la respiration se concentrent peu à peu : le renouvellement de l'air, en effet, est presque nul quand il ne s'opère que par les joints des portes et des fenêtres.

420. Pour toutes les habitations où les hommes sont réunis en grand nombre, il est donc nécessaire de pratiquer une ventilation forcée ; nous en dirons autant des ateliers, surtout de ceux où, comme dans nos fabriques de soieries, les ouvriers passent non seulement le jour, mais encore la nuit. Ce qu'on fait dans les magnaneries pour entretenir le bon état de santé des vers-à-soie, ne le fera-t-on pas pour prévenir la dégradation physique des classes ouvrières, et pour les arracher aux maladies qui les déciment en peu d'années !

421. UTILITÉ DANS LA NATURE. — **Calorification dans les animaux.** — Laplace et Lavoisier ont pensé que la chaleur animale est entièrement due à la combustion d'une partie du carbone et de l'hydrogène du sang. Cette

opinion a été combattue par plusieurs physiologistes ; suivant eux, la respiration n'est pas la source unique du calorique continuellement émis par les animaux. — M. Dumas, au contraire, partage complètement l'opinion de Laplace et de Lavoisier ; il se fonde principalement sur les expériences faites à ce sujet par M. Desprets, et desquelles il résulte que, sur 100 parties de calorique émis par le corps d'un animal, et apprécié au moyen du calorimètre, on trouve que la respiration en représente 80 ou 90 ; c'est-à-dire, que le carbone et l'hydrogène brûlés par l'air pendant que l'animal émet 100 parties de calorique, en émettraient de 80 à 90 parties si leur combustion s'opérait dans un foyer. — La différence en plus, trouvée par M. Desprets, peut fort bien être attribuée à des erreurs d'expérimentation ; et particulièrement au refroidissement de l'animal qui y est soumis.

422. Le fait bien établi, que la *respiration est une combustion analogue à celle qui s'opère dans nos fourneaux*, combustion qui est alimentée par le carbone et l'hydrogène des aliments, nous donne l'explication d'un grand nombre de phénomènes intéressants : il nous apprend, par exemple, pourquoi il y a des animaux à sang chaud et des animaux à sang froid, ce qui tient seulement à ce que les premiers ont une respiration plus active que les seconds. Il nous explique aussi la nécessité du renouvellement continuel de l'alimentation, et le besoin qu'on éprouve d'une plus grande quantité d'aliments en hiver qu'en été, dans les pays froids que dans les pays chauds, quand on se livre à un exercice pénible que lorsqu'on reste sans mouvement, etc., etc. — Plus, en effet, un animal dépense de chaleur, plus il lui faut de matière combustible, pour que son corps se maintienne, comme il se main-

tient réellement, à une température toujours égale. — Aussi considère-t-on les vêtements qui s'opposent à la perte du calorique, comme des moyens qui peuvent remplacer, jusqu'à un certain point, une partie de la somme de nourriture indispensable à l'entretien de la vie. En d'autres termes, les vêtements chauds, comme l'a dit M. Dumas, sont en quelque sorte les *équivalents* des substances alimentaires, et réciproquement.

423. USAGES. — **Dans les laboratoires de chimie, l'économie domestique, l'agriculture, les arts et l'industrie en général.** — L'utilité de l'air est si générale, son intervention dans toutes les opérations de la nature et de l'art est si généralement connue et appréciée, que nous ne chercherons pas à signaler les innombrables influences qu'il exerce dans nos travaux, et tous les importants services qu'il rend à l'industrie humaine : faire autrement serait sortir des limites qui nous sont naturellement prescrites ; il nous faudrait, par exemple, parler des *effets de la pesanteur atmosphérique sur les liquides* ; entrer dans de nombreux détails sur leur *évaporation* ; signaler la puissance de l'air comme *force motrice*, soit quand il est en *mouvement*, soit lorsqu'il est soumis à une *forte compression* (1), etc., etc. ; toutes choses qui

(1) Dans ces derniers temps, on a cherché, non sans quelque succès, à tirer parti de la force élastique développée par la compression de l'air. On a tenté, par exemple, de l'appliquer comme puissance motrice : plusieurs machines ont été construites à cet effet ; mais jusqu'à présent aucune n'a atteint complètement le but auquel elle était destinée. M. Andraud qui, l'un des premiers, a appelé l'attention sur la force élastique de l'air comprimé, et sur l'application qu'il est possible d'en faire comme puissance motrice, a pensé qu'on pourrait, à cet effet, utiliser une partie des forces perdues de la nature, comme celles qui résultent des vents, de la chute des eaux, pour com-

n'appartiennent pas proprement à la chimie. — Nous nous bornerons donc à une indication rapide des *principales actions réellement chimiques* de l'air de notre atmosphère. En parlant de chaque substance simple ou composée en particulier, nous indiquerons soigneusement, du reste, comment elle se comporte avec cet agent si général et si énergique de notre globe terrestre.

424. L'air, par exemple, est le principe essentiel, l'agent le plus actif de toutes les *décompositions organiques*;

primer l'air dans des cylindres et s'en servir ensuite en remplacement de la vapeur. — C'est là une grande pensée, une pensée qui a peut-être plus d'avenir qu'on ne l'imagine.

Une autre application très-ingénieuse de la force élastique de l'air comprimé, c'est celle qui a été faite récemment par M. Triger, et qui avait pour objet d'empêcher l'infiltration des eaux de la Loire dans les mines de houille placées sous le lit même de ce fleuve, ou de les en chasser après qu'elles y ont pénétré. Pour atteindre ce but, M. Triger a fait boucher soigneusement les issues d'une houillère, puis y a comprimé de l'air à l'intérieur par l'effet d'une pompe foulante, de manière à obtenir une pression double ou à peu près de la pression ordinaire. Les ouvriers occupés dans la mine n'ont éprouvé aucun effet fâcheux de cette augmentation de pression, et l'eau, ainsi que M. Triger l'avait prévu, a été expulsée de la mine. Le succès obtenu par cet habile ingénieur conduira certainement à de nouvelles applications de cette heureuse pensée.

La respiration d'un air comprimé artificiellement à une demi, à une atmosphère, dans un appareil construit à cet effet, est une autre application d'un grand intérêt dont on doit la première idée au docteur Junod, qui l'a émise en 1834. Depuis, M. le Docteur Pravaz s'est emparé de cette pensée et en a fait, ainsi que M. Tabarié, une nouvelle ressource thérapeutique de grande importance et dont l'utilité dans le traitement de plusieurs maladies rebelles est incontestable. Il est facile de comprendre, en effet, quelle influence énergique doit résulter de la respiration d'un air qui contient, par exemple, une double proportion d'oxygène sous un même volume !

il détermine et active la *fermentation* des matières végétales et animales, et par là il amène leur désorganisation et la formation de produits utiles, tels que *l'alcool, l'ammoniaque, l'acide acétique, etc.*

425. C'est par l'absorption de l'acide carbonique de l'air que s'opère peu à peu la *solidification des mortiers*. C'est par l'influence de son oxygène qu'on obtient *l'acide sulfureux des soufres*, de même que celui qui est ensuite transformé en *acide sulfurique*. C'est le même principe qui détermine la *désulfuration* des métaux dans le *grillage des minerais métalliques*. Par son action directe on obtient *plusieurs oxydes métalliques, l'acide hypo-phosphorique, l'acide phosphorique, l'acide arsénieux, etc., etc.*

426. Mais c'est surtout comme *producteur de la chaleur et de la lumière artificielles* que l'air se rattache à tous les travaux des sciences chimiques et de l'industrie humaine. La *combustion par l'oxygène atmosphérique* est en effet le moyen essentiel, sinon la source unique, d'où dérivent le calorique et la lumière artificiellement émis pour le *chauffage* et pour *l'éclairage*.

427. En traitant de l'oxygène (158) nous avons fait connaître les principales hypothèses des physiciens pour expliquer la *production du feu* : il nous reste maintenant à donner des détails pratiques pour compléter ce que nous avons à dire sur la *combustion*. Ce que nous dirons à cet égard s'appliquera plus particulièrement au *chauffage* : il ne sera question de *l'éclairage* qu'à la suite des combinaisons du carbone et de l'hydrogène.

Les détails dans lesquels nous allons entrer se rapporteront :

1^o *A la production de la chaleur considérée d'une manière générale ;*

2^o *A la production de la chaleur dans les fourneaux et les cheminées.*

Production de la chaleur considérée d'une manière générale.

428. *Combustibles en général.* — Tous les corps simples ou composés qui sont susceptibles de se combiner directement avec l'oxygène, et par conséquent d'émettre du calorique par cette combinaison, sont des corps *combustibles*.

429. Un corps *saturé d'oxygène* est *incombustible*. Les corps de cette nature, comme, par exemple, un fragment de quartz (acide silicique), un cristal de sulfate de baryte, un morceau de potasse ou de chaux, un fragment de plâtre ou une brique, peuvent s'imprégner de calorique au point de rougir et de prendre l'aspect d'un *corps en combustion*, mais ils ne sont alors que dans un simple état d'*ignition*, car ils ne peuvent produire de la chaleur, n'ont pas en eux le pouvoir de se soutenir à une haute température, et perdent bientôt, quand on les isole, la chaleur qui leur avait été communiquée par de véritables combustibles.

430. Tous les corps combustibles ne sont pas des *combustibles proprement dits* ; on ne range dans cette dernière catégorie que les *matières qui sont employées pour produire de la chaleur*.

431. Pour servir de *combustible*, ou de producteur de chaleur, une matière oxygénable doit prendre feu sans trop de difficulté, *brûler facilement* au contact de l'air, et produire assez de chaleur pour entretenir elle-même sa propre combustion, jusqu'à ce qu'elle soit complète.

Il faut de plus qu'elle puisse être obtenue en abondance et à très-bas prix, et que les produits qui résultent de sa combustion ne soient pas susceptibles d'altérer les corps qui reçoivent l'action de la chaleur, ni de répandre dans l'air des émanations nuisibles.

432. *Le carbone et l'hydrogène, ainsi que leurs composés, c'est-à-dire les différents charbons naturels ou artificiels, les carbures d'hydrogène, et un certain nombre de substances végétales et animales, sont les seules matières qui possèdent ces conditions réunies, et qui sont, en conséquence, usitées comme combustibles.*

433. *Combustion et production de chaleur : considérations générales.* — La combustion, considérée dans son principe, n'étant qu'une simple combinaison d'oxygène avec un combustible, le poids de ce dernier corps, lorsqu'il est brûlé, doit nécessairement être accru de celui de tout l'oxygène absorbé. Dans la combustion il n'y a donc pas *perte de matière*. En additionnant les poids de chacun des produits de la combustion, on trouve en effet que la somme obtenue est égale au poids du combustible consommé, plus à celui de l'oxygène qui a servi à le brûler.

434. Les combustibles proprement dits étant essentiellement formés de carbone et d'hydrogène, donnent pour principaux produits de la combustion, de *l'eau* et de *l'acide carbonique* (1), combinaisons volatiles qui se

(1) Le carbone, quand il est brûlé complètement, ne donne, en effet, pour produit de la combustion que de *l'acide carbonique*, mais il arrive souvent que l'oxygène de l'air, n'étant pas en quantité suffisante, ne fait passer le carbone qu'à l'état *d'oxyde de carbone*, qui est gazeux comme l'acide carbonique.

Si le combustible n'est formé que de carbone et d'hydrogène, ou de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, on n'a pour résidu que de l'acide carbonique et de l'eau, mais il faut pour cela

dissipent dans l'air à mesure de leur formation, ce qui facilite beaucoup la continuation de la combustion, la surface du combustible se trouvant ainsi continuellement débarrassée des produits brûlés, lesquels sans cela seraient un obstacle à l'accès de l'air.

435. Les combustibles proprement dits, de même que les combustibles en général, peuvent subir :

1^o Une *combustion lente* ou *oxydation insensible*, dans laquelle la chaleur émise est produite avec tant de lenteur qu'elle devient inappréciable pour nos sens ;

2^o Une *combustion d'une intensité moyenne*, dans laquelle le dégagement de chaleur, quoique très-faible, est cependant sensible (1) ;

3^o Une *combustion active*, c'est-à-dire avec dégagement abondant de calorique accompagné de lumière.

C'est seulement de cette dernière espèce de combustion dont il est question en ce moment.

que la combustion soit complète ; le plus ordinairement il n'en est pas ainsi : il se forme des carbures d'hydrogène volatils et de l'oxyde de carbone qui se dissipent dans l'air à mesure de leur formation, en même temps que la vapeur d'eau et l'acide carbonique.

Il est en outre des combustibles, qui, indépendamment du carbone et de l'hydrogène qui les constituent essentiellement, contiennent encore de l'azote. Dans ce cas, il se forme des produits azotés, volatils comme les précédents, et particulièrement une azoture d'hydrogène qu'on appelle *ammoniaque*.

(1) L'oxydation agit quelquefois avec un degré d'activité suffisant pour occasionner une émission sensible de chaleur, sans flamme et sans combustion apparente. Ainsi, par exemple, l'absorption de l'oxygène par les liqueurs spiritueuses qui passent à l'état de vinaigre, et par plusieurs autres substances organiques, est toujours accompagnée d'une production sensible de chaleur. — Le même phénomène peut être observé dans la combustion lente des pyrites et de plusieurs autres

436. Le degré de température où s'opère la combustion active des matières productrices de la chaleur ne peut être au-dessous de 500 à 600 degrés, puisque dans cette combustion le calorique est toujours accompagné de lumière. Il est, en effet, généralement reconnu qu'un corps ne commence à émettre de la lumière qu'à 500 degrés, ou à peu près. La lumière, dans ce cas, est d'un rouge obscur et à peine visible; mais, à mesure que la chaleur augmente, elle prend plus d'intensité, passe au rouge cerise, puis enfin arrive au rouge blanc quand la température est très-élevée.

437. Cette nécessité d'une température élevée pour que les combustibles proprement dits absorbent l'oxygène de l'air et développent eux-mêmes de la chaleur, explique pourquoi l'on est obligé de les chauffer assez fortement pour déterminer leur combustion, et pourquoi aussi cette combustion s'opère plus promptement et avec plus d'énergie quand on les place au milieu d'un foyer dont le feu est déjà très-actif (1).

matières minérales, lorsqu'on les expose au contact de l'air, en quantité un peu considérable et après les avoir humectées. Plusieurs corps qui brûlent avec flamme peuvent aussi brûler sans inflammation, quoiqu'avec dégagement sensible de chaleur. Le souf, placé sur une plaque de fer chauffée à une température approchant du rouge, fond et s'oxyde en répandant une flamme pâle et légère, visible seulement dans l'obscurité. — Lorsqu'on expose un fil de platine chauffé au rouge, au-dessus d'un flacon débouché qui contient de l'alcool ou de l'éther, les vapeurs de ces liquides, mélangées à l'air, s'oxygènent au contact du métal et peuvent l'entretenir pendant longtemps à la température rouge, sans qu'il survienne une combustion avec flamme.

(1) La nécessité d'échauffer les corps qu'on se propose de brûler tient à des considérations qui n'ont encore fixé l'attention d'aucun physicien.

438. En général, l'affinité de l'oxygène pour les combustibles, et par suite l'activité de la combustion s'accroissent en raison directe de la température. C'est pour cette raison que la combustion devient beaucoup plus active et plus énergique quand on l'alimente avec un courant *d'air chaud*, c'est-à-dire avec de l'air qu'on a fait passer dans des cylindres fortement chauffés pour élever de beaucoup sa température.

439. Quelles que soient les circonstances de la combustion, qu'elle se fasse avec lenteur ou activité, qu'elle ait lieu dans l'oxygène pur ou dans l'air ordinaire, à la température atmosphérique ou au rouge blanc, dans de l'air dilaté ou soumis à une compression, etc., etc.; *quand cette combustion est complète*, la quantité de

L'état actuel où nous voyons la nature est un état d'équilibre auquel elle n'a pu arriver qu'après que toutes les combustions spontanées possibles au degré de chaleur dans lequel nous vivons, toutes les oxygénations possibles ont eu lieu. Il ne peut donc y avoir de nouvelles combustions ou oxygénations qu'autant qu'on sort de cet état d'équilibre et qu'on transporte les substances combustibles dans une température plus élevée. Éclaircissons par un exemple ce que cet énoncé peut présenter d'abstrait. Supposons que la température habituelle de la terre changeât d'une très-petite quantité, et qu'elle devint seulement égale à celle de l'eau bouillante : il est évident que le phosphore étant combustible beaucoup au-dessous de ce degré, cette substance n'existerait plus dans la nature à son état de pureté et de simplicité, elle se présenterait toujours dans l'état acide, c'est-à-dire oxygénée, et son radical serait au nombre des substances inconnues. Il en serait successivement de même de tous les corps combustibles, si la température de la terre devenait de plus en plus élevée, et on arriverait enfin à un point où toutes les combustions possibles seraient épuisées, où il ne pourrait plus exister de corps combustibles, où tous seraient oxygénés et par conséquent incombustibles.

LAVOISIER, *Traité élém. de chimie*, tome 2, 157-158.

chaleur dégagée est, comme celle de l'oxygène absorbé, *toujours la même pour une même quantité du même combustible.* — Mais il n'en est pas ainsi de la lumière produite; elle varie beaucoup avec ces diverses circonstances : nulle ou à peine sensible, quand elle se montre, dans la combustion lente, sa proportion ou son intensité, dans la combustion active, s'accroît en raison directe de l'élévation de la température et de la consommation de l'oxygène.

440. Welter avait émis cette hypothèse, et l'on a admis quelque temps qu'une *quantité déterminée d'oxygène donne toujours la même quantité de chaleur, quel que soit le combustible sur lequel il agit, quand il le brûle complètement; ou, en d'autres termes, que les quantités de chaleur produites par les différents combustibles, simples ou composés, sont proportionnelles aux quantités d'oxygène absorbées.*

Cette loi, dit M. Pécelet (*Traité de la chal.*, 1-118, 2^e édit.), était cependant peu probable, car la quantité totale de chaleur développée doit certainement dépendre de l'état et de la capacité calorifique des corps produits par la combustion, et l'on devait présumer que les corps qui, par leur combustion, produisent des substances solides, dégageraient plus de chaleur que ceux dont la combustion ne donne naissance qu'à des gaz.

Les expériences de Dulong ont renversé, en effet, l'hypothèse de Welter. De ces expériences il résulte que, pour le même poids de carbone et d'hydrogène, les quantités de chaleur produites sont dans le rapport de 7170 à 34742, ou de 1 à 4,84, — tandis que le rapport des poids de l'oxygène, absorbé par des poids égaux de ces combustibles, n'est que de 1 à 3.

Les expériences de Dulong nous ont encore appris qu'un litre d'oxygène, en se combinant à plusieurs

corps combustibles, donne des quantités variées de chaleur, comme l'indique le tableau suivant :

Un litre d'oxygène, par sa combinaison, produit en unités de chaleur,

Avec l'hydrogène.	6,172
— le gaz des marais.	4,793
— le carbone	3,929 (1)
— le fer	6,216
— le cuivre	3,720
— le cobalt	5,721

441. Les combustibles composés développent une quantité de chaleur égale à la somme des quantités de chaleur produites par leurs éléments. — Dans ce calcul toutefois ne se trouve pas comprise la quantité d'hydrogène qui est brûlée par l'oxygène du combustible. Cette loi, dit M. Pécelet, est suffisamment démontrée par la comparaison des résultats qu'a obtenus M. Dulong avec ceux que donne le calcul.

442. Les combustibles solides, non friables et non pulvérulents, ne brûlent que couche par couche, à la superficie, c'est-à-dire dans le seul point qui se trouve en contact avec l'air. — La combustion alors peut être plus ou moins rapide, mais jamais instantanée. — Mais si le combustible est très-divisé, s'il est de sa nature très-inflammable, et surtout s'il se trouve intimement mélangé avec une substance qui puisse lui fournir de l'oxygène, indépendamment de celui qu'il peut prendre à l'air, la combustion, dans ce cas, peut être totale et instantanée. C'est là, par exemple, ce qui se remarque

(1) Le carbone, en brûlant, produit des quantités très-différentes de chaleur, suivant qu'il passe à l'état d'oxyde de carbone ou à l'état d'acide carbonique.

dans la combustion de la poudre à canon et de la poudre de chasse.

443. Quand un combustible est volatil de sa nature, comme l'alcool, ou qu'il produit, en se décomposant, comme le bois, la houille, le lignite, etc., des produits secondaires volatils ou gazeux, il brûle en émettant une flamme ; dans le cas contraire, c'est-à-dire lorsqu'il est fixe, comme le charbon complètement privé de principe hydrogéné (1), il rougit, répand une lumière plus ou moins vive, mais se consume sans produire de flamme. — *La flamme, dans tous les cas, n'est donc que le résultat de la combustion des vapeurs et des gaz qui se dégagent des combustibles.*

444. La combustion des corps gazeux ou volatils produit, dit M. Pecllet (*Traité de la chal.*, 2^e édit., 1-45), une température beaucoup plus élevée que celle des corps solides ; c'est ce que l'on peut déduire de la couleur et de l'éclat de la flamme, éclat que l'on ne peut produire sur les corps solides que par une combustion alimentée au moyen d'un courant d'air forcé ou par l'oxygène pur. On peut d'ailleurs s'assurer directement de ce fait, en plongeant dans la flamme, des corps solides d'une petite dimension ; ils prennent alors un éclat qui ne peut être produit que par une température extrêmement élevée.

445. La plupart des gaz et des vapeurs qui résultent de la décomposition des combustibles employés au chauffage ou à l'éclairage exigent pour s'enflammer une température plus élevée que le rouge cerise ; à cette température, et au-dessous, ils s'échappent sans brûler

(1) Le carbone bien privé d'hydrogène peut cependant émettre une flamme bleuâtre quand il passe d'abord à l'état d'oxyde de carbone, gaz qui brûle en se dégageant, et passe à l'état d'acide carbonique.

et sont perdus pour la combustion ou la production de la chaleur. — Personne n'ignore, en effet, qu'un corps chauffé au rouge cerise ne peut rallumer la fumée qui s'échappe d'une chandelle ou d'une lampe qu'on vient d'éteindre.

446. L'état de sécheresse ou d'humidité de l'air n'est pas sans influence dans la combustion. L'expérience démontre chaque jour que le bois, la houille et les autres combustibles, s'allument plus facilement et brûlent généralement mieux et avec plus de rapidité, dans un air sec que dans un air humide. Cependant, quand l'air humide traverse un foyer où la combustion est très-active, l'eau qu'il entraîne à l'état de vapeur, complètement décomposée par le carbone du combustible, paraît contribuer, par ses éléments qui agissent alors d'une manière isolée, à accroître l'intensité de la combustion. M. Despretz a constaté en effet que l'oxygène humide dégage plus de chaleur dans la combinaison vive avec les corps combustibles, que le même gaz employé à l'état sec. Cette remarque importante explique et justifie l'emploi des jets de vapeur d'eau qu'on projette dans beaucoup d'ateliers au milieu du courant d'air destiné à l'alimentation d'un fourneau. On peut en dire autant de l'emploi d'un vase plein d'eau qu'on place assez souvent dans le cendrier des grands fourneaux, au-dessous même du foyer où s'opère la combustion du coke ou de la houille. (*V. Carbone* (1)).

447. L'air qui a servi à la combustion dans des four-

(1) Nous devons dire cependant que les savants ne sont pas unanimes relativement à l'effet utile que peut produire la vapeur d'eau projetée et décomposée dans un foyer où se développe une très-forte chaleur.

Voici comment s'exprime M. Pécelet à cet égard : « Il y a cependant, relativement à l'influence de l'humidité de l'air, quel-

neaux convenablement construits, n'est plus, ou du moins n'est que très-peu propre à une combustion nouvelle. Dans les foyers bien disposés, dit M. Pécelet, foyers où l'épaisseur de la couche de combustible et le tirage sont convenables, la quantité d'oxygène qui échappe à la combinaison, varie peu. D'après un grand nombre d'analyses de l'air pris à l'issue des cheminées des chau-

ques faits qui semblent en opposition avec ce que nous venons de dire. Depuis quelques années, on a imaginé d'introduire de la vapeur dans l'air d'alimentation des foyers, ou en la faisant arriver librement dans le cendrier, ou en la faisant pénétrer dans des grilles creuses d'où elle s'échappe par de nombreux orifices latéraux. Dans l'un et l'autre cas, l'air traverse cette vapeur et l'entraîne avec lui sur le combustible. Or, dans ces différents cas, la combustion est très-active, et ne ressemble pas à ces combustions languissantes qui ont lieu par les temps humides. La raison de cette différence me paraît provenir uniquement de ce que, dans les appareils dont il est question, il y a un grand tirage qui compense l'effet provenant des circonstances atmosphériques nuisibles dont nous avons parlé. » (*Traité de la chaleur*, tom. I, p. 200.)

Plus loin, il s'explique d'une manière plus explicite. « Les détenteurs de brevet pour l'injection de la vapeur sous la grille ont publié plusieurs résultats d'expériences faites dans différents lieux, d'où il semble résulter de ce nouveau mode de combustion une économie de combustible qui s'élevait de 21 à 30 pour 100. Ces résultats paraissaient fort extraordinaires, car l'introduction de la vapeur pouvait faire produire de la flamme à des combustibles qui brûlent ordinairement sans flamme ; mais comme la quantité de chaleur produite par la formation de l'eau est égale à celle qui est absorbée par sa décomposition, il ne pouvait pas y avoir accroissement de chaleur.

« Aussi des expériences faites avec tout le soin convenable par une Commission de l'Institut, et d'autres faites à la manufacture des tabacs de Paris, ont-elles nettement démontré que l'introduction de la vapeur n'a aucune influence sur la quantité de chaleur développée. » (*Traité de la chal.*, t. I, p. 264.)

dières à vapeur dont les foyers étaient alimentés régulièrement par la houille, le même physicien a reconnu que cette quantité d'oxygène absorbé est à peu près égale à la moitié de la quantité totale, c'est-à-dire qu'elle forme le dixième de la masse totale de l'air. Dans les foyers alimentés par le bois, ajoute M. Pécelet, cette quantité est un peu plus petite. La plus faible proportion d'air qui échappe à la combustion dans un foyer à bois, provient sans aucun doute de ce que la combustion de ce corps est toujours accompagnée de flamme, ce qui n'arrive pas (du moins à un égal degré) pour la houille. Les foyers à coke ont donné les mêmes résultats que les foyers à houille, mais seulement quand les morceaux de coke n'étaient pas trop gros, et que l'épaisseur de la couche de combustible était considérable; quand ces conditions ne sont pas remplies, la quantité relative d'oxygène absorbée est beaucoup plus petite. M. Pécelet n'a point eu l'occasion de faire des expériences sur la combustion de la tourbe ni sur celle du charbon de tourbe, mais il pense que les résultats auraient peu différé de ceux fournis par la houille et le bois. Du reste, il ne faut pas perdre de vue que la proportion du résidu d'oxygène est plus considérable quand la porte du foyer reste ouverte, ce qui se remarque aussi à la suite de la combustion opérée dans nos foyers domestiques, par la raison qu'une grande partie de l'air poussé dans la cheminée, ne passe pas au travers du charbon ou du bois en état de combustion.

Production de la chaleur dans les fourneaux et les cheminées.

448. L'art de produire de la chaleur de manière à en retirer et à en utiliser le plus possible de chaque espèce

de combustible, est de la plus haute importance, et mérite d'être soumis à une sérieuse étude par tous ceux qui se destinent à l'industrie, car il est la base essentielle de tous les travaux qu'on pratique dans les manufactures. Nous ne chercherons pas cependant à développer ici tout ce qu'il est nécessaire de connaître pour tirer le meilleur parti possible des combustibles : c'est là une science tout entière qu'il faut puiser dans les traités spéciaux, parmi lesquels nous ne saurions trop recommander l'excellent ouvrage de M. Pécelet (*Traité de la chaleur considérée dans ses applications*, 2^e édit.). Nous nous bornerons donc à quelques préceptes généraux, indispensables à donner quand il est question de l'air et de ses applications à l'économie domestique et à l'industrie.

449. Un combustible donne d'autant plus de chaleur que sa combustion est plus complète, qu'il se dégage et se perd moins de produits volatils inflammables (*oxyde de carbone, carbure d'hydrogène, vapeur d'huile empyreumatique*), et qu'il se forme plus d'eau et d'acide carbonique.

450. Pour arriver à ce résultat, ou autrement pour qu'un combustible produise le plus de chaleur possible, il faut qu'au moment de la combustion il se trouve en rapport avec une *suffisante quantité d'air*, afin qu'aucune partie des produits volatils et inflammables de sa décomposition par le feu, n'échappe à la combustion complète et définitive, c'est-à-dire à la *transformation en eau et en acide carbonique*.

Pour déterminer une combustion complète, ou du moins presque complète, d'un combustible, l'air doit former un courant qui l'enveloppe dans toutes ses parties et le touche par la plus grande surface qu'il est possible d'obtenir; à cet effet, on le divise suf-

fisamment pour augmenter le plus possible cette surface, mais pas assez cependant pour que la petitesse des fragments s'oppose au libre passage de l'air. Plus le courant est actif et rapide, plus la combustion est parfaite.

451. On obtient un bon courant d'air :

1^o Par une disposition convenable des fourneaux et des foyers des cheminées ;

2^o Par des moyens mécaniques ou des machines soufflantes qui font affluer en très-grande quantité l'air au foyer où s'opère la combustion.

452. 1^o *Fourneaux et cheminées.* Dans les fourneaux et foyers des cheminées, le courant d'air s'établit naturellement par l'effet du changement de densité qu'éprouve la colonne gazeuse en rapport avec le feu ou la matière en combustion. Devenu plus léger par suite de sa dilatation, l'air pénétré de calorique se trouve pressé par le poids de l'atmosphère extérieure qui le pousse avec force dans la cheminée ; et comme de nouvelles parties de cet air viennent incessamment se présenter au foyer, il en résulte un courant ascendant et continu qui entraîne avec lui, à mesure de leur formation, l'acide carbonique et la vapeur d'eau, de même que les produits volatils inflammables, qui ont pu échapper à la combinaison de l'oxygène atmosphérique. Sans l'établissement de ce courant continu, la combustion ne tarderait pas à cesser, car alors l'air ambiant serait bientôt altéré au point de n'exercer aucune action chimique sur le combustible.

453. La rapidité du courant d'air dans les fourneaux, et par conséquent l'activité de la combustion, sont en rapport direct avec l'élévation de la température produite et concentrée au foyer et dans la cheminée : elles dépendent donc de la nature et de la quantité du combustible, de

la *matière qui constitue le fourneau*, et de la *forme* qui lui a été donnée.

454. Plus le combustible brûle facilement, plus il produit de chaleur en un temps donné, plus il active la rapidité du courant d'air.

455. Le tirage du fourneau, c'est-à-dire la marche du courant d'air, est d'autant plus rapide que les *parois du foyer et de la cheminée sont plus épaisses*, et que les matériaux dont elles ont été formées sont *moins bons conducteurs du calorique*. De tous les fourneaux, les plus mauvais, sous ce rapport, sont ceux à parois métalliques.

456. Quant à la forme des appareils à combustion et à son influence sur le tirage, voici ce que l'expérience a appris. Tout fourneau bien construit se compose : 1^o d'un *foyer* muni d'une grille destinée à supporter le combustible et à laisser passer l'air qui doit y arriver librement par sa partie inférieure ; 2^o d'un *laboratoire*, espace vide situé au-dessus du foyer, et où se placent les objets destinés à être chauffés ; 3^o d'une *cheminée* qui s'élève à une hauteur plus ou moins grande, et donne passage aux produits de la combustion.

Cette dernière partie, la cheminée, est la plus importante du fourneau, relativement au tirage ou à la rapidité du courant d'air. En général, une cheminée a un tirage d'autant plus actif, d'autant plus énergique, qu'elle est *plus élevée* ; le terme de cette influence de la hauteur est le point où la colonne d'air cesserait d'être chauffée et raréfiée. On a reconnu que, toutes choses égales d'ailleurs, la vitesse du courant d'air, relativement à l'élévation de la cheminée, croissait comme les racines carrées de hauteur.

457. 2^o *Machines soufflantes*. — L'activité du courant d'air produit par le tirage naturel dans les fourneaux,

est insuffisante pour un assez grand nombre d'industries qui nécessitent le développement d'une très-haute température; on lui vient alors en aide au moyen d'appareils mécaniques appelés *machines soufflantes*. Ces machines sont de trois ordres : 1^o les *soufflets* proprement dits; 2^o les *ventilateurs*; 3^o les *trompes*.

458. Le plus mauvais de tous les soufflets, bien qu'il soit le plus généralement employé, est le *soufflet des forgerons*, qui ne donne qu'un courant d'air irrégulier mu par une pression insuffisante. On le remplace dans les grandes usines par les *soufflets à piston* : ce sont d'énormes corps de pompe dans lesquels on fait mouvoir un piston destiné à chasser l'air. Ces appareils étant ordinairement de très-grande dimension, produisent des effets très-puissants : il en existe en Angleterre qui ont deux mètres de diamètre et tout autant de hauteur, non compris la place du piston. Une pareille machine peut donner douze coups à la minute et chasser dans le même temps plus de 72,000 litres d'air.

459. Les *ventilateurs* sont généralement formés par un volant ou une roue à ailes tournant sur un axe, dans une caisse fermée où l'air pénètre par plusieurs ouvertures; entraîné avec d'autant plus de force que le mouvement de la machine est plus rapide, l'air se trouve incessamment chassé, et forme ainsi un courant continu. Ces machines sont fort usitées en Angleterre.

460. Les plus simples de toutes les machines soufflantes sont les *trompes* : elles se composent d'un arbre perforé où se précipite un courant d'eau qui entraîne mécaniquement beaucoup d'air dans sa chute. Au moyen d'un entonnoir convenablement disposé, cette eau, mélangée d'une grande quantité d'air, pénètre dans un tonneau, d'où la matière gazeuse soumise, en s'accumulant, à une

forte pression, s'échappe par des tuyaux qui la conduisent au foyer où elle va activer la combustion.

Influence sur les matières colorantes, et utilité de l'air dans la teinture.

461. L'air, par son oxygène, exerce des influences très-importantes à connaître dans plusieurs opérations de teinture.

Ainsi, il peut détruire la coloration de beaucoup de matières organiques, par une *combustion lente* d'une partie de leur *hydrogène et peut-être de leur carbone*. C'est ainsi qu'on explique l'action de l'air dans le blanchiment des toiles rousses qu'on expose sur un pré à l'action de l'oxygène atmosphérique, laquelle est sans doute favorisée par l'influence de l'humidité et de la lumière.

462. En général, quand l'air, avec l'aide de l'humidité et de la lumière, réagit longtemps, il tend à brûler, à détruire plus ou moins complètement la généralité des matières colorantes organiques; c'est ce que démontre d'une manière évidente l'affaiblissement et l'altération des nuances des matières teintes et des fleurs à l'état de dessiccation quand elles sont exposées durant des années aux influences atmosphériques.

463. Mais si l'oxygène atmosphérique, en opérant à la longue, arrive peu à peu et plus ou moins complètement à détruire les couleurs végétales et animales, par l'effet insensible, mais sûr, d'une combustion lente, il exerce, dans beaucoup de cas, une *influence toute contraire*, en produisant, par une réaction le plus souvent très-rapide, des *phénomènes remarquables de coloration*. Certaines substances incolores ou peu colorées, comme le parenchyme d'un grand nombre de fruits et de racines, l'écorce de la plupart des arbres, les pétales de

beaucoup de fleurs, la sève et même quelquefois les sucres propres de la presque généralité des végétaux, etc., prennent en peu d'instants une nuance *fauve*, *brunâtre*, ou même *noirâtre*, quand ils se trouvent exposés au contact de l'air, ce qui paraît tenir à une combinaison de l'oxygène avec la nature organique. C'est pour préserver de cette rapide coloration les fruits destinés à la préparation des sirops et des confitures, qu'on a soin de les jeter dans l'eau, à mesure qu'on les coupe en tranches, ou qu'on enlève la pellicule qui les recouvre.

464. La coloration brune que subissent les feuilles et les autres parties des végétaux à l'approche de l'hiver, paraît tenir aussi à cette réaction de l'oxygène qui commence à s'exercer à mesure qu'ils perdent de leur vitalité. Suivant Leuchs, quand dans cette altération les feuilles passent au rouge, c'est que l'oxygène atmosphérique y donne lieu à la production d'un acide.

465. Cette influence de l'oxygène atmosphérique sur les substances organiques, mérite d'être prise en considération par les teinturiers. On a remarqué, en effet, que les matières colorantes, en se dissolvant dans l'eau pendant la décoction des substances tinctoriales, subissent, par l'influence de l'air et de la chaleur, une certaine altération qui y développe une nuance fauve ou brunâtre, peu sensible, il est vrai, mais qui peut modifier leur fraîcheur d'une manière plus ou moins fâcheuse. C'est ce qui arrive quelquefois aussi quand on conserve trop longtemps à l'air le liquide colorant qui est le produit de la décoction (1).

466. On peut prévenir cet inconvénient que présente

(1) Cette influence de l'air, à laquelle il faut ajouter celle de la fermentation, s'exerce d'une manière très-utile sur le décoctum de bois de Brésil, en donnant lieu à la précipitation

l'extraction des matières colorantes, en opérant cette extraction à l'aide de la vapeur, dans des vaisseaux en bois bien fermés ; on a aussi conseillé de pratiquer l'ébullition dans le vide, comme on le fait pour l'évaporation des sirops de sucre. Quant à la bonne conservation des liquides colorés qui doivent servir à la teinture, on peut les préserver du contact de l'air en les recouvrant d'une couche d'huile, ou d'un flotteur en bois léger, qui en occupe toute la surface, et s'élève ou s'abaisse avec le liquide.

467. Il est des principes colorants qui existent à l'état incolore dans les végétaux, ou qui du moins n'y montrent qu'une nuance peu sensible, et qui n'a le plus souvent aucun rapport avec leur véritable couleur tinctoriale. Quand ces substances incolores sont mises au contact de l'air, elles s'oxygènent promptement, et prennent alors la belle couleur qu'elles doivent fixer avec elles dans la teinture. Par contre, lorsque ces principes colorants sont oxygénés et qu'ils jouissent de tout leur éclat, s'ils viennent à être privés d'une certaine quantité d'oxygène, ils perdent leur couleur qu'ils peuvent reprendre promptement ensuite par une nouvelle oxygénation, quand on les expose au contact de l'air. C'est à un phénomène de cette nature qu'est due la décoloration de la *teinture de tournesol* dans les laboratoires de chimie. On sait que les sulfates contenus dans cette teinture se désoxygènent au contact de la matière organique, et deviennent des sulfures, lesquels désoxygènent à leur tour la matière colorante et la rendent incolore. Mais il suffit d'une

d'une matière foncée qui salit le bel éclat de sa matière colorante rouge. — Aussi est-on généralement dans l'habitude de préparer le décoctum de ce bois très-longtemps à l'avance.

exposition de quelques minutes à l'air pour que le liquide reprenne aussitôt sa belle couleur bleue (1).

468. La dissolution de *l'indigo* et son application à la teinture présentent un phénomène analogue. Cette matière colorante bleue, telle qu'on la trouve dans le commerce, est insoluble dans l'eau. Elle ne peut cependant servir à teindre, être appliquée sur les fils et les étoffes sans être préalablement dissoute. Pour rendre l'indigo soluble, on le désoxygène soit par le contact du protoxyde de fer hydraté, du sulfure d'arsenic, etc., soit par la fermentation de diverses matières végétales, comme le pastel, le son, la gaude, la garance, etc. Devenu soluble, il perd sa couleur bleue pour passer au vert sale, couleur qu'il communique aux matières qu'on plonge dans le liquide où il se trouve dissous, et qui s'en imprègnent très-fortement. Mais dès que ces matières sont retirées du bain et qu'elles arrivent au contact de l'air, elles bleuissent rapidement par l'effet de l'oxygénation, et l'indigo, en redevenant insoluble, se fixe d'une manière solide sur ces matières, en leur communiquant la belle couleur qu'il possède lorsqu'il est suffisamment saturé d'oxygène.

469. L'oxygénation par le contact de l'air joue aussi un rôle très-important dans l'application de quelques

(1) Les bois de teinture peuvent perdre leur couleur sous l'influence de la fermentation; quelquefois alors la couleur n'est que modifiée et peut reparaître par l'aération; mais elle peut aussi avoir été détruite, et dans ce cas l'aération ne la rétablit plus. — On prévient cette dernière altération par une addition d'alun ou par l'exposition de la liqueur du bois colorant dans un lieu frais. — Dans quelques cas, l'altération d'un bois colorant n'est pas absolue, et, comme elle est due à l'oxygénation de la matière colorante, on peut ramener la couleur à l'état normal par une désoxygénation.

couleurs minérales. Ainsi l'on teint en couleur *nankin*, *beurre-frais*, *rouille*, en plongeant alternativement les fils et les étoffes (particulièrement ceux de coton), dans une solution de *sulfate de protoxyde de fer* (couperose verte), et dans un bain froid de lessive de potasse. — La matière à teindre prend d'abord une nuance vert sale due à la fixation de l'hydrate de protoxyde de fer, précipité par l'action de la potasse; mais, exposé à l'air, le fer passe peu à peu à l'état de peroxyde qui se fixe solidement à la matière organique, en prenant, suivant la proportion de l'oxyde fixé, la couleur rouillée ou jaune un peu rougeâtre qui lui est propre. — La même réaction se remarque encore quand on teint en couleur *solitaire* par le *sulfate de protoxyde de manganèse* et la potasse. — En sortant les fils ou les tissus du bain de potasse, après les avoir imprégnés de la solution de sulfate manganoux, ils paraissent à peine colorés; mais ils passent bientôt au roux, puis au brun foncé, par l'absorption de l'oxygène atmosphérique. — Cette même influence se remarque encore dans la teinture en *bleu-raymond*, couleur qui se fonce sensiblement au contact de l'air, ce qui tient à ce que le mordant de sulfate de fer contient une certaine proportion de sulfate de protoxyde. — Une variété de ce bleu, qu'on appelle *bleu-napoléon*, et qu'on obtient par l'addition du protochlorure d'étain au mordant de peroxyde de fer, éprouve, par le contact prolongé de l'air, un changement de nuance qui la ramène peu à peu au véritable bleu-raymond qui est plus foncé et moins rougeâtre : cet effet tient encore, sans aucun doute, à une peroxydation du fer. — C'est enfin une réaction analogue qui se remarque dans la teinture en noir, par l'engallage et le bain de sulfate de protoxyde de fer (*bain de pied de noir*); quand on tire les matières plongées

dans ce dernier bain, elles n'ont pas la coloration foncée qui est nécessaire et qui se manifeste peu à peu par l'aération. On sait en effet que le tannate de protoxyde de fer est incolore et soluble dans l'eau, et qu'il devient d'un noir violet et passe à l'état insoluble en absorbant de l'oxygène pour devenir *tannate de peroxyde*.

470. L'aération se pratique, dans ces diverses applications de couleurs minérales, en retirant du bain les matières à teindre et les étirant fréquemment sur des chevilles de bois, où on les laisse à plusieurs reprises, c'est-à-dire après de nouvelles immersions dans le bain, exposées plus ou moins longtemps au libre contact de l'air.

OBSERVATIONS ET REMARQUES DIVERSES

SUR L'AIR ATMOSPHERIQUE ET SON INFLUENCE DANS LES OPERATIONS INDUSTRIELLES.

1° Utilisation de la chaleur perdue et des produits inflammables de la combustion.

471. La production de la chaleur étant, dans la généralité des opérations industrielles, une des principales dépenses de la fabrication, toute économie qui porte sur les frais de combustion peut exercer une influence des plus heureuses sur la prospérité d'un établissement. — Les économies de cette nature peuvent résulter soit du *choix* d'un combustible convenable à la nature du travail, soit de la *bonne construction* des fourneaux, soit de la *conduite de la combustion*, soit enfin de *l'utilisation de la chaleur surabondante*, produite en pure perte et dissipée sans utilité.

472. Déjà nous avons parlé des conditions de la combustion et des règles essentielles à suivre dans la construction des fourneaux ; nous traiterons bientôt des combustibles et de leur valeur relative (*V. carbone*). Il ne doit donc être question en ce moment que de *l'utilisation de la chaleur perdue*. Et, à cet égard, on comprendra facilement qu'il y a très-peu de préceptes généraux à établir. C'est à l'intelligence de chaque industriel à suppléer sur ce point à tout ce que ne peut prévoir la science. Tout ce qu'on peut dire, en effet, sur ce sujet, c'est que l'application la plus générale de la chaleur perdue consiste à la faire servir soit à la *dessiccation* des matières imprégnées d'humidité, soit au *chauffage*, soit à *l'évaporation* des liquides.

473. Dans les usines où l'on traite les minerais de fer, on a introduit récemment une amélioration des plus importantes, et qui consiste à utiliser, avec le calorique dissipé en pure perte, les gaz combustibles (oxyde de carbone, carbures d'hydrogène) qui s'échappent en grande abondance par le gueulard des hauts-fourneaux, et que l'on fait brûler dans des appareils convenablement disposés, ce qui produit un dégagement considérable de chaleur. De cette pratique nouvelle sont résultés de très-grands avantages qui seront signalés quand il sera question de la production du fer. Nous parlerons en même temps des procédés ingénieux de MM. Thomas et Laurens, procédés par lesquels on convertit d'abord les combustibles, de quelque nature qu'ils soient, en gaz inflammables, et particulièrement en oxyde de carbone, qu'on fait brûler ensuite, dans les mêmes appareils dont ces habiles ingénieurs se sont servis pour utiliser les gaz combustibles des hauts-fourneaux.

2^o Moyens de remédier à l'altération accidentelle de l'air, et de le rendre respirable.

474. Précédemment on a vu que l'air, quand il était confiné, enfermé, ou du moins lorsque son renouvellement était difficile, pouvait être altéré par un grand nombre de causes dont les principales sont la respiration des hommes et des animaux, la combustion lente ou active des combustibles, et, en général, des matières organiques. — Les moyens de remédier à cette viciation accidentelle sont de deux ordres : *chimiques* ou *mécaniques*.

Les *moyens chimiques* agissent par *absorption*, comme l'eau, l'eau acidulée, la chaux, etc., ou par une *action décomposante*, comme le chlore, les vapeurs d'acides minéraux, etc.

475. *L'eau* est très-utile pour absorber les vapeurs acides répandues dans l'air. On peut, à cet effet, placer dans les ateliers, les appartements où il se dégage de l'acide sulfureux, de l'acide azotique ou hypo-azotique, du gaz acide chlorhydrique, des baquets pleins d'eau et multipliés autant qu'il est nécessaire pour obtenir une absorption entière de ces acides. On peut établir avec plus d'avantage un écoulement continu ou des jets d'eau qui s'emparent avec plus d'énergie encore des vapeurs et des gaz délétères qui y sont solubles. — Des moyens analogues ont été mis en pratique avec succès, dans quelques fabriques de soude artificielle, où l'on ne pouvait recueillir tout le gaz chlorhydrique, produit de la décomposition du sel marin par l'acide sulfurique.

476. *L'eau acidulée* par l'acide sulfurique ou un autre acide minéral exerce une absorption très-énergique quand l'air est infecté par du gaz ammoniacque.

477. La *chaux* absorbe activement l'humidité atmosphérique, et peut servir, quand on la renouvelle aussitôt qu'elle est complètement délitée, à préserver un appartement de l'humidité, et à conserver les objets précieux qui y sont renfermés. Nous avons conseillé l'emploi de ce moyen pour assainir les rez-de-chaussée, après la grande inondation de Lyon, en 1841. — La chaux, soit délitée par un peu d'eau, soit à l'état de lait de chaux, est encore très-utile pour absorber l'acide carbonique anormal. On en néglige beaucoup trop l'usage dans les hôpitaux, les prisons, etc., où elle peut rendre de très-grands services, avec une dépense très-minime, pour enlever en même temps l'humidité et l'acide carbonique surabondants (1).

478. M. Darcet a conseillé l'emploi du *chlorure de calcium desséché*, pour prévenir l'altération des livres, des tableaux, des gravures et des meubles précieux, qu'on abandonne à la campagne, durant l'hiver, dans des appartements fermés. Ce sel, qui est très-avide d'eau, doit être placé au milieu d'une chambre (où sont réunis tous les objets à conserver), dans un vase disposé de manière à ce que la partie qui devient liquide, en absorbant l'humidité atmosphérique, puisse s'écouler facilement et tomber dans un récipient où elle se réunit. L'expérience a démontré l'excellence de ce moyen. On pourrait toutefois substituer au chlorure de calcium de l'*acide sulfurique* concentré, qui absorbe aussi avec beaucoup d'énergie l'humidité atmosphérique.

(1) Le *charbon de bois* absorbe aussi et d'une manière très-énergique l'humidité et les gaz acides ou alcalins. Pour qu'il jouisse de toute sa faculté absorbante, il doit être employé dans un état de dessiccation parfaite, ce qu'on obtient facilement en le faisant rougir. On s'en est servi pour assainir des puits dont l'air contenait une proportion anormale d'acide carbonique.

479. Le *chlore*, le *chlorure de chaux* et les *chlorures de soude et de potasse*, doivent être préférés à tous les autres moyens, même aux vapeurs d'acides minéraux, quand il s'agit de débarrasser l'air du gaz acide sulfhydrique, du sulfhydrate d'ammoniaque, du gaz ammoniaque, du carbonate de cette base, de plusieurs autres gaz ou vapeurs hydrogénées, et des particules organiques putrides qui l'infectent (*V. Chlore*).

480. Les *moyens mécaniques* de purifier l'air ont tous pour but de renouveler plus ou moins activement celui qui est enfermé, et d'expulser avec lui les vapeurs ou gaz délétères qui rendent sa respiration dangereuse. Tous ces moyens se résument en une opération unique, la *ventilation*.

L'art de ventiler les appartements, les ateliers, les fabriques, les magnaneries, les étables, les prisons, les hôpitaux, les carrières, les mines, etc., etc., est un art très-important et d'une application assez difficile, qui comporterait de nombreux détails, impossibles à donner dans un traité élémentaire de chimie; nous nous bornerons donc à tracer ici un exposé très-succinct des principaux moyens employés pour pratiquer la ventilation.

481. La ventilation peut être *spontanée* ou *artificielle*.

Elle est *spontanée* quand elle s'opère naturellement par l'effet du mouvement de l'air extérieur, ou sous l'influence des modifications de densité qui surviennent dans la masse atmosphérique, par exemple, d'un espace fermé, où des hommes sont réunis en grand nombre. Dans ce cas, l'air, devenu plus léger en se dilatant, est refoulé par l'atmosphère extérieure qui pèse sur lui et l'expulse par toutes les ouvertures supérieures. L'air frais et pur du dehors remplace donc ainsi continuellement l'air échauffé et vicié du dedans. — On obtient

ce résultat par des ouvertures placées en bas et en haut, plus ou moins nombreuses, plus ou moins grandes, suivant l'étendue de l'espace à ventiler.

482. La ventilation spontanée s'opère naturellement par les portes et les fenêtres des appartements. — Rumford pense qu'elle est suffisante pour un petit nombre de personnes, lorsque l'espace est convenable, même quand ces ouvertures restent fermées pendant plusieurs heures; car elle s'opère alors par les joints des portes et des croisées. Chaque fois, d'ailleurs, qu'on ouvre une porte, lors même qu'elle est refermée immédiatement, il entre dans l'appartement une quantité considérable d'air frais, lequel remplace un semblable volume d'air chaud qui s'échappe par la même voie. — M. Leblanc a remarqué, au contraire, que dans toute localité où les portes et les fenêtres sont fermées, quand il ne s'opère pas une ventilation forcée par une cheminée, le renouvellement de l'air est presque nul; aussi conseille-t-il d'avoir recours à une ventilation forcée.

483. La *ventilation forcée ou artificielle* se pratique par *aspiration* ou *refoulement* de l'air. — La manière la plus simple d'opérer l'aspiration est l'établissement d'un foyer placé au bas d'une cheminée, ou qui communique avec elle; c'est ce qui se pratique chaque jour dans les appartements comme dans les ateliers, dans les lieux de réunion, etc., etc. — On a déjà indiqué comment et pourquoi l'introduction de l'air extérieur se fait alors d'une manière continue, en déterminant un courant plus ou moins énergique et rapide, suivant la température du foyer, ou autrement suivant la force du tirage. Dans quelques cas on remplace le feu par le jeu d'une pompe aspirante, ou par un *ventilateur*, par un *tarare* qui opère en rejetant continuellement au dehors, une partie de l'air du de-

dans. Des appareils analogues peuvent agir par refoulement, c'est-à-dire en faisant pénétrer intérieurement l'air extérieur, lequel pousse alors devant lui et chasse au dehors l'air intérieur, et l'empêche ainsi de se vicier.

484. Dans les houillères, dans les carrières, dans les mines qui ne sont point établies à ciel ouvert, et où l'air peut être vicié par la respiration des ouvriers, par les lampes dont ils se servent, par la combustion de la poudre de mine, par la décomposition spontanée des bois, par les filtrations naturelles d'acide carbonique et de proto-carbure d'hydrogène, etc., etc., on pratique principalement l'aérage ou la ventilation en disposant toutes les galeries de l'exploitation de manière à ce qu'elles forment une sorte de labyrinthe, qui se termine d'un côté par un puits de montée, et de l'autre par le puits destiné à la descente des ouvriers. Pour forcer la ventilation dans ce cas, il suffit d'établir un foyer en activité vers l'une de ces deux ouvertures.

485. La ventilation spontanée n'est pas suffisante dans les ateliers où les opérations industrielles donnent lieu à la viciation de l'air, en y répandant des vapeurs plus ou moins désagréables, plus ou moins dangereuses et délétères. Il est indispensable, dans ce cas, d'y établir un *appel forcé*, suivant le système si bien et si utilement développé par M. Darcet. Cet appel ou tirage forcé s'obtient par l'emploi d'un ou de plusieurs foyers dits *fourneaux d'appel*, qui établissent des courants énergiques, lesquels entraînent dans les cheminées et chassent au dehors les vapeurs nuisibles, à mesure de leur formation. Le grand art, dans les circonstances de cette nature, est de faire servir la chaleur perdue et la fumée encore chaude à l'établissement de ce tirage forcé.

Dans l'impossibilité où nous sommes d'entrer dans de plus longs détails sur l'aération et l'assainissement

des lieux habités par les hommes et les animaux, nous renvoyons le lecteur, 1° au Traité de Tredgold, *sur l'art de chauffer et de ventiler les habitations*; 2° à la *Géologie appliquée ou Traité de la recherche et de l'exploitation des minéraux utiles*, par M. Amédée Burat; 3° à l'excellent *Traité de la chaleur*, de M. Pécelet; 4° et surtout à la *Collection des Mémoires de M. Darcet, relatifs à l'assainissement des ateliers, des édifices publics et des habitations particulières*.

CHAPITRE HUITIÈME.

ORGANOGENÈS.

HYDROGÈNE.

Symbole H. — Poids de l'atome, 6, 25. — Poids de l'équivalent (H²) 12, 50.

486. HISTORIQUE. — Il y a plus de deux siècles que le gaz hydrogène a été signalé comme un air ayant la propriété de brûler avec flamme; on le confondait alors, et on l'a confondu longtemps, avec le carbure d'hydrogène gazeux produit par la décomposition des matières organiques. Un physicien célèbre, qui professait au jardin du roi, et qui eut l'honneur de compter Louis XIV parmi ses auditeurs, faisait brûler ce gaz, dégagé au moyen de l'acide vitriolique (sulfurique), de l'eau et du fer, par l'extrémité d'un tube de verre effilé à la lampe. Ce petit appareil a conservé son nom : on l'appelle encore *lampe* ou *chandelle philosophique de Polinière* (1) (fig. 24).



(1) La ville de Lyon compte aujourd'hui parmi ses médecins les plus honorables un arrière petit-fils de ce savant phy-

487. C'est à Cavendish qu'on doit d'avoir parfaitement distingué ce gaz des autres espèces d'air : ce fut en 1766 qu'il en fit connaître la nature et les principales propriétés. — Quelques partisans de la doctrine de Stahl soutinrent d'abord que l'hydrogène n'était autre que le phlogistique ; Schéele lui-même, dans son *Traité de l'air et du feu*, le considérait comme un phlogistique rendu gazeux par son union avec le principe de la chaleur ; mais ces opinions victorieusement combattues par Lavoisier (1), ne tardèrent pas à être abandonnées. Priestley, Schéele, Volta, Sennebier, etc., ont beaucoup contribué par leurs recherches à la connaissance des propriétés de l'hydrogène.

sicien. Le docteur Polinière est auteur de plusieurs travaux estimés, et particulièrement d'un *Traité des évacuations sanguines artificielles*, en 2 vol. in-8°.

(1) Quelques chimistes d'un ordre très-distingué se persuadent que l'hydrogène est le phlogistique de Stahl, et comme ce célèbre chimiste admettait du phlogistique dans les métaux, le soufre, le charbon, etc., ils sont obligés de supposer qu'il existe également de l'hydrogène fixé et combiné dans toutes ces substances ; ils le supposent, mais ils ne le prouvent pas ; et quand ils le prouveraient, ils ne seraient pas beaucoup plus avancés, puisque ce dégagement d'hydrogène n'explique en aucune manière les phénomènes de la calcination, de la combustion. Il faudrait toujours en revenir à l'examen de cette question ; le calorique et la lumière qui se dégagent pendant les différentes espèces de combustion, sont-ils fournis par le corps qui brûle ou par le gaz oxygène qui se fixe dans toutes les opérations ? Et certainement la supposition de l'hydrogène dans les différents corps combustibles ne jette aucune lumière sur cette question. C'est, au surplus, à ceux qui supposent à prouver ; et toute doctrine qui explique aussi bien et aussi naturellement que la leur, sans supposition, aura au moins l'avantage de la simplicité.

(Lavoisier, *Traité élém. de chimie*, I, 218-219.)

488. ÉTYMOLOGIE ET SYNONYMIE. — Nommé d'abord *air inflammable*, désignation qui le faisait confondre avec les autres gaz susceptibles de brûler en produisant une flamme, il fut appelé *hydrogène* par les auteurs de la nouvelle nomenclature, pour indiquer qu'il est le principe générateur de l'eau. Ce nom, en effet, résulte de l'association de deux mots grecs qui ont cette signification : de ὑδωρ (udôr) *eau*, et de γεννάω (gennaô) *j'engendre*.

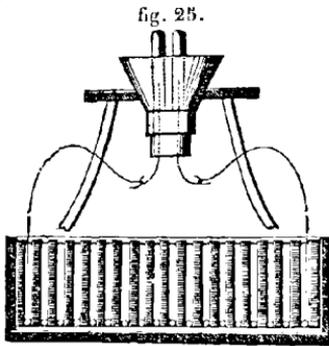
489. ÉTAT NATUREL. — Bien que l'hydrogène soit un des principes les plus essentiels de la nature, on le trouve très rarement à l'état de pureté ou parfaitement libre. Gazeux, il est généralement combiné au carbone (*proto-carbure d'hydrogène*), au soufre (*acide sulfhydrique*), au phosphore (*phosphures d'hydrogène*), à l'azote (*ammoniaque*), au chlore (*acide chlorhydrique*).

490. On a attribué, il est vrai, à une accumulation de ce gaz dans les parties supérieures de l'atmosphère, la production de plusieurs météores ignés, tels que les globes de feu, les étoiles tombantes, etc. ; mais ce n'est là qu'une pure supposition ; on sait, d'ailleurs, que Gay-Lussac n'a point trouvé d'hydrogène dans l'air recueilli à une très-grande hauteur, lors de son célèbre voyage aérostatique. M. Boussingault, il est vrai, a découvert des traces de ce gaz dans la composition de l'air atmosphérique ; mais, suivant ce savant chimiste, il y existe à l'état de *carbure d'hydrogène*.

491. C'est surtout comme élément de l'eau que l'hydrogène est abondamment répandu dans la nature. L'eau, en effet, est constituée par la combinaison de deux volumes d'hydrogène avec un volume d'oxygène ; — en poids, ce dernier principe en forme à peu près les 11 centièmes (11,10). — L'hydrogène est enfin un des éléments constitutifs de l'organisation végétale et animale ; aussi s'en dégage-t-il de grandes quantités dans tous les cas où les

matières organiques se décomposent, soit spontanément, soit sous l'influence de la chaleur ; le plus souvent alors il n'est pas libre, mais à l'état de combinaison avec le carbone, l'azote, le soufre, le phosphore.

492. PRÉPARATION. — C'est le plus souvent en *décomposant l'eau* qu'on obtient le gaz hydrogène. Cette décomposition peut être opérée soit par l'électricité, soit en présentant à l'oxygène de l'eau, un corps pour lequel il ait plus d'affinité que pour l'hydrogène. Les moyens usités pour arriver à ce résultat, sont :



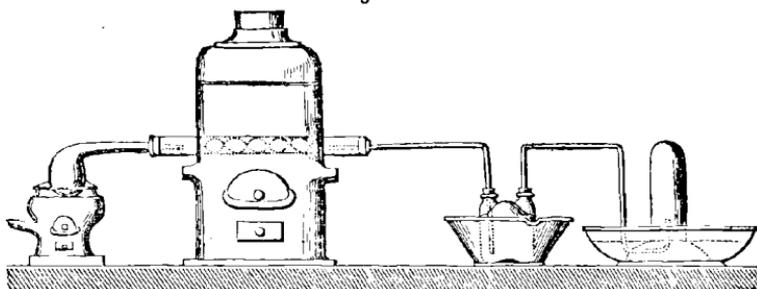
1^o *La pile voltaïque.* — En plongeant dans de l'eau les deux pôles de la pile et recueillant les gaz qui se dégagent, avec deux éprouvettes, l'hydrogène se rend au pôle négatif ; on en obtient peu par ce moyen, mais il est très pur. (*fig. 25.*)

493. 2^o *Le potassium.* — Ce métal décompose l'eau à la température ordinaire, s'empare de son oxygène pour passer à l'état de potasse (*protoxyde de potassium*) ; l'hydrogène se dégage et brûle au contact de l'air. Il est possible de le recueillir en l'isolant de l'oxygène atmosphérique ; on a indiqué pour cela différents procédés : le plus simple consiste à faire un amalgame, en triturant du mercure avec un morceau de potassium. Cet amalgame placé dans un verre et recouvert d'eau, décompose lentement ce liquide, lequel se trouve traversé par un courant d'hydrogène qu'on peut recueillir dans une éprouvette. Ce moyen donne de l'hydrogène pur.

494. 3^o *Le fer à la température rouge.* — En faisant

passer de la vapeur d'eau dans un tube de porcelaine, ou dans un canon de fer plein de tournure de ce même métal, et fortement rougi au feu (*fig. 26*), il se dégage aussitôt un courant

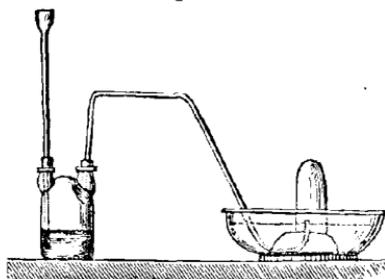
fig. 26.



très-abondant de gaz hydrogène, et le métal passe à l'état d'oxyde magnétique (Fe O , $\text{Fe}^2 \text{O}^3$). (V. *Eau*.) — Ce gaz ainsi obtenu est d'ordinaire rendu impur par du carbone provenant du fer.

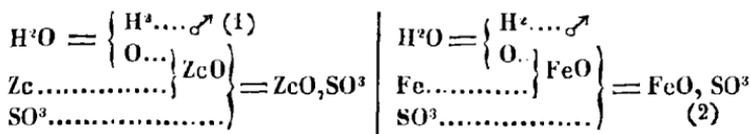
495. 4^o *Zinc ou fer et acide sulfurique.* — On fait

fig. 27.



réagir sur du zinc en grenailles ou de la tournure de fer, de l'acide sulfurique du commerce étendu de 12 à 15 fois son poids d'eau. (*fig. 27*.) — 100 gram. de métal, environ 50 gram. d'acide sulfurique et demi-litre d'eau, donnent de 15 à 16 litres d'hydrogène.

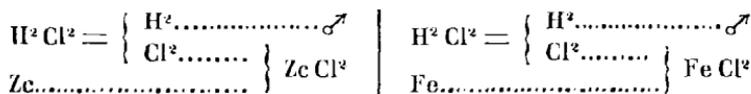
496. *Théorie.* — Sous l'influence de l'acide, le métal décompose l'eau pour s'emparer de son oxygène; son hydrogène se dégage. Il en résulte de l'oxyde de zinc ou du protoxyde de fer, qui en s'unissant à l'acide deviennent sulfate de zinc et sulfate de protoxyde de fer, comme l'indiquent les formules suivantes :



Ce moyen est le plus facile et le moins coûteux de ceux qu'on peut employer pour obtenir de l'hydrogène; c'est aussi celui qu'on met journellement en pratique dans les laboratoires. Malheureusement il fournit toujours un gaz plus ou moins impur. — On trouvera plus loin les moyens de le purifier.

497. On peut enfin se procurer de l'hydrogène par la décomposition d'un hydracide, et particulièrement de l'acide chlorhydrique un peu étendu d'eau, et mis en contact avec de la grenaille de zinc ou de la tournure de fer (*V. la dernière figure*). — Le gaz ainsi obtenu est impur comme celui de l'opération précédente.

498. *Théorie.* — Le métal décompose l'hydracide en s'emparant de son radical, du chlore par exemple, pour former un chlorure de zinc ou un protochlorure de fer, et l'hydrogène se dégage, comme on le voit par la formule suivante :



(1) Ce signe, dans toutes les formules de ce Traité, indique un gaz ou une vapeur qui se dégage.

(2) M. Graham (*Elements of chemistry*, 256.) explique cette réaction par une simple *substitution du zinc à l'hydrogène du sulfate d'eau* (acide sulfurique hydraté) :

Avant la décomposition.	Après la décomposition.
613 1/2 acide sulfurique hydraté ou <i>sulfate d'eau</i>	{ Hydrogène..... 12 1/2 ... 12 1/2 ♂ Oxygène..... 100 Acide sulfurique. 501 Zinc..... 403
} 1004	} sulfate d'oxyde de zinc.
1016 1/2	1016 1/2 1016 1/2

499. ÉTAT D'IMPURETÉ ET PURIFICATION. — L'hydrogène obtenu, soit avec le fer soit avec le zinc, par la réaction de l'acide sulfurique étendu ou de l'acide chlorhydrique, n'est, ainsi qu'on l'a déjà vu, jamais parfaitement pur, ce qu'indique son odeur, qui est toujours plus ou moins désagréable. Ce gaz doit cette odeur au mélange avec l'hydrogène pur, de petites quantités de combinaisons hydrogénées accidentellement formées par la réaction de l'hydrogène naissant, soit sur des corps étrangers contenus dans l'acide, dans le fer ou le zinc, soit sur ces métaux eux-mêmes (1).

500. Les combinaisons hydrogénées qui peuvent ainsi altérer l'hydrogène pur, mais qui ne s'y trouvent dans tous les cas qu'en très-minime quantité, sont :

Un *carbure d'hydrogène* (non déterminé);

Un *phosphure d'hydrogène* (probablement le proto phosphure);

L'*acide sulhydrique*;

L'*hydrogène arsénié*;

L'*hydrogène antimonié*;

L'*hydrogène ferré* (2).

(1) Le carbone, le soufre, l'arsenic, l'antimoine, qui se trouvent, comme corps étrangers, soit dans le fer ou le zinc, soit dans l'acide sulfurique ou l'acide chlorhydrique, ne se combinent pas entièrement à l'hydrogène; une grande partie se précipite, et contribue à former ce dépôt noir, qu'on observe toutes les fois qu'on fait réagir un acide sur le fer ou le zinc. Ce dépôt peut contenir aussi de l'étain ou d'autres métaux insolubles dans l'acide employé. M. G. Barruel a reconnu que l'étain constitue le plus souvent une grande partie de ce résidu, quand on fait réagir l'acide sulfurique étendu d'eau sur le zinc du commerce.

(2) Diverses raisons nous portent à croire qu'il peut se former aussi des traces d'*hydrogène zincé* ou *zincé* et d'*hydrogène stanné*. Selon M. Graham, il se dégage un peu d'acide carbonique dans

501. Tous ces gaz ont une odeur désagréable très-prononcée, ce qui explique pourquoi il n'en faut que des traces, pour infecter l'hydrogène pur, qui est, de sa nature, complètement inodore.

502. Dans tous les traités de chimie, même dans ceux publiés le plus récemment, on n'attribue l'odeur accidentelle de l'hydrogène, qu'à un *carbure d'hydrogène huileux* (produit par la combinaison de ce corps avec du carbone contenu dans le métal), à l'*acide sulfhydrique*, et à l'*hydrogène arsénié*, provenant de l'arsenic du métal ou de l'acide. Pour purifier cet hydrogène, on conseille de le faire passer dans une solution concentrée de potasse, et ensuite dans l'alcool. Ces moyens, comme on peut s'en assurer par l'expérience, sont insuffisants.

503. M. Dupasquier, dans un travail lu à l'Institut, le 4 avril 1842, et publié par extrait dans les comptes-rendus de l'Académie royale des Sciences, a démontré, entre autres faits relatifs à l'impureté de l'hydrogène :

1° Qu'obtenu par le moyen d'un acide exempt d'arsenic et d'antimoine, et d'un zinc pur de ces mêmes métaux, l'hydrogène avait encore une odeur désagréable, ce qui doit être attribué à la présence d'une trace de zinc, ou peut-être d'étain, combinée à ce gaz ;

2° Qu'avec le fer doux ordinaire (clous, pointes, fil de fer), bien dépouillé d'huile ou de toute autre matière grasse, il se forme un gaz généralement exempt de carbure d'hydrogène, mais rendu cependant plus ou moins impur par de l'*acide sulfhydrique*, du *phosphore d'hydrogène* et de l'*hydrogène ferré* ;

cette réaction (*Elements of chemistry*, 257). — S'il en est ainsi, il faut, pour purifier le gaz, le laver à la potasse avant de le faire passer dans le bichlorure de mercure (voyez N^o 504).

3° Qu'avec le fer il ne se forme pas *d'hydrogène arsénié* ni *d'hydrogène antimonié*, même quand le métal ou l'acide contiennent une proportion très-notable d'un composé d'arsenic ou d'antimoine ;

4° Qu'avec la fonte, l'acier, ou la limaille de fer imprégnée d'huile, il se forme toujours une quantité plus ou moins considérable de *carbure d'hydrogène* ;

5° Que le lavage dans une solution de potasse débarrasse l'hydrogène de l'acide sulfhydrique, et peut-être d'un carbure d'hydrogène huileux, mais nullement du gaz hydrogène carboné, du phosphore d'hydrogène, de l'hydrogène arsénié, de l'hydrogène antimonié, de l'hydrogène ferré ;

6° Que l'hydrogène se dépouille complètement de l'acide sulfhydrique, du phosphore d'hydrogène, de l'hydrogène arsénié, de l'hydrogène antimonié et de l'hydrogène ferré, quand on le lave dans de l'acide azotique concentré, dans une solution de chlore de brome ou d'iode, ou mieux encore dans une solution d'un sel d'argent, d'or ou de mercure ; — mais que ces moyens sont impuissants pour débarrasser l'hydrogène du gaz hydrogène carboné qui peut s'y trouver mélangé.

504. En définitive, M. Dupasquier conseille comme le moyen le plus facile et le plus convenable d'obtenir de l'hydrogène pur, de préparer ce gaz avec du zinc ou du fer doux bien privé de matière huileuse, afin qu'il ne soit pas mélangé de carbure d'hydrogène, et de le laver dans une solution de bi-chlorure de mercure. — L'action de ce sel est instantanée et tellement énergique, qu'en y plongeant le tube par lequel se dégage de l'hydrogène d'une odeur infecte très-prononcée, cette odeur disparaît sur-le-champ et d'une manière complète, pour reparaitre dès que le tube est retiré de la solution de bi-chlorure (1).

(1) Un autre fait démontre l'action instantanée du bi-chlo-

505. **SIGNALEMENT PHYSIQUE.** — *Gaz incoercible, incolore, invisible comme l'air, sans odeur ni saveur quand il est pur.* — C'est le plus léger de tous les gaz, et par conséquent de tous les corps connus : sa pesanteur spécifique est de 0,0688, c'est-à-dire qu'il est à peu près 14 fois $\frac{1}{2}$ plus léger que l'air. Sa grande légèreté fait qu'on peut le transvaser facilement d'une éprouvette dans une autre, sans qu'il se mélange sensiblement à l'air. Des bulles de savon formées avec ce gaz, au lieu de tomber comme cela arrive quand elles sont pleines d'air, s'élèvent rapidement dans l'atmosphère. — Un litre de ce gaz à 0° et 0^m, 76 pèse 0^{sr},08937.

506. **PROPRIÉTÉS PHYSICO-CIMIQUES.** — **Calorique.** — Il est inaltérable par la chaleur; le calorique ne fait que le dilater.

507. **Lumière.** — C'est de tous les gaz, malgré son peu de densité, celui qui la réfracte le plus fortement; ce qui tient sans doute à sa grande combustibilité. Cette réfraction est 6 fois $\frac{1}{2}$ plus considérable que celle opérée par l'air atmosphérique.

508. **PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.** — **Air atmosphérique.** — Ce gaz peut s'y mélanger en toutes proportions, sans qu'il en résulte de réaction à la température ordinaire; mais à

rure de mercure. — Quand on fait brûler l'hydrogène obtenu par le fer doux à l'extrémité d'un tube effilé, il forme une flamme jaunâtre à la circonférence et verte au centre, qui donne, au contact d'une assiette de porcelaine, des taches de rouille, quelquefois avec *reflet métallique* analogue à celui du fer poli. — Mais si le même gaz est préalablement lavé dans une solution de bichlorure de mercure, la flamme perd sa couleur jaune et verte, devient presque invisible, et ne donne plus de taches sur la porcelaine, ce qui indique que le gaz ne contient plus de phosphore d'hydrogène ni d'hydrogène ferré.

la chaleur rouge, ce mélange, fait dans des proportions convenables (environ trois volumes d'air pour un d'hydrogène), détonne avec violence, ce qui a quelquefois donné lieu à de graves accidents.

509. **Eau.** — Ce gaz y est très-peu soluble : l'eau, à la pression ordinaire, ne dissout pas plus d'un et demi pour cent d'hydrogène pur ; par une forte compression, on parvient à en faire dissoudre environ un tiers de son volume ; cette solution est usitée en médecine sous le nom d'*eau hydrogénée*.

510. **MÉTALLOÏDES.** — L'hydrogène se combine *directement* avec :

L'oxygène . . résultat : Eau (*protoxyde d'hydrogène*).
Le chlore. . . — Acide chlorhydrique.

Indirectement, il s'unit avec :

L'oxygène . . résultat : Eau oxygénée (*bi-oxyle d'hydrog.*).
L'azote . . . — Ammoniaque.

Le carbone. . — { Proto-carbure d'hydrogène,
Bi-carbure d'hydrogène,
Et un grand nombre d'autres
carbures gazeux, liquides ou so-
lides.

Le soufre. . . — { Acide sulfhydrique,
Hydrure de soufre.

Le sélénium . — Acide sélénhydrique.

Le phosphore. — { Proto-phosphure d'hydrogène,
Sesqui phosphure d'hydrogène.

Le fluor . . . — Acide fluorhydrique.

Le brome . . — Acide bromhydrique.

L'iode — Acide iodhydrique.

Le silicium . — Siliciure d'hydrogène.

511. **Combinaison directe de l'hydrogène avec l'oxygène.**
— On a vu que ce gaz mélangé avec l'air atmos-

phérique, à la température ordinaire, ne donnait lieu à aucune réaction. Il ne peut également se combiner à l'oxygène pur, sans l'intervention du calorique. Le mélange des deux gaz ne s'enflamme que sous l'influence de la chaleur rouge (550 à 600°) (1). On remplit cette condition essentielle :

- 1° Par l'approche d'une *bougie* ou d'une *allumette enflammée* ;
- 2° Par le contact d'un *fer rouge*, ou de tout autre corps rougi au feu. Dès qu'il n'est plus rouge, et bien qu'il soit encore brûlant, il n'enflamme plus le mélange gazeux ;
- 3° Par l'approche d'un *charbon rouge* ;
- 4° Par la *compression subite* des deux gaz, laquelle donne lieu, comme on sait, à un dégagement de chaleur et de lumière ;
- 5° Par le contact d'une *étincelle électrique* ;
- 6° Par l'action du *platine très-divisé* ou de l'éponge de platine (2) qui rougit sur-le-champ au contact du mélange gazeux (*Doebereiner*).

(1) On peut cependant déterminer une combinaison lente du mélange d'hydrogène et d'oxygène, sans flamme et sans détonation, en y introduisant de petites boules composées d'éponge de platine et de terre de pipe. — La combinaison s'opère dans ce cas, quelles que soient les proportions respectives des deux gaz, et ne cesse que lorsque l'un d'eux a complètement disparu.

(2) On peut remplacer l'éponge de platine par la cendre d'un papier imprégné avant sa combustion d'une solution de chlorure platinique (*Dupasquier*). — L'inflammation, dans ce cas, a lieu immédiatement, comme avec l'éponge de platine.

M. Faraday a fait observer que la division du platine, quoiqu'elle favorise cette réaction, n'est pas indispensable pour l'obtenir ; une feuille de ce métal, parfaitement décapée et brillante, peut aussi déterminer l'inflammation du mélange gazeux.

512. Pour que la combustion de l'hydrogène soit complète, il doit être mélangé à l'oxygène dans les proportions nécessaires pour constituer l'eau (H^2O). Ce mélange, qui produit une très-forte détonnation par l'approche d'un corps enflammé, s'appelle *gaz détonnant* ; anciennement on l'appelait *air tonnant*.

Quand la proportion de l'un des deux gaz dépasse celle qui vient d'être indiquée, toute la *quantité excédante* reste pour *résidu* après la combustion.

513. Si l'on mélange l'hydrogène avec 9 fois et demie son volume d'oxygène, ou seulement avec le dixième de son volume de ce dernier gaz, la plus grande partie de l'hydrogène échappe à la combustion, et l'explosion n'a pas lieu.

514. La détonnation est le résultat du choc que produit contre l'air la dilatation subite du mélange gazeux, et celle de la vapeur d'eau, qui résulte de la combustion, dilatation déterminée par la haute température qui se développe dans cette combinaison. — On démontre facilement l'exactitude de cette explication, en enflammant des bulles de savon pleines de gaz détonnant; dans ce cas, la détonnation est très-forte, soit que les bulles pleines de gaz soient librement flottantes dans l'air, soit qu'elles soient accumulées à la surface d'une assiette ou d'une soucoupe.

515. Quand on enflamme le mélange gazeux dans un flacon ordinaire dont l'ouverture n'est pas très-évasée, la détonnation est cependant plus forte, à cause de la résistance que les parois du vase opposent à la dilatation. — Cette expérience peut même donner lieu à la rupture du flacon; on prévient les inconvénients qui peuvent résulter de cette rupture, en entourant d'un linge le vase qui contient le mélange détonnant.

516. La même expérience peut être faite avec un mé-

lange d'un volume d'hydrogène et de deux ou trois volumes d'air. La détonnation, dans ce cas, est cependant un peu moins forte qu'avec le mélange d'oxygène pur et d'hydrogène.

517. Lorsqu'on fait brûler l'hydrogène sans mélange d'air ou d'oxygène, à l'extrémité d'un tube effilé (*lampe philosophique de Polinière*), il forme une flamme continue, comme celle d'une lampe ou d'une bougie, sans produire de détonnation. Mais cette flamme peut donner lieu à des sons variés, à une série de tons divers, lorsqu'on l'engage, d'une manière graduée, dans un tube de verre, de métal ou de carton. Cette curieuse expérience constitue ce qu'on a appelé *harmonica chimique*.

518. Ce phénomène remarquable, connu depuis 1775, a d'abord été attribué à l'expansion et à la contraction alternatives de la vapeur aqueuse produite par la combustion de l'hydrogène; mais M. Faraday a démontré qu'on obtenait ce même résultat, en opérant de la même manière, par la combustion de l'oxyde de carbone et d'autres gaz qui ne produisent pas de vapeur d'eau. D'après ce savant, la production des sons serait due, dans ce cas, à une succession de petites détonnations, ou du moins à une explosion prolongée. M. Martens l'attribue à la détonnation successive du mélange d'air et d'oxygène qui se forme autour de la flamme. — Ne serait-il pas plus simple, et plus exact peut-être, d'expliquer ce phénomène, par une action analogue à celle qui produit les sons dans les instruments à vent?

519. La combustion de l'hydrogène s'opère sans détonnation et d'une manière continue, comme lorsqu'il s'échappe de l'extrémité d'un tube effilé, lorsqu'on le fait dégager d'un matras à col étroit. Le même effet a lieu si l'on débouche une bouteille ordinaire ou une

éprouvette pleine de ce gaz et renversée, et qu'on en approche une bougie enflammée. La combustion, dans ce cas, se fait par couche et successivement, à mesure que s'opère le contact de l'hydrogène avec l'air atmosphérique.

520. *Combinaison directe de l'hydrogène avec le chlore* (V. Chlore).

521. MÉTAUX. — *Composés chlorés.* — On sait que le chlore se substitue à l'hydrogène en réagissant sur certaines matières organiques : M. Stas a constaté le fait opposé; c'est que l'hydrogène, sous l'influence de l'éponge de platine, à la température ordinaire ou à une chaleur faible, peut changer en *acide chlorhydrique* le chlore de la liqueur des Hollandais (*chlorure d'hydrogène bi-carboné*), du *chloroforme*, de l'éther chlorhydrique monochloruré, etc. — L'hydrogène se combine, mais généralement à l'état de gaz naissant, avec le potassium, le tellure, l'arsenic, l'antimoine (*hydrogène potassié*, *H. telluré*, *H. arséniqué*, *H. antimonié*). M. Dupasquier a reconnu qu'il se forme aussi une petite quantité d'*hydrogène ferré* dans la réaction du fer et de l'acide sulfurique sur l'eau. — Il paraîtrait également susceptible, dans des circonstances analogues, de former des traces d'*hydrogène zingué* et d'*hydrogène stanné*. — Ce fait serait du reste en rapport avec l'opinion de Fourcroy et de Vauquelin, qui pensaient que l'hydrogène peut entrer en combinaison avec beaucoup de métaux.

522. OXYDES MÉTALLIQUES. — Sous l'influence d'une température élevée, l'hydrogène enlève, pour former de l'eau, l'oxygène à beaucoup d'oxydes, et les réduit à l'état métallique. (V. *Oxydes en général.*)

523. SELS. — Le gaz hydrogène impur, c'est-à-dire qui contient du phosphore d'hydrogène, de l'hydrogène arséniqué, antimonié ou ferré, décompose les solutions

des sels d'argent, d'or, de mercure, etc., en donnant lieu, dans la plupart de ces réactions, à la réduction complète et à la précipitation du métal, et, dans quelques cas, en abaissant seulement son degré de saturation. — Mais cet effet n'est dû qu'aux combinaisons hydrogénées étrangères à l'hydrogène. Ce gaz pur, c'est-à-dire lavé au bichlorure de mercure, ne trouble nullement en effet les solutions d'argent, d'or, etc., même sous l'influence de la lumière (Dupasquier).

524. L'hydrogène naissant peut cependant décomposer le chlorure d'argent. — Si l'on met, en effet, dans un flacon, du chlorure argentique, du zinc, de l'acide sulfurique et de l'eau, l'argent ne tarde pas à être réduit à l'état métallique.

525. SIGNALEMENT CHIMIQUE. — Comme l'hydrogène est impropre à la combustion, quand on y plonge une allumette enflammée, elle s'éteint, tout en mettant le feu à ce gaz, qui brûle ensuite avec une flamme jaunâtre ou bleuâtre s'il est impur, ce qui peut le faire confondre avec un carbure d'hydrogène, avec l'oxyde de carbone, etc. — On le distinguera facilement de ces gaz aux caractères suivants : il doit être inodore; sa flamme est légère, sans couleur, et à peine perceptible en plein jour (1). — En brûlant, il ne laisse pour résidu que de

(1) La présence de l'hydrogène antimonié et de l'hydrogène arsénié rend la flamme, de l'hydrogène *blanchâtre*. — L'hydrogène ferré la rend *jaunâtre* et *verte au centre*; l'hydrogène carboné lui communique une couleur *jaune* et la rend *plus lumineuse*.

M. de Bibra a fait des expériences relatives à la couleur que différents sels communiquent à la flamme de l'hydrogène. — Les sels potassiques la colorent faiblement en violet; les sels sodiques en *jaune intense*; les sels barytiques en *vert clair*; les sels strontianiques en rouge très-intense; les sels calciques en

l'eau, ce qu'on peut reconnaître au moyen d'un peu d'eau de chaux qu'on verse dans l'éprouvette, après la combustion du gaz, et qui, dans ce cas, n'est nullement troublée. — Après la combustion de l'oxyde de carbone, et des carbures d'hydrogène, il reste une certaine quantité d'acide carbonique, lequel trouble l'eau de chaux en y formant un carbonate calcaire.

526. UTILITÉ DANS LA NATURE. — L'hydrogène est un principe essentiel à l'organisation des végétaux et des animaux, qui empruntent ce principe à l'eau, et probablement aussi à l'ammoniaque (Az H^3).

527. Le gaz hydrogène *ne peut servir à la respiration*, mais s'il détermine l'asphyxie et la mort des animaux qui y sont plongés, ce n'est que par la privation de l'oxygène ; car il n'est *vénéneux*, ou *directement mortifère*, que lorsqu'il est combiné à l'azote, au carbone, au soufre, à l'arsenic, etc.

528. Substitué à l'azote dans la composition de l'air atmosphérique, l'hydrogène paraît engourdir les animaux qu'on plonge dans cet air artificiel, mais ne donne lieu à aucun autre signe de malaise. — Aussi, peut-on respirer longtemps sans inconvénient un air qui se trouve accidentellement altéré par l'hydrogène, quand la portion de ce gaz n'est pas trop considérable (1).

rose ; les sels bismuthiques et mercuriques en bleuâtre ; les sels cuivriques en vert ; les combinaisons d'arsenic et d'antimoine en blanc. Les sels plombiques ne produisent aucune coloration.

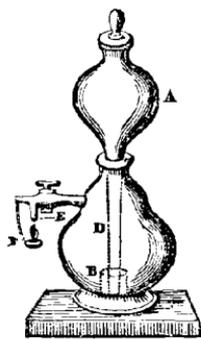
(1) Leslie a trouvé que les sons formés dans le gaz hydrogène sont très-faibles, et beaucoup plus même qu'ils ne devraient l'être, en comparant la faible densité de ce gaz à celle de l'air.

Cette remarque intéressante peut donner l'explication de ce fait signalé par Mannoir de Genève, que l'inspiration de l'hydrogène altère le ton de la voix, effet qui est très-sensible chez

529. USAGES. — Dans les laboratoires de chimie, on emploie l'hydrogène pur pour déterminer la proportion d'oxygène de l'air atmosphérique, et d'autres mélanges gazeux analogues. (V. Air atmosphérique).

530. L'hydrogène sert aussi à réduire les oxydes métalliques des métaux rares ; à enlever le soufre, le chlore, l'oxygène à certains composés. Pour cela, on fait passer un courant de ce gaz dans un tube de porcelaine fortement rougi au feu, et contenant la matière à décomposer.

fig. 28.



531. La lampe ou briquet à gaz hydrogène (fig. 28) constitue une application de ce gaz plus ingénieuse qu'elle n'est utile. — Cet appareil est fermé par un réservoir contenant de l'acide sulfurique étendu, et dans lequel est plongée une cloche en verre renfermant un morceau de zinc. Quand l'acide est en contact avec ce métal, il se dégage de l'hydrogène qui remplit la cloche intérieure, et chasse la liqueur acide dans le réservoir extérieur, ce qui fait

cesser son contact avec le zinc ; mais ce contact se renouvelle, et avec lui la production de l'hydrogène, dès que ce gaz peut s'échapper par une ouver-

une personne qui parle immédiatement après avoir cessé de le respirer. — On cite à cet égard l'anecdote suivante : Maunoir s'amusa un jour avec Paul à respirer du gaz hydrogène pur ; il l'aspirait avec facilité et sans en éprouver aucun effet désagréable. Après en avoir respiré une certaine dose, il voulut parler, et fut étrangement surpris et même alarmé du son de sa voix, qui était devenue faible et glapissante. Paul ayant fait la même expérience, éprouva les mêmes effets.

ture pratiquée à cet effet, et qui le dirige sur une petite boule d'éponge de platine où il s'enflamme (1). — Le dégagement de ce gaz, et par suite son inflammation, s'opèrent en abaissant un petit levier, ce qui permet d'avoir instantanément du feu. — Le platine, malheureusement, exposé à la poussière et à l'humidité atmosphérique, ne tarde pas à perdre la propriété d'enflammer l'hydrogène. Pour la lui rendre, on conseille de calciner au rouge la petite boule métallique, soit directement, soit après l'avoir traitée par l'acide azotique bouillant.

532. *A poids égal, aucun corps combustible ne développe en brûlant autant de chaleur que le gaz hydrogène.* On peut en juger par le tableau suivant, qui donne le résultat des expériences comparatives faites à ce sujet par Lavoisier :

1 kil.	Fond de glace à 0°.	Prend d'oxygène.
De gaz hydrogène . . .	370 kil. (2) . . .	7 kil. 1/2
D'huile d'olive	120	3
De cire.	110	3
De suif.	105	3
De charbon de bois. . .	95	2 2/3
De phosphore	100	1 1/3
De soufre.	25	1

C'est sur cette propriété de développer une grande quantité de calorique par la combustion, qu'est fondé l'emploi du *chaleur à gaz oxy-hydrogène*.

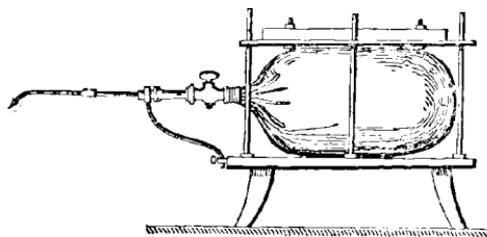
533. C'est surtout, en effet, quand l'hydrogène brûle au contact de l'oxygène pur, qu'il produit une *tempéra-*

(1) Primitivement ce gaz était enflammé par un petit appareil électrique.

(2) Selon Despretz, 1 partie en poids d'hydrogène fond 315 parties de glace à zéro.

ture énorme. Celle qui se développe, dans ce cas, suffit pour *fondre* les corps *infusibles* au plus violent feu de forge, tels que le platine, la silice, etc. MM. Newmann, Hare, Clarke, Brook, Silliman, etc., ont construit à cet effet des appareils (*chalumeaux à gaz oxy-hydrogène*) dans lesquels on comprime le mélange détonnant, qui s'échappe à volonté, au moyen d'un robinet, par une très-petite ouverture où on l'enflamme. Tous ces appareils sont d'un emploi dangereux : tant que le mélange d'oxygène et d'hydrogène est *fortement comprimé*, la flamme est poussée à l'extérieur par la *rapidité du courant gazeux*; mais la *combustion peut se communiquer à l'intérieur et faire détonner le mélange*, quand la *force élastique du gaz s'est beaucoup affaiblie par suite de son écoulement prolongé*. Pour prévenir les fâcheux effets qui pourraient résulter de cet accident, quelques chimistes ont placé le *réservoir de gaz derrière une muraille épaisse*. D'autres, comme MM. Berzélius, Barruel, font passer le mélange détonnant par *une couche d'huile*, puis dans un *cylindre de cuivre*, contenant jusqu'à 150 *disques ou diaphragmes de toile métallique très-fine*, afin d'empêcher la communication de la flamme avec le

fig. 29.



réservoir (*fig. 29*).

M. Brunner, de Berne, enferme le gaz détonnant dans un cylindre de métal dont l'épaisseur est calculée pour résister à la force expansive produite par son inflammation. Chaque appareil, avant de servir à l'usage pour lequel on le destine, est soumis à un essai préalable.

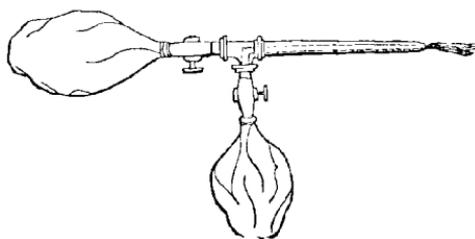
534. On peut, dans la plupart des cas, employer deux vessies garnies d'un tube de cuivre à robinet : l'une remplie d'oxygène, et l'autre d'hydrogène. On fixe ensuite solidement sur un support les deux tubes, dont l'un, celui destiné au passage de l'hydrogène, a une ouverture d'un diamètre double de celui de l'ouverture du tube opposé. Quand les robinets sont ouverts et qu'on comprime simultanément les deux vessies, il se forme deux courants gazeux qui doivent être dirigés de manière à *se croiser à angle droit*. On met ensuite le feu à l'hydrogène. On peut sans difficulté, par ce moyen, fondre un fil de platine, même un peu fort. On arrive aussi au même résultat, et plus simplement encore, en dirigeant un courant d'oxygène sur la flamme d'une chandelle ou d'une lampe, flamme produite par la combustion de l'hydrogène carboné (1), ou bien encore sur la flamme d'un jet d'hydrogène s'échappant d'un flacon par l'extrémité supérieure d'un tube effilé.

535. M. Maughama construit un chalumeau formé ainsi de deux réservoirs isolés, et qui se terminent par deux tubes placés l'un dans l'autre : le plus petit, ou celui qui est intérieur, est destiné à l'oxygène ; le plus grand sert

(1) Achard de Berlin, en 1779, fondait déjà le platine et le fer par ce moyen. — Lavoisier et ensuite Meunier, en 1782, construisirent un chalumeau à gaz hydrogène (*V. Lavoisier, Élém. de chimie*), et firent par son moyen un grand nombre d'expériences de fusion. — Depuis, Gullisch (*Ann. de chim.*, 1784), Gulling (*Acta acad. Morgantinæ*, 1784), Ehrmann (*Essai sur l'art de fusion à l'aide de l'air du feu*), et Guyton de Morveau (*Journal de l'École polytechnique*), ont renouvelé, multiplié ces expériences, et perfectionné ou du moins modifié l'appareil propre à faire brûler la flamme de l'hydrogène pur ou de l'hydrogène carboné, par un jet d'oxygène.

au passage de l'hydrogène qui s'écoule en quantité double de celle du premier gaz. — De cette manière l'oxygène, à sa sortie, est placé au milieu de la flamme de l'hydrogène, et comme les deux gaz ne peuvent se mélanger avant leur sortie de leur tube respectif, aucune chance de détonnation n'est à redouter. — M. Daniel a

fig. 30.



modifié cet instrument, de manière à remplacer l'hydrogène par le gaz d'éclairage ; c'est pour cela que cet appareil a reçu le nom de *chalumeau de Daniel*. (fig. 30).

536. Quand la flamme du gaz détonnant n'est pas en contact avec une *matière solide*, elle est *médiocrement lumineuse* ; mais elle acquiert un *éclat lumineux des plus intenses* dès qu'elle frappe sur une *substance difficilement fusible*. M. Drummond, à qui l'on doit la découverte de ce fait intéressant, a reconnu que la *chaux* et la *magnésie à l'état caustique*, possèdent à un très-haut degré cette propriété. C'est d'après cette découverte que l'auteur, et ensuite Doebereiner, ont construit des phares qui portent la lumière à de très-grandes distances. — On peut, en effet, entretenir une flamme semblable pendant plusieurs heures, au moyen de réservoirs à gaz suffisamment grands. — M. José Roura, professeur de chimie à Barcelone, remplace la chaux par du *sulfate de chaux*. Il fait une pâte avec ce sel réduit en poudre et de l'eau gélatineuse ; il étend cette pâte en couches minces sur du verre ; puis, quand elles sont sèches, il les taille en forme de mèches. Une tige qu'on fait monter et descendre à volonté, présente cette mèche au jet

d'hydrogène enflammé. — Le sulfate de chaux, ainsi que la matière organique, *se décomposent au contact de la flamme, et il ne reste plus que de la chaux libre.* — La même chose arrive quand on présente à la flamme de l'hydrogène, comme on le fait dans quelques laboratoires, un petit fragment de *marbre ou de craie* (1).

537. Un physicien distingué de Bruxelles, M. Jobard, a récemment proposé de chauffer les appartements par la *combustion de l'hydrogène*, obtenu au moyen de la décomposition de l'eau. Cet hydrogène est préférable, selon ce savant, au gaz d'éclairage, en ce qu'il est infiniment moins coûteux à obtenir, et surtout parce qu'il brûle sans répandre dans l'appartement où se fait la

(1) Des expériences dont M. Arago a signalé le résultat ont prouvé que l'intervention de la chaux, convenablement disposée, procure, à l'aide d'une bonne lentille à échelons, une lumière 20,000 fois plus intense que celle d'une lampe ordinaire d'Argant. Pour obtenir ce prodigieux résultat, il faut simplement que la chaux soit taillée en petit bâton cylindrique, comme une mèche de bougie, et placée au foyer de la lentille; mais bientôt la chaux devient dure et comparable à du grès; dans cet état, elle ne jouit plus de la même propriété; on est donc forcé d'enlever cette partie usée. A cet effet, on fixe le bâton de chaux dans un cylindre de métal, et on le fait monter comme une mèche de quinquet; une lame tranchante enlève la partie superflue.

On sent de quel avantage seront ces nouveaux perfectionnements pour les phares, dont la lumière pourra être aperçue en mer d'au moins 25 lieues. Toutefois cette lumière si intense se trouve tellement concentrée, qu'elle ne fournit qu'un point lumineux qui échapperait le plus souvent aux marins et ne pourrait les guider.

Mais ne pourrait-on pas rassembler autour de cette vive lumière trois ou quatre lentilles? la fréquence des traits lumineux lancés sur un même point par chaque révolution du phare, compenserait leur peu de durée.

combustion, des gaz dangereux à respirer (*acide carbonique, acide sulfureux*). M. Jobard s'est livré pendant plus de quatre ans à des recherches sur l'emploi de ce nouveau combustible; mais l'application n'en a pas encore été faite (du moins que nous le sachions) par d'autres que par l'inventeur, sans doute à cause des difficultés qu'il y aurait, dans la pratique, à obtenir une production abondante et continue de gaz hydrogène.

538. La grande légèreté de l'hydrogène le fait enfin employer pour obtenir l'élévation des ballons dans l'atmosphère. On sait que les premiers aérostats construits par les frères Etienne et Joseph Montgolfier étaient fondés sur la raréfaction de l'air, au moyen de la chaleur, raréfaction qui était obtenue par la combustion de matières inflammables, opérée sur une petite grille placée au-dessous du ballon. Le physicien Charles, dans le but de diminuer les dangers que présentait l'emploi de ce moyen aérostatique, eut le premier la pensée de remplacer l'air dilaté par de l'hydrogène. Ce fut le 27 août 1783 qu'il fit sa première expérience publique au Champ-de-Mars à Paris. — Pilâtre-des-Rosiers et le marquis d'Arlande avaient été les premiers à confier leur vie à ce fragile appareil, et cela, sans résultat fâcheux. — Malheureusement, Pilâtre-des-Rosiers eut plus tard la funeste idée de combiner les procédés de Montgolfier et de Charles, en se servant de deux ballons, l'un dilaté par la chaleur, et l'autre plein de gaz hydrogène, ce qui détermina l'inflammation de l'appareil et la mort de cet expérimentateur si zélé et si hardi (1).

539. Les aérostats ou ballons destinés à contenir le gaz hydrogène, sont construits en taffetas couvert d'un

(1) Pilâtre des Rosiers périt avec un nommé Romain en traversant en ballon le Pas-de-Calais (1785.)

vernis d'huile de lin , de glu , et d'essence de térébenthine ; on a aussi employé à cet usage des vernis au caoutchouc ou à la résine copale. Chaque ballon, qui n'est qu'une espèce de sac, de forme sphérique ou ovoïde, offre à sa partie supérieure des *souppapes* qu'on peut ouvrir à volonté, au moyen de cordes, pour laisser dégager une portion du gaz, et rendre le mouvement ascensionnel moins rapide, et même déterminer, quand il le faut, son retour ou sa descente vers la terre.

540. Pour obtenir le gaz, on emploie le *fer* ou le *zinc*, l'*acide sulfurique* et l'*eau*, qu'on fait réagir dans des *tonneaux*, multipliés en raison de la grandeur de l'*aérost*. Le gaz produit est dirigé par des tuyaux de plomb dans de l'eau ou du *lait de chaux*, destiné à retenir l'acide qui altérerait les parois du ballon. Une cloche en fer blanc ou en bois, recueille le gaz lavé, lequel se rend ensuite dans le ballon, par un tuyau de cuir qui se fixe à sa partie inférieure.

541. L'expérience a appris que pour obtenir chaque mètre cube de gaz, il faut employer 3 kilogrammes de tournure de fer , 5 kilogrammes d'acide sulfurique, et 30 kil. d'eau. — On a pour résidu du sulfate ferreux avec excès d'acide, qu'on peut rendre neutre, en faisant bouillir la dissolution sur de la ferraille, dans une chaudière de cuivre. La vente de ce sel peut compenser une assez bonne partie des frais.

542. Par le calcul, on arrive facilement à connaître le poids que peut supporter un ballon d'une capacité déterminée. Ce calcul doit être basé sur les données suivantes :

1 mètre cube d'air, à une température et à une pression moyennes, pèse	1 ^k ,300
1 mètre cube d'hydrogène impur et humide pèse	<u>0^k,100</u>
Différence	1 ^k ,200

Si donc l'on multiplie par 1^k,200, le nombre des mètres cubes que représente la capacité d'un aérostat, on aura exactement le poids qu'il peut soutenir. Ce poids sera, par exemple, de dix fois 1^k,200, ou 12 kilogrammes, si le ballon a une contenance qui représente 10 mètres cubes de gaz hydrogène. — De ce poids, il faut cependant soustraire celui de l'enveloppe en taffetas verni, qu'on évalue à 250 grammes par mètre carré. — Il est indispensable encore de réserver un poids de deux ou trois kilogrammes, pour la *force ascensionnelle* qui doit déterminer l'élévation du ballon. — Si cette force ascensionnelle n'est pas suffisante au moment du départ, l'aéronaute y supplée en jetant une partie du lest placé à cette intention, dans la nacelle de l'aérostat.

543. M. Francoeur (*Dict. Techn.*), a donné le tableau suivant pour servir de guide dans la construction des ballons :

Diamètre en volumes.	Volume en mètres cubes.	Surface en mètres carrés.	Kilogrammes que le gaz peut enlever.	Poids de l'enveloppe en kilogram.	Force ascensionnelle et poids des agrès.
1	0,52	3,14	0,62	0,78	0,16
2	4,19	12,57	5,03	3,14	1,89
4	33,51	50,27	40,21	12,57	27,65
6	113,10	113,10	135,72	28,27	107,44
7	179,59	153,94	215,51	38,48	177,03
8	268,08	201,06	321,70	52,01	269,69
9	381,70	254,47	458,04	63,62	394,42
10	523,60	314,16	622,32	78,54	549,78
11	696,91	380,13	836,29	95,03	781,26
12	904,78	452,39	1085,74	113,10	972,84
12	1150,37	530,93	1380,42	132,73	1247,69

544. Quelle que soit la capacité d'un ballon, il est de la plus haute importance de *ne le remplir qu'au moment du départ*, et surtout de *le remplir imparfaitement*, à cause

de la *dilatation* que le gaz éprouvera nécessairement en s'élevant dans l'atmosphère, par suite de la diminution de pesanteur de la masse aérienne.

545. Le temps nécessité pour la production de l'hydrogène par le fer et l'acide sulfurique étant assez long (1), et la dépense qu'entraîne cette préparation assez forte, on y a renoncé depuis quelque temps, du moins en Angleterre : quoiqu'il soit beaucoup moins léger, on substitue le gaz d'éclairage à l'hydrogène. — Cette substitution d'ailleurs n'est pas nouvelle : Guyton de Morveau a fait de nombreuses expériences pour arriver à remplacer l'hydrogène par le gaz provenant de la décomposition des matières organiques. En essayant comparativement le gaz obtenu des pommes de terre, du son, de la paille, du maïs, de la houille, du tartre des tonneaux, de la corne, etc. etc., il reconnut que le plus léger était fourni par les pommes de terre.

546. M. Longchamp a conseillé l'emploi d'un moyen indiqué par Priestley, et qui consiste à faire passer de la *vapeur d'eau sur des charbons rougis*, dans un cylindre de fonte. On obtient ainsi de l'*hydrogène* et de l'*acide carbonique*, et quelquefois de l'*oxyde de carbone*(2). — En lavant le gaz obtenu, dans du *lait de chaux*, l'acide carbonique est enlevé et il ne reste que l'hydrogène, seulement mélangé à l'oxyde de carbone, quand il se forme une certaine quantité de ce gaz. M. Longchamp

(1) Lors de notre première expédition d'Alger, on avait préparé des ballons destinés à observer la marche et les travaux de l'ennemi ; mais la ville fut prise avant qu'on eût eu le temps d'en remplir un seul.

(2) L'oxyde de carbone ne se produit, selon M. Longchamp, que lorsque la vapeur d'eau n'arrive pas en quantité assez considérable au contact du charbon.

pense qu'il y aurait une *grande économie* à employer l'hydrogène obtenu par ce moyen. Il estime qu'avec une dépense qui n'excéderait par 50 francs, on pourrait remplir un ballon capable de soulever un poids de 600 kilog., l'enveloppe comprise.

OBSERVATIONS ET REMARQUES DIVERSES.

547. 1^o INFLUENCE DE L'HYDROGÈNE SUR LES ÉTOFFES TEINTES.

M. Chevreul a constaté par des expériences, que les étoffes teintes avec des matières colorantes facilement altérables, comme le rocou, le curcuma, le carthame, l'orseille, se comportent dans le gaz *hydrogène sec* comme dans le vide, c'est-à-dire que leurs nuances n'éprouvent *aucune espèce d'altération*.

La lumière, le gaz hydrogène et la vapeur d'eau donnent des résultats presque semblables à ceux produits par l'action de la lumière et de la vapeur d'eau (*Acad. des Sciences, séance du 2 janv. 1837*).

548. 2^o FORMATION ACCIDENTELLE DE GAZ HYDROGÈNE ET DÉTONNATION PRODUITE PAR CE GAZ.

Parmi les causes nombreuses auxquelles on attribue *l'explosion des machines à vapeur*, on doit sans aucun doute placer en première ligne la volatilisation instantanée d'une grande quantité d'eau, quand la chaudière étant vide, et par suite, portée en partie à une température rouge, on y fait arriver subitement une certaine quantité de ce liquide. Beaucoup de physiiciens pensent que dans ce cas il n'y a pas seulement *volatilisation*, mais encore *décomposition de l'eau*, et formation subite d'une *grande quantité de gaz hydrogène*.

549. Tout récemment, M. Jobard, de Bruxelles, a signalé un accident déterminé par une cause analogue ;

il s'agit de *l'explosion d'un cylindre revivificateur de noir animal*, qui a eu lieu dans les ateliers de M. Seghers, à Gand. — Cette explosion, selon M. Jobard, ne saurait être attribuée à la *tension de la vapeur*, attendu qu'elle est en communication avec l'atmosphère, par un évent intérieur, destiné à laisser passer les produits gazeux. On ne peut, suivant ce physicien, expliquer cet accident, que par *l'inflammation d'un mélange explosif*, formé dans le haut du cône renversé qui contenait les matières à revivifier, et dans lequel on envoyait de la vapeur chauffée par un serpentín porté au rouge. Si la température de cette vapeur dépassait 350° , terme prescrit par l'inventeur, elle a pu décomposer les matières saccharines contenues dans le charbon, d'où est résulté de *l'hydrogène carboné*, lequel est devenu explosif en se mélangeant à *l'air*.

Il suffit de citer de tels exemples, pour faire comprendre combien il est nécessaire d'être continuellement en éveil sur la possibilité de leur renouvellement, et sur les graves accidents qu'ils peuvent déterminer.

CHAPITRE NEUVIÈME.

ORGANOGENÈS.

CARBONE.

Symbole C. — Poids de l'atome 75. — Poids de l'équivalent 75.

550. Le carbone est, de toutes les matières chimiques, le corps dont l'étude a le plus d'importance et présente le plus d'intérêt, soit au point de vue scientifique, soit surtout à celui de l'application pratique. Nous lui accorderons, à ce double titre, une grande place en ce traité, tout en nous efforçant, par l'ordre et la méthode, d'apporter, dans son histoire qui est très-compiquée, le plus de clarté possible.

551. HISTORIQUE. — Comme base essentielle du charbon, le carbone est connu de toute antiquité. Pline nous apprend que, de son temps, le charbon était préparé dans les forêts par un procédé à peu près semblable à celui qui se pratique de nos jours.

En créant le mot *carbone* et en plaçant le principe qu'il représente parmi les corps simples ou élémen-

taires, les auteurs de la nouvelle nomenclature le distinguèrent avec raison du *charbon*, qui est une substance généralement impure. — Doebereiner annonça, il y a une quinzaine d'années, qu'il avait retiré du carbone une substance métallique (*carbonium*); mais cette découverte n'a pas été confirmée par les recherches des autres chimistes.

552. ÉTYMOLOGIE ET SYNONYMIE. — Toute matière organique décomposée par le feu, donne pour résidu un corps noir qu'on appelle *charbon*, en grec ανθραξ (anthrax), en latin *carbo*, d'où on a fait le mot *carbone*, pour désigner le *charbon absolument pur*.

Le charbon n'est en effet que du carbone rendu impur par des matières étrangères (sels, oxydes, etc.) qui forment le résidu qu'on appelle *cendres*, lorsqu'il est détruit par une combustion complète. Les charbons provenant de la décomposition des matières organiques végétales, retiennent presque toujours aussi une certaine quantité d'hydrogène, ou plutôt d'eau, ce qui les a fait considérer par quelques chimistes, comme des *oxydes de carbone hydrogénés*.

553. ÉTAT NATUREL DU CARBONE. — Ce corps se rencontre abondamment dans la nature : on sait qu'il constitue essentiellement tous les *charbons fossiles* qu'on désigne par les noms suivants :

- | | |
|--|-------------------------------------|
| 1 ^o Diamant ou carbone pur. | 5 ^o Lignite. |
| 2 ^o Graphite ou plombagine. | 6 ^o Tourbe. |
| 3 ^o Anthracite. | 7 ^o Schistes bitumineux. |
| 4 ^o Houille. | |

554. La plupart de ces charbons paraissent provenir de l'altération spontanée de *matières organiques*, et surtout de *masses considérables de végétaux* enfouis et accumulés dans le sol, à des époques plus ou moins reculées,

ou bien encore décomposées sous l'eau. C'est qu'en effet le carbone est l'élément principal de l'organisation des végétaux et des animaux, ou le principe le plus abondant de leurs parties solides. Cela est surtout vrai pour les végétaux qui lui doivent leur solidité. Quand on carbonise le bois ou d'autres matières végétales non susceptibles d'être fondues, par l'action du feu opérant sans le contact de l'air, le charbon qu'on obtient pour résidu conserve la forme primitive de la substance décomposée : c'est ce qui a fait dire que le carbone formait, en quelque sorte, le squelette des arbres et des plantes.

Le carbone existe en outre, mais à l'état de combinaison dans les *carbures métalliques* et les *carbures d'hydrogène naturels*, dans l'*acide carbonique* et les *carbonates*, enfin, dans les *bitumes*, qui sont considérés comme ayant la même origine que les charbons fossiles.

555. DIVISION DES CHARBONS, SOIT NATURELS, SOIT ARTIFICIELS. — Le carbone ne saurait être utilement étudié en le considérant d'une *manière absolue*, c'est-à-dire, comme on le fait pour un corps qui est toujours le même, toujours identique, le soufre ou le phosphore, par exemple. Il y a en effet des différences très-notables entre le *carbone pur à l'état de diamant*, et le *carbone pur* sous forme de *charbon exempt de toutes matières étrangères*. Ce qui convient donc à cet égard, soit au point de vue de la science pure, soit particulièrement en considération de l'utilité pratique, c'est d'étudier isolément les différents charbons naturels et artificiels.

556. Voici, en conséquence, l'ordre qui sera suivi pour cette étude, ordre tout arbitraire, et dans l'adoption duquel on n'a eu pour but que d'arriver à une connaissance aussi claire et aussi complète que possible de

tous les faits importants qui se rattachent à l'histoire du carbone; ils seront divisés en trois groupes, ainsi qu'il suit :

1 ^{er} GROUPE.	2 ^e GROUPE.	3 ^e GROUPE.
Charbons naturels, non employés comme combustibles.	Charbons artificiels	Charbons naturels employés comme combustibles.
Diamant.	Charbon végétal, et	Anthracite.
Graphite ou plom- bagine.	ses diverses variétés.	Houille.
	Charbon animal.	Lignite.
	Charbon de schiste et autres analogues.	Tourbe.

§ 1.

1^{er} GROUPE.

CHARBONS NATURELS NON EMPLOYÉS COMME COMBUSTIBLES.

Diamant. — Graphite.

Du Diamant.

557. Le diamant, qui est si différent du charbon par ses caractères physiques, n'est cependant que du carbone dans un grand état de pureté : l'identité du diamant et du charbon pur a été prouvée par des expériences si concluantes, qu'il n'est pas aujourd'hui de vérité chimique mieux démontrée. La différence physique de ces deux corps identiques par leur nature intime, s'explique parfaitement, du reste, par celle de leur état d'aggrégation et de leur densité.

558. HISTORIQUE. — Bien longtemps on a regardé le diamant comme un corps absolument incombustible; on était donc bien loin de soupçonner qu'il fût de même

nature que le charbon : son analogie avec les autres pierres précieuses ou *gemmes*, faisait penser qu'il était d'une nature analogue. Newton le premier, ayant observé que les substances inflammables, soit solides, soit liquides, réfractent la lumière dans un rapport plus grand que celui de leur pesanteur spécifique, et en raison directe de leur combustibilité, avança que le diamant devait être très-combustible, puisqu'il est, de tous les corps, celui qui réfracte le plus fortement la lumière. En 1694, l'Académie de Florence (*Acad. del Cimento*) confirma cette belle prévision de la science (1), en faisant brûler plusieurs diamants au foyer d'un miroir ardent, en présence de Cosme III, grand duc de Toscane (2). Sous

(1) Boyle avait été le premier à expérimenter avec un peu de précision l'action du feu sur le diamant.

(2) En 1702, Homberg communiqua à l'Académie des sciences un grand nombre de faits relatifs à l'action qu'éprouvent les corps au foyer du miroir ardent de Tschirnausen. Geoffroy s'occupa du même objet, et consigna les résultats de ses expériences dans les *Mémoires de l'Académie des sciences* pour l'année 1709. Ces belles expériences furent reprises en 1772, par Cadet, Brisson, Macquer et Lavoisier, et exécutées successivement avec trois verres ardents.

Le premier, connu sous le nom de *tschirnausen*, son auteur, était celui qui avait servi à Homberg; il était convexe des deux côtés; son diamètre était de 33 pouces (9 décimètres); il pesait 160 livres (80 kilogrammes).

Le second, qui appartenait au comte de Latour-d'Auvergne, avait le même diamètre.

Le troisième était celui qu'avait fait exécuter M. de Trudaine. Son effet surpassa tout ce qui était connu dans ce genre. Il était composé de deux grandes glaces courbées en portion de sphère et réunies par leurs bords pour contenir de l'alcool; ces glaces étaient sans défaut, elles avaient 8 lignes d'épaisseur (0^m,0 18) et formaient deux calottes de sphère de 8 pieds de rayon (2^m 2/3), laissant entre elles un vide lenticulaire de 4 pieds de diamètre

l'influence de la haute température à laquelle ils étaient soumis, ces corps se dissipèrent lentement et sans laisser de résidu. — Plus tard, François 1^{er}, empereur d'Autriche, fit faire à Vienne des expériences analogues, mais à l'aide de fourneaux ordinaires, sur des diamants et des rubis de la valeur de plusieurs millions. — Vers 1769, Darcet, professeur au collège de France, et le comte de Lauraguais, se livrèrent à de nouveaux travaux qui ne laissèrent aucun doute sur la combustion du diamant. Ils démontrèrent qu'il était entièrement destructible par le contact de l'air, à un degré de chaleur inférieur même à celui qui est nécessaire pour fondre l'or; ces savants arrivèrent aussi à ce résultat important, que le rubis, le saphir d'Orient, l'émeraude, la topaze, assimilés jusqu'à au diamant, à cause de leur dureté et de leur éclat, étaient d'une nature différente, puisqu'ils résistaient à l'action simultanée de l'air et d'une très-haute température. A peu près dans le même temps, Macquer, Rouelle, Cadet, et d'autres chimistes français, arrivaient de leur côté à cette conclusion, que le diamant ne se dissipe pas en se volatilisant par l'action de la chaleur, mais bien en brûlant à la manière des autres combustibles, ce qui ressortait nécessairement de ce qu'ils le trouvaient inaltérable au feu le plus violent, quand ils avaient soin de

(1^m,33) et contenant 140 litres de liquide. Cette lentille fut exécutée par Bernières, et établie au jardin de l'Infante, en 1774.

Le foyer de cette lentille s'est trouvé à 10 pieds 10 pouces 1 ligne (3^m,521) de son centre; il formait un cercle de 15 lignes de diamètre (0^m,034). — Les membres de l'Académie augmentèrent la force du foyer en en concentrant les rayons dans un espace encore moindre, par le moyen d'une seconde lentille, d'un foyer plus court, qu'on a placée dans le cône des rayons réfractés par le grand verre,

(Chaptal, *Chim. appl. aux arts*, t. I, p. 145.)

le soustraire d'une manière complète au contact de l'air (1).

Jusque là, on avait découvert que le diamant pouvait brûler; il restait à démontrer quelle était la nature de ce nouveau combustible; c'est ce que fit Lavoisier, en brûlant des diamants sous une cloche pleine d'oxygène,

(1) Ces expériences firent grand bruit dans le monde, et donnèrent lieu aux anecdotes suivantes, qui nous ont été conservées par Macquer.

Un amateur avait un beau diamant bien taillé; il le fait proposer à Macquer pour servir à une expérience. Le jour fixé (c'était le 26 juillet 1771) et grande compagnie assemblée, le diamant est mis dans une capsule de terre réfractaire et chauffé avec vigueur dans un petit fourneau à vent. Après 20 minutes, on ouvre la porte et l'on aperçoit le joyau d'un rouge ardent; on le repousse au fond de la moufle et l'on cause encore 30 minutes; c'était trop, le diamant avait disparu.

Depuis lors, ce fut à qui se donnerait le plaisir, parmi les riches amateurs, d'expérimenter sur les diamants qu'ils possédaient. Mais il y avait des inéredules qui se riaient des chimistes: c'étaient les joailliers, lapidaires et diamantaires. Outre que cette nouvelle propriété du diamant devait naturellement leur déplaire, comme fournissant un moyen d'en apprécier la valeur, ils avaient encore d'autres raisons de métier: lorsqu'un diamant présentait quelques taches, on était dans l'habitude de le soumettre à un feu très-fort qui faisait disparaître ou diminuait ce défaut, et le diamant résistait parfaitement; mais il faut ajouter, pour expliquer ce résultat, qu'on avait soin de l'entourer hermétiquement d'une pâte faite avec du charbon pilé.

Or donc, une expérience se faisait chez le chimiste Rouelle. M. Leblanc, célèbre joaillier, demande à y assister avec quelques amis, et apporte un fort beau diamant qu'il avait maintes fois éprouvé à sa manière; il propose de l'exposer au feu comme les autres, pourvu qu'il puisse l'arranger à sa mode. On accepte; on pousse le feu pendant trois heures; tous les diamants qui n'étaient pas enveloppés disparaissent. M. Leblanc retire son creuset, l'ouvre, et ne trouve rien; son diamant étant mal en-

et en reconnaissant que ce gaz se transformait en acide carbonique. Guyton de Morveau, ensuite, fit aussi brûler des diamants, en les plongeant dans du nitre (*azotate de potasse*) en fusion, et soutint le premier, par l'examen de la quantité d'acide carbonique obtenue, qu'ils étaient formés de *carbone pur*; mais il eut en même temps le tort d'avancer que le charbon était une combinaison d'oxygène et de carbone. Depuis, l'identité du diamant et du charbon pur a été démontrée de la manière la plus nette et la plus précise, par les expériences de Smithson-Tennant, d'Allen et Pepys, et surtout de Davy. Ce

touré, incomplètement préservé de l'action de l'air, avait disparu.

Ce fut alors une lutte entre les savants et les lapidaires. L'un de ces derniers, M. Maillard, se présenta pour prendre la revanche de son confrère. — Macquer, à qui nous empruntons ces détails, assistait à cette expérience chez Cadet.

M. Maillard apporte trois diamants qu'il enveloppe dans de la poudre de charbon bien pressée, puis il introduit le tout dans une pipe de terre très-réfractaire, fermée par une plaque de fer. On chauffe durant quatre heures. Le feu était si violent que, dans le fourneau, tout était ramolli, déformé, prêt à couler; le joaillier n'avait jamais vu ses diamants soumis à une aussi rude épreuve; il ramassait avec soin les cendres et débris qui tombaient de la grille du fourneau. — A ce sujet, les chimistes plaisantaient et lui donnaient le conseil de faire ramoner la cheminée et de chercher bien plutôt dans la suie. Ce petit triomphe, dit Macquer, fut court; il ne dura tout juste que le temps qu'il fallait pour le refroidissement du creuset de M. Maillard. En effet, on casse la pipe, et l'on retrouve les trois diamants dans l'état où ils étaient avant l'expérience. Les chimistes, comme on le pense bien, restèrent confondus; mais cet insuccès les conduisit à la découverte de la vérité; car ils reconnurent, par des expériences subséquentes, qu'il fallait que le corps préservateur du diamant fût combustible; sans cette condition, il éprouvait toujours quelque déchet, et brûlait en partie, quand il ne disparaissait pas en totalité.

dernier a démontré que le diamant convertissait le fer en acier comme le charbon, et que l'un et l'autre donnaient, par la combustion, les mêmes produits, et cela, en quantité parfaitement égale. Des expériences de ce savant, il résulte en effet que :

27,38 diamant + 72,62 oxygène = 100 acide carbonique.

27,38 charbon pur + 72,62 oxygène = 100 acide carbonique.

559. ÉTYMOLOGIE ET SYNONYMIE. — Le mot diamant dérive du mot latin *adamas* qui a la même signification, et qui était formé lui-même de l'*a* privatif des Grecs, et de *δαμν* (daman) *dompter*. — *Adamas* signifie donc *indomptable*; ce nom lui a été donné parce qu'il raie tous les corps, n'est rayé par aucun, et surtout par la raison qu'on le croyait inaltérable par l'action du feu.

560. ÉTAT NATUREL. — On trouve les diamants dans les Indes orientales, à Golconde, à Visapour, au Bengale; il en existe aussi dans l'île de Bornéo. Les mines de l'Inde, quoique connues depuis très-longtemps, paraissent n'avoir été exploitées que depuis environ trois siècles; on sait qu'en 1622 les exploitations célèbres de Golconde employaient 30,000 ouvriers à la recherche des diamants; mais, depuis assez longtemps, elles sont conduites avec peu d'activité. — Au commencement du 17^e siècle on découvrit des diamants au Brésil; ce pays, aujourd'hui, a le privilège de les fournir presque exclusivement au commerce. Les exploitations les plus considérables du Brésil sont situées dans la province de Minas Geraes, Comarca do Cerro do Frio. — Le Brésil en expédie, dit-on, annuellement en Europe, de 25 à 30 mille carats bruts (environ 5 à 6 kilogrammes), lesquels sont réduits par la taille à 8 ou 900 carats (160 à 180 grammes). — En Sibérie, sur la pente occidentale des monts Ourals, à huit lieues au nord de

Vissec, on en a trouvé quarante-deux en une dizaine d'années. — Tout récemment des soldats français en ont découvert dans la rivière de Gonnal, province de Constantine, localité anciennement indiquée par Pline : ces diamants étaient de la plus belle eau, mais d'un petit volume ; l'un d'eux du poids de trois carats a été acheté par l'Ecole des Mines ; un autre a été déposé au Muséum d'histoire naturelle.

561. **Gisement.** — Les diamants sont généralement disséminés dans un terrain d'alluvion qui présente partout la même apparence. — Ce terrain est formé de sable, de cailloux roulés, dont beaucoup sont en cristal de roche parfaitement pur ; ces galets sont liés par une argile noirâtre ou rougeâtre dans laquelle on rencontre encore, mais accidentellement, de petits rognons d'oxyde de fer, du fer titané, des paillettes d'or, du platine, du zircon, des topazes, de la tourmaline, du disthène, etc. Ces terrains, qui sont presque superficiels, occupent de grandes surfaces dans des vallées où ils ont été déposés par les eaux. On a longtemps ignoré le gîte primitif des diamants ; mais, en 1839, on en a trouvé au Brésil qui étaient en place, ou directement engagés, dans le grès psammite de Perro do Santo Antonio de Grammagoa, province de Minas-Geraes, ou dans une roche composée de quartz et de chlorite, appelée *itacolumite* par M. le baron d'Eschewege, du nom de la montagne *Itacolumi*, située auprès de Villa-Rica, capitale de la province. — M. Lomonosoff a présenté à l'Académie des Sciences (séance du 2 janvier 1843), des échantillons de cette roche contenant des cristaux qui ont été reconnus par MM. de Humboldt, Elie de Beaumont, Babinet, Diard et Arago, pour de véritables diamants. On a exploité cette roche pendant plusieurs années, en la brisant avec des marteaux, pour l'amener à l'état de sable. On

y cherchait ensuite les diamants au moyen du lavage. — Cette exploitation a été abandonnée; elle présentait trop de difficultés.

562. EXPLOITATION. — La recherche des diamants consiste à laver et à trier minutieusement les terres qui les contiennent.

Dans l'Inde, on place le résidu du lavage sur une aire bien battue, où on le laisse sécher avant de procéder à la recherche des diamants. Pour mieux les découvrir, cette recherche se fait au soleil. Les esclaves qui en sont chargés sont nus et surveillés avec le plus grand soin par des inspecteurs.

Au Brésil, la terre à diamants qu'on appelle *cascalho*, est lavée sur une table inclinée, divisée en plusieurs compartiments. A la partie supérieure de chaque compartiment, un nègre s'occupe du lavage et de la recherche; l'eau facilite beaucoup la distinction du diamant d'avec les autres corps, car il acquiert beaucoup d'éclat quand il est immergé dans ce liquide. Lorsqu'un nègre trouve un diamant, il frappe des mains pour prévenir l'inspecteur de l'atelier; celui-ci vient le recevoir, et prend aussitôt note de son poids. L'esclave qui trouve un diamant du poids de 17 à 18 carats (environ 3 grammes et demi) est mis en liberté d'une manière solennelle. — Malgré la surveillance très-grande exercée dans ces exploitations, on estime que les nègres dérobent le tiers du produit total, et que cette soustraction porte particulièrement sur les diamants les plus volumineux et les plus beaux (1).

(1) On peut consulter, sur le gisement et l'exploitation des diamants, deux intéressants Mémoires de M. le docteur Cléménçon, de Lyon, insérés parmi les Mémoires de la Société Linnéenne de cette ville. — Les détails donnés à ce sujet par

563. *Tentatives de préparation du diamant : Diamants artificiels.* — Le charbon pur et le diamant étant identiques, on a cherché, mais jusqu'à présent sans un résultat bien satisfaisant, à obtenir artificiellement cette précieuse gemme. Pour cela, cependant, il suffisait d'amener les molécules du carbone à prendre un état d'aggrégation semblable à celui où elles se présentent dans le diamant. *L'insolubilité et l'infusibilité* du charbon ont été, pour les expérimentateurs, des obstacles à peu près invincibles (1).

M. Cléménçon ne peuvent manquer d'être exacts, puisqu'il a habité pendant cinq ans le district des diamants, où il pratiquait la médecine, tout en s'occupant avec ardeur de recherches géologiques.

(1) M. Gannal cependant dit avoir obtenu un résultat assez positif en décomposant le sulfure de carbone par le phosphore. A cet effet, il a introduit plusieurs bâtons de phosphore dans un matras contenant du carbure de soufre, recouvert d'une couche d'eau. Aussitôt, le phosphore en contact avec le carbure s'est fondu, et s'est précipité à l'état liquide au fond du matras. Le liquide formait alors trois couches ainsi disposées: 1^o *eau pure*; 2^o *carbure de soufre*; 3^o *phosphore liquéfié*. Par l'agitation, le mélange devint laiteux, puis, par le repos, se sépara en deux couches, l'une supérieure, formée par l'eau, l'autre inférieure, était du phosphore de soufre. Entre les deux couches, il trouva une poudre blanche paraissant formée d'une multitude de petits cristaux qui offraient toutes les nuances du prisme. Pour obtenir des cristaux plus volumineux, M. Gannal introduisit dans un matras, placé dans un endroit bien abrité, 250 grammes d'eau, autant de carbure de soufre, et autant de phosphore. Après avoir opéré comme dans l'expérience précédente, il s'était formé, au bout de 24 heures, une pellicule de poudre blanche qui présentait des bulles d'air et divers centres de cristallisation en aiguilles, en lames minces ou en étoiles. Quelques jours après, cette pellicule avait augmenté d'épaisseur; trois mois ensuite les deux liqueurs semblaient n'en former qu'une. Après avoir attendu encore un mois, et voyant qu'aucun nouveau

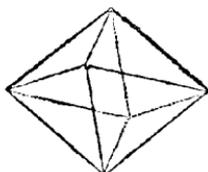
564. SIGNALLEMENT PHYSIQUE. — Le diamant pur est un solide *sans saveur, inodore, d'un aspect vitreux*, qui se présente naturellement en cristaux, à 12, 24 ou 48 facettes, souvent curvilignes, ce qui lui donne alors une apparence sphéroïdale. Sa forme primitive est l'*octaèdre*

changement ne s'opérait dans la liqueur, M. Gannal la filtra à travers une peau de chamois, qu'il plaça ensuite sous une cloche de verre, dont il avait soin de renouveler l'air de temps en temps. — Il y trouva ensuite une substance blanche, composée de petits cristaux qui décomposaient la lumière. Vingt de ces cristaux étaient assez gros pour être enlevés avec la pointe d'un canif; trois autres étaient de la grosseur d'un grain de millet. Ils furent remis à M. Champigny, directeur des ateliers de joaillerie de M. Petitot, qui les examina soigneusement et se convainquit : 1^o qu'ils rayaient l'acier; 2^o qu'aucun métal ne pouvait les rayer; 3^o que l'eau en était pure; 4^o qu'ils répandaient l'éclat le plus vif, en un mot, que c'étaient de véritables diamants. — M. Gannal se convainquit en outre qu'ils avaient, comme beaucoup de véritables diamants, une forme dodécaédrique. — Comment, après un semblable résultat (si l'auteur ne s'est point fait illusion), cette découverte est-elle restée sans application, comment est-elle à peu près tombée dans l'oubli?

M. Arago a annoncé à l'Académie des sciences (séance du 10 novembre 1828) qu'un chimiste de sa connaissance s'était occupé de décomposer le carbure de soufre par l'électricité, afin d'obtenir le carbone cristallisé; mais que malheureusement le carbure de soufre n'étant pas conducteur du fluide électrique, il n'avait pu y parvenir. — M. Dumas pense qu'on ne pourrait réussir à obtenir du carbone dense et incolore que par une réaction très-lente, et que des forces électriques très-faibles, forces dont l'application serait longtemps prolongée, offriraient peut-être quelques chances de succès. Les expériences de ce genre, exécutées par M. Becquerel, ont déjà permis de produire la cristallisation de beaucoup de corps, qui paraissent aussi difficiles à manier que le charbon, le cuivre métallique et le protoxyde de cuivre, par exemple.

On a cherché, dit encore M. Dumas, à produire le diamant

fig. 31.



régulier (fig. 31), forme que nous offre fréquemment la nature, et à laquelle on l'amène facilement par le clivage. — On trouve aussi des diamants *amorphes* ou *granuliformes*.

A l'état de pureté, le plus souvent le diamant est *incoloré*; mais on en rencontre de *colorés très-diversement*; la variété rose est la plus recherchée, après le diamant incolore. — Le plus ordinairement il est *transparent*, mais il y en a aussi de *translucides*, et même d'*opaques*.

C'est le *plus dur* de tous les corps; il peut le *raayer tous* et n'est *rayé par aucun*, même par l'acier le plus fortement trempé; aussi, n'est-il attaqué que par lui-même. — C'est là aussi un de ses caractères les plus remarquables (1).

par l'action d'une haute température. Les fourneaux ordinaires étant sans effet, on a eu recours à l'action d'une pile voltaïque puissante, et l'on a cru retrouver, dans les fragments de charbon soumis à la vive incandescence qu'elle pouvait produire, des traces de fusion évidente. On a même obtenu des globules vitreux; mais tous ces effets étaient dus à la cendre qui provenait de la combustion du charbon employé. Cette cendre, renfermant de la soude, de la potasse et des phosphates, fournissait, en se vitrifiant, une espèce de verre qui ne ressemblait au diamant que par une apparence vague, et dont le moindre examen pouvait démontrer la fausseté.

(1) M. Diard a rapporté de Borneo un minéral noir, plus dur que le diamant. — Après un travail continu de 24 heures, un des plus habiles lapidaires de Paris n'a pu réussir à émousser une seule de ses pointes cristallines; la roue du lapidaire a même beaucoup souffert pendant ce travail. — M. Dumas a cru reconnaître dans ce minéral, un de ces *diamants de nature* qui ne sont pas susceptibles d'être polis, et qu'on emploie pour préparer la poudre de diamants.

Une autre propriété qui sert à le caractériser, est sa *grande densité* : sa pesanteur spécifique varie de 3,5 à 3,55.

565. PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES. — **Calorique.** — Le diamant n'est *ni volatil, ni fusible*, mais parfaitement *fixe*, comme le charbon. La plus haute température ne lui fait subir aucun changement, quand on le calcine dans des vaisseaux bien clos, bien garnis de charbon, ou dans des gaz qui ne contiennent pas d'oxygène.

566. **Lumière.** — Il est doué d'une réfraction très-puissante, et répand un très-vif éclat, supérieur à celui de tous les autres corps; c'est ce qu'on a appelé *éclat adamantin*.

567. Exposé au soleil, le diamant devient *phosphorescent*, caractère qui peut aussi lui être communiqué par le choc électrique, ou par l'action d'une faible chaleur très-longtemps prolongée.

568. **Électricité.** — Mauvais conducteur du fluide électrique, il se charge, par le frottement, d'électricité vitrée.

569. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES. — **Air atmosphérique et oxygène.** — Sans influence sur le diamant à la température ordinaire, l'air et l'oxygène peuvent, comme on l'a déjà vu, le brûler complètement à une température élevée. Sa grande densité rend cependant sa combustion beaucoup plus difficile que celle du charbon; aussi ne continue-t-il pas à brûler dans l'air, quand il est en état de combustion, si on n'entretient, par un moyen accessoire, une chaleur nécessaire à sa combustion. Sir Georges Mackenzie a fait voir cependant qu'une chaleur inférieure à celle capable de fondre l'argent, suffit pour brûler complètement les diamants. Avant de se consumer ils augmentent un peu de volume, puis se dissipent peu à peu en émettant une flamme très-légère.

Quand il est bien enflammé, le diamant qui ne peut continuer à brûler dans l'air, brûle cependant d'une ma-

nière complète dans l'oxygène pur, et sans le secours d'une température artificielle. (Davy.)

570. **Eau, Metalloïdes, Oxydes, Acides, etc.** — Le diamant est complètement insoluble dans l'eau et tous les liquides connus. — La cohésion si puissante de ses molécules s'oppose d'ailleurs généralement à ce qu'il agisse avec les autres corps, soit simples soit composés, comme le fait le charbon ordinaire. On a déjà vu, cependant, qu'il pouvait céder du carbone au fer et acieriser ce métal.

571. **IMITATIONS DU DIAMANT ; moyens de reconnaître LES DIAMANTS FAUX.**

Les joailliers sont parvenus à imiter le diamant, de manière à tromper l'œil au premier aspect, en taillant comme cette gemme, un verre ou cristal particulier qu'ils appellent *strass* (Voyez *acide silicique*). Mais indépendamment de ce que ce produit artificiel perd promptement son éclat quand il est porté, tandis que le diamant inattaquable par les corps les plus durs, le conserve indéfiniment, rien n'est plus facile que de distinguer les diamants vrais des diamants faux, en les comparant sous le rapport de la *densité* et de la *dureté*. Le strass, d'ailleurs, chauffé avec ou sans le contact de l'air, se ramollit et se fond comme le verre ordinaire; tandis que le diamant peut brûler sans laisser de résidu, sous l'influence de l'air, et conserve sa forme et son aspect ordinaire, même à la plus haute température, quand on le met en même temps à l'abri de l'oxygène atmosphérique, par les moyens précédemment indiqués.

572. **USAGES.** — La *grande dureté* de ce corps fait qu'on l'emploie en *horlogerie* pour obtenir des *pivots* qui sont inaltérables par le frottement. — C'est en vue de la même propriété qu'on a proposé de le faire servir pour

préparer des *trous de filières*, qui seraient, grâce à son inaltérabilité, *invariables dans leur diamètre*. — C'est encore en raison de sa dureté qu'on s'en sert pour *tailler, sculpter, polir les autres pierres précieuses* et pour les *graver*. — C'est toujours enfin, par cause de la même propriété, que les *vitriers* font usage du diamant pour *couper le verre*. A cet effet ils se servent d'un *diamant naturel*, non taillé, à facettes curvilignes, qu'ils appellent *diamant de nature*, et qui est fixé à l'extrémité d'une petite tige de bois ou de métal. Les diamants taillés ne peuvent servir à cet usage parce qu'ils ont des arêtes trop vives, et ne font que *ruyer le verre sans le couper*.

M. Wollaston a démontré, en effet, que les diamants bruts devaient, dans ce cas, leur effet utile à ce que leurs angles étaient formés par des *surfaces curvilignes*, qui les faisaient agir à la *manière d'un coin*, en même temps que leur pointe traçait une raie sur le verre. Cela est si vrai que des rubis, des fragments de quartz, et d'autres substances susceptibles de rayer le verre, étant taillés de manière à présenter des surfaces curvilignes, peuvent le couper comme le diamant naturel; mais cette propriété dure peu, par la raison que leur pointe ne tarde pas à s'émousser.

573. La grande *puissance réfractive* du diamant l'a fait employer pour fabriquer des *lentilles de microscope*. Leur *pouvoir réfringent* est égal à *trois fois* celui d'un cristal qui aurait la même courbe; la *clarté* et le *grossissement* sont également *triples*. — C'est M. Pritchard, de Londres, qui, sur l'invitation de MM. Vartey et Goring, a d'abord construit de semblables lentilles. En France, MM. Georges, Trécourt, Bouquet, etc., sont parvenus à en établir au prix modique de 60 à 80 francs. D'après M. Arago il doit être facile d'achromatiser ces lentilles.

574. Le diamant est enfin et surtout employé comme objet de *parure* et d'*ornement*, à cause du *magnifique éclat* qu'il jette au contact de la lumière soit naturelle, soit artificielle. Cet aspect si brillant, cet *éclat adamantin* qui le caractérise, se montre même dans le *diamant brut*, mais il augmente considérablement par l'effet de la taille, qui multiplie ses facettes, divise par conséquent la lumière, la répand et la disperse par un grand nombre de points.

575. **Taille du Diamant.** — Les anciens, comme Pline nous l'apprend, connaissaient le diamant, en faisaient un très-grand cas, et cependant ils ignoraient l'art de le tailler; ils recherchaient ceux qui avaient un beau poli naturel et qui ont été appelés *diamants bruts ingénus*; ceux qui offraient une cristallisation pyramidale étaient nommés *diamants à pointes naïves*.

576. L'art de tailler le diamant est en effet une invention moderne; elle fut due au hasard et remonte à l'année 1476. Un jeune homme de famille noble, Louis de Berquem, ayant remarqué que deux diamants frottés l'un contre l'autre s'usaient mutuellement en se réduisant peu à peu en poussière, imagina d'employer ce moyen pour augmenter leur éclat, et bien qu'il fût étranger aux travaux du lapidaire, créa l'art de la taille qui a peu changé depuis, et qui se pratique encore à peu près comme du temps de l'inventeur.

577. On pratique la taille du diamant au moyen d'une plate-forme horizontale en acier très-doux, qu'on couvre de poudre de diamant appelée *égrisée* (1) et délayée

(1) On prépare l'*égrisée* en frottant l'un contre l'autre des diamants bruts qui sont peu propres à la taille. — On obtient aussi cette poudre en pilant des diamants très-petits, colorés ou tachés, dans un mortier d'acier. Car, quoique ce corps soit

dans de l'huile. — On communique ensuite à ce petit appareil un mouvement de rotation très-rapide ; puis on applique fortement contre la plate-forme le diamant fixé dans une coquille métallique, laquelle se trouve pincée par une tenaille en acier. — Pour multiplier ses facettes on présente successivement des points nouveaux à l'action érosive de l'égrisée.

578. Dans l'origine, la taille du diamant était très-simple, on se bornait à augmenter son éclat et sa transparence sans songer à accroître son pouvoir réfringent par la multiplication des facettes. — Aujourd'hui deux sortes de tailles sont adoptées : la taille en *rose* (pyramide à base plate et à 24 facettes) qu'on pratique sur les diamants de peu d'épaisseur, et la taille en *brillant* (large face plane ou *table* entourée de facettes très-obliques). Les pierres de cette dernière forme sont celles qui ont le plus de valeur. On raconte que le cardinal Mazarin fit exécuter le premier la taille en brillant sur douze diamants qui appartiennent à la couronne et qu'on appelle les *douze mazarins* (1).

579. **Prix des Diamants.** — Les diamants sont en général d'un prix très-élevé. Leur estimation est fondée sur leur poids ; mais elle est modifiée par leur beauté

très-dur, il est cependant *fragile* et susceptible d'être pulvérisé. — Il est des diamants qui résistent à la taille et qui servent aussi à préparer l'égrisée, ou se vendent comme *diamants de nature* pour les verriers.

La poudre de diamants était employée par les anciens pour polir les autres gemmes ; ils étaient donc bien près de connaître l'art de tailler les diamants eux-mêmes.

(1) Le diamant *brillant* est celui dont la taille fournit les effets de lumière et de couleur les plus variés ; le diamant *rose* lance peut-être des éclairs plus vifs, mais il joue bien moins.

(Dumas.)

et par leur taille. Pour les peser on se sert d'une unité de poids spéciale qu'on appelle *carat*. Ce nom, au rapport de Bruce, est celui de la graine d'une espèce d'*érythrina*, légumineuse du pays des Shongalas, en Afrique, qui servait à peser l'or et que les naturels appelaient *kuara*. Ces graines transportées dans l'Inde, y furent employées à peser les diamants. — Le poids du carat équivaut à 4 grains, un peu plus faibles que ceux du poids de marc, ou plus exactement à 205 milligrammes.

580. Les diamants bruts impropres à la taille, tachés ou colorés, ceux enfin destinés à préparer l'égrisée se vendent de 30 à 36 francs le carat. — Ceux qui sont susceptibles d'être taillés valent 48 francs le carat, lorsqu'ils ne dépassent pas ce poids.

581. Au dessus d'un carat les diamants s'estiment par le carré de leur poids multiplié par 48. Ainsi le prix d'un diamant brut de 4 carats est égal à $4 \times 4 \times 48 = 768$. Leur prix augmente donc considérablement avec leur poids.

582. Quand ils sont taillés, le prix des diamants est bien plus élevé encore; car indépendamment de la main-d'œuvre et des chances à courir pendant le travail, on sait que la perte d'un diamant brut par l'effet de la taille, s'estime à peu près à la moitié de son poids primitif.

M. Dumas donne le tableau suivant du prix approximatif des diamants taillés :

Poids moyen des diamants.	Prix du carat.
1/40 de carat.	60 à 80 fr.
1/10 <i>id.</i>	100 à 125
1/2 <i>id.</i>	160 à 192
3/4 <i>id.</i>	200 à 261
1 <i>id.</i>	220 à 250

Poids moyen des diamants,	Prix du diamant.
2 carats	650 à 800
3 <i>id.</i>	1,600 à 2,000
4 <i>id.</i>	2,400 à 3,000
5 <i>id.</i>	4,000 à 6,000

Ces valeurs varient beaucoup en raison de la forme, de la pureté, de la couleur, et même du poids du diamant. Au dessus d'un carat, on prend pour base, le carré du poids multiplié par 192, ou plutôt par un prix déterminé pour le carat, d'après les défauts ou la beauté du diamant. — Ceux qui sont taillés en *brillant* ont infiniment plus de valeur que ceux taillés en *rose*.

583. La plupart des diamants ne dépassent pas le poids d'un carat : ceux de 5 ou 6 carats sont rares, et plus encore ceux de 12 à 20 carats ; ceux qui dépassent 100 carats sont en très-petit nombre. Il en est si peu, qu'on les connaît tous, et que les exploitations en fournissent à peine un par siècle. Les grosses gemmes qu'on appelle *diamants parangons* s'élèvent à des prix considérables ; elles sont toutes originaires de l'Inde. Le plus considérable qu'on ait trouvé au Brésil est un diamant brut de forme octaédrique appartenant à la couronne de Portugal ; il pèse 95 carats.

Le plus gros diamant connu pèse 300 carats (plus de deux onces ou 64 grammes) : il appartient au raja de Matun à Borneo.

Celui qui vient ensuite a été trouvé à Golconde, en 1550 ; son poids est de 279 carats ; il en pesait, dit-on, 900 avant d'être taillé en rose. Il appartient à l'empereur du Mogol. Tavernier l'a estimé plus de 11 millions.

L'empereur de Russie en possède un d'une très-belle eau, mais d'une mauvaise forme, et qui pèse

193 carats ; il a été payé 2,250,000 francs et 100,000 francs de rente viagère.

On cite encore celui de l'empereur d'Autriche qui pèse 139 carats, et qu'on évalue à 2,500,000 francs.

La couronne de France possède un diamant d'une belle forme et de la plus parfaite limpidité, qu'on appelle *le Régent*, parce qu'il fut acheté par le duc d'Orléans, d'un Anglais nommé Pitt, sous la minorité de Louis XIV. Il est taillé en brillant et pèse 136 carats ; brut, il en pesait 410. Sa taille a demandé deux années de travail ; il fut payé 2,500,000 francs ; mais les connaisseurs, à cause de sa grande beauté, l'estiment au double de ce prix.

Un autre diamant célèbre, le *Sancy*, fait encore partie de la couronne de France : il pèse 55 carats.

Du Graphite.

584. ÉTYMOLOGIE ET SYNONYMIE. — *Graphite* vient du grec γραφω (graphô) j'écris. Ce nom indique l'emploi qu'on fait de ce charbon sous forme de crayons.

Le graphite a encore été appelé *plombagine*, *mine de plomb*, *plomb de mer*, *plomb noir* (*black-lead*), *crayon noir*, *carbure de fer*, *fer carburé*.

585. COMPOSITION. — Schéele a fait connaître la nature de cette variété de charbon, dans lequel il a trouvé une grande quantité de carbone associé à un peu de fer, d'où on l'a appelé carbure de fer. Quelques minéralogistes le placent encore parmi les composés de ce métal. Cependant il est généralement reconnu aujourd'hui que le graphite n'est que du carbone, rendu impur, par quelques centièmes de matières terreuses contenant du fer. La plombagine de Barreros, au Brésil, n'en renferme même pas. Plusieurs plombagines lais-

sent à peine quelques traces de cendres quand on les fait brûler complètement.

586. ÉTAT NATUREL. — On trouve le graphite en amas ou en filons dans les terrains d'ancienne formation (primitifs et intermédiaires), comme dans les *gneiss*, les *micaschistes*, les calcaires de transition ; on le rencontre aussi en petite quantité dans le grès houillier. Le plus estimé est celui de Borrowdale, dans le comté de Cumberland (Angleterre). On le trouve aussi à Passaw en Bavière, dans le Piémont, dans les Alpes, les Pyrénées. Au mont St-Bernard et dans d'autres localités, il accompagne l'antracite. En France, il est très abondant près de Briançon. Ce graphite, qui est friable et assez peu estimé, tient cependant, selon quelques fabricants, le milieu pour la pureté, entre celui de Borrowdale et celui d'Allemagne ; il est d'un plus beau noir que ce dernier, qualité qu'on peut augmenter encore par la calcination ; celui d'Angleterre n'acquiert rien par ce procédé.

587. GRAPHITE ARTIFICIEL. — Le graphite, ou du moins un charbon qui a son apparence, se forme quelquefois accidentellement, quand on chauffe la fonte avec un grand excès de charbon. Le carbone se sépare peu à peu du fer quand la fonte se refroidit lentement, et cristallise en belles lames micacées qui ont tout-à-fait l'aspect de la plombagine. — On attribue à une petite quantité de graphite disséminé, l'aspect noirâtre de la fonte dite *noire*.

588. SIGNALLEMENT PHYSIQUE. — Le graphite dont la nature est tantôt compacte, tantôt grenue, tantôt lamineuse, est généralement amorphe (1), opaque, d'un gris noirâtre plus ou moins prononcé ; quelquefois sa couleur est seulement plombée, ce qui lui a valu plusieurs

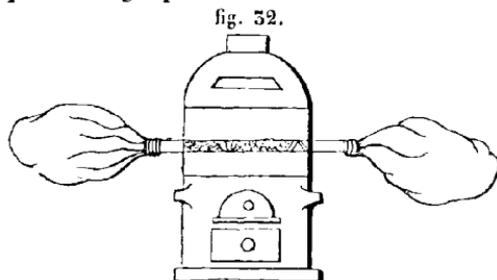
(1) On le trouve, mais très-rarement, cristallisé en tables à six pans ou en petites tables hexagonales.

de ses dénominations, ou bien encore analogue à celle de l'acier. Sans saveur et sans odeur comme les autres charbons, il s'en distingue par sa propriété d'être onctueux au toucher, et de laisser une trace brillante et métallique quand on le frotte sur du papier. Sa densité varie de 2,08, à 2,45 et 2,5.

589. PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES. **Calorique.**— Il est fixe et inaltérable au feu le plus violent comme le diamant et le charbon, lorsqu'on le préserve parfaitement du contact de l'air.

590. **Électricité.** Le graphite est un assez bon conducteur du fluide électrique : par le frottement, il acquiert l'électricité résineuse ; mais frotté contre la cire d'Espagne, il ne l'électrise pas (1).

591. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES. **Air et oxygène.**— Quand on chauffe fortement le graphite au contact de l'air, il se consume avec lenteur à la manière du diamant, mais il n'est pas susceptible d'être brûlé comme combustible. — On peut obtenir sa combustion complète, de même que celle du diamant, par l'oxygène pur. Pour cela on place le graphite ou le diamant dans un tube de porcelaine, ayant une



vessie vide fixée à une extrémité et une vessie pleine d'oxygène à l'autre (fig. 32). On fait rougir le tube qu'on maintient

(1) Ce caractère le fait distinguer du *molybdène sulfuré* avec lequel on pourrait le confondre, et qui a la propriété d'électriser la cire d'Espagne par frottement. Ce dernier se reconnaît encore aux traits verdâtres qu'il forme sur la porcelaine.

longtemps dans cet état, et l'on fait passer et repasser le gaz d'une vessie dans l'autre, en les comprimant alternativement. L'oxygène brûle peu à peu tout le carbone et se transforme en acide carbonique sans augmenter de volume.

Au contact de l'azotate de potasse chauffé au rouge, le graphite brûle avec éclat, en décomposant l'acide azotique, pour lui enlever de l'oxygène, lequel passe ainsi à l'état d'acide carbonique.

592. USAGES. — Le graphite sert principalement à fabriquer des crayons. Le meilleur pour cet usage, le plus estimé et le plus cher est celui de Borrowdale dans le Cumberland. On recherche ensuite pour le même emploi celui de Passaw en Bavière. La fabrication avec ces graphites consiste à les enchâsser dans du bois, et particulièrement dans du bois de cèdre, après les avoir sciés en petites baguettes. Conté en a fabriqué le premier avec une pâte formée de plombagine en poudre très-fine et d'argile : les *Crayons-Conté* sont encore généralement recherchés. On en fait aussi avec une pâte composée de graphite finement broyé et de gomme ou de gélatine. — Un fabricant de Cologne prépare, avec la plombagine de Briançon, des crayons qu'on prétend supérieurs à ceux de fabrique française. Pour cela il broie et tamise le graphite, en ayant grand soin d'enlever toutes les parties terreuses ou siliceuses. Cette poudre, calcinée pour la rendre plus noire, est réduite en pâte qu'on presse dans un cylindre de cuivre, d'où elle sort en un long filet par une ouverture d'une ligne carrée (environ 3 millimètres). Il ne s'agit plus alors que de la fixer dans le bois au moyen d'un peu de colle. — La dureté de ces crayons est augmentée à volonté en modifiant la composition de la pâte, et non au moyen de la graisse, comme le fait le fabricant anglais Brookman, car son

emploi a l'inconvénient de déterminer avec le temps le durcissement des crayons.

593. Frotté sur le fer neuf, le graphite le préserve de la rouille ; il rend brillant celui qui est oxydé. On l'emploie pour cet usage sous le nom de *plomb de mer*, soit en poudre, soit délayé avec de l'huile. On l'applique principalement sur les fourneaux en fonte, les tuyaux de poêles, etc.

594. Comme il communique aux objets sur lesquels on le frotte, une couleur de fer neuf ou d'acier, on s'en sert pour donner l'aspect de ce métal à des ornements, à des statuettes en plâtre ou en carton-pâte. On imite assez bien par ce procédé les cuirasses, les casques, les masses d'armes et les autres armes du moyen âge. Pour donner le vernis d'ancienneté par l'apparence d'une oxydation du fer, on ajoute quelquefois au graphite, un peu de rouge d'Angleterre (peroxyde de fer, $Fe^2 O^3$).

595. Il sert aussi à lustrer le plomb de chasse. Pour produire cet effet, on l'emploie en poudre qu'on introduit avec le plomb en grains, dans des tonneaux qu'on fait tourner sur leur axe.

596. La poudre de graphite pétrie avec 4 parties de graisse, forme une *graisse noire* qu'on emploie pour adoucir le frottement des essieux de voitures, pour les engrenages, les pistons de pompes, etc.

Un Anglais, M. Hébert, a substitué le graphite à l'huile employée pour faciliter le jeu des pièces d'horlogerie. On sait que l'huile s'épaissit avec le temps et rend les frottements plus difficiles, ce qui dérange les montres les mieux réglées ; le graphite en poudre impalpable rend, selon M. Hébert, les mêmes services que l'huile, sans en avoir les inconvénients.

597. Le graphite sert encore à former des creusets

très-réfractaires au feu. Ces creusets se fabriquent principalement à Passaw, avec le minerai de ce pays et un peu d'argile, qu'on pétrit ensemble de manière à donner au mélange une consistance convenable. Ces creusets résistent au feu le plus violent de nos fourneaux, et sont très-employés pour la fonte des métaux, et particulièrement pour celle du cuivre et de l'argent.

598. Le graphite enfin a reçu depuis peu de temps une nouvelle application très-importante : il est employé dans la *galvanoplastie*, pour donner la propriété conductrice au plâtre, au bois, et à d'autres matières qui ne la possèdent pas, afin de faciliter l'application de la couche de métal réduit au pôle négatif, sur la surface non métallique qu'on lui présente.

§ 2.

2^{me} GROUPE.

CHARBONS ARTIFICIELS.

Charbon végétal, — charbon animal, — charbon de schistes, etc.

Du Charbon végétal.

599. DÉFINITION. — On donne ce nom au produit ou résidu de la calcination, sans le contact de l'air, de toute matière végétale; mais il s'applique plus particulièrement au charbon retiré du bois.

600. PRÉPARATION DU CHARBON DE BOIS. — Par la carbonisation du bois on obtient deux espèces bien distinctes de charbon : 1^o le *charbon ordinaire* ou *charbon noir*; 2^o le *bois torréfié* ou *charbon roux*.

601. 1^o **Fabrication du charbon noir.** — On le prépare par plusieurs procédés, dont les principaux sont :

A. *Le procédé ordinaire des charbonniers dans les forêts, ou carbonisation en meules.* Ce procédé qui est le plus généralement mis en usage, se pratique encore tel qu'il a été décrit par Théophraste Eresius, 300 ans avant notre ère, et tel que Pline nous apprend qu'on le pratiquait de son temps.

On commence par préparer le sol où doit s'opérer la carbonisation, en le battant à la dame, de manière à former une aire bien plane et bien unie, au milieu de laquelle on place verticalement un pieu ; contre ce pieu on dispose, debout et un peu obliquement, les bois réduits en bûches et bûchettes (1), en choisissant d'abord les plus grosses. Sur cette première rangée on en établit deux ou trois autres, disposées de manière à ce que l'ensemble ait la forme d'un cône tronqué. Dans la construction de la meule, il est important de disposer le bois de manière à ce que les bûches se touchent le plus exactement possible. Marcus Bull a même recommandé de remplir avec du *fraizin* ou *fraisil* (mélange de terre et de poussier de charbon) l'espace qu'elles laissent entre elles, ce qui produit un rendement de charbon de 0,60 en volume, et de 0,22 en poids. Le cône ainsi dressé, on l'entoure d'abord d'une couche de feuilles et de gazon, puis d'une deuxième couche formée de *fraizin* humide, qu'on tasse légèrement, après l'avoir étendu d'une manière bien

(1) On peut employer des bois de *toutes essences*, c'est-à-dire de toutes les espèces, qui croissent dans les forêts. On évitera les bois pourris, vermoulus, de même que ceux trop jeunes ou trop vieux ; les troncs et les vieux rameaux fournissent des charbons poreux et feuilletés qui ont l'inconvénient de pétiller au feu et de se dissiper en étincelles. Le meilleur charbon est fourni par les tiges de 3, 4 et 5 ans. On recommande aussi d'écorcer les bois, car l'écorce ne fournit qu'un charbon friable et terreux. Avant d'être soumis à la carbonisation, les bois doivent avoir été parfaitement desséchés à l'air.

égale. On a soin seulement de laisser quelques trous à la base pour donner accès à l'air et entretenir la combustion.

Pour mettre le feu à cette *charbonnière* (1) on enlève le pieu central, et l'on introduit à sa place des charbons allumés et du petit bois. Peu à peu la combustion s'établit et se communique à la masse ; pour que l'opération donne le meilleur produit possible et le plus abondant, il est indispensable que le feu s'étende également dans tous les points de la meule et que la carbonisation soit partout uniforme. Pour obtenir ce résultat, on gouverne le feu en ajoutant de la terre dans les points de la surface du cône où il est trop actif, et en pratiquant des ouvertures dans ceux où il ne se développe pas avec assez d'énergie. On juge que l'opération marche d'une manière bien égale, quand l'affaissement de la meule se fait généralement, pas plus dans un point que dans l'autre, et que le dégagement de la fumée cesse partout en même temps. Cette opération demande une grande habitude pour être bien dirigée.

602. La durée de cette opération varie (2, 4, 10, 12 et même jusqu'à 30 jours) suivant l'état de dessiccation du bois, et surtout d'après la grandeur de la meule. Lorsque toute la masse paraît incandescente (ce que les ouvriers appellent le *grand feu*), l'opération est terminée, le charbon est fait ; il ne s'agit plus que de procéder à l'*étouffement*, qu'on opère en substituant une bonne couche de sable ou de menu charbon humide, à l'enveloppe brûlante de la meule. On ne doit enlever le charbon que lorsque le refroidissement est complet.

603. La carbonisation est d'autant plus parfaite que l'on retire plus de charbon en *poids* et en *volume*. Le rendement en poids est de 15 à 18 pour 100, et même

(1) Il faut pour cela choisir un temps calme, car les vents peuvent nuire à la carbonisation en la rendant trop active ou irrégulière. On est quelquefois obligé de s'en préserver en établissant des abris autour et au-dessus de la charbonnière.

un peu plus considérable dans les grandes meules ; en volume, les petites meules rendent 25 à 30 pour 100, et les grandes 30 à 34 (1).

604. Tous les bois renferment cependant une quantité de carbone qui dépasse de beaucoup celle obtenue par le procédé de carbonisation qui vient d'être décrit, comme on peut en juger par le tableau suivant des produits fournis par l'analyse chimique :

100 parties de bois séché à l'air contiennent généralement :	
Carbone.	38,48
Hydrogène et oxygène dans les proportions pour constituer l'eau.	35,52
Cendres.	1
Eau libre.	25
	100,00

605. La perte énorme de carbone qui résulte géné-

(1) Tous les bois, employés au même état de dessiccation, donnent à peu près, *en poids*, la même quantité de charbon.

Dans les départements des Ardennes et de la Meuse, selon M. Sauvage, on emploie 1/4 de hêtre et de chêne, 1/4 de tremble et de saule, 1/2 de charme. Les fourneaux contiennent 60 à 90 stères; la carbonisation dure 7 à 13 jours. On obtient les produits suivants :

Ardennes. — Bois mêlés.

Poids du stère de bois.	300 k.
Un stère rend en volume.	0 ^m ,30 à 0 ^m ,33
Un stère rend en poids	60 à 66 k.
100 kilogrammes de bois rendent.	20 à 22 k.
Le poids du mètre cube de charbon est.	200 k.

Meuse. — Bois durs.

Poids du stère de bois	375 k.
Un stère rend en volume.	0 ^m ,33 à 0 ^m ,40
Un stère rend en poids	80 k.
100 kilogrammes de bois rendent.	21 k.
Le poids du mètre cube de charbon est.	240 k.

ralement de la carbonisation s'explique par la *formation de combinaisons gazeuses et volatiles*, dans lesquelles ce corps entre comme élément avec l'oxygène et l'hydrogène, soit de l'eau combinée, soit de l'eau libre, ou autrement par la dissipation dans l'air d'une partie de la matière végétale, et par conséquent du carbone, en *acide carbonique, oxyde de carbone, acide acétique, carbures d'hydrogène gazeux, goudron et suie*. — Cette perte est inévitable, car elle est l'effet constant de l'action du feu sur les matières végétales.

606. Mais, dans le procédé des forêts, cette perte est considérablement accrue par la combustion d'une autre partie du carbone sous l'influence de l'oxygène atmosphérique. Quelque précaution que l'on prenne, en effet, on arrive toujours à ce résultat d'une combustion partielle du carbone, puisque l'on opère non seulement la décomposition du bois par le feu, mais encore une véritable combustion partielle de cette matière végétale.

607. B. *Procédé de carbonisation en vases clos*. — On peut éviter la perte accidentelle de carbone due à la combustion, et par conséquent obtenir un rendement beaucoup plus considérable en charbon, par la carbonisation du bois sans le contact de l'air, c'est-à-dire opérée en vases clos.

La première idée de ce procédé appartient à l'ingénieur Lebon, qui l'a pratiqué dans un appareil appelé *thermolampe*, et destiné à fournir en même temps du charbon, de la chaleur, de la lumière, de l'acide acétique (acide pyro-ligneux) et du goudron.

608. Ce procédé, qui a été perfectionné par M. Mollerat et par MM. Kurtz et Lhomond, consiste à carboniser le bois dans de grandes chaudières, dans des cylindres en tôle ou en fonte, et à recueillir les produits

de la distillation. Les appareils communiquent avec des vases de condensation où se déposent l'eau acide et le goudron, et d'où part un tuyau qui conduit les gaz au foyer où ils sont brûlés (voyez *Acide acétique*). — Dans cette opération, 100 parties de bois sec donnent les produits suivants :

Charbon.	28 à 30
Eau chargée d'acide acétique. . . .	28 à 30
Goudron.	7 à 10
Acide carbonique,	} 37 à 40
Oxyde de carbone,	
Gaz hydrogène carboné,	
Eau non condensée,	

Par ce procédé, 100 parties de bois fournissent donc 10 à 12 de charbon de plus que le procédé des forêts, c'est-à-dire un peu plus d'un tiers en sus (1). Mais cette économie est à peu près compensée par la consommation du bois nécessaire pour chauffer l'appareil

(1) Les produits de la distillation du bois varient beaucoup avec le mode d'opération ; mais la différence provient surtout de la durée de l'opération ; plus elle s'effectue lentement, et moins il y a de charbon entraîné par les gaz. D'après les expériences de Karsten, le bois séché à l'air et soumis longtemps à une température de 150°, finit par ne plus éprouver d'altération ; il est alors transformé en une matière charbonneuse dont le poids s'élève à 31 ou 34 pour 100 du poids du bois. Si ce bois avait été d'abord complètement desséché, le poids de la matière charbonneuse serait de 40 à 46 pour 100 du bois. Par une distillation rapide en vases clos, ces différentes espèces de bois réduits en copeaux très-minces, donnent des quantités de charbon qui varient entre 12 et 16 pour 100 ; et par une distillation lente, dans laquelle la matière est élevée progressivement jusqu'au rouge, les produits varient de 24 à 27 pour 100. (Peclet, *Traité de la chaleur*, I, 69.)

et opérer la carbonisation, consommation qui s'élève à 12,5 pour 100. A la vérité, on a en plus le produit en goudron et acide acétique ; mais par contre, la carbonisation en vase clos entraîne plus de dépense de main-d'œuvre, plus de frais de transport, etc., etc.

609. C. *Procédés intermédiaires aux deux précédents.*
— La carbonisation en vase clos étant beaucoup plus dispendieuse que le procédé des forêts, on a cherché à améliorer ce dernier, en recueillant une partie des produits volatils qui se dissipent en pure perte.

610. M. Thilorier obtenait ce résultat, en implantant dans la charbonnière plusieurs tuyaux de tôle ou de cuivre, formant avec l'horizon un angle de quelques degrés, et dont la partie basse, placée en-dehors de la meule, donnait passage aux produits volatils, et permettait d'en recueillir une partie à l'état liquide.

611. M. Foucauld imagina d'établir la charbonnière dans un trou cylindrique pratiqué en terre, maçonné en briques, et d'une dimension à contenir une quantité de bois égale à celle des meules ordinaires. Une galerie circulaire permettait d'amener l'air nécessaire à la combustion, et des ouvreaux convenablement disposés servaient à en modérer l'accès à volonté. Le trou bien rempli de bois, on plaçait au-dessus un couvercle conique en tôle, terminé à son sommet par un tuyau, qui conduisait les gaz et les matières volatiles dans un réfrigérant.

612. Ces procédés, tout ingénieux qu'ils sont, ne paraissent pas avoir donné de bons résultats dans la pratique, puisqu'ils ont été abandonnés ; nous en dirons autant de ceux de M. Schwartz, de M. Loebel, de M. Lampadius et de plusieurs autres dont on trouvera la description, soit dans le tome 5 du *Dict. Technologique*, soit dans le tom. 1^{er} du *Traité de Métallurgie* de

Lampadius. — Voici, au reste, un tableau comparatif du rendement de plusieurs de ces procédés :

100 de bois sec rendent :	Charbon.	Acide acétique.
Par le procédé des forêts. . . .	18	
Par le procédé Thilorier	20 + 5	— à 3 ^o Baumé.
Par le procédé Foucauld	24 + 20	— à 4 ^o
Par le procédé Mollerat.	23 + 25	— à 5 ^o
Par le procédé Kurtz.	27 + 48	— à 6 ^o

613. D. *Carbonisation dans des fosses.* — Le charbon destiné à la préparation de la poudre, se fabrique souvent dans des fosses de deux mètres et demi de dimension en tous sens, pratiquées dans un terrain sec, et garnies avec de la brique. On y brûle des bois légers jusqu'à ce que la capacité de la fosse soit remplie de charbon; on la recouvre ensuite soigneusement pour arrêter la combustion, et l'on en retire le charbon quand il est complètement refroidi.

614. On a observé, et j'ai vérifié, dit Chaptal, quand j'étais à la tête de l'administration des poudres et salpêtres, que le charbon provenant du même bois était plus léger et moins dur, fabriqué en fosse que fabriqué en plein air. La *braise des boulangers* est un charbon analogue à celui préparé dans les fosses.

615. Le *procédé chinois* de carbonisation qui a été décrit par M. Korsanko, major au corps des ingénieurs des mines en Russie, est analogue à ce dernier. Deux moyens sont employés en Chine : lorsque le sol est sablonneux, on calcine le bois dans des fosses; quand il est argileux, on y creuse des chambres voûtées où le bois est carbonisé comme dans des fours. Ce dernier moyen est préféré par les Chinois, qui l'ont porté à un très-haut point de perfection.

616. E. *Procédé de carbonisation des fusains.* — On

prépare encore des charbons légers, soit pour entrer dans la composition de la poudre de chasse, soit pour servir de fusains, soit encore pour l'usage des pharmacies, avec des bois de saule, de tilleul, de coudrier, de tremble, de bourdaine, etc., qu'on calcine dans des creusets ou des cylindres, où ils se trouvent entourés soit de poussier de charbon, soit de sable.

617. 2^o **Fabrication du charbon brun ou charbon roux.** — On donne ce nom au *bois torréfié* ou *incomplètement carbonisé*, avec lequel, depuis quelques années, on remplace avantageusement le charbon noir, dans la réduction des minerais de fer. De nombreux essais ont prouvé, en effet, que l'on pouvait sans inconvénient, substituer au combustible ordinaire, le bois plus ou moins torréfié, et qu'il en résultait une économie considérable, dans la consommation de la matière combustible, nécessaire à la production de la fonte, indépendamment d'une marche plus régulière du haut fourneau, et de la qualité supérieure du produit métallique qui serait, assure-t-on, beaucoup plus propre au moulage. On évalue l'économie du bois à $\frac{2}{5}$ de la consommation qu'on en faisait quand il était d'abord réduit en charbon noir. — 100 de bois sec fournissent, en effet, 57 de charbon roux, dont l'esflet, d'après M. Berthier, correspond à 0,535 de son poids de charbon noir.

618. M. Houzeau-Muiron a eu la première pensée de faire servir la chaleur perdue par le gueulard des hauts-fourneaux, à la préparation du charbon roux; et la première application en a été faite par les soins et sous la direction de M. Fauveau-Deliars (1). Leur procédé, qui a été décrit par M. Bineau, ingénieur des mines,

(1) MM. Houzeau-Muiron et Fauveau-Deliars ont pris, à cet effet, un brevet d'invention en 1834.

consistait à placer le bois convenablement coupé, dans des caisses en fonte, de la capacité d'un mètre cube, et dont le fond et les faces latérales étaient exposés à la flamme du gueulard. — Leur appareil perfectionné par M. Baudelot, a été appliqué avec succès dans l'usine d'Harrancourt où l'ingénieur des mines, M. Sauvage, a constaté par de nombreuses expériences, les heureux résultats économiques qui viennent d'être indiqués.

619. Depuis, on a trouvé des moyens d'utiliser plus avantageusement encore la chaleur perdue des hauts fourneaux; on avait reconnu, d'ailleurs, que cette application n'était réellement avantageuse que lorsque les bois ne devaient pas subir un long transport pour être amenés à l'usine. — On a donc songé à torrifier les bois dans les forêts. Le procédé des meules essayé d'abord, en arrêtant beaucoup plus tôt la carbonisation, n'a donné que de mauvais résultats : une partie du bois était transformée en charbon noir, pendant que l'autre était à peine atteinte par l'action de la chaleur. De nombreux essais ont été faits depuis, parmi lesquels on doit signaler surtout le moyen pratiqué par M. Eschemont, dans le département des Ardennes, et qui s'est ensuite introduit en Belgique, dans les exploitations du duc d'Artemberg. Ce moyen, quoique encore imparfait, atteint cependant mieux que tous les autres le but principal qu'on doit se proposer dans une semblable opération, *l'uniformité de torrification du combustible*. Le procédé de M. Eschemont se pratique dans un fourneau d'une construction particulière, où le bois est soumis à une chaleur suffisante pour le dessécher et le brunir, insuffisante pour le réduire en charbon noir, au moyen d'une combustion de menu bois qu'on utilise très-avantageusement de cette manière (Voyez *Ann. des Min.* tom. XVI).

620. Le charbon roux est d'une couleur brune plus ou moins foncée, cassant et facile à réduire en poudre. — L'économie importante que son emploi a introduite dans la réduction du fer, doit engager à en appliquer l'usage à d'autres industries, à celles particulièrement qui ont pour objet la fonte et le travail des métaux.

621. ETAT D'IMPURETÉ DU CHARBON ORDINAIRE. — **Préparation du charbon pur.** — Le bois contenant en moyenne 0,015 de matières minérales, qui forment les cendres quand on le brûle, 100 parties de charbon ordinaire, représentant en moyenne 500 parties de bois, doivent en contenir 0,075. — On a déjà vu qu'indépendamment de ces matières de nature minérale, le carbone se trouvait encore associé dans le charbon à une certaine proportion d'hydrogène.

622. Pour l'usage des laboratoires et les recherches délicates de la chimie, on se procure du charbon ou plutôt du carbone très-pur, par les moyens suivants :

A. En calcinant fortement du sucre en cristaux incolores, transparents (sucre candi blanc), ou de la fécule bien lavée et bien pure.

B. En calcinant pendant deux heures du noir de fumée dans un creuset de platine. — Il est nécessaire de s'assurer préalablement que le noir de fumée a été bien préparé et qu'il brûle sans laisser de résidu.

C. En décomposant, dans un tube de porcelaine incandescent, une huile essentielle, par exemple, celle de térébenthine, celle de citron, ou bien encore de l'alcool, substances qu'on y fait arriver à l'état de vapeur. — On calcine ensuite le charbon obtenu dans un creuset de platine, pendant environ deux heures. Ce dernier

moyen est celui qui fournit le carbone le plus certainement pur (1).

623. SIGNALEMENT PHYSIQUE DU CHARBON DE BOIS. — Solide, amorphe, offrant la forme et l'apparence du bois qui l'a fourni (2); noir et mat, quand il a été peu calciné; d'un gris de fer avec éclat métallique très-prononcé, quand il a subi longtemps et fortement l'action de la chaleur;

Sans odeur, ni saveur;

Cassant, luisant dans sa cassure, friable, et cependant assez dur dans ses particules pour pouvoir polir les métaux;

Très-souore quand on le frappe, mais seulement quand il a été bien calciné et qu'il est bien sec;

D'une pesanteur spécifique très-variable: sa densité est d'autant plus forte qu'il provient de bois plus lourds et qu'il a été calciné plus fortement. — On évalue sa densité moyenne à 2. — Cependant comme le charbon

(1) Il se forme ordinairement dans les cornues à gaz un dépôt de charbon pur, compact, dur, faisant feu au briquet, rayant le verre, lourd (densité 1,76), d'une apparence mamillaire et d'une structure fibreuse. Ce charbon possède l'éclat métallique et ressemble beaucoup au graphite, mais il est trop dur pour laisser une trace sur le papier. Ce charbon, qui est le produit de la décomposition du gaz bicarbure d'hydrogène, ou plutôt de carbures hydrogénés à l'état de vapeur, forme une couche souvent assez épaisse, qui double l'intérieur des cylindres et remplit les fissures qu'ils peuvent présenter accidentellement. Ce charbon a été étudié par le docteur Colquhous (*Ann. of philosophy. New series*, vol. 12, p. 1).

(2) Les substances végétales, de même que les substances animales qui sont susceptibles de se fondre par la chaleur, donnent un charbon boursoufflé qui n'a nullement la conformation extérieure de la matière qui l'a produit: exemple, sucre; gélatine, sang, etc.

ordinaire est très-poreux et qu'il contient beaucoup d'air, il surnage l'eau ; mais bientôt l'eau remplace l'air atmosphérique, et le charbon alors, par l'effet de sa pesanteur propre, se précipite au fond du liquide.

624. PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES. — **Calorique.** — **Lumière.** — **Electricité.**

Calorique. — Le charbon, à l'abri du contact de l'air, supporte la plus haute température sans se ramollir, sans changer de forme, et sans rien perdre de son poids : en d'autres termes, il est infusible, non volatil, ou parfaitement fixe au feu, comme le diamant. MM. Hare, Silliman, etc., ont cru observer que des charbons, soumis à l'influence d'une forte pile voltaïque, éprouvaient un commencement de fusion ; mais d'autres physiciens ont reconnu que cette fusion n'atteignait que leur partie terreuse ; que c'était par conséquent une vitrification étrangère au charbon lui-même. — Exposé à une très-forte chaleur, le charbon n'éprouve qu'un mouvement de retrait, qui rapproche ses molécules, le rend plus dense, plus dur, plus luisant, moins facilement combustible, et moins propre à absorber l'eau, les gaz (1), les matières colorantes, etc. — Mais en même temps, l'action du feu développe dans le charbon la faculté conductrice pour le calorique et l'électricité, propriété qui n'existe pas, ou du moins, qui est très-faible dans le charbon ordinaire. — Cette différence si importante de propriété, qui existe entre le charbon ordinaire et le charbon très-fortement calciné et privé en grande partie de l'hydrogène qu'il retenait, a été signalée d'abord par M. Thé-

(4) Cette contraction du charbon est très-prononcée : 3 décimètres cubes de charbon, préparé au-dessous du rouge, se réduisent à 2 décimètres cubes quand on les calcine à cette température.

nard, en 1814, puis parfaitement étudiée par M. Chevreuse, en 1825.

625. **Lumière.** — Quand il est noir, le charbon absorbe fortement les rayons lumineux, mais il acquiert par une forte calcination la propriété de les réfléchir, ce qui lui donne alors un véritable éclat métallique.

626. **Électricité.** Mauvais conducteur à l'état de charbon ordinaire ou peu calciné, et particulièrement de charbon préparé au-dessous de la température rouge, il devient, comme on vient de le dire, excellent conducteur, par l'effet d'une forte calcination. — Le charbon très-calciné, mis en contact avec le zinc, se montre électro-négatif; le charbon préparé au-dessous de la chaleur rouge ne développe pas d'électricité de contact.

627. Soumis, dans le vide ou au milieu d'une atmosphère d'azote, à l'action d'un fort courant voltaïque, le charbon devient rouge, incandescent, répand une vive lumière, et reste en cet état aussi longtemps que dure l'influence électrique, et sans rien perdre de son poids. — On a tenté tout récemment d'appliquer ce moyen à l'éclairage public.

628. **PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES. — Action absorbante.** — Parmi les propriétés les plus intéressantes du charbon et les plus nécessaires à bien connaître, il faut placer en première ligne l'énergique faculté absorbante qu'il exerce sur les gaz, les vapeurs et un assez grand nombre de *matières en solution dans les liquides* : nous allons donc étudier avec soin cette propriété, qui paraît tenir à une action physique, et qui est cependant modifiée d'une manière remarquable par des influences toutes chimiques.

629. 1^o **Absorption des Gaz.** — Le charbon de bois exerce une faculté absorbante très-remarquable, mais à divers degrés, sur tous les gaz. Cette propriété qui a été

découverte par Fontana, que le comte de Morozzo, Rouppe et Noorden ont constatée par d'habiles expérimentations, est analogue, comme le dit très-justement Thomson, à l'attraction des liquides par les tubes capillaires ; mais elle s'opère avec plus d'énergie, puisqu'il en résulte le plus souvent une véritable condensation des gaz, condensation telle, que le charbon peut retenir dans ses pores, jusqu'à 85 et 90 fois son volume de certains gaz.

630. Théodore de Saussure, qui a étudié cette propriété avec le plus grand soin, a établi par de nombreuses expériences, ce qui confirme du reste l'opinion de Thomson, qu'elle appartient à *tous les corps poreux* (1) ; seulement le *charbon* la possède à *un degré beaucoup plus élevé* que les autres corps.

631. Des expériences de Saussure, il résulte encore, que la propriété absorbante du charbon et des corps poreux peut être modifiée par diverses causes :

1^o *Par la température.* — L'absorption est d'autant plus prononcée que la température est plus basse ; — elle cesse d'avoir lieu à + 100°. — Aussi, le charbon qui retient un gaz quelconque dans ses pores, le laisse-t-il dégager quand on le chauffe, et l'abandonne-t-il

(1) Les corps poreux qui ont été mis en contact avec les gaz, et qui ont manifesté une propriété absorbante, sont :

L'écume de mer d'Espagne,	Le bois de coudrier,
Le schiste happant de Ménilmontant,	— de mûrier,
L'asbeste ligniforme du Tyrol,	— de sapin,
L'hydrophane de Saxe,	La filasse de lin,
Le quartz de Yauvert,	La laine,
Le carbonate de chaux spongieux ou agaric minéral,	La soie écrue,
Le plâtre solidifié par l'eau,	Les poudres métalliques,
	Le pyrophore.

complètement, quand on élève sa température de 100 à 150°.

632. 2° *Par la pression du gaz.* — L'absorption s'exerce en raison directe de la pression ; quand toute pression cesse, elle devient nulle (1). Un charbon imprégné de gaz, placé dans le vide barométrique (vide de Torricelli) ou dans le vide opéré par la machine pneumatique, laisse dégager ce gaz et se refroidit sensiblement (2).

633. 3° *Par le nombre des pores du corps absorbant.* — L'absorption est directement relative à ce nombre. La pulvérisation du charbon, par exemple, en détruisant une partie des pores de ce corps, diminue de beaucoup sa faculté absorbante. M. de Saussure a vu un fragment de 2,94 grammes de charbon, absorber 7,25 d'air atmosphérique en volume, et la même quantité, réduite en poudre, n'en absorber plus que 4,25.

634. 4° *Par le diamètre des pores* — La puissance de l'absorption est en raison inverse de ce diamètre :

Le charbon de liège	n'absorbe pas sensiblement d'air.
Le charbon de sapin	en absorbe 4 fois 1/2 son volume.
Le charbon de buis	en absorbe 7 fois 1/2 son volume.

Il ne faut pas croire cependant que plus un charbon est dense, plus il absorbe de gaz : la densité n'est favorable que jusqu'à un certain point, au-delà duquel les gaz ne peuvent plus pénétrer dans ses pores. Le gra-

(1) Dans une atmosphère raréfiée, le charbon absorbe moins en poids et plus en volume ; ainsi

1 volume de charbon absorbe :

Acide carbonique à 0^m,704 de pression, 35 volumes,

Id. à 0^m,25 — 69 volumes.

(2) Le charbon, privé par la machine pneumatique du gaz qu'il avait absorbé, possède à peu près le même pouvoir absorbant que celui qui a été chauffé au rouge.

phite, le charbon obtenu de la décomposition des huiles essentielles, n'absorbent pas les gaz.

635. 5^o *Par le vide des pores* — Plus le vide est parfait dans le charbon, plus l'absorption est prononcée. — Pour faire ces expériences, il fallait donc débarrasser le charbon de l'humidité et de l'air qu'il contenait (1); à cet effet, M. de Saussure le faisait rougir et l'éteignait sous le mercure. Mais comme le charbon absorbe beaucoup de mercure, il conviendrait mieux de l'enfermer dans une petite boîte de fer, qu'on ferait rougir, puis qu'on plongerait [ensuite dans le mercure, où on la laisserait refroidir.

636. 6^o *Par la nature des gaz*. — M. de Saussure a observé, sous ce rapport, de très-grandes différences dans le pouvoir absorbant du charbon. On verra par le tableau suivant, que les gaz composés, ceux qui sont acides ou alcalins, étaient absorbés en beaucoup plus grande quantité que les gaz simples. En général, la quantité des gaz absorbés était relative à leur solubilité dans l'eau; le bi-carbure d'hydrogène seul a fait exception à cette règle. Voici du reste l'indication des résultats obtenus par M. de Saussure :

1 volume de charbon de buis, à la température de 11 à 13°, et sous la pression de 0^m,704, absorbait :

	Volumes.		Volumes
Gaz ammoniaque . . .	90	Bi-carbure d'hydrogène	35
Acide chlorhydrique. .	85	Oxyde de carbone. . .	9,42
Acide sulfureux. . . .	65	Oxygène	9,25
Acide sulfhydrique . .	55	Azote.	7,5
Protoxyde d'azote . . .	40	Hydrogène	1,75
Acide carbonique . . .	35		

(1) Un charbon pénétré d'humidité absorbe beaucoup moins de gaz que lorsqu'il est parfaitement sec. Aussi, lorsqu'on verse

637. L'absorption de ces gaz avait lieu plus ou moins rapidement. Au bout de 24 à 36 heures elle était achevée. L'oxygène seul était absorbé continuellement, mais en proportion décroissante, avec formation d'acide carbonique, que le charbon retenait dans ses pores; cependant l'absorption de l'oxygène, dans le cours d'une année entière, n'avait pas dépassé 14 fois environ le volume du charbon.

638. L'absorption des gaz était toujours accompagnée d'un dégagement de chaleur qui faisait monter le thermomètre de quelques degrés. Ce phénomène était d'autant plus sensible que l'absorption s'opérait d'une manière plus prompte et plus énergique.

639. Dans ces expériences, on a observé une réaction chimique du charbon sur plusieurs gaz. Déjà on a vu que l'oxygène se transformait très-lentement en acide carbonique. — Le protoxyde d'azote, gaz qui fait brûler les corps combustibles comme l'oxygène, était décomposé en partie et cédait son oxygène au carbone. M. Thénard a trouvé plus tard que 89 parties de gaz étaient formées de 12 acide carbonique et d'un mélange d'azote et de protoxyde d'azote. — Le bi-oxyde d'azote était aussi décomposé en partie par le charbon qui pouvait en absorber 38 volumes.

640. M. Thénard, en répétant les expériences de M. de Saussure, a observé un phénomène assez curieux : quand il exposait au contact de l'air un charbon saturé de gaz acide sulfhydrique, cet acide était promptement décomposé, avec formation d'eau, dépôt

de l'eau sur un charbon saturé de gaz, en laisse-t-il dégager une partie. — Un morceau de charbon chargé d'un gaz, plongé dans un autre gaz, absorbe une certaine proportion de celui-ci et abandonne une portion du gaz primitivement condensé.

de soufre, et dégagement de calorique assez considérable pour que le charbon devint très-chaud. Dans l'oxygène pur, l'action était plus rapide encore; il y avait quelquefois détonnation au bout de quelques minutes.

641. Pour terminer ce qui est relatif à l'absorption des gaz, nous ajouterons, que, lorsqu'on met du charbon ou un autre corps poreux avec plusieurs gaz mêlés ensemble, ces gaz sont absorbés en raison de leur attraction par le corps absorbant. Certains gaz sont plus condensés quand ils se trouvent mêlés ensemble: tels sont l'oxygène et l'hydrogène, l'acide carbonique et l'oxygène.

642. 2° **Absorption des vapeurs.**—Le charbon ordinaire absorbe très-rapidement la vapeur d'eau contenue dans l'air. Au bout de quelques jours il en est saturé; il en retient un poids plus considérable que celui des gaz, même de ceux qui sont absorbés en plus forte proportion. — La quantité moyenne de vapeur d'eau absorbée à l'air est de 0,07 à 0,08.

643. L'eau, du reste, n'est pas la seule substance qui puisse être absorbée à l'état de vapeur. L'absorption par le charbon a été constatée pour la vapeur d'alcool et pour la vapeur d'éther sulfurique. Nul doute que le même phénomène ne se manifeste avec les autres vapeurs, mais en proportions variables, comme on le remarque pour les gaz. — Ne sait-on pas qu'il peut enlever les odeurs, c'est-à-dire les matières volatiles qui communiquent à l'air leur odeur caractéristique.

644. 3° **Absorption des liquides.**—Le charbon agit physiquement comme les corps poreux en général, sur l'eau et sur les autres liquides: il s'en imprègne à la manière d'une éponge, mais il est évident qu'il doit en retenir moins que son volume, car les liquides ne

peuvent être contractés comme les gaz. Saturés d'eau par immersion, les charbons en retiennent des quantités très-différentes, suivant le bois dont ils proviennent, et suivant le degré de calcination auquel ils ont été soumis, comme on peut le voir par le tableau suivant, qui contient les résultats d'expériences comparatives faites par M. Chevreusse.

	Eau.
100 parties de charbon de peuplier non rougi ont absorbé	753
— du même charbon rougi	482
— de charbon de gayac non rougi	77
— du même charbon rougi	46

645. 4° **Absorption des matières colorantes en solution dans l'eau et d'autres liquides.** — En 1791, Lowitz, chimiste russe, fit l'importante découverte que le charbon de bois absorbe avec beaucoup d'énergie les matières colorantes dissoutes dans l'eau, et peut même décolorer complètement ce liquide.

Cette propriété du charbon s'exerce même à froid. — Quand on met en contact pendant quelques minutes, du vin, du vinaigre rouge, de la dissolution d'indigo étendue dans l'eau, ou bien un décoctum de bois de Brésil, de bois de Campêche, de cochenille, etc., etc., avec suffisante quantité de charbon de bois en poudre, et qu'on jette le tout sur un filtre, ce liquide passe incolore, ou du moins ne conserve qu'une teinte roussâtre qui ne rappelle nullement la couleur primitive.

Cette propriété du charbon a reçu d'importantes applications dans l'industrie; mais comme on a constaté que le charbon d'os, ou noir animal, agit avec infiniment plus d'énergie que le charbon de bois, nous l'étudierons de nouveau et avec tous les développements qu'elle comporte, en parlant du *noir animal*.

646. 5° **Absorption des huiles essentielles, des huiles empyreumatiques et autres matières odorantes en solution dans les liquides.**— En même temps qu'il reconnaissait la propriété que possède le charbon de bois d'absorber les matières colorantes, Lowitz constatait aussi qu'il enlève, ou du moins atténue dans les liquides, des odeurs très-prononcées, telles que celle du bitume, des fleurs de benjoin (acide benzoïque préparé par sublimation), des punaises, des huiles empyreumatiques, de l'infusion de valérianne, de l'ognon, etc., etc. Depuis on a constaté en effet que les huiles volatiles et les huiles empyreumatiques dissoutes en petite quantité dans les liquides aqueux, alcooliques, etc., peuvent en être enlevées, du moins en partie, par l'action absorbante du charbon. Cependant le charbon n'absorbe pas indistinctement toutes les matières odorantes; il en est sur lesquelles il n'a pas d'action, ou du moins cette action est très-faible.

647. 6° **Absorption des gaz et des matières putrides en solution dans des liquides.**— Une autre propriété plus intéressante encore du charbon, c'est celle qu'on lui a reconnue d'absorber avec énergie les matières putrides des eaux corrompues. Il suffit, en effet, d'agiter quelques instants avec du charbon de bois en poudre une eau marécageuse, ou bien une eau qui a contenu des matières animales en putréfaction, et de la filtrer, pour qu'elle perde complètement son odeur infecte. Dans ce contact, le charbon absorbe, non-seulement les gaz qui proviennent de la putréfaction, mais encore les principes putrides non gazeux. Cependant, toute la matière organique dissoute dans l'eau ne disparaît pas; car, si l'on abandonne cette eau filtrée au charbon et devenue inodore et sans saveur désagréable, la fermentation putride s'y rétablit bientôt, et ses mauvaises qualités primitives

ne tardent pas à reparaitre. — Une nouvelle filtration au charbon peut les faire disparaître de nouveau.

648. Le charbon, du reste, en contact avec l'eau, n'exerce pas seulement son action absorbante sur les gaz provenant de la putréfaction : il est reconnu qu'il absorbe aussi, dans cette filtration, l'air atmosphérique qui s'y trouve en solution. Il est donc très-probable qu'il doit en être de même pour d'autres gaz.

649. Le charbon mis en contact avec des viandes en état de putréfaction, fait aussi disparaître leur odeur infecte : cette propriété tient évidemment à sa faculté absorbante pour les gaz et les vapeurs.

650. 7° **Absorption de quelques principes inorganiques en solution.** — Le charbon animal a la propriété d'absorber la chaux et un assez grand nombre de sels ; en est-il de même du charbon végétal ? tout porte à croire que, dans beaucoup de cas, le charbon animal agit chimiquement par le carbonate et le phosphate de chaux qu'il contient. — La question jusqu'à présent est restée indécise relativement au charbon de bois. Un médecin, M. Bertrand, a cependant proposé ce dernier comme contrepoison de l'acide arsénieux et du bi-chlorure de mercure ; mais l'expérimentation n'a pas été favorable à la propriété absorbante, ou du moins décomposante qu'il attribuait au charbon de bois.

651. Un fait toutefois semble prouver que le charbon de bois peut enlever quelques sels en solution dans l'eau : M. Dupasquier a reconnu tout récemment qu'il absorbe avec énergie et en quantité même considérable les sulfures alcalins. — Une eau dans laquelle il avait dissous du sulfure de sodium, et qui formait un abondant précipité noir dans les solutions des sels de plomb et d'argent, n'exerçait plus aucune action sur ces sels, et n'offrait ni odeur ni saveur sulfureuse après avoir

été agitée dans un flacon avec du charbon végétal en poudre, et filtrée.

652. PROPRIÉTÉ CHIMIQUES. — **Air atmosphérique.** — A la température ordinaire, le charbon est inaltérable à l'air (1); il peut donc être conservé indéfiniment. On trouve fréquemment du charbon avec toute son apparence primitive dans des tombeaux, dans des monuments qui remontent à l'antiquité la plus reculée. — L'encre des manuscrits sur papyrus qui était formée de charbon très-divisé (noir de fumée) et d'eau gommée, n'a subi aucune altération par le temps, et les caractères de ces manuscrits, même les plus anciens, sont encore parfaitement lisibles.

653. Sous l'influence de l'air et de la chaleur le charbon prend feu, se consume, en formant des combinaisons gazeuses (oxyde de carbone, acide carbonique), et laisse pour résidu, comme cendres, les matières inorganiques qui s'y trouvaient contenues.

654. Le degré de température où le charbon peut prendre feu et brûler, de même que le degré d'activité de cette combustion varient beaucoup suivant l'état physique du charbon. En général, la combustibilité de ce corps est d'autant plus grande qu'il est moins dense, que sa texture est moins serrée, qu'il se trouve enfin dans un plus grand état de division. — Aussi les charbons provenant de bois légers, ou peu calcinés, comme la braise de boulanger, prennent-ils feu plus facilement et brûlent-ils avec plus de rapidité que ceux obtenus des bois

(1) On a vu cependant qu'une réaction insensible s'exerce entre l'oxygène de l'air absorbé et le carbone, d'où résulte un peu d'acide carbonique; mais cette réaction est si lente qu'on peut la considérer comme nulle relativement à la conservation du charbon, qui est réellement indéfinie.

denses et compactes, comme le chêne, le charme, et notamment le buis, l'ébène, le gaïac, surtout quand ils ont été fortement calcinés. Les matières végétales plus légères encore que les bois tendres de saule, de tilleul, de peuplier, etc., comme par exemple les chenevottes, quand elles sont réduites en charbon, sont bien plus inflammables et plus combustibles que le charbon ordinaire. Le bois à moitié décomposé, ou bois pourri, donne un charbon qui brûle bien plus facilement encore. On sait enfin, combien celui obtenu de la carbonisation du vieux linge de chanvre s'enflamme avec facilité, puisque dans beaucoup de pays on l'emploie en guise d'amadou pour se procurer du feu.

655. Généralement l'inflammabilité et la combustibilité du charbon sont en raison inverse de son degré de conductibilité pour le calorique ; ce qui se rapporte, du reste, à ce qui vient d'être dit de l'influence de la densité, car les charbons sont d'autant plus mauvais conducteurs du calorique qu'ils sont plus légers. — Les charbons bons conducteurs, comme les charbons fossiles, prennent feu plus difficilement, ne peuvent brûler que lorsqu'ils sont réunis en masse, et s'éteignent aussitôt qu'on les isole du foyer où ils se consumaient sous l'influence de la température ambiante. — Les charbons provenant de matières qui ont fondu avant de se carboniser, de même que les charbons de bois qui ont été très-fortement calcinés, étant plus denses, se rapprochent, sous ce rapport, des charbons fossiles et sont difficiles à brûler (1). — Pour une même qualité de bois, les charbons qui n'ont pas, ou

(1) Les charbons qui échappent à la combustion, dans les hauts-fourneaux, et que l'on retrouve parmi les laitiers, sont si bons conducteurs du calorique, que des morceaux longs de 15

qui n'ont que faiblement rougi, comme ceux préparés en vases clos et qu'on obtient dans la fabrication de l'acide pyroligneux, s'enflamment avec plus de facilité et brûlent plus vite, que ceux qui ont rougi fortement; mais ces derniers soutiennent bien plus longtemps le feu. Les charbons préparés dans les forêts, tiennent le milieu pour la combustibilité entre les uns et les autres.

656. Généralement les charbons, même très-inflammables et très-combustibles, ne commencent à brûler qu'à environ 240° (280 à 300° suivant quelques chimistes); cependant quand le charbon est réduit en poudre très-fine et réuni en masses un peu considérables, il est susceptible de s'enflammer spontanément, sous la seule influence de l'air, à la température ordinaire. — De semblables inflammations spontanées ont été observées à Essone en 1824, à la poudrière du Bouchet en 1825, à celle d'Esquerdes en 1825, et en 1828 à celle de Metz. A la suite de beaucoup de recherches, M. le colonel Aubert a reconnu la cause de ce grave et curieux accident, qu'il attribue à la propriété qu'a le charbon de condenser l'air atmosphérique dans ses pores. Il a constaté, en effet, que dans les masses de plus de 30 k., il résulte de cette absorption, une élévation de température qui va jusqu'à 170 et 180° .

657. Le charbon entier, quand il forme des masses considérables, est aussi susceptible de prendre feu spontanément. Cet accident est plus à craindre avec le charbon obtenu en vases clos; mais il peut se manifester également dans le charbon des forêts, quand on l'entasse au sortir des meules, avant qu'il soit complè-

à 16 centimètres. qu'on ferait rougir par un bout, au chalumeau, ne tarderaient pas à s'échauffer au point qu'on ne pourrait toucher l'autre bout sans se brûler. (Berzélius. — Dumas)

tement refroidi. — M. D. Albert dit avoir observé deux fois cet accident dans le court espace de six semaines (*Technologiste*, décembre 1822, p. 99) (1).

658. **Eau.** — Le charbon est insoluble dans l'eau comme dans tous les liquides connus. — Il se conserve indéfiniment, sans altération, dans l'eau comme à l'air

(1) Le charbon très-divisé, intimement mêlé avec des métaux dans un grand état de division, est susceptible de s'enflammer à la température ordinaire, ou du moins à des températures qui s'en rapprochent beaucoup; c'est ce qui arrive, par exemple, au mélange de cuivre et de charbon qui résulte de la distillation sèche de l'acétate de cuivre. — Woehler ayant mêlé très-exactement de la râpures de liège avec du chlorure de platine ammoniacal, puis, dans une autre expérience, avec du vert-de-gris, obtint, par la calcination en vases clos, des charbons mélangés de platine ou de cuivre, qui, refroidis, ne s'enflammaient pas immédiatement à l'air, mais bien lorsqu'on les chauffait faiblement dans un vase découvert, à la lampe à alcool. Une fois enflammés, ils continuaient à brûler jusqu'à combustion complète. — A cette température, le charbon ordinaire de liège ne s'enflammait pas, et s'éteignait lorsqu'on le mettait en ignition sur un point. — Berzélius considère l'inflammabilité de ces mélanges comme étant de même nature que celle qui a lieu lorsque les gaz sont en contact avec le platine très-divisé.

Quand c'est le *potassium* qui est mêlé au charbon, le mélange est bien plus inflammable encore, et prend feu à la température ordinaire. C'est à de semblables mélanges que les anciens chimistes donnaient le nom de *pyrophores* (*porte feu*, de πυρ (*pur*) feu, et de φέρω (*phéro*) je porte).

On obtient, par exemple, un pyrophore en calcinant le sulfate de potasse avec une matière végétale. — Serullaz, par la calcination de 100 grammes d'émétique (tartrate d'antimoine et de potasse) avec 3 grammes de noir de fumée ou de charbon ordinaire, a obtenu un charbon mélangé d'antimoine et de potassium qui est pyrophorique et même fulminant. Il détonne, en effet, très-fortement par son contact avec l'eau. — Un mélange de 100 grammes d'antimoine, de 17 grammes de bitartrate

humide, et dans la terre imprégnée d'humidité. Tout le monde sait qu'on charbonne les bois qui doivent servir aux constructions sous l'eau, de même que les pieux destinés à être enfoncés dans le sol, et cela, afin d'assurer leur conservation. — Cette pratique était connue des anciens, et chaque jour, en démolissant de vieux édifices, on acquiert des preuves de ses avantages et de son utilité.

659. Au contact du charbon chauffé au rouge, l'eau se décompose et ses deux éléments s'unissent à une partie du carbone; l'hydrogène, pour former un carbure d'hydrogène gazeux, ordinairement mélangé d'hydrogène libre; et l'oxygène, pour constituer soit de l'oxyde de carbone, soit de l'acide carbonique, et le plus souvent, ces deux gaz à la fois (*Voyez Hydrogène. — Eau. — Gaz d'éclairage*). — C'est pour cela que les charbons ordinaires qui contiennent toujours plus ou moins d'eau absorbée dans l'atmosphère, produisent, quand ils commencent à brûler, une flamme légère, jaunâtre, due à la combustion de l'hydrogène carboné. Il ne faut pas confondre cette flamme avec la flamme bleue que forme le charbon quand il est complètement rouge; cette dernière est le résultat de la combustion de l'oxyde de carbone.

660. MÉTALLOÏDES. — **Oxygène.** — Le charbon a une très-grande affinité pour l'oxygène auquel il se combine *directement*; aussi, quand il présente un point d'ignition et qu'on le plonge dans un flacon plein de

de potasse charbonnée, et de 12 grammes de noir de fumée, lui a également donné par la calcination un charbon fulminant au contact de l'eau. — Serullaz a proposé l'emploi de ces pyrophores pour enflammer la poudre sous l'eau. (*Ann. de chim. — Journ. de pharm.*, 1823.)

ce gaz, y brûle-t-il très-activement, en émettant beaucoup de chaleur et une vive lumière. — Un courant d'air très-rapide peut aussi le faire brûler avec production des mêmes phénomènes.

661. *Directement*, le carbone ne forme avec l'oxygène que deux combinaisons : *l'oxyde de carbone* et *l'acide carbonique* (1); c'est ce dernier gaz qui est produit d'ordinaire en plus grande quantité. La formation de l'oxyde de carbone s'opère quand le charbon est surabondant et que la combustion est très-active, ce qui provient sans doute de la propriété que possède le charbon très-fortement rougi, de changer l'acide carbonique en oxyde de carbone. Le plus souvent, il y a production simultanée des deux gaz, ce qu'il est facile de démontrer, en faisant passer un courant d'air sur du charbon accumulé dans un tube de porcelaine et porté à la chaleur rouge. — En agitant le gaz obtenu avec de

(1) L'acide carbonique contient un volume d'oxygène égal au sien, et l'oxyde de carbone la moitié de son volume seulement. — Or, comme l'on sait que les corps se combinent en volume dans des rapports simples, ne peut-on pas supposer que le gaz carbonique résulte d'un volume de gaz oxygène et d'un volume de vapeur de carbone, condensés en un seul. C'est ce que M. Gay-Lussac a fait, et il en a conclu que la densité de la vapeur de carbone devait être égale à celle du gaz carbonique, moins celle du gaz oxygène, ou à 1,5245 moins 1,1026, c'est-à-dire 0,4219.

M. Berzélius la suppose double, parce que l'oxyde de carbone contenant la moitié de son volume d'oxygène, il considère l'autre moitié comme formée de vapeur de carbone non condensée. En effet, la densité du gaz oxyde de carbone étant 0,9732, et celle de l'oxygène 1,1026, il s'ensuivrait que celle de la moitié de la vapeur de carbone serait 0,9732 moins $\frac{1,1026}{2} = 0,4219$. Toutes deux satisfont aux résultats. (Thénard, *Trait. de chim.*, t. I, p. 68)

la potasse, on absorbe l'acide carbonique, et l'on a pour résidu l'oxyde de carbone, reconnaissable à ce qu'il est sans action sur l'eau de chaux, et qu'il brûle avec une flamme bleue, en se changeant en acide carbonique, lequel alors précipite à l'état de carbonate, la chaux du même réactif.

662. — La quantité de chaleur que le charbon émet en brûlant complètement est considérable. D'après les expériences de M. Despretz, le calorique émis par la combustion d'un kilogramme de charbon, peut fondre 105 k. 066 de glace à 0°. Mais cette émission de chaleur est moins considérable, si une partie du combustible forme de l'oxyde de carbone qui se dégage sans se brûler. Selon M. Ebelmen, ingénieur des mines, la quantité de calorique dégagé par la combinaison du premier atome d'oxygène pour former de l'oxyde de carbone, est à celle émise par la combinaison du deuxième atome pour constituer l'acide carbonique, :: 0,27 : 1, ou approximativement, :: 1 : 4. — M. Ebelmen pense donc que M. Hess était dans l'erreur en avançant que ce rapport est :: 3 : 2. (*Acad. des Sc.*, 24 août 1830).

663. La grande affinité du charbon pour l'oxygène, fait qu'à une température plus ou moins élevée, il décompose la plupart des corps oxygénés pour leur enlever ce principe; c'est ainsi qu'il agit sur le plus grand nombre des oxacides et des oxydes; aussi est-il l'agent essentiel de la réduction des minerais à l'état métallique. — Déjà on a vu l'eau être décomposée par le charbon; — voici encore quelques exemples de l'action décomposante de ce corps sur les combinaisons oxygénées.

Charbon et acide azotique. — Résultat. $\left\{ \begin{array}{l} \text{Acide hypo-azotique et} \\ \text{oxydes d'azote.} \\ \text{Acide carbonique.} \end{array} \right.$

Charbon et acide sulfurique (1). —	}	Acide sulfureux.
— oxyde de zinc. —		Acide carbonique.
— protoxyde de plomb. —		Zinc métallique.
	}	Oxyde de carbone.
		Plomb métallique
		Acide carbonique et oxyde de carbone.

664. Le carbone s'unit enfin *indirectement* à l'oxygène pour former, indépendamment de l'oxyde de carbone et de l'acide carbonique, plusieurs composés acides tels que l'*acide oxalique*, l'*acide croconique*, l'*acide mellitique*, etc., dont il sera parlé en traitant des acides organiques.

665. **Hydrogène.** — Selon quelques chimistes, ce gaz, à la température rouge, peut s'unir *directement* au carbone, pour former un bi-carbure d'hydrogène gazeux; cependant il reste encore quelque incertitude sur l'exactitude de ce fait. Du reste, quoi qu'il en soit de cette assertion, ces deux principes se combinent *indirectement*, soit sous l'influence de la vie, dans les végétaux, soit dans beaucoup de réactions chimiques, et particulièrement dans la décomposition, par le feu, des matières végétales et animales, de certains charbons fossiles et de la plupart des bitumes. On connaît plusieurs carbures d'hydrogène gazeux; il en est beaucoup de liquides; il en existe même de solides.

666. **Azote.** — Il s'unit *indirectement* à ce corps pour former un *azoture de carbone*, qu'on appelle *cyanogène*. — L'azote que retient le charbon animal, paraît aussi faire partie d'un azoture de carbone.

(1) L'acide sulfurique se change en acide sulfureux à une température peu élevée; mais si l'on fait passer sa vapeur sur le charbon rouge, en excès, on obtient du soufre et de l'oxyde de carbone.

Le *soufre* s'unit directement au carbone pour former un liquide remarquable qu'on appelle *sulfure de carbone*.—On connaît aussi un polysulfure de ce principe.

Le *phosphore* paraît s'y combiner difficilement.

Le *chlore* peut former *indirectement* trois *chlorures de carbone* ;

Le *brôme*, un brômure de carbone ;

L'*iode*, deux iodures de carbone.

On cite enfin une combinaison de carbone et de silicium.

667. **Métaux.** — Le carbone peut s'allier *directement* à quelques métaux : les seules de ces combinaisons qui soient bien connues, sont celles qu'il forme avec le fer (Voyez *Acier*. — *Fonte*).

668. **Oxydes et oxacides.** — (Voyez ci-dessus : *Réaction de l'oxygène sur le charbon*).

669. **Sels.** — Chauffé avec les *sulfates*, il enlève l'oxygène de l'acide et celui de la base, et change en *sulfures* ceux qui sont indécomposables par le feu seul. — Avec les azotates alcalins, il fait passer la base à l'état de carbonate. Son action sur les autres sels est analogue, et toujours relative à sa grande affinité pour l'oxygène, s'exerçant à une température élevée.

670. Il paraîtrait même que les charbons de plusieurs substances végétales, qui sont dans un grand état de division, par conséquent très-inflammables et très-combustibles, peuvent décomposer à froid les dissolutions d'argent et en précipiter le métal, avec formation d'acide carbonique, soit par leur action propre, soit sous l'influence de la lumière (*Journ de Pharm.* 1829 , p. 222.) (1).

(1) Dans un *Mémoire sur les produits huileux et résineux de la distillation sèche du bois*, mémoire dû à M. Berzélius, on lit le passage suivant : « La résine empyreumatique acide (du bois)

671. **Matières organiques.** — Le charbon exerce, à l'égard des matières animales putréfiables, une action conservatrice qui sera mentionnée en parlant des *usages* de ce corps.

672. **ALTÉRATION SPONTANÉE DES CHARBONS DE BOIS.** — Le charbon de bois, dit M. Dumas, éprouve une altération qui se manifeste à la longue, et devient quelquefois fatale aux grands approvisionnements de ce combustible. Conservé pendant longtemps, il devient très-friable, et à chaque fois qu'on le remue pour le transporter, il s'y forme beaucoup de poussier. Les charbons à tissu lâche sont plus altérables de cette manière que les charbons compactes. On attribue généralement cet effet à la cristallisation des sels contenus dans le charbon, sels qui produisent dans ce cas un phénomène semblable à celui de la gelée ou des dissolutions de sulfate de soude sur les pierres de construction; du moins est-il certain que des charbons imprégnés de dissolutions salines, s'altèrent bien plus vite que les charbons ordinaires. Il est probable que cet effet serait prévenu en maintenant les magasins bien secs; mais il est rare qu'on garde longtemps ce combustible avant d'en faire usage (1).

673. **VARIÉTÉS DANS LE COMMERCE ET CHOIX.** — On a observé depuis longtemps, et Marcus Bull a prouvé récemment par des expériences, que tous les charbons,

est attaquée de différentes manières par les réactifs, dont l'influence finit par séparer de la résine une quantité plus ou moins grande d'une matière semblable à l'*alumine*, et qui se dissout dans le carbonate de soude et la potasse caustique. Précipitée de cette dissolution par un acide, elle laisse, par la distillation sèche, avec ou sans alcali, un charbon qui, enflammé, brûle comme de l'amadou et réduit la dissolution d'argent sans l'intervention de la lumière.

(1) *Chim. appl. aux arts*, 1—439.

à poids égal, dégagent en brûlant la même quantité de chaleur; mais tous ne brûlent pas d'une manière égale: ceux qui sont légers, comme les charbons préparés en vases clos, et qu'on appelle dans quelques localités *charbons de vinaigre*, se consomment rapidement et produisent en peu de temps beaucoup de chaleur. Ceux qui sont denses soutiennent plus longtemps le feu, mais donnent moins de chaleur en un temps donné. — D'après cela le choix des charbons doit être relatif à l'emploi qu'on en veut faire.

674. Mais comme les charbons se vendent à la mesure, il est évident qu'il y a généralement avantage à choisir les plus lourds, car ils contiennent sous un même volume beaucoup plus de matière combustible que les charbons légers.

675. Cependant il ne faut pas perdre de vue que des charbons légers peuvent prendre une forte densité quand on les place dans un endroit très-humide, ou qu'on les arrose d'eau. — La présence d'une grande quantité d'eau dans le charbon, a non-seulement l'inconvénient d'induire en erreur sur sa valeur réelle, mais encore de nuire à la combustion et à la production de la chaleur; car le charbon mouillé brûle mal, et une grande partie du calorique produit est absorbé par la volatilisation de l'eau. — Il est facile de s'assurer si la grande densité d'un charbon est produite par de l'eau absorbée; pour cela il suffit d'en peser une certaine quantité, puis de le dessécher complètement en l'exposant à une chaleur élevée, mais insuffisante pour déterminer la combustion. — La différence des deux pesées fera connaître la quantité d'eau contenue dans le charbon. Il faudra cependant en retrancher l'eau qui se trouve d'ordinaire dans la plupart des charbons, et qui s'élève au plus de 8 à 12 pour 100.

676. En général, il faut choisir les charbons noirs, sonores, présentant une cassure nette et brillante quand on les brise, compactes et pesants (1), carbonisés d'une manière égale, brûlant bien, sans répandre d'odeur désagréable, et durant longtemps au feu.

677. UTILITÉ DANS LA NATURE. — Rappeler que le carbone est l'élément principal de la matière des végétaux et des animaux, c'est dire assez quelle est l'importance naturelle de ce principe.

678. USAGES. — Aucun corps simple n'en a de plus importants et de plus multipliés. Pour mettre de l'ordre dans leur indication, nous parlerons, 1^o *des usages du charbon végétal fondés sur ses PROPRIÉTÉS PHYSIQUES*; 2^o *de ceux qui dépendent de ses PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES*; 3^o *des usages qui se rapportent à ses PROPRIÉTÉS CHIMIQUES*.

1^o USAGES DU CHARBON VÉGÉTAL FONDÉS SUR SES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

679. **Dureté.** — La dureté du charbon fait qu'on l'emploie très-fréquemment pour polir des métaux, des marbres, et d'autres matières qu'il peut user par le frottement.

680. **Couleur noire.** — La couleur noire intense et l'inaltérabilité des charbons les rendent très-précieux pour la peinture, le dessin, l'imprimerie. etc. Les charbons d'origine végétale employés pour ces usages, sont nombreux; voici l'indication des plus usités :

(1) On admet généralement que le mètre cube ou kilolitre de charbon de bois dur, tel qu'il se trouve dans le commerce, pèse 200 à 240 kilogrammes, ce qui donne 20 à 24 kilogrammes par hectolitre. Le charbon à vases clos pèse seulement 165 à 175 kilogr. le kilolitre, ou 16 à 17 kil. 1/2 par hectolitre. — Dans le mesurage, d'après la manière la plus ordinaire, il y a 56 de plein pour 44 de vide. (Girardin.)

681. A. *Fusain*. — C'est un charbon très-léger qu'on emploie pour esquisser les dessins, parce qu'il laisse sur le papier une trace facile à faire disparaître. On le prépare dans des cylindres de fonte avec des baguettes de bois légers, comme le fusain, le saule, le tilleul, le cou-drier, etc.

682. B. *Noir végétal*. — On emploie sous ce nom du charbon de bois réduit en poudre et broyé finement avec de l'eau. On le vend soit en pâte, soit desséché. — On trouve aussi dans le commerce, sous le nom de *noir d'imprimeur* (qu'il ne faut pas confondre avec le *noir d'impression* ou *noir d'imprimerie*) du charbon de bois assez grossièrement pulvérisé et réuni en boules très-friables; il sert aux badigeonneurs, qui le mêlent au blanc de Troyes ou à la chaux, pour griser les murailles.

683. C. *Noir de liège ou d'Espagne*. — Charbon préparé avec des rognures de liège. Il a des reflets bruns.

684. D. *Noir de pêche*. — Charbon obtenu avec des coquilles de noix ou des noyaux de pêches et d'abricots, puis broyé. Les reflets de ce noir sont bleuâtres.

685. E. *Noir de Francfort, noir d'Allemagne*. — Charbon de lie de vin et de marc de raisin, employé pour préparer l'encre d'impression, surtout pour l'imprimerie en taille-douce. On le lave soigneusement avant d'en faire usage, afin d'entraîner le carbonate de potasse et les autres sels solubles qu'il contient après la calcination.

686. F. *Noir de vigne, noir de sarments*. — Charbon de jeunes sarments de vigne.

687. G. *Noir de châtaignes*. — Charbon préparé avec l'enveloppe brune de ces fruits.

688. H. *Noir de Vienne*. — C'est un charbon préparé avec de la tourbe et du charbon de terre.

689. I. *Noir de fumée*. — C'est un charbon très-léger

déposé, à la manière de la suie, par la fumée que produit la combustion imparfaite des résines, des matières résineuses et même de la houille. — Ce noir était connu des Grecs, des Romains, etc., qui en faisaient usage dans la peinture, comme l'a constaté Davy, dans son *Mémoire sur les couleurs des anciens*, et en composaient leur encre, qui était analogue à l'encre de Chine. Cette encre, appelée *atramentum librarium*, était en effet composée de noir de fumée et de gomme.

690. *Préparation.* — On fait brûler lentement, et en donnant peu d'accès à l'air, des matières résineuses dans une chaudière de fonte, et de manière à ce qu'il s'en élève constamment une fumée épaisse et abondante. Anciennement on n'employait que la résine de pin à cet usage. Aujourd'hui on se sert de résidus de poix et de térébenthine, de bois résineux, de goudron, des dépôts d'huiles et de graisses, de matières bitumineuses, etc. Cette fumée, qui entraîne beaucoup de charbon en suspension et dans un grand état de division, le laisse déposer peu à peu dans des appareils dont la forme et la construction sont très-variées. Anciennement, le dépôt de noir de fumée s'opérait dans une chambre où l'on avait suspendu des peaux de mouton revêtues de leur laine, ou même des toiles grossières; dans cette chambre la fumée était conduite par un tuyau dont l'ouverture se trouvait placée au-dessus de la chaudière de combustion. Une ouverture supérieure laissait passer les gaz ou vapeurs qui entraînent encore beaucoup de charbon en suspension. — L'un des meilleurs appareils employés pour éviter cette perte, consiste en une série de chambres voûtées (en briques bien cimentées), et communiquant entre elles par des ouvertures latérales. La dernière communique avec une cheminée adossée à un four, qui détermine le tirage, et par suite, un appel dans toutes les chambres et jusqu'au fourneau qui les alimente. — Le noir se dépose dans toute l'étendue de l'appareil, et présente d'autant plus de finesse et de légèreté qu'il est recueilli plus loin du fourneau à combustion. — 8 à 10 parties de résine donnent à peu près 1 partie de noir de fumée.

691. Quelques fabricants anglais recueillent le noir de fumée dans un appareil beaucoup plus simple, et qui se compose d'une série de grands sacs (d'environ 1 mètre de largeur et 3 mètres de hauteur), communiquant avec une chambre où se rend la fumée, puis, entre eux, par la partie supérieure. Une cheminée d'appel, placée à l'extrémité de l'appareil, force la fumée à pénétrer dans tous les sacs où elle dépose, avant de s'échapper au dehors, le charbon qu'elle tient en suspension.

692. La combustion imparfaite de la houille grasse fournit à très bas prix un noir de fumée qui vaut moins que celui obtenu des résines, mais qui peut servir pour le badigeonnage et pour les goudronnages de la marine. M. Dubamel fils a donné, dans les *Annales des mines* (t. X), la description d'un procédé très-simple, mis en pratique dans une fabrique de Sarrebruck. — Par ce procédé, 1,000 kil. de houille donnent en moyenne 33 kil. de noir de fumée, et 4 à 500 kil. de coake (1).

693. Le noir de fumée est très-léger et surnage l'eau, à laquelle il est d'ailleurs très-difficilement miscible.

694. Le noir de fumée est un charbon toujours plus ou moins impur ; il contient quelquefois jusqu'à 20 p. 100 de matières salines ou de principes volatils. Celui de première qualité, préparé avec de la résine, retient de l'huile empyreumatique à laquelle il doit son odeur désagréable de résine, une matière brune soluble dans l'eau (*ulmine*), souvent même du carbonate d'ammoniaque. M. Braconnot a fait l'analyse d'un noir de fumée qui lui a donné les produits suivants :

Carbone	79,1	Sulfate de chaux	0,8
Matière résineuse	5,3	Phosphate de chaux très	
Matière bitumineuse. . .	1,7	ferrugineux	0,3
Ulmine	0,5	Chlorure de potassium.	<i>trace</i>
Sulfate d'ammoniaque. . .	3,3	Sable quartzeux	0,6
Sulfate de potasse	0,4	Eau. , . .	8,0
			<hr/> 100,0

(1) Pour plus de détails sur la fabrication du noir de fumée, consulter le *Traité des couleurs* de Leuchs, tom 2, p. 326 à 338.

695. On peut purifier le charbon de noir de fumée en le lavant d'abord à l'alcool, puis avec une solution de *potasse caustique*, puis enfin avec de l'*acide chlorhydrique* étendu d'eau, afin de dissoudre les *sels terreux* après avoir enlevé l'*ulmine* et l'*huile empyreumatique*. Mais ce procédé, trop coûteux, n'est pas employé. — On se contente d'ordinaire, quand on veut l'avoir plus beau et plus pur, de le *calciner fortement* dans un creuset, à la chaleur rouge. On détruit ainsi, ou l'on chasse, l'*ulmine*, la *résine*, l'*huile empyreumatique* et les *sels ammoniacaux*; les *sels terreux* seuls restent mélangés au charbon, mais ils sont en bien petite quantité, si l'on a le soin d'opérer sur du noir de fumée obtenu de la *résine*. Ainsi préparé, il sert principalement à la composition de l'*encre lithographique* et pour la peinture à l'*huile*. En le mélangeant avec environ $\frac{2}{3}$ de son poids d'*argile*, on compose une pâte qu'on moule pour en former des *crayons noirs* à dessiner.

696. Le noir de fumée non purifié est employé dans la peinture en bâtiment, pour la préparation de l'*encre d'imprimerie*, dans la fabrication des papiers peints, dans les compositions pyrotechniques, et pour beaucoup d'autres usages.

697. Quand il est accumulé en grandes masses, le noir de fumée est susceptible d'absorber l'*oxygène* atmosphérique et de *s'enflammer spontanément*, effet dû probablement à l'*huile empyreumatique* qu'il contient. — Le fait suivant offre un exemple remarquable de cet accident : Le 3 février 1826, on s'aperçut, sur le navire anglais *Catherine Long*, contenant des tonneaux de ce noir, que des colonnes épaisses de fumée sortaient d'un de ces tonneaux, qui était assez chaud pour qu'on ne pût le toucher. On eut toutefois le temps de le jeter à la mer avant qu'il fût tout-à-fait en état de

combustion. Par prudence, on fit de même pour les autres tonneaux, qui étaient au nombre de 64. Cette précaution n'était pas inutile, car en s'éloignant on en aperçut encore deux qui répandaient de la fumée.

698. J. *Noir de lampe*. — On obtient ce noir en brûlant sous un vase renversé et de manière à ne donner que peu d'accès à l'air, dans une lampe munie d'une large mèche, de l'*huile ordinaire* d'éclairage, ou même de l'*huile empyreumatique* provenant de la calcination des os, ou bien encore de l'*huile essentielle de térébenthine* ou de l'*huile de goudron*. De temps en temps on recueille le noir très-léger qui se dépose sur les parois du vase. Le noir de lampe ainsi obtenu retient de l'huile et doit être calciné au rouge dans un creuset. — Il diffère peu, du reste, du noir de résine. — Les Chinois préparent en grand le noir de lampe, en brûlant différentes espèces d'huile dans des chambres divisées en compartiments. Ils en obtiennent ainsi de différentes qualités, qui entrent dans la préparation de l'encre de Chine.

699. K. *Bistre*. — C'est un charbon, une sorte de noir de fumée, retiré de la *suie ordinaire* des cheminées où l'on brûle du bois.

Préparation. — On choisit les morceaux de suie les plus compactes, on les pulvérise et l'on passe la poudre au tamis de soie. On délaie cette poudre dans de l'eau chaude, où on l'agite à plusieurs reprises avec une spatule, puis on la lave par des décantations successives, pour enlever toutes les parties solubles de la suie. — Ces lavages terminés, on délaie le dépôt dans de nouvelles eaux, puis on laisse déposer les parties les plus grossières. Ce qui reste en suspension forme ensuite, par le repos, une pâte très-fine, qu'on réduit en trochisques, ou qu'on délaie avec de la gomme pour en former des tablettes.

Le bistre est une couleur brune qu'on emploie avec l'eau, à la manière de la sépia (1) ou de l'encre de Chine. — Il n'est pas usité dans la peinture à l'huile.

700. Avec les différents charbons dont nous venons de parler, on prépare les encres pour l'imprimerie, la gravure en taille-douce, la lithographie, et l'encre de Chine.

Encre d'imprimerie. — Les encres d'impression ont généralement pour base le *noir de fumée* broyé avec une *huile siccativ*e, épaissie par l'action du feu, et souvent par une addition de *résine*. Elles se préparent généralement avec de l'*huile de noix* qu'on fait chauffer dans un vase de cuivre ou de fer, jusqu'à ce qu'elle commence à se décomposer. Arrivée à ce point, on la *dégraisse*, c'est-à-dire qu'on diminue son onctuosité en y projetant des croûtes de pain sèches et quelques oignons, ou d'autres matières analogues, qu'on ne retire de l'huile qu'après leur réduction en charbon. On détruit ainsi le *mucilage*, la *matière colorante* de l'huile, et l'on volatilise ce qu'elle peut retenir

(1) La *sépia* est une couleur d'un brun noir que fournissent plusieurs espèces du mollusque appelé *sèche*, et particulièrement la *sepia officinalis*.

Ces mollusques renferment un suc noir, contenu dans une poche particulière; liquide qu'ils lancent autour d'eux pour troubler l'eau, quand ils sont poursuivis.

Pour préparer la *sépia*, on dessèche rapidement la poche qui contient le suc noir de la *sèche*, puis on broie cette matière avec une lessive caustique, on fait bouillir le tout pendant une demi-heure, et l'on filtre. Le liquide tenant en solution la matière brune est ensuite saturé par un acide. La *sépia* se précipite; on la lave et on la fait sécher à une douce chaleur.

Comme le bistre, la *sépia* ne s'emploie qu'à l'eau.

La couleur de la *sépia* est, comme on vient de le voir, soluble dans les alcalis caustiques, qui foncent sa nuance. — Cette couleur se précipite à mesure que l'alcali se carbonate au contact de l'air. Les acides ne changent pas la couleur de la *sépia*; l'acide azotique seul la brunit après quelques jours. Le chlore la brunit aussi et ne l'altère que très-difficilement.

d'aqueux. En continuant à chauffer, l'huile s'enflamme ; on la laisse brûler quelque temps, ce qui la rend plus siccativè, et l'on continue à la chauffer ; eudant deux ou trois heures, c'est-à-dire jusqu'à ce qu'elle acquière une consistance épaisse, et qu'elle file bien à froid quand on la fait couler. Les typographes donnent à l'huile ainsi préparée le nom de *vernis*. Par une ébullition plus ou moins prolongée, ils obtiennent un vernis un peu clair pour les temps froids, et un vernis un peu épais pour les temps chauds. A ce vernis on ajoute généralement, au moment de le terminer, de la *poix-résine* fondue à part. La proportion est d'environ 1 partie de résine sur 25 d'huile pour le vernis clair, et de 3 parties de résine sur la même quantité d'huile pour le vernis épais ou vernis d'été.

En broyant ce vernis avec environ 1/8 de son poids de *noir de fumée purifié* par la calcination, on obtient l'encre typographique généralement employée. — Cette encre doit être d'un beau noir et bien homogène dans toutes ses parties ; on considère encore comme une qualité essentielle, la propriété qu'elle a de filer en coulant, d'une manière bien égale.

Pour l'imprimerie en taille-douce, qui demande un noir plus intense, plus foncé, on substitue d'ordinaire le *noir de Francfort* au noir de fumée.

L'encre d'impression pour la lithographie varie un peu de composition, suivant que la pierre a été dessinée au crayon, à la plume, au lavis, etc. Elle a pour base le même vernis broyé avec le noir de fumée calciné, auquel on ajoute généralement de l'indigo en poudre très fine. On a recommandé, pour préparer cette encre, un noir de fumée obtenu par la combustion incomplète de l'huile essentielle de térébenthine (1).

704. *Encre de Chine*. — On donne ce nom à une matière noire, solide, moulée en petits cylindres ou en carrés allongés,

(1) Les encres pour écrire sur pierre, et les crayons lithographiques, sont généralement composés de noir de fumée et de préparations grasses ayant pour base la cire, le suif, la térébenthine, le savon, et même la gomme-laque ou le vernis de résine copale.

chargés de dessins et de caractères chinois, dorés ou argentés. — Cette matière, qui a toujours pour base du *charbon* finement broyé et de la *gélatine* ou de la *gomme*, se délaie dans l'eau, de manière à fournir les nuances les plus légères comme les plus foncées, et sans donner lieu, par le repos, à la formation d'un précipité. — La meilleure encre de Chine est très-noire, légère, et présente une cassure lisse et vitreuse.

Le procédé des Chinois pour préparer cette encre n'est connu que d'une manière imparfaite. On croit qu'ils emploient du noir de lampe et de la gélatine de corne de cerf pour obtenir celle de première qualité, et qu'ils l'aromatisent avec un peu de *musc* et de *camphre*. Il paraît certain aussi qu'ils en fabriquent de qualité inférieure, avec du noir de fumée de bois résineux ou avec d'autres charbons et de la colle de peau d'âne ou de peau de bœuf (1).

En Europe on en prépare aujourd'hui qui rivalise avec celle de Chine. On emploie le noir de lampe, le noir de fumée purifié par la calcination, ou bien, pour les qualités inférieures, le noir de liège, le noir de pêche, le charbon de linge usé ou de papier, le charbon de coton. On applique aussi à cet usage le charbon qui résulte de la calcination de la corne avec de la potasse, et qu'on obtient pour résidu après la saturation de cet alcali par l'acide sulfurique. Quel que soit le charbon qu'on emploie, on le broie très longtemps et très finement avec une solution de gélatine pure ou mélangée de gomme et de sucre. Lorsque la pâte est bien homogène, on la moule, ou la laisse sécher, et on l'argente ou la dore par les procédés connus. — On préfère la colle de poisson à la colle forte ou à la colle de peau, parce qu'elle se putréfie moins facilement. M. Mérimée recommande d'employer une colle animale à laquelle on fait perdre, par une *longue ébullition*, la propriété de se prendre en gelée, ce qui la rend *soluble dans l'eau froide*. On arrive aussi au même résultat en faisant bouillir la solution de gélatine avec un peu de *carbonate de*

(1) Proust, qui a fait l'analyse de plusieurs espèces d'encre de Chine, y a trouvé du noir de fumée, de la gélatine et un peu de camphre.

soude ou de potasse. — On a conseillé enfin un mélange de lait et d'eau gommée, et, selon Thompson, une dissolution aqueuse de gomme laque, obtenue au moyen du borax (borate de soude).

Les Chinois, comme le faisaient les anciens, usent de cette encre pour l'écriture ordinaire. En Europe, on ne l'emploie que pour le dessin au lavis.

2^o USAGES DU CHARBON FONDÉS SUR SES PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES.

702. **Calorique. Lumière. Électricité.** — Le charbon *neuf calciné*, comme *très-mauvais conducteur du calorique*, est souvent mis en usage pour envelopper des fourneaux, des vases évaporatoires, des tuyaux pour la conduite de la vapeur ou de l'eau chaude, etc., afin de s'opposer à la perte d'une partie de la chaleur. La même propriété fait qu'on en use aussi quelquefois pour conserver la glace, qu'il peut protéger contre l'action liquéfiant de la température atmosphérique. — Son *inaltérabilité au feu* et sa complète *fixité* le font employer pour *brasquer* les creusets, opération qui consiste à les garnir intérieurement de charbon de bois en poudre. C'est en vue de la même propriété, qu'on en forme des *soles* de four ou de fourneaux, en le mélangeant (en poudre) avec de la terre argileuse.

703. Comme le charbon *très-fortement calciné* est *bon conducteur de l'électricité*, et qu'il est inaltérable, on le préfère aux métaux pour entourer l'extrémité inférieure du fil des paratonnerres, et faciliter l'écoulement du fluide électrique dans le sol.

704. Le charbon, mis à l'abri du contact de l'air et soumis à l'influence d'un fort courant électrique, devient incandescent et répand au loin une très-vive lumière, sans subir aucune espèce d'altération, quelle que soit la durée de l'action électrique. — On s'occupe

depuis quelque temps d'appliquer ce moyen producteur de lumière à l'éclairage public.

705. **Action absorbante.** — La faculté que possède le charbon végétal à un haut degré, d'absorber les gaz, les vapeurs, les matières putrides, fait qu'on l'emploie :

A. Pour filtrer, *purifier l'eau (filtres Ducommun)*, et pour la conserver pendant les voyages de long cours : on sait qu'à cet effet on charbonne, d'après le conseil de Berthollet, l'intérieur des tonneaux qui doivent contenir ce liquide (*V. Eau*).

706. B. Pour *détruire la putridité des viandes et les conserver* : un morceau de chair musculaire qui commence à se putréfier et à répandre une odeur désagréable, perd bientôt cette odeur, si on le saupoudre de charbon grossièrement pulvérisé ; il peut même se conserver très-longtemps, si le charbon est employé en quantité suffisante, et si on le renouvelle tous les jours. Le poisson qui a subi un commencement de putréfaction est susceptible de perdre sa saveur désagréable, si l'on ajoute des fragments de charbon dans le liquide qui en opère la coction. — On a enfermé de la viande dans des vaisseaux bien clos, entre deux couches épaisses de charbon pulvérisé, puis le tout a été exposé à une température de $+ 40^{\circ}$; après plusieurs mois écoulés, cette viande était parfaitement conservée. Il fallait ensuite plusieurs jours d'exposition à l'air pour qu'elle commençât à se putréfier (Berzélius). — Les anciens Égyptiens connaissaient déjà cette action conservatrice du charbon, puisqu'ils en faisaient usage dans les embaumements.

707. C. Pour *désinfecter l'atmosphère des fosses d'aisance* et pour enlever l'odeur des matières qui y sont contenues. Quoique le charbon végétal puisse être utilisé à

cet effet, on lui préfère le charbon animal et d'autres charbons analogues.

708. D. On a conseillé le charbon de bois pour *assainir les appartements humides*. Il pourrait être employé utilement aussi pour faire disparaître l'odeur infecte des cabinets d'aisance et d'autres lieux où se répandent des gaz et des effluves putrides.

709. E. Les *puits*, les *égouts*, où l'atmosphère est principalement composée d'acide carbonique, et où les ouvriers ne pourraient pénétrer sans tomber en état d'asphyxie, sont susceptibles d'être ainsi purifiés. Pour cela on y descend un chaudron plein de charbon allumé. Bientôt ce charbon s'éteint, se refroidit, et absorbe très-activement le gaz dans lequel il est plongé. En renouvelant plusieurs fois cette opération, on arrive à rendre l'air respirable, ce qu'on peut reconnaître en y plongeant une bougie allumée.

710. F. En médecine on utilise assez fréquemment la faculté absorbante de ce corps pour les matières et les gaz putrides; ainsi l'on saupoudre de charbon de bois pulvérisé et bien sec, les ulcères fétides, les membres gangrénés, les parties atteintes d'ulcération cancéreuse et qui rendent un pus d'une odeur repoussante, etc. — On l'administre même à l'intérieur dans les affections dites putrides. Tout le monde enfin connaît l'usage qu'on en fait comme *dentifrice*, particulièrement lorsque les gencives sont fongueuses et présentent le caractère scorbutique.

M. Bertrand, médecin à Pont-du-Château, avait conseillé le charbon en poudre comme un moyen propre à *combattre l'empoisonnement par l'acide arsénieux*, ou par le *bichlorure de mercure*; cet emploi était fondé sur la supposition que le charbon absorbait ces

matières toxiques à l'état de solution. L'expérience a démontré l'inefficacité de ce moyen.

711. G. On peut rapporter enfin à sa faculté absorbante l'emploi avantageux qu'on dit avoir fait du charbon en poudre, mélangé à la terre de bruyère et au terreau, dans les *cultures horticoles*. Ne serait-ce pas seulement en absorbant l'ammoniaque, l'acide carbonique et l'humidité atmosphérique qu'il exercerait une influence utile sur la végétation? — Dans les parterres, on a aussi employé, soit le charbon végétal, soit surtout le noir animal, pour faire disparaître l'odeur désagréable des fumiers.

712. Par la propriété qu'il a d'enlever les *matières colorantes*, le charbon de bois est employé :

A. Pour *décolorer le vinaigre, le vin, et d'autres liquides analogues*. Brande rapporte qu'on enlève ainsi une partie de la matière colorante du vin de Porto, pour lui communiquer la teinte paille, indice ordinaire d'une longue conservation, et qui, pour cela, est si recherchée des gourmets. — Le charbon de bois est préféré pour ces différents usages, par la raison que le vinaigre et les vins acides réagissent sur les carbonates de chaux et de magnésie du noir animal.

713. B. Pour purifier et rendre incolores les dissolutions salines, acides, alcalines, les huiles volatiles, l'huile animale de Dippel (1), etc., etc.

714. D. On l'a employé enfin pour *décolorer les sirops de miel et de sucre*; mais le charbon animal est de beaucoup préférable pour cet usage.

(1) L'emploi du charbon pour décolorer les huiles empyreumatiques n'est pas nouveau. — Les huiles empyreumatiques, les esprits volatils huileux des animaux, dit Juncker, se rectifient sur leur *caput mortuum* calciné (résidu charbonneux). (*Éléments de chimie*, tom. 2, p. 416.)

715. La propriété que possède le charbon végétal *d'absorber les huiles essentielles et empyreumatiques*, de même que *leurs vapeurs*, et en général *toutes les matières odorantes*, l'a fait employer aux usages suivants :

716. A. Pour *enlever l'odeur* et la saveur désagréable des huiles qui ont ranci.

717. B. Pour *détruire la mauvaise odeur* des vases qui ont contenu des huiles essentielles ou empyreumatiques. Par ce moyen on fait disparaître aussi l'odeur désagréable des vêtements dégraissés par l'huile essentielle de térébenthine, ou qui ont été imprégnés de miasmes putrides.

718. C. Pour la *purification des alcools* ou eaux-de-vie de grains, de pommes de terre, de maïs, etc. L'action du charbon de bois est à peu près nulle sur ces liquides à la température ordinaire ; mais en les distillant sur du charbon qui vient d'être immédiatement chauffé au rouge, on leur enlève, sinon complètement, du moins en partie, leur odeur empyreumatique et leur saveur désagréable.

719. D. Pour enlever au carbonate d'ammoniaque, à l'acide benzoïque, à l'acide succinique, etc., *l'huile pyrogénée* qui les salit. A cet effet, on mélange ces matières solides avec leur poids de charbon en poudre, et l'on procède à la sublimation.

3^o USAGES DU CHARBON FONDÉS SUR SES PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

720. C'est en raison de sa grande affinité pour l'oxygène que le charbon est employé aux usages suivants :

721. A. Pour le *chauffage*. De tous les charbons, le charbon de bois est celui qui donne le plus de chaleur, employé au même poids.

722. B. Pour *extraire les métaux* des minerais métalliques (oxydes de fer, d'étain, de zinc, de cuivre, etc.). Il agit dans ce cas comme un agent énergétique de *désoxy-*

lation, et passe à l'état d'acide carbonique et d'oxyde de carbone, composés qui se dissipent à mesure de leur formation, ce qui favorise beaucoup la continuité de la réduction métallique.

723. C. Pour la préparation de la *poudre de chasse* ou de guerre, et pour celle des compositions pyrotechniques.

724. D. Dans la préparation de la *soude artificielle*, et dans celle du *potassium* par le procédé de Brunner (calcination du carbonate de potasse avec le charbon).

725. E. Pour obtenir l'*acide sulfureux* par la désoxygénation de l'acide sulfurique, etc., etc.

726. Le charbon, enfin, sert à la préparation de l'*acier* (combinaison de fer et de carbone) et de plusieurs composés chimiques, dans lesquels il entre comme principe élémentaire.

Du Charbon animal.

727. Quand on calcine, sans le contact de l'air, une matière animale quelconque, on a pour résidu un *charbon animal*. De tous les charbons qu'on peut obtenir ainsi, on n'utilise généralement que celui qui est le résultat de la *calcination des os*; aussi est-ce au charbon d'os qu'on donne plus particulièrement le nom de *charbon animal*.

728. **SYNONYMIE. — HISTORIQUE. — Noir d'ivoire. Noir d'os. Noir animal.** — Avant la découverte de la propriété décolorante de ce charbon, on n'en préparait que de très-petites quantités pour l'usage de la peinture; comme celui qui était obtenu de la calcination des débris de défenses d'éléphant était le plus recherché, on l'appelait généralement alors *noir d'ivoire*.

729. **COMPOSITION DU CHARBON D'OS.** — On a vu précédemment que le charbon végétal retenait d'ordinaire

de *l'hydrogène* ; le charbon animal, tel qu'on le trouve dans le commerce, retient toujours, au contraire, une assez forte proportion *d'azote*, qui s'y trouve dans une sorte de combinaison avec le carbone.

Le charbon animal du commerce n'a pas toujours une composition identique, quant à la proportion relative de ses éléments, ce qui tient à ce qu'il a été plus ou moins calciné. — M. Bussy y a trouvé en moyenne :

Charbon contenant 6 à 7 p. 100 d'azote	10 (1)
Carbure et siliciure de fer	2
Phosphate basique de chaux	} 88
Carbonate de chaux	
<i>Phosphate et carbonate de magnésie</i>	
<i>Sulfure de fer</i>	
<i>Sulfure de calcium</i> (2)	

Le charbon animal provenant des matières molles et de celles en général qui ne sont pas terreuses comme les os, est toujours plus azoté. On y a trouvé sur 100 parties, 77,7 de carbone; le reste, à l'exception d'une petite quantité de sels, était de l'azote.

730. PRÉPARATION. — Pour fabriquer le noir animal, on emploie sans distinction les os de bœuf, de mouton, de cheval, etc.

En 1830, MM. Payen, Lecerf et Didier ont pris un brevet d'invention pour la préparation du noir animal

(1) M. Bussy a reconnu que la quantité d'azote est très-variable dans le charbon animal. — Celui qui a été très-fortement calciné peut même n'en pas retenir. On débarrasse, en effet, le charbon de tout son azote, en lui faisant subir une calcination un peu prolongée à un feu de forge très-vif. — Mais, dans ce cas, ce charbon est dense, dur, brillant, et ne possède plus de propriété décolorante.

(2) Les substances indiquées en *italiques* n'existent qu'en très-petite proportion dans le noir animal.

avec les os qui ont perdu une grande partie de leur gélatine dans la fabrication de la colle forte, au moyen de la vapeur comprimée. A 90 kil. d'os ainsi épuisés d'une grande partie de leur matière animale, ils ajoutaient 40 kil. de goudron de houille, puis soumettaient le tout à la calcination. Mais déjà, et depuis plusieurs années, MM. Dupasquier et Coignet, dans leur fabrique de Saint-Rambert-l'Île-Barbe, près Lyon, utilisaient, pour une semblable fabrication, ces mêmes os épuisés par l'eau en vapeur (et qui auparavant ne trouvaient pas d'emploi), en les calcinant simplement, c'est-à-dire sans addition aucune de matière animale. La petite quantité de gélatine que ces os retiennent encore suffit, en effet, à leur fournir tout le carbone nécessaire pour les constituer à l'état de noir animal. Ainsi préparé, ce charbon était vendu aux fabricants de sucre, qui lui trouvaient une puissance décolorante supérieure à celle du noir obtenu des os non privés d'une partie de leur gélatine.

731. Quelle que soit la nature des os employés, on opère leur calcination par *deux procédés* différents (1) :

1^o Dans des *creusets en fonte* fermés par un couvercle du même métal, et sans recueillir les produits volatils. Après avoir luté l'appareil avec de l'argile, on chauffe le creuset jusqu'au rouge, et on le maintient à cette température jusqu'à ce que les vapeurs et les gaz produits par la décomposition de la matière animale, et

(1) Quelques fabricants ajoutent aux os une certaine quantité de chair musculaire, de sang, ou de toute autre matière analogue, afin d'augmenter la proportion de carbone dans le noir animal. Mais cette pratique est inutile, puisque les os, privés en partie de leur gélatine, donnent encore un noir de bonne qualité. Ce moyen convient tout au plus à la préparation du noir destiné à la peinture.

qui s'échappent par les fissures du lut (en brûlant en pure perte, à mesure de leur apparition), cessent de se former. On connaît que l'opération est terminée, à la disparition de la flamme qu'on apercevait incessamment au point du contact du creuset et de son couvercle.

732. 2^o Dans des *cylindres en fonte*, communiquant avec un récipient rafraîchi par un courant d'eau froide, afin de condenser et de recueillir les matières liquides. Ces matières sont: de l'huile empyreumatique, plus un liquide aqueux ammoniacal, produits dont on peut tirer un parti avantageux (V. *carbonate d'ammoniaque*. — *Décomposition des matières animales par le feu*). Quant aux gaz qui se produisent en grande quantité pendant toute la durée de l'opération, ils sont perdus ou utilisés. Quelques fabricants les laissent perdre dans l'atmosphère, ce qui a l'inconvénient grave d'incommoder les voisins; d'autres préviennent cet inconvénient en les brûlant à l'extrémité d'un tuyau conducteur amené sous une cheminée ou au dehors de l'atelier. — D'autres tirent, avec raison, partie de ce produit combustible, en le faisant brûler au foyer même de l'appareil, ce qui procure une certaine économie dans la consommation du charbon (1); d'autres enfin, mieux avisés encore, emploient pour l'éclairage de la fabrique, ce gaz qui a beaucoup plus de pouvoir éclairant que celui de la houille.

733. Dans cette opération, comme dans la précédente, la calcination des os est suffisante, et doit être arrêtée, quand il ne se dégage plus de matières volatiles. Il est important, en effet, qu'elle ne soit pas trop long-

(1) On a recommandé de munir le tuyau de plusieurs diaphragmes de toile métallique, afin de prévenir les explosions qui pourraient être le résultat de l'introduction de l'air dans l'appareil.

temps continuée ; autrement le noir animal deviendrait trop dense, trop brillant, et ne posséderait pas l'énergie décolorante de celui qui a un aspect un peu terne. — D'un autre côté, tant qu'il se dégage des matières volatiles, la calcination est incomplète, et si l'opération est arrêtée à ce point, il reste dans le noir animal une matière brune (*ulmine*), soluble dans l'eau, et qui peut communiquer une saveur désagréable aux liquides pour la décoloration desquels on fait usage de ce charbon.

734. *Théorie.* — On sait que les os calcinés à l'air deviennent blancs, par l'effet de la destruction complète de leur matière animale et de la combustion de tout leur carbone. Dans ce cas, il ne reste de l'os que sa matière terreuse ou inorganique. — Dans la calcination en vases clos, au contraire, il ne s'échappe du carbone de la matière animale, que celui qui peut se combiner à son hydrogène et à son oxygène pour former des produits volatils. Tout le carbone surabondant, parfaitement fixe de sa nature, reste disséminé entre les molécules de la matière terreuse des os.

735. Quand les os calcinés sont complètement refroidis, on les réduit en poudre fine au moyen d'une *meule à manchon* et d'un tamis en forme de *blutoir*, pour obtenir le *noir d'ivoire* ou le *noir d'os*. La plus grande partie des noirs destinés à la décoloration du sucre est passée dans un moulin particulier qui les réduit en grains de la grosseur de la poudre à canon, qu'on sépare par le tamisage, de la portion qui est plus finement pulvérisée. Ainsi préparé, le charbon animal est vendu dans le commerce sous le nom de *noir en grains*.

736. *PURIFICATION.* — Lorsque le charbon animal doit servir à la décoloration de liquides acides, ce qui a lieu fréquemment dans les laboratoires, et même dans les ateliers de chimie industrielle, il est indis-

pensable de lui *enlever préalablement ses sels calcaires*, qui se dissoudraient en partie pendant l'opération et en altéreraient le produit. On procède d'ordinaire à cette purification en lavant le noir *en poudre* avec de *l'acide chlorhydrique étendu d'eau*, jusqu'à dissolution complète des phosphates et carbonates terreux. — Pour arriver à ce résultat, on continue le lavage jusqu'à ce que le liquide ne précipite plus par l'ammoniaque, ce qui annonce qu'il ne dissout plus de matière calcaire, et qu'il ne se forme plus de chlorure de calcium et de phosphate acide de chaux. — Arrivé à ce point, on termine le lavage à l'eau pure, en ayant soin de continuer jusqu'à ce que le liquide cesse de rougir le papier de tournesol. — Le noir, dans cette opération, perd à peu près 90 p. 100 de son poids.

737. M. Dupasquier procède à cette purification d'une manière moins longue, plus facile, et qui peut au besoin *devenir industrielle*, en opérant sur du noir animal *entier*, tel qu'il sort des creusets ou des cylindres. L'opération consiste à laisser séjourner ce charbon pendant 24 heures dans un bain d'eau acidulée par l'acide chlorhydrique employé en grand excès. — En agitant quelquefois les fragments de noir animal, on facilite la réaction, et l'on obtient la dissolution complète des sels terreux. Arrivé à ce point, on enlève l'acide, qui peut servir à une nouvelle opération, on termine le lavage à l'eau courante, on fait dessécher et l'on pulvérise. — Pour les emplois qui nécessitent une pureté absolue, il convient de laver une dernière fois le produit à l'eau distillée.

738. SIGNALEMENT PHYSIQUE. — Le charbon d'os participe des propriétés physiques du charbon végétal. L'énorme quantité de sels terreux qu'il contient établit cependant entre eux une différence très-marquée de *pesanteur*.

739. PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES ET PROPRIÉTÉS CHIMIQUES. — Le noir d'os participe aussi des propriétés générales du charbon ; il y a cependant, à cet égard, particulièrement sous le rapport de la faculté absorbante, des différences qu'il est très-important de signaler :

740. *Absorption des gaz et des vapeurs.* — On pense généralement que le charbon animal possède beaucoup moins d'énergie absorbante que le charbon de bois. Cependant M. Frigerio a reconnu par des expériences comparatives, que le premier absorbe onze fois et demie plus de gaz que le dernier, et demande six fois plus de temps pour se saturer. Aussi a-t-il préféré le charbon animal au charbon végétal, pour en former son obturateur du siège des fosses d'aisances, qu'il appelle *set-line hygiénique*. MM. Henry père et Chevalier, qui ont fait à l'Académie royale de médecine (12 septembre 1829), un rapport sur l'appareil de M. Frigerio, disent avoir vérifié ses observations et reconnu leur importance. Ils ont constaté, par exemple, que le charbon animal de son appareil peut servir pendant un mois, et même bien plus longtemps, sans être renouvelé.

Quelle que soit l'importance de ces faits, on peut ajouter cependant que la faculté absorbante du charbon animal pour les gaz et les vapeurs, de même que pour les huiles essentielles et empyreumatiques, pour les matières putrides, etc., a été insuffisamment étudiée et nécessite de nouvelles recherches.

741. *Absorption des matières colorantes.* — On a déjà vu (645), ainsi que Lowitz l'a observé le premier en 1791 (1), que le charbon possède la remarquable

(1) Avant Lowitz, on employait déjà le charbon pour atténuer la puanteur des ulcères fétides et des parties frappées de gangrène.

propriété d'absorber, d'enlever les matières colorantes en solution dans les liquides, et déjà on a fait pressentir aussi que le charbon d'os possède cette même propriété à un degré bien plus élevé; mais cette remarque si importante n'a été faite que longtemps après la découverte de Lowitz.

M. Kels, en 1793 (V. *Journ. de Physiq.* XLII.), publia quelques essais sur la décoloration de l'indigo, de la garance, du safran, du sirop de sucre brun, par le charbon de bois en poudre, et annonça en même temps que le charbon d'os enlevait aussi ces matières colorantes; mais ses expériences n'avaient pas été faites avec exactitude, car elles le conduisirent à avancer une grave erreur, c'est-à-dire que le pouvoir décolorant du noir animal est inférieur à celui du charbon d'os. — Du reste, cette erreur tenait probablement à ce qu'il avait employé dans ses expériences du charbon d'os trop fortement calciné.

En 1800, M. Scaub, de Cassel (V. *Ann. de Chim.*), publia une note relativement à l'emploi du charbon végétal pour la décoloration du sirop de miel et du suc de betterave. Bientôt après, M. Guillon fit une application de cette propriété du charbon de bois au traitement du sucre brut des colonies, et livra au commerce, indépendamment d'un sucre en pain d'une blancheur parfaite, des sirops incolores qui furent très-recherchés. Aussi, tous les raffineurs s'empressèrent-ils bientôt d'imiter son exemple.

Plus de vingt ans s'étaient écoulés depuis la découverte de Lowitz, lorsque M. Figuier reconnut, par des expériences comparatives, que le charbon d'os possède une action décolorante très-supérieure à celle du charbon végétal (1). Le mémoire dans lequel sont con-

(1) M. Figuier assurait que tous les charbons animaux agis-

signés les résultats de ses recherches, fut lu le 27 décembre 1810, à la société des Sciences de Montpellier.

Quelque temps après, M. Payen eut l'idée d'utiliser pour la décoloration des sirops de sucre le résidu charbonneux de la fabrication du sel ammoniac : l'expérience ne donna pas des résultats satisfaisants. — Mais bientôt M. Charles Derosnes (en 1812) substitua pour ce raffinage du sucre, le charbon animal au charbon de bois, dont l'usage était alors général, et sa tentative eut un si grand succès, que cette substitution, dont l'utilité avait été constatée par MM. Payen et Pluvinet, fut bientôt adoptée dans toutes les raffineries. — Ce fut un véritable progrès dans l'art du raffineur. Non-seulement par ce nouveau moyen on obtenait 10 p. 0/0 de plus en sucre cristallisé, mais encore ce produit était plus blanc que les sucres raffinés par l'ancien procédé; sa saveur aussi était plus agréable.

742. **Théorie de l'action décolorante du charbon en général; cause de la plus grande énergie décolorante du charbon d'os.** — L'emploi du charbon animal rendait depuis longtemps de très-grands services dans l'industrie, qu'on ignorait encore *comment agit le charbon en général dans la décoloration; — S'il se combine avec les matières colorantes sans s'altérer et sans les altérer elles-mêmes? — Pourquoi le charbon animal possède une action décolorante supérieure à celle du charbon de bois? — Pourquoi le charbon des matières solides a plus d'énergie que celui des matières molles? — Pourquoi la potasse, la soude, et leurs carbonates donnent à ce dernier un pouvoir décolorant très-supérieur à celui du charbon*

saient comme le charbon d'os; mais on reconnut bientôt que celui obtenu avec des parties molles, gélatineuses ou albumineuses, avec le sang, etc., n'est que très-faiblement décolorant.

d'os ? — On ne savait pas enfin si l'azote du noir animal joue un rôle dans l'enlèvement des matières colorantes , et quelle est l'action des sels terreux dans le charbon d'os.

La Société de pharmacie de Paris, jugeant que la solution de ces questions serait d'une grande importance, en fit le sujet du prix de 600 francs, fondé par Parmentier. Ce concours, ouvert en 1821, eut un succès qui dépassa ses espérances : les principaux concurrents arrivèrent tous aux mêmes résultats, par des expériences analogues, et la théorie de la décoloration se trouva établie. Trois mémoires furent particulièrement remarquables : celui de M. Bussy, excellent travail (1) qui obtint le premier prix ; celui de M. Payen, à qui l'on décerna le second, et celui de M. Desfosses, qui valut à son auteur une médaille d'encouragement. — Les détails dans lesquels nous allons entrer, relativement à la théorie de la décoloration, ne seront en quelque sorte, que le résumé de ces travaux.

743. 1^o *Le carbone seul agit dans l'acte de la décoloration* : on en obtient la preuve en essayant le charbon fourni par la décomposition du carbonate de soude, et privé de cet alcali par le lavage ; ce charbon jouit à un haut degré du pouvoir de décolorer. Ce fait démontre particulièrement que ce n'est pas à l'azote qu'il retient, que le charbon d'os doit son énergie décolorante.

744. 2^o Tous les faits connus établissent la démonstration que *le charbon agit en raison directe de l'étendue de surface que ses molécules présentent au liquide, ou autrement, de son état de porosité, de division.*

745. 3^o *La division MÉCANIQUE n'a pas d'influence*

(1) Qu'il me soit permis de rappeler ici que M. Bussy est un des hommes que la ville de Lyon s'honore le plus de compter parmi ses enfants.

sensible sur le pouvoir décolorant, qui est uniquement relatif à la division CHIMIQUE ou à l'écartement des molécules du carbone.

Tous les charbons, en effet, de quelque origine qu'ils proviennent; qu'ils aient été fournis par des substances animales, végétales ou même minérales, *ne possèdent pas, ou du moins ne possèdent que très-peu de pouvoir décolorant*, quand leurs molécules ont été rapprochées, réunies, condensées par une forte calcination, et qu'ils présentent en conséquence beaucoup de densité et une surface brillante. Tels sont les charbons de corne, de gélatine, de chair musculaire, de sang, de sucre, d'albumine, et généralement de toutes les parties molles des animaux; tels sont encore certains charbons de bois, et les charbons provenant de la calcination des bitumes et de la houille. Le charbon d'os lui-même perd presque complètement sa propriété décolorante lorsqu'on le calcine avec des matières animales, végétales ou minérales, susceptibles de se fondre en se carbonisant, et qui laissent à sa surface une sorte de vernis charbonneux brillant, dont l'effet bien évident est d'empêcher le contact des molécules du charbon d'os avec la matière colorante.

746. 4^o Ce n'est donc pas l'origine, soit animale, soit végétale, soit minérale des charbons, qui établit entre eux les différences considérables qu'ils présentent dans leur pouvoir décolorant; c'est l'état de division chimique de leur carbone, état qu'on reconnaît à leur aspect TERNE ou BRILLANT. *Tous les charbons brillants ne décolorent pas ou décolorent mal; tous les charbons dont le pouvoir décolorant est très-prononcé, sont sans éclat et parfaitement ternes.*

747. On obtient avec facilité des charbons terreux très-décolorants, ou dans lesquels le carbone est chimiquement très-divisé, en calcinant à une température peu intense les matières qui doivent les fournir, intimement mélangées avec des substances terreuses, salines, ou salino-terreuses; peu importe, du reste, que la matière qui laisse le charbon, soit d'origine animale

ou végétale. Les matières mêmes qui donnent directement des charbons brillants sont susceptibles, quand on les traite par ce moyen, et surtout quand on les calcine avec la potasse, la soude ou les carbonates de ces bases, de produire des charbons bruns très-activement décolorants.

Ainsi, dans la fabrication du bleu de Prusse, une partie de sang desséché, calciné avec deux parties de carbonate de potasse, à une température un peu inférieure au rouge brun, laisse un résidu charbonneux qui, lavé à l'eau bouillante, pour enlever tout ce qu'il contient de soluble, fournit un charbon noir, mat, excessivement léger et spongieux, dont la force décolorante, comparée à celle du noir d'os, est comme 40 :: 1 (1). — La potasse, d'ailleurs, n'est pour rien dans cette propriété; car, lavé à l'acide chlorhydrique, ce charbon ne perd rien de sa force décolorante. Il laisse, du reste, quand on le brûle, 1/12 des cendres formées de fer et de silice.

Ainsi, M. Tilloy, de Dijon, a obtenu un charbon d'une grande intensité décolorante en carbonisant, après l'avoir desséché, du papier imprégné de chlorure de calcium, puis en enlevant ensuite ce sel au moyen d'un lavage à l'eau bouillante.

Ainsi se comportent, du reste, sinon identiquement, du moins d'une manière analogue, toutes les matières organiques d'origine soit végétale, soit animale, qui contiennent naturellement une grande proportion de substances terreuses ou salino-terreuses, comme les os, les schistes bitumineux, etc.

748. 5^o Les substances salino-terreuses, qui, mé-

(1) En calcinant ce charbon de bleu de Prusse avec une nouvelle quantité de potasse, on lui enlève, après trois calcinations, tout l'azote qu'il retenait en quantité un peu moins considérable que le charbon d'os; et sa propriété décolorante s'élève à 50 fois celle du noir d'os. M. Bussy, à qui l'on doit cette expérience, en conclut avec raison que l'azote, n'est pour rien dans la décoloration, et que sa présence est plutôt un obstacle qu'un avantage.

M. Payen a tenté d'obtenir un charbon de bleu de Prusse pouvant donner constamment de semblables résultats, mais il n'a pu y parvenir en opérant sur de grandes masses.

laugées aux matières organiques, déterminent la formation d'un charbon terne et décolorant, comme par exemple, dans la préparation du charbon de bleu de Prusse, dans celle du charbon d'os, agissent en *s'interposant entre les molécules de carbone, en les retenant à une certaine distance les unes des autres, en s'opposant enfin à la forte aggrégation que déterminerait, sans cet obstacle, l'influence du calorique dans l'acte de la carbonisation.*

749. 6° Les substances salino-terreuses sont, du reste, *tout-à-fait passives* dans la décoloration des liquides (1). Le phosphate et le carbonate de chaux, ou autrement les os calcinés à blanc, mis en contact *isolément* avec des solutions colorées, *n'absorbent pas la moindre partie* de la matière colorante.

Cependant la présence de ces matières salino-terreuses dans le noir d'os et les autres charbons légers, n'est pas sans quelque utilité relativement au pouvoir décolorant de ces charbons, par la raison que ces matières terreuses maintiennent par leur interposition

(1) Cependant il est des cas où les substances étrangères doivent avoir sur la liqueur à décolorer une action tout-à-fait particulière, et qui doit influencer sur la décoloration. Ainsi, par exemple, lorsqu'une matière colorante, ayant de l'affinité pour les acides, se trouvera dans une liqueur acidule, le charbon dépouillé de carbonate de chaux l'enlèvera avec difficulté, tandis que le charbon non purifié, dont le carbonate de chaux pourra saturer l'acide libre, l'absorbera avec facilité; c'est ainsi que nous avons vu du charbon animal pur et préparé pour des analyses, ne pas pouvoir décolorer des sels acides formés, par des alcalis végétaux, tandis que ce même charbon décolorait très-bien le sucre. Le charbon d'os, au contraire, blanchissait le sel que d'abord nous n'avions pu décolorer. (Pelletier, Rapport sur le concours relatif à l'action décolorante du charbon. (*Journ. de pharm.* 8 (1822), p. 193.)

l'isolement des molécules du carbone. — Ainsi, par exemple, 10 grammes de charbon d'os purifié par l'acide chlorhydrique décolorent plus que 10 grammes de noir d'os brut, qui ne contiennent qu'un gramme de carbone pur; mais 10 grammes de charbon purifié, c'est-à-dire, la quantité de carbone contenu dans 100 grammes de charbon brut, décolorent bien moins que les 100 grammes de ce dernier, employé dans son état d'impureté. D'après les expériences de M. Bussy, il faut en effet 30 grammes de charbon purifié, pour équivaloir à 100 grammes de ce charbon à l'état brut.

750. 7^o *La nature des liquides* qui tiennent en solution la matière colorante, peut aussi exercer une influence dans la décoloration par le charbon d'os. Ainsi, il est reconnu par l'expérience, que la décoloration s'opère généralement mieux quand le liquide est neutre ou un peu acide, que lorsqu'il est alcalin (1).

751. 8^o *La température* du liquide exerce une influence marquée sur la décoloration: toutes choses égales d'ailleurs, les matières colorantes sont enlevées plus promptement et d'une manière plus énergique à chaud qu'à froid. — Cette observation s'applique particulièrement aux liquides visqueux comme les sirops de su-

(1) Dans certains cas, les liquides alcalins se colorent au lieu de perdre leur teinte primitive. Ce dernier effet est dû à la présence d'une matière brune soluble dans les alcalis, qui se rencontre toujours dans les charbons organiques, quand ils n'ont pas été suffisamment chauffés. Cette matière ressemble beaucoup à l'ulmine, et n'en diffère peut-être pas. Néanmoins cette remarque peut souffrir des exceptions, et l'on admet, en effet, que les sirops de sucre se décolorent mieux quand ils sont alcalins que lorsqu'ils sont acides. (Dumas, *Trait. de chim. appl. aux arts*, I — 449.)

cre (1), les solutions gélatineuses, etc. ; car les liquides non visqueux, comme le vin, le vinaigre, la solution d'indigo, se décolorent presque aussi rapidement à froid qu'à chaud. — Qu'on jette, par exemple, 30 ou 40 grammes de charbon d'os en poudre, dans un demi-litre de vin rouge, à la température ordinaire, qu'on agite le mélange pendant une minute, et qu'on jette le tout sur un filtre, le liquide passera incolore.

752. 9^o *Le charbon agit à l'égard des matières colorantes par une attraction analogue à celle qu'exercent sur ces matières l'alumine gélatineuse et les étoffes mordantées.* Cette attraction précipite et fixe à sa surface moléculaire, la substance colorante, sans la décomposer et sans qu'elle perde rien de ses propriétés physiques et chimiques. Il n'y a donc dans ce cas qu'une *simple adhérence* de cette substance au charbon. Nul doute, dit M. Chevreul, si le charbon était incolore, qu'il ne parût coloré ou teint par la matière colorante absorbée. Aussi, M. Bussy a-t-il reconnu que le poids du charbon après l'absorption de l'indigo, était augmenté du poids de l'indigo absorbé; et M. Desfosses a-t-il fait la même observation relativement à la cochenille.

753. Le charbon imprégné de matière colorante se comporte, en effet, avec les agents chimiques, à la manière des étoffes teintes. Ainsi, par exemple, un simple lavage, même à l'eau bouillante, ne peut lui enlever le principe colorant; mais c'est justement le contraire qui arrive, si l'eau contient une

(1) Dans la plupart des cas, on porte à l'ébullition la liqueur qu'on veut décolorer. — Il arrive souvent que si l'ébullition est prolongée, une partie de la matière colorante, précipitée d'abord, se redissout de nouveau, de telle sorte qu'en employant même une plus grande quantité de charbon, la décoloration est moins parfaite, si l'on dépasse le temps strictement nécessaire. (Dumas.)

substance susceptible d'entraîner la dissolution de ce principe, par l'effet d'une affinité plus puissante que celle du charbon. Il est possible même, dans quelques circonstances, de faire alternativement paraître et disparaître la couleur, et cela plusieurs fois de suite.

754. Ainsi, du charbon qui a décoloré un décoctum de bois de Fernambouc, traité par une solution alcaline (carbonate de potasse ou de soude, etc.), abandonne la couleur qu'il avait absorbée, et la liqueur alcaline prend aussitôt une belle couleur rouge.

755. Ainsi, du charbon qui a complètement rendu incolore une solution préparée avec 1 partie d'indigo, 7 parties d'acide sulfurique et 92 parties d'eau, traité ensuite, après avoir été lavé, par de l'eau bouillante contenant une très-petite quantité de carbonate de potasse, colore immédiatement ce liquide en bleu, et non point d'une teinte faible et incertaine, mais avec une intensité de couleur égale à celle de la première dissolution. En continuant ce lavage avec de l'eau alcalisée très-chaude, on peut enlever au charbon la presque totalité de l'indigo. — Si l'on prend ensuite ce même charbon ainsi lavé, et qu'on le mette en contact avec la liqueur bleue de lavage, après l'avoir faiblement acidulée par l'addition d'un peu d'acide sulfurique, il la décolorera de nouveau, et l'indigo fixé sur le charbon, pourra encore être repris par la potasse, de sorte qu'il sera possible de le faire passer successivement et un assez grand nombre de fois, du charbon dans la solution de potasse, et de la liqueur alcaline dans le charbon (1).

756. 10^o Un charbon qui agit avec le plus d'énergie sur une matière colorante, exerce encore l'action

(1) Cependant on observe que ces dissolutions successives finissent par altérer l'indigo, et à chaque nouvelle décoloration, la liqueur conserve une légère couleur jaunâtre, qui indique la décomposition d'une petite quantité de cette matière colorante. (Bussy, *Mémoire sur le charbon*. — *Journ. de pharm.*, t. 8 (1822), p. 275.)

J'ai essayé de la même manière, ajoute M. Bussy, le charbon

la plus puissante sur les matières analogues. — Cependant le rapport des pouvoirs décolorants est *bien éloigné d'être identique* quand on le mesure avec différents liquides colorés, par exemple, comme l'a fait M. Bussy au moyen de l'indigo et de la melasse. Cet habile chimiste a reconnu qu'en effet, plus une solution colorée nécessite de charbon d'os pour devenir incolore, plus le pouvoir décolorant des charbons d'une nature plus énergique tend à s'affaiblir. C'est ce dont on pourra se convaincre par l'examen du tableau suivant, dans lequel M. Bussy a fait ressortir en outre, le pouvoir décolorant relatif d'un assez grand nombre de charbons (1).

qui avait décoloré une décoction de cochenille; j'ai obtenu une liqueur dont la couleur tirait sur le cramoisi, mais d'une teinte faible. Avec le campêche j'avais une teinte violette; mais, dans l'un et l'autre cas, la matière colorante que je retirais était loin de représenter celle qui avait été absorbée par le charbon; cependant elle était suffisante pour indiquer que la décoloration avait eu lieu de la même manière que celle de l'indigo. — D'ailleurs il doit en être ici absolument comme du drap que l'on teindrait en différentes couleurs; elles ne sont pas toutes également solides: l'une est dissoute par un agent qui n'attaque pas l'autre, et souvent l'agent que l'on emploie, lorsqu'il est trop énergique, détruit la matière colorante sur le drap ou sur le charbon même, sans pouvoir la faire reparaître.

(1) M. Herberger a fait depuis des expériences analogues qui ont porté sur un beaucoup plus grand nombre de charbons et de solutions colorées. — Comme le tableau comparatif des résultats de ses expériences est extrêmement étendu et très-compliqué, nous n'avons pu le reproduire ici. Nous renvoyons donc le lecteur que ces recherches pourraient intéresser au Mémoire de M. Herberger, inséré dans le premier volume du journal *le Technologiste*, p. 288. — Les résultats auxquels ce savant est arrivé concordent généralement, du reste, avec ceux obtenus par M. Bussy.

Tableau comparatif de la force décolorante de divers charbons, par M. Bussy.

DÉSIGNATION de L'ESPÈCE DE CHARBON EMPLOYÉE.	POIDS DU CHARBON.	QUANTITÉ	QUANTITÉ	Expression numérique de la force décolo- rante du charbon sur l'indigo.	Expression numérique de la force décolo- rante du charbon sur la mélasse.
		de liqueur d'indigo décoloré (1).	de solution de me- lasse décolorée (2).		
Sang calciné avec la potasse. . . .	1 gram.	litre 1, 60	litre 0, 18	50	20
Sang calciné avec la craie.	<i>Id.</i>	0, 57	0, 10	18	11
Sang calciné avec le phosphate de chaux.	<i>Id.</i>	0, 58	0, 09	12	10
Gélatine calcinée avec la potasse. .	<i>Id.</i>	1, 15	0, 14	36	15,5
Albumine calcinée avec la potasse.	<i>Id.</i>	1, 08	0, 14	34	15,5
Fécule calcinée avec la potasse . .	<i>Id.</i>	0, 34	0, 08	10,6	8,8
Charbon de l'acétate de potasse . .	<i>Id.</i>	0, 18	0, 04	5,6	4,4
Charbon obtenu de la décomposi- tion du carbonate de soude par le phosphore	<i>Id.</i>	0, 38	0, 08	12	8,8
Noir de fumée calciné	<i>Id.</i>	0,128	0, 05	4	3,3
Noir de fumée calciné avec de la potasse.	<i>Id.</i>	0, 55	0, 09	15,2	10,6
Charbon des os traité par l'acide chlorhydrique et par la potasse. . .	<i>Id.</i>	1, 45	0, 18	45	20.
Charbon des os traité par l'acide chlorhydrique.	<i>Id.</i>	0, 06	0,015	1,87	1,6
Huile végétale ou animale calcinée avec le phosphate de chaux. . . .	<i>Id.</i>	0,064	0,017	2	1,9
Charbon des os brut	<i>Id.</i>	0,052	0,009	1	1

(1) Cette liqueur d'épreuve contenait 1/1000 de son poids d'indigo, ou 1 gramme par litre.

(2) Cette liqueur d'essai était composée de 1 partie de melasse étendue de 20 parties d'eau. — M. Bussy n'avait point agi sur des quantités de solution de melasse aussi petites que celles indiquées; En dressant ce tableau, il a réduit proportionnellement tous les nombres, afin que la comparaison fût plus facile.

757. **Absorption des huiles essentielles, des huiles empyreumatiques, etc., en solution dans les liquides.** — D'après quelques emplois du noir d'os, on doit penser qu'il absorbe les matières odorantes plus activement que le charbon végétal. La science, du reste, manque d'expériences comparatives à cet égard.

758. **Absorption des principes amers.** — M. Thouery, pharmacien à Solomiac, a reconnu, en 1829, qu'en faisant bouillir pendant dix minutes du lichen d'Islande dont la saveur amère est très-prononcée, avec son poids de noir animal, on obtient un décoctum presque incolore et *sans amertume*. L'exactitude de ce fait a été constatée par MM. Boudet et Derosnes. — De son côté M. Chevalier a vu une solution de *xanthopicrite*, substance cristalline amère de l'écorce du *xanthoxylon clava Herculis*, perdre son amertume sous l'influence du charbon. — En 1831, le docteur Louis Hopff, de Deux-Ponts, ayant lu dans le *Protheus*, journal publié par le professeur Kastner, cette remarque de Duburga, que le charbon détruit l'amertume de la teinture de racines de *gentiane*, tandis qu'il est sans action sur celle de la teinture de petite centaurée, a fait des expériences sur un assez grand nombre d'extraits de plantes amères, extraits qu'il délayait dans l'eau distillée, puis qu'il traitait ensuite à froid et à chaud, soit par le charbon de bois, soit par le noir animal purifié à l'acide chlorhydrique, et il a constaté dans la plupart de ses expériences, l'action absorbante de ces deux charbons. En agissant sur les extraits de *trèfle d'eau*, de *chardon béni*, de *camomille*, de *rhubarbe*, de *mille feuille*, de *chicorée*, d'*écorces d'oranges amères*, l'amertume disparaissait à peu près complètement, soit par l'emploi du charbon végétal, soit par celui du charbon d'os. — Ce dernier montrait plus d'énergie que le premier avec l'extrait de *petite centaurée*. — Un

grand excès de charbon animal agissait tellement sur les extraits de *noix vomique* et de *fausse angusture*, que le premier perdait entièrement et le second en grande partie son amertume, après une digestion de quatre jours. (*Journ. de Pharm.* t. 17 (1831), p. 172).

759. Absorption des gaz putrides et autres produits de la putréfaction en solution dans les liquides.

On a vu précédemment que le noir animal paraissait absorber les gaz et les vapeurs plus activement que le charbon d'os ; quelques faits semblent prouver que sa faculté absorbante n'est pas moindre à l'égard des gaz et des *matières putrides* qui se trouvent dans les liquides infectés par des matières organiques en putréfaction. — M. Salmon a fait voir, par exemple, que le charbon animal et d'autres analogues (v. *charbon de schistes bitumineux*), mélangés à la matière fécale, lui enlevaient immédiatement son odeur infecte. — Les eaux corrompues peuvent être purifiées très-promptement et très-énergiquement par ce moyen. M. Cavaillon, qui a proposé d'ajouter du noir animal dans l'eau où l'on conserve des sangsues ou des poissons vivants (1), afin de faire cesser ou de prévenir sa corruption, et cela sur-

(1) M. Moreau de Jonnés avait déjà mis en pratique un moyen analogue : « En 1817, dit ce savant, employé comme officier d'état-major près du ministre de la marine, et chargé de présenter diverses améliorations coloniales, je proposai d'introduire dans nos établissements d'Amérique le *gorami*, poisson qui forme, à l'Ile-Bourbon, une partie de la nourriture des nègres. — Le poisson qui devait faire le trajet étant en quantité considérable, je prescrivis la carbonisation de l'intérieur des tonneaux dans lesquels ces animaux devaient être transportés, et j'avertis que pour empêcher la putréfaction de l'eau, on devait au besoin y mêler du charbon pulvérisé. Les résultats furent très-heureux. On parvint ainsi à transporter de l'île Bourbon des goramis vivants à la Guyane et à la Martinique. (*Acad. des sciences*, séance du 26 mai 1834.)

tout pendant les longs voyages qu'on fait quelquefois subir à ces animaux, dit avoir reconnu par l'expérience, que l'action désinfectante de ce charbon est à celle du charbon de bois :: 6 : 1. — Le même moyen a été indiqué comme excellent pour arrêter les épidémies qui frappent quelquefois la presque généralité des sangsues conservées dans des vases, et qu'on attribue avec raison à la putridité produite par l'accumulation de ces vers. Nous avons vu employer ce moyen dans une semblable épidémie, qui fit périr en quelques jours un nombre très-considérable de sangsues, et nous devons à la vérité de dire qu'il n'obtint aucun succès. Mais on peut ajouter, qu'il fut sans doute employé trop tard, car si le charbon animal peut désinfecter l'eau corrompue et prévenir la maladie, ou bien amener sa cessation lorsqu'elle commence, on conçoit sans peine qu'il doit être impuissant lorsque la maladie est arrivée à son plus haut degré d'intensité. D'autres faits d'ailleurs, comme le suivant, démontrent la réalité des avantages que présente l'emploi du charbon animal dans des cas de cette nature : Un étang dont les eaux avaient baissé considérablement sous l'influence d'une chaleur continue, et avaient fini par se corrompre, contenait des carpes, qui toutes paraissaient malades et périssaient successivement. Consulté sur les moyens à employer pour mettre fin à cette mortalité, un pharmacien indiqua l'emploi du charbon animal; on en jeta, en effet, une petite quantité dans l'étang, ce qui, au rapport de Pelletier, ne tarda pas à faire cesser la maladie et la mortalité des poissons. — D'après tout ce qui précède on doit penser que l'emploi du noir animal serait très-utile pour la désinfection de l'eau des citernes.

760. Absorption des matières inorganiques.

La *chaux* en solution dans l'eau est promptement

absorbée par le noir animal : qu'on fasse bouillir dix parties d'eau de chaux avec une partie de charbon d'os en poudre; en trois ou quatre minutes, l'eau ne contiendra plus de chaux, et ne donnera plus de précipité par l'oxalate d'ammoniaque.

761. M. Graham a reconnu que ce même charbon enlève l'*iode* dissous dans une solution d'iodure de potassium, et que sa force absorbante s'exerce aussi sur les *sous-sels solubles de plomb* et les solutions d'oxydes métalliques, par la potasse ou l'ammoniaque; mais selon ce savant, il n'a que peu ou n'a même pas d'action sur les sels neutres. Du reste le noir animal réagit en outre sur certaines substances qu'il enlève à l'eau : il réduit, par exemple, en peu de temps l'oxyde de plomb à l'état métallique.

762. Mais l'influence qu'exerce le charbon d'os sur certaines solutions salines, ne tient peut-être dans beaucoup de cas qu'à la réaction du sel dissous, sur le carbonate de chaux contenu dans ce charbon. Ainsi, par exemple, neuf parties de charbon animal, enlèvent complètement à l'eau une partie de *sulfate de protoxyde de fer*. Cette propriété, dit M. Anthon, qui a fait cette observation, tient simplement à la puissance du carbonate de chaux dans le noir d'os, car il a reconnu que ce charbon ne la possède plus quand il a été purifié par un acide.

763. M. Girardin cependant pense que le charbon animal exerce une action absorbante sur la *généralité* non seulement *des sels*, mais des *matières minérales en solution dans les liquides*. J'ai répété, dit l'habile chimiste de Rouen, toutes les expériences relatives à l'action du charbon sur les solutions salines; je les ai variées et augmentées, et j'ai vu que *tous les genres de sels*, que *toutes les solutions minérales*, à peu d'exceptions près, sont attaquées par le noir animal, qui

absorbe complètement les matières inorganiques même à froid, pourvu qu'on emploie des quantités suffisantes de noir et qu'on prolonge suffisamment la durée du contact. Si l'on agite les liquides avec un douzième seulement de leur poids de noir en grains, l'absorption n'est effectuée qu'au bout de quinze à vingt jours; mais elle est complète en moins de huit jours, si l'on emploie un cinquième ou un quart de noir pour les liquides non saturés. En opérant par l'ébullition, il ne faut que quelques heures pour que cette absorption soit terminée. Du reste, ajoute M. Girardin, dans aucun cas le charbon végétal ne jouit de cette propriété soit à chaud, soit à froid; il n'enlève que des traces de matières salines en solution dans les liquides, alors même que la durée du contact est prolongée pendant des mois entiers. (*Technol.* 2-209) — Cette remarque ne s'applique pas cependant aux sulfures alcalins que le charbon de bois absorbe très-activement, d'après notre propre observation (651).

764. SOPHISTICATIONS DU NOIR ANIMAL. — **Moyens de les reconnaître.** — Quelquefois dans le commerce, il se trouve mélangé avec du charbon de schiste, ou d'autres charbons analogues contenant beaucoup de matières terreuses. Cette fraude qui est susceptible d'entraîner d'assez graves inconvénients, particulièrement dans le raffinage des sucres, peut être reconnue en traitant, en épuisant par l'acide chlorhydrique étendu d'eau, une quantité déterminée du charbon soupçonné, comparativement à une quantité égale de véritable noir d'os. Celui-ci quand il ne cède plus rien à l'acide, ne donne pour résidu sec qu'un dixième de son poids de charbon, et ce charbon calciné et brûlé à l'air laisse à peine une trace de résidu siliceux. — Le charbon de schiste, au contraire, et les autres charbons qui

contiennent des matières argileuses, donnent un résidu d'un poids beaucoup plus considérable; et ce résidu, quand on brûle complètement son carbone par une calcination à l'air, laisse une matière siliceuse dont la quantité est très-supérieure à celle fournie par le charbon d'os.

Il pourrait arriver cependant que le charbon mélangé au noir animal, ne contint en matière minérale que du *carbonate de chaux*, et dans ce cas, il ne donnerait pas plus de résidu que le charbon d'os au lavage à l'acide. La fraude toutefois pourrait encore être reconnue par l'examen de la liqueur de lavage, qui tiendrait en solution une quantité de phosphate acide de chaux d'autant moindre, qu'il y aurait une plus forte proportion de noir étranger mélangé au noir d'os. On s'en assurerait en essayant comparativement les deux liqueurs de lavage. — Pour cela on les saturerait d'abord par du *carbonate de soude*, puis on verserait dans toutes deux un excès de solution de *proto-chlorure de fer*; il se précipiterait alors du *phosphate ferreux* dont la quantité serait d'autant moindre, qu'il y aurait dans le noir soumis à l'essai, plus de charbon étranger au noir d'os. (Dupasquier).

765. CHOIX. — **Décolorimètre.** — Quand le charbon d'os est destiné à la peinture, il faut le choisir d'un noir aussi intense que possible. Celui qui doit servir au contraire, à la décoloration du sucre ou à d'autres usages analogues, a généralement d'autant plus de valeur pour son emploi, qu'il est plus terne et moins beau dans son aspect. Il est essentiel du reste de s'assurer, par un traitement à l'eau bouillante, que sa calcination a été poussée assez loin, et qu'il ne contient point d'*ulmine* ou matière brune soluble.

766. Le pouvoir décolorant des noirs d'os du com-

merce est sujet à varier très-sensiblement d'intensité ; il est donc utile et même nécessaire de les soumettre à des essais comparatifs, préalablement à leur emploi. C'est ce qu'on pratique dans quelques sucreries, au moyen d'une solution aqueuse de *caramel* ou de *me-lasse*, qu'on traite en quantités égales par des poids égaux du charbon à essayer et d'un noir d'os normalement bon. M. Payen a indiqué un moyen de procéder à ces essais d'une manière simple et facile, en se servant d'un instrument qu'il appelle *décolorimètre*. Cet instrument se compose de deux tubes en cuivre, l'un vertical, l'autre horizontal ; — ce dernier est formé lui-même de deux pièces, dont l'une est mobile, et peut être éloignée ou rapprochée en augmentant ou diminuant ainsi la capacité de ce tube. Avec cet appareil, qui sert à examiner la liqueur d'épreuve traitée par le charbon, on peut déterminer en chiffres ou en degrés, l'intensité de la décoloration, qui est ensuite comparée à celle produite par le noir d'os purifié à l'acide chlorhydrique (Voyez les traités spéciaux sur les réactifs).

767. USAGES. — **Décoloration des sucres.** — L'application industrielle la plus importante du charbon d'os, est, comme on doit le prévoir d'après ce qui précède, l'usage considérable qu'on en fait, soit dans les fabriques de sucre de betterave, soit dans les raffineries de sucre de canne, pour décolorer les sirops et obtenir un produit parfaitement blanc. Les confiseurs, avec des sucres bruts, obtiennent des sirops incolores, en y faisant bouillir du noir animal en poudre pendant quelques minutes, ou en les passant dans une chausse qui contient du noir en grains, moyen qui est préférable, en raison de ce qu'il donne lieu à une filtration beaucoup plus rapide qu'avec le noir en poudre. -- Dans les sucreries on a

également substitué le premier au dernier, et toujours par la même cause. Le noir en grains qui est aussi décolorant que le noir en poudre, s'emploie dans un appareil qu'on appelle *filtre-Dumont* (du nom de son inventeur), et qui sera décrit en parlant du sucre et de son raffinage.

768. L'emploi du charbon d'os dans le raffinage du sucre, n'a pas d'ailleurs pour seul avantage la décoloration des sirops; il est encore éminemment utile, en ce qu'il enlève la *chaux* qu'ils contiennent et qui provient de ce qu'on emploie une assez grande quantité de cette matière pour la *défécation* des suc de canne et de betteraves (Voyez *sucre*). — Si cette chaux restait dans les sirops, elle aurait l'inconvénient de réagir sur une partie du sucre cristallisable et de le changer en mélasse ou sucre incristallisable. — Le charbon d'os agit encore utilement sur les sirops *acides*, en *saturant* cet acide par son carbonate de chaux.

769. *Revivification du noir employé dans les sucreries.* — Comme on emploie dans les sucreries d'énormes quantités de charbon d'os, on a cherché à utiliser celui qui a déjà servi à la décoloration. Ce qu'il paraissait y avoir de plus simple à faire pour arriver à ce résultat, c'était de *calciner de nouveau le noir animal*, afin de détruire par la chaleur l'albumine du sang de bœuf, le sucre, etc., dont il se trouve imprégné. L'expérience a prouvé que cette opération ne suffisait pas, que la calcination opérée ainsi était incomplète au centre des masses charbonneuses, et qu'il restait dans le charbon une matière brune (*ulmine*) qui colorait les sirops, et qu'on n'obtenait d'ailleurs par ce moyen qu'un noir brillant, recouvert d'une sorte de vernis charbonneux, et qui ne possède pas ou presque pas de pouvoir décolorant. On a pensé alors que pour arriver à une *revivification* parfaite du charbon d'os, il fallait, préalablement à la calcination, enlever à ce charbon la plus grande partie de la matière organique, et particulièrement l'albumine et le sucre

dont il est pénétré. A cet effet, M. Payen a proposé de soumettre à la *fermentation* les résidus de la filtration en les réunissant en grande quantité, de manière à développer une température élevée dans l'intérieur de la masse. — Après la fermentation, il ne s'agissait plus que de laver le noir à grande eau, puis de le dessécher, puis enfin de lui faire subir une calcination. — Pour arriver au même résultat, d'autres chimistes ou fabricants ont fait bouillir le charbon des résidus de filtration avec une faible solution de *soude caustique*, après les avoir lavés à grande eau, afin d'entraîner préalablement la plus grande partie de la matière étrangère, et de faciliter ainsi l'action dissolvante de la liqueur alcaline. Cela fait, ils enlevaient la soude par un lavage à l'eau imprégnée d'acide chlorhydrique, puis ils calcinaient.

Ces deux moyens ont donné l'un et l'autre des résultats assez satisfaisants ; toutefois il a été reconnu par l'expérience, que le charbon ainsi obtenu varie beaucoup dans sa puissance décolorante, ce qui tient à ce que les opérations de la revivification ont été plus ou moins parfaites. Toutes ces opérations d'ailleurs entraînent des dépenses de main-d'œuvre qui rendent cette revivification assez peu avantageuse.

770. *Emploi, comme engrais, des résidus charbonneux de la filtration des sucres.* — Le peu de succès de la revivification des résidus charbonneux de la filtration du sucre, a porté à tenter l'usage comme *engrais*. Avant d'avoir servi à la décoloration du sucre, le charbon d'os, ajouté à la terre végétale, ne pourrait tout au plus que la diviser, c'est-à-dire opérer à la manière d'un *amendement* ; mais il n'en est pas ainsi quand il se trouve imprégné d'albumine, de sucre et d'autres matières organiques ; il possède alors, comme l'expérience l'a démontré, toutes les propriétés d'un *engrais*, et d'un engrais très-énergique. C'est tellement, en effet, aux substances étrangères dont il est pénétré que ce charbon doit ses propriétés fertilisantes, qu'il les perd en grande partie, sinon en totalité, quand il a été exposé quelque temps à l'air, surtout à l'influence de la pluie, ce qui le dépouille plus ou moins de ses matières organiques. M. Hectot, pharmacien à Nantes, s'est assuré par plusieurs expériences, que du noir soumis depuis six mois aux intempéries

de l'atmosphère ne renfermait plus aucune des substances que retient le noir récemment employé dans les sucreries (1). On ne doit donc en user comme engrais que dans cet état récent, ou bien lorsqu'il a été desséché et passé à la meule, ce qui le préserve de toute altération.

Le noir d'os des sucreries convient surtout aux terres argileuses humides, à la culture des betteraves, à celle des raves, des colzas, et autres plantes crucifères auxquelles il procure un développement très-remarquable. On l'a aussi répandu avec succès sur les prés humides et marécageux. Son effet est prompt, mais par cela même il a peu de durée. En général, une récolte suffit pour l'épuiser.

L'emploi du noir animal des raffineries de sucre a procuré de très-grands avantages aux départements de Maine-et-Loire, de la Loire-Inférieure, de la Vendée, et autres environnants. Ces résultats ont été si remarquables, que le noir des sucreries de la France n'a plus suffi à la consommation, et que le commerce en a fait venir de divers points de l'Europe, même de Stockholm, de Copenhague et de Saint-Petersbourg. On a estimé que dans la seule ville de Nantes, en 1828, il s'en est vendu pour près d'un million. Aussi le prix de cette matière, qui n'était primitivement que de 1 franc l'hectolitre, a-t-il fini par s'élever jusqu'à 6 fr. 50 c. et 7 fr. (2).

771. Décoloration de divers liquides. — Le charbon d'os est encore employé, soit dans les laboratoires, soit dans les fabriques de produits chimiques, pour la décoloration d'un grand nombre de liquides, et par-

(1) M. Hectot a cherché un moyen de conserver à ce noir toutes ses propriétés pendant un temps plus ou moins long. Il a reconnu que la chaux délitée à l'air, mélangée au noir en pâte, dans la proportion d'une barrique sur trois, remplit ce but. Un pareil mélange, qui peut facilement se dessécher au contact de l'air, a donné, au bout de six mois, un engrais qui n'avait rien perdu de ses qualités. — La chaux ne saurait nuire; elle convient très-bien aux terres, dans lesquelles le noir fait merveille. (Girardin, *Note sur le noir animal des raffineries.*)

(2) On peut consulter à ce sujet une note très-intéressante de M. Girardin, insérée parmi ses *Mémoires de chimie*, p. 66.)

ticulièrement des solutions salines, des liqueurs colorées par de l'huile empyreumatique, des solutions d'acide tartrique, d'acide citrique, etc. — Dans les liquides *acides* on ne peut employer que le noir d'os purifié.

772. **Désinfection des matières fécales, etc.** — D'abord M. Salmon a employé le noir d'os à la désinfection des matières fécales et d'autres liquides animalisés à l'état putride, afin d'en obtenir l'engrais connu sous le nom de *noir animalisé*, mais on verra qu'il l'a bientôt remplacé avec une grande économie, par des charbons de schiste, de vase de rivière ou d'étang, etc. (Voyez *charbon de schiste*).

773. **Absorption de la chaux en solution dans l'eau des citernes et des puits, de construction récente.** — La propriété que possède le charbon d'os d'absorber la chaux a été très-heureusement appliquée par M. Girardin, pour enlever cette matière alcaline, à l'eau qui séjourne dans des réservoirs en maçonnerie récemment construits. Un propriétaire ayant fait réparer une citerne et s'étant aperçu que l'eau qui y était contenue avait une saveur âcre et tenait de la chaux en solution, même après avoir vidé la citerne à plusieurs reprises, et quoique six mois fussent déjà écoulés depuis sa réparation, consulta, à ce sujet, M. Girardin, qui lui conseilla de jeter dans ce réservoir une douzaine de kilogrammes de noir d'os. Quinze jours après, la réussite était complète : l'eau ne contenait plus de chaux. — Pour une citerne récemment construite ou cimentée à neuf, M. Girardin pense que la meilleure proportion du noir d'os serait celle de quatre kilogrammes par hectolitre de contenance.

774. D'après la remarque faite par M. Girardin, que le charbon animal absorbe non-seulement les matières

organiques et les principes putrides des eaux potables , mais que sa faculté absorbante s'exerce aussi sur les sels calcaires eux-mêmes ; ce savant pense qu'on ferait bien de le substituer au charbon végétal dans les *fontaines à filtre*. Mais en admettant l'absorption des sels calcaires comme un fait bien établi , bien certain , il ne faut pas perdre de vue que le charbon animal, dans ces filtres, devrait être souvent renouvelé , autrement il serait bientôt engorgé de matière saline, et cesserait de fonctionner utilement , chaque mètre cube ou chaque kilolitre d'eau , ne contenant pas moins en moyenne de 200 à 250 grammes de sels de chaux.

775. Emploi du noir d'os en peinture et dans la fabrication du cirage pour les chaussures. — Le noir d'os est souvent employé comme couleur ; on le fait même entrer dans la composition de l'encre de chine et de l'encre d'imprimerie. Pour cet usage il doit être bien calciné , du plus beau noir possible , et broyé très-finement. Le noir qu'on vend sous le nom de *noir d'ivoire* , se prépare avec des rognures de cette matière mises au rebut par les tabletiers , mais plus souvent encore avec des os de pieds de mouton.

776. Le noir d'os est enfin la base de la plupart des cirages pour les chaussures, qu'on désigne sous le terme générique de *cirage anglais*. — Ces cirages se préparent généralement avec du charbon d'os d'un noir intense et bien pulvérisé, qu'on traite par l'acide sulfurique, soit pur, soit étendu d'eau ou de vinaigre, et quelquefois mélangé d'acide chlorhydrique. — La réaction est très-vive ; il se dégage beaucoup d'acide carbonique entraînant des vapeurs d'eau et d'acide sulfurique. On abandonne le mélange pendant 10 ou 12 heures, pour attendre que la réaction soit terminée, et l'on ajoute à la matière qui en résulte, du sucre, de la melasse ou du miel, quelquefois même de la gomme ou de la dextrine, et suffisante quantité de bière

ou de vinaigre pour obtenir une pâte qui doit être d'un beau noir, bien fine, bien homogène et un peu consistante. — Quelquefois on étend cette pâte d'une quantité suffisante de bière et de vinaigre pour obtenir un cirage liquide (1). Assez souvent on ajoute au cirage en pâte, de l'huile d'olives, de l'huile de lin, ou d'autres matières grasses destinées à préserver le cuir contre l'action des acides minéraux contenus dans le cirage, et à lui conserver de la souplesse (2). — Quelques fabricants aussi, pour obtenir un cirage d'une plus belle nuance, ajoutent dans sa composition de la noix de galle et du sulfate ferreux, ou bien encore du bleu de Prusse en poudre, ou de l'indigo dissous par l'acide sulfurique. Il en est enfin qui aromatisent le cirage avec des huiles essentielles (3).

(1) Le sucre contenu dans ce cirage subit assez souvent une fermentation qui donne lieu à la production d'une grande quantité d'acide carbonique, et par suite à la rupture des flacons qui le contiennent.

(2) On recommande cependant de délayer l'huile et les autres matières grasses avec le noir et la melasse avant d'ajouter l'acide sulfurique ; sans cette précaution leur mélange ne serait pas bien intime, ce qui donnerait un mauvais résultat dans l'emploi du cirage.

(3) L'emploi si général qu'on fait du cirage anglais nous engage à donner en note quelques-unes des meilleures recettes indiquées pour le préparer.

1°.

Noir d'ivoire.	2	kil.
Melasse de canne	2	
Acide sulfurique à 66°.	0,400	
Noix de galle concassées.	0,120	
Sulfate de fer.	0,120	
Eau.	2	litres.



On procède comme à l'ordinaire, seulement on fait bouillir à part la noix de galle dans suffisante quantité d'eau. Vers la fin de l'opération, on ajoute la décoction ainsi que le sulfate de fer, dissous également à part. — Le sel ferreux et la noix de galle donnent au cirage un ton bleuâtre, analogue à celui que produit la solution d'indigo.

2°.

Noir d'ivoire	3,500	Vinaigre.	1,700
Melasse.	3,500	Gomme.	0,200
Acide sulfurique.	0,450	Huile de lin ou d'olives	0,200
Acide chlorhydrique.	0,450		

777. L'emploi de l'acide sulfurique et de l'acide chlorhydrique a pour but de diviser le carbone du noir d'os, ce qui rend la pâte plus fine et plus homogène. Par la réaction de ces acides,

3^o.

Noir d'ivoire.	0,425	Huile d'olives.. . . .	2 cuillères.
Melasse	0,125	Vinaigre.	3/4 de litre.
Acide sulfurique.	0,032		

Ce cirage, d'une composition économique, est liquide.

4^o.

Noir d'ivoire	0,4064	Acide chlorhydrique.	0,4032
Sucre en poudre.	0,052	Huile essentielle de lavande.	0,032
Gomme arabique.	0,032	Vinaigre	0,096
Acide sulfurique	0,032		

On mêle le noir avec le sucre, la gomme et le vinaigre, puis on ajoute les acides et l'on agite; à la fin de l'opération, on incorpore l'essence de lavande dans la pâte.

5^o Cirage de Jacquand de Lyon.

Noir d'os	0,4750	Gomme arabique.	0,425
Huile d'olives.	1,000	Bleu de Prusse.	0,032
Melasse.	1,000	Laque de bois d'Inde.	0,032
Acide chlorhydrique.	0,250		

Broyez d'abord le noir d'os sur un porphyre, et comme une couleur ordinaire, en ajoutant peu à peu la moitié de l'huile. D'une autre part, broyez très-finement aussi le bleu de Prusse et la laque de bois d'Inde avec un peu d'huile; mélangez le tout dans un mortier, puis ajoutez, en agitant continuellement, le restant de l'huile et la melasse. Triturez longtemps encore, et versez peu à peu l'acide chlorhydrique, puis abandonnez jusqu'à ce que la masse, qui s'est beaucoup échauffée, soit devenue froide. Ajoutez alors la gomme arabique préalablement fondue dans suffisante quantité d'eau.

Ce cirage, qui a une grande réputation, et pour la préparation duquel son auteur a obtenu une médaille de bronze à la dernière exposition, étant peu acide et contenant beaucoup de matière grasse, n'altère pas le cuir. Il est employé par la plupart des régiments de notre armée. Il ne coûte pas, en général, à nos soldats, plus de 6 centimes par mois et par homme.

6^o Cirage de Henri Hunt, fameux fabricant de cirage de Londres.

Noir d'ivoire.	60 livres.	Bière.	12 gallons.
Noir de fumée	7	Acide sulfurique.	20 livres.
Noir de Francfort.	4	Melasse	40
Bleu de Prusse.. . . .	5	Huile de poisson.	6 pintes.
Carbonate de potasse.	1/2	Eau-de-vie.	1
Vinaigre,	12 gallons.	Cire d'abeilles.	2

il se forme du *sulfate de chaux*, du *phosphate acide de chaux* et du *chlorure de calcium*. Le sulfate de chaux donne de la consistance à la pâte; le phosphate acide de chaux et le chlorure de calcium, qui sont des sels déliquescents, servent à entretenir le cuir dans un état de souplesse. — Il est important, dans l'emploi des acides minéraux, de ne pas dépasser la quantité d'acide qui est nécessaire pour décomposer tout le carbonate et tout le phosphate de chaux du noir animal; car, employés en excès (l'acide sulfurique surtout), ils brûleraient certainement le cuir. — Mais, en supposant même qu'on n'en emploie qu'une quantité inférieure à celle nécessaire pour une réaction complète, le cirage n'en est pas moins très acide, par le seul effet de la présence du phosphate acide de chaux. — Peut-être serait-il utile de saturer cet excès d'acide par l'ammoniaque, ce qui probablement n'ôterait rien à la bonté du cirage. C'est peut-être dans cette intention que quelques fabricants ajoutent au cirage une petite quantité de carbonate de potasse. — Quant au sucre, au miel, à la melasse, à la gomme, qu'on fait entrer dans ce cirage, ils ont pour objet de produire le brillant de la chaussure, brillant qui est obtenu par le polissage de la pâte, essentiellement constituée de sulfate de chaux, de charbon et de matière sucrée ou gommeuse.

778. L'inconvénient grave que présente l'emploi des acides minéraux dans la préparation du cirage, a fait songer à en abandonner l'emploi. M. Braconnot, les regardant d'ailleurs comme inutiles, a proposé une composition d'où ils sont exclus, et qui cependant présente, dit le savant chimiste de Nancy, tous les avantages des cirages ordinaires (1). Cependant nous devons faire observer que MM. Jacquand, de Lyon, dont le cirage est si généralement estimé, après s'être efforcés de se passer des

(1) Un bottier ayant remis à M. Braconnot plusieurs échantillons de cirage qu'il regardait comme supérieurs à ceux qu'on fabrique ordinairement, ce chimiste reconnut que les uns et les autres contenaient les mêmes ingrédients, mais dans des proportions différentes. Ils étaient, en effet, composés de noir d'os, d'un excès d'acide phosphorique, et quelquefois même d'acide sulfurique libre, d'huile fixe, d'huile volatile, et d'un extrait qui ne lui parut pas différer de

acides minéraux, ont déclaré que leur emploi était indispensable; — ce qui est d'ailleurs bien certain, c'est qu'on n'emploie généralement que des cirages préparés à l'acide sulfurique ou au mélange de celui-ci avec l'acide chlorhydrique.

779. Comme le noir d'os ne contient qu'un dixième de charbon et qu'il brûle beaucoup plus difficilement que le charbon végétal, il ne saurait être employé comme *combustible* : il est cependant susceptible de *brûler seul*, dans des espèces de fourneaux à reverbère; cette combustion se pratique dans quelques manufactures de produits chimiques, pour obtenir la matière salino-terreuse des os.

*Du charbon de schiste bitumineux
et de quelques autres charbons analogues.*

780. On donne le nom de *schistes bitumineux* à des roches *feuilletées* (1) ou *fissiles*, peu consistantes, fra-

celui de l'orge germée. — D'après cela, il a tenté quelques essais de préparation, et s'est arrêté à la recette suivante qui lui a donné les meilleurs résultats :

Sulfate de chaux (plâtre passé au tamis de soie) ou argile commune très-fine.	1 kil.
Noir de fumée.	0,250
Huile d'olives . (.	0,050
Orge germée ou malt des brasseurs	0,500

On extrait les parties solubles du malt en le faisant infuser dans de l'eau bouillante. On passe et l'on délaie dans la décoction le plâtre et le noir de fumée, puis on fait évaporer dans une bassine jusqu'à ce que la matière soit en consistance pâteuse. Alors on y introduit peu à peu l'huile d'olives, au moyen d'une trituration prolongée, et, si on le juge à propos, une certaine quantité d'une huile essentielle pour l'aromatiser. Ce cirage, dit M. Bracconnot, est, sans contredit, de tous ceux qu'on peut employer, le moins cher, le plus beau et le plus convenable pour le cuir.

(1) Les anciens minéralogistes donnaient le nom générique de *schiste* à toutes les roches d'apparence feuilletée, quelle que fût leur nature. Ce nom a été conservé dans la science, et l'on y ajoute d'ordinaire une qualification qui indique la nature de la substance minérale feuilletée.

giles, d'apparence toujours terne et de couleur *grisâtre* plus ou moins foncée.—Ces schistes ont d'ailleurs pour caractères distinctifs de ne pas se délayer dans l'eau, de *s'enflammer* au feu et de répandre sous l'influence de la chaleur une forte *odeur bitumineuse*.

781. Ces schistes se trouvent particulièrement en couches considérables dans le *terrain carbonifère*, mais on les rencontre aussi dans des terrains beaucoup plus récents. Ils ont évidemment pour origine des dépôts terreux formés par les eaux et plus ou moins durcis par le temps et par la pression des couches supérieures. Leur nature bitumineuse résulte, selon toute probabilité, de la décomposition lente des débris organiques déposés avec les matières terreuses ; aussi présentent-ils fréquemment des empreintes bien conservées de feuilles diverses, de poissons et même d'autres animaux.

782. La matière terreuse du schiste bitumineux est généralement de *l'argile*, c'est-à-dire qu'elle est surtout composée de *silice* et *d'alumine*, mélangées de sulfate de fer et de quelques autres substances en petite quantité. MM. Payen et Julia Fontenelle ont trouvé le schiste de Ménat, composé, après sa dessiccation, de :

Silice.	Sulfate d'alumine et d'ammoniaque.
Alumine.	Sulfate de chaux (traces).
Sulfure de fer.	Sulfate de fer.
Huile bitumineuse.	Matière azotée.

On trouve cependant des schistes bitumineux qui ont pour base terreuse, une marne presque entièrement *calcaire* (schistes marneux).

783. Quand on calcine les schistes bitumineux au contact de l'air, ils conservent généralement leur forme, deviennent très poreux, légers, et prennent une couleur rougeâtre ou seulement rosée, due à une petite quantité

d'oxyde de fer disséminé dans la masse terreuse. — Ainsi privés de matière organique, ils constituent un véritable *tripoli* (1), quand ils sont à base argileuse.

784. Calcinés en vases clos, ces schistes donnent du *gaz d'éclairage* très lumineux et une *huile bitumineuse*, produits dont la proportion relative est non-seulement en rapport avec la richesse en bitume du schiste, mais encore avec la température où s'opère la décomposition (V. *gaz d'éclairage*. — *Bitumes*). Quand l'opération est terminée, quand il ne se dégage plus de produits volatils, on trouve pour résidu un *charbon terre*, d'un noir assez intense. C'est ce produit qu'on a appelé *noir* ou *charbon de schiste* (2).

785. Les dépôts de schistes bituminifères sont très-considérables et se rencontrent dans un grand nombre de pays, particulièrement en Angleterre, en Belgique, en Allemagne, etc. La France en possède de nombreux gisements; les plus connus sont : 1^o celui d'Aulun, qui est essentiellement exploité pour en retirer l'huile de schiste; 2^o celui de Menat (Puy-de-Dôme), qui fournit surtout du noir minéral ou charbon de schiste.

786. Le charbon de schiste de Menat, analysé par MM. Payen et Julia Fontenelle, leur a fourni sur cent parties et en opérant sur un assez grand nombre d'échantillons :

(1) On donne ce nom, dans le commerce, à une argile naturellement calcinée par l'action des feux volcaniques, et qui est employée sous forme pulvérulente pour nettoyer et polir les métaux (V. *alumine*).

(2) On peut obtenir le charbon de schiste par une carbonisation plus économique, analogue à celle du bois *en meules*. Mais ce procédé ne serait préférable que dans le cas où le schiste employé ne donnerait, comme celui de Menat, par la distillation en vase clos, qu'une petite quantité d'huile bitumineuse.

Silice	56 à 60
Alumine.	12 à 15
Carbone.	22 à 25
Soufre et oxyde de fer . .	2 à 3
Sulfate de chaux	traces.

787. SIGNALEMENT ET PROPRIÉTÉS. — Le charbon de schiste, réduit en poudre, se rapproche beaucoup du noir d'os pour son apparence, sa pesanteur et ses propriétés. *Son pouvoir décolorant*, qui est très-prononcé, est cependant *inférieur à celui du charbon d'os*; mais le charbon de schiste dépasse de beaucoup, sous ce rapport, le noir végétal ou charbon de bois. — M. Payen a reconnu en outre qu'il *n'absorbe pas la chaux* comme le charbon animal.

788. USAGES. — 1^o **Comme charbon décolorant:**

M. Bergounhioux, pharmacien à Clermont, ayant reconnu que le schiste de Ménat, carbonisé, possède une action décolorante qui se rapproche de celle du charbon d'os, a proposé de le substituer à celui-ci, dans le raffinage des sucres bruts, par la raison qu'il peut être obtenu à très-bas prix, au moyen d'une exploitation en grand. Mais cette application n'a pas obtenu tout le succès qu'on en espérait d'abord, et même a fini par être abandonnée. On n'a pas tardé à reconnaître, en effet, que l'emploi de ce charbon pour la décoloration des sirops, communiquait au sucre une saveur désagréable, et l'on s'est assuré que ce fâcheux résultat était dû à la présence dans le charbon de schiste, d'une quantité assez abondante de *proto-sulfure de fer*, résultant de la décomposition par le feu des pyrites (bisulfure de fer) naturellement contenues dans les schistes bitumineux. M. Payen a même remarqué, ce qui est bien plus grave encore, que le proto-sulfure de fer du charbon de schiste, *annule quelquefois le pouvoir décolorant*, et

communiqué même dans certains cas aux sirops de sucre, une *nuance brune*, qu'un excès de charbon ne peut enlever et ne fait qu'accroître.

789. USAGES. — 2^o **Comme charbon désinfectant.** — **Charbons analogues appliqués au même emploi.** — **Noir animalisé.** — Mais si l'on a dû abandonner l'usage du charbon de schiste, pour la décoloration des sirops et le raffinage des sucres, on en a fait heureusement une application plus utile encore peut-être, en s'en servant pour *désinfecter directement les matières fécales*, et en former un *engrais très-énergique et sans odeur*, une sorte de poudrette qui se vend sous différents noms, et plus particulièrement sous celui de NOIR ANIMALISÉ. Cette nouvelle et importante application de la propriété absorbante des charbons, est due à M. Salmon; elle a obtenu l'approbation du conseil de salubrité de la Seine, et celle de l'Académie des sciences, qui a décerné un prix de 8,000 fr. (Prix Monthyon), à l'auteur de cette utile découverte.

790. Pour exploiter son procédé, pour obtenir à bas prix un noir désinfectant, M. Salmon s'est servi d'abord d'un *lignite et d'un schiste bitumineux* qu'il avait découverts dans le département de la Charente inférieure; mais cet ingénieux industriel ne s'en est pas tenu là; il a donné bien plus d'extension à son idée, en préparant des charbons désinfectants avec des matières, pour ainsi dire, de nulle valeur, ou dont le prix était insignifiant, leur emploi ne nécessitant pas de frais de transport. C'est ainsi, par exemple, qu'il obtient de bons noirs désinfectants, en calcinant dans des cylindres de fonte la *vase ou boue des fossés, des étangs, des rivières, des marais*, etc., quand elle contient beaucoup de débris organiques, ce qu'on reconnaît à sa couleur noirâtre. La *tourbe*, la *sciure de bois*, le *terreau*, la

tannée, etc., mélangé à des matières terreuses, lui out également fourni de bons charbons pour le même usage. M. Salmon s'est assuré enfin, par un travail en grand, qu'en mêlant une terre argilleuse, avec le *dixième de son poids, d'une matière organique quelconque*, par exemple, du sang, des débris animaux, de la matière fécale, des goudrons, des bitumes, des crasses d'huiles, etc., etc.; on obtient un mélange très-propre à former un bon charbon désinfectant.

791 La désinfection complète de la matière fécale s'opère en un instant et par le simple mélange du charbon préalablement pulvérisé. Pour un *hectolitre de matière liquide*, il faut un *hectolitre de la poudre charbonneuse*. Dès que le mélange est effectué, toute la fétidité disparaît, et l'odorat ne perçoit plus que l'odeur franche de l'ammoniaque pure. — La commission du conseil de salubrité a constaté que la désinfection était complète au bout de deux minutes, en opérant sur deux seaux de matière fécale, et en cinq minutes, en faisant l'expérience sur un tonneau de plusieurs hectolitres. La poudre de MM. Salmon, Payen et compagnie, ajoute le rapporteur de la commission, a une telle puissance désinfectante, qu'elle détruit l'odeur des boyaux putréfiés, aussi facilement que celle des matières fécales. La commission, enfin, a constaté que la désinfection, par le procédé Salmon, n'était pas, comme quelques personnes l'ont prétendu, *momentanée*, mais persistante et durable (1).

792. Par l'emploi de cette poudre charbonneuse, il est possible d'opérer la désinfection dans les fosses d'aisances, et par conséquent de prévenir les inconvénients

(1) Rapport au Conseil de salubrité de la Seine, par MM. Darcet, Huzard fils et Parent-du-Châtelet. — *Annales d'hygiène publique*, t. 10.

qui résultent d'ordinaire de l'extraction des matières fécales. MM. Payen, Salmon et compagnie, pour exploiter le procédé Salmon, ont fait établir d'immenses bassins, dans lesquels ils opèrent le mélange de la poudre désinfectante et de la matière des vidanges. En une heure, et à l'aide de quelques ouvriers, on convertit un nombre considérable de tonneaux de matière fécale en un terreau parfaitement privé de toute odeur fétide. Cette grande manipulation se fait même sans dégagement sensible d'odeur au dehors de l'établissement. Ce n'est pas, du reste, sur le seul produit des vidanges qu'opèrent MM. Payen, Buran et compagnie, mais encore sur *tous les liquides putrides* et sur les excréments qui proviennent de l'écurrissage des chevaux; toutes ces matières mélangées à la poudre charbonneuse, sont promptement désinfectées et converties, comme le liquide des fosses d'aisances, en engrais puissant, énergique, en *noir animalisé*.

§ 3.

3^{me} GROUPE.

CHARBONS NATURELS EMPLOYÉS COMME COMBUSTIBLES.

Anthracite. — Houille. — Lignite — Tourbe.

De l'Anthracite.

793. C'est un charbon analogue à la houille mais plus difficilement combustible. Son nom est formé du mot grec ἄνθραξ (Anthrax) *charbon*.

794. **SYNONYMIE.** — *Charbon de terre incombustible, houille sèche.* — *Anthracolithe* (de Born). *Glantzkohle* (Werner).

795. COMPOSITION. — Le caractère essentiel de composition de l'anhracite, *c'est de ne pas contenir de bitume*, ou du moins de n'en donner à l'analyse que des traces, d'où il résulte *qu'il ne fournit pas ou presque pas de gaz à la distillation*, et ne produit *point de flamme en brûlant*. Généralement il ne contient que deux à trois pour cent de matières terreuses, et forme en brûlant très-peu de cendres; on en trouve cependant des variétés qui laissent après la combustion une quantité beaucoup plus considérable de résidu.

M. Jacquelain, a fait l'analyse de plusieurs espèces d'anhracite et a obtenu les résultats suivants :

PRODUITS de L'ANALYSE.	ANTHRACITE de Swansea (Angleterre).	ANTHRACITE de Sablé (Sarthe).	ANTHRACITE de Vizille (Isère).	ANTHRACITE de P'Isère.
Carbone	90,58	87,22	94,09	94
Hydrogène (1) . .	3,60	2,49	1,85	1,49
Azote	0,29	2,51	2,83	0,58
Oxygène	5,81	1,08	" "	" "
Cendres	1,72	6,90	1,90	4

M. Regnault, qui a soumis à une analyse comparative un grand nombre de combustibles fossiles, est arrivé aux résultats suivants, relativement aux principales espèces d'anhracite :

(1) M. Jacquelain, en calcinant en vases clos ces divers anhracites, a obtenu de l'hydrogène presque pur en quantité notable. Ce résultat tout-à-fait inattendu, s'il était constant dans tous les anhracites, deviendrait, selon l'auteur de cette remarque, un caractère distinctif de cette classe de charbons.

PRODUITS de L'ANALYSE.	ANTHRACITE de Pensylvanie.	ANTHRACITE du pays de Galles.	ANTHRACITE de Mayenne.	ANTHRACITE de Rolduc.	ANTHRACITE de Lamure (Isère).	ANTHRACITE de Macot.
Carbone.	90,43	92,56	91,98	91,45	89,77	71,49
Hydrogène.	2,43	3,53	3,92	4,18	1,67	0,92
Oxygène et azote.	2,43	2,53	3,16	3,12	3,99	1,12
Cendres.	4,67	1,58	0,94	2,25	4,37	26,47
Coake pulvérulent obtenu de 100 anthracite préala- blement desséché à 120°.	84,83	89,72	89,96	86,96	89,5	88,9

796. ÉTAT NATUREL. — L'anthracite paraît avoir une origine végétale comme la houille (V. *Houille*), mais sa formation est généralement plus ancienne. C'est, en effet, dans les *terrains de transition*, terrains inférieurs au terrain houiller, qu'on trouve d'ordinaire ce combustible (1); cependant il n'est pas rare de rencontrer dans des gites de houille, des charbons qui présentent tous les caractères de l'anthracite; mais leur formation, d'après l'opinion des principaux géologues, est le résultat d'un *métamorphisme*, c'est-à-dire d'une modification d'état ou de forme, due au contact d'une roche ignée, dont la haute température aura changé la composition de la houille en volatilisant son bitume. Ce fait intéressant a été signalé par M. Elie de Beaumont, pour les anthracites des régions alpines. Ne sait-on pas d'ailleurs, que les lignites eux-mêmes, charbons bien moins anciens que la houille, passent à l'anthracite, quand ils se trouvent en contact avec les basaltes, roches volcaniques dont l'origine ignée n'est pas douteuse.

(1) L'anthracite est la seule espèce de charbon qu'on rencontre dans les terrains de transition.

797. La France compte plusieurs exploitations d'an­thracite; les deux plus importantes sont celles de Sablé, sur les bords de la Mayenne, et celle de Lamure, dans le département de l'Isère, dont les couches de charbon ont jusqu'à dix mètres de puissance; on en trouve aussi dans la Savoie, le Valais, la Saxe, la Bohême, les Pyrénées, l'Espagne, etc. On en extrait de très grandes quantités dans le pays de Galles, en Angleterre, et surtout aux États-Unis, dans l'état de Pensylvanie, qui renferme trois gîtes puissants de ce combustible.

798. SIGNALEMENT PHYSIQUE. — Charbon analogue à la houille, mais *moins noir et beaucoup plus brillant*. Sa nuance est grisâtre ou bleuâtre et présente souvent des reflets irisés; son éclat est métallique ou métalloïde, mais moins cependant que celui de la plombagine dont il se rapproche un peu. Il est opaque, plus dur que la houille, mais cependant friable et susceptible, d'après la remarque d'Hauy, d'être divisé mécaniquement, comme ce dernier charbon, en fragments qui se rapprochent d'un *prisme droit rhomboïdal*, ou d'un *prisme hexaèdre régulier*. L'an­thracite tache les doigts, et quand on le frotte sur le papier, il laisse un trait noir mat, ce qui le distingue du graphite, dont il n'a pas d'ailleurs le toucher gras et onctueux. Sa pesanteur spécifique est généralement supérieure à celle de la houille dans le rapport de 9 à 7; elle varie de 1,5 à 1,8.

799. L'an­thracite présente des variétés : sa texture est *schisteuse*, ou *chonchoïde*, ou *fibreuse*, etc.

800. PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES ET CHIMIQUES. — Par le frottement, l'an­thracite acquiert l'*électricité résineuse*. — C'est un conducteur du calorique, meilleur que la houille, propriété qui est un inconvénient pour son emploi comme combustible.

801. Exposé à l'action du feu, l'an­thracite se

pénètre rapidement de calorique et se *brise en fragments* plus ou moins petits, au lieu de se ramollir et de se boursouffler comme la houille grasse (1). *Il s'allume avec difficulté*, ne produit en brûlant *ni flamme ni fumée, ne répand pas d'odeur et ne donne rien ou presque rien à la distillation*, caractères qui le distinguent essentiellement de la houille. Sa combustion, pour devenir active, exige un courant d'air énergique, et une concentration de température déjà fort élevée au foyer. Généralement elle est plus lente que celle de la houille, du coake et du charbon de bois; quand ce charbon cependant est arrivé à son maximum de combustion, il est susceptible de produire une chaleur intense. Son pouvoir calorifique, en effet, est à poids égal, *supérieur* à celui de la meilleure houille, dans la proportion de 12 à 9; il est à-peu-près le même que celui du coake de première qualité.

802. **Embrassement spontané de l'anhracite.** — Quoique difficilement inflammable, ce combustible, réuni en grandes masses, est susceptible comme la houille et d'autres charbons, de prendre feu spontanément, sous la seule influence de l'air atmosphérique. M. Michel Chevalier rapporte à cet égard le fait suivant qui eut une conséquence très-heureuse, car il prouva, ce dont on doutait encore alors, que l'anhracite peut brûler activement et servir de combustible: — Un tas d'anhracite gisait abandonné sur les bords du Schuylkill (États-Unis). Une nuit, le propriétaire d'une maison attenante fut réveillé en sursaut par une grande lueur accompagnée de décrépitement: c'était le mouceau

(1) Cette friabilité par l'effet de la chaleur est un obstacle assez gênant pour son emploi comme combustible, en ce qu'elle amène quelque difficulté à la circulation de l'air au milieu de la masse de charbon.

d'anthracite qui avait pris feu et qui flambait (1).

803. La combustion spontanée de l'anthracite, s'explique comme celle de la houille, par la présence dans ces combustibles d'une assez grande quantité de *bisulfure de fer*. Ce sulfure se décompose sous l'influence de l'air humide, en produisant de la chaleur, qui se concentre, et augmente peu-à-peu d'intensité, quand ces combustibles sont réunis en grandes masses.

804. USAGES. — Longtemps on a cru que l'anthracite était comme le graphite, un charbon dont la combustion est sinon impossible, du moins trop difficile pour qu'il puisse servir de combustible. On n'en faisait donc aucun usage, et son exploitation était partout négligée, ou abandonnée, après quelques tentatives tout-à-fait infructueuses pour en tirer parti. — Depuis quelques années seulement, l'expérience a démontré que ce combustible convenablement employé, pouvait servir aux mêmes usages que la houille.

805. Dans l'état de Pensylvanie (États-Unis), qui renferme trois gîtes puissants d'anthracite, dit M. Michel Chevalier (2), on n'est parvenu qu'à la longue à brûler l'anthracite sur des grilles, en petite quantité, pour les usages domestiques, et même à en tirer un parti quelconque. Ce fut la guerre qui, faisant sentir aux manufacturiers l'aiguillon de la nécessité, donna naissance à la pensée d'utiliser les gîtes d'anthracite pour la consommation des fabriques de la Pensylvanie; car alors on ne soupçonnait même pas qu'il pût jouer un rôle dans le chauffage des maisons. — De 1812 à 1815, les escadres anglaises bloquaient étroitement les ports de l'Union. Installées audacieusement dans les baies de la Chesapeake et de la Delaware, elles commandaient de là les principaux passages. Les manufactures indigènes, accoutumées à s'approvisionner, par la voie

(1) Michel Chevalier, Mémoire inséré dans les journaux d'architecture.

(2) Mémoire cité.

maritime, des houilles de l'Angleterre, de la Virginie et de la Nouvelle-Écosse, étaient dans un embarras extrême. On songea donc au combustible minéral que la nature avait placé en masse aux sources du Schuylkill. On en fit venir à grands frais, en charrettes, par de mauvais chemins, jusqu'à Philadelphie, et on en chargea les fourneaux et les chauffés des chaudières, mais sans le moindre succès; l'antracite se montra rebelle à tous les efforts. On varia les essais, mais toujours inutilement; et l'un des principaux manufacturiers de Philadelphie, M. J. P. Wetherill, me montrait, en 1815, la place où vingt ans auparavant, désespérant de réussir, il avait fait creuser un trou en terre pour y enfouir ce charbon, regardé dès-lors comme incombustible, et rebuté comme un jeu décevant de la nature. — Ce ne fut qu'après l'incendie spontané mentionné ci-dessus, qu'ayant renouvelé ces essais, on obtint un résultat plus heureux. Actuellement, ajoute M. Michel Chevalier, l'antracite est employé à peu près à tous les usages possibles, domestiques et industriels.

Aussi la consommation de ce combustible, aux États-Unis, a-t-elle augmenté considérablement d'année en année, comme le prouvent les faits suivants : En 1820, l'exploitation des mines de l'état de Pensylvanie n'avait produit que 371 tonnes d'antracite; en 1830, la production était déjà à 177,530 tonnes; en 1839, elle s'est élevée à 798,122.

806. En France, l'application de ce charbon aux besoins domestiques et aux travaux de l'industrie, ne remonte, comme aux États-Unis, qu'à un petit nombre d'années. Longtemps, par exemple, on a dédaigné, dans le département de l'Isère, les couches si riches d'antracite de La Motte et de La Mure. Ce n'est que depuis trente ou quarante années qu'on a commencé à s'en servir pour le chauffage des habitations, pour la cuisson de la chaux et des briques, et pour d'autres usages industriels. Aujourd'hui, la consommation de ce combustible est générale à Grenoble et dans tout le département, où il remplace la houille et le charbon de bois dans la presque généralité de leurs usages. Aussi son extraction est-elle actuellement très-active. — En 1814, les exploitations de l'Isère n'avaient fourni que 4,776

tonnes d'anhracite; en 1838, la production de ce combustible s'y est élevée à 23,070 tonnes.

807. Dans les autres exploitations de la France, l'extraction de l'anhracite a suivi une progression également très-marquée, et dans quelques-unes même cette progression a dépassé de beaucoup celle observée dans le département de l'Isère. — Ainsi, en 1814, la totalité de la production d'anhracite pour toute la France n'allait pas au-delà de 5,770 tonnes, tandis qu'en 1838, cette production ne s'est pas élevée à moins de 67,469 tonnes (1).

808. Et cependant cette production est destinée à s'accroître dans une proportion bien plus rapide et plus considérable encore par suite de l'heureuse application qu'on a récemment faite de ce combustible à de nouveaux usages, et particulièrement à la réduction du fer dans les hauts-fourneaux.

809. L'emploi de l'anhracite dans les hauts-fourneaux avait été tenté à Vizille (Isère) il y a une quinzaine d'années, mais avec un succès incomplet. M. Crane, maître de forges dans le pays de Galles, a été plus heureux : il a parfaitement réussi à employer ce combustible pour le traitement des minerais de fer de toute espèce. Suivant cet habile industriel, quand on emploie l'anhracite à *l'air froid*, il nécessite une préparation que l'on modifie en raison de la proportion du minerai et des fondants ; en opérant à *l'air chaud*, on peut, au contraire, employer ce charbon tel qu'il sort de la mine. Avec une tonne et demie d'anhracite, l'air étant chauffé à 315°, M. Crane obtient une tonne de fonte de qualité égale à celle fabriquée au charbon de bois. Pour avoir la même quantité de ce métal, il fallait auparavant 4 à 5 tonnes de houille. — L'exemple de M. Crane a été suivi par la plupart des maîtres de forges anglais ; aussi les exploitations d'anhracite du pays de Galles ont-elles considérablement augmenté d'activité et de valeur depuis ce temps. — La même application a été faite, et avec le même succès, dans l'état de Pensylvanie, par MM. Guiteau et Baughman, maîtres de forges à Mauch-Chunk.

(1) Voyez les Tableaux officiels de l'Administration des mines.

810. On a tenté aussi avec succès, en Amérique, de substituer ce charbon à la houille, pour le *chauffage des machines dans les bateaux à vapeur*. Cet essai a été fait sur un bâtiment nommé, pour cette raison, *l'Anthracite*. — Indépendamment de son pouvoir calorifique, supérieur à celui de la houille, l'anthracite a présenté encore quelques avantages, particulièrement celui de ne produire ni fumée, ni autres effluves désagréables pour les passagers.

811. Tout récemment enfin, M. E. O. Manby, ingénieur, à Swansea, a eu l'idée d'appliquer ce charbon à la *production du gaz d'éclairage*. Pour cela, il dirige de la vapeur d'eau sur ce charbon élevé à la température rouge. Il obtient ainsi un gaz qu'il dit très-éclairant et sans odeur. Quand l'opération a été bien conduite, il ne reste pas de résidu charbonneux, dans les cornues où s'opère la décomposition de l'eau.

812. De ce fait intéressant on peut tirer la conséquence, qu'il est possible, quand on en a besoin, d'obtenir de la flamme dans le chauffage à l'anthracite. Il ne faut pour cela que faire arriver de la vapeur d'eau au milieu du foyer, quand le charbon est en pleine combustion. Mais on a remarqué que souvent, dans ce cas, la flamme est principalement produite par la combustion de *l'oxyde de carbone*, qui brûle à une basse température, et que l'hydrogène carboné exigeant une température rouge pour s'enflammer, s'échappe en partie sans brûler, et par conséquent avec une perte notable de puissance calorifique. On peut, du reste, remédier à ce grave inconvénient, en déterminant au foyer une très-haute température, par le moyen d'un fort courant d'air, et surtout d'air chaud.

De la Houille.

813. La houille, qui est de tous les charbons minéraux le plus abondant et le plus utile, se rapproche beaucoup de l'anthracite par la nature de son gisement et par ses caractères physiques; mais elle s'en distingue cependant avec facilité à sa *nuance plus noire*, à son *éclat moins brillant, moins métalloïde*, et surtout à sa

propriété de brûler avec flamme et en répandant une odeur bitumineuse, *sui generis*.

814. HISTORIQUE. — On croit généralement que l'emploi de la houille et des autres charbons fossiles était inconnu des anciens, et c'est une erreur, car plusieurs écrivains de l'antiquité ont parlé des charbons de terre et de leurs usages. Théophrate, par exemple, qui vivait 315 ans avant notre ère, dit, dans son Traité des pierres (περὶ λίθων), que ces charbons sont employés comme le charbon de bois ordinaire, et que les forgerons et les fondeurs de métaux en font une consommation très-grande.

815. ÉTYMOLOGIE ET SYNONYMIE. — On fait dériver le nom de *houille* du mot saxon *hulla*. — Plus vulgairement on nomme ce combustible *charbon de pierre*, *charbon de terre*, *charbon minéral* ou *fossile*, noms qui peuvent s'appliquer aussi bien à l'anhracite et aux lignites qu'à la houille.

816. COMPOSITION. — Les houilles peuvent être considérées comme essentiellement composées de *charbon*, de *bitume* et de *matières terreuses*. Celles de première qualité donnent en moyenne les proportions suivantes :
Charbon, 60 à 70. — Bitume, 30 à 40. — Résidu terreux, 3 à 5.

Mais ces proportions varient beaucoup, surtout dans les houilles de qualité inférieure. — La quantité de bitume particulièrement y est quelquefois très-faible; il est même des houilles qui en manquent presque tout-à-fait, et qui se confondent ainsi avec l'anhracite. — Quant à celle des matières terreuses, elle est, pour la généralité des houilles, considérées en masses et dans l'état où elles sont employées, beaucoup plus considérable: elle s'élève même, dans certaines variétés, à 40 et à 50 p. 100.

817. La *proportion du bitume* dans les houilles per-

met de les distinguer en deux espèces principales qui sont bien distinctes : 1^o la *houille grasse*, caractérisée par sa grande richesse en bitume; 2^o la *houille sèche* ou la *houille maigre*, qui est très-peu bitumineuse. — On connaît aussi une *houille compacte*, qui se rapproche de la houille grasse par sa nature bitumineuse. Cette espèce, qui se trouve surtout en Angleterre, y est appelée *cannel-coal* ou *candel-coal* (*charbon - chandelle*), parce qu'elle produit beaucoup de gaz et brûle avec une belle flamme blanche.

818. La composition des houilles, relativement aux quantités de charbon, de cendres et de matières volatiles qu'elles fournissent dans la décomposition par le feu, étant très-importante à connaître, au point de vue de l'utilité pratique, nous reproduisons le tableau suivant, dans lequel on a comparé, sous ce rapport, les principales houilles de la France et de l'étranger.

LIEUX D'ORIGINE.	CHARBON.	CENDRES.	MATIÈRES volatiles
	Sur 1,000 parties.		
Houilles grasses.			
Anzin (Nord)	715	35	250
Le Creuzot (Saône-et-Loire)	654	34	312
Décise (Nièvre)	611	89	300
Rive-de-Gier (Loire)	665	20	315
Bourg-Lastic (Puy-de-Dôme)	774	53	171
New-Castle (Angleterre)	760	54	186
Mons, { mines de Dour	715	52	255
{ mines de Gade	510	50	440
Wigan, Angleterre (candel-coal)	524	34	440
Houilles sèches.			
Bourg-Lastic (Puy-de-Dôme)	780	55	165
Fresnes, près de Valenciennes	863	43	94
Lardin, près de Souillac (Dordogne)	608	62	550
Blanzay, près le Creuzot (Saône-et-Loire)	545	61	396
Salins (Jura)	800	130	570
Durham (Angleterre)	820	50	130
Mons, variété dite <i>anthracite</i>	850	25	127
Oviédo (Asturies)	805	80	417
Ombrowa (Haute-Silésie)	510	40	450

819. *Analyse élémentaire des houilles.* — Thomson, puis Karsten, se sont occupés de déterminer les quantités de carbone, d'hydrogène, d'oxygène et d'azote contenues dans un certain nombre de variétés de houille. Leurs évaluations, selon M. Regnault, qui s'est occupé plus tard d'un semblable travail, manquent d'exactitude, ce qui tient à l'imperfection des moyens d'analyse dont ils se sont servis. Nous nous bornerons à rapporter les résultats obtenus avec des moyens plus parfaits par ce dernier savant, dont l'exactitude est d'ailleurs si généralement et si justement appréciée.

Tableau de la composition élémentaire de plusieurs variétés de houille, par M. Regnault (1).

DÉSIGNATION des houilles.	LIEUX D'ORIGINE.	DENSITÉ.	NATURE du Coake.	POIDS du coake.	COMPOSITION ÉLÉMENTAIRE.			CENDRES.
					Car- bone.	Hydro- gène.	Oxy- gène et Azote.	
Houilles gras- ses et dures.	Alais (Rochebelle). . .	1,522	boursoufflé.	76,29	89,27	4,85	4,47	1,41
	Rive-de-Gier (P. Henry).	1,515	<i>dito.</i>	75,54	87,85	4,90	4,29	2,96
Houilles gras- ses maré- chaies. . .	Rive-de-Gier. 1	1,298	très-boursoufflé.	66,72	87,45	5,14	5,65	1,78
	(Grand' Croix). 2	1,502	<i>dito.</i>	68,56	87,79	4,86	5,91	1,44
	Newcastle (Richardson).	1,280	<i>dito.</i>	» »	87,95	5,24	5,41	1,40
	Fleury de Mous. 1	1,276	boursoufflé.	» »	84,67	5,29	7,94	2,10
	— 2	1,292	<i>dito.</i>	» »	85,87	5,42	7,05	5,68
	Cimetière. 1	1,288	<i>dito.</i>	67,35	82,04	5,27	9,12	5,57
Houilles gras- ses à longues flammes. . .	Rive-de- Gier... {	1,294	<i>dito.</i>	66,11	84,85	5,61	6,57	2,99
	Couzon. 1	1,298	<i>dito.</i>	61,88	82,58	5,59	9,11	2,72
	— 2	1,511	<i>dito.</i>	60,28	81,71	4,99	7,98	5,52
	Lavaysse.	1,284	<i>dito.</i>	52,77	82,12	5,27	7,48	5,13
	Lancashire (cannel-coal)	1,517	<i>dito.</i>	55,55	85,75	5,66	8,04	2,55
	Epinac	1,555	<i>dito.</i>	59,97	81,12	5,10	11,25	2,55
	Commentry	1,519	<i>dito.</i>	65,16	82,72	5,29	11,75	0,24
Houill. sèches à long. flam.	Blanzay	1,562	frilté.	54,72	76,48	5,25	16,01	2,28
Houilles des terrains se- condaires. .	Oberkirchen.	1,279	très boursoufflé.	77,08	89,50	4,85	4,67	1,00
	Céral	1,294	frilté.	55,3	75,58	4,74	9,02	1,86
	Noroy.	1,410	pulvérent.	51,2	65,28	4,55	13,17	19,20

(1) Les houilles, préalablement à l'analyse, avaient été desséchées à la tempé-

820. **Matières étrangères contenues dans les houilles.**
Composition de leurs cendres. — Toutes les houilles, même les plus pures, contiennent, comme on vient de le voir, des *matières inorganiques* en proportions variables. Celles dont la structure est bien homogène n'en renferment généralement que de 2 à 5 pour 100. Mais indépendamment de ces matières qui sont répandues dans leur substance, elles en contiennent souvent à l'état de *mélange* plus ou moins grossier, visible à l'œil, qui peuvent s'élever jusqu'à 50 pour 100 et même au-delà, particulièrement dans les houilles schisteuses. — Les matières minérales qu'on y rencontre le plus ordinairement sont la *pyrite martiale* (*bisulfure de fer*), le *gypse* (*sulfate de chaux* (1)), le *quartz* (*acide silicique*), l'*argile* (*mélange de silice et d'alumine*), le *micu* et le *carbonate de chaux*; celles dont la présence y est plus rare sont particulièrement le *carbonate de fer*, la *blende* (*sulfure de zinc*), la *galène* (*sulfure de plomb*), le *sulfate de baryte*, la *dolomie* (*carbonate de chaux et carbonate de magnésie*), etc.

821. De toutes ces substances minérales étrangères au charbon, *la plus commune*, celle qu'on rencontre sans exception dans les houilles comme dans les anthracites, est le *bisulfure de fer*, qui forme de nombreuses plaques jaunes brillantes, et quelquefois des cristaux et des veines cristallines. Pendant la combustion du charbon, ce sulfure se transforme en *péroxyde de fer* qui

rature de 120°. — Les pertes ont varié de 1,36 à 1,60. — La quantité d'azote est généralement très-faible dans les houilles comme dans les anthracites et autres combustibles fossiles; elle varie de 1,5 à 2.

(1) Toutes les espèces de houille, dit Lampadius (et j'ai eu l'occasion d'en examiner plus de 30 variétés), donnent du *sulfate de chaux* à l'incinération. C'est la présence du gypse et de la chaux dans les cendres de houille qui détermine leur *scorification* (demi-vitrification donnant lieu à la production du *machefer*) dans les foyers où la combustion est très-active.

reste dans les cendres, et en *acide sulfureux*, qui se dégage et donne lieu à l'odeur sulfureuse, plus ou moins forte, qui accompagne toujours la combustion du charbon de terre. C'est ce même sulfure qui détermine la formation de *l'acide sulfhydrique* et du *sulfure de carbone*, dans la préparation du gaz d'éclairage.

822. Toutes les matières minérales contenues dans la houille restent pour résidu et constituent les *cendres*, après la combustion complète de ce charbon. — Quelques-unes s'y rencontrent indécomposées; d'autres, au contraire, ont subi, sous l'influence de la chaleur, une décomposition chimique d'où sont résultés de nouveaux produits. Voici, dans l'ordre de leur fréquence et de leur plus grande proportion, les matières que l'analyse rencontre dans les cendres de houille :

Silice,
Alumine,
Chaux ou carbonate de chaux,
Sulfate de chaux,
Oxyde et quelquefois sous-sulfate de fer,
Sulfate d'alumine,
Magnésie ou carbonate de magnésie,
Oxyde de manganèse (traces).

823. Un fait remarquable à signaler relativement à la composition des cendres de houille, c'est qu'on n'y trouve pas de trace des *alcalis* (*carbonate de potasse ou de soude*) que contiennent les cendres des végétaux. Karsten dit y avoir vainement cherché des *iodures*, des *chlorures*, de *l'oxyde de chrome* et des *phosphates*. Lampadius assure cependant qu'on y rencontre *quelquefois du phosphate de chaux*.

824. Les houilles, dans l'usage ordinaire, donnent un résidu beaucoup plus abondant que le poids total des matières inorganiques formant la base des cendres,

parce qu'il s'y trouve un grand nombre de petits fragments de *coake non consumés*. Dans la combustion des houilles en grandes masses, on trouve, selon M. Dumas, que le résidu varie de 15 à 20 pour 100. — D'après le tableau suivant, donné par M. Pécelet, et qui renferme des résultats obtenus à la fabrique de tabac de Paris, en opérant sur plus de 600 kil. de houille, la quantité de ce résidu serait cependant beaucoup moindre.

Quantités de cendres, scories et parcelles de coake, produites par différentes houilles à l'état de gaillettes (1).

Houille dite ancien Anzin.	0,079
Houille de Newcastle (collante). ,	0,071
Houille de Denain (collante)	0,082
Houille dite nouvel Anzin (collante). . . , . . .	0,057
Houille de Décise (collante)	0,101
Houille des veines de Mathon et du Buisson. . .	0,095
Houille dite flenu, première qualité.	0,095

825. ÉTAT NATUREL. — **Disposition de la houille dans le sol.** — La houille constitue des dépôts considérables qui se sont formés dans un grand nombre de localités, parfaitement distinctes et circonscrites, qu'on appelle *bassins houillers*. Le plus ordinairement elle se trouve en couches d'une *puissance* ou épaisseur qui varie depuis 10 ou 15 centimètres jusqu'à 10,15 mètres et même au-delà. Ces couches, qui souvent sont nombreuses et superposées les unes aux autres dans un même bassin, se trouvent toujours accompagnées, de même que celles de l'anthracite, d'argiles non délaya-

(1) On distingue les charbons provenant d'une même exploitation, d'après le volume de leurs fragments, en *gros charbon* ou *pérat*, en *gaillette* ou *grêle* (houille en fragments de moyenne grosseur), et en *menu*. — Le pérat se vend, à Saint-Étienne, 2 fr. les 100 kil. ; la grêle ou gaillette, 1 fr, 25 c. ; le menu ne vaut que 25 à 50 centimes.

bles, mais délitables à l'air, feuilletées, grisâtres, contenant des rognons de fer carbonaté lithoïde, offrant de nombreuses empreintes végétales (*schistes houillers*, — *schistes bitumineux*), et de grès quartzeux et feldspathiques d'un gris bleuâtre, parsemés de paillettes de mica, maculés d'empreintes foliacées noirâtres et charbonneuses (*grès houiller*, *grès à anthracite*). Ces roches, dans lesquelles prédominent les grès, alternent avec la houille, et ont évidemment pour origine les fragments grossiers et les débris terreux enlevés par les eaux aux roches primitives et de transition préexistantes, puis déposées par elles, ainsi que les matières organiques qui devaient constituer le charbon, en raison de leur plus ou moins grande pesanteur. C'est à cette identité de formation que les terrains houillers doivent un aspect, un *facies* uniforme qui les fait facilement reconnaître, qui annonce et signale en eux la présence du charbon, aussi bien au mineur ignorant qu'à l'habile ingénieur et au plus savant géologue.

826. **Origine et formation de la houille. Terrains houillers** — Les houilles, en effet, ont pour origine évidente des dépôts considérables de végétaux, sans doute plus ou moins mélangés de matières animales, qui ont été recouverts de débris sableux ou argileux, puis ont formé, en se décomposant lentement, des couches compactes, d'apparence homogène, sous l'influence d'une pression considérable, et probablement aussi, comme tout l'annonce, d'une température fort supérieure à la température actuelle des roches qui composent l'écorce terrestre.

827. Cette origine de la houille paraît démontrée en effet par la richesse naturelle des végétaux en carbone, par la formation du bitume, qui est toujours un des produits de leur décomposition naturelle, et surtout par la présence dans les schistes et les grès qui les ac-

compagnent de nombreuses empreintes de végétaux de la nature des palmiers, des calamites, des fougères et des prêles arborescentes, puissante végétation analogue à celle des régions équatoriales, et dont la nature et l'exubérance concordent parfaitement avec cette opinion générale des géologues, que l'accroissement des végétaux qui ont été transformés en charbons (1), fut énergiquement favorisée, par la température élevée de la terre et par son atmosphère humide, surchargée d'acide carbonique. Ne sait-on pas, d'après le beau travail de M. Adolphe Brongniart sur ces végétaux fossiles, qu'on en a reconnu, dans le terrain houiller, plus de 300 espèces dont les 5/6 appartiennent aux fougères, aux calamites et aux familles voisines de ces cryptogames vasculaires (1).

828. On objecte, il est vrai, à cette opinion, que la houille elle-même, la houille pure est d'une structure parfaitement *homogène*, qui ne rappelle nullement le tissu des bois et des plantes, et qui ne *présente pas d'empreintes végétales*. Mais cela ne devait-il pas être ainsi, puisque la substance de ce charbon est le produit, le résultat de leur décomposition complète. Les végétaux, en effet, n'ont pu laisser une empreinte, une image de leur forme que lorsqu'ils étaient *moulés par une pâte terreuse indécomposable*, semblable enfin à celle qui a constitué les schistes houillers. — C'est ainsi, dit très-ingéniusement M. Burat, que les feuilletés des schistes sont réellement les pages sur lesquelles est

(1) Tout ce qui vient d'être dit de la formation de la houille s'applique à celle de l'antracite dont les couches sont accompagnées de grès et de schistes à empreintes végétales. — M. Adolphe Brongniart a pu distinguer 22 espèces différentes de plantes dans le grès à anthracite de la Savoie et du Dauphiné, et deux seulement sont étrangères au terrain houiller; on peut en conclure qu'il n'y a pas de différence entre le terrain houiller et les grès à anthracite de l'Isère. (V. *Compte-rendu de la réunion à Grenoble, de la Soc. géologique de France.*)

inscrite l'histoire de la végétation de cette époque (1).

829. La formation des houilles qui est postérieure à celle des véritables anthracites, remonte à des époques infiniment plus reculées que celle des lignites. Les houilles se trouvent généralement dans le *terrain carbonifère*, qui est situé à la *partie inférieure des terrains secondaires et au-dessus des terrains de transition*. On en rencontre cependant aussi dans les *marnes irisées* et dans la *formation du lias* (2).

(1) *Géologie appliquée*, p. 60.

(2) La croûte terrestre est formée, le plus généralement, par *une série de couches déposées par les eaux* sur des roches d'origine ignée, appelées *granites anciens* ou *terrains primitifs*. Les roches de dépôt, ou *roches sédimentaires*, sont donc constituées par une succession de couches d'autant plus anciennes qu'elles sont plus éloignées de la surface et plus rapprochées des granites. — Comme nous aurons souvent à indiquer les terrains où se trouvent les matières minérales d'où l'on extrait des substances chimiques, nous croyons nécessaire de donner, d'après MM. Élie de Beaumont et Dufrenoy, le tableau suivant, où se trouve indiquée la situation des roches sédimentaires, à partir de la surface terrestre jusqu'aux granites anciens.

Terrains sédimentaires.

1 ^o Formation alluviale..	{	Alluvions et tourbes. Diluvium alpin.
2 ^o Terrains tertiaires.	{	Supérieurs. { Alluvions anciennes de la Bresse. Falhuns.
		Moyens. . { Meulières. Grès de Fontainebleau. Gypse.
		Inférieurs. { Calcaire grossier. Argile plastique. Craie blanche et craie marneuse. Craie glauconienne, grès vert. Terrain néocomien.
3 ^o Terrains secondaires.	{	Terrain crétacé. { Etage oolitique supérieur. Etage oolitique moyen. Etage oolitique inférieur. Calcaire à gryphées arquées. Grès du lias, arkoses.
		Terrain jurassique. { Marnes irisées. Muschelkalk. Grès bigarré (nouveau grès rouge des Anglais). Grès des Vosges.
		Terrain pénién. { Zechstein (calcaire magnésifère). Grès rouge (Rothe todte liegende). Terrain houiller. Terrain carbonifère. { Calcaire carbonifère.

830. Bassins houillers. Exploitations houillères. — Le pays le plus riche en dépôts de houille et en exploita-

	}	Terrains de transition supérieurs.
		— — — — — moyens.
		— — — — — inférieurs.
4 ^o Terrain de transition	}	Calcaires sans fossiles.
		Schiste argileux.
		Micaschistes.
		Stéaschistes.
		Gneiss.
		<i>Granites anciens.</i>

Terrains d'origine ignée.

Pendant que s'effectuaient les dépôts qui ont formé les roches sédimentaires, la masse centrale du globe, en état d'ignition, ne cessait pas (et n'a pas cessé encore) d'envoyer à sa surface, des matières éruptives qui soulevaient ces roches sédimentaires, leur communiquaient ainsi des inclinaisons très variées, et les perforaient souvent pour se répandre à leur surface. Cette matière ignée, en réagissant sur les roches sédimentaires, prenait des caractères différents, d'où sont résultés, à partir du centre vers la circonférence : 1^o les *granites de formation récente* ; 2^o les *porphyres* ; 3^o enfin le *terrain volcanique*. — Voici quelle est la disposition des terrains d'origine ignée, en allant, au contraire, de la surface vers le centre, c'est-à-dire des plus récents aux plus anciens.

1 ^o Terrain volcanique formé à partir et en remontant de l'époque actuelle jusques et y compris la période tertiaire...	}	Volcans brûlants.
		Volcans éteints à cratères.
		Laves bulleuses.
		Basaltes avec cônes à cratères.
		Phonolithes.
		Trachytes.
		Porphyres trachytiques.
		Eurites.
		Yénites, fer oxydé.
		Amphiboles cuprifères.
2 ^o Terrain porphyrique (période métallifère) contemporain des terrains secondaires.	}	Serpentines.
		Ophites des Pyrénées.
		Euphotides des Alpes.
		Trapps.
		Mélaphyres.
		Diorites.
3 ^o Terrain granitique contemporain des terrains de transition	}	Porphyres rouges.
		Porphyres quartzifères.
		Granites feldspathiques.
		Syérites.
		Protogynes.
	Granites quartzeux.	
		<i>Granites anciens.</i>

Pour avoir des détails plus circonstanciés et plus complets sur la constitution de la croûte terrestre, on peut consulter l'excellent ouvrage de M. Burat, *Géologie appliquée*, p. 9 à 20.

tions houillères est l'Angleterre; elle ne possède pas moins de 1,570,000 hectares de terrain houiller. Après les îles britanniques vient la France, qui en compte 280,000 hectares, comprenant principalement les bassins de la Grand'Combe (Gard), de Blanzy, du Creusot et d'Épinal (Saône-et-Loire), ceux de Rive-de-Gier et de Saint-Etienne (Loire), et le bassin du Nord, où se trouvent les exploitations d'Anzin, de Denain, etc. — La Belgique, qui vient immédiatement après la France, est riche de 170,000 hectares de ce terrain. — L'Allemagne possède aussi des gîtes de houille, dont le principal est le bassin de Sarrebruk, en Prusse. — L'Espagne, le Portugal, l'Italie, la Suède sont peu favorisés sous ce rapport; la Russie et la Norvège le sont moins encore. Hors de l'Europe, la houille est exploitée aux États-Unis, dans la Sibérie, à la Chine, au Japon, à la Nouvelle-Hollande, etc.

D'après ce qui précède, c'est dans la partie occidentale de l'Europe que se trouvent concentrées les principales exploitations de houille, comme le prouve d'ailleurs le tableau suivant de la production houillère en l'année 1840 :

	Quintaux métriques.
Îles britanniques	260 millions.
Belgique	34
France	32
Prusse	12
Silésie	3
Pensylvanie	4 (1)

831. SIGNALEMENT ET PROPRIÉTÉS. — **Caractères généraux aux diverses espèces de houille.** — Charbon peu dur, friable, en masses amorphes, mais dont les fragments

(1) Burat, *Geol appl.*, 54.

se rapprochent généralement de la *forme rhomboïdale* ; d'un *noir foncé* et plus ou moins brillant ; d'un aspect quelquefois *irisé* de très-vives couleurs ; inodore, même après le frottement, et sans saveur.

La densité des houilles varie de 1,20 à 1,40, et même, dit-on, de 1,16 à 1,60.

832. **Calorique.** — Soumise à l'action de la chaleur sans le contact de l'air, la houille commence à se décomposer à 350°, en donnant avec des quantités variables de *gaz d'éclairage*, du *goudron*, de l'*eau ammoniacale*, etc., et du *coke* pour résidu (V. *gaz d'éclairage*).

833. Chauffées au contact de l'air, les houilles prennent feu assez facilement, et brûlent avec une *flamme fuligineuse* et une odeur caractéristique plus ou moins prononcées, suivant leur richesse en bitume, ce qui les distingue facilement de l'antracite ; cependant il faut remarquer que, dans la série des houilles, il en est de si peu bitumineuses, qu'elles peuvent être confondues avec ce dernier charbon ; ce qui a fait dire que les houilles, considérées d'une manière générale dans toutes leurs variétés, passaient insensiblement à l'antracite.

834. **Puissance calorifique.** — En comparant les résultats donnés par des expériences faites en grand, avec ceux qui sont indiqués par la composition chimique des houilles, M. Pécelet a trouvé très-peu de différence entre les uns et les autres. — Par le calcul, il a obtenu en moyenne le chiffre de 7,600 (calories.), correspondant à une houille qui renfermerait 83,75 de carbone et 4,54 d'hydrogène en excès, nombre qui correspond aussi à 11 kil. 69 d'eau réduite en vapeur, en supposant que toute la chaleur soit utilisée et que les cendres ne retiennent point de coke. — En comparant ce chiffre avec ceux donnés par les expériences faites sur une grande échelle, il admet comme résultat définitif et

pratique le nombre 7,500 pour la puissance calorifique d'une houille moyenne, nombre qui s'applique aussi aux anthracites (1).

835. *Pouvoir rayonnant.* — On admet généralement, et M. Pécelet partage cette opinion, que le pouvoir rayonnant de la houille est supérieur à celui du charbon de bois.

836. **Caractères des houilles grasses.** (*Charbon collant, houille collante, charbon de forge, houille maréchale*). — Ces houilles, chimiquement caractérisées par une très-forte proportion de bitume, sont légères, très-fragiles, d'un aspect gras; elles s'allument très-facilement, se ramollissent, s'agglutinent et se boursoufflent en répandant des jets de gaz qui forment des flammes longues et très-lumineuses (2). A la distillation sèche, elles donnent beaucoup de gaz d'éclairage, de goudron, et laissent pour résidu un coke léger et boursoufflé, peu avantageux pour les opérations métallurgiques.

On connaît des houilles grasses et dures qui ont moins de fusibilité que les houilles maréchales, et donnent un coke plus dense, préférable pour la fusion du fer. — Il y a aussi des houilles grasses à longues flammes, telles que le *sténu* de Mons, et le *cannel-coal* du Lancashire, qui sont moins collantes encore que les précédentes.

837. La houille grasse maréchale la plus estimée est celle de Saint-Etienne (Loire); on place ensuite celle de Mons, désignée sous le nom de *fine-forge*.

838. **Caractères des houilles sèches ou maigres** (*charbon*

(1) *Traité de la chaleur*, 2^e édit., I, 101 à 103.

(2) On a cru que la propriété de se ramollir au feu tenait, dans la composition des houilles, à l'excès de l'hydrogène sur l'oxygène; mais il résulte des recherches récentes de M. Regnault, qu'elle dépend de la quantité absolue de ces deux principes.

maigre, — *houille non collante*). — Les houilles qui contiennent peu de bitume sont moins noires, plus compactes, moins friables, plus lourdes et moins facilement inflammables que les houilles grasses. Mises au feu, elles s'échauffent et se brûlent sans se ramollir, se fondre, s'agglutiner ni se boursoufler. En brûlant elles émettent moins de gaz, et par conséquent moins de flamme; il en est même qui n'en donnent pas du tout. Leur combustion ne produit pas d'odeur bitumineuse, ou du moins cette odeur est très-peu sensible, mais cette combustion donne lieu à un dégagement assez abondant d'acide sulfureux, parce qu'en général ces houilles sont *très-pyriteuses*. Décomposées en vases clos, elles fournissent *peu de goudron* et *peu de gaz d'éclairage*. Le coke qu'elles laissent pour résidu *n'est pas boursoufflé*, mais *fritté* ou *pulvérulent*. En général, elles forment *plus de cendres* que les houilles grasses.

839. Les houillères de Toulon, de Marseille, d'Aix, de Fresne, près Condé (Nord), de Blanzly, près le Creusot (Saône-et-Loire), de Noroi, etc., en France; celles de Durham, en Angleterre, fournissent de la houille maigre et sèche.

840. ALTÉRATIONS ET CONSERVATION DES HOUILLES.
— **Combustions spontanées.** — La houille est susceptible de s'altérer par la conservation. On a constaté, par exemple, quelle éprouve une déperdition notable dans la *proportion de son bitume* quand elle est exposée au soleil et dans un endroit très-aéré. L'humidité surtout réagit sur ce charbon d'une manière très-défavorable. Sous son influence, le *bisulfure de fer*, qui est disséminé dans toutes ses parties, *absorbe très-activement l'oxygène atmosphérique*, et passe à l'état de sulfate de protoxyde qui se décompose ensuite lui-même en peroxyde

et en sulfate ferrique, ce qu'on reconnaît à la couleur rouillée que prennent les houilles.

841. Quand ces charbons sont réunis en petite quantité, cette réaction chimique de l'humidité et de l'air ne produit d'autre effet (ce qui est pourtant déjà un assez grave inconvénient) que de les *désaggréger*, de les réduire en fragments plus petits, et d'augmenter par conséquent la proportion du *menu* (1). Mais quand la houille mouillée est rassemblée dans des magasins humides en quantité considérable, l'échauffement produit par la réaction chimique de l'air sur les pyrites, peut arriver au point de déterminer l'*embrasement*, la *combustion* de la masse charbonneuse, et par suite des *incendies* plus ou moins désastreux. On prévient cet accident en n'enfermant la houille que lorsqu'elle est sèche, et dans des magasins bien secs, bien clos, et qui *ne soient pas à proximité d'un ou de plusieurs foyers de chaleur*.

842. La chaleur communiquée par un fourneau voisin d'un magasin de houille peut en effet contribuer puissamment à déterminer l'embrasement spontané de ce combustible. C'est ce qui n'arrive que trop fréquemment dans les bâtiments à vapeur. — M. le capitaine Janvier (2), à qui l'on doit sur ce point un Mémoire important adressé à l'Académie des sciences, et qui a été témoin de beaucoup d'accidents de cette nature, a remarqué que pendant la traversée, le feu se déclare le

(1) L'accumulation de la houille dans les caves humides peut donner lieu, sous l'influence de la même action chimique, à un dégagement d'acide carbonique et de carbure d'hydrogène très-dangereux pour les ouvriers qui y pénètrent, quand elles ont été quelque temps fermées. On a vu ce dégagement accidentel de gaz déterminer ainsi des asphyxies mortelles.

(2) M. Janvier est de Lyon, et fait honneur à la ville qui l'a vu naître, par la haute réputation que lui ont acquise les améliorations importantes qu'il a apportées à la navigation à vapeur.

plus ordinairement dans la *soute* au charbon, placée contre les parois de la chaudière. — Cependant, comme l'a fait remarquer encore M. Janvier, le feu se déclare souvent aussi au mouillage, après l'extinction des feux et l'expulsion de l'eau des chaudières. — Du reste, ces accidents, qui sont favorisés par une certaine humidité, peuvent être facilement prévenus, quand on les redoute, par une aspersion abondante d'eau de mer (1).

843. Le feu peut se développer aussi spontanément *dans les mines* même d'où l'on extrait la houille, et se communiquer ensuite à la couche de charbon non encore exploitée; d'où résultent des *incendies* qui peuvent durer pendant des siècles, si l'on ne parvient à les éteindre en inondant les galeries, ou en séparant par une tranchée la partie en combustion, de celle qui ne l'est pas encore. — On sait que de semblables accidents se sont manifestés à *Saint-Etienne* et à *Commentry*, et ont donné lieu à des cristallisations, à la surface du sol, de *soufre*, de *chlorhydrate* et de *sulfate d'ammoniaque*. Dans les produits volatils de la houillère embrasée de *Commentry*, M. Bussy a reconnu aussi la présence de l'*iodhydrate d'ammoniaque*. — En examinant enfin les traces laissées par l'action du feu, on a vu les argiles schisteuses changées en une sorte de porcelaine (*porcellanite*), et l'on a trouvé de l'*alun*, et de petits rognons d'*acier*, provenant de la réduction du carbonate de fer, contenu dans les schistes bitumineux voisins de la houille.

844. **Choix des houilles; fraude dans la vente de ce com-**

(1) Voici un exemple récent d'un semblable accident. — Le 27 janvier 1845. le *Sylvain*, allant de Boulogne à Cette avec un chargement de houille, fut consumé par suite de l'embrasement spontané de ce charbon, déterminé par une légère voie d'eau. Lorsque les flammes éclatèrent, il y avait trois jours qu'on s'était aperçu de l'embrasement du charbon.

combustible. — Le *choix* à établir entre les espèces de houilles est nécessairement relatif aux besoins de chaque industrie; une houille qui est très-bonne pour le travail de la forge ou pour obtenir le gaz d'éclairage serait peu favorable pour brûler à la grille ou pour la fusion des métaux; chaque atelier industriel doit donc faire, à cet égard, des essais pratiques pour s'assurer, parmi les charbons dont il peut faire usage, quel est celui qui donne les meilleurs résultats. En général, et indépendamment des qualités spéciales qui peuvent recommander telle ou telle houille pour une industrie déterminée, on doit donner la préférence à celles qui *contiennent le moins de sulfure de fer*, surtout quand on doit les employer pour le chauffage des machines à vapeur, pour la distillation, l'évaporation des liquides, etc. Ce sulfure, pendant la combustion, forme en effet de *l'acide sulfureux* qui réagit énergiquement sur le *métal des chaudières* et amène leur destruction, d'autant plus prompte, qu'il est produit en plus grande abondance. — Il n'est pas besoin d'ajouter, sans doute, qu'on doit toujours donner la préférence aux charbons qui laissent le moins de cendres après la combustion.

845. LES FRAUDES, dans la vente de la houille, peuvent porter :

1^o Sur son *mélange* avec le produit des *veines chargées de schiste bitumineux*. On reconnaît facilement ce mauvais charbon à sa plus grande pesanteur, à sa nuance qui est terne et moins foncée, et surtout à ce qu'il résiste à la combustion.

2^o Sur le *mesurage*. Le volume des fragments de houille, la manière de les mesurer, en augmentant ou diminuant la somme des vides qu'ils laissent entre eux, et qui s'élèvent souvent du tiers à la moitié de la capacité totale de la mesure, peuvent produire des variations

assez considérables dans le poids du charbon donné par le mesurage. Comme point de comparaison, et pour servir de guide au besoin, nous reproduisons le tableau suivant, qui indique le poids moyen de l'hectolitre de différentes espèces de houille, à *mesure rase*.

De la mine de Labarthe.	88 kil. l'hectol.
D'Auvergne et de Blanzv	87
De la mine de Combelle.	86
De Lataupe.	85
De Saint-Etienne	84
De Décize	83
De Mons.	80
Du Creusot.	79

En général, 5 hectolitres ras n'en représentent que 4 à mesure comble.

3° Sur le *mouillage* ou l'addition de l'eau au charbon. La houille, au sortir de la mine, *contient peu d'humidité*, et perd à peine 2 pour 100 de son poids quand on la dessèche. Conservée à l'air, à l'abri de la pluie, sa proportion d'eau n'augmente pas, car elle est *très-peu hygrométrique*, comme l'ont démontré des expériences de Karsten, faites sur un grand nombre d'échantillons de ce charbon fossile desséchés à 100°. Mais quand la houille n'est pas abritée, soit pendant son transport, soit dans les magasins où elle est accumulée, elle peut *s'imprégner d'eau pluviale* et augmenter à la fois de *poids* et de *volume*. Il arrive aussi fréquemment qu'on l'arrose d'eau, surtout quand elle est en menus morceaux, pour en obtenir, d'après l'effet qui vient d'être indiqué, un résultat plus avantageux pour le marchand, au mesurage. — L'augmentation de poids peut varier, dans ce cas, depuis 10 jusqu'à 50 et même 60 pour 100. L'augmentation de volume peut être d'un

sixième, d'un cinquième et même d'un quart. Il est donc important d'être en garde contre cette fraude, très-facile d'ailleurs à reconnaître. Cela est d'autant plus nécessaire, que la présence de l'eau dans le charbon peut favoriser son échauffement et sa combustion spontanée, et a d'ailleurs d'autres inconvénients qui seront signalés en parlant de l'emploi des combustibles en général.

846. MÉTHODE D'ANALYSE POUR LES HOUILLES. — Il peut être très-utile, dans un établissement industriel, de connaître les quantités respectives d'*humidité*, de *bitume*, de *charbon pur* et de *matières incombustibles* contenues dans les houilles qu'on peut y employer. Cette connaissance peut s'acquérir facilement, en suivant une méthode d'analyse très-simple, et que MM. Lassaigne et Feneule ont mise en pratique pour analyser les houilles du Nord. Cette méthode consiste :

1^o A pulvériser le charbon (1), à en prendre un *poids déterminé* (100 ou 200 grammes, par exemple), à le *dessécher* ensuite à une température de 105 à 110° (2), et à *peser le charbon sec*. La différence de poids représentera la quantité de l'humidité ou de l'eau volatilisée.

2^o A faire *bouillir le résidu*, et à plusieurs reprises, dans de *l'huile essentielle de térébenthine*, renouvelée chaque fois. Quand le charbon ne cède plus rien au dissolvant, on le *dessèche* de nouveau et on le *pèse*. La

(1) Pour que les résultats de l'analyse représentent le plus possible la composition générale du charbon, il faut en prendre dans différentes parties de la masse et en pulvériser une quantité un peu considérable; quantité sur laquelle on prendra ensuite celle qui est nécessaire pour pratiquer l'analyse.

(2) La dessiccation à cette température est facile à pratiquer, en exposant le charbon en poudre dans une capsule placée sur un bain-marie échauffé par une solution concentrée de sel marin ou d'azotate de potasse.

différence indique le poids du bitume, lequel a été totalement enlevé par l'essence de térébenthine.

3° A *calciner le résidu dans un creuset de platine jusqu'à combustion complète du carbone*. On obtient ainsi le poids des matières incombustibles qui constituent les cendres, et par soustraction de ce poids au poids primitif du résidu privé de bitume, celui du charbon pur.

Cette méthode d'analyse est, du reste, applicable aux autres combustibles fossiles, aux asphaltes, et à toutes les variétés de bitumes solides.

847. USAGES. — La houille est aujourd'hui l'élément principal de toutes les grandes industries : c'est sur ce charbon fossile, sur son emploi, sur son abondance que repose toute notre civilisation moderne.

Pour bien comprendre toute l'importance manufacturière de la houille, il faut considérer que la production du bois a considérablement diminué dans tous les pays habités par des populations nombreuses, et que le charbon de terre fournit presque exclusivement à l'industrie, les deux éléments de travail indispensables pour mettre en œuvre les matériaux qu'elle emploie, c'est-à-dire de la **FORCE** et de la **CHALEUR**.

848. La combustion de la houille, appliquée à la vaporisation de l'eau, et secondairement à la production d'une *force* employée au jeu d'une machine quelconque, donne lieu à des résultats dont la puissance présente quelque chose de vraiment merveilleux. On peut s'en faire une idée par la simple énonciation de ce fait, que la *combustion de deux litres de houille (un peu moins de deux kilogrammes) produit une force vive équivalente à la journée d'un ouvrier; et, comme la force du cheval représente 7 fois celle de l'homme (1)*, il en

(1) Le *cheval-vapeur* fait en outre beaucoup plus de travail dans un même

résulte qu'un hectolitre de ce charbon, brûlé convenablement, peut déterminer les mêmes effets, arriver aux mêmes résultats, que 7 chevaux ou 50 hommes travaillant une journée entière (1).

849. Quant à ce qui concerne la production de la

nombre de jours que le *cheval ordinaire*, car le premier travaille sans interruption, c'est-à-dire 24 heures par journée, tandis que le second, de même que l'homme, a besoin de repos, et ne peut agir que 8 heures sur 24.

(1) J. F. J. Herschel a fait à cet égard des calculs très-curieux. — Les ingénieurs, dit ce physicien, savent que 36 litres de charbon, consommé d'une manière convenable, peuvent élever à 1 pied de haut 70 millions de livres pesant. C'est l'effet moyen d'une machine à feu qui est en activité dans le Cornwall. Voyons à quoi cela équivalait dans la pratique.

L'ascension du Mont-Blanc, en partant de la vallée de Chamouny, est justement réputée la course la plus fatigante qu'un homme vigoureux puisse faire en deux jours. La combustion de quatre litres de charbon le porterait sur la cime.

Le pont de Chenay est un des ouvrages les plus étonnants qui aient été élevés de la main des hommes dans les temps modernes. Il est formé d'une masse de fer qui ne pèse pas moins de quatre millions de livres; il est suspendu à une hauteur moyenne d'environ 120 pieds au-dessus du niveau de la mer. Il eût suffi de 254 litres de charbon pour l'élever à ce point.

La grande pyramide d'Égypte est composée de granit; elle a 700 pieds de côté à sa base, 500 de hauteur perpendiculaire, et couvre 145 hectares de surface. Son poids est donc de douze mille sept cent soixante millions de livres, en prenant pour hauteur moyenne 125 pieds. Il aurait par conséquent suffi pour l'élever, de 836 hectolitres de charbon, quantité consommée en une semaine dans quelques fonderies.

La consommation de charbon qui se fait annuellement à Londres est évaluée à 40,620,000 hectolitres. La puissance que développe la combustion de cette quantité de combustible pourrait élever un cube de marbre de 2,200 pieds de côté à une hauteur égale à ce même côté, ou en d'autres termes, suffirait pour placer l'une sur l'autre deux montagnes qui auraient pour dimensions celles de ce bloc. Le Monte-Nuovo, près de Ponzole, que vomit le volcan en une seule nuit, serait élevé par un effort semblable à 40,000 pieds, ou environ huit milles.

Il faut observer que, dans les exemples ci-dessus, la puissance du charbon n'est pas estimée à sa valeur. Les ingénieurs n'ont pas la prétention d'avoir poussé l'économie du combustible aussi loin qu'elle peut l'être, ou d'avoir obtenu tout l'effet qu'il peut produire (J. F. J. Herschel, *Discours sur l'étude de la philosophie naturelle*, p. 53 et 56).

En 1843, la force productrice des machines à vapeur, en Angleterre, équivalait au travail de 650 millions d'hommes.

chaleur, on peut dire que la houille présente de nombreux avantages sur les autres combustibles, particulièrement dans les cas où il est nécessaire de développer des quantités considérables de calorique; seulement il faut remarquer que, dans leur emploi, les diverses espèces de houille reçoivent, selon leur nature et leur manière de se comporter au feu, des applications différentes, c'est-à-dire plus spéciales à telle ou telle industrie.

850. **Usages des houilles grasses.** — Ces houilles, et surtout la variété qu'on appelle *houille maréchale*, conviennent essentiellement aux *travaux de forge*, à cause de la propriété qu'elles ont de s'agglutiner et de brûler très-vite. Il en résulte pour cette application un double avantage : 1^o celui d'un développement de chaleur énergique et immédiat; 2^o la formation d'une sorte de voûte charbonneuse qui concentre cette chaleur et l'empêche de se perdre, avant d'avoir produit son effet utile. — Ces houilles sont les seules qui conviennent à la *fabrication du gaz d'éclairage* qu'elles produisent en quantité considérable, et relativement à la proportion de leur bitume. La plus estimée pour cet usage est une houille anglaise, le *cannel-coal*. Les houilles grasses sont en outre *les meilleures* pour le *chauffage* avec flamme, c'est-à-dire appliqué à *l'évaporation*, à la *distillation* et autres opérations analogues.

La propriété qu'ont ces houilles de s'agglutiner, de se réunir en blocs sous l'influence de la chaleur, ce qui s'oppose à la libre circulation de l'air dans la masse du charbon, les rend moins propres que les houilles sèches à être brûlées dans les fourneaux ordinaires, dans les grilles de cheminée, etc. — Réduites en coke, ces houilles sont, du reste, très-avantageuses pour la réduction du fer et la fonte des autres métaux.

851. **Usages des houilles maigres.** — D'après ce qui

précède, on doit comprendre qu'elles sont plus particulièrement applicables au *chauffage ordinaire*, à la cuisson du *plâtre*, de la *chaux*, des *briques*, et autres usages analogues. Comme les houilles grasses, elles peuvent être réduites en coke ; mais il est généralement d'une moins bonne qualité que celui qu'on obtient des premières (1).

(1) M. Peclot donne, d'après M. Michel Chevalier (*Annales de l'industrie*), les détails suivants sur les caractères et sur les usages des principales houilles de la France, particulièrement de celles qu'on consomme à Paris. — C'est le même bassin houiller (celui de Mons-Belgique) qui est exploité à Anzin, à Raismes, à Denain, à Fresne et à Vieux-Condé. Mais les charbons de ces différentes exploitations diffèrent beaucoup les uns des autres.

Le charbon d'Anzin est gras, collant, tenant bien au feu, peu sulfureux et assez propre à la fabrication du coke, médiocrement convenable à la forge, comparé à celui de Saint-Étienne et même au *fine-forge* de Mons. Il présente beaucoup d'analogie avec le charbon dur de Mons. Il est employé pour grille, mais il est inférieur au *fleu*, parce qu'il est plus terreux, qu'il donne plus de machefer, qu'il se boursoufle sur la grille et fatigue le chauffeur. Des essais de laboratoire ont donné 1,284 pour sa densité, 23 pour la perte au feu, et 3,50 pour 100 de cendres.

Le charbon de Raismes est un charbon de grille, maigre, plus brillant et plus *gailloteux* que celui d'Anzin ; mais il est plus sulfureux, plus difficile à embraser ; il brûle plus lentement et donne une chaleur moins vive.

Le charbon de Fresne et de Vieux-Condé est un charbon sec, analogue à l'anhracite, brûlant lentement sans flamme ni fumée, tantôt solide, à cassure conchoïde, tantôt se divisant suivant des plans perpendiculaires au lit, d'autres fois fragile et portant des stries exactement pareilles à celles du *fleu*. Son usage spécial est la cuisson de la brique et de la chaux. Sa densité varie de 1,334 à 1,369. sa perte au feu est de 7,20 à 9,60 ; la quantité de cendres qu'il laisse après la combustion est de 0,75 à 4,25.

Les charbons d'Aniche ont la plus grande analogie avec ceux d'Anzin, mais ils sont plus propres au travail de la forge et à la fabrication du coke. L'extraction annuelle était, en 1830, d'environ 300,000 hectolitres combles. Il en vient peu à Paris.

Le bassin houiller de Saint-Étienne et de Rive-de-Gier renferme deux espèces de houille. La première, la houille *maréchale*, si estimée pour la forge, est d'un beau noir, brillante, à structure schisteuse, tendre, très-collante et passablement pyriteuse. Sa densité est de 1,28 à 1,34 : elle perd au feu de 30 à 35 p. 100. Elle renferme 2 à 2 1/2 de cendres. Elle brûle avec une chaleur extrême, et forme beaucoup de machefer. C'est un charbon plus chaud que le fleu de Mons,

TRAITÉ ÉLÉMENTAIRE

852. L'emploi de la houille comme combustible peut donner matière à plusieurs remarques pratiques, parmi lesquelles nous signalerons celles qui suivent comme les plus importantes.

mais dont la combustion est plus difficile à régler. Dans les fours, il donne 60 pour 100 de coke, et 50 par la calcination dans les fourneaux en plein air. La seconde variété de houille de Saint-Etienne diffère de la première en ce qu'elle est beaucoup plus inflammable et moins collante, et qu'elle convient mieux à la combustion sur grille.

Le charbon d'Auvergne est un charbon de grille ; il donne un coke solide. Sa densité varie de 1,35 à 1,45. Sa combustion a lieu avec une flamme vive, claire, et une chaleur soutenue ; il est un peu difficile à allumer, et convient aux grands foyers qui exigent une haute température. La concession de Combelle fournit un charbon différent, qui ne colle pas, qui est facile à embraser, flambant, moins fragile, et qui résiste bien moins au feu. Les mines d'Auvergne fournissent encore une houille sèche, non flambante, propre à la cuisson de la brique et de la chaux.

Le charbon du Creuzot est brillant, peu schisteux, très-collant, et convenable pour la forge et la fabrication du coke. Il donne 68 pour 100 de coke, et renferme 3,4 pour 100 de cendres. On trouve encore au Creuzot un gisement considérable de charbon maigre, flambant, très-léger, dont la consommation est bornée.

Le charbon de Blanzy n'est pas collant, et par conséquent impropre à la fabrication du coke. Il est solide, non tachant, très-gailloteux, peu pierrenx, mais pyriteux. Sur la grille il s'agglutine sans se boursouffler, il brûle avec une flamme vive, mais de peu de durée ; c'est un charbon léger, plus léger que le *flenu* ; au feu, il perd 40 pour 100. On ne saurait l'employer aux usages qui exigent une forte chaleur, à moins de le mêler avec des houilles grasses. Exposé à l'air, il s'effleurit et perd une grande partie de sa puissance calorifique. Sa densité varie de 1,22 à 1,28.

Le charbon de Décise est flambant et sulfureux comme celui de Blanzy, mais plus collant et plus durable au feu ; c'est un des charbons les moins estimés de ceux qui arrivent à Paris. Sa densité est de 1,25 ; au feu, il perd 30 pour 100.

Le charbon de Fins se rapproche de beaucoup de celui de Saint-Etienne ; il donne 70 pour 100 de coke. Dans le même département (l'Allier) se trouvent les mines de Commeny, qui fournissent un charbon moins collant, moins bon à la forge, très-propre à la fabrication du coke et à la combustion sur grille, mais un peu pyriteux. Il produit 66 pour 100 de coke.

Les couches de houille d'Epinal renferment deux espèces de ce combustible. La première est très-collante ; elle se boursoufle au feu et brûle avec une grande vivacité. L'autre est plus terne, plus tachante, peu homogène, beaucoup plus terreuse et plus pyriteuse ; elle est moins collante et donne moins de chaleur que la première.

1^o Combustion de la fumée de houille. — La *fumée noire et épaisse* qui s'échappe par les cheminées des fourneaux où l'on brûle de la houille grasse donne lieu à une *perte considérable de matière combustible*, et par conséquent de *chaleur*. Cette fumée est surtout très-abondante chaque fois qu'on projette beaucoup de charbon neuf au foyer. Ce charbon, avant de s'embraser, absorbe une grande quantité de calorique, ce qui amène un refroidissement subit, et la cessation momentanée de la combustion des matières volatilisées. — M. Hoad estime que la perte qui en résulte peut aller (ce qui est peut-être un peu exagéré) jusqu'à 37 et 38 pour 100. Il y aurait donc *un grand avantage à opérer la combustion de cette fumée*, dont l'expansion dans les ateliers et même au dehors a d'ailleurs des inconvénients graves. On a conseillé à cet effet de la ramener simplement au foyer, dans le point où l'ignition du charbon a le plus d'activité, ou de l'y pousser d'une manière active au moyen d'un soufflet, selon la méthode de MM. Robertson et Gilbert. — M. Preisser, professeur de chimie à Rouen, dans un voyage en Angleterre, sur lequel il a publié des détails très-intéressants, surtout au point de vue industriel, dit avoir vu, en visitant une fabrique de céruse, la houille brûler sans émettre sensiblement de fumée, ce qui dépendait entièrement de l'intelligence et des soins du chauffeur. Pour arriver à ce résultat, cet ouvrier plaçait le charbon froid au-devant de la grille où la combustion était en pleine activité. Ce charbon, en s'échauffant, émettait de la fumée qui brûlait complètement en arrivant au foyer. Une fois en état de combustion active, ce charbon était lancé au milieu de la grille, et remplacé par une nouvelle quantité de combustible froid. Ce moyen, dont l'expérience a démontré l'efficacité, peut et doit être employé dans tous les fourneaux où l'on brûle de grandes quantités de houille; il peut procurer une économie importante et ne coûte rien. — On emploie aussi, pour arriver au même but, des appareils appelés *fire-feeders* (nourrisseurs du feu); ce sont des grillages à mailles assez étroites, qui laissent tomber le charbon d'une manière égale sur toute la surface du brasier. Déjà échauffés par leur séjour au-dessus du grillage, ces charbons ne diminuent pas l'activité du feu, et la fumée

qu'ils produisent se trouve brûlée à mesure qu'elle se développe. — Dans quelques fabriques enfin, on brûle la fumée au moyen d'un *ventilateur à force centrifuge*, qui injecte une grande quantité d'air au milieu du foyer. On se sert, dans ce cas, d'une grille très-serrée qui permet de brûler de mauvais charbons et d'en obtenir un bon produit.

853. 2^o **Emploi du menu charbon.** — Le poussier de houille, qui a peu de valeur (25 à 50 c. l'hectolitre), n'est généralement employé que dans les pauvres ménages, ou pour les travaux de la forge et la fabrication du coke. Pour servir à tous les usages, il ne lui manque pourtant que d'être *aggloméré en morceaux d'une certaine grosseur*. M. Clanny a proposé, pour obtenir ce résultat, de l'employer dans des sacs de gros papier brun, rendus incombustibles par des solutions saturées de différents sels, et particulièrement de chlorhydrate d'ammoniaque. Le charbon, avant de brûler, peut ainsi s'agglutiner et ne former qu'une masse dans chaque petit sac. Ce moyen nous paraît peu susceptible d'application; mais il n'en est pas de même de celui proposé par M. Landrin, et qui consiste à *introduire le menu de houille dans des fours à coke, et à l'en retirer aussitôt que l'agglutination de ses fragments est opérée, et sans attendre la dissipation de sa matière bitumineuse*. On obtient ainsi des masses charbonneuses assez considérables, mais qu'il est facile de briser en morceaux d'une grosseur convenable pour le service des fourneaux. — Le tableau suivant indique la composition de ce charbon, comparée à celle du menu brut, et à celle du coke obtenu de ce même menu.

	Menu brut.	Menu aggloméré.	Coke.
Carbone.	65	72,20	84,30
Bitume	10	7,	0,
Matières volatiles . . .	22	16,	2,
Cendres.	3	4,	13,70

Par l'examen de ce tableau, on voit que le menu de houille grasse aggloméré, diffère peu de la houille maigre bitumineuse. Du reste, il est évident qu'il se rapprocherait d'autant plus de

la houille grasse que son séjour dans le four à coke serait moins prolongé.

854. **USAGES. — Fabrication, caractères et emploi du coke.**
 — Les houilles de bonne qualité, les houilles grasses, par la propriété qu'elles ont de se ramollir et de s'agglutiner, ne peuvent être directement employées à la réduction du fer dans les hauts-fourneaux et à divers autres travaux de métallurgie, car *elles se réunissent en masse dans les fourneaux*, ce qui s'oppose à la libre circulation de l'air au milieu du charbon, et rend leur combustion lente, irrégulière et imparfaite. Dans le but de les débarrasser du bitume qui détermine leur ramollissement pâteux, et de chasser en même temps une partie du soufre qu'elles contiennent à l'état de bisulfure de fer, on leur fait subir une calcination préalable, une décomposition par le feu, d'où résulte un charbon appelé *coak*, *coake* ou *coke*, et qui a la propriété de brûler sans se fondre, comme le charbon de bois.

855. On fait remonter l'origine de la fabrication du coke, qui a commencé en Angleterre, au règne de la reine Elisabeth. Cette industrie a été introduite en France, vers 1772, par Jars, qui a laissé un nom distingué comme métallurgiste. Elle obtint d'abord peu de succès, et n'a pris définitivement une grande activité que depuis une trentaine d'années.

856. **Fabrication du coke.** — *Toutes les houilles* peuvent, à la rigueur, fournir du coke; mais on n'emploie guère à cet usage celles qui donnent un coke pulvérulent. Les houilles sèches, qui laissent un coke fritté, et surtout les houilles grasses, sont celles qui servent généralement à la fabrication de ce charbon.

857. Quand les houilles ne sont pas collantes on ne peut les employer qu'en gros fragments pour les réduire en coke, car leur poussier n'a pas la propriété de s'agglutiner par la chaleur. Avec les houilles grasses on peut opérer aussi sur du gros charbon; mais on fait surtout servir le *menu* à cet usage, ce qui fournit un débouché très-important pour ce produit, que les exploitations de houille fournissent en très grande quantité, et dont on ne tirait que peu de parti avant d'être parvenu à le transformer en coke.

On obtient le coke par plusieurs procédés :

858. 1^o *Calcination en vases clos.* — On calcine les houilles dans des cylindres en fonte, et en opérant seulement sur les plus bitumineuses, dans le but principal de recueillir les produits volatils, et l'on a pour résidu un coke très-boursoufflé et très-léger. Ce procédé n'est employé que pour obtenir le gaz d'éclairage ; le coke obtenu dans cette calcination n'est, en effet, qu'un produit accessoire (V. gaz d'éclairage).

859. 2^o *Calcination en tas ou en meules.* — On traite la houille à la manière du bois qu'on veut carboniser, en la disposant en tas qui, une fois en pleine combustion, ou quand le bitume est entièrement dissipé, sont entourés de poussier de coke humide, pour empêcher la continuation de l'accès de l'air au milieu du charbon ; et quand l'intensité du feu est considérablement diminuée, on étale le coke sur le sol, afin d'obtenir son refroidissement immédiat.

La forme des tas varie suivant les localités. Le plus ordinairement on dispose la houille en masse conique de 5 à 6 mètres de largeur à la base et de 1 mètre de hauteur (1). On a le soin de placer le plus gros charbon vers le centre, et d'y ménager un passage ou cheminée pour faciliter l'embrassement de la masse. — La carbonisation dure de 40 à 48 heures ; on connaît qu'elle est terminée quand il ne se dégage plus de fumée, et que la flamme, de longue et rougeâtre qu'elle était d'abord, est devenue courte et blanche (2).

860. 3^o *Calcination dans des fours.* — Ce dernier procédé est celui qui se pratique le plus généralement aujourd'hui, par la raison qu'il permet de n'employer que le menu à la fabrication du coke, indépendamment de ce qu'il donne plus de produit, demande moins de soin, et n'est pas sujet, comme la calcination en tas, aux intempéries qui peuvent troubler la carbonisation.

(1) Maintenant on préfère donner au tas la forme d'un demi-cylindre allongé ; les dimensions les plus ordinaires sont 10 à 20 mètres de longueur, 2 à 5 mètres de largeur, et 0,60 de hauteur. Par cette disposition on économise la place et la main-d'œuvre. (Pécelet, *Traité de la chal.*, 1-104.)

(2) Pour plus de détails, voyez *Annales des mines*, t. XIII (1826).

Les fours dans lesquels on opère cette calcination sont analogues aux fours de boulanger, avec cette différence que la cheminée est au centre. On leur donne aussi une forme allongée, et, dans ce cas, on place une porte à chaque extrémité. — On chauffe d'abord ces fours avec du gros charbon et jusqu'au rouge, puis on les remplit aux deux tiers de houille menue. Quand elle est en état de combustion, on ferme l'entrée du four, de crainte que le feu ne devienne trop actif; l'air qui pénètre par les jointures de la porte ou par de petites ouvertures pratiquées à cet effet, suffit pour entretenir la combustion ou la volatilisation du bitume. Quand la masse est bien rouge dans toutes ses parties et qu'il ne s'en dégage plus de flamme, on retire le charbon avec des ringards et on l'éteint immédiatement, en le disséminant en masses isolées sur le sol.

861. Le rendement en coke diffère suivant la nature de la houille; il est évidemment d'autant moindre qu'elle est plus bitumineuse. En *poids*, il peut varier de 50 à 75 pour 100. 100 de menu de Saint-Etienne donnent en moyenne 60 de coke (1).

862. Le rendement en *volume* est beaucoup plus considé-

(1) Dans toutes les houilles, comme dans le bois ordinaire, la quantité de charbon obtenue *diffère* suivant qu'on a employé une *chaleur lente* ou une *chaleur rapide*. Cette différence est d'autant plus forte que les houilles contiennent moins de charbon. Au surplus, ces différences de produit, dans toutes les houilles essayées par M. Karsten, n'excèdent pas 6 pour 100. Le produit en coke des houilles ordinaires à coke boursoufflé, riches en charbon, ne varie pas au delà de 4 pour 100 dans les deux procédés de carbonisation. Ce point mérite donc peu d'attention; mais il n'en est pas de même d'une autre propriété fort remarquable par ses applications. Une chaleur faible et poussée très-lentement jusqu'à la plus forte chaleur rouge, diminue, dans les houilles, la propriété de fournir un coke soit fritté, soit boursoufflé. Telle houille qui, étant soumise à une incandescence rapide, s'annonce comme houille à coke fritté, peut, au moyen d'une chaleur poussée très-lentement, fournir du coke pulvérulent. C'est principalement dans les houilles intermédiaires de l'une à l'autre classe que l'on observe ce fait. Ainsi, par une chaleur lente, une houille à coke faiblement boursoufflé fournira une masse moins lâche, moins étendue, moins légère que si l'on avait appliqué rapidement une chaleur rouge vive, et donnera du coke fritté. Cette remarque peut influer sur le choix des procédés de carbonisation. (Dumas, *Traité de chimie appliquée aux arts*, t. I, p. 624.)

rable avec les houilles grasses qu'avec les houilles maigres. Celles-ci, dont le coke est généralement fritté, occupent un peu moins d'espace après qu'avant la calcination. Le volume des houilles grasses peut augmenter, au contraire, jusqu'à 30 pour 100 et même au-delà, si la carbonisation est opérée en vases clos. — En général, le rendement en volume est plus considérable dans les meules que dans les fours. Dans les exploitations qui opèrent sur de grandes masses, on remarque enfin très-peu de différence entre le volume de coke et celui de la houille qui a servi à le fabriquer.

863. Utilisation de la chaleur perdue dans la fabrication du coke. — La chaleur produite et dissipée en pure perte, pendant la fabrication du coke, est considérable; on l'estime à environ 40 pour 100 de la somme produite par la combustion totale de la houille. Aussi a-t-on songé à l'utiliser. En 1824, M. Jauge prit un brevet pour appliquer ce calorique perdu à l'évaporation des solutions salines, et à la fabrication de la chaux et des briques. On l'a employé aussi à préparer le noir animal, à la fonte du verre, au chauffage des séchoirs et des étuves, à la calcination du plâtre; on a proposé encore d'appliquer cette chaleur à la carbonisation du bois, à la fabrication de l'acide pyroligneux, à la préparation de l'acier de cémentation, etc., etc. — Il est même arrivé que la fabrication du coke est devenue accessoire, et qu'on l'a pratiquée dans le but principal d'obtenir de la chaleur, comme, par exemple, à l'Hôtel-des-Monnaies de Paris, où M. Grouvelle, sous l'inspection de M. Darcet, a établi dans les caves un four à coke pour servir au chauffage de cet établissement. Tous les jours on charge dans le four 2 hectolitres de houille, et 4 hectolitres si l'hiver est très-rude. La chaleur produite par la transformation de deux hectolitres de houille en coke, c'est-à-dire par la combustion de 40 p. 100 en poids de ce charbon de terre, suffit pour chauffer une grande partie de l'hôtel; le coke produit est ensuite substitué au bois dans les poêles du corps de garde, des bureaux et des employés (1).

(1) Pour utiliser le combustible perdu, il est indispensable de brûler complètement les gaz qui se dégagent des fours, par l'introduction d'un courant d'air;

864. **Utilisation des produits volatils de la fabrication du coke dans des fours.** — Dans quelques établissements d'Angleterre et d'Écosse, on recueille du *goudron* en carbonisant la houille dans des *fours de forme conoïde*, terminés supérieurement par un conduit horizontal et par des tuyaux qui serpentent dans un bassin d'eau froide. En conduisant le feu avec lenteur, on ne brûle qu'une partie de la matière bitumineuse : l'autre se volatilise et se condense à l'état de goudron, par l'effet du refroidissement. — A Saint-Etienne, à Saarbruck, etc., on a établi des fours à coke à la sortie desquels la vapeur et les gaz de la houille circulent dans une *série de chambres en briques* où elles déposent du *noir de fumée*. M. Salmon, enfin, a imaginé de terminer l'ouverture supérieure de ses fours par une *longue cheminée horizontale* (de 30 à 50 mètres de développement) dans laquelle la fumée, en se refroidissant, dépose ce même noir, et laisse condenser un *liquide chargé de carbonate d'ammoniaque*. M. Salmon place dans la cheminée des débris de vieux plâtre (*sulfate de chaux*) pour obtenir immédiatement, par double décomposition, du *sulfate d'ammoniaque*; il ne perd ainsi aucun des produits utiles de la carbonisation, ce qui a encore l'avantage de diminuer de beaucoup la fumée, et de ne pas incommoder les voisins.

865. **Composition du coke.** — Il est formé de *charbon privé de bitume* (ou n'en retenant que des traces), et des *mêmes matières terreuses que la houille*. Comme celle-ci donne en moyenne 60 pour 100 de coke, on peut compter qu'à poids égal, le coke laisse en brûlant une quantité à peu près *double* de cendres. — Le coke obtenu de la *houille menue* est toujours *plus chargé de matières terreuses* que celui fourni par la même

autrement on n'obtient qu'une très-faible partie de la chaleur qu'ils peuvent produire.

On a prétendu qu'en utilisant la chaleur perdue dans les fours à coke, on produisait dans la cheminée un plus grand tirage qui appelait une plus grande quantité d'air dans le fourneau, et que par suite on éprouvait une perte dans le rendement qui compensait et au-delà l'avantage qui pouvait résulter de l'emploi de la chaleur du gaz; mais il est facile de se rendre maître du tirage, et de ne faire passer dans le four que les quantités d'air nécessaires à l'opération. (Péclet, *Traité de la chaleur*, 1-106.)

houille en gros morceaux, ce qui s'explique facilement par le mélange accidentel des débris de houille avec les débris de la roche schisteuse. M. Gueniveau a obtenu les résultats suivants en analysant des cokes préparés avec la même houille, au Creusot (*Ann. des min.*, n^o 132).

	Coke de houille en gros fragments, préparé en meules.	Coke de houille menue.
Carbone.	96,7	89,24
Silice, alumine, chaux et oxyde de fer.	3,0	10,76
Soufre,	0,3	0,00

La quantité de *soufre* que retient le coke varie beaucoup, suivant son mode de fabrication. — Préparé *au contact de l'air* (en tas ou dans des fours), la plus grande partie, sinon la totalité du soufre du bisulfure de fer a été brûlée, et s'est dissipiée dans l'air à l'état d'acide sulfureux. En *vases clos*, au contraire, le coke retient une beaucoup plus grande quantité de matière sulfureuse, car la pyrite *ne se décompose pas complètement* pour passer à l'état de peroxyde de fer, quand l'air ne peut brûler le soufre; elle se transforme seulement en *sesquisulfure* et en *protosulfure de fer*. Dans ce cas, en outre, le *sulfate de chaux* qui se rencontre, comme on l'a déjà vu, dans la presque généralité des houilles, décomposé par le charbon, se change en *sulfure de calcium*, qui augmente encore la proportion du principe sulfureux *combustible*. Aussi le coke des fabriques de gaz est-il sujet à répandre dans les appartements où on le consume, une odeur forte et suffocante de soufre brûlé. — Les cokes préparés en tas, même avec des houilles très-*gypseuses* (contenant beaucoup de sulfate de chaux), retiennent, au contraire, très-peu de soufre (Lampadius). — Quand le coke est récemment préparé, il est facile de reconnaître s'il contient une forte proportion de sulfure de calcium; il ne faut pour cela que le réduire en poudre et le traiter par l'acide chlorhydrique étendu d'eau, qui en dégage beaucoup d'acide sulfhydrique.

866. SIGNALLEMENT ET PROPRIÉTÉS DU COKE. — Le coke boursoufflé constitue des masses pâteuses d'une texture ana-

logue à celle de la pierre-ponce ; le coke fritté est moins poreux. L'un et l'autre, d'une couleur gris de fer, possèdent un éclat métalloïde d'autant plus prononcé, que la calcination a été plus forte et plus longtemps continuée.

867. La densité du coke est très-variée ; celui qui provient des houilles bitumineuses est toujours plus léger que celui des houilles sèches, surtout quand il est le produit de la fabrication du gaz d'éclairage. En général, il est moins dense que la houille, et plus dense que le charbon de bois.

Le coke des usines à gaz de Paris pèse	30 à 35 kil. l'hectol. comble.
— des fours.	40 à 45
— à l'usage des hauts-fourns. (en moyenne)	40

868. Le coke prend feu plus difficilement que la houille, et ne brûle bien qu'en masse, dans un fourneau fermé, ou quand sa combustion est activée par le vent d'un soufflet. Extrait du foyer où il est en état d'incandescence, et placé à l'air, il s'éteint immédiatement. Il ne dégage pas d'hydrogène carboné, même au commencement de la combustion, à moins qu'il ne soit humide, et brûle par conséquent sans flamme et en n'émettant que de l'acide carbonique ; cependant, quand sa combustion est très-active, il forme une flamme *bleudtre*, due à la combustion de l'oxyde de carbone provenant de la décomposition de l'acide carbonique par le charbon incandescent.

869. **Pouvoir calorifique et pouvoir rayonnant du coke.**
 — On admet généralement que le pouvoir calorifique du coke est à peu près le même que celui du charbon de bois ; mais, comme le fait observer, avec juste raison, M. Pécelet, il faut tenir compte, dans cette comparaison, de la proportion de matière terreuse du premier combustible. — Dans les usines, on observe, en effet, que le charbon de bois produit *plus de chaleur, à poids égal*, et qu'il représente 1 1/4 à 1 1/2 de coke. — *En volume, c'est le contraire qui a lieu* : 1 de coke équivaut, vu sa plus grande densité, à environ 2 de charbon de bois (Lampadius). C'est pour cela qu'il produit, dans la fonte et le travail des métaux, une intensité de chaleur supérieure à celle

de tous les autres combustibles. Son *pouvoir rayonnant*, qui est *plus considérable* que celui du charbon de bois, ajoute encore à la puissance de son effet calorifique.

870. CHOIX DU COKE. — Le bon coke est fibreux ou lamelleux, dur, sonore, d'un gris noirâtre, d'un éclat soyeux, poreux, mais pas trop boursoufflé et trop léger ; il ne contient pas de matières schisteuses, et laisse peu de cendres après sa combustion. — Il est utile enfin de s'assurer qu'il n'est pas trop imprégné d'humidité.

871. USAGES DU COKE. — Les usages du coke sont devenus si nombreux et si importants qu'il s'en consomme aujourd'hui des quantités considérables. On en emploie particulièrement des masses énormes pour la fusion des métaux, et particulièrement pour le travail des hauts-fourneaux. Son application à la réduction des minerais de fer fut une amélioration immense dans cette industrie qui nécessite et détruit tant de combustible. Celui des fabriques de gaz d'éclairage, qui ne convient pas au travail des métaux, parce qu'il est à la fois trop sulfuré et trop léger, est très-utilement appliqué aux usages domestiques.

Du Lignite.

872. C'est un charbon de formation *moins ancienne* que la houille, et qui conserve, dans quelques parties, des traces évidentes de *l'organisation végétale*.

873. ÉTYMOLOGIE ET SYNONYMIE. — Ce charbon tire son nom du latin *lignum*, bois ; il a été appelé en outre, d'après les variétés qu'il présente, *bois fossile*, *bois bitumineux*, *jais* ou *jayet*, *terre d'ombre* ou *terre de Cologne*, etc.

874. COMPOSITION. — Ce charbon est composé de *carbone*, de *bitume*, d'*eau* et de *matières terreuses*. Les proportions de ces substances varient beaucoup. Les lignites contiennent généralement en outre une quantité considérable de pyrite ferrugineuse (bisulfure de

fer). Les matières terreuses forment, quand on brûle les lignites, une cendre légère analogue à celle du bois, mais beaucoup plus ferrugineuse, et dans laquelle on rencontre à peine des *traces de carbonate de potasse*. Ces cendres sont composées de *silice*, d'*alumine*, de *carbonate de chaux*, d'*oxyde de fer*; elles sont en outre toutes *gypseuses*. Les bois bitumineux et les lignites piciformes en donnent de 8 à 10 pour 100. Cette proportion dans les lignites terreux, qui contiennent beaucoup de matières terreuses, peut s'élever jusqu'à 40 et même au-delà.

875. M. Reguault a fait l'*analyse élémentaire* de plusieurs lignites, qui lui ont donné les résultats suivants :

DÉSIGNATION des lignites.	LIEUX d'où ils proviennent.	DENSITÉ.	NATURE du Coke.	POIDS du coke.	COMPOSITION ÉLÉMENTAIRE.			GENÈRES.
					Car- bone.	Hydro- gène.	Oxy- gène et Azote.	
Jayet	Saint-Girons	1,316	frillé	42,3	72,94	5,45	17,55	4,08
<i>ditto</i>	Bélertat	1,305	<i>ditto</i>	42,0	73,41	5,79	17,91	0,89
Lignite parfait	Dax	1,272	pulvérulent..	49,1	70,49	5,59	18,95	4,99
<i>ditto</i>	Bouches-du-Rhône..	1,254	<i>ditto</i>	41,1	65,88	4,58	18,11	13,45
<i>ditto</i>	Mont-Meisner.	1,551	<i>ditto</i>	48,5	71,71	4,85	21,67	1,77
<i>ditto</i>	Basses-Alpes.	1,276	<i>ditto</i>	49,3	70,02	5,20	21,77	5,01
Lignite imparfait.	Grèce	1,185	analogue au	58,9	61,20	5,00	24,78	9,02
<i>ditto</i>	Cologne	1,100	charbon de	56,1	63,29	4,98	26,24	5,49
<i>ditto</i>	Usnach (bois fossile).	1,167	bois	» »	56,04	5,70	36,07	2,19
Lignite passant au bitume	Ellenbogen	1,157	boursoufflé. .	27,4	73,79	7,46	13,79	4,96
<i>ditto</i>	Cuba.	1,197	<i>ditto</i>	39,0	75,85	7,25	12,96	5,94

De l'examen de ce tableau on peut tirer cette conséquence, que les lignites contiennent plus d'*hydrogène* et d'*oxygène* que les houilles, et surtout que les anthra-

cites, et se rapprochent beaucoup plus par conséquent de *l'organisation végétale* (1).

876. ÉTAT NATUREL. — Quand les bois sont longtemps enfouis dans la terre ou sous l'eau, ils deviennent *bruns*, quelquefois même *noirs*, et prennent tout-à-fait l'apparence propre au bois bitumineux. Ce fait démontre la véritable formation des lignites, qui ont tous pour origine des bois et d'autres matières végétales, lentement décomposés sous des couches terreuses, à des époques plus ou moins reculées, mais toujours *beaucoup plus récentes* que celles qui ont vu former l'antracite et la houille (2).

(1) Dans la série des combustibles, M. Regnault a choisi les plus caractéristiques de chaque époque, et, après les avoir soumis à l'analyse, il a reconnu que cette succession générale de caractères des combustibles fossiles concordait avec un rapprochement successif dans la composition des végétaux ; de telle sorte que, depuis les anthracites de transition jusqu'aux lignites et aux tourbes de l'époque actuelle, les combustibles fossiles forment une série dont le carbone presque pur forme la base, et qui se charge graduellement de 4, 5, 6 pour cent d'hydrogène, et de 4, 8, 12, 16 et 50 pour 100 d'oxygène. On peut donc poser en principe; abstraction faite des anomalies du métamorphisme, que *plus un combustible contient de gaz, et plus le rapport de l'oxygène à l'hydrogène est élevé, plus ce combustible est moderne.* (Amédée Burat, *Géologie appliquée*, p. 57.)

(2) Il se forme incessamment des dépôts considérables de lignites, particulièrement sur les rives et à l'embouchure des grands fleuves de l'Amérique. Le fait suivant présente un exemple remarquable de cette formation :

Toute la Louisiane est un pays fort récemment couvert d'eau. Le Mississipi avec ses alluvions peut être considéré comme un fleuve coulant sur la cime d'une montagne dont le plus haut point est à une élévation de 24 pieds, et dont la base a un diamètre moyen de trois milles et repose sur des marécages, tandis que ces derniers ont plus de 9 pieds au-dessus des marais des bords de la mer, pendant un espace de 215 milles le long du fleuve. Il paraîtrait que les matières déposées dans les grandes crues du Mississipi ne retournent pas dans son lit, d'où l'on pourrait se faire une idée de la quantité de bois et de substances ainsi déposées, si l'on savait l'époque où ce fleuve a commencé ces charriages. Cependant on peut le soupçonner par la quantité des matériaux charriés dans la rivière d'*Achafalaya*, près de laquelle plusieurs centaines de milles sont changés en *tas de bois qui disparaissent tous les deux ou trois ans sous des lits de sable et de feuilles.* De cette manière, le lit de l'*Achafalaya* est alternativement reculé à quatre ou

Les lignites se trouvent en effet dans les terrains modernes (*terrains tertiaires*), où ils constituent des dépôts très-variables pour la masse du charbon comme pour sa nature. Quelquefois on en rencontre accidentellement de petits amas, d'autres fois ils forment des couches d'une grande étendue et d'une épaisseur considérable. Exemples :

A Sandbruge, près Leipsick	couche de 3 ^m , 75
A Tœplitz, en Bohême,	— de 6, 00
A Mariendorff, en Saxe	— de 12, 80
A Langenbogen, dans le comté de Mansfeld. —	de 14, 00
Au Meisner, en Hesse	— de 33, 00

877. Les lignites sont abondamment répandus dans toutes les contrées. La France en compte un assez grand nombre d'exploitations, et un nombre infiniment plus grand de gîtes connus. Les exploitations les plus importantes sont celles de Mont-Didier (Somme), des environs de Soissons et de Laon (Aisne), de Ruelle (Ardennes), de Polieuc, près d'Orange (Vaucluse), de Sainte-Mar guerite, près de Dieppe, etc. On en extrait près de Lyon, à la Tour-du-Pin (Isère), dans le département de l'Ain et dans celui de la Drôme.

cinq milles à l'est, ou deux ou trois milles à l'ouest, mais surtout à l'est, où cette rivière a gacé plus de dix milles depuis qu'elle est devenue un des débouchés du Mississipi. M. Bringier a calculé que, dans une minute, l'Achalafaya charriait à son embouchure 8,000 pieds cubes de bois en troncs d'arbres. Si l'on ajoute les feuilles, les branches et les matières sédimentaires, on peut évaluer le dépôt annuel du fleuve à 36 milles cubiques. Dans les îles du Mississipi, il y a des amas de bois immenses; le plus grand est sur le bord de *Red River*, et a 60 milles de long et, dans plusieurs endroits, 13 pieds de large. Cette accumulation de conifères et de feuilles donne sans doute lieu à la formation du bois bitumineux, et ainsi une partie du continent, non seulement s'accroît, mais s'élève encore sur une étendue de plusieurs milles. (*Observations sur les alluvions du Mississipi*, par M. Bringier. *American phil. journal*, 9.)

Les couches de lignite, le plus ordinairement, sont peu enfoncées dans le sol, de sorte qu'on peut les exploiter à ciel ouvert.

878. Variétés. — Les lignites étant très-différents d'aspect, on les a divisés en plusieurs variétés dont voici les principales :

1^o *Lignites ternes*; 2^o *lignites piciformes*; 3^o *jayet*. Aucune de ces variétés ne forme des couches à elle seule; d'ordinaire elles se trouvent mélangées et *passent les unes aux autres*. Ainsi, dans un même dépôt, on rencontre du bois à peine altéré, du lignite terreux et du lignite compacte prenant même l'aspect de la houille.

879. SIGNALEMENT ET CARACTÈRES DES LIGNITES TERNES. — Ils varient du brun au noir et présentent le plus souvent la structure fibreuse et par couches des différents bois (*bois bitumineux proprement dit*), tellement qu'il est souvent possible d'en déterminer les espèces. Ils sont alors légers, fragiles, brûlent facilement. — Comme les tourbes, dont ils se rapprochent par leur nature, ils contiennent des quantités variables d'*ulmine*, matière brune noirâtre, soluble dans la potasse, et qui se forme dans la décomposition lente des bois et des autres matières végétales.

880. Dans quelques localités, la décomposition du tissu végétal est tellement avancée que les lignites forment une masse homogène d'apparence *terreuse*, et qui a perdu toute ressemblance avec le bois (*lignite terreux — terre bitumineuse — bituminose holzerde*. Ex. : *terre d'ombre* exploitée dans les environs de Cologne). — Le bois est alors transformé en *ulmine* presque pure (Dumas).

881. SIGNALEMENT PHYSIQUE DES LIGNITES PICIFORMES (*lignite houilliforme — lignite compacte — braunkohle — pechkohle*). — Ces lignites, comme l'indique leur

nom, ont, pour la plupart, l'aspect de la poix ; ils sont d'un brun très-foncé ou noirs, brillants et conchoïdes dans leur cassure ; on y reconnaît difficilement, si ce n'est sur quelques fragments, l'organisation végétale ; on les dirait formés de couches d'une matière poisseuse qui se serait complètement desséchée. De tous les lignites ce sont ceux qui se rapprochent le plus de la houille. Voigt et Brongniart ont même placé parmi les lignites la houille compacte nommée *cannel-coal*. Ils se trouvent ordinairement en couches considérables ; on en extrait de grandes quantités dans les environs d'Aix, de Marseille, de Soissons, ainsi que près de Vevey et de Lausanne, en Suisse.

882. SIGNALEMENT PHYSIQUE DU JAYET (*pechkohie*). — Il se rapproche des précédents, mais il est plus noir, plus luisant, plus compact, ce qui le rend susceptible d'un *beau poli*. Il ne forme pas ordinairement de couches particulières : on le trouve en petits amas ou en noyaux dans les autres lignites, et particulièrement dans le piciforme. — Le plus souvent il ne présente pas de trace d'organisation végétale ; quelquefois cependant on y reconnaît encore la structure du bois.

883. CARACTÈRES CHIMIQUES DES LIGNITES. — Exposés à l'action du feu, les lignites entrent en combustion assez facilement, *sans se ramollir ni s'agglutiner* ; ils forment une *flamme d'abord bleuâtre, et qui devient ensuite blanche et lumineuse* ; ils répandent en brûlant une *odeur bitumineuse, généralement fétide et désagréable*. Soumis à la distillation, ils donnent de *l'acide carbonique, de l'oxyde de carbone, des carbures d'hydrogène gazeux, de l'acide acétique, de l'ammoniaque, du goudron*, et laissent un charbon qui a la forme des fragments de lignite ; il est léger, ressemble au charbon de bois, et brûle comme celui-ci quand on le met au

feu ; sa combustion peut être activée, de même que celle de ce charbon, par l'action d'un soufflet ordinaire de cheminée ; quelquefois il est pulvérulent.

884. En décomposant dans une cornue de grès 1 kil. de lignite piciforme, M. Dupasquier a obtenu les produits suivants et dans l'ordre où ils sont indiqués :

1 ^o Acide carbonique	Dégagement considérable qui a duré quelques minutes. On n'a pas déterminé la quantité de ce gaz.
2 ^o Oxyde de carbone (1)	Moins abondant que l'acide carbonique.
3 ^o Carbone d'hydrogène gazeux, moins riche en pouvoir éclairant que celui de la houille	410 litres.
4 ^o Eau ammoniacale (ramenant au bleu le papier de tournesol).	376 grammes.
5 ^o Goudron	75 grammes.
6 ^o Acide sulfhydrique	Quantité indéterminée, mais très-notable.
7 ^o Charbon	407 grammes.
Ce charbon incinéré a laissé :	
8 ^o Cendres formées de chaux et de carbonate de chaux, de sulfate de chaux, de sulfure de calcium, de peroxyde de fer avec des traces de carbonate de potasse	415 gr. 75.

885. Klaproth a fait l'analyse d'un lignite terreux, ou terre bitumineuse, du baillage de Schraplen ; 400 grains lui ont donné :

Acide carbonique	8 pouc. 5 cubiq.
Hydrogène carboné	59
Eau chargée d'acide pyroligneux.	12 grains.
Huile empyreumatique	30
Carbone	20

(1) La forte proportion d'oxygène que contiennent les lignites explique la formation de la grande quantité d'acide carbonique et d'oxyde de carbone qu'ils donnent à la distillation.

Sulfate de chaux	2 grains 5
Sable.	11,5
Oxyde de fer.	1
Alumine	0,5
Chaux	2

886. USAGES. — Les lignites, quoique moins avantageux que les houilles, ne doivent pas être négligés; ils peuvent servir aux *mêmes usages que le bois, la houille non carbonisée et la tourbe*. On les emploie pour le *chauffage domestique*, mais leur combustion nécessite un courant d'air très-actif dans la cheminée; sans cette précaution, ils répandent dans les appartements une odeur très-désagréable. Ils servent aussi dans les fabriques où l'on a besoin d'un feu avec flamme, c'est-à-dire pour le *chauffage des chaudières*, pour les *évaporations*, la *distillation*, etc.; mais comme ils contiennent *beaucoup de soufre*, ils ont l'inconvénient d'altérer très-promptement le métal qui forme le fond des appareils de chauffage. — Les lignites sont surtout usités pour la *cuisson du plâtre*, de la *chaux*, des *briques*, des *tuiles*, etc. — On peut les *carboniser* et les employer ensuite à la manière du charbon de bois. Le *charbon de lignite* est très-bon pour les *petits feux de forge*, les *fontes au creuset* et les usages analogues (1); on ne l'emploie pas pour le service des hauts-fourneaux, mais peut-être ne serait-il pas impossible de le faire

(1) Dans le canton de Virieux, en Dauphiné, on a trouvé des lignites compactes et de bonne qualité. 100 parties donnaient 20 à 25 d'un charbon léger, brillant, sonore et boursoufflé, qui fut employé avec le plus grand succès pour la forge et la taillanderie, dans les aciéries de M. Teillard-d'Aprien. On fut forcé de diminuer d'un sixième la force et la quantité de vent accoutumées pour le charbon de bois. On estime que la quantité de charbon de lignite était à celle du charbon de bois employée dans une opération analogue :: 5 : 5. (Héricart de Thury, Description minéralogique du département de l'Isère, *Journal des mines*, vol. 55.)

servir à la réduction du fer, si l'on parvenait à pratiquer la carbonisation des lignites avec plus d'économie qu'on ne l'a fait jusqu'à présent. Les lignites sont cependant employés dans quelques exploitations de fer, mais seulement pour le *chauffage de l'air*, destiné à activer la réduction du métal. — Les lignites sont aussi susceptibles de fournir du *gaz d'éclairage*, mais très-sulfureux, et d'un pouvoir éclairant inférieur à celui de la houille. On peut enfin les distiller à feu doux et en retirer une *huile bitumineuse*, ou les brûler imparfaitement dans un appareil convenable, pour en obtenir du *noir de fumée*.

887. Les lignites terreux (*terre d'ombre, terre de Cologne*) sont utilisés pour la peinture. On en façonne aussi des briquettes, pour les employer comme combustibles.

888. Dans les départements du Nord, on les emploie en agriculture pour le fumage des prairies, sous le nom de *endres noires*. On fait aussi usage, pour les terres arables, du résidu de leur combustion. Dans le nord de la France, on les brûle avec de la chaux, pour obtenir un résidu contenant beaucoup de *plâtre*, et dont on use à la place de ce produit, pour les prairies artificielles.

889. Les lignites schisteux, très-abondants en pyrites, fournissent du *sulfate de fer* et du *sulfate d'alumine*, pour la préparation de l'alun (V. *aluminium*). Le résidu lessivé est employé en agriculture, sous le nom de *endres rouges*.

890. On taille le jayet (*jais* ou *ambre noir*) pour en former des *bijoux de deuil* et d'autres ornements. Cette industrie est spécialement exercée à Sainte-Colombe-sur-l'Ers (Aude), où l'on emploie, soit le jayet trouvé dans les lignites du pays, soit principalement celui que

l'on fait venir d'Espagne. Cette fabrication avait beaucoup d'importance autrefois; elle est bien tombée aujourd'hui.

De la Tourbe.

891. C'est un charbon qui provient de la décomposition sous l'eau des plantes de marais, et qui est formé de débris végétaux, de substances terreuses, de coquillages et d'autres débris animaux (1).

Au rapport de Pline, l'usage de la tourbe était déjà très-ancien de son temps.

892. COMPOSITION. — Elle se rapproche beaucoup de celle des lignites. Cependant la tourbe, en général, contient moins de matière azotée et de soufre. Elle se compose essentiellement de *charbon*, d'*alumine*, de *sable* et d'*autres substances terreuses*.

893. M. Regnault a fait l'*analyse élémentaire* de plusieurs espèces de tourbes; elles ont donné les résultats suivants (2):

DÉSIGNATION DES TOURBES.	COMPOSITION.			
	carbone.	hydrogène	oxygène.	cendres.
Tourbe de Vulcaire, près Abbeville.	57,05	5,63	31,76	5,58
Tourbe de Long, près Abbeville. .	58,09	5,93	31,37	4,61
Tourbe du Champ-du-Feu, près de Framont.	57,79	6,41	30,97	5,33

D'après ces résultats, la tourbe contient *moins de*

(1) On confond souvent les tourbes avec les lignites terreux: tout ce qui va suivre ne se rapporte qu'aux véritables tourbes, au *charbon des marais*.

(2) Le docteur Schaffbœuf a trouvé la tourbe d'Irlande ainsi composée:

Carbone	60,40
Hydrogène.	5,96
Oxygène	31,43
Azote	2,21
	100,00

carbone et plus d'oxygène que la houille, même que les lignites, et se rapproche par conséquent davantage du tissu végétal ou du bois.

894. La tourbe, dans son état de siccité ordinaire, et après une longue exposition à l'air, retient encore, en moyenne, 25 pour 100 d'eau, qu'elle ne peut perdre qu'à une température d'environ 60° (1).

895. ÉTAT NATUREL. — La tourbe se forme incessamment dans les *eaux stagnantes*, c'est-à-dire dans les *marais* et les *marécages* (2); elle se reproduit même assez promptement dans les localités d'où elle a été enlevée, quand l'eau continue à recouvrir le sol; elle paraît se former plus abondamment dans les pays du Nord que dans les contrées méridionales. — On en trouve dans les petits marais comme dans ceux d'une grande étendue; il en est cependant où elle ne se forme pas. Quelquefois on rencontre dans les lits de tourbe des arbres entiers qui sont devenus très-durs, bruns, et même noirs comme de l'ébène. — L'épaisseur des couches de tourbe varie depuis environ 1 mètre jusqu'à 10 mètres et même au-delà.

896. La France compte des tourbières considérables; telles sont celles des environs de Beauvais, de la vallée

(1) Pour les tourbes, encore plus que pour le bois, il y aurait un grand avantage à enlever complètement l'eau qu'elles renferment par une dessiccation faite au moyen d'un courant d'air chaud; et cette dessiccation serait d'autant plus utile, que la chaleur qu'elle exigerait, pouvant être fournie par la chaleur perdue dans presque tous les appareils de chauffage, ne coûterait rien. Lorsque la tourbe est desséchée, elle développe réellement plus de chaleur; malgré la diminution de son poids, sa combustion est plus vive et produit une plus haute température. Pour tous les usages métallurgiques, la dessiccation complète de la tourbe est indispensable. (Péclet, *Traité de la chal.*, 1—83.)

(2) Les varechs et les fucus, dans l'eau salée, produisent ce qu'on appelle *tourbe de mer*. L'odeur de cette tourbe, pendant la combustion, est différente de celle des tourbes de marais. — Ses cendres renferment de l'iode et du brome.

de la Somme, près d'Amiens, de Dieuze, de la rivière d'Essonne, entre Corbeil et Villeroi. Près de Lyon, on exploite la tourbe dans le département de l'Ain, au marais des Échets ; et dans le département de l'Isère, près de Bourgoin. A l'étranger, la Belgique, la Hollande, la Westphalie, l'Écosse et l'Irlande passent pour les pays où l'on exploite le plus de tourbe (1).

897. **Exploitation de la tourbe.** — Les couches de tourbe sont *toujours superficielles* ; pour les exploiter, on enlève la terre qui les recouvre, puis on en forme des espèces de briques en les enlevant à la bêche. On fait ensuite sécher ces briques à l'air et au soleil. Dans quelques localités où la tourbe se trouve couverte d'eau, on l'exploite à la drague ; on obtient ainsi une sorte de bouillie charbonneuse qu'on moule en briques par les procédés ordinaires (V. *Ann. des mines*, t. XXXII et XXXIV).

898. **SIGNALEMENT PHYSIQUE.** — Les couches de tourbe *ne sont pas homogènes dans toute leur épaisseur*. Comme elles se sont formées peu à peu et par des dépôts successifs de matières végétales, la décomposition se trouve plus avancée au fond que vers la surface, ce qui établit une différence notable sous le rapport de la qualité du combustible qu'on en retire. — La partie supérieure des couches de tourbe donne un charbon qu'on appelle *bousin* ; la partie inférieure prend le nom de *tourbe limoneuse*.

899. **CARACTÈRES DE LA TOURBE APPELÉE BOUSIN.** — Elle est légère, brunâtre, composée d'un lacin de débris de plantes dont on reconnaît encore la texture. Elle a

(1) Les plus vastes marais tourbeux qu'on connaisse sont les *moores* de l'Irlande. Ces marais occupent dans cette contrée 836,792 hectares, c'est-à-dire le sixième de toute la surface de ce pays.

quelque peu l'apparence des mottes préparées avec la tannée, et se rapproche de la nature du bois. C'est la moins estimée.

900. CARACTÈRES DE LA TOURBE LIMONEUSE. — Elle est lourde, compacte, d'un brun noirâtre ; on y reconnaît à peine, dans quelques parties, la trace de l'organisation végétale. Elle a tous les caractères d'une terre noirâtre, et se rapproche des lignites terreux.

901. SIGNALEMENT CHIMIQUE DE LA TOURBE. — **Calorique.** — Soumise à la *distillation sèche*, la tourbe donne à peu près les produits du bois, mais en proportions différentes, avec des traces de produits des matières azotées. Klaproth, en analysant la tourbe de Mansfeld, a obtenu les résultats suivants :

40,5 Produits solides. .	}	20,0 Charbon.
		2,5 Sulfate de chaux.
		1,0 Peroxyde de fer.
		3,5 Alumine.
		4,0 Chaux.
42,0 Produits liquides..	}	9,5 Sable siliceux.
		12,0 Eau chargée d'acide pyroligneux.
17,5 Produits gazeux. .	}	50,0 Huile empyreumatique brune..
		5,0 Acide carbonique.
		12,5 Oxyde de carbone et hydrogène carboné (1).
<hr/> 100,0		<hr/> 100,0

Outre ces produits, Klaproth a retiré encore de cette distillation, de l'acétate d'ammoniaque. — Quelques variétés de tourbe donnent davantage de produits ammoniacaux. — Thaer et Einhoff ont trouvé une proportion assez considérable de phosphate de chaux dans les cendres de la tourbe. Ces cendres sont généralement un peu alcalines, mais elles doivent ce caractère à la chaux et non à la potasse. — On y rencontre aussi quelquefois

(1) Ce gaz est peu propre à l'éclairage, à cause de sa forte proportion en oxyde de carbone.

un peu de carbonate de magnésie et des traces d'oxyde de manganèse.

902. La proportion de ces produits varie d'ailleurs considérablement, suivant la nature de ces tourbes, comme on peut s'en faire une idée en comparant les résultats suivants (1) :

Produits de la tourbe du vaillon de la Vesle, près de Rheims, d'après M. Biavier.	Produits de la tourbe de Troyes, d'après M. Berthier.	Produits de la tourbe de Framont, d'après M. Berthier.	Produits de la tourbe de Bar (Ardennes), d'après M. Sauvage.
Charbon. } 34,7 {	74	24	22
Cendres . }	16	3	11
Eau acide.. 39,9	2	0	
Goudron. . 6,8 } matières volatiles	8	73	67
Gaz divers. 18,6 {	400	400	100
100,0			

903. La tourbe prend feu assez facilement ; elle est à peu près *aussi combustible que le bois* ; elle brûle lentement, et ne produit pas par conséquent une chaleur intense dans un temps donné ; mais on a reconnu que, de tous les combustibles, c'est la tourbe qui donne la température la plus égale et la plus constante. Elle brûle sans se désaggréger ni s'agglutiner, en émettant de la flamme et en répandant une odeur piquante assez désagréable.

904. Le *pouvoir calorifique* de la bonne tourbe est à peu près le même que celui du bois. M. Péclét admet que la tourbe desséchée à l'air et retenant encore 25 pour 100 d'eau, possède un pouvoir calorifique de 3,600 (calories), nombre qui s'éloigne peu, dit-il, de

(1) La tourbe d'Irlande a donné au docteur Schaffhœutl, par la distillation sèche :

Charbon	37
Acide carbonique et oxyde de carbone	16
Huile combustible.	8
Liquide aqueux contenant de l'acétate d'ammoniaque, environ	25

la puissance calorifique du bois parfaitement sec, et de la moitié de celle de la houille de bonne qualité.

Le *pouvoir rayonnant* de la tourbe est à peu près le même que celui de son charbon, qui est considérable. M. Pécelet s'est assuré par des expériences, que la chaleur rayonnée par ce charbon, est à la quantité totale de chaleur produite :: 133 : 280 ou :: 1 : 2,1. — Par le rayonnement, dit Lampadius, la tourbe disperse le tiers de sa chaleur totale.

905. USAGES. — Les tourbes, telles qu'elles sont livrées au commerce, c'est-à-dire façonnées en briques, sont employées pour les *usages domestiques*, pour le *chauffage des chaudières* dans les fabriques, pour la *cuisson de la chaux*, des *briques* et des *poteries*, pour le chauffage des *étuves*, pour le *grillage des minerais*, etc. Les tourbes de bonne qualité peuvent enfin remplacer le bois et la houille dans *tous leurs usages*. On les emploie particulièrement dans les pays de plaines marécageuses, où les autres combustibles sont très-rares, comme, par exemple, en Hollande. Ce combustible, du reste, peut être employé partout avec avantage, à cause de son bas prix.

906. On a tenté avec succès d'appliquer la tourbe aux *grands travaux métallurgiques*. Dans les forges de Lauch-Hammer, près Mückenberg, Alex a obtenu de la fonte avec de la tourbe, et même il a transformé ce produit en fer malléable. Il employait de la tourbe desséchée à 50° centigrades. A Freiberg, on a commencé, en 1839, à traiter les minerais de plomb par la tourbe, et cette tentative a fourni d'excellents résultats.

907. **Tourbe comprimée. Coke ou charbon de tourbe.** — Carbonisée par les procédés connus pour préparer le charbon de bois, la tourbe donne un charbon de bonne qualité, et qui lui est *comparable pour tous les usages*. — On a essayé ce char-

bon dans les hauts-fourneaux, mais il s'est trouvé *trop friable* et n'a pu supporter les charges de minéral sans se réduire en poussier, ce qui a déterminé l'engorgement du fourneau. — On a songé alors à le préparer avec de la *tourbe comprimée* par une presse hydraulique, ce qui a parfaitement réussi. Depuis plusieurs années, le docteur Schaffœutl a mis en activité, dans l'Irlande, deux fourneaux de fusion qui produisent des fers d'une qualité supérieure, au moyen du charbon de tourbe comprimée.

908. La pensée de comprimer la tourbe, soit pour la brûler en nature, soit pour la réduire en charbon, n'est pas nouvelle : M. Thillage Platel, en 1806, l'avait déjà mise en pratique. En l'an XII, MM. Potter, père et fils, prirent un brevet pour préparer les tourbes par compression. Plus tard, M. Oyon présenta au conseil des mines des échantillons de tourbe de la vallée d'Essonne, d'une densité triple de celle de la tourbe non comprimée. En 1823, M. Guillois prit un brevet pour la carbonisation de la tourbe réduite en briquettes, par la compression au moyen d'une presse hydraulique. Mais c'est seulement dans ces derniers temps que ce procédé a été appliqué en grand, d'abord par M. C. W. Williams, directeur de la compagnie des bateaux à vapeur de Dublin, ensuite par le docteur Schaffœutl, également en Irlande, par M. le comte d'Oresby, par M. Or-guesson, dans les environs de Helsingfors, en Finlande, etc. — La tourbe, comprimée par M. Williams et desséchée, forme une masse combustible plus dense que le bois de chêne, et cette masse carbonisée, un charbon qui a *deux fois la densité* des charbons de bois dur. M. Schaffœutl a perfectionné et rendu plus simples les procédés de compression de M. Williams. — Pour le traitement des minerais de fer, on comprime la partie supérieure des couches de tourbe (le bousin), qui est beaucoup moins impure que la partie inférieure. — M. Williams mélange enfin une certaine quantité de goudron à la tourbe, pour en former une masse pâteuse qui, comprimée en briques, est employée avec la houille pour le chauffage des chaudières, par la compagnie des bateaux à vapeur de Dublin.

909. La carbonisation de ce combustible fut d'abord prati-

quée en France (en l'année 1787) par M. Thillaye-Platel, qui opérait, en vases clos, sur de la tourbe des environs de Gournai. — De même que l'ingénieur Lebon, il mettait à profit, pour l'éclairage, les gaz combustibles produits par cette décomposition végétale. — Quoique cette distillation de la tourbe ait été perfectionnée plus tard par M. Blavier, par M. Baillet, par M. Schwartz, etc., on pense généralement qu'elle est trop dispendieuse pour être pratiquée sur de grandes masses.

910. La carbonisation en meules, pratiquée comme celle du bois, est infiniment plus économique, mais elle réussit difficilement, par la raison que la tourbe, prenant un retrait assez considérable en se carbonisant, donne lieu à des crevasses nombreuses dans le tas de combustible, ce qui en fait brûler une grande partie en pure perte; cet inconvénient doit disparaître, ou du moins être atténué considérablement, en opérant sur de la tourbe comprimée. — Cette opération se pratique du reste en tas verticaux de 20 à 35 mètres cubes.

911. On carbonise aussi la tourbe dans des *fosses* et dans des *fours* en maçonnerie. Quel que soit, du reste, le procédé qu'on emploie, il ne peut y avoir avantage à carboniser les tourbes que lorsqu'elles sont de bonne qualité, ou autrement qu'elles ne contiennent pas une trop forte proportion de matières terreuses.

912. Le *rendement* de la tourbe varie suivant sa nature et suivant le procédé de carbonisation. D'après les recherches de Lampadius, on obtient en *poids* de 35 à 46 pour 100, et en *volume* de 32 à 45 de charbon. — M. Blavier, en opérant sur de la tourbe de Vesle, en a obtenu de 40 à 41 en poids. La tourbe de Bar, carbonisée dans des fours, produit en moyenne 44 pour 100.

913. Les charbons provenant de tourbes de *bonne qualité* laissent, après leur combustion, de 10 à 18 pour 100 de cendres; mais cette proportion varie beaucoup suivant la nature des tourbes; elle peut s'élever à 50 pour 100 et même au-delà. Le charbon de tourbe de Framont (Vosges) et celui d'Essonne, connu à Paris sous le nom de *double charbon*, ont donné à l'analyse :

	Charbon de Framont.	Charbon d'Essonne.
Carbone	67,20	51,60
Cendres	10,80	26,80
Matières volatiles . .	22,00	21,60
	<u>100,00</u>	<u>100,00</u>

914. Le charbon de tourbe *le plus léger* pèse *autant que le charbon de bois*. Un mètre cube de charbon de Fichtelbirge pèse 230 kil. (Lampadius). La même quantité de charbon de Framont s'élève à 250 kil. L'hectolitre comb. de charbon d'Essonne pèse 47 kil. 50. — Le poids d'un volume de charbon de tourbe est d'ailleurs d'autant plus considérable, qu'il contient une plus forte proportion de matières terreuses. Le charbon de tourbe comprimée est également beaucoup plus lourd que celui obtenu de ce combustible carbonisé dans son état ordinaire.

915. Quant à ses usages, le charbon de tourbe, selon M. Blavier, peut, *sous tous les rapports*, soutenir la comparaison avec le charbon de bois ; il se rapproche beaucoup du charbon que fournissent les bois d'une grande densité. — Il faut cependant, en établissant cette comparaison, tenir *compte de la différence de proportion des matières terreuses*. Il est à remarquer aussi que le charbon de tourbe brûle plus lentement, parce qu'il forme une plus grande quantité de cendres, qui gênent le contact de l'air, quand on ne les fait pas tomber (1).

916. On peut utiliser la tourbe limoneuse comme *engrais* en la mélangeant avec de la *chaux*, qui a la propriété de rendre soluble l'ulmine qu'elle contient en grande quantité, et de favoriser son assimilation par les plantes. D'après les essais de Klapproth, et ceux plus récents de M. Braconnot, la presque totalité de la partie combustible de cette tourbe est, en effet, composée

(1) Pour avoir des renseignements plus développés sur la préparation et sur les usages du charbon de tourbe, on peut consulter de nombreux Mémoires insérés dans les *Annales des mines* et dans le *Technologiste*.

d'ulmine qui se dissout, même à froid, dans une solution de potasse ou de soude, en formant un *liquide brunâtre*. — L'action des alcalis sur la tourbe explique pourquoi la *chaux* et les *cendres de bois fertilisent les terrains tourbeux*, indépendamment de leur influence comme *amendement du sol*. Polydore Boullay attribuait en partie à cette cause la fertilité remarquable de la Hollande. — La tourbe seule, sans addition d'alcali, reste *sans action* dans la terre, si ce n'est qu'elle rend les terrains sablonneux plus humides, et les terrains argileux plus meubles. Pour l'employer avec le plus de succès possible, il faut la briser ou la réduire en poussière, l'amonceler, puis l'arroser fréquemment avec de l'urine, du *purin* d'écurie, de la lessive de cendres, de l'eau de savon, etc.; puis, après six semaines ou deux mois, la mélanger avec de la chaux délitée ou des cendres. Elle forme ainsi un excellent engrais. — On peut aussi l'utiliser de la même manière en la faisant servir de litière, ou en la mélangeant, après l'avoir pulvérisée, avec de la chaux, des cendres et du fumier frais qu'on entasse ensuite à la manière ordinaire. — Abandonnée à l'air libre, en tas considérables, pendant plusieurs années, elle peut aussi se convertir en terre végétale, très-bonne au moins comme amendement.

917. Dans plusieurs pays on répand les cendres de tourbe sur les prairies; mais elles doivent être moins propres à exciter la végétation que les cendres ordinaires, puisqu'elles ne contiennent pas de potasse.

918. Tout récemment, M. Worster a imaginé un procédé au moyen duquel il réduit la tourbe en une *substance analogue à l'asphalte*. M. Guillery, professeur de chimie, a été chargé par le gouvernement belge d'examiner ce produit, qu'il a vu obtenir par une fusion ignée, et qui est parfaitement noir et brillant. Ce savant a reconnu que cette matière, se comporte en effet

comme l'asphalte, et peut-être employée aux mêmes usages. Ce produit forme aussi un *combustible très-compacte* qui brûle avec flamme et sans couler. Le conseil de salubrité de Bruxelles a constaté en outre : 1° que cette matière est inattaquable par l'eau, de même que par les acides chlorhydrique et nitrique, à froid ; 2° qu'une température de 60° ne la ramollit pas ; 3° qu'en état de fusion, elle s'attache fortement aux corps auxquels on l'applique, lors même qu'ils sont humides ; 4° enfin, qu'elle conserve de l'élasticité quand on l'applique sur le fer, le bois et le carton.

OBSERVATIONS ET REMARQUES DIVERSES

SUR LE CHARBON ET LES COMBUSTIBLES EN GÉNÉRAL.

1° Théorie des phénomènes produits par l'emploi des combustibles : flamme -- fumée.

919. Tout combustible élevé à la chaleur rouge au contact de l'air, absorbe de l'oxygène et se consume avec plus ou moins de rapidité en émettant de la chaleur et de la lumière, et en se transformant en produits volatils qui se dégagent, et en cendres qui restent pour résidu.

920. Les produits volatils, s'ils sont complètement brûlés ou saturés d'oxygène au moment de leur formation, se dissipent sans produire de flamme ni de fumée. S'ils sont, au contraire, incomplètement brûlés et susceptibles d'une seconde combustion, il forment en se dégageant, ou de la *flamme sans fumée*, ou de la *flamme et de la fumée*, ou de la *fumée sans flamme*.

921. La combustion s'opère *sans flamme ni fumée* quand le combustible *ne contient point d'hydrogène*, et que le carbone passe directement à l'état *d'acide carbonique*, seul produit volatil qui se forme dans ce cas.

922. Il y a *flamme sans fumée*, lorsque le combustible, étant hydrogéné, dégage des gaz et des vapeurs susceptibles de brûler, et que la combustion de ces produits

de la décomposition par le feu s'opère d'une manière complète, au moment de leur dissipation dans l'air. Toute la matière combustible, dans ce cas, se change définitivement en *vapeur d'eau* et en *acide carbonique*.

923. Un combustible *non hydrogéné* peut aussi *produire de la flamme*, mais seulement dans le cas où une partie du charbon passe à l'état d'*oxyde de carbone*, gaz qui se dégage, prend feu, et devient enfin *acide carbonique* par cette seconde combustion.

924. Il y a production simultanée de *flamme et de fumée* quand la combustion secondaire, celle des produits volatils est incomplète, c'est-à-dire lorsqu'une partie de ces produits s'échappe sans être brûlée.

925. Il ne se forme enfin *que de la fumée*, quand les produits volatils, quoique combustibles, ne prennent pas feu, et qu'une partie est susceptible de se condenser à l'état liquide ou solide, pour former de l'huile empyreumatique, de la suie ou du noir de fumée.

926. La flamme est donc *toujours le résultat de la combustion à l'air des produits volatils du combustible*. Si elle a lieu sans fumée, la combustion est complète, et tout se change en eau et en acide carbonique. Ainsi, *la fumée provient toujours d'une combustion incomplète*; elle est formée par du carbone entraîné dans un grand état de division, par de la vapeur d'huile empyreumatique, et par quelques autres produits volatils non gazeux. Toutes ces matières inflammables s'échappent alors sans brûler, soit par l'effet d'une *trop grande humidité dans le combustible*, soit par *l'abaissement de la température au foyer*, soit par *l'insuffisance du courant d'air*. — *Toute fumée*, dans la combustion, est donc, en définitive, *une perte réelle d'une portion de la matière combustible*.

927. L'eau, dans le combustible, donne lieu à la

production de la fumée en absorbant du calorique pour se vaporiser, et en diminuant ainsi l'activité de la combustion. — Quant à l'insuffisance du courant d'air, elle produit ce même résultat, par la raison qu'il n'arrive pas assez d'oxygène pour brûler toute la matière combustible volatilisée. Voilà pourquoi l'on fait subitement disparaître la fumée et l'on augmente l'étendue et l'éclat de la flamme, en activant le courant d'air au moyen d'un soufflet.

928. La quantité d'oxygène consommée par la combustion est en effet considérable. Dans les foyers très-chauds, à tirage rapide, les deux tiers à peu près de l'oxygène de l'air sont consommés. Dans les cas les plus ordinaires, il n'y a que la moitié de ce gaz qui sert à la combustion; quelquefois même il n'y en a que le tiers (447).

La combustion complète de 1 kil. bois sec, ou ligneux pur, consomme 1 kil. 377 d'oxygène (963 litres à 0°), ce qui représente 5 kil. 96 d'air atmosphérique (4585 litres à 0°). (*Berthier.*)

2^o Moyens d'évaluer la quantité de chaleur que peut développer un combustible en brûlant.

929. Quand il s'agit d'établir une usine, une fabrique, la considération du combustible qu'on peut employer est de la plus haute importance. De là dépend surtout son succès futur ou sa ruine. Il faut donc s'enquérir préalablement du *prix*, de la *nature*, de la *qualité* du combustible, de la plus ou moins grande *difficulté de son transport*. Y a-t-il un choix à faire entre plusieurs combustibles, il est important de les comparer sous ces différents rapports. Dans l'un et l'autre cas, ce qu'il importe surtout d'établir avec soin, c'est la *valeur*

usuelle des combustibles sous le rapport de leur pouvoir calorifique.

930. *A poids égaux les différents combustibles dégagent en effet des quantités de chaleur très-inégaux.*

On connaît plusieurs méthodes ou moyens scientifiques pour déterminer la valeur calorifique de chaque combustible ; les principaux sont :

931. A. *La vaporisation de l'eau.* — On se sert d'un alambic, et l'on calcule le pouvoir calorifique du combustible par la quantité d'eau obtenue à la distillation. Ce moyen n'a de valeur que dans le cas où on veut établir une *distillerie* ; autrement il peut être la source d'erreurs graves. On sait, en effet, que les combustibles qui brûlent avec flamme sont plus avantageux pour opérer des distillations que les charbons non inflammables, comme le coke, le charbon de bois, qui produisent cependant plus de chaleur que le bois, par exemple.

932. B. *La fusion de la glace.* — Ce moyen consiste à brûler une quantité déterminée de combustible dans le *CALORIMÈTRE de Laplace et Lavoisier*, soit au centre de la chambre intérieure dans laquelle on fait passer un courant d'air, soit au-dessous du calorimètre, sous un entonnoir renversé adapté à un serpentin entouré de glace. Par la quantité de glace fondue, on juge le pouvoir calorifique du combustible employé. *On sait que pour passer de l'état solide à l'état liquide sans changer de température, la glace à 0° absorbe autant de calorifique qu'il en faudrait pour échauffer de 75° un poids d'eau liquide égal au sien, ou pour en échauffer 75 fois son poids de 1°.* On peut en conséquence comparer les résultats de ce moyen avec ceux obtenus en échauffant l'eau liquide.

933. C. *Élévation de la température de l'eau liquide.*

— On se sert pour cela du CALORIMÈTRE *de Rumford*. C'est une caisse en cuivre mince, traversée dans toute son étendue par un serpentín horizontal dont les coudes sont très-multipliés, et qui est ouvert à la partie inférieure de la caisse, pour recevoir la chaleur produite par une quantité déterminée de combustible brûlant sur une grille placée au-dessous de l'appareil. L'appareil rempli d'eau, ce liquide est échauffé par le contact du serpentín. Quand la combustion est terminée, un thermomètre plongé dans l'eau indique la proportion de calorique émise par le combustible.

934. On appelle CALORIE, d'après M. Clément, *la quantité de chaleur nécessaire pour élever d'un degré (1^o) centigrade la température d'un kilogramme d'eau*. Il est adopté aujourd'hui d'exprimer en *calories* la valeur calorifique relative des différents combustibles.

935. D. *Méthode de Marcus Bull.* — Elle consiste à déterminer la chaleur dégagée par la combustion, d'après les temps pendant lesquels un même poids de chaque combustible *peut maintenir l'air d'une chambre à une température constante*. Pour cela on fait usage d'un appareil composé d'un poêle muni de tuyaux, d'une chambre en bois de 500 pieds cubes (environ 18 mètres), vers un angle de laquelle on place le poêle, et que traverse un courant d'air dont on peut régler la vitesse à volonté. (Voir la description de cet appareil dans le *Bulletin de la société d'encouragement*, mars 1827.)

936. E. *Réduction de la litharge (protoxyde de plomb) en plomb métallique*. Ce moyen consiste à mélanger un gramme du combustible qu'on veut essayer, réduit en poudre impalpable, avec *une quantité de litharge finement pulvérisée, plus grande que celle que le combustible peut réduire*, c'est-à-dire 20 grammes au moins et 40

grammes au plus. On introduit ensuite le mélange au fond d'un creuset de terre, et l'on met pardessus 20 à 30 grammes de litharge pure. Le creuset doit être à moitié rempli tout au plus. On chauffe ensuite graduellement après avoir fermé le creuset avec son couvercle. Lorsque la fusion de la matière est complète, on couvre le creuset de charbon et l'on donne un coup de feu pendant environ dix minutes, pour que tout le plomb puisse se rassembler en une seule masse. Après le refroidissement, on retire le culot de plomb que l'on pèse.

Le combustible a d'autant plus de valeur qu'on obtient plus de plomb, puisqu'alors il y a eu plus d'oxygène enlevé par son carbone et son hydrogène. Par le calcul, on estime que le *carbone pur* produirait avec la litharge exempte de minium, et en supposant qu'il n'y ait pas de perte, *34 fois son poids de plomb*, et le *gaz hydrogène*, *103,7 son poids*, c'est-à-dire un peu plus de trois fois autant que le carbone. Ce moyen est, du reste, sujet à plusieurs causes d'erreur. Il peut se perdre une partie des principes volatils des combustibles bitumineux; une portion du plomb peut rester dans les scories, etc.

937. *Essais comparatifs pratiqués sur de grandes proportions.* — Tous les moyens qui viennent d'être indiqués sont ingénieux et peuvent donner des indications utiles sur la valeur calorifique relative des différents combustibles, mais ils ne sauraient suffire. Pour ne pas tomber dans des erreurs qui peuvent amener la ruine d'une industrie, il est prudent de procéder à des essais pratiques en employant des proportions de combustibles semblables à celles dont on doit faire usage pour le travail définitif.

938. En effet, les résultats obtenus par les savants en procédant à des essais scientifiques, s'accordent peu, et

d'ailleurs il y a tant de choses à considérer dans l'emploi pratique des combustibles, comme, par exemple, la *combustion avec ou sans flamme*, la *différence du pouvoir rayonnant*, l'*inflammation plus ou moins rapide*, la *combustion plus ou moins facile*, l'*agglutination ou la non agglutination des charbons fossiles*, leur *résistance ou leur brisement en petits fragments* par l'action de la chaleur, l'*état de sécheresse ou d'humidité* ordinaire des combustibles, la *température plus ou moins élevée qu'ils exigent pour entrer en combustion complète*, la *présence ou l'absence de certains principes nuisibles* pour quelques emplois, comme le *soufre*, le *phosphore*, l'*azote*, etc.; que si l'on se borne à des essais en petit, il est presque impossible d'éviter de graves mécomptes.

939. Pour pratiquer les essais en grand d'une manière fructueuse, il faut procéder du reste avec beaucoup d'attention et de soins; on doit surtout *appliquer les combustibles dans les mêmes circonstances, pour obtenir des effets semblables, en employant des quantités égales*. Les résultats obtenus à *plusieurs reprises*, comparés avec la valeur relative et le prix de transport des combustibles, déterminent ensuite d'une manière certaine, et sans exposer à aucune chance fâcheuse, celui à qui l'on doit donner la préférence.

3° Valeur comparative des différents combustibles relativement à leurs pouvoirs calorifique et rayonnant.

940. Si l'on ne considère les combustibles que sous le rapport de leur *pouvoir calorifique et de leur pouvoir rayonnant*, on trouvera dans le tableau suivant les données nécessaires pour établir dans chaque localité leur valeur relative, comparativement à leur prix de vente.

Tableau comparatif des pouvoirs calorifiques et rayonnants des combustibles les plus usités.

COMBUSTIBLES.	PUISSANCES CALORIFIQUES.	POUVOIRS RAYONNANTS.
Bois sec.	3600	0, 28
Bois ordinaire à 0,20 d'eau. .	2800	0, 25
Charbon de bois.	7000	0, 50
Tourbe sèche	4800	0, 25
Tourbe à 0,20 d'eau.	3600	0, 25
Charbon de tourbe	5800	0, 50
Houille moyenne	7500	plus que le char- bon de bois.
Coke à 0,15 de cendres . . .	6000	plus que le char- bon de bois.

**4^e Comparaison des combustibles dans leur application. ---
Avantages et désavantages particuliers à chacun d'eux dans
son emploi industriel.**

941. Les combustibles fossiles, les charbons qu'ils fournissent par une combustion incomplète, et ceux qu'on retire des matières végétales, *ne conviennent pas tous pour tous les usages*. Les uns produisent une flamme, et peuvent chauffer les appareils sur une surface étendue, d'autres n'en forment pas et ne développent de la chaleur que dans un point très-circonscrit. Beaucoup d'autres différences importantes pour leur application aux besoins de l'industrie les distinguent encore les uns des autres, et vont être signalées dans le résumé suivant, où se trouvera, indépendamment de plusieurs indications non encore présentées, une sorte de récapitulation de ce que présente de plus important, relativement à l'application industrielle, l'histoire de chaque combustible en particulier.

942. A. Bois. — Quand ils viennent d'être coupés ils contiennent beaucoup de sève. Il est reconnu que les bois verts renferment de 37 à 48 p. 100 d'eau libre, selon qu'ils sont plus ou moins compactes, et qu'après un an, ils en retiennent encore 20 à 25 p. 100. Quand ils sont bien secs, ils peuvent en absorber dans l'atmosphère, si elle devient humide.

943. En brûlant un bois pénétré d'humidité on perd beaucoup de chaleur, laquelle est employée à vaporiser l'eau. L'emploi du bois bien sec, quoique sa combustion soit plus rapide, présente donc une importante économie.

944. Les bois en séjournant dans l'eau (bois flottés), y laissent dissoudre des principes qui desséchés sont combustibles ; il résulte donc de leur flottage une perte réelle. Ils sont beaucoup plus légers et ont moins de valeur à la vente.

945. La fibre ligneuse est toujours identique dans sa composition quel que soit l'arbre ou la plante dont elle provienne. Mais elle y est plus ou moins rapprochée ou condensée, ce qui établit des différences importantes de densité pour chaque essence de bois. En général, si l'on compare pour l'usage les bois à un égal degré de dessiccation, on trouvera que les plus denses sont les meilleurs.

Tableau de la densité des bois les plus usités comme combustibles (Brisson).

NATURE DU BOIS.	DENSITÉ.	NATURE DU BOIS.	DENSITÉ.
Grenadier.	1,35	Oranger, cognassier. . .	0,70
Gayac, ébène.	1,53	Orme (le tronc).	0,67
Buis de Hollande.	1,52	Noyer de France.	0,67
Chêne de 60 ans (le cœur).	1,17	Poirier.	0,66
Nélier.	0,94	Cyprès d'Espagne.	0,64
Olivier.	0,92	Tilleul.	0,60
Buis de France.	0,91	Coudrier ou noisetier. . .	0,60
Mûrier d'Espagne.	0,89	Saule.	0,58
Hêtre.	0,85	Thuya.	0,56
Frêne (le tronc)	0,84	Sapin mâle.	0,55
Aulne, if d'Espagne.	0,80	Peuplier blanc d'Espa-	
Pommier.	0,79	gne.	0,52
If de Hollande.	0,78	Sapin femelle.	0,49
Prunier.	0,78	Peuplier.	0,58
Erable, cerisier.	0,75	Liège.	0,24

946. Marcus Bull, en opérant sur les bois d'Amérique, après les avoir enduits d'un vernis de cire et de résine ayant la même densité que l'eau, et cela pour empêcher l'absorption de ce liquide, a obtenu les résultats suivants :

Noyer à écorce écailleuse	1,000
Chêne blanc, châtaignier.	0,885
Frêne.	0,772
Hêtre	0,724
Charme	0,720
Pommier sauvage	0,697
Sassafras	0,618
Cerisier de Virginie	0,597
Orme.	0,580
Cèdre de Virginie	0,555
Pin jaune	0,551
Bouleau à feuilles de peuplier.	0,530
Châtaignier	0,522
Peuplier d'Italie.	0,397

947. La pesanteur spécifique des bois varie d'ailleurs suivant l'âge, le sol où ils ont cru, le climat etc. Le jeune bois pèse plus que le vieux, le cœur de l'arbre plus que l'aubier.

948. Le poids d'un stère dépend de la densité du bois, de la grosseur des morceaux, de leur forme, de leur arrangement. Plus les morceaux sont gros, plus le poids de la mesure est considérable. Un stère de grosses bûches pèse souvent le double d'un stère de bois menu (bois de charbonnage). (Berthier.)

949. Dans les arts on peut, suivant M. Dumas, compter sur les moyennes suivantes relativement au poids du bois :

	Poids du stère.
Chêne, hêtre, bouleau en grosses bûches.	450 kil.
Sapins en grosses bûches.	325
Chêne ou tremble de charbonnage	225

950. En résumé, les bois à brûler *les meilleurs sont les plus secs*'

les plus gros et les plus denses. Par contre, les plus mauvais sont les bois verts, menus et légers.

Du reste, sous des poids égaux et au même état de dessiccation, les bois diffèrent peu. La chaleur qu'ils produisent est à peu près proportionnelle à la quantité de charbon qu'ils fournissent ; or, il a été reconnu qu'elle varie à peine d'un bois dense à un bois léger, quand on opère sur des quantités égales en poids et non en volume.

On admet même généralement que le bois mort donne autant de charbon que celui coupé vivant et qu'on a laissé sécher.

951. Relativement à l'usage du bois comme combustible, les remarques suivantes ont aussi quelque importance :

Les bois durs, comme le chêne, le charme, l'orme, le frêne, s'enflamment avec difficulté, brûlent avec lenteur et produisent une braise pesante qui se consume lentement. Les bois légers, au contraire, comme le pin, le sapin, le bouleau, le tremble, le peuplier, s'enflamment facilement, brûlent vite et laissent un charbon léger dont la combustion dure peu. Ces derniers donnent beaucoup de flamme, propriété qui augmente en raison de leur division. Le hêtre, quoique plus dense, présente aussi la même propriété.

952. **B. Charbons de bois.** — On vient de voir qu'un poids déterminé de charbon donne à peu près *la même quantité de chaleur quel que soit le bois qui l'ait fourni*. Mais cette chaleur est émise avec plus ou moins d'activité. Les charbons denses, provenant de bois pesants, ou ceux qui ont été fortement calcinés, brûlent avec beaucoup plus de lenteur que les charbons de bois légers ou ceux dont la calcination a été modérée.

953. Dans les appareils ordinaires, les charbons légers profitent peu, par la raison qu'on n'y utilise qu'une faible partie de la chaleur dégagée. On doit donc préférer ceux qui sont pesants, et dont la combustion est lente.

954. Les charbons au contact de l'air humide absorbent beaucoup d'eau, ce qui donne lieu, quand on en fait usage, à une perte de chaleur employée à faire passer ce liquide à l'état de vapeur ; il faut donc préférer ceux qui sont secs.

955. La pratique a donné les résultats suivants, relativement à l'emploi du charbon :

Le charbon récemment préparé brûle avec moins de facilité que celui qui a été conservé quelque temps.

Le charbon obtenu en vase clos (*charbon de vinaigre*) est léger et brûle facilement ; mais il ne produit pas une température aussi élevée que le charbon préparé par le procédé des forêts ; il ne peut même servir pour les essais métallurgiques, et n'est employé qu'avec désavantage pour la réduction des métaux. Cette différence tient à sa trop facile combustibilité, d'où résulte que les gaz qui sortent par la cheminée ont une température plus haute que lorsqu'on emploie un charbon plus lent à brûler. (Berthier.)

956. C. Houille. — En général, le bois peut être remplacé par la houille *dans tous ses usages*, elle lui est même préférable dans beaucoup de circonstances, par la raison qu'elle produit plus de chaleur.

957. Il ne suffit pas de connaître le pouvoir calorifique d'une houille pour savoir à quels usages elle est propre : des houilles égales sous ce rapport peuvent produire des effets très-différents.

958. Les quantités relatives de produits volatils et gazeux que donnent les houilles apportent une très-grande différence dans leur emploi comme combustible. Quand elles sont très-bitumineuses ou hydrogénées (houilles grasses), elles donnent une flamme longue qui les rend préférables pour le chauffage des fourneaux à reverbère et des chaudières. Pour la cuisson de la chaux, on préfère les houilles sèches.

959. Les houilles reconnues pour les *meilleures* sont, en général, les *houilles grasses qui se boursoûfent peu* ; ce sont celles aussi qui sont les plus propres à donner de bon coke.

Les houilles qui produisent le gaz le plus éclairant sont celles dans lesquelles il y a le plus d'hydrogène par rapport à l'oxygène, quelle que soit d'ailleurs la proportion de carbone. (Berthier.)

960. Relativement à la quantité de chaleur que donnent les houilles, on estime en général qu'elle est égale à celle que

fourniraient séparément le carbone et l'hydrogène en excès relativement à l'oxygène. D'où il suit qu'on peut, sous ce rapport, les classer dans l'ordre suivant :

- 1^o Houille à coke boursoufflé, très-hydrogénée.
- 2^o Houille à coke boursoufflé, très-riche en carbone.
- 3^o Houille à coke fritté, très-riche en carbone.
- 4^o Houille à coke pulvérulent, très-riche en carbone.
- 5^o Houille à coke fritté, pauvre en carbone.
- 6^o Houille à coke pulvérulent, pauvre en carbone.

961. La houille, quand elle est mouillée, *augmente de poids et de volume*. Cette augmentation est plus considérable dans les houilles poreuses que dans celles qui sont compactes. Il y a donc une perte réelle à employer des houilles qui ont été exposées aux intempéries de l'air.

962. L'humidité dont la houille est imprégnée a de plus un autre inconvénient, c'est de lui faire perdre de son pouvoir calorifique, en raison de ce qu'il faut du calorique pour convertir en vapeur l'eau qu'elle contient. C'est donc une mauvaise pratique de mouiller le charbon avant de l'employer.

963. L'expérience a prouvé aussi que l'action de l'air et celle de l'humidité un peu prolongées rendent la houille beaucoup moins avantageuse sous le rapport du rendement en gaz pour l'éclairage, ce qui tient sans doute à une production en pure perte d'acide carbonique et d'hydrogène carboné, sous l'influence de la décomposition spontanée des pyrites.

964. Les pyrites nuisent beaucoup aux qualités des houilles, soit pour le chauffage des chaudières, soit pour les travaux métallurgiques, soit même pour la préparation du gaz d'éclairage. Toutes choses égales d'ailleurs, une houille est *d'autant meilleure qu'elle contient moins de sulfure de fer*.

965. Il faut enfin tenir compte, dans l'emploi des houilles, de la quantité de cendres qu'elles produisent, quantité qui varie considérablement, suivant les espèces, et qui donne lieu à une perte relative en matière combustible.

966. **D. Coke.** — Le coke s'allume, en général, avec plus

de difficulté que les autres combustibles, l'antracite excepté. Il ne brûle facilement que lorsqu'il est en masse, sous l'influence d'un courant d'air convenablement disposé. Les machines soufflantes rendent sa combustion très-active. Il ne produit presque pas de flamme. Le coke incandescent s'éteint dès qu'on le retire du foyer.

967. Le coke pulvérulent et le coke fritté brûlent moins facilement que le coke boursoufflé.

968. Le bon coke émet en brûlant à peu près autant de chaleur que le charbon de bois, cependant, pour produire un effet déterminé, on consomme toujours plus du premier que du second, par la raison que le coke ne peut brûler qu'en masse, avec l'aide d'un fort courant d'air. Dans les travaux métallurgiques, on admet que, pour équivaloir à 1 de charbon de bois, il faut 1,25 à 1,50 de coke en poids, et environ 0,50 en volume, car il est beaucoup plus dense. (Berthier.)

969. Le pouvoir calorifique du coke est généralement de $1/5$ ou de $1/4$, rarement de $1/3$ inférieur à celui de la houille qui l'a produit.

970. En pleine combustion, la chaleur que le coke produit est intense; aucun combustible, sous ce rapport, ne peut lui être comparé; aussi donne-t-il dans les hauts-fourneaux des résultats qu'on ne peut obtenir du charbon de bois. Il doit cet avantage à sa grande densité ainsi qu'à son pouvoir rayonnant qui est supérieur, d'après Pécelet, à celui de tous les autres combustibles, ce qui explique d'ailleurs sa supériorité dans tous les chauffages à foyer ouvert.

971. La valeur d'un coke est généralement *en raison directe de sa densité et inverse de la quantité de cendres qu'il laisse après la combustion.*

L'hectolitre de bon coke en morceaux pèse de 40 à 45 kilogrammes, environ une fois et demie le poids du charbon de bois. Le coke provenant des fabriques de gaz est plus léger et par conséquent a moins de valeur.

972. Le coke peut absorber beaucoup d'humidité comme le charbon de bois, d'où résultent les mêmes inconvénients que pour celui-ci.

Le coke retient toujours une partie du soufre de pyrites.

973. E. **Anthracite.** — C'est de tous les combustibles le plus difficile à brûler, ce qui tient à sa densité et à l'absence de l'hydrogène parmi ses éléments. Il se comporte au feu à peu près comme le coke, mais brûle plus difficilement. Aussi sa combustion n'est-elle bien active que lorsqu'il est en masse. Les morceaux embrasés qu'on retire du foyer s'éteignent immédiatement.

974. Il se rapproche aussi du coke par son pouvoir calorifique, qui est à peu près le même que celui de ce combustible. Sa combustion produit donc une température intense, mais elle offre des difficultés. Beaucoup d'anthracites, par exemple, décrépitent à la première impression de la chaleur et se réduisent en très-petits fragments, ce qui s'oppose au libre passage de l'air. C'est cette cause, dit M. Berthier, qui a forcé de renoncer à l'usage de l'anthracite de la Mure (Isère) dans les hauts-fourneaux de Vizille. On a déjà vu qu'en Angleterre on est parvenu à vaincre cette difficulté.

975. On obtient un très-bon résultat de l'anthracite en le brûlant avec du bois : c'est ainsi qu'on l'emploie pour l'évaporation des eaux salées dans les salines de Moutiers, en Savoie.

976. Exposé à l'air humide, il peut absorber une certaine quantité d'eau et brûler avec flamme au commencement de la combustion. Ce qui a été dit des résultats de la volatilisation de l'eau, en parlant des autres combustibles, s'applique également à l'anthracite.

977. L'anthracite est souvent *très-pyriteux*.

978. Il laisse généralement *moins de cendres que la houille*. Il est des variétés cependant qui contiennent jusqu'à 15 ou 16 pour 100 de matières terreuses.

979. F. **Lignite et charbon de lignite.** — Les lignites sont généralement des combustibles *peu estimés*. Ils brûlent avec une flamme longue, peu chaude et mêlée de fumée d'une odeur désagréable. On ne peut les employer pour les usages qui exigent une température très-élevée. On n'en use généralement que dans les localités où se fait leur exploitation.

980. Les lignites carbonisés donnent cependant un produit

qui se rapproche beaucoup du charbon de bois, et qui pourrait remplacer ce combustible avec quelque économie dans beaucoup de ses usages. On a trop négligé ce moyen de tirer parti des lignites.

981. **G. Tourbe et charbon de tourbe.** — La tourbe brûle facilement avec flamme et fumée. Dans les localités où elle abonde *elle coûte peu; généralement son usage est très-économique.*

982. Cet usage est d'autant plus avantageux qu'elle est *plus compacte*, plus lourde, et qu'elle contient *moins de matières terreuses.*

983. La combustion de la tourbe limoneuse dure assez longtemps : la tourbe filamenteuse s'enflamme vite et se consume très-promptement.

984. Le pouvoir calorifique de la tourbe est à *peu près égal à celui du bois*, si l'on considère la moyenne fournie par la tourbe limoneuse et la tourbe filamenteuse. Il résulte aussi de la pratique, qu'une tourbe de bonne qualité donne autant de chaleur, à poids égal, que le bois, c'est-à-dire moitié moins que la houille. La chaleur rayonnante qui se dégage pendant la combustion de la tourbe est plus grande, selon M. Pécelet, que celle produite par la combustion du bois.

985. On admet en général que, de tous les combustibles, c'est la tourbe qui donne la *température la plus égale et la plus constante.* Ce qu'il y a de certain, c'est qu'une fois allumée, elle brûle sans avoir besoin d'être attisée comme la houille, et sans donner une flamme aussi vive que celle du bois. (Dumas.)

986. Le charbon fourni par la tourbe occupe un volume beaucoup moins grand que celui de ce combustible non carbonisé : le retrait est le plus ordinairement des deux tiers. Ce charbon est tendre et friable quand il contient peu de matières terreuses, compact et dur quand il en renferme beaucoup. Le plus léger pèse autant que le charbon de bois. (Berthier.)

987. Le pouvoir calorifique du charbon de tourbe est toujours, en poids, *un peu moindre que celui du charbon de bois.* Il est d'ailleurs en raison inverse de la quantité de cendres que ce charbon laisse après la combustion. Il a à peu près le même pouvoir rayonnant que la tourbe carbonisée.

988. M. Blavier a reconnu que le charbon de tourbe *peut soutenir la comparaison avec le charbon de bois*. Il a pu servir à souder des barres de fer d'un fort volume. Il a, du reste, l'avantage de s'allumer facilement, de brûler lentement, d'une manière égale, et de se consumer complètement même en très-petits morceaux. Le seul désavantage de ce combustible, c'est son prix de revient, qui est assez considérable, par suite des procédés de carbonisation employés.

989. Si l'on parvenait à simplifier, à rendre plus économique la préparation de ce charbon, il n'y a pas de doute qu'on en tirerait un parti très-avantageux dans les travaux métallurgiques.

990. Le charbon de tourbe est très-hygroscopique et peut retenir beaucoup d'eau.

991. Les tourbes contiennent souvent du sulfate de chaux, indépendamment des autres matières terreuses. C'est à cette cause que M. Berthier attribue l'odeur sulfureuse de leurs cendres. Selon ce savant, c'est probablement ce qui a fait dire que les tourbes contiennent des pyrites de fer, qui s'y forment incessamment, assertion qui lui paraît tout-à-fait erronée, car il n'a jamais aperçu la plus petite trace de pyrite dans les tourbes, quoi qu'il en ait examiné un grand nombre.

5° Du mélange des combustibles entre eux : combustibles factices ou artificiels.

992. C'est une pratique utile et beaucoup trop négligée, que de mélanger entre eux les divers combustibles, afin de leur communiquer réciproquement des qualités qui leur manquent pour certains usages. Ainsi, dans quelques travaux métallurgiques, on s'est bien trouvé d'associer au coke le charbon de bois ou le charbon de tourbe. Le bois desséché, mélangé à l'anhracite, favorise beaucoup la bonne combustion de ce charbon. — Les houilles menues, associées à la tourbe (et le tout réuni par de l'argile ou du goudron de houille), peuvent former un bon combustible artificiel.

993. M. Weschniakoff, de Saint-Petersbourg, prépare, sous le nom de *carboleine*, un combustible qui, suivant son auteur, donne *cinq fois plus de chaleur* que la houille de la meilleure qualité; ce qui serait d'une grande importance pour le service des bateaux à vapeur, à cause de la réduction en poids et en volume du combustible qui leur est nécessaire. Son prix de revient est, à la vérité, plus élevé que celui de la houille; mais ce désavantage se trouve compensé par la propriété que possède ce combustible factice, de produire une flamme intense et une chaleur très-vive, dont la durée se soutient beaucoup plus longtemps qu'en employant la houille. — Expérimenté sur le bateau anglais *le Syrius*, allant de Cronstadt à Copenhague, l'emploi de la carboleine a donné des résultats satisfaisants.

M. Weschniakoff compose la carboleine avec de la houille en poudre et du poussier de charbon de bois qu'il mélange avec une huile animale ou végétale de peu de valeur, de manière à obtenir une pâte qu'il soumet à une forte pression, et qui acquiert ainsi la dureté et la solidité de la pierre. On a constaté que la carboleine ne retient que 7 p. 100 d'huile. — Une fabrique de ce combustible a été établie à Paris, et l'on saura bientôt s'il possède tous les avantages que lui attribue son auteur.

994. Un manufacturier anglais, M. Kurtz, de Liverpool, a pris une patente pour un procédé propre à rendre toutes les houilles égales en les ramenant à une qualité unique. Il parvient à ce résultat en mélangeant aux charbons de terre de qualité inférieure, des quantités convenables de coke et de goudron de houille, ou de tout autre substance bitumineuse; il obtient de cette manière un mélange pâteux qu'il moule en briquettes par l'effet d'une forte pression. M. Kurtz compose ainsi des combustibles dont la puissance évaporatoire peut être comparée à celle des meilleures houilles de l'Angleterre. Le gouvernement anglais, qui a mis en usage ces combustibles artificiels pour la navigation à vapeur, exige dans ses achats, qu'ils puissent évaporer *huit fois leur poids d'eau*. Les charbons anglais soumis à un semblable essai donnent les résultats suivants :

1 kil. anthracite évapore	8 kil.d'eau.
1 kil. de la meilleure houille du pays de Galles, 7 à 8	
1 kil. houille de Liverpool (houille maréchale). . . 7	
1 kil. houille ordinaire de Liverpool. . . . 4 à 6	
1 kil. houille de Newcastle	4 à 6

Les faits qui précèdent conduisent à cette conclusion, qu'il y aurait de très-grands avantages à retirer de l'association des combustibles, soit entre eux, soit avec des matières grasses ou bitumineuses de peu de valeur. C'est un moyen, du reste, de tirer un grand parti du poussier de charbon de bois et des débris de houille et d'anthracite:

CHAPITRE DIXIÈME.

MÉTALLOÏDES.

SULFUROÏDES. — 1^o SOUFRE.

995. La section des sulfuroïdes a pour type le *soufre* et comprend avec ce corps le *sélénium* et le *phosphore*.

Les sulfuroïdes sont *solides* à la température ordinaire, *fusibles* à une température peu supérieure ou même inférieure à celle de l'eau bouillante, *volatils* au-dessous de la chaleur rouge, *très-combustibles* et *facilement inflammables*. Ils ont *beaucoup d'affinité pour l'oxygène*, avec lequel ils se *combinent d'une manière directe*, et forment, soit directement, soit indirectement, des *oxacides puissants*. Leur affinité pour l'*hydrogène* est *moins prononcée*, aussi ne peuvent-ils s'y combiner que d'une manière *indirecte*; en s'unissant à ce corps, ils forment particulièrement des *composés gazeux dont l'odeur est très-forte* et plus ou moins *désagréable*. Les composés gazeux hydrogénés du soufre et du sélénium appartiennent à la classe des *hydracides*; ceux que forme le phosphore sont *neutres*.

996. Dans la section des sulfuroïdes, *le soufre et le*

sélénium forment un *groupe parfaitement naturel*, qui se rapproche par plusieurs propriétés de l'*oxygène* et du *tellure*, corps avec lesquels le soufre et le sélénium sont *isomorphes*. Ces quatre corps, en effet, se combinent dans la même graduation proportionnelle, et peuvent se *substituer* les uns aux autres, sans changer le type et la forme des composés.

997. Le *phosphore*, au contraire, suit dans ses associations avec les autres corps des *lois proportionnelles différentes*, et se rapproche, sous ce rapport, de l'*arsénic* et de l'*antimoine*. Aussi avons-nous pensé à faire une section de ces trois corps, sous le nom de *phosphoroides*. Mais le phosphore n'a nullement les caractères d'un métal, tandis que l'arsenic et l'antimoine en sont doués à un degré très-prononcé. Beaucoup d'auteurs les ont cependant classés l'un et l'autre parmi les métalloïdes, parti que plusieurs de leurs propriétés justifient parfaitement. Pour nous, il nous a paru plus convenable de placer le phosphore dans la section des sulfuroïdes, corps avec lesquels il présente de nombreuses analogies, afin de ne pas séparer l'arsenic et l'antimoine d'avec les métaux. Ce qui nous a fait surtout adopter ce parti, c'est que nous rattachons ainsi à l'arsenic et à l'antimoine *tous les composés dont ils font partie*, ce qui est plus naturel et surtout plus favorable pour l'étude, que de traiter isolément, comme nous avons dû le faire pour les métalloïdes, de chacun de ces corps simples, sans tenir compte, pour le moment, des composés qu'ils peuvent former entre eux.

998. A cet égard, nous croyons devoir répéter ce que nous avons dit en parlant de la classification des corps en général, c'est-à-dire, que nous ne considérons pas les divisions que nous avons adoptées comme les meilleures possibles au point de vue de la philosophie

chimique, mais seulement comme celles qui nous ont paru les plus convenables pour faciliter l'étude de la science appliquée. Ce livre, en effet, n'est point une œuvre de science spéculative, mais un travail essentiellement *élémentaire et pratique*.

SOUFRE.

Symbole S. — Poids de l'atome. 201,16. — Poids de l'équivalent 201,16 (1)

999. ÉTIM. SYN. HISTOR. — Ce corps simple que les Grecs appelaient $\theta\epsilon\acute{\iota}\omega\nu$ (*theion*), et les Latins *sulphur*, qu'en France on a d'abord nommé *soulphre*, *souffre* et par contraction *soufre*, est, après le charbon et le fer, celle de toutes les matières chimiques dont la connaissance remonte à l'antiquité la plus reculée. Ses usages dans les arts et la médecine ne sont pas moins anciens ; aussi le soufre est-il de tous les corps, celui dont les propriétés ont été le plus étudiées par les alchimistes, les médecins et les chimistes proprement dits.

1000. Paracelse et les autres alchimistes ont considéré le soufre comme la *véritable matière du feu* : ils pensaient que les métaux étaient composés de *soufre* et de *mercure* : *omnia metalla ex sulfure et argento vivo consistunt*. Mais le soufre et le mercure des alchimistes n'étaient point les substances que nous connaissons sous ces noms, mais bien des *principes imaginaires*, d'une *nature vague et indéterminée*, dont on supposait et dont on n'avait pu prouver l'existence (2). — Stahl

(1) L'équivalent du soufre, dit M. Baudrimont, est exactement le double de celui de l'oxygène ou 200 ; c'est au moins le nombre que l'on obtient en calculant des analyses de sulfate de chaux faites par MM. Erdmann et Marchand (*Traité de chim.*, 1—564.)

(2) Si quelqu'un, dit Juncker, voulait exécuter les procédés qu'on rencontre dans certains livres de chimie, où l'on ordonne le soufre et le mercure, il se tromperait lourdement d'employer le soufre et le mercure communs. Ceux que

prétendait que le soufre était composé d'*acide vitriolique* et de *phlogistique* (1). — Patrin l'a considéré depuis comme de *l'électricité concrète*, ce qui se rapporte à l'opinion des Grecs, qui étaient persuadés que la matière de la foudre était sulfureuse. — H. Davy et Berthollet fils ont soutenu que le soufre était un *corps composé*, qu'il contenait de l'oxygène, de l'hydrogène et une base particulière; mais cette opinion, malgré les expériences dont elle a été appuyée, n'a pu prévaloir. Aujourd'hui tous les chimistes placent le soufre parmi les corps simples.

1001. ÉTAT NATUREL. — Il est peu de corps plus abondamment répandus dans la nature :

On trouve le soufre à l'état *libre, vierge, ou natif*, en beaux cristaux translucides (octaèdres allongés à base rhombe), sur de la strontiane sulfatée, à Val-Di-Noto, San Cataldo et Girgenti, en Sicile (2), et dans les terrains salifères, avec de la chaux sulfatée (gypse), à Conilla, près de Gibraltar, en Espagne. En général *le soufre accompagne le gypse* dans les terrains où l'on exploite le *sel marin*, ou près des sources salées.

1002. C'est à l'état *amorphe*, et en masses plus ou moins volumineuses, soit pur, soit surtout mélangé de matières terreuses, qu'on trouve le plus souvent le sou-

prescrivent les alchimistes sont d'une autre nature, quoiqu'ils portent le même nom. (Juncker, *Élém. de chim.*, tom. 2, p. 8.)

(1) Le soufre minéral est composé d'un acide très-puissant, qu'on appelle *l'acide universel*, et de *phlogistique*. Cette définition suffit pour empêcher de le confondre avec les autres substances qu'on appelle *sulfureuses*. (Juncker, *Élém. de chim.*, t. 4, p. 166.)

(2) M. Maravigna, professeur de chimie à Catane, a reconnu que le soufre de Sicile se trouve dans les terrains secondaires (calcaire jurassique). Il pense qu'à l'époque de la formation de ces terrains, des courants de gaz acide sulfhydrique, provenant de l'intérieur, traversaient la marne bleue tenue en suspension dans l'eau. Cet acide, en se décomposant sous l'influence de l'air, donnait lieu aux dépôts de soufre qu'on trouve dans cette marne. (*Acad. des scienc.*, 6 août 1838.)

fre et qu'il se rencontre en plus grande quantité. Il existe ainsi en dépôts considérables près des ouvertures des volcans en activité, et à la proximité des cratères des volcans éteints. La formation de ces dépôts, qu'on appelle *solfatares*, est évidente : elle résulte de la condensation des vapeurs sulfureuses et de la précipitation sous l'influence de l'air, du soufre de l'acide sulfhydrique dégagé par les volcans avec le soufre en vapeur. — Les solfatares ou soufrières naturelles les plus importantes sont : 1^o celle de Pozzuolo (Pouzzol) près de Naples, qui alimente la plupart de nos fabriques d'acide sulfurique ; 2^o celle qui avoisine l'Etna, en Sicile, solfatare dont M. le professeur Maravigna a signalé la mauvaise exploitation ; 3^o celles de l'Islande ; 4^o celles de la Guadeloupe. — M. de Humboldt a rencontré des dépôts abondants de soufre dans les Cordilières. Tout récemment, un Français s'est occupé de l'exploitation d'une mine de soufre dans la régence de Tripoli. Mais ce soufre ne paraît point avoir une origine volcanique, puisqu'il se trouve avec du sulfate de soude dans un terrain salifère.

1003. Leseaux minérales sulfureuses laissent déposer du soufre, qui provient de la décomposition par l'oxygène de l'air, de l'acide sulfhydrique et des sulfures alcalins qu'elles contiennent. Pallas raconte que certains ruisseaux doivent au soufre qu'ils tiennent en suspension une apparence laiteuse. Dans les établissements où l'on administre les eaux sulfureuses, on voit quelquefois les tuyaux de conduite de ces eaux être obstrués par des dépôts de soufre.

1004. On rencontre du soufre libre dans tous les terrains, depuis les plus anciens jusqu'à ceux de la période actuelle ; il est en quelques lieux très-abondamment répandu dans les terrains primitifs. M. de Hum-

boldt en a trouvé aux Cordilières des masses considérables dans des quartz de 400 mètres d'épaisseur. M. Bardin en a découvert dans du granite, à Ambert, Puy-de-Dôme. — Les houillères embrasées produisent de nombreuses fumeroles près desquelles on rencontre de petits cristaux de soufre quelquefois recouverts de chlorhydrate d'ammoniaque.

1005. Le soufre natif, du reste, n'a pas toujours la même apparence; s'il se montre quelquefois translucide, il est le plus souvent opaque; il ne se présente pas constamment avec la couleur *citrine* ou *sulfurine* qui lui est naturelle; on en trouve qui est *blanchâtre*, *rougeâtre*, *verdâtre*, etc.

1006. A l'état de combinaison le soufre est plus abondant encore qu'à l'état libre. On le trouve particulièrement associé aux métaux les plus communs et les plus utiles, comme, par exemple, au fer (pyrite martiale), au cuivre (pyrite cuivreuse), au plomb (galène), au zinc (blende), à l'antimoine (antimoine cru), au mercure (cinabre). — La plupart des autres métaux existent aussi à l'état de sulfure, mais moins abondamment. Le grand nombre de ces composés et l'extrême abondance de plusieurs ont fait appeler le soufre *grand minéralisateur des métaux*.

1007. Le soufre se trouve encore combiné dans l'*acide sulfhydrique* et dans les *sulfures alcalins* des *eaux minérales sulfureuses*. — Comme élément des *sulfates*, il fait partie du gypse ou pierre à plâtre, des sulfates de baryte, de strontiane, de magnésie, de soude, de l'alun (sulfate d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque), et de plusieurs autres sulfates moins abondants.

1008. Le soufre existe dans beaucoup de végétaux : Déyeux en a trouvé dans la racine de patience, et a reconnu sa présence dans la plupart des plantes de la

famille des *crucifères* (choux, raifort, radis, navet, cresson, cochéalaria, etc.). Planche, en soumettant un grand nombre d'autres plantes ou de leurs produits à la distillation, y a reconnu la présence de ce corps qui y existe, dit-il, à l'état libre ou du moins combiné seulement à la substance végétale (1). Robiquet et Thibiergeen ont trouvé en grande quantité dans l'huile volatile de moutarde (2). — Les plantes s'approvisionnent sans doute de soufre en absorbant l'hydrogène sulfuré (acide sulfhydrique) qui est mélangé à l'air dans beaucoup de localités; cela semblerait résulter du moins des expériences de M. Vogel, qui a cultivé du cresson dans du quartz et du verre pilé ne contenant pas trace de soufre libre ou combiné, ce qui n'a pas empêché cette plante de présenter une quantité notable de soufre à l'analyse (3)

(1) Ce soufre était entraîné par les vapeurs d'eau et réagissait sur le cuivre de l'alambic en y formant une couche noirâtre; un papier empreint d'acétate de plomb brunissait au contact de ces vapeurs, ce qui a fait penser à Planche que le soufre se dégageait à l'état d'acide sulfhydrique. Voici l'indication des résultats qu'il a obtenus en agissant sur un grand nombre de substances végétales :

<i>Ont donné beaucoup de soufre,</i>	<i>Ont fourni peu de soufre,</i>	<i>Ne contenaient pas de soufre,</i>
Les fleurs de sureau,	La mélisse,	La matricaire,
— de tilleul,	Le romarin,	La morelle,
— d'oranger,	Le marrube blanc,	Le chardon béni,
La mercuriale,	L'argentine,	L'armoise,
L'hyssope,	Le pourpier,	La petite centaaurée.
Le mélilot,	La bourrache,	Le tussilage.
L'estragon,	L'absinthe,	Les fleurs de lys,
La rhue,	La laitue,	— de camomille,
Les semences d'aneth,	Les roses pâles,	Les semences de genièvre,
— de carvi,	La semence d'anis,	Le piment,
— de fenouil,	Le plantain,	La canelle,
Les clous de gérofle.	Le cerfeuil,	Le macis,
	La ciguë.	La muscade.

(2) Planche pense que cette huile le dissout pendant la distillation; il ne s'y trouverait donc ainsi que d'une manière accidentelle.

(3) On a nommé *soufre végétal* une substance qu'on vend dans les pharmacies,

1009. Beaucoup de matières animales contiennent aussi du soufre dans une sorte de combinaison avec la substance organique : telles sont surtout les *cheveux*, les *poils*, la *laine*, les *crins*, la *matière cérébrale*, les *humeurs albumineuses*, le *blanc* et le *jaune d'œuf*. C'est à la présence de ce corps qu'il faut attribuer la coloration noirâtre des cuillers d'argent qu'on laisse en contact avec les œufs. Parmi les substances animales qui en contiennent, on peut citer encore les *limaçons de vigne* et les *poumons de veau*, dans lesquels M. Boudet a reconnu la présence de ce principe (1).

L'existence du soufre dans un grand nombre de matières végétales et animales explique le dégagement de l'odeur hydrosulfureuse qui résulte de leur putréfaction, comme cela a lieu, par exemple, dans les fosses d'aisances. Telle est également l'origine des petites masses sulfureuses et des cristaux de soufre qu'on rencontre quelquefois au milieu des dépôts de matières organiques, dans les voiries, les égouts, etc. — Les mémoires de l'Académie des sciences (année 1780, p. 105), font mention d'une découverte de soufre cristallisé dans les plâtras provenant de la destruction de la porte Saint-Antoine. Laugier a vu un amas abondant de cristaux de soufre au milieu des débris de matières animales depuis longtemps décomposées dans les fossés de la Bastille.

sous le nom de *lycopode*, et qui ne contient même pas de soufre. C'est une poussière subtile, jaunâtre, très-inflammable, dont on se sert dans les théâtres pour simuler les éclairs, et qui est considérée comme le pollen d'une mousse, du *lycopodium clavatum*. Le phénomène qu'on a appelé *pluie de soufre* est produit par une matière végétale analogue, par le pollen des arbres résineux, poussière légère, jaunâtre, que les vents, au printemps, transportent quelquefois à d'assez grandes distances.

(1) Pour reconnaître le soufre dans ces substances, M. Boudet évaporait leur décoctum en consistance de gelée, puis il le faisait bouillir avec une solution de potasse. — Il suffisait ensuite de saturer cet alcali par un acide pour avoir un dégagement d'hydrogène sulfuré.

1010. EXTRACTION. — Le soufre, dont il se fait une consommation considérable dans plusieurs manufactures, se retire 1^o des *terres soufrées des solfatares*; 2^o des *sulfures métalliques* ou *pyrites*.

1011. 1^o **Extraction du soufre des solfatares.** — Le procédé d'extraction usité à Pouzzol, dans les environs du Vésuve, consiste à introduire les *terres imprégnées de soufre* dans des pots d'un mètre de hauteur et d'environ 20 litres de capacité, fermés par un couvercle et rangés des deux côtés d'un fourneau de galère, de manière que leur panse, entièrement plongée dans l'intérieur de ce fourneau, puisse s'échauffer fortement, tandis que leur partie supérieure, placée au dehors, est à l'abri de l'action du feu (1). A cette extrémité supérieure est adapté un tube qui va plonger en s'inclinant dans un récipient (en terre comme le vase distillatoire) percé à son fond de plusieurs trous, et placé au-dessus d'une tinette de bois pleine d'eau. Le soufre, sous l'influence de la chaleur, fond, se volatilise, s'échappe par le tuyau latéral, coule dans l'eau et se solidifie. En cet état, il forme des masses amorphes d'une couleur jaunâtre, jaune verdâtre, brunâtre, ou un peu grisâtre. Ces différences dépendent de ce qu'il contient une plus ou moins forte proportion de matières terreuses entraînées avec le soufre de la condensation des vapeurs, par l'effet du boursoufflement de la matière contenue dans le vase distillatoire. La quantité de ces matières terreuses, qui n'est d'ordinaire que de 2 à 3 centièmes, s'élève quelquefois jusqu'à 12 et même 15 pour 100. — Dans le commerce de la droguerie on appelle *soufre brut* celui qui est jaunâtre ou jaune verdâtre, et *soufre vif*, celui qui est gris. Cette dernière désignation était autrefois donnée au *soufre natif*.

1012. Anciennement on purifiait le soufre brut en le faisant

(1) En Sicile, selon M. le professeur Maravigna, le mode d'extraction est très mauvais : on calcine en plein air les fragments de minerai, de telle sorte que la plus grande partie du soufre se dégage à l'état d'acide sulfureux; d'où résulte une perte de 17/18. — Ce savant s'est efforcé d'obtenir l'amélioration de ce procédé, mais n'a pu réussir à faire adopter ses idées. (*Acad. des sciences*, 4 août 1858.)

fondre dans une chaudière de fer. Quand il était en fusion, on enlevait la partie la plus fluide avec des cuillers et on la coulait dans des moules en bois pour lui donner la forme de *soufre en canons*. Dans cette opération les matières terreuses, entraînées par leur propre poids, se déposaient au fond du vase et formaient une sorte de boue épaisse qui, étant refroidie, se vendait sous le nom de *soufre caballin*, par la raison que ce produit impur était employé dans la médecine vétérinaire.

1013. Aujourd'hui la purification du soufre brut se pratique, d'après le procédé de M. Michel, de Marseille, plus ou moins modifié, dans une sorte d'appareil distillatoire, au moyen duquel on obtient à volonté, soit du *soufre en canons*, soit du soufre pulvérulent, appelé *fleur de soufre*.

L'appareil de M. Michel consiste en une chaudière de fonte pouvant contenir 5 à 600 kil. de soufre brut, et qui communique par un conduit en briques avec une chambre en maçonnerie, faisant l'office de récipient. Sous l'influence de la chaleur le soufre fond, se volatilise, passe dans l'intérieur de la chambre où il se condense sous forme *pulvérulente*, si la *température est inférieure à 107 ou 109 degrés centigrades*, terme de fusion du soufre ; si elle est *plus élevée*, la *fleur de soufre se liquéfie*, et le soufre fondu coule et se rassemble à la partie inférieure de la chambre, d'où on le retire au moyen d'une ouverture à robinet pratiquée à la partie la plus déclive, pour le couler dans des moules en bois où il prend la forme de *soufre en canons*. Quand on veut l'avoir à ce dernier état, il faut entretenir le feu nuit et jour ; en cessant de chauffer durant la nuit, on n'obtient que de la *fleur de soufre* (1).

(1) En distillant, dit M. Dumas, 100 kil. de soufre dans une chambre de 64 mètres cubes de capacité, et continuant l'opération jour et nuit, on obtient du soufre liquide. — En distillant 100 kil. de soufre par heure, dans une chambre de 520 mètres cubes de capacité et ne travaillant que de jour, on produit, au contraire, du soufre en fleurs. (*Chimie appl. aux arts*, 1—125.)

Dans la fabrique de MM. Buran et C^{ie}, à Grénelle, on se sert d'un cylindre de fonte pour vase distillatoire, et le soufre vaporisé se condense dans une chambre en briques. On obtient de la fleur de soufre ou du soufre en canons, suivant la dimension de la chambre. Pour avoir le premier produit, on opère dans une

1014. Comme le soufre contient ordinairement de l'hydrogène dont la proportion s'élève à peu près aux 0,004 de son poids, il se dégage pendant l'opération de l'acide sulfhydrique ainsi que des vapeurs de naphte, provenant d'une certaine quantité de bitume que renferment les minerais de soufre, suivant la remarque de Vauquelin. La production et l'inflammation de ces gaz et vapeurs combustibles qui se trouvent mêlés d'air et de vapeur de soufre, donnait lieu à de fréquentes et dangereuses explosions dans les premiers temps où l'on pratiquait cette opération (1). Aujourd'hui cet accident est devenu extrêmement rare; on le prévient en opérant la fusion, puis la décantation du soufre, avant de l'introduire dans la chaudière; on le rend aussi plus difficile et moins dangereux, au moyen de deux ouvertures pratiquées à la paroi supérieure de la chambre et fermées chacune par une soupape ou plaque de tôle montée sur un cadre de fer, qui s'ouvre de dedans en dehors, en permettant aux gaz et vapeurs de l'intérieur de s'échapper, sans admettre l'introduction de l'air atmosphérique.

1015. 2° **Extraction du soufre des pyrites.** — Le traitement des *pyrites cuivreuses et martiales* (sulfure double de cuivre et

chambre dont la capacité représente à peu près 80 fois celle du cylindre, et l'on conduit lentement la distillation. Celle destinée à la fabrication du soufre en caçons ne présente que 20 fois la capacité du cylindre. — La chambre où l'on obtient du soufre pulvérulent, dans la fabrique de Grenelle, a 13 mètres 50 de longueur sur 7 mètres 50 de hauteur et 5 mètres de largeur; on ne l'ouvre qu'au bout d'un mois, et l'on en retire 60 balles de fleur de soufre, chacune du poids de 300 kilogrammes. — Les résidus de cette préparation sont employés à la fabrication de l'acide sulfurique.

MM. Porry, Liguaret et C^o, de Marseille, emploient pour l'épuration du soufre un appareil en fonte qu'ils appellent *sulfa-fusifère*, et au moyen duquel ils prétendent opérer sur une plus grande quantité que d'ordinaire, avec une économie notable de combustible, et en incommodant beaucoup moins les ouvriers. (Voyez *Brevets d'invention*, t. 34, p. 272.)

Dans sa séance du 26 février 1844, l'Académie des sciences a décerné à M. Lamy un prix de 3000 francs pour les améliorations qu'il a apportées, particulièrement sous le rapport sanitaire, dans la purification du soufre.

(1) L'inflammation de la vapeur de soufre seule, mélangée à l'air atmosphérique, peut donner lieu à de semblables explosions.

de fer), tel qu'il se pratique encore à Chessy et à Sain-Bel (Rhône), se fait de la manière suivante :

On dresse des pyramides de 5 à 6 mètres d'élévation et qui sont formées par des lits alternatifs de fagots de bois et de pyrites réduites en fragments de la grosseur d'un œuf ou à peu près. On entoure chaque pyramide d'une couche de terre de l'épaisseur d'environ un mètre, en ayant soin de réserver une ouverture à la partie inférieure, pour mettre le feu, et de plus afin d'établir un courant au moyen d'une autre ouverture réservée à l'extrémité supérieure de la pyramide, qui se trouve ainsi tronquée à son sommet. Le bois, mis en état de combustion, chauffe les pyrites, en volatilise peu à peu le soufre, qui s'échappe en partie à l'état d'acide sulfureux et, en plus grande partie, vient se condenser à l'état liquide, dans une cavité pratiquée au sommet du cône. C'est de là qu'on l'extrait matin et soir au moyen d'une cuiller de fer. Quand au métal contenu dans le sulfure, il s'oxyde peu à peu à mesure qu'il perd son soufre. Le sulfure grillé, composé d'oxyde de cuivre, d'oxyde de fer et de pyrite non entièrement décomposée, est traité ensuite par le charbon pour en obtenir le cuivre. L'opération du grillage dure six mois, un an et même davantage. — Cette opération est peu productive en soufre, et se fait principalement en vue de l'extraction du cuivre.

1016. On obtient le soufre du bisulfure de fer ou pyrite martiale, dans un appareil distillatoire, formé d'un vase ou d'un cylindre en fonte ou en argile réfractaire (argile apyre), communiquant avec un récipient où la vapeur du soufre va se condenser. Dans cette opération, qui se pratique en Saxe, en Hongrie, à Namur en Belgique, et même en France, le per-sulfure, (seul sulfure qui puisse être employé avec avantage), ne se décompose pas entièrement, mais est seulement ramené en partie à l'état de *proto-sulfure*. De 54 parties de soufre (sur 100) que contient le per-sulfure, on en obtient à peu près 14. Le proto-sulfure contenant 27 pour 100 de soufre, il en reste donc 13 parties qui ne peuvent être retirées, car il faudrait fondre la pyrite pour les obtenir, et il serait alors très-difficile de retirer la matière du cylindre, pour la remplacer par de nouvelles

pyrites. Le minerai ainsi grillé est ensuite exposé à l'air, pour en obtenir de la couperose verte (sulfate de protoxyde de fer).

1017. A Fablun, en Dalécarlie, on suit, au rapport de Berzélius, un procédé plus économique. On allume les pyrites *dans des fours*, où une température élevée est obtenue au moyen de la combustion *d'une partie de leur soufre*, qui sert ainsi à *en volatiliser une autre partie*. L'acide sulfureux et les vapeurs de soufre qui se développent dans cette opération, s'échappent par des cheminées en bois, pratiquées de manière à ce que le soufre puisse s'y déposer et y être recueilli. On perd ainsi beaucoup de soufre qui s'échappe à l'état de gaz acide, mais on a l'avantage de ne pas consommer de combustible; ce qui est d'une grande importance. — En Angleterre on suit un procédé analogue pour retirer du soufre des pyrites de cuivre et de fer : on grille ces sulfures dans un fourneau où l'on ne laisse arriver que la quantité d'air nécessaire pour entretenir une combustion lente, et l'on condense les vapeurs de soufre dans une chambre construite en briques.

418. ETAT D'IMPURETÉ DU SOUFRE. — PURIFICATION. — Le soufre peut retenir de *l'eau* : il est facile d'en déterminer la quantité au moyen d'une double pesée, faite avant et après sa dessiccation à 100 degrés.

4019. Les sulfures bruts, comme on vient de le dire, contiennent une assez grande quantité de *matières terreuses*; on en reconnaît facilement la proportion en volatilisant le soufre pur et en pesant ensuite le résidu terreux.

4020. La fleur de soufre est généralement plus ou moins imprégnée d'*acide sulfurique*, provenant de l'oxygénation à l'air de l'acide sulfureux fourni par la combustion d'une partie de ce corps, dans l'appareil où s'opère la purification; celle du commerce, d'ordinaire, rougit très-fortement la teinture de tournesol. Dans les pharmacies on lui enlève cet acide par un *lavage à l'eau*

chaude, continué jusqu'à ce que le liquide ne précipite plus par les sels barytiques solubles.

1021. Indépendamment de ces impuretés, que renferment d'ordinaire les soufres de Naples et de la Sicile, extrait des solfatares, ceux qui sont retirés des pyrites contiennent encore des matières chimiques provenant de ces sulfures, et qui peuvent présenter d'assez graves inconvénient soit dans les arts, soit surtout pour l'usage médical.

Quand les pyrites, par exemple, contiennent de l'*arsenic sulfuré*, le soufre qu'on en obtient, se trouve mélangé d'une certaine quantité de *sulfure d'arsenic*, et même quelquefois d'*acide arsénieux*, ce qui rend la *fleur de soufre vénéneuse*. En Allemagne, il existe des soufres de cette nature dans le commerce; il est donc important de savoir y reconnaître cette impureté dangereuse. Un lavage à l'eau bouillante peut enlever l'acide arsénieux, dont on précipite ensuite l'arsenic à l'état de sulfure, au moyen d'un courant d'acide sulfhydrique. Si l'arsenic du soufre est seulement à l'état de sulfure, on en découvrira la présence, en dissolvant une portion de ce soufre dans l'*eau régale*, qu'on évaporera ensuite jusqu'à siccité; il restera un résidu d'*acide arsénique*, avec lequel on pourra obtenir de l'*arsenic métallique*, au moyen d'un appareil de Marsch. (V. *arsenic*). — Richter conseille, pour arriver au même but, de brûler dans un creuset une partie de soufre par 4 ou 5 parties d'azotate de potasse. En dissolvant le résidu dans l'eau, en le saturant par de l'acide sulfurique et en y ajoutant de la solution de sulfate d'argent, il se forme un *précipité rougeâtre d'arséniate d'argent*, si le soufre était *arsénifère* (1).

(1) Suivant MM. Geiger et Reimann, on peut reconnaître des traces d'arsenic dans le soufre par le procédé suivant :

Faire digérer quelque temps le soufre en poudre dans de l'ammoniaque li-

1022. Le soufre provenant des pyrites (celui de Fah-lun, par exemple, contient quelquefois du *sélénium*. On reconnaît, d'après M. Ebelmen, que le soufre est *sélénifère*, en le calcinant avec du *peroxyde de manganèse* dans une cornue de grès, et en dissolvant au moyen de l'eau le gaz qui s'en dégage. En agitant ensuite cette solution avec du peroxyde de manganèse l'odeur d'acide sulfureux disparaît et le liquide répand une forte odeur de radis, ou de raifort, si le soufre renfermait seulement une trace de *sélénium*. (*Ann. des min.* 3^e ser. t. XII.)

1023. SIGNALLEMENT PHYSIQUE.—Le soufre est *solide* à la température ordinaire, *fragile*, *très-friable* et facile à réduire en poudre; sa cassure est *conchoïde*, brillante et comme *vitreuse*.

Le plus souvent il est en masses, *amorphe* ou pulvéru-lent : en cristallisant, il présente, selon la remarque de M. Mitscherlich, le phénomène du DIMORPHISME, c'est-à-dire, qu'il peut revêtir *deux formes indépendantes l'une de l'autre*. Dans la nature il se présente sous la

fig. 33.

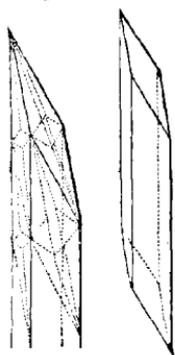


forme dominante d'un *octaèdre symétrique* ou à *base rhomboïdale* (fig. 33); en cristallisant par voie humide, comme cela arrive, par exemple, avec sa solution dans le sulfure de carbone ou dans le chlorure de soufre, qu'on laisse évaporer lentement, il présente encore le même type de forme. Cristallisé par simple fusion, dans un creuset qu'on laisse refroidir lentement, il forme au

quide; filtrer; traiter par l'acide chlorhydrique en excès. Un précipité jaune indique la présence de l'arsenic.

S'il n'y a pas précipité, évaporer presque à siccité; reprendre le résidu par un peu d'ammoniaque; saturer par l'acide chlorhydrique et ajouter de l'acide sulfhydrique. S'il y a de l'arsenic, on verra se former un précipité jaune. (*Journal de pharm.*, 15—1829.)

fig. 34 35.



contraire des *prismes obliques à bases rhombes* (fig. 34 et 35), forme qui est incompatible avec l'octaèdre.

Sa couleur est d'un *jaune citron* ou plutôt d'une nuance qui lui est propre et qu'on appelle *jaune de soufre*, *jaune sulfurin* ; quelquefois il est rougeâtre, même dans l'état de pureté.

Il est *sans odeur*, mais il en acquiert une particulière par le frottement ;

Il passe pour n'avoir *pas de saveur*, cependant il en développe une très-faible quand on le tient longtemps dans la bouche.

Sa densité ordinaire est de 1,99 : celle du soufre natif en cristaux, est de 2,1, et celle du soufre récemment cristallisé par simple fusion (1027) de 2,016. Ce dernier, qui est d'abord transparent, devient peu à peu opaque, quand il est exposé à l'air, il ne pèse plus alors que 1,99.

1024. PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES. — **Calorique.**

La chaleur spécifique du soufre = 0,1880.

Le soufre est *très-mauvais conducteur* de la chaleur : quand on le chauffe brusquement, il arrive quelquefois qu'il se brise en éclats ; il suffit même de tenir quelques instants un bâton de soufre dans la main, pour qu'il laisse entendre une sorte de craquement qu'on a appelé *cri du soufre*. Ce phénomène, comme le précédent, résulte de la dilatation inégale de ses parties par le calorique.

1025. Soumis à l'influence de la chaleur le soufre présente en outre des phénomènes très-remarquables : de 107 à 109°, il se fond et forme un liquide de *couleur citrine* ; si quand il est en cet état, on le laisse refroidir ou qu'on le coule subitement dans l'eau froide, il revient à

son état primitif, c'est-à-dire solide, jaune et friable. — Jusqu'à 140° il présente la même apparence et se comporte de même en refroidissant. — A 160°, il acquiert plus de consistance, plus de viscosité, et se colore en rouge brunâtre. — De 220 à 260° il devient brun noirâtre, pâteux et cesse de couler; on peut alors renverser le vase qui le contient, il reste adhérent au fond comme le ferait du miel très-épais. — Au-delà de 260° il se liquéfie de nouveau, mais sans reprendre toute la fluidité qu'il présentait entre 107 et 140°, et finit par entrer en ébullition et par se volatiliser. Si, quand le soufre est rouge brun et qu'il reprend de la fluidité, on le coule en filet continu dans une grande quantité d'eau, pour que son refroidissement soit subit, il conserve une couleur rouge hyacinthe et reste longtemps mou et assez ductile pour qu'on puisse l'étirer en fils élastiques, analogues à des lanières de caoutchouc, translucides et même transparents. — Mais après un ou deux jours, il reprend sa couleur jaune, son opacité, sa friabilité naturelles, et présente alors une texture grenue cristalline. M. Dumas, qui a fait des expériences à ce sujet, en présente le résultat dans le tableau suivant :

TEMPÉRATURE.	SOUFRE CHAUD.	SOUFRE REFOUÏDI SUBITEMENT PAR IMMERSION DANS L'EAU.
110° centigrades..	Très-liquide, jaune. .	Très-friable, couleur ordinaire.
140°	Liquide, jaune foncé.	Très-friable, couleur ordinaire.
170°	Épais, jaune orangé. .	Friable, couleur ordinaire.
190°	Plus épais, orangé . .	Mou et transparent d'abord, mais bientôt friable et opaque; couleur ordinaire.
220°	Visqueux rougeâtre. .	Mou et transparent, couleur de succin.
240 à 260° . . .	Très visqueux, brun rouge.	Très-mou, transparent, de couleur rougeâtre.
Point d'ébullition.	Moins visqueux, brun rouge.	Très-mou, transparent, couleur brun rouge.

1026. On a attribué toutes ces différences dans les qualités physiques du soufre, à une *oxidation* de ce corps. Mais il présente les mêmes phénomènes quand on opère *sans le contact de l'air*. Elles ne tiennent donc qu'à des *modifications* dans l'arrangement ou le *groupement de ses molécules* ; ce qui le prouve encore, c'est qu'en le faisant refroidir lentement, après l'avoir chauffé jusqu'au degré où commence sa volatilisation, il présente de nouveau, et successivement toutes ces variétés d'apparence. Ainsi de demi fluide il devient épais, puis se liquéfie encore et forme en approchant de 107° un liquide jaunâtre semblable à l'huile, puis finit par se solidifier. — Pour bien voir tous ces changements, il faut faire fondre le soufre dans un ballon de verre.

1027. Si l'on fait fondre le soufre dans un creuset, sans élever sa température jusqu'à le colorer et l'épaissir, qu'on le laisse ensuite refroidir et qu'on perce la croûte qui se forme à sa surface, avant qu'il soit entièrement solide, puis, qu'on fasse écouler ce qui est encore liquide, on aperçoit autour du vase une *belle cristallisation* en aiguilles jaunâtre. (*Prismes obliques à bases rhombes*). On a remarqué que le soufre éprouve une forte contraction au moment où il se concrète.

1028. Le *point d'ébullition* du soufre *n'est pas encore bien exactement déterminé*, du moins les chimistes varient beaucoup dans leurs indications à cet égard : Berzélius le porte seulement à 316°; selon Dumas, il n'est pas éloigné de 400 degrés; mais M. Baudrimont l'élève à 420° et le baron Thénard à 440°. — Le soufre en ébullition dégage une *vapeur orangée* ou d'un brun rougeâtre, dont la pesanteur spécifique est de 6,651 (1).

(1) Cette vapeur, dont la densité est très-forte, est, selon M. Ampère, celle du soufre mou. M. Frankenheim, qui a soutenu aussi cette opinion en l'appuyant de

— Distillé dans une cornue de verre, le soufre en canons ne laisse qu'un *résidu noirâtre* très-peu abondant, qui paraît formé par du carbone, provenant sans doute de la matière bitumineuse qui s'y trouve associée (1).

1029. **Lumière.** — Le plus ordinairement ce corps est opaque, mais on en trouve de beaux cristaux *translucides* et même *transparents*. En ce dernier état, il *réfracte fortement la lumière* et jouit à un très-haut degré de la *double réfraction* (2) à travers deux faces parallèles.

1030. **Electricité.** — *Très-mauvais conducteur* du

quelques preuves, admet que le *soufre jaune* a une *vapeur particulière* qui se dégage sans ébullition quand il forme un liquide clair et jaunâtre.

C'est à cette dernière vapeur qu'il faut sans doute attribuer le phénomène suivant, signalé par M. Berzélius : — Lorsqu'on frotte du soufre dans l'obscurité sur une brique ou sur tout autre corps qui soit échauffé, mais non *pas assez pour que le soufre puisse s'enflammer*, on voit s'élever une *flamme bleue extrêmement faible*, qui répand une odeur particulière. Cette flamme, autant qu'on sache, n'est point le résultat d'une combustion, et accompagne seulement l'évaporation du soufre; car un corps froid que l'on tient à son sommet se couvre de fleur de soufre. (Berz., *Traité de chim.*, édit. de Bruxelles, 1—90.)

(1) Dans le résidu de la distillation du soufre brut, M. Vauquelin a trouvé de la silice, du sulfure de fer, du carbonate de chaux et une *sorte de bitume*. (*Ann. de chim.* t. 25, p. 50.)

(2) Quand un rayon lumineux tombe obliquement sur un corps transparent, il s'écarte de sa direction primitive, au point où il pénètre dans ce corps, et se rapproche d'autant plus de la perpendiculaire, que le milieu dans lequel il entre est *plus dur ou plus combustible*. Cette déviation est ce qu'on appelle *réfraction de la lumière*. — Dans quelques minéraux transparents, le rayon lumineux qui les traverse se sépare en *deux faisceaux*, d'où il résulte que l'œil voit *double* l'image du corps qui réfléchit le rayon lumineux. C'est à ce phénomène que les minéralogistes ont donné le nom de *double réfraction*. — Pour constater la double réfraction d'un cristal, on regarde, par exemple, une aiguille à travers deux faces qui soient opposées. En rapprochant ou en éloignant l'aiguille, on arrive à un point où l'on en aperçoit deux placées l'une au-dessus de l'autre. — On peut procéder d'une autre manière, c'est-à-dire en appliquant contre une des faces du cristal une carte où l'on a pratiqué un trou avec une épingle. Si l'on regarde ensuite à travers ce petit trou une bougie allumée, placée à une distance convenable de la face opposée à la carte, on aperçoit une double image de la flamme.

fluide électrique, le soufre, par le frottement, se charge d'électricité négative ou résineuse.

1031. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES. — **Air.** — Sans action à la température ordinaire ; à 160°, le soufre y prend feu spontanément, brûle avec une flamme bleuâtre peu lumineuse, qui répand dans l'obscurité une lueur livide (1). L'oxygène atmosphérique en se combinant ainsi au soufre, le fait passer à l'état d'*acide sulfureux*, reconnaissable à son odeur suffocante.

1032. **Eau.** — Le soufre est insoluble dans l'eau. Cependant on a remarqué qu'il lui communique une faible saveur après quelques jours de contact. Généralement on admet qu'il n'exerce pas d'action décomposante sur ce liquide.

Planche cependant a observé que lorsqu'on fait bouillir de l'eau avec de la fleur de soufre, il se dégage un peu d'acide sulfhydrique, ce qu'il a reconnu par l'odeur de la vapeur aqueuse et par la *couleur brune ou noire* qu'elle communique à un papier d'*acétate de plomb* (2).

1033. Quand le soufre est précipité dans une solution aqueuse par l'effet d'une réaction chimique, il est d'ordinaire *incolore* et communique au liquide dans lequel il reste quelque temps en suspension une apparence plus ou moins *laiteuse* ; c'est ce qu'on appelait anciennement *lait de soufre*. Ce soufre ainsi obtenu, c'est-à-dire en décomposant par le vinaigre ou l'acide chlorhydrique un polysulfure alcalin, étendu dans une grande quantité d'eau, est blanc, et portait autrefois le nom de *magistère de soufre*. On le considère comme du *soufre hydraté* qui retient en combinaison une certaine proportion

(1) Chez les anciens, on faisait volatiliser du soufre dans certaines cérémonies, pour communiquer aux assistants la pâleur des morts. (Plin. XXXV, 15.)

(2) Le dégagement de l'hydrogène sulfuré peut s'expliquer par la présence ordinaire de l'hydrogène dans le soufre. Peut-être aussi la coloration du papier d'acétate de plomb est-elle due à la réaction du soufre libre entraîné à l'état de vapeur par la vapeur aqueuse.

d'*acide sulfhydrique*, ou du moins d'hydrogène. Quand on le fond, en effet, il dégage de l'hydrogène sulfuré. Mais il n'en est plus de même, comme l'a démontré Henri Rose, quand ce corps est précipité d'un *hyposulfite* traité par un acide; comme dans ce cas, il ne se dégage pas de l'acide sulfhydrique, mais de l'acide sulfureux, le soufre, précipité est *jaune*, et quand on le fond après l'avoir séché, *il ne donne pas d'hydrogène sulfuré* ou du moins n'en laisse dégager que des *traces*. La fleur de soufre, ajoute Henri Rose, bien lavée et desséchée se comporte de la même manière quand on la soumet à la fusion. (1)

1034. **Métalloïdes.** — L'*oxygène*, de même que l'air, n'exerce aucune influence sur le soufre à la température ordinaire; mais ce corps y prend feu au même degré que dans l'air, et y brûle avec une flamme beaucoup plus vive et plus lumineuse, en formant aussi de l'*acide sulfureux*, avec des *traces d'acide sulfurique anhydre*; ce dernier, se produit particulièrement, dit-on, quand l'*oxygène* est humide.

Un volume d'oxygène, en brûlant le soufre, forme un volume d'acide sulfureux.

1035. Indépendamment de l'acide sulfureux qui se forme *directement*, le soufre, en se combinant à l'*oxygène*, mais d'une *manière indirecte*, constitue les composés suivants :

1° Acide hyposulfureux.	S ² O ²
2° Acide sulfureux	S O ²
3° Acide hyposulfurique.	S ² O ⁵
4° <i>Acide sulphyposulfurique.</i>	S ³ O ⁵

(1) Berzélius, *Ann. de 1841.*

M. Shafloëuti, qui a fait la même remarque au sujet du soufre fourni par les hyposulfites, attribue le dimorphisme du soufre à la présence et à l'absence de l'hydrogène dans ce corps. (*Mémoire sur les rapports de la forme et de la composition chimique.*)

- 5° *Acide hyposulfurique bisulfuré.* $S^4 O^5$ (1)
 6° *Acide sulfurique.* $S O^3$

Le soufre est susceptible de se combiner avec tous les autres métalloïdes, l'azote excepté (2).

Directement il forme :

- | | |
|---|--|
| <p>Avec le CARBONE. — Sulfure de carbone. .
 $C S^2$</p> | <p>Liquide incolore, très-fluide, très-volatil, d'une odeur fétide. On l'obtient en faisant passer des vapeurs de soufre sur des charbons élevés à la température rouge.</p> |
| <p>— Per-sulfure de carbone.</p> | <p>Liquide oléagineux, jaunâtre. On pense que ce n'est qu'une dissolution de soufre dans le sulfure simple, ou un polysulfure.</p> |
| <p>Avec le PHOSPHORE. — Sulfures de phosphore.</p> | <p>Ces deux corps peuvent s'allier en toutes proportions et former des sulfures très-variés, les uns liquides ou mous, les autres solides, suivant la proportion respective des composants. Ils décomposent l'eau à la température ordinaire, et forment de l'acide phosphorique et de l'acide sulfhydrique. On fond le phosphore dans un tube et l'on y ajoute le soufre.</p> |
| <p>Avec le SÉLÉNIUM. — Sulfure de sélénium..
 $Se S^2$</p> | <p>Le soufre s'unit en toutes proportions avec ce sulfure.</p> |
| <p>Avec le CHLORE. — Chlorure de soufre..
 $Cl^2 S$</p> | <p>Liquide orangé qui se forme en mettant en contact de la fleur de soufre avec le chlore gazeux, même à la température ordinaire.</p> |
| <p>Avec le BRÔME. — Bromure de soufre. .</p> | <p>Liquide rougeâtre, huileux, formé à la température ordinaire, en versant du brôme sur de la fleur de soufre.</p> |
| <p>Avec l'IODE. . . — Iodure de soufre. . .</p> | <p>Combinaison solide qui s'opère à l'aide d'une faible chaleur.</p> |
| <p>Avec le BORE. — Sulfure de bore.</p> | |
| <p>Avec le SILICIUM. — Sulfure de silicium.</p> | |

(1) Les deux combinaisons indiquées en italiques ont été découvertes depuis peu de temps.

(2) M. Soubeiran est même parvenu à obtenir une combinaison de soufre et d'azote.

Indirectement le soufre forme :

Avec l'hydrogène. — *Acide sulfhydrique*. H^2S — Gaz très-fétide.

— *Polysulfure d'hydrogène*. $\left\{ \begin{array}{l} \text{Liquide remarquable par son} \\ \text{analogie avec le bioxyde d'hydro-} \\ \text{gène (eau oxygénée).} \end{array} \right.$

Métaux. — Le soufre, comme l'oxygène, a une grande tendance à s'unir aux métaux, et peut se combiner avec tous, soit en une, soit en plusieurs proportions; il forme ainsi des *sulfures* dont la composition correspond à celle des oxydes métalliques, (ou présente les mêmes proportions multiples), c'est-à-dire, des *monosulfures* ou *protosulfures* ($M S$), des *sesquisulfures* (M^2S^3), des *bisulfures* ($M S^2$), etc.

La plupart des sulfures métalliques peuvent être formés directement en mettant en contact le *soufre et le métal* dans des conditions convenables de température : on peut aussi en obtenir un grand nombre par *précipitation*, au moyen de l'acide sulfhydrique ou d'un sulfure alcalin, mis en contact avec les solutions métalliques.

1037. La combinaison du soufre et des métaux peut s'opérer, mais pour un petit nombre, à la *température ordinaire*. En triturant longuement, par exemple, du *soufre et du mercure*, on finit par obtenir un composé d'abord gris foncé et ensuite noir, qui est un sulfure de mercure (*Ethiops minéral*). — Nul doute que le cuivre, l'argent et d'autres métaux qui ont beaucoup d'affinité pour le soufre, ne puissent, dans un grand état de division, s'y unir d'une manière analogue (1). L'humidité peut favoriser cette combinaison, comme cela arrive quand on fait une pâte avec

(1) Le soufre précipité d'un sulfure alcalin ou de l'acide sulfhydrique s'unit ainsi avec le cuivre quand ce métal est dans un grand état de division; il en résulte un sulfure d'une couleur rouge foncé.

de la limaille de fer, de la fleur de soufre et de l'eau. La masse s'échauffe bientôt et ne tarde pas à noircir en se changeant en sulfure de fer.

1038. Cette combinaison du soufre et des métaux s'opère plus vite et plus facilement quand on *chauffe le métal très-divisé, mélangé avec de la fleur de soufre*. Le soufre se fond d'abord, puis la combinaison s'opère, et l'on voit la masse augmenter de volume, s'échauffer et souvent même *rougir* comme si elle brûlait sous l'influence de l'air; il est facile, par exemple, de constater ce phénomène avec le cuivre, le fer et le plomb. — Dans le *soufre en vapeur*, cette combinaison s'opère plus activement encore; c'est ce qu'on peut voir facilement en faisant chauffer du soufre dans un ballon de verre, puis en y projetant, quand il s'est formé de la vapeur sulfureuse rougeâtre, des feuilles d'argent ou de cuivre, réduites en petites masses, en les roulant entre les doigts: elles brûlent subitement dans la vapeur de soufre, comme le fer dans l'oxygène, avec tous les signes d'une vive combustion (1). — Le soufre dans toutes ces réactions se combine en *proportions constantes, déterminées*, et toute la partie surabondante de ce corps est chassée par la volatilisation, si l'on continue à chauffer le mélange.

1039. **Oxydes métalloïdiques.** — Il peut brûler dans le *protoxyde d'azote*, mais à une température très-élevée; il

(1) Hare a indiqué le moyen suivant de brûler les métaux dans la vapeur de soufre: il consiste à chauffer au rouge la culasse d'un canon de fusil, à y introduire un morceau de soufre, puis à fermer l'extrémité opposée avec un bouchon de liège. Le soufre se réduit en vapeur et s'échappe avec force par la lumière. Si l'on approche ensuite un fil de métal du courant de la vapeur sulfureuse, il rougit et se convertit en sulfure. La combustion du fil de fer forme ainsi une belle expérience. — Une plaque de fer rouge, dit M. Baudrimont, peut être percée par un cylindre de soufre que l'on met en contact avec elle; la fonte est moins attaquée par le soufre que ne l'est le fer.

se produit alors un demi volume d'acide sulfureux, en même temps qu'un volume d'azote devient libre. — Il ne brûle pas dans le *bi-oxyde d'azote*; — pour que la combustion ait lieu dans la vapeur nitreuse, (*acide hypoazotique*), il faut une température plus élevée que celle qu'il exige pour s'unir à l'oxygène.

1040. **Oxydes métalliques.** — A une température élevée il décompose la plupart des oxydes métalliques, en *chasse l'oxygène* et forme un *sulfure* avec le métal. Avec les *oxydes alcalins*, il forme des *sulfures mélangés de sulfate*.

1041. Chauffé avec une solution de potasse ou de soude caustique, le soufre s'y dissout facilement et en grande proportion, pour constituer un sulfure de potassium ou de sodium mélangé d'hyposulfite. On préparait anciennement de semblables solutions sulfureuses pour obtenir du *soufre précipité ou magistère de soufre*, qu'on séparait du sulfure alcalin, par l'addition de l'acide acétique.

1042. **Acides.** — Chauffé avec l'*acide sulfurique*, le soufre enlève un tiers d'oxygène à cet acide, et le fait passer, en y passant lui-même, à l'état d'*acide sulfureux*; c'est ce qu'indique cette équation : $2\text{SO}^3 + \text{S} = 3\text{SO}^2$.

1043. Il réagit aussi sur l'acide azotique bouillant, et s'y dissout, *mais en petite quantité*, avec dégagement de vapeur nitreuse, en passant à l'état d'*acide sulfurique*. La dissolution complète du soufre dans cet acide est *lente et difficile*; elle exige que l'acide soit renouvelé plusieurs fois. Elle s'opère avec plus de facilité quand cet acide est *fumant et rutilant* (*V. acide azotique*). Le soufre se dissout plus facilement encore dans l'*eau régale* (mélange d'acide azotique et d'acide chlorhydrique), que dans l'acide azotique pur : le résultat de

cette dissolution est encore une formation d'acide sulfurique. — On pratique quelquefois cette dissolution, dans les analyses, pour déterminer la proportion du soufre.

Le soufre est *sans action* sur les acides carbonique, phosphorique, chlorhydrique, brômhydrique, iodhydrique, etc.

1044. **Sels.** — Chauffé avec les carbonates, il *chasse l'acide carbonique* et réagit ensuite sur l'oxyde, comme s'il n'eût pas été carbonaté (1040). — La même réaction a lieu quand on fait bouillir le soufre en poudre dans une solution aqueuse d'un carbonate alcalin; ce sel agit encore alors comme l'alcali libre, mais plus lentement, et dissout une grande quantité de soufre.

Quand on fait bouillir le soufre avec une dissolution d'un sulfite alcalin, il s'y dissout en proportion déterminée et le fait passer à l'état d'hyposulfite : ex : $\text{SO}^2 + \text{S.} = \text{S}^2\text{O}^3$.

1045. **Matières organiques.** — Le soufre est un peu soluble, surtout à chaud dans l'alcool et dans l'éther sulfurique; par le refroidissement il y forme des cristaux aiguillés; M. Chevalier a reconnu que pour dissoudre 1 gram. de soufre natif ou sublimé, il faut 600 gram. d'alcool à 40° bouillant. — Le soufre précipité d'un sulfure est un peu plus soluble : une partie n'exige pour se dissoudre que 100 parties d'alcool. (*Journ. de chim. méd.* 1826, p. 589.)

1046. Le soufre, par l'intermède de la chaleur, se dissout aussi et en très-grande proportion, dans les huiles grasses, les graisses, les huiles essentielles et les huiles bitumineuses, comme le naphte, le pétrole. Ces huiles acquièrent ainsi plus de consistance, se colorent en rouge brun et répandent une odeur plus ou moins

fétide et désagréable (1). — Le meilleur dissolvant du soufre est le *sulfure de carbone*.

Le soufre fait en outre partie comme principe élémentaire d'un assez grand nombre de produits, obtenus des réactions si variées de la chimie organique.

UTILITÉ DANS LA NATURE. — Il en sera question en parlant du phosphore.

1047. USAGES. — Le bas prix du soufre et la propriété qu'il a de s'enflammer à une température peu élevée le font employer pour la préparation des *allumettes ordinaires*. C'est parce qu'il est très-inflammable et qu'il a la propriété de se changer en gaz par la combustion, qu'il est un des éléments de la *poudre à canon* et de la plupart des *compositions pyrotechniques*.

C'est parce qu'en brûlant il forme de l'acide sulfureux, qu'on s'en sert pour obtenir ce gaz acide dans les *souffroirs* où l'on opère le blanchiment de la laine et de la soie, pour préparer l'*acide sulfurique ordinaire*, et pour composer les *mèches soufrées* (V. acide sulfureux).

La propriété de transformer l'oxygène en gaz acide sulfureux, le rend très-utile pour *éteindre les feux de cheminée*. En en brûlant une ou deux poignées dans un foyer qui communique avec la cheminée, où le feu s'est développé, il se dégage assez de gaz acide sulfureux, pour arrêter, par la privation du contact de l'oxygène atmosphérique, la combustion de la suie.

Le soufre est employé encore pour préparer les *sulfures alcalins* et d'autres *sulfures métalliques*, comme le sulfure de fer, le *cinabre* ou sulfure de mercure, l'*ormussif* ou sulfure d'étain, etc., etc. — En le brûlant au contact

(1) Anciennement on appelait ces solutions sulfurées *baumes de soufre* (ex. : *baume de soufre anisé*, (solution de soufre dans l'huile essentielle d'anis); — *baume de soufre térébenthiné*, (huile essentielle de térébenthine sulfurée); elles n'étaient usitées qu'en médecine; elles sont à peu près abandonnées aujourd'hui.

du cuivre on obtient le *vitriol bleu* ou sulfate de ce métal.

La fleur de soufre mélangée avec de la limaille de fer ou de l'eau, constitue un *ciment* qui acquiert beaucoup de dureté, et dont on se sert pour *sceller le fer dans la pierre*.

On obtient avec le soufre des *empreintes de médailles* qui ont la pureté du modèle. Pour cela, on prépare un moule, en huilant la médaille et en versant pardessus du plâtre fin, gâché, qu'on laisse durcir. C'est dans ce moule ainsi obtenu qu'on coule le soufre fondu.

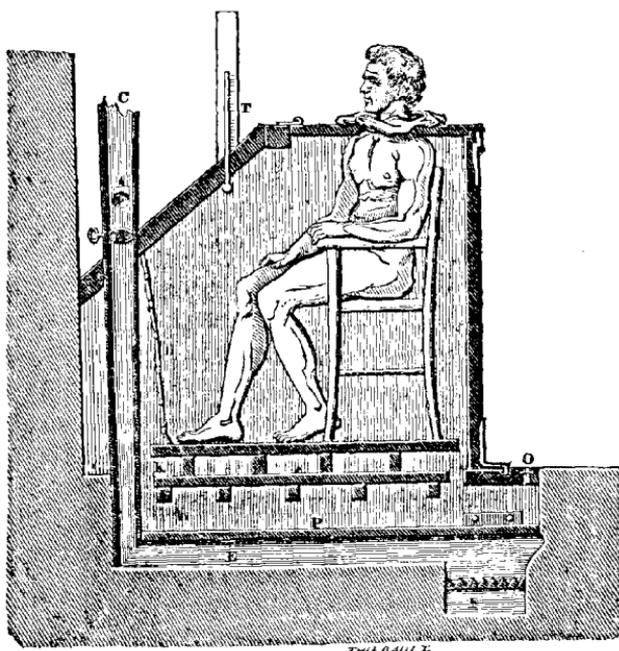
On obtient ainsi des empreintes parfaitement exactes; car, ainsi que le fait observer Dumas, si le soufre en se solidifiant se contracte, par contre, le plâtre se gonfle, d'où il résulte que les altérations du modèle, produites par chacune de ces influences, sont corrigées l'une par l'autre. Si l'on veut avoir l'empreinte d'une belle couleur de soufre, ce corps ne doit être fondu qu'à la plus faible chaleur possible; on obtient au contraire cette empreinte d'une couleur grisâtre en faisant subir au soufre un fort coup de feu. — Il ne faut jamais couler le soufre dans des moules métalliques, car, en état de fusion, il les attaquerait immédiatement. C'est pour la même raison, qu'il ne convient pas de prendre directement des moules sur les médailles avec le soufre fondu.

Le soufre est employé en médecine pour la préparation des *bains de vapeur sulfureux*. — Pour cela, on volatilise le soufre, dans des encaissements où le malade se trouve enfermé, de manière à n'avoir que la tête hors de l'appareil (*fig. 36 ci-après*).

On emploie enfin le soufre pour la préparation d'un assez grand nombre de *compositions pharmaceutiques*.

(1) On lit dans les ouvrages de chimie, que le soufre *mou* (1025) peut être employé pour prendre des empreintes de médailles. Selon M. Baudrimont, cela est absolument impossible.

fig 36.



CHAPITRE ONZIÈME.

SULFUROIDES.

SÉLÉNIUM.

Symbole Se. — Poids de l'atome, 494,582. — Poids de l'équivalent, 494,582.

1048. Ce corps qui a été découvert en 1817 par M. Berzélius, en examinant le dépôt formé par l'acide sulfurique obtenu du soufre des pyrites de Fahlun, se rapproche beaucoup par ses propriétés du soufre, avec lequel il est *isomorphe*; — il forme, en effet, un *acide sélénieux* un *acide sélénique* et un *acide sélénhydrique*, qui ont la même composition que l'acide sulfurique, l'acide sulfurique et l'acide sulfhydrique. Berzélius l'a rangé parmi les *métaux*. M. le baron Thénard, vu sa grande analogie avec le soufre, l'a placé au rang des métalloïdes.

1049. ETYMOLOGIE. Son nom est tiré du mot Σελήνη (séléné) *la lune*.

ÉTAT NATUREL. On le trouve combiné à différents métaux (*sélénifères*). Berzélius l'a rencontré uni au cuivre dans la *pyrite de Fahlun*; au cuivre et à l'argent, dans l'*Eukairite*. Stroméyer a signalé sa présence dans le *soufre rouge de Lipari*; on l'a trouvé encore avec l'*argent*, au Mexique, avec le *tellure* et le *bismuth*

en Norwège et en Transylvanie; et dans le Hartz, avec le *plomb*, le *cuivre* et le *mercure*.

1050. EXTRACTION, — *Décomposition des sélénieux* dans une cornue de verre tubulée, où l'on fait arriver du *chlore sec* : en chauffant modérément, il se forme un chlorure métallique et un *chlorure* de sélénium, très-volatil. Ce chlorure condensé à l'état *liquide* (*protochlore de sélénium*) (Se Cl^2), coule dans le col de la cornue, puis devient *solide* (*perchlorure de sélénium*) (Se Cl^4). Le col de la cornue plongeant dans l'eau, les deux chlorures se dissolvent dans ce liquide, et se convertissent, sous l'influence d'un excès de chlorure, en *acide chlorhydrique* et en *acide sélénieux*. — On ajoute alors de l'acide chlorhydrique et du sulfite d'ammoniaque. — L'acide chlorhydrique dégage du sulfite l'acide sulfureux, lequel enlève l'oxygène à l'acide sélénieux, et le *sélénium devenu libre se précipite*.

1051. SIGNALLEMENT PHYSIQUE. — Solide, fragile et facile à pulvériser ; il possède un *léger éclat métallique* ; gris ou brun quand il est fondu, quand il est précipité de ses dissolutions ou réduit en poudre, il se montre avec une belle couleur *rouge* ; — sans odeur ni saveur ; — sa pesanteur spécifique = 4, 3.

1052. PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES. — Chauffé, il se ramollit à 100° et peut alors être pétri entre les doigts comme de la cire d'Espagne, et tiré en fils élastiques et translucides ; — à quelques degrés au-dessus, il se fond ; — vers 343° il entre en ébullition et produit une *vapeur* d'un *jaune foncé*, qui se condense sous forme d'une poudre rouge, si l'expérience se fait dans une cornue.

1053. Très-mauvais conducteur du calorique et de l'électricité, — il ne s'électrise pas par frottement.

1054. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES. — Chauffé à l'*air* ou dans l'*oxygène*, il brûle avec une flamme blanche vers la base, et d'un vert bleuâtre à sa partie supérieure ; il s'unit aussi directement à l'oxygène pour former (si l'opération se fait dans un grand vase) de l'oxyde de sélénium, *gaz*, d'une odeur de *radis de raifort* ou de *choux pourri*, peu soluble dans l'eau ; ou bien (quand on le brûle dans un flacon d'une petite capacité) de l'*acide sélénieux* (Se O^2) qui se sublime sous forme d'une pou-

dre blanche. — Il peut former aussi de l'acide sélénique (SeO_3) mais seulement quand on le calcine avec de l'azotate de potasse ; résultat : *séléniate de potasse*.

1055. Le sélénium s'unit *indirectement* à l'hydrogène pour former l'*acide sélénhydrique* ($\text{H}^2 \text{Se}$), gaz d'une odeur infecte, qu'on obtient en traitant le sélénure de fer par l'acide chlorhydrique, et qui se comporte généralement avec les sels métalliques et les autres corps, comme l'acide sulfhydrique.

1056. Le *soufre*, le *phosphore*, le *chlore*, le *brôme* et l'*iode*, peuvent se *combinaer directement* au sélénium. Le sulfure est constitué par des proportions déterminées de soufre et de sélénium, mais il peut se dissoudre dans un excès de soufre et en toutes proportions ; — une solution de potasse peut enlever l'excès de soufre de ce polysulfure, sans attaquer le sulfure simple. — Le chlorure solide correspond à l'acide sélénieux. — On ne connaît pas de composés formés par le sélénium avec le carbone ou l'azote.

1057. Avec les métaux, le sélénium se comporte à peu près comme le soufre et forme des composés (*séléniures*) analogues aux sulfures.

1058. USAGES. — Le sélénium est rare et sans usages.

CHAPITRE DOUZIÈME.

SULFUROÏDES.

PHOSPHORE.

Symbole, P ou Ph. — Poids de l'atome, = 496,14 (Berz.). — Poids de l'équivalent, = (Ph^2) = 392,28 (1).

1059. ETYMOLOGIE, SYNONYME ET HISTORIQUE. — Le phosphore n'était pas connu des anciens : sa découverte appartient au dix-septième siècle. Brandt alchimiste allemand l'obtint, par hasard, à Hambourg, en 1669, dans une opération où il cherchait à convertir l'argent en or, au moyen de la calcination de ce métal avec l'*extrait d'urine*. Nous savons aujourd'hui que le phosphore obtenu dans cette opération provenait de la décomposition par le charbon de la matière animale, d'un *phosphate double d'ammoniaque et de soude* qui se trouve ordinairement en solution dans l'urine putréfiée.

Brandt fit part de sa découverte au chimiste Kunkel, sans lui révéler le procédé qu'il avait suivi pour obtenir le phosphore.

(1) Atome 496,15, — équivalent 392,31, sont les nombres déduits de l'expérience, selon d'autres chimistes.

Celui-ci proposa à Kraft, son ami, d'acheter en commun le secret de sa préparation. Kraft émerveillé des propriétés remarquables du nouveau corps, se rendit secrètement à Hambourg, et traita avec Brandt pour la cession de son procédé, moyennant la somme de 200 dollars (environ 1,000 francs) avec la condition qu'il ne le communiquerait jamais à Kunkel.

Cependant, ce dernier, indigné de la perfidie de son ami, et sachant d'ailleurs par ses conversations avec Brandt, que le nouveau corps était retiré de l'urine, se livra à de nombreuses recherches, soumit cette matière à des essais de tous genres, et finit par obtenir ce qu'il désirait si vivement trouver. Ce fut en 1674 que Kunkel obtint pour la première fois le phosphore.

Pendant le temps que Kunkel se livrait à ses recherches, Kraft s'était rendu en Angleterre pour y tirer parti du secret qu'il avait acquis. Robert Boyle ayant vu le nouveau corps, et sachant qu'on le retirait d'un fluide du corps humain, expérimenta à son tour pendant plus d'une année, et finit aussi par obtenir du phosphore. Boyle communiqua son procédé à Godfrey Hankwitz, apothicaire de Londres, qui, pendant très-long-temps, fournit de phosphore tous les cabinets et tous les laboratoires de l'Europe. On le vendait alors sous le nom de *phosphore d'Angleterre*.

1060. Malgré ces découvertes successives, la fabrication du phosphore resta secrète jusqu'en 1737, époque où un étranger venu à Paris, ayant reçu à cet effet une récompense du gouvernement, l'exécuta avec succès, en présence de quatre membres de l'Académie des sciences, Hellot, Dufay, Geoffroy et Duhamel. L'un d'eux, Hellot, publia avec de nombreux détails le procédé pour l'obtenir, dans les mémoires de l'Académie, en cette même année 1737. Cette préparation consistait à faire évaporer à siccité l'urine putréfiée et à chauffer fortement le résidu dans une cornue de grès, munie d'une allonge plongeant dans l'eau. Dans l'opération faite en présence des commissaires de l'Académie, 19 kilog. d'extrait d'urine avaient fourni 125 grammes de phosphore. — Margraff conseilla bientôt après d'ajouter un sel de plomb à l'urine épaissie, moyen qui rendait l'opération plus productive.

1061. Cependant la publicité donnée au procédé pour obtenir le phosphore ne rendait pas ce corps moins rare et moins cher : on continuait toujours à le montrer comme un objet de curiosité, lorsque Gahn, élève de Schéele, découvrit en 1769 que les os contiennent du phosphore en combinaison et publia, de concert avec son maître, un procédé au moyen duquel on pouvait s'en procurer abondamment. Ce procédé est celui qu'on suit encore aujourd'hui ; mais il a reçu d'assez nombreux perfectionnements, surtout depuis qu'on extrait le phosphore industriellement, dans des fabriques où l'on en obtient d'immenses quantités ; cette fabrication, en effet, a pris un très-grand développement, par suite de l'emploi général des *allumettes chimiques*. Aussi le prix du phosphore a-t-il considérablement baissé dans ces derniers temps ; il ne se vend plus dans le commerce en gros que 10 à 11 francs le kilogramme.

1062. Depuis cette époque le phosphore est devenu l'objet de nombreuses recherches. Pelletier, Davy, Gay-Lussac, Thénard, Dulong, Vogel, Berzélius, etc., en ont fait connaître la nature et les principales combinaisons. C'est à Lavoisier qu'on doit la connaissance de l'acide le plus puissant qu'il forme avec l'oxygène : avant les travaux de cet illustre chimiste, l'acide phosphorique était considéré comme identique à l'acide retiré du sel marin (acide chlorhydrique). Suivant Stahl, le phosphore était une combinaison de cet acide et de *phlogistique* ; il ne fallait, suivant lui, que les unir pour obtenir ce corps (1). Margraff tenta d'opérer cette combinaison, mais de quelque manière qu'il variât son procédé, il ne put réussir.

1063. Le mot phosphore est formé de φῶς (phôs) lumière et de φερω (pherô) je porte, ou plutôt de φερος (phoros) qui porte. — Ce nom fut donné d'abord à tous les corps qui sont lumineux dans l'obscurité ; c'était donc primitivement un terme générique. Le véritable phosphore, celui qui a été longtemps appelé *phosphore de Kunkel*, avait été nommé par ce chimiste *phosphorus fulgurans*, *Lumen constans*. Boyle l'appela *Noctiluca ærea*, et Lemery,

(1) Georgii Ernesti Stahlî : *experimenta, observationes, animadversiones CCC numero, chymicæ et physicæ, etc.* Berolini, 1751.

phosphore brûlant. D'autres lui donnèrent les noms de *phosphore urinaire*, de *phosphore artificiel*, etc.

1064. ETAT NATUREL. — On ne trouve jamais le phosphore à l'état de liberté, mais il est assez abondant comme élément des *phosphates* de chaux, de plomb, de fer, de cuivre, etc. Le phosphate de chaux est surtout très-répandu dans la nature, puisqu'il constitue les $\frac{4}{5}$ de la partie inorganique des os, et qu'on en trouve, comme substance minérale, des masses considérables, particulièrement dans l'Estramadure, en Espagne. — Beaucoup de *plantes*, les *céréales* particulièrement, contiennent des phosphates. Margraff et d'autres chimistes ont obtenu du phosphore par la distillation à feu nu des graines de moutarde, du pastel, de quelques céréales. — Vauquelin, en 1812, a trouvé du phosphore dans la *matière cérébrale* (cerveau, cervelet, et moelle allongée), dans la substance des *nerfs*, dans la *laitance* et les *œufs des poissons*, dans certains *mollusques*, comme les huîtres, etc. M. Croockewit vient de signaler sa présence dans les éponges. Ce corps, dans ces substances animales, n'est pas uni à l'oxygène, c'est-à-dire à l'état de phosphate ou d'acide phosphorique, il fait partie de la matière organique, comme un de ses *principes élémentaires*, à la manière du carbone, de l'hydrogène, de l'azote. D'après M. Couerbe, le phosphore, dans le cerveau, est combiné à différentes matières grasses; il y a trouvé ce corps en proportions variables, depuis 4 jusqu'à 5 pour 100. — M. John a prétendu que la présence du phosphore dans le cerveau était particulière à l'homme; mais M. Frémy a trouvé que le cerveau du chien, du mouton, du bœuf et de quelques autres animaux, avait une composition analogue à l'encéphale humain (1).

(1) D'après M. Couerbe, le phosphore est un élément d'une bien grande im-

D'après ce dernier chimiste, le phosphore, dans la substance cérébrale, fait partie de deux matières grasses : 1^o de l'acide cérébrique ; 2^o de l'acide oléo-phosphorique. (*Ann. de chim.*, 1841.) — C'est à l'existence de ce corps dans les matières animales, qu'on attribue la phosphorescence qu'elles manifestent quelquefois. — C'est là aussi, selon toute apparence, l'origine des *feux follets*, qu'on croit être produits par la combustion spontanée d'un *phosphure d'hydrogène*, qui se dégage quelquefois, durant l'été, des cimetières et des voiries.

1065. PRÉPARATION. — Le procédé pratiqué dans les fabriques se compose de plusieurs opérations :

1^o *Calcination des os au contact de l'air*, pour détruire la gélatine et brûler complètement son carbone. — Le résidu est blanc. — Il se compose principalement de $\frac{1}{5}$ carbonate de chaux et de $\frac{4}{5}$ sous-phosphate de chaux. — *Pulvérisation* de ce produit.

2^o *Mélange des os en poudre avec de l'eau*, pour former une pâte liquide, puis *addition d'acide sulfurique*, par petites portions et dans les proportions suivantes :

Os calcinés à blanc et pulvérisés.	12 kil.
Eau.	12
Acide sulfurique à 66°.	10

Dans cette réaction, la matière s'échauffe beaucoup, s'é-

portance, car sa juste proportion dans le cerveau serait absolument indispensable au libre exercice des fonctions intellectuelles. En excès, il engendre la folie; s'il vient à manquer, on tombe dans l'idiotisme; ou plutôt, l'analyse ne perçoit d'autre différence entre les cerveaux de l'homme sain, de l'idiot et du fou, qu'une variation dans les quantités du phosphore. — Aussi, rangeant les cerveaux selon les proportions de ce principe, on aurait, 1^o celui du fou; 2^o celui de l'homme sain; 3^o celui de l'idiot; 4^o celui des animaux, où John n'en trouve pas, ou du moins n'en trouve que des traces.

M. Dumas, dans un rapport sur le travail de M. Couerbe, fait remarquer avec beaucoup de raison que les propositions énoncées par l'auteur, reposent sur des rapports qui ne peuvent s'établir que par des moyennes, exigeant des analyses beaucoup plus nombreuses que celles qu'il a faites.

paissit; il y a une effervescence très-vive, avec dégagement d'acide carbonique et de vapeurs très-piquantes formées d'eau et d'acide sulfurique. — L'acide sulfurique enlève toute la chaux du carbonate, et une partie seulement de celle du sous-phosphate, qui, d'insoluble dans l'eau, y devient très-soluble, en passant à l'état de *biphosphate*. — L'épaississement du mélange est dû à la formation du sulfate de chaux, qui absorbe de l'eau, comme le ferait du plâtre ou sulfate de chaux desséché.

3° — *Lavage du mélange pâteux*, après l'avoir abandonné environ 24 heures, pour que la réaction de l'acide sulfurique soit complète. — *Filtration*. — La plus grande partie du sulfate de chaux reste sur le filtre. — Le liquide filtré tient en solution le biphosphate de chaux, avec une petite quantité de sulfate calcaire.

4° *Evaporation de la solution de biphosphate de chaux*. — Pendant la concentration du liquide, le sulfate de chaux qu'il retenait, se précipite, et on le sépare par une nouvelle filtration. — L'évaporation doit être continuée jusqu'à ce que la solution de phosphate acide acquière la consistance du miel épais. On y mélange alors :

Charbon de bois en poudre. . . 1 kil. (1)

5° *Dessiccation et calcination jusqu'au rouge brun du mélange de phosphate acide de chaux et de charbon*. — Cette opération a pour but de chasser, autant que possible, l'eau que retient le mélange, afin d'empêcher le boursoufflement de la matière dans les cornues, et la formation d'une trop grande quantité de phosphure d'hydrogène.

6° *Calcination du mélange desséché, dans des cornues de grès, à une haute température, longtemps continuée*. — On remplit de ce mélange, et jusqu'aux 9/10, de grandes cornues bien lutées avec de l'argile, et l'on en place 8, 10 ou 12 dans un fourneau à reverbère (2). A chaque cornue est adaptée une allonge en

(1) Pour 4 parties de phosphate acide de chaux sec, il faut 1 partie de charbon également desséché.

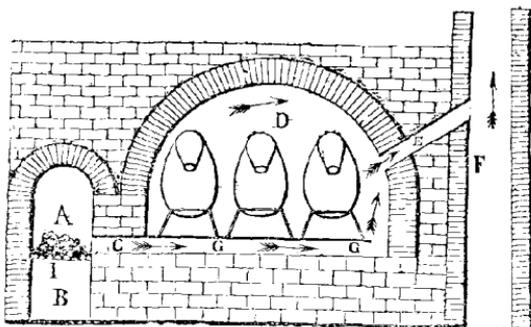
(2) Voici le plan d'un excellent fourneau à reverbère employé dans la fabrique de MM. Coignet père et fils, à la Guillotière, près Lyon, établissement où

cuivre, qui plonge dans de l'eau que contient un récipient du même métal, présentant une ouverture supérieure, pour le dégagement des gaz produits pendant l'opération. — L'allonge ne doit plonger que très-peu dans l'eau, et de manière à intercepter l'air, sans permettre l'absorption du liquide dans la corne, ce qui pourrait déterminer une explosion.

Les choses ainsi préparées, on chauffe graduellement jusqu'au rouge blanc. Il se dégage de la *vapeur d'eau*, de l'*oxyde de*

l'extraction du phosphore est faite avec beaucoup de succès sur de très-grandes proportions, et avec plusieurs améliorations importantes pour lesquelles ces habiles industriels ont pris un brevet d'invention. — Ce fourneau est construit de manière à employer de la houille, ce qui produit une économie notable dans la fabrication. — Dans ce fourneau (*fig. 37*) les cornues, ne recevant pas directement le rayonnement du foyer, peuvent être employées sans avoir été lutées, et sont beaucoup moins exposées à la rupture, accident le plus grave qui puisse arriver dans cette fabrication. Ce fourneau, du reste, peut servir à tous les emplois qui exigent des soins et une très-haute température.

fig. 37.



Description : A. foyer. — B. cendrier. — I. grille en fer. — C. ouverture pour l'issue de la chaleur et des produits volatils de la combustion, à 20 centimètres au-dessus de la grille. — GG. galerie conduisant la chaleur et les gaz dans la niche à reverbère. — D. niche où l'on place les cornues. — E. ouverture de sortie pour la chaleur et les gaz. — F. cheminée. — Quand les cornues sont placées dans la niche, on les enferme au moyen de briques réfractaires et de manière à ce qu'elles n'aient que leur col au-dehors. On pousse le feu, très-lentement d'abord, et on l'élève ensuite graduellement jusqu'à une très-haute température.

carbone, de l'acide carbonique (1), puis du phosphure d'hydrogène, mélangé de vapeur de phosphore, et qui s'enflamme le plus souvent, se transformant ainsi en vapeurs blanches composées d'acide phosphorique et d'eau. — Après plusieurs heures de l'action d'une très-haute température, (plus ou moins, suivant la grandeur des cornues et la quantité de matière qu'elles contiennent), le phosphore commence à passer. Le dégagement du gaz continue aussi longtemps que dure l'écoulement du phosphore et sert de guide pour diriger le feu. Quand il cesse tout-à-fait, l'opération est terminée. — Elle dure 30, 40 heures, et même davantage. On peut obtenir environ 90 grammes de phosphore par kilogramme d'os calcinés.

1066. **Théorie.** — Sous l'influence de la chaleur, le charbon décompose l'acide libre du biphosphate de chaux, et lui enlève de l'oxygène, pour passer à l'état d'oxyde de carbone et d'acide carbonique. — Le phosphore réduit se volatilise et passe de l'allonge dans le récipient. — La production du gaz phosphoré dépend de la décomposition de l'eau retenue dans la matière calcinée, d'où résulte de l'oxyde de carbone ou de l'acide carbonique et du phosphure d'hydrogène. Ce dernier gaz donne lieu à une *perte notable en phosphore*, et se dégage en quantité d'autant plus considérable, que le mélange calciné retenait plus d'eau.

1067. **M. Leykauf**, pour obtenir plus de phosphore, en diminuant la formation du phosphure d'hydrogène, conseille de ne calciner le phosphate acide de chaux qu'avec une très-petite quantité de charbon, et de dessécher à part le restant de la poudre charbonneuse. En mélangeant ensuite la masse calcinée et le charbon desséché, on obtient une matière qui retient beaucoup moins d'eau. **M. Leykauf** couvre en outre le mélange, de charbon en poudre bien desséché, afin de décomposer l'oxyde de phosphore qui se forme au commencement de l'opération. — Grâce à ces précautions, on obtient selon l'auteur de cette modification, 17 pour 100 de plus de phosphore.

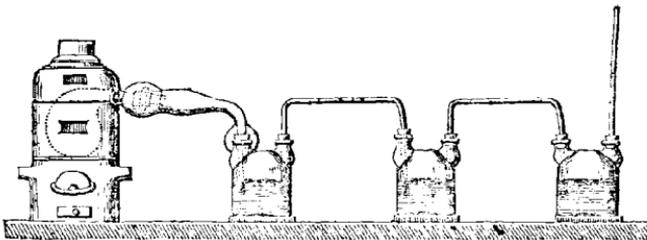
(1) Au commencement de l'opération il se forme aussi du carbure d'hydrogène provenant de la décomposition de l'eau par le charbon.

1068. **Filtrage du phosphore.** — Le phosphore obtenu de la première opération est ordinairement sali par de l'oxyde de phosphore. On l'en débarrasse au moyen d'une peau de chamois, dans laquelle on enferme une certaine quantité de ce produit, en en faisant un nouet ; ce nouet plongé dans de l'eau chauffée à 50 degrés ou environ, le phosphore fond, et, quand il est liquide, on le force à sortir par les pores de la peau, au moyen d'une pression suffisante, opérée avec une pince, ou au moyen d'une presse ordinaire. Il ne s'agit alors que de le mouler.

1069. **Moulage du phosphore.** — On est dans l'usage de mouler le phosphore en petits bâtons ou cylindres de 6 à 8 millimètres de diamètre. Pour cela, on le fait fondre sous l'eau, puis on l'aspire avec un tube de verre, en opérant une succion suffisante. — On plonge ensuite ce tube dans l'eau froide. Le phosphore devenu solide, on le fait sortir par une légère secousse du tube ou au moyen d'une petite tige de fer.

1070. **Autres moyens d'extraction.** — On peut opérer dans les laboratoires de chimie, avec le mélange de phosphate acide et de charbon, en agissant par exemple sur deux ou trois kilogrammes de matière, (*fig. 38*) ; mais cette opération ne doit être faite que comme moyen de démonstration, car on trouve dans le commerce, et à très-bas prix, du phosphore très-beau et très-pur.

fig. 38.



1071. On a proposé de traiter par le charbon l'acide phosphorique vitrifié et réduit en poudre. Mais M. Javal dit s'être assuré que cet acide libre, ne donne que peu ou point de phos-

phore, par la raison qu'il se volatilise à une température plus basse que celle nécessaire pour sa décomposition.

1072. On a conseillé aussi de précipiter l'acide phosphorique du phosphate acide de chaux, ou même celui des phosphates contenus dans l'urine fraîche, au moyen de *l'azotate ou de l'acétate de plomb*, puis de traiter le phosphate plombique par le charbon. Mais Berzélius a fait observer, que la décomposition du phosphate exige une très-haute température ; il conseille, en conséquence, de précipiter l'acide phosphorique à l'état de phosphate mercurique. Ce moyen ne paraît pas susceptible d'application en grand.

1073. Voehler a indiqué une méthode de préparation qui a donné de bons résultats en petit, et qui serait très-avantageuse si elle réussissait également sur de grandes proportions. Elle consiste à mélanger du noir *d'os en poudre et desséché*, du *sable quartzeux fin*, ou même encore de la *silice finement pulvérisée*, et de la *poudre de charbon de bois*, puis à calciner le tout à une haute température, dans des cylindres d'argile réfractaire. — L'efficacité de ce procédé est fondée sur la propriété que possède la silice ou acide silicique d'enlever, par l'effet d'une très-haute température, la chaux à l'acide phosphorique des os, pour former du silicate de chaux. À mesure que l'acide phosphorique est séparé de la chaux, il est décomposé par le charbon, comme dans le procédé ordinaire. — Sans la présence de la silice, on n'obtiendrait pas de phosphore, car le charbon seul est incapable de décomposer le sous-phosphate de chaux des os.

1074. ÉTAT D'IMPURETÉ DU PHOSPHORE. — **Moyens de reconnaître le soufre et l'arsenic qu'il est susceptible de contenir.**

Il est assez fréquemment altéré par du *soufre*, de *l'arsenic* et quelquefois par du *cuivre*.

Soufre. — La présence de ce corps dans le phosphore peut être un *résultat de la fabrication*, et dépendre de l'existence du *sulfate de chaux* ou d'un autre *sulfate*, dans le mélange de phosphate acide et de

charbon. Dans ce cas, le sulfate est décomposé par le charbon, et une partie de son soufre peut se volatiliser avec le phosphore et s'y unir. — Il est arrivé quelquefois aussi qu'on a *mélangé frauduleusement du soufre* au phosphore. La présence de ce corps dans le phosphore est facile à reconnaître, puisqu'il suffit que celui-ci contienne $1/600$ de *soufre* pour devenir *cassant*. Le phosphore, du reste, *n'est pas coloré par le soufre*, lors même qu'il en contient une proportion suffisante pour le rendre friable et cristallin, ce qui l'empêche de pouvoir être moulé.

1075. Il est très-facile de déterminer la *proportion de soufre* contenue dans le phosphore : on pèse, par exemple, 5 grammes de phosphore, on le coupe en très-petits morceaux, qu'on projette successivement dans de l'acide nitrique, chauffé presque jusqu'au point d'ébullition. Quand la dissolution est complète, le phosphore est devenu acide phosphorique, et le soufre *acide sulfurique*. — On étend la dissolution de trois ou quatre fois son poids d'eau et l'on y verse un excès de solution d'*azotate de baryte*, qui précipite la totalité de l'acide sulfurique à l'état de *sulfate*. Le poids de ce sel donne, par le calcul, la proportion du soufre.

1076. **Arsenic.** — Ce corps se rencontre assez fréquemment et quelquefois en assez forte proportion dans le phosphore, *change son apparence physique* et nuit beaucoup à sa vente. Cette influence fâcheuse de la présence de l'arsenic dans le phosphore n'ayant pas encore été signalée, nous allons entrer dans quelques détails à son égard.

Depuis longtemps on s'apercevait dans une fabrique de phosphore que ce produit était tantôt *blanc et transparent*, tantôt *coloré en jaune verdâtre ou brunâtre plus ou moins intense*, et de plus un peu *opaque*. Quelquefois il

était à peu près incolore au moment où l'on venait de l'obtenir, mais par son séjour dans l'eau, et d'ailleurs *parfaitement à l'abri du contact de la lumière*, il acquérait, après un temps plus ou moins long, une *coloration rousse* ou *brunâtre*, quelquefois très-prononcée. — Ces différentes colorations du phosphore rendaient la vente de ce produit plus difficile ; souvent même cette vente ne pouvait s'opérer qu'au moyen d'une diminution assez considérable dans le prix. Ce grave inconvénient avait porté le chef de l'établissement à rechercher la cause de ces colorations, mais il n'avait pu parvenir à la reconnaître.

Consulté sur ce point, M. Dupasquier demanda des échantillons de chaque produit, fit l'analyse des diverses variétés de phosphore et obtint les résultats suivants :

Le phosphore parfaitement incolore et transparent, même après une longue conservation,	ne contenait pas d'arsenic.
Le phosphore jaune verdâtre, immédiatement après sa fabrication,	contenait une forte proportion d'arsenic.
Le phosphore, d'abord blanc (1) et un peu opaque, puis devenu brunâtre par sa conservation,	contenait de l'arsenic, mais en proportion moins considérable que le précédent.

De ces résultats, M. Dupasquier conclut que la *coloration du phosphore soit pendant sa fabrication, soit quand on le conserve à l'abri du contact de la lumière*, était due à la *présence de l'arsenic* ; il annonça aussi que l'arsenic provenait sans doute de *l'acide sulfurique employé pour obtenir le phosphate acide de chaux*, ce qui fut, en effet, reconnu exact. — Le phosphore

(1) Le blanc, dans ce cas, n'est jamais aussi parfait que lorsque le phosphore est complètement exempt d'arsenic. Il présente toujours une faible nuance qui, jointe au manque de transparence, peut faire reconnaître la présence de l'arsenic.

était blanc et se conservait incolore, quand on employait de l'acide non arsénifère préparé avec le soufre d'Italie; il était coloré, ou il le devenait par sa conservation, quand il avait été obtenu en employant un acide sulfurique préparé avec des pyrites, acide qui est d'ordinaire plus ou moins chargé d'arsenic. — Depuis ce moment la fabrication n'a plus fourni de phosphore coloré, parce qu'on a eu la précaution de n'employer que de l'acide sulfurique non arsénifère, ou purifié de son arsenic au moyen d'un procédé indiqué par M. Dupasquier, et qui sera décrit en parlant de la préparation de cet acide.

1077. La coloration du phosphore pendant sa fabrication tient évidemment à la formation d'un *phosphure d'arsenic*, lequel, comme on sait, est *noir* quand il est composé de parties à peu près égales deses deux éléments. Une petite quantité de ce phosphure peut donc suffire pour déterminer la coloration du phosphore. — L'arsenic en s'alliant au phosphore, peut le rendre *cassant*, mais seulement quand il est en proportion suffisante pour lui communiquer une coloration jaune verdâtre foncée.

La coloration du phosphore conservé dans l'eau, à l'abri du contact de la lumière, tient à une autre cause : elle paraît dépendre de la formation d'une petite quantité d'*acide arsénieux*, due à l'action qu'exerce sur le phosphure d'arsenic l'oxygène de l'air tenu en solution dans l'eau, et sans doute aussi à la décomposition d'une petite portion de ce liquide par ce même phosphure. Quand cet acide est formé, le phosphore en *précipite le métal*, qui vient se fixer à sa surface, et le colore d'autant plus, qu'il est en proportion plus considérable (1). — Quand la proportion d'arsenic est

(1) M. Dupasquier a étudié d'une manière générale l'action qu'exerce le phos-

très-faible, la coloration n'est qu'un peu roussâtre; elle est brune ou brune foncée quand cette proportion est un peu considérable.

1078. On peut reconnaître la présence de l'arsenic dans le phosphore et déterminer la proportion de ce corps étranger, en suivant un procédé analogue à celui indiqué pour déterminer la quantité du soufre, c'est-à-dire en dissolvant le phosphore dans l'acide azotique. On forme ainsi de l'acide phosphorique et de l'acide arsénique; il ne s'agit plus ensuite que de précipiter l'arsenic à l'état de sulfure. Mais il est beaucoup plus simple, plus prompt et plus facile de procéder comme l'a fait M. Dupasquier, dans ses recherches sur la cause de la coloration du phosphore: il brûlait, en quatre ou cinq fois, 25 ou 50 grammes de phosphore, dans une petite capsule de porcelaine, placée au milieu d'une assiette contenant de l'eau, et recouvrait le tout d'une grande cloche de verre, disposée de manière à laisser pénétrer peu à peu l'air atmosphérique. La combustion du phosphore s'opérait complètement et les vapeurs arsénicales mélangées aux vapeurs d'acide phosphorique se dissolvaient dans l'eau à mesure de leur formation. La combustion terminée, on laissait refroidir l'appareil, puis on en retirait le liquide qu'on

phore sur les solutions des sels et des acides métalliques. Parmi les faits intéressants qui sont résultés de ces recherches, M. D. a reconnu que le phosphore, mis en contact avec une solution froide d'acide arsénique, fait passer peu à peu cet acide à l'état d'acide arsénieux, puis décompose l'acide arsénieux lui-même et en précipite le métal qui vient se fixer à sa surface.

Pour s'assurer de l'exactitude de l'explication donnée ci-dessus, M. Dupasquier a enlevé la croûte roussâtre d'un phosphore qui s'était coloré par la conservation sans le contact de la lumière, puis il a chauffé dans un petit tube les raclures de phosphore avec de l'éther. Le phosphore non dissous par l'éther est devenu noir. Des expériences subséquentes ont démontré que c'était un *phosphure d'arsenic*.

filtrait pour en séparer l'oxyde de phosphore. On lavait avec soin les parties de l'appareil qui pouvaient retenir de l'acide, puis on réunissait toutes les liqueurs et l'on y faisait passer un courant de gaz acide sulfhydrique, qui précipitait immédiatement l'arsenic à l'état de *sulfure*. Le poids de ce sulfure faisait connaître la proportion de l'arsenic (1).

1079. **Cuivre.** — Le phosphore présente quelquefois une apparence cornée, qu'il acquiert, quand l'eau dans laquelle il se trouve, contient des *traces d'un sel de cuivre*, ce qui est assez fréquent dans les fabriques où l'on obtient ce produit, la fusion du phosphore s'opérant généralement dans des vases de ce métal. — L'apparence cornée, que les ouvrages de chimie signalent comme un des caractères distinctifs du phosphore, n'existe jamais sans que ce produit ait été en contact avec une substance métallique. — Quand la proportion du sel de cuivre est un peu sensible, le phosphore devient noir, ou au moins brun noirâtre. Dans une solution un peu chargée de sel cuivrique, le phosphore se recouvre, même uniformément, d'une belle couche de cuivre présentant tous les caractères distinctifs de ce métal (Dupasquier).

1080. L'existence du cuivre avec le phosphore peut être reconnue en brûlant ce produit par le procédé que nous avons indiqué, et en saturant l'acide phosphorique après l'avoir étendu d'eau par de l'ammoniaque.

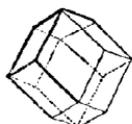
(1) A quel état se trouve l'arsenic dans la solution d'acide phosphorique ? — Très-certainement à l'état d'*acide arsénieux*, puisque l'arsenic n'est rendu soluble que par une simple combustion à l'air. — La précipitation immédiate du sulfure en est d'ailleurs une preuve. On sait, en effet, que l'hydrogène sulfuré ne précipite que très-lentement l'arsenic quand celui-ci est à l'état d'acide arsénique. C'est là encore une raison pour préférer ce procédé au traitement du phosphore par l'acide azotique.

— Si le cuivre y est en proportion notable, le liquide, par l'addition d'un excès d'ammoniaque, prendra une *belle couleur bleu de ciel* plus ou moins intense, suivant sa quantité; il peut cependant *rester incolore et retenir encore des traces de cuivre*. Dans ce cas, l'addition d'un peu de *cyanure jaune de potassium et de fer* dans la liqueur saturée, sans excès d'ammoniaque, pourra déceler la plus faible trace de cuivre, par la *nuance rougeâtre pourprée* que ce réactif communiquera au liquide.

1081. SIGNALEMENT PHYSIQUE. — Le phosphore *pur* est mou comme de la cire, mais plus tenace et plus ductile; il se laisse facilement rayer par l'ongle et couper par les instruments tranchants; il est assez flexible pour qu'on puisse le ployer plusieurs fois en sens opposé, et même le tordre sans qu'il se rompe. Le froid cependant, en lui communiquant une structure cristalline, le rend fragile et cassant.

Ordinairement *amorphe*, le phosphore est cependant *susceptible de cristalliser*. Si, par exemple, on le fait fondre sous l'eau, puis qu'on le laisse refroidir et qu'on perce la croûte formée à sa surface, pour faire écouler la partie qui est encore liquide, on obtient, comme en opérant avec le soufre, une masse cristalline aiguillée, où

fig. 38.



l'on peut reconnaître des octaèdres allongés. Fondu dans le sulfure de phosphore, dans le naphte, etc., il prend par le refroidissement, selon Mitscherlich, la forme de dodécaèdres réguliers (*fig. 38*).

Dans l'état de *pureté* parfaite, il est *incolore* et *transparent* comme le cristal de roche. Il n'est coloré que lorsqu'il a été exposé à l'influence de la lumière, ou qu'il est altéré par de l'arsenic, du cuivre, etc. Thénard dit cependant s'être assuré qu'il devient noir, lorsqu'après l'avoir distillé plusieurs fois, on le chauffe à 60 ou

70°, et qu'on le fait subitement refroidir dans de l'eau glacée. — Il suffit ensuite de le fondre pour qu'il redevenue incolore. On attribue ces changements à des modifications de l'état moléculaire; modifications qui seraient analogues à celles que présente le soufre.

Il répand, même à la température ordinaire, une odeur alliagée analogue à celle de l'arsenic en vapeurs. Sans saveur dans son état d'isolement, il manifeste, lorsqu'il est dissous dans l'éther, l'alcool, le naphte, etc., une saveur analogue à celle de l'ail.

Sa pesanteur spécifique = 1,77.

1081. PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES. — **Calorique.** — Il entre en fusion à 43°. — Thénard en a vu cependant rester fluide bien au-dessous de cette température, mais qui se solidifiait subitement par l'agitation. — Si l'on continue à le chauffer, il se volatilise et forme des vapeurs incolores, même avant d'être arrivé à son point d'ébullition, qui est à + 290°. — Parvenu à ce degré de chaleur, sa température n'augmente plus jusqu'à la fin de l'évaporation. Le phosphore peut donc être distillé comme le soufre. — La densité de sa vapeur = 4,326, ou 4,355, selon Dumas.

La distillation du phosphore est une opération très-dangereuse, quand on la pratique sur une quantité un peu considérable : si, par exemple, il survient, quand on l'opère, un refroidissement d'une partie de la cornue, l'air y pénètre aussitôt et forme avec la vapeur de phosphore, un mélange explosif qui s'enflamme immédiatement et détermine la rupture de l'appareil, rupture qui peut avoir lieu avec détonation et projection du phosphore enflammé, à des distances plus ou moins considérables.

1082. Anciennement on distillait le phosphore pour le purifier. Cette opération ne se pratique aujourd'hui,

dans les fabriques, que pour extraire cette substance des résidus de filtration. Pour l'opérer sans danger, il faut que la cornue soit entièrement plongée dans le fourneau à reverbère, ce qui s'oppose au refroidissement subit de la vapeur et à l'introduction de l'air atmosphérique.

1083. Quand on distille le phosphore dans le but de démontrer sa volatilité, il faut en introduire un petit fragment dans une cornue pleine d'azote, et tenir plongée à un ou deux centimètres, dans de l'eau à 60 ou 80°, l'extrémité de la petite cornue. — On peut aussi le recouvrir d'un peu d'eau qui, en se volatilissant, chasse l'air et dispense ainsi de l'emploi du gaz azote.

Il est dit dans les traités de chimie qu'il faut distiller le phosphore pour l'obtenir parfaitement pur ; ce moyen peut bien le débarrasser de l'oxyde de phosphore et du cuivre, *mais non du soufre et de l'arsenic*, qui passent avec lui à la distillation. Cette opération est donc inutile, car l'oxyde de phosphore et le cuivre sont retenus par la peau de chamois qui sert à sa filtration.

La chaleur spécifique du phosphore est de 0,1887 (Regnault).

1084. **Lumière.** — Comme tous les corps très-combustibles, il réfracte la lumière plus qu'en raison de sa densité. Son indice de réfraction = 2,224.

La lumière solaire directe colore promptement le phosphore en rouge, même quand il est placé dans le vide, dans le gaz azote ou dans l'hydrogène, ainsi que Vogel l'a remarqué le premier. La lumière diffuse agit de la même manière, mais beaucoup plus lentement.

Quand le phosphore se trouve dans l'eau, sur laquelle il exerce une action décomposante, on attribue cet effet à son oxydation ; Thénard pense même que s'il a été produit dans le vide, c'est que le phosphore ou le gaz

dans lequel ce corps était plongé, retenait un peu d'humidité.

1085. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES. — **Air atmosphérique.**
 — Exposé à l'air sous l'influence de la *température ordinaire*, le phosphore n'y prend pas feu, mais il y brûle cependant avec lenteur, en répandant des vapeurs blanches légères d'acide *hypophosphorique* (mélange d'acide phosphoreux et d'acide phosphorique, suivant quelques chimistes, et qu'on appelait autrefois *acide phosphoreux*). — Ces vapeurs, qui ont une *odeur alliagée*, se détachent continuellement du phosphore, et, à la clarté du jour, on les voit s'écouler comme le ferait un liquide; dans l'obscurité elles paraissent *lumineuses*. C'est pour cela que les caractères qu'on trace avec un bâton de phosphore sur un mur ou sur la surface d'un corps quelconque, dans un lieu obscur, apparaissent en traits de feu, qui s'affaiblissent ensuite peu à peu, et finissent par disparaître. La *phosphorescence*, ou l'émission lente de la lumière, est donc ici le résultat d'une combustion, et cesse lorsque le phosphore est entièrement brûlé. — Dans un vase fermé, quelle que soit la quantité du phosphore, la lumière cesse d'apparaître aussitôt que l'oxygène est complètement absorbé (1).

(1) Beaucoup de corps possèdent la propriété de répandre dans l'obscurité une lueur phosphorique, c'est-à-dire, une lumière analogue à celle d'un fragment de phosphore placé au contact de l'air; c'est à ce phénomène qu'on donne le nom de *phosphorescence*.

La phosphorescence se remarque dans certaines substances minérales, quand elles ont été soumises, soit à l'action du calorique, soit à l'influence de la lumière ou de l'électricité.

Ainsi le *chlorure de calcium* fortement calciné devient lumineux par le frottement, propriété qui lui avait fait donner le nom de *phosphore de Homberg*; ainsi l'*azotate de chaux* parfaitement desséché, qui a porté longtemps le nom de *phosphore de Baudouin*, présente le même phénomène dans l'obscurité.

Soumis quelque temps à l'influence de la lumière solaire, soit directe, soit diffuse, certains corps acquièrent par ce contact, la faculté de luire dans l'obscurité.

1086. Cette combustion lente du phosphore se remarque encore à 0° et même à quelques degrés au-dessous, mais alors elle est plus faible, ainsi que la phosphorescence qui en est

Les coquilles d'huîtres nouvellement calcinées, avec ou sans soufre, possèdent, par exemple, cette propriété au plus haut degré (*phosphore de Canton*, Le marbre blanc, le spath fluor (fluorure de calcium), sont susceptibles d'acquérir ainsi la phosphorescence.

Si l'on fait passer une étincelle électrique sur la surface d'un corps non conducteur, elle laisse une trace ou raie lumineuse qui reste visible pendant longtemps dans l'obscurité; l'intensité de la phosphorescence est en rapport avec la force de la décharge électrique. — Des corps non phosphorescents dans l'état naturel, le deviennent par la chaleur, quand ils ont été exposés à des décharges électriques; tels sont, par exemple, le marbre blanc et les spaths fluors non colorés. — Des fragments de coquilles d'huîtres calcinées, placés dans des tubes de verre hermétiquement fermés, et introduits eux-mêmes dans d'autres tubes plus longs, deviennent phosphorescents, mais seulement quand on les chauffe après avoir soumis la surface extérieure des tubes, à un très-grand nombre de décharges électriques. — M. Becquerel s'est assuré que la radiation électrique agissait soudainement et à distance pour développer la phosphorescence dans les corps. Ces curieux phénomènes qui ont été étudiés par Homberg, Beccari, Placidus Henrich, Canton, etc., ont été l'objet, dans ces derniers temps, de très-intéressantes recherches faites par MM. Becquerel, Biot, Arago. On peut consulter à cet égard une série de notes et de mémoires insérés dans le tome 8 des *Comptes-rendus de l'Académie des sciences*.

Le règne animal présente aussi des phénomènes très-intéressants de phosphorescence. Ce n'est pas seulement le lampyre ordinaire ou ver luisant qui a la propriété, dans l'état de vie, de paraître lumineux dans l'obscurité; la phosphorescence peut être remarquée dans un assez grand nombre d'autres animaux. Ainsi, les scolopendres se montrent souvent phosphorescentes. — M. Audoin, en remuant une terre où il apercevait des lueurs phosphoriques à la surface, a été témoin, selon son expression, d'un spectacle éblouissant : la terre remuée était comme arrosée de gouttelettes phosphoriques, et dans certaines places on croyait apercevoir un liquide lumineux couler comme de petits filets d'eau; cet effet remarquable était produit par les mouvements d'une multitude de très-petites scolopendres. — On a remarqué que les lombrics ou vers de terre deviennent aussi lumineux à certaines époques : MM. Forester et Moquin-Tandon ont observé que c'était particulièrement au moment de la reproduction. — La phosphorescence de la mer, qui se montre sous presque tous les méridiens et à un grand nombre de latitudes, et qui peut être observée particulièrement près des côtes de Murcie, dans les lagunes de Venise, aux environs de Naples, sur les côtes méditerranéennes de la France, etc., n'est point inhérente à la nature de l'eau de mer; elle est produite par des multitudes d'êtres organisés qui appartiennent à différentes classes, aux crustacés, aux mollusques, etc. Cette

le résultat. — *La combustion et la phosphorescence s'accroissent, au contraire, avec l'élevation de la température. La raréfaction produit les mêmes effets, et la compression détermine des*

propriété paraît dépendre d'un liquide sécrété par ces animaux, liquide qui se dissout dans l'eau et la rend lumineuse au moment où il est projeté par l'animal. Les effets déterminés par la phosphorescence de ces animaux produisent souvent un spectacle qui a quelque chose de merveilleux, du moins en apparence. Les pêcheurs languedociens, suivant M. Dunal, appellent ce phénomène *l'ardent*; il est, dit-il, produit par des corps brillants qui se meuvent avec une si grande vitesse, et sont en si grand nombre et si lumineux, qu'ils éclairent à plusieurs brasses de profondeur, et s'opposent même au succès de la pêche, en rendant les filets étincelants de clarté, ce qui fait fuir les poissons. Ce phénomène se montre à toutes les époques de l'année, mais plus fréquemment en été qu'en hiver.

M. Du Petit-Thouars, dans son journal particulier, tenu à bord de la frégate *la Venus*, donne les détails suivants sur la phosphorescence de la mer.

Dans False-Bay, au cap de Bonne-Espérance, nous avons eu un exemple bien remarquable de phosphorescence de la mer. Ce phénomène était dû à une quantité innombrable de corpuscules sphériques, transparents, fermes, laissant voir à la loupe un point noir entouré de stries également noires. Quand on les remuait avec la main, on sentait un léger craquement, comme lorsqu'on presse de la neige. Il y en avait tant que l'eau était devenue comme sirupeuse. Un seau d'eau soumis à la filtration, a laissé sur le linge la moitié de son volume de ces petits corps; le liquide filtré avait perdu sa phosphorescence, tandis que la matière restée sur le filtre la possédait au plus haut degré. — Cette matière étant restée 14 heures dans une cuvette, se décomposa et répandit une odeur épouvantable de poisson pourri; elle n'était plus alors phosphorescente. — Après avoir donné ces intéressants détails, M. Du Petit-Thouars ajoute, à l'égard du phénomène si remarquable qu'il a observé: — L'éclat de la lumière était si grand, quand la mer se brisait à la plage, que j'essayai de lire à cette lueur; j'y aurais probablement réussi, malgré les 50 pas qui me séparaient de la plage, si les éclats de lumière eussent été de plus longue durée.

Le docteur Allman a observé, dans les marais de l'Irlande, un annélide qui y est très-commun et qui produit une apparence lumineuse. Quand on l'irrite, il dégage une lumière phosphorescente d'une teinte verte, et qui augmente beaucoup si l'on expose l'animal à la vapeur de l'alcool.

Le règne végétal nous offre, comme le règne animal, le phénomène de la phosphorescence. On sait que Linnæus a décrit un *bissus phosphorescens*. On a remarqué aussi que d'autres cryptogames étaient lumineux dans l'obscurité. M. Nées d'Esenbeck cite parmi ces plantes, d'après M. Heinsmann, le *rhizomorpha phosphorescens* trouvé dans les mines de la Hesse et du nord de l'Allemagne; sa lumière est sensible aux extrémités de la plante, surtout lorsqu'on le rompt. *Cette phosphorescence disparaît sous le gaz hydrogène, l'oxyde de carbone*

phénomènes tout contraires (*Bellani — Van Marum*). On a même expérimenté que le phosphore mêlé à de la résine ou à du soufre, ou saupoudré seulement de ces substances, finit par s'enflammer et par brûler avec une flamme longue et faible, quand

et sous le chlore. D'autres *rhizomorpha*, comme le *subterranea* et l'*aidula* ont aussi paru phosphorescents aux ouvriers qui travaillent dans les mines. — L'*agaric de l'olivier*, d'après l'observation de M. Delille, brille aussi, dans les ténèbres, d'une lumière phosphorescente et jaunâtre. Tous ces faits ont porté M. Vallot à attribuer la phosphorescence des plantes à des champignons. — Mais, comme l'a fait observer M. Auguste de Saint-Hilaire (*Comptes rendus de l'Ac. des sc.*, t. V, p. 606), il existe des végétaux phanérogames phosphorescents par eux-mêmes. Linnæus et Ilagen en ont cité plusieurs exemples, et, tout récemment encore, M. Martens a reconnu comme phosphorescent le lait d'une espèce d'euphorbe, à laquelle il a donné pour cette raison, le nom d'*euphorbia phosphorica*. M. Dowden, enfin, vient de présenter à l'Association Britannique pour l'avancement des sciences, une note sur une apparence lumineuse présentée par le *calendula vulgaris*, phénomène qui s'est montré le soir, et a formé une auréole lumineuse sur le sommet des pétales.

La cause de la phosphorescence dans les corps organisés vivants était restée à peu près inconnue, ou du moins n'avait pas été suffisamment démontrée, jusqu'à ces derniers temps : des expériences toutes récentes de M. Matteuci, sur le lampyre ou *ver luisant d'Italie* (femelle du *lampyris Italica*), que les Italiens appellent *lucciola*, et que les voyageurs nomment *mouche lumineuse*, parce qu'elle a des ailes comme le mâle, semblent démontrer que ce phénomène doit être attribué, dans les animaux, à une véritable combustion ; il serait donc analogue à la phosphorescence du phosphore ordinaire au contact de l'air ; seulement il serait dû à la combustion du carbone. M. Mattenci a reconnu en effet, que cette phosphorescence donne lieu à une absorption d'oxygène, lequel se trouve remplacé en quantité égale par de l'acide carbonique. Ce qui le prouve encore, c'est que des fragments du corps de l'animal coupé en plusieurs parties restent lumineux quelque temps après sa mort ; c'est, de plus, que le lampyre cesse bientôt de briller dans l'acide carbonique, dans l'hydrogène ; c'est surtout que sa phosphorescence est plus vive et dure trois fois plus dans l'oxygène pur que dans l'air atmosphérique ; c'est enfin que la chaleur augmente cette phosphorescence et que le froid la diminue. — Quelque temps après la mort de l'animal, cette substance s'altère et cesse de répandre de la lumière ; mais alors elle n'absorbe plus d'oxygène et cesse de former de l'acide carbonique. (*Acad. des sc.*, 14 août 1843.)

Tout porte à croire que la phosphorescence dans les plantes tient aussi à une combustion, du moins on peut rigoureusement tirer cette conséquence de l'observation déjà citée, d'après MM. Nées d'Esenbeck et Heinsmann, que la lumière du *rhizomorpha phosphorescens* disparaît dans le gaz hydrogène, dans l'oxyde de carbone et dans le chlore. Ce phénomène serait donc analogue à la phosphores-

on le place sous le récipient de la machine pneumatique et qu'on raréfie l'air dont il est entouré (1).

1087. La présence dans l'air de divers gaz, même en très-petite quantité, s'oppose à la combustion lente du phosphore et par suite à sa phosphorescence. — Aussi, à la température de $+ 13^{\circ}$, ce corps cesse-t-il de luire dans l'air, quand celui-ci renferme $\frac{1}{150}$ de son volume de gaz *bicarbure d'hydrogène*, $\frac{1}{50}$ de vapeur d'*ether*, $\frac{1}{1820}$ de vapeur de *naphte*, ou un $\frac{1}{4444}$ de vapeur d'*huile essentielle de térébenthine*. L'air alors renferme à peu près sa proportion d'oxygène, et son volume ne diminue pas, même dans l'espace de 24 heures. — Le *chlore*, l'*acide sulfhydrique*, la vapeur d'*alcool agissent* dans le même sens, mais plus faiblement. — L'*acide chlorhydrique*, la vapeur de *camphre*, celle de *carbonate d'ammoniaque* sont, au contraire, *sans effet*. — La raréfaction opérée, du reste, en sens opposé aux gaz et va-

cence du bois pourri, qui est due bien évidemment, à la combustion lente de son carbone et peut-être aussi de son hydrogène.

On ne peut expliquer aussi que par une combustion, la phosphorescence que manifestent assez ordinairement les poissons de mer en putréfaction, et celle que montrent quelquefois les débris, soit du corps de l'homme, soit de la substance des animaux, quand il s'y manifeste un mouvement de décomposition spontanée. Mais, dans ces derniers cas, la production de la lumière phosphorique est due sans doute à la combustion de quelques traces d'hydrogène phosphoré développé sous l'influence de la putréfaction.

En résumé, la phosphorescence dans les corps organisés, soit vivants, soit privés de la vie, serait donc, du moins dans la plupart des cas, tout simplement un *phénomène chimique*, une combinaison de l'oxygène de l'air avec une partie des éléments de la matière organique, lesquels se trouvent dans un état convenable pour que la combustion se manifeste et produise ses phénomènes ordinaires, de la lumière et de la chaleur. — Telle est la raison qui nous a engagé à rédiger cette longue note sur la phosphorescence.

(1) On est resté sans connaître la cause de cette action de la résine ou du soufre en poudre, ou du coton, jusqu'à ce que Bache eut fait voir que la poudre de la plupart des corps, par exemple, du charbon, des sulfures métalliques, des sels, de la chaux, de la craie, des alcalis, quand on en saupoudre le phosphore, occasionne déjà, sous la pression ordinaire, à l'endroit où elle se trouve, une élévation de température suffisante pour faire entrer le phosphore en fusion, et que si la température de l'air est de plus 16° et au-delà, le phosphore s'enflamme, même sous la pression ordinaire, à l'un de ces points, surtout lorsqu'on s'est servi du charbon pour le saupoudrer. (*Berzelius*, t. I, 94, édit. de Bruxelles.)

peurs qui s'opposent à la combustion lente du phosphore, quand on le fait agir sur leur mélange avec l'air. Graham a reconnu que pour empêcher le phosphore d'être lumineux dans l'air il fallait 1, 2, 3, $\frac{1}{3}$, 10 pour 100 de gaz bicarbonate d'hydrogène, suivant que l'air était raréfié de $\frac{1}{6}$, $\frac{1}{2}$, $\frac{2}{3}$, $\frac{9}{10}$.

1088. Chauffé dans l'air, à la pression ordinaire, le phosphore ne tarde pas à s'y enflammer et à brûler avec activité, en émettant une vive lumière et des vapeurs blanches d'acide *phosphorique* (acide para-phosphorique, acide phosphorique anhydre). La température où s'opère l'inflammation n'a pas été bien déterminée, mais elle est *peu éloignée de son point de fusion* (43°). Aussi suffit-il de manier ce corps ou de lui faire subir un léger frottement pour qu'il s'enflamme et brûle avec énergie. Il est donc imprudent de le toucher avec les doigts ou de le tenir dans la main, à moins que ce ne soit dans l'eau froide, ou qu'on ne le plonge très-fréquemment dans ce liquide. Le contact de plusieurs bâtons de phosphore dans l'air détermine, au bout de peu de temps, cette inflammation (1). Quelquefois même, dans les chaleurs de l'été, un morceau de phosphore prend feu spontanément quand il est placé sur un corps inégal, comme, par exemple, du papier gris grossier (Henry Rose).

1089. Quand on met le feu au phosphore et qu'on le fait brûler sous une cloche de verre en laissant arriver l'air peu à peu à mesure qu'il se consume, les vapeurs blanches d'acide

(1) Cette inflammation spontanée peut donner lieu à de graves accidents; en voici un terrible exemple: un droguiste de Lyon, voulant peser, *sans eau*, plusieurs kilogrammes de phosphore, les plaça dans le plateau de sa balance, deux minutes ne s'étaient pas encore écoulées, que le feu prit à la masse entière du phosphore. Dans ses efforts pour l'éteindre, cet imprudent fut atteint en plusieurs endroits par la matière enflammée, et périt le lendemain des suites de ses brûlures.

phosphorique se condensent sur les parois de la cloche, et cet acide, en se solidifiant, prend l'apparence de la neige. -- Ces flocons blancs exposés à l'air se résolvent très-promptement à l'état liquide, en absorbant l'humidité atmosphérique. — En même temps que le phosphore passe à l'état d'acide phosphorique, une portion reste dans la capsule où se fait la combustion à l'état d'*oxyde de phosphore* qui est *rougeâtre*. — Si même l'air n'arrive que difficilement sous la cloche, et que la combustion ne puisse être complète, une partie du phosphore est volatilisée et se dépose à l'état d'*oxyde* sur les flocons blancs d'acide phosphorique, ce qui leur communique alors une couleur jaunâtre ou rougeâtre. — On a même observé qu'il se formait alors une certaine quantité d'acide phosphoreux.

1090. Dans la combustion lente du phosphore au contact de l'air, l'acide hypophosphorique produit possède aussi la propriété d'absorber l'humidité atmosphérique pour passer à l'état liquide. Aussi les bâtons de phosphore qu'on laisse au contact de l'air ne tardent pas à s'y humecter d'une liqueur fortement acide.

1091. **Eau.** — Le phosphore est tout-à-fait *insoluble dans l'eau*. Cependant celle dans laquelle on le conserve quelque temps prend une *odeur alliagée* et devient *acide* par suite de l'oxygénation de ce corps, qui forme alors de *l'acide phosphoreux* ou de *l'acide hypophosphorique*. Sa combustion lente est opérée dans ce cas, soit par l'oxygène atmosphérique tenu en solution dans l'eau, soit par celui que lui fournit une petite partie de ce liquide en se décomposant.

1092. Le phosphore, plongé dans l'eau à la température ordinaire, exerce en effet, à la longue, une *action décomposante* sur ce liquide, et donne lieu à son acidification en même temps qu'à un dégagement lent et insensible d'*hydrogène phosphoré*. — Cette action décomposante, comme on l'a déjà vu, paraît s'exercer surtout avec activité sous l'influence de la *lumière so-*

laire directe ; sous celle de la *lumière diffuse* elle persiste, mais agit avec plus de lenteur. Le fait suivant prouve même qu'elle *continue dans l'obscurité la plus complète*. — Quand on laisse séjourner longtemps du phosphore recouvert d'eau dans les boîtes de fer blanc, où on l'enferme d'ordinaire pour l'expédier au dehors, l'air qui y est contenu en plus ou moins grande quantité, et qui ne peut se renouveler, la boîte étant fermée par un couvercle parfaitement soudé, *devient explosif*. Si alors on veut ouvrir la boîte en dessoudant son couvercle par le contact d'un *fer chauffé même au-dessous de la température rouge*, le gaz emprisonné dans la boîte *s'enflamme* et donne lieu à une *détonation*, qui détermine la rupture de ce vase, et quelquefois même la projection du phosphore à une certaine distance. Ce phénomène, bien évidemment, est le résultat du *mélange d'un gaz inflammable avec l'air*, et ce gaz ne peut être de l'hydrogène pur, car il ne s'enflammerait qu'à la chaleur rouge ; c'est donc nécessairement de *l'hydrogène phosphoré*, gaz qui demande une bien moindre chaleur pour s'enflammer (1).

1093. C'est par la solution d'une partie de ce gaz hydrogène phosphoré qu'on peut expliquer la propriété que possède l'eau où l'on a conservé du phosphore, dans un vase bien bouché, de devenir *lumineuse* quand on l'agite, dans l'obscurité, au contact de l'air, et de cesser de présenter ce phénomène, dès qu'elle est restée quelque temps en contact avec l'oxygène atmosphérique, puis ensuite de redevenir lumineuse, quand le flacon qui la contient avec le phosphore est resté, de nouveau, parfaitement bouché pendant quelques jours.

(1) Pour éviter cet accident, on ouvre les boîtes de phosphore sans employer un fer chaud : on se sert tout simplement d'un ciseau.

— Jusqu'à présent on n'avait pas donné l'explication de ce phénomène, qui dépendrait ainsi de la *combustion lente d'une petite quantité de phosphore d'hydrogène tenu en solution dans l'eau*, combustion qui cesserait avec la décomposition complète de ce phosphore, pour se reproduire par la formation et la solution d'une nouvelle quantité de ce composé gazeux, lorsque le flacon reste bouché pendant quelques jours. — Cette explication est tellement naturelle qu'il y a lieu de s'étonner qu'elle n'ait point encore été donnée. (Dupasquier.)

Du reste, l'eau dans laquelle a séjourné le phosphore, indépendamment de son acidité, de son odeur alliée et de sa phosphorescence, possède encore la propriété de précipiter en noir l'azotate d'argent, comme les solutions aqueuses d'acide hypophosphorique, de phosphore d'hydrogène, et comme celles du phosphore libre dans l'éther, dans l'alcool et dans d'autres liquides.

1094. Le phosphore, quand il est impur ou que l'eau elle-même contient certaines matières étrangères, présente au contact de ce liquide d'autres phénomènes de coloration, et des réactions chimiques spéciales, dont il sera parlé à l'article *conservation du phosphore* (1108).

1095. **Métalloïdes.** — *Oxygène.* — *L'oxygène pur*, à la pression 0^m,76, *n'exerce pas d'action sur le phosphore*, à la température ordinaire, d'où il résulte qu'il *n'est pas lumineux* dans ce gaz. La combustion du phosphore dans l'oxygène ne commence et ne devient apparente par la phosphorescence, qu'à environ 28°. — Par un refroidissement de l'appareil où se fait l'expérience, il cesse d'être lumineux; mais il ne tarde pas à luire de nouveau, par une nouvelle élévation de la température à 28°.

1096. Quand le phosphore est placé dans l'oxygène *ra-*

réfié par une pression inférieure à la pression moyenne de l'atmosphère, sa combustion lente a lieu avec émission de lumière, à la température ordinaire, et même au-dessous, jusqu'à + 6°. — La même réaction se manifeste dans l'oxygène soumis à la pression ordinaire, quand on mélange à ce gaz de l'azote, du protoxyde d'azote, de l'hydrogène ou de l'acide carbonique ; encore, toute combustion cesse-t-elle, si le volume de l'oxygène est égal à celui du gaz étranger (1). — L'addition du bicarbonate d'hydrogène, loin de favoriser la combustion, la rend, au contraire, *plus difficile*. Selon Graham, le phosphore peut être chauffé jusqu'à 100° sans prendre feu et même sans émettre de la lumière, au milieu d'un mélange par parties égales d'oxygène et de bicarbonate d'hydrogène.

1097. Fondu au milieu du gaz oxygène pur, le phosphore s'y *enflamme spontanément*, et brûle avec une telle intensité de lumière, que l'œil en est ébloui et ne peut la supporter. Le même phénomène se remarque quand on l'enflamme d'abord et qu'on le plonge ensuite dans ce gaz. Il se forme, dans l'un et l'autre cas, de l'acide phosphorique anhydre, comme dans la combustion active de ce corps au contact de l'air.

1098. Quand il est en contact avec l'oxygène pur, à la température et à la pression ordinaires, le phosphore s'y *volatilise sensiblement*. Si alors on le retire de ce gaz, et que celui-ci soit mélangé avec de l'air ou de l'azote, on voit s'y former immédiatement un nuage lumineux, dû à la *combustion du phosphore en vapeur*. — La même chose arrive avec l'hydrogène et d'autres

(1) Excepté cependant si l'azote a été séparé de l'air au moyen d'un mélange de limaille de fer, de soufre et d'eau. (V. un Mémoire de Bellani, *Bull. de pharm.*, tom. V, p. 489.)

gaz sans action sur le phosphore, quand, après y avoir laissé quelque temps un morceau de ce corps, on vient à les mélanger avec l'air atmosphérique ou avec de l'oxygène. Dans l'un et l'autre cas, c'est la vapeur du phosphore qui, d'abord non lumineuse, brûle en émettant de la lumière, quand on la place dans les conditions nécessaires à sa combustion.

1099. **Combinaisons avec les métalloïdes.** — Le phosphore peut s'unir à plusieurs métalloïdes et former particulièrement les combinaisons suivantes :

Avec l' <i>oxygène</i>	il donne directement :	Acide phosphorique.
---	---	Oxyde de phosphore.
---	---	Acide hypophosphorique.
---	il donne indirectement :	Acide hypophosphoreux.
---	---	Acide phosphoreux.
Avec l' <i>azote</i>	---	Phosphure d'azote.
Avec l' <i>hydrogène</i> ,	indirectement.	Phosphure solide d'hydrogène.
---	---	Protophosphure d'hydrogène.
---	---	Sesquiphosphure d'hydrogène.
(Ces deux dernières combinaisons sont gazeuses et inflammables.)		
Avec le <i>soufre</i> ,	directement.	Il s'y unit en toutes proportions pour former plusieurs sulfures de phosphore (1), plus fusibles et plus inflammables que le phosphore lui-même.
Avec le <i>chlore</i> ,	directement.	Protochlorure de phosphore (liquide caustique).
---	---	Perchlorure de phosphore (solide).
Avec le <i>brôme</i> ,	directement.	Plusieurs bromures de phosphore.
Avec l' <i>iode</i> ,	directement.	Plusieurs iodures de phosphore.

Les phénomènes qui se manifestent dans la combinaison du phosphore avec le chlore, le brôme et l'iode,

(1) Tout récemment, M. Berzélius a reconnu qu'il existe des combinaisons déterminées de soufre et de phosphore. — Ces deux corps s'unissent dans les mêmes proportions que l'oxygène et le phosphore. A chaque degré d'oxydation connu correspond une combinaison sulfurée dont la composition atomique est la même. (*Annuaire*, 1844, p. 24.)

seront indiqués en parlant de chacun de ces derniers corps en particulier.

1100. **Métaux.** — Le phosphore peut s'unir *directement* ou *indirectement* avec plusieurs métaux et former des *phosphures métalliques*.

1101. **Oxydes.** — Quand on le chauffe avec de la *potasse*, de la *soude*, de la *chaux*, etc., et de l'*eau*; sous l'influence de ces oxydes, l'eau est décomposée par le phosphore, d'où résulte un *hypophosphite* et du gaz *phosphure d'hydrogène* qui se dégage.

1102. **Oxacides.** — Sous l'influence de la chaleur, l'*acide azotique* réagit sur le phosphore, le dissout en se décomposant, pour lui fournir de l'oxygène, et le fait passer à l'état d'*acide phosphorique*, souvent mélangé d'*acide phosphoreux* (1).

Le phosphore réagit lentement à froid sur les solutions d'*acide chromique* ou de *bichromate de potasse*, et change peu à peu l'acide chromique en *oxyde de chrome*, par la soustraction d'une partie de son oxygène. Il exerce une action analogue sur l'*acide arsénique* qu'il ramène d'abord à l'état d'*acide arsénieux*, et sur l'*acide arsénieux* dont il précipite peu à peu l'*arsenic métallique*, (Dupasquier.)

1103. **SELS.** — On sait depuis longtemps que le phosphore *noircit* dans une solution d'un sel de *cuivre*, en précipitant une légère couche de ce métal; d'autres faits épars de décomposition de sels métalliques sont encore indiqués par les auteurs. Ces faits nous ont engagé à faire une étude générale de l'action de ce corps sur les solutions des sels et des acides métalliques. Dans

(1) Ce dernier acide se décompose quand on concentre la dissolution nitrique de phosphore, et donne souvent lieu à l'émission d'un gaz enflammé (*phosphure d'hydrogène*).

ces recherches dont le résultat sera incessamment publié, nous nous sommes assuré que le phosphore n'exerce aucune action sur les solutions des sels alcalins et terreux, et sur celles des sels de protoxyde de manganèse, de zinc, de fer, d'étain, de cobalt, de nickel, de cadmium, etc.; ce qu'il était d'ailleurs facile de prévoir, mais qu'il peut précipiter de leurs dissolutions, non seulement le *cuivre, l'argent, l'or*, mais encore le *mercure et plusieurs autres métaux*, quelle que soit d'ailleurs la nature de la combinaison dont ils font partie. Ainsi le cuivre est aussi promptement précipité de l'ammoniaque de cuivre que du sulfate, de l'azotate ou de l'acétate cuivrique. Ainsi le phosphore sépare aussi facilement l'argent du chlorure ou du bromure d'argent dissous dans l'ammoniaque, que de l'azotate ou du sulfate argentique. — Le cuivre, l'or, dans leurs dissolutions un peu concentrées, peuvent se précipiter de manière à former, sur toute la surface du phosphore, une *belle couche de cuivre ou d'or présentant tous les caractères métalliques* et tout l'éclat de ces métaux à l'état de pureté. Nous avons obtenu de cette manière des cylindres de phosphore uniformément et parfaitement cuivrés ou dorés. — Ces réactions du phosphore sont susceptibles de quelques applications utiles.

1104. Matières organiques. — Le phosphore est soluble, mais faiblement, et plus à chaud qu'à froid, dans *l'alcool et l'éther sulfurique*. Par le refroidissement, la partie qui ne peut plus être tenue en solution, cristallise. — L'eau le sépare de sa solution alcoolique saturée, qui devient un peu lactescente par ce mélange. Ce mélange, au contact de l'air, est phosphorescent dans l'obscurité; on voit même quelquefois le phosphore brûler en partie à la surface du liquide

Ce corps est plus soluble dans *l'acide acétique*, dans

les huiles essentielles, dans le naphte, dans les huiles fixes et les graisses, que dans l'alcool et l'éther.

1105. Les solutions de phosphore manifestent toutes l'odeur alliagée de ce corps. Sous l'influence de l'air et de la lumière, il s'y forme, plus ou moins promptement, de l'oxyde de phosphore, lequel s'en sépare peu à peu, sous forme d'une poudre rougeâtre, qui se précipite ou s'attache aux parois des flacons. Toutes participent des propriétés chimiques du phosphore. Toutes, comme l'eau qui en a contenu, précipitent d'abord en jaune brunâtre, puis en noir, la solution d'azotate d'argent.

1106. Selon Vogel, le phosphore, au contact du sucre de lait, de la fécule, de la gomme, etc., réagit sur ces matières organiques, d'où résulte la formation d'un peu d'acide phosphoreux, en même temps que du carbone se trouve mis à nu.

1107. M. Zeise, professeur de chimie à l'Université de Copenhague, a reconnu que l'acétone et l'éther sont détruits par le phosphore, sans l'intermédiaire d'une autre substance, et qu'il se produit par cette réaction sur chacun de ces corps organiques, au moins trois nouveaux acides du phosphore, et un corps indifférent, contenant du phosphore et du carbone. — Cette réaction a lieu, même à froid, avec une dissolution de phosphore dans l'acétone, laquelle, gardée quelques mois, présente une réaction acide très-prononcée, qui n'est point due aux acides ordinaires du phosphore. — Cet effet a lieu même quand l'air est parfaitement exclus. (Berzél., *Annuaire de chim.*, 1842—51.)

De même que le soufre, le phosphore entre comme élément dans plusieurs composés organiques.

1108. ALTÉRATION SPONTANÉE ET CONSERVATION. — Pour conserver le phosphore, il faut le préserver du contact de l'air; on pourrait le conserver dans de l'azote

ou de l'*hydrogène*, mais il est plus simple et plus comode de le tenir plongé dans l'eau, moyen qui est généralement adopté. On recommande à cet égard d'employer de l'eau qu'on a fait préalablement *bouillir*, afin d'expulser l'air qu'elle tenait en solution et qui aurait l'inconvénient d'acidifier une portion du phosphore. — Le phosphore doit aussi être tenu à l'*abri du contact de la lumière*, qui le fait rougir plus ou moins promptement, suivant son intensité ; effet généralement attribué à la formation d'un peu d'oxyde de phosphore, aux dépens de l'oxygène de l'eau. On obtient ce résultat en le conservant dans des boîtes de fer-blanc ou dans des flacons entourés de papier noir.

1109. Malgré l'observation rigoureuse de ces précautions, le phosphore ne conserve d'ordinaire ni sa limpidité ni sa blancheur primitives. — Peu à peu il se recouvre d'une *croûte blanche, opaque*, tout en conservant sa transparence dans l'intérieur ; ou bien encore la couche qui se forme prend une *nuance jaunâtre*, quelquefois *brunâtre*, en même temps que l'intérieur se colore aussi et perd de sa transparence. Quelquefois il prend seulement un *aspect corné*, soit à l'extérieur, soit à l'intérieur. — Dans certains cas, il acquiert même une teinte noire très-prononcée.

1110. Quand le phosphore est *parfaitement pur*, il ne se colore que sous l'influence de la lumière ; mais sa pureté n'empêche pas qu'il ne devienne plus ou moins opaque en se couvrant d'une croûte qui est, dans ce cas, *blanche, sans nuance de jaune ou de brun*, et sans *aspect corné*. — On a cru longtemps que cette croûte était un oxyde particulier du phosphore ; mais M. Pelouze s'est assuré que c'est un *hydrate* composé de quatre proportions de phosphore et d'une proportion d'eau, ou en poids de :

Phosphore.	100
Eau.	14,33

Cet hydrate, soumis à une chaleur de 70°, se décompose en effet en eau et en phosphore (1).

1111. D'après des faits qui nous ont été communiqués par MM. Coignet, il paraîtrait que le contact de l'air avec l'eau dans laquelle on conserve le phosphore, et que la pureté ou l'impureté de cette eau, ont une *influence assez prononcée sur la formation de cette croûte blanchâtre*. Dans de l'eau distillée parfaitement à l'abri des rayons lumineux et de l'air atmosphérique, il conserve sa blancheur et sa transparence, même pendant plus d'une année, comme nous nous en sommes assurés en constatant les résultats de plusieurs expériences (2). — Mais il n'en est plus de même si l'air qui se trouve en contact avec l'eau peut se renouveler, et surtout si ce liquide, au lieu d'être pur, contient des sels, et particulièrement du carbonate de chaux. — Cette dernière circonstance, dont il est difficile d'ailleurs de donner une explication satisfaisante, pourrait porter à croire que ce n'est pas seulement un hydrate de phosphore qui constitue sa croûte blanchâtre, et qu'il se trouve *associé à un sel calcaire*. Mais les recherches que nous avons faites pour nous en assurer, et qui ont consisté à dissoudre dans l'acide azotique des râclures fournies par la partie opaque d'un phosphore parfaitement blanc, puis à rechercher la chaux dans cette solution, ne nous ont fait découvrir que quelques traces de cette base.

(1) M. Mulder considère la croûte blanche du phosphore comme un composé d'oxyde rouge de phosphore et d'hydrogène phosphoré. — Ce composé, d'après lui, se formerait secondairement à la décomposition lente de l'eau par le phosphore. — Son opinion est appuyée sur les expériences suivantes : 1^o Si l'on fait passer de l'hydrogène phosphoré dans de l'eau qui contient de l'oxyde rouge de phosphore, il est changé en une matière blanche semblable à celle qui encroûte le phosphore. 2^o Cette matière blanche, exposée quelques jours au contact de l'air et de la lumière, dans de l'eau où l'on avait fait dissoudre de l'oxygène, a été changée en oxyde rouge.

(2) M. Dumas dit aussi avoir vu du phosphore conserver sa transparence pendant plusieurs années ; mais il attribue cette conservation indéfinie à la seule privation du contact de la lumière. Sans doute que ce phosphore était conservé dans de l'eau distillée, et dans un vase bien fermé.

En résumé, pour conserver le phosphore pur parfaitement incolore et transparent, il faut le tenir dans de l'eau distillée, à l'abri du contact de l'air et de la lumière.

1112. Le phosphore ne prend un aspect *jaunâtre* ou *brunâtre*, que lorsqu'il contient de l'arsenic ; dans cet état d'impureté il peut être primitivement blanc, mais jamais, comme on l'a déjà vu, d'un blanc aussi parfait que le phosphore pur ; jamais aussi, dans ce cas, il n'est parfaitement transparent, à moins qu'il ne soit en état de fusion. Dès qu'il devient *solide*, il se trouble *plus ou moins*, et cette circonstance suffit pour y faire reconnaître la présence de l'arsenic. Par la conservation, le *phosphore arsénifère se colore toujours plus ou moins*, ou prend seulement un *aspect corné*. Aucune précaution n'empêche cette coloration de se manifester, seulement elle est *plus lente à se produire dans de l'eau distillée*. Dans une eau chargée de carbonate de chaux, le phosphore impur se couvre très-promptement d'une croûte opaque, mais qui, dans ce cas, *n'est jamais d'un blanc parfait* comme avec le phosphore pur. — Cette coloration, ainsi qu'on l'a déjà vu, paraît due à la réduction d'une petite quantité d'arsenic métallique.

Quand le phosphore est arsénifère, on ne peut donc le conserver sans qu'il se colore plus ou moins avec le temps ; cependant on trouve encore quelque avantage à le tenir dans de l'eau distillée, à l'abri du contact de l'air, la coloration se faisant dans ce cas d'une manière plus lente.

1113. Pendant sa conservation, le phosphore peut prendre un *aspect noirâtre*, mais cela n'arrive que lorsque l'eau dans laquelle on le conserve a été en rapport avec un vase de *cuivre*.

1114. En fondant le phosphore pur quand il est recouvert d'une croûte opaque, on peut lui rendre sa

transparence. Quand il n'est coloré que par de l'oxyde de phosphore ou par du cuivre, on peut aussi l'obtenir transparent et incolore en le faisant passer de nouveau à la peau de chamois, qui retient l'oxyde et le métal. Mais ce moyen est *sans effet* quand il s'agit du *phosphore arsénifère*, le phosphure d'arsenic n'étant pas séparé par cette filtration.

1115. M. Juch, de Wurzburg, dit que le phosphore qui a rougi sous l'influence de la lumière, devient incolore et transparent comme du verre quand, après l'avoir réduit en poudre, on le met quelque temps en contact avec une faible solution de *chlore*; il ne s'agit plus ensuite que de le fondre et de le mouler de nouveau. Suivant Berzélius, on peut aussi le décolorer et lui rendre sa transparence en le faisant fondre dans de *l'ammoniaque liquide* modérément chauffée, puis en remplaçant l'ammoniaque par de *l'alcool* également chaud. — Ces moyens, expérimentés dans la fabrique de MM. Coignet, n'ont pas donné des résultats satisfaisants.

1116. Le *noir animal* exerce enfin une action décolorante très-prononcée sur le phosphore; il peut même lui enlever une partie de l'arsenic qu'il contient; mais il ne l'en sépare jamais complètement (Dupasquier).

1117. SOPHISTICATION. — CHOIX. — Jusqu'à présent on n'a altéré le phosphore que par l'addition du soufre, et encore cette fraude ne se pratique-t-elle plus, par la raison quelle est trop facile à reconnaître.

1118. De ce qui précède on doit tirer cette conclusion qu'il faut toujours choisir le phosphore parfaitement transparent et incolore, c'est-à-dire complètement exempt d'arsenic. Cela est particulièrement indispensable quand il s'agit de le transformer en acide phosphorique.

1119. UTILITÉ DANS LA NATURE. — Le soufre et le

phosphore, comme on la déjà vu, entrent directement dans la composition des êtres organisés vivants, c'est-à-dire comme principes élémentaires, et à la manière des véritables *organogènes*. Il est donc bien évident que leur présence est essentielle aux tissus qui les renferment et quelle est inhérente à leur nature.

Le soufre, à l'état *combustible* ou *non oxygéné*, fait surtout partie de plusieurs substances animales élémentaires qui constituent essentiellement les tissus organiques. Ces substances, qui sont l'*albumine*, la *fibrine*, et la *caséine*, se distinguent en effet, selon M. Liebig, de toutes les autres parties animales, par la *présence constante du soufre* combustible parmi leurs éléments. Ces trois substances sont fournies aux animaux par les végétaux, qui renferment aussi des composés sulfurés identiques, dans l'*albumine* du suc des plantes, dans le *gluten des céréales*, et dans la *caséine végétale*, qui constitue la partie essentiellement nutritive des pois, des haricots, des lentilles, etc. — Indépendamment de ces composés organiques sulfurés dans les plantes, il en est d'autres encore (les huiles volatiles des crucifères, de l'ognon, etc.), où le soufre, sans aucun doute, joue aussi un rôle important comme partie constituante.

Quant au phosphore *combustible*, on a vu qu'il accompagne le soufre, *comme principe élémentaire*, dans la matière du cerveau et des nerfs, dans la laitance et les œufs de poissons, etc., etc. On ne l'a point encore trouvé, du moins que nous sachions, dans les végétaux, mais il y est abondant à l'état combiné ou brûlé, comme principe des phosphates. — D'ailleurs il n'est pas déraisonnable de penser qu'on y rencontrera tôt ou tard du phosphore *combustible*, comme on y trouve du soufre *élémentaire*.

En résumé, le soufre et le phosphore sont essentiels à

l'organisation animale, soit à l'état combustible, soit à l'état brûlé, comme élément des sulfates et des phosphates.

1420. Mais où s'approvisionnent les végétaux et les animaux de ces deux principes, soit à l'état combustible, soit à l'état brûlé? — Nous avons cité, quant au soufre, une expérience de Vogel dans laquelle ce principe n'a pu être enlevé qu'à l'acide sulfhydrique mélangé à l'air dans certaines localités. Toutefois cette source ne suffirait pas à fournir aux végétaux tous le soufre dont ils ont besoin, aussi, M. Liebig pense-t-il que c'est à l'état de sulfate qu'il s'introduit dans l'organisation végétale, pour passer ensuite, par la voie de l'alimentation, dans l'économie animale. Le végétal, d'après cela, doit nécessairement exercer une action réductrice sur l'acide sulfurique des sulfates, et en enlever l'oxygène comme il le fait pour celui de l'acide carbonique. — Quant au phosphore, il ne peut pénétrer dans les plantes qu'à l'état de phosphate, et c'est de là que le tirent ensuite les animaux, en exerçant à leur tour une action réductrice sur l'acide phosphorique, pour combiner une portion du phosphore combustible à leur propre substance. Mais c'est surtout à l'état de phosphate qu'ils ont besoin d'en trouver dans les végétaux dont ils se nourrissent, puisque la substance saline de leurs os est principalement composée de phosphate de chaux.

La conclusion pratique de ce qui précède, c'est qu'il faut fournir des phosphates aux terres dans lesquelles on cultive les végétaux nécessaires à la nutrition animale, et que l'homme et les animaux doivent rechercher surtout pour leur nourriture les végétaux qui contiennent des phosphates, comme, par exemple, les céréales. — Quant aux sulfates, les terres et les eaux en contiennent généralement assez pour fournir amplement à l'absorption végétale.

1121. USAGES. — Dans les laboratoires de chimie, on fait usage du phosphore pour *l'analyse de l'air*, pour enlever l'oxygène à l'air atmosphérique, et se procurer ainsi de *l'azote*, pour préparer *l'acide hypo-phosphorique*, *l'acide phosphorique*, etc.

1122. **Briquets phosphoriques.** — On s'en est servi pendant plusieurs années pour préparer les *briquets phosphoriques*; on procédait de différentes manières à cette préparation :

1^o On introduisait dans de petits flacons ou des tubes courts, fermés par un bout, deux ou trois fragments de phosphore bien séché avec du papier sans colle. On les comprimait avec une tige de fer, de manière à les réunir en une seule masse parfaitement jointe aux parois du flacon; — on parvenait encore au même résultat, en faisant fondre le phosphore à une douce chaleur, et laissant refroidir le flacon dès qu'il était fondu. On se servait de ce briquet en y plongeant une allumette soufrée, qui détachait quelque parcelle de phosphore. — L'allumette retirée du briquet *ne s'enflammait pas immédiatement*; il fallait pour qu'elle prit feu, la frotter sur du liège ou du feutre de chapeau, ce qui déterminait l'inflammation du phosphore et, par suite, celle de l'allumette. — Ce briquet durait longtemps quand on avait soin de le tenir bien bouché; — autrement le phosphore, en absorbant de l'oxygène, formait de l'acide hypophosphorique qui attirait l'humidité de l'air, et le briquet cessait bientôt de donner du feu.

2^o On introduisait un petit cylindre de phosphore dans un flacon ou un tube allongé qu'on faisait ensuite chauffer au bain de sable, ou qu'on approchait du charbon allumé pour faire fondre le phosphore. En état de fusion, le phosphore, qui continuait à être chauffé, commençait à se volatiliser, et sa vapeur brûlait en partie, d'où résultait une couche *d'oxyde de phosphore* autour des parois du flacon, et le mélange d'une certaine quantité de cet oxyde avec le phosphore. — Ce briquet refroidi enflammait directement les allumettes soufrées qu'on y plongeait et dispensait ainsi de les frotter sur du liège ou du feutre. —

Comme le précédent, ce briquet attirait promptement l'humidité de l'air quand il n'était pas soigneusement bouché, et cessait alors de donner du feu par le simple contact de l'allumette. — On pouvait le ramener à son état primitif, en le chauffant de nouveau, à la manière déjà indiquée.

3° On faisait fondre le phosphore comme dans la préparation précédente, puis on y mélangeait peu à peu, par l'agitation avec une tige de fer, de la *magnésie calcinée*. On bouchait ensuite soigneusement le flacon. Ce briquet, comme le précédent, donnait directement du feu. La magnésie agissait en divisant les particules du phosphore et en favorisant ainsi la combustion de ce corps. Selon M. Dumas, ces briquets avaient l'avantage de ne pas attirer l'humidité de l'air, ce qui tenait à ce que l'acide phosphorique provenant de la combustion, formait un sous-phosphate de magnésie insoluble. Quelques fabricants remplaçaient la magnésie par de la chaux, du verre pilé, ou d'autres matières pulvérulentes. On appelait les flacons ainsi préparés *briquets à mastic inflammable*.

1123. Allumettes inflammables par frottement. — Allumettes à la congrève. — Allumettes chimiques.

L'emploi des briquets phosphoriques est généralement abandonné depuis qu'on a introduit l'usage de ces allumettes, pour la préparation desquelles on consomme à présent d'immenses quantités de phosphore. Leur fabrication a commencé en Allemagne; mais bientôt elle s'est introduite en France où elle a pris une extension considérable. Aujourd'hui l'usage si commode de ces allumettes est général en Europe et dans tous les pays civilisés. — On a craint d'abord que leur facile inflammation ne donnât lieu à de fréquents accidents; mais ils ont été beaucoup moins nombreux qu'on ne devait le redouter; aussi les restrictions que plusieurs gouvernements avaient cru devoir apporter à leur usage ont elles été abandonnées, par suite de l'expérience qu'on a acquise du peu de danger qu'il entraîne.

— Indépendamment des allumettes, on fabrique aussi, à l'usage des fumeurs, de *l'amadou* et des *papiers inflammables* par frottement.

1124. La matière inflammable des allumettes, de l'amadou et des papiers destinés aux fumeurs, a toujours pour base le *phosphore*, mélangé à des *sels* et à d'autres matières chimiques propres à lui *fournir de l'oxygène* pour activer sa combustion. Elle est ordinairement colorée soit en rouge par le *minium*, soit en bleu par le *bleu de Prusse*, soit en noir par le *peroxyde de manganèse*, le *noir de fumée*, etc. — Le tout forme un mélange intime, rendu pâteux au moyen d'un mucilage de gomme arabe ou de gomme adragante. — Pour obtenir une pâte bien homogène, on fait fondre le phosphore dans de l'eau à 50 ou 60 degrés, on y ajoute les sels (chlorate de potasse, azotate de potasse, etc.) qui se dissolvent, puis ensuite les matières insolubles et le mucilage de gomme préparé d'avance et à froid. On triture ensuite jusqu'à ce que l'on obtienne une pâte bien homogène, où l'on ne peut plus apercevoir des particules de phosphore. On trempe enfin dans cette pâte les allumettes *préalablement soufrées*, et de manière à ne recouvrir qu'une petite partie de la surface imprégnée de soufre. — L'amadou et le papier inflammable sont préalablement enduits ou *d'azotate de potasse*, ou de *bichromate de potasse* ou *d'acétate de plomb*, sels destinés à activer leur combustion.

1125. Le phosphore, enflammé par la chaleur que produit le frottement, brûle avec énergie en décomposant les substances qui fournissent de l'oxygène ; le feu se communique ensuite au soufre, puis au bois de l'allumette.

1126. La composition de la pâte inflammable varie beaucoup, et quant à la nature des substances qu'on y introduit, et surtout quant à leur proportion ; aussi trouve-t-on de très-grandes différences dans l'usage des allumettes que fournit le commerce. Les unes prennent feu avec facilité, d'autres sont difficilement inflammables ; — il en est qui se conservent très-bien à l'air, d'autres qui y perdent promptement la propriété de s'enflammer ; — les unes brûlent tranquillement, d'autres ne prennent

feu qu'en déterminant de *petites détonations, avec projection de la matière enflammée.*

1127. Les sels qu'on introduit dans la pâte inflammable sont principalement le *chlorate* et l'*azotate de potasse*. C'est le premier qui rend la *pâte détonante* ; le dernier n'offre nullement cet inconvénient, mais beaucoup de fabricants prétendent qu'il faut toujours lui associer une certaine proportion de chlorate si l'on veut que les allumettes soient bien inflammables. — On emploie quelquefois, dans le même but, le *bichromate de potasse*, et l'*acétate de plomb*, qui fournissent aussi de l'oxygène dans leur décomposition ; le dernier communique à la pâte des allumettes une couleur métallique un peu dorée. Enfin on leur associe l'*oxyde puce* ou *peroxyde de plomb*, le *minium* et le *peroxyde de manganèse*, qui sont aussi susceptibles de fournir de l'oxygène pour activer la combustion. Il est enfin des fabricants qui ajoutent à ces substances du *lycopode*, comme matière combustible, de l'*azur* (matière analogue au verre pilé, qui peut contribuer à l'inflammation en rendant le frottement plus rude), etc., etc. ; — il en est d'autres enfin, qui introduisent dans la pâte inflammable, du *benjoin*, qui émet en brûlant une odeur agréable, destinée à masquer celle des vapeurs produites par la combustion du phosphore.

1128. Suivant le docteur Boettger, qui a soumis à l'analyse un grand nombre de mastics d'allumettes préparées en Allemagne et particulièrement à Vienne, le meilleur rapport entre les ingrédients du mélange inflammable propre à la fabrication des allumettes, de l'amadou et des papiers qui ne détonent pas quand on les frotte vivement sur un corps rugueux, est le suivant :

Gomme arabique	16 parties.
Phosphore.	9
Bioxyde de manganèse broyé finement à l'eau. . .	16

On peut, ajoute le docteur Boettger, remplacer l'oxyde de manganèse par le minium, si l'on veut que la pâte ait une couleur rouge. On peut aussi substituer avec avantage la gomme adragante à la gomme arabique : une partie de la première, dissoute dans 100 parties d'eau, donne, en effet, une solution

toute aussi épaisse qu'une partie de gomme arabique dans 4 parties d'eau.

1129. Comme le phosphore, en absorbant l'oxygène atmosphérique forme de l'acide hypophosphorique qui attire avec avidité l'humidité de l'air, ce qui finit par s'opposer à l'inflammation des allumettes, M. Boettger pense qu'il est convenable d'appliquer avec un pinceau, au bout des allumettes où la composition inflammable est déjà sèche, une très-légère couche de vernis à la copale, ou tout simplement d'une solution de gomme à laquelle on aura ajouté un peu d'azotate de potasse. Par ce moyen, les allumettes peuvent se conserver très-longtemps en bon état.

1130. M. Jablonowsky, de Bialystok, a publié la recette suivante pour la préparation des allumettes inflammables : on met dans un matras à large ouverture ,

Phosphore	40 grammes,
Huile essentielle de térébenthine,	suffis. quant. pour recouvrir le phosphore,
Fleur de soufre.	10 grammes.

On plonge le matras dans de l'eau chaude, et quand le phosphore est fondu, on bouche le matras et on l'agite jusqu'à ce qu'il soit refroidi. On fait ensuite écouler l'essence de térébenthine surnageante. On plonge alors les allumettes dans la bouillie épaisse de phosphore et de soufre, et, quand elles sont sèches, on les trempe dans le mélange suivant :

Gomme arabique.	30 grammes.
Chlorate de potasse	20
Suie.	10

On délaie la gomme avec un peu d'eau, on y ajoute ensuite le chlorate, puis la suie préalablement broyée avec un peu d'esprit de vin, et l'on opère le mélange jusqu'à ce que la masse soit bien homogène. — Les allumettes ainsi préparées s'enflamment, dit l'auteur, *sans fulmination*. — Elles contiennent du *phosphore de soufre*, combinaison que le conseil de salubrité de la Seine, nous devons le faire observer, a défendu d'introduire dans la composition des allumettes.

1131. Les allumettes, en brûlant, répandent une odeur piquante, qui est alliée et *très-désagréable quand le phosphore*

contient de l'arsenic. Comme la respiration de ces vapeurs n'est pas sans inconvénient, on fera bien de n'employer que du phosphore non arsénifère. Par la même raison, il ne faut en aucun cas introduire de *l'acide arsénieux* dans la fabrication des allumettes, comme quelques fabricants le pratiquaient dans l'origine: cette addition, en même temps qu'elle est dangereuse, est parfaitement inutile. On a cité un cas d'empoisonnement chez un enfant qui avait mâché le mastic inflammable de plusieurs allumettes phosphoriques; la mort fut précédée de douleurs horribles et eut lieu une heure après. Elle fut attribuée à la présence de l'acide arsénieux dans la composition de la pâte inflammable, ce qui est possible, en effet; mais il ne faut pas perdre de vue que le phosphore lui-même est un *poison très-redoutable*, particulièrement en ce qu'il peut *s'enflammer dans l'estomac et perforer cet organe.*

1132. Malgré le danger que présente, d'après cela, l'ingestion des préparations de phosphore, on en a introduit l'usage en médecine. C'est un excitant très-énergique des organes de la génération, comme l'a reconnu Alphonse Leroy, dans des expériences faites sur lui-même, puis Pelletier et Chenevix, en administrant cette substance à des coqs et à des canards que l'âge avait rendus stériles.

1133. Soit pour l'administration médicale, soit pour d'autres usages, on a quelquefois besoin de *réduire le phosphore en poudre.* — Alphonse Leroy, pour l'obtenir ainsi, le faisait fondre dans un flacon contenant de *l'eau chaude* et l'agitait jusqu'à parfait refroidissement. Selon M. Casascca, il est préférable de remplacer l'eau par de *l'alcool*; on obtient ainsi une division plus satisfaisante (*Osservatore medico*, 1830). Le docteur Boettger dit que *l'urine fraîche*, employée pour le même usage, produit une division parfaite du phosphore, ce qu'il attribue à une action spéciale de *l'urée*; et ce qui le prouverait, suivant lui, c'est qu'une solution aqueuse de cette substance produit le même résultat que l'urine fraîche.

CHAPITRE TREIZIÈME.

MÉTALLOIDES.

CHLOROÏDES. — 1^o FLUOR.

1134. De tous les groupes formés pour rapprocher les corps simples d'après leurs analogies de nature et de propriétés, aucun n'est *aussi naturel que celui des chloroïdes*. Les quatre corps qui le composent, le *fluor*, le *chlore*, le *brôme* et l'*iode*, auquel on pourrait ajouter le *cyanogène* ($C^2 Az$), corps composé qui suit les mêmes lois d'affinité et d'association que les véritables chloroïdes, sont **ISOMORPHES**, et peuvent, dans leurs combinaisons, se substituer les uns aux autres, sans qu'il en résulte de changement dans le type et la forme des composés. — Les *fluorures*, les *chlorures*, les *brômures*, les *iodures* et les *cyanures* de chaque métal, par exemple, présentent entr'eux la même composition atomique, et sont doués de la même forme cristalline. Ainsi, quand le chlore, par l'effet d'une affinité plus puissante, décompose le brômure, l'iodure et le cyanure de sodium, sels qui sont constitués par deux atômes de

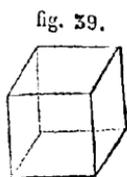


fig. 39. chaque chloroïde pour un atôme de métal, et dont la cristallisation est la même, c'est-à-dire cubique (fig. 39), il forme du chlorure de sodium (Na Cl^2) dont les cristaux sont également des cubes anhydres.

1135. Les composés des chloroïdes, analogues entr'eux par leur composition et leur isomorphisme, se rencontrent généralement ensemble dans la nature. Cela est parfaitement exact, du moins à l'égard des chlorures, brômures et iodures alcalins.

1136. Les chloroïdes, dans leur état d'isolement, se rapprochent aussi par leur saveur, qui est âcre, par leur odeur qui est forte, suffocante, analogue à celle du chlore. Tous sont colorés ; — tous sont gazeux ou très-volatils à la température ordinaire.

1137. Les chloroïdes sont *solubles dans l'eau*, propriété qui les distingue de tous les autres corps simples, à l'exception de l'oxygène et de l'azote qui y sont solubles aussi, mais très-faiblement.

1138. Les chloroïdes ont une *affinité très-puissante pour l'hydrogène* qu'ils enlèvent généralement aux composés hydrogénés, et par conséquent aux matières organiques, pour former des *hydracides puissants, gazeux ou très-volatils*, qui ont tous une *composition analogue*. Chaque hydracide est formé de l'union d'un demi-volume du radical chloroïde à l'état de gaz ou de vapeur, et d'un demi-volume de gaz hydrogène, combinés *sans condensation*, ou formant un volume d'hydracide à l'état de gaz ou de vapeur. Exemples :

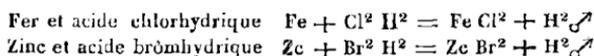
1 litre chlore	}	= 2 litres gaz acide chlorhydrique.
1 litre hydrogène		
1 litre vapeur de brôme	}	= 2 litres gaz acide brômhydrique.
1 litre hydrogène		

La composition de tous ces hydracides est donc la même, comme le démontre d'ailleurs le tableau suivant :

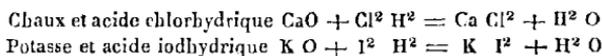
Composition en atomes.	Composition en équivalents.
$\text{Fl}^2 \text{H}^2 =$	$\text{Fl H} = 1$ équivalent acide fluorhydrique.
$\text{Cl}^2 \text{H}^2 =$	$\text{Cl H} = 1$ équivalent acide chlorhydrique.
$\text{Br}^2 \text{H}^2 =$	$\text{Br H} = 1$ équivalent acide brômhydrique.
$\text{I}^2 \text{H}^2 =$	$\text{I H} = 1$ équivalent acide iodhydrique.
$\text{Cy}^2 \text{H}^2 =$	$\text{CyH} = 1$ équivalent acide cyanhydrique.

1139. L'analogie qui lie les hydracides se montre encore dans leurs réactions sur les autres corps :

Ainsi, en réagissant sur les *métaux qu'ils sont susceptibles d'attaquer*, ils laissent dégager *tout leur hydrogène*, tandis que leur radical forme avec le métal un composé *binaire* qui est un *véritable sel*; exemp'es :



Ainsi, les oxydes basiques et les hydracides métalloïdiques se décomposent réciproquement en donnant lieu à un composé binaire (sel haloïde) et à de l'eau; exemples :



1140. L'affinité des chloroïdes pour les *métaux* est *très-prononcée* et analogue à celle qu'ils montrent pour l'hydrogène ; ils se combinent directement avec la plupart, sinon avec tous, en produisant des sels (sels haloïdes), et donnent lieu à un dégagement sensible de chaleur, quelquefois même accompagnée de lumière. Beaucoup de ces composés métalliques sont volatils.

1141. L'affinité des chloroïdes pour l'hydrogène et les métaux les *rapproche beaucoup de l'oxygène*, du moins quant aux réactions de celui-ci sur les autres corps ;

aussi remarque-t-on que tous ceux qui sont très-facilement oxygénables ont une grande tendance à s'unir aux chloroïdes. Quand un corps est doué d'une affinité puissante pour l'oxygène il est donc naturel d'en conclure qu'il en montrera beaucoup aussi pour les chloroïdes (1).

1142. Les chloroïdes se rapprochent encore et sont remarquables par leur *peu de tendance à s'unir à l'oxygène*, auquel, dans aucun cas, ils ne se combinent directement. La faible affinité qu'ils possèdent pour ce principe donne lieu à la facile décomposition de leurs composés oxygénés, qui sont en effet *très-peu stables*. Ils sont constitués, du reste, dans des proportions parfaitement semblables, et les sels que forment ceux qui jouissent des propriétés des acides, sont isomorphes. Exemple : *chlorates, bromates, iodates*.

Tous les chloroïdes enfin exercent une action énergique sur l'organisme vivant.

FLUOR.

Symbole F. — Poids de l'atome 116,90. — Poids de l'équivalent
= $\frac{1}{2}F^2$ = 233,80.

Toutes les tentatives pour isoler ce corps ont été jusqu'à présent sans résultat un peu positif, ce qui tient à l'énergie avec laquelle il réagit aussitôt qu'on le sépare de ses composés, sur les vases qui servent à l'opération (2). Son existence et

(1) Cependant la proposition établie en sens inverse ne serait pas toujours exacte, car l'argent, car le platine, le rhodium, le palladium, qui ont fort peu d'affinité pour l'oxygène, en ont une très-prononcée pour le chlore et les autres chloroïdes.

(2) Davy, dit M. Baudrimont, avait vu que le chlore décomposait le fluorure de mercure et en séparait le fluor; mais à l'instant même ce corps décomposait le verre des vases opératoires en déplaçant l'oxygène qu'il renferme. Il songea à faire cette expérience dans des vases de fluorure de calcium, qui était peut-être la seule matière qui ne pouvait présenter cet inconvénient. Ces expériences ont

l'analogie de ses propriétés avec celles des autres chloroïdes, sont admises comme un résultat nécessaire de l'analogie de ses composés avec ceux du chlore, du brome, etc.

1143. ÉTYMOL. ET SYNONYM. — Son nom lui vient du corps d'où l'on retire l'acide fluorhydrique, du *fluorure de calcium*, que les minéralogistes appelaient, dans l'ancienne nomenclature, *spath fluor*. M. Ampère qui, le premier, a placé l'acide fluorhydrique (anciennement *acide fluorique*) au rang des hydracides, l'avait appelé *phthore*, du grec φθόρος (phthoros) *destruction*, nom qui indique l'énergie de ses réactions sur les autres corps. Mais le nom de *fluor* lui a été conservé.

1144. ÉTAT NATUREL. — On le trouve abondamment avec les minerais métalliques à l'état de *fluorure de calcium*; — il existe en petite quantité dans le *mica*, *l'amphibole*; — On a reconnu du fluorure de calcium en petite proportion dans *l'émail des dents* et même, dit-on, *dans les os*. M. Berzélius a trouvé enfin des traces de ce composé dans les *eaux de Carlsbad*.

1145. PROPRIÉTÉS. — Les propriétés du fluor ne sont pas connues, puisqu'on n'a pu l'isoler, mais on connaît plusieurs combinaisons remarquables de ce corps.

été réalisées en 1836, par MM. A. J. et Th. Knox. En opérant ainsi, ils obtinrent un gaz coloré, n'ayant point d'odeur irritante et, par cela même, facile à distinguer du chlore et du fluorure hydrique (acide fluorhydrique). Mêlé avec le gaz hydrogène et enflammé par l'étincelle électrique, le mélange donna du fluorure hydrique, reconnaissable aux vapeurs qu'il répand dans l'air. Le fluor, tel qu'il a été obtenu par MM. Knox, décolore le papier rougi par le bois de Brésil, attaque l'or, le palladium, l'argent, le mercure, etc.; mais il est sans action sur le platine.

Dans le même temps que MM. Knox, ajoute M. Baudrimont, j'avais tenté quelques expériences pour isoler le fluor. En traitant le fluorure de calcium par le bioxyde manganique et le sulfate hydrique (acide sulfurique) dans des vases de verre, j'ai obtenu un gaz brun jaunâtre, mêlé avec du gaz fluo-silicique et de la vapeur de fluorure hydrique. Ce gaz décolorait l'indigo et dissolvait l'or. *J'ai depuis répété cette expérience avec d'autre fluorure de calcium et elle n'a plus réussi.* Je pense pouvoir attribuer aujourd'hui les résultats que j'ai obtenus à la présence du chlore dans le fluorure de calcium que j'ai d'abord employé. (*Traité de chim.*, I, 641 642.)

- Avec l'hydrogène il forme l'acide fluorhydrique.
- Avec le bore — l'acide fluoborique. Gaz incolore, le plus soluble dans l'eau qu'on connaisse.
- Avec le silicium — l'acide fluo-silicique. Gaz incolore qui se dissout dans l'eau en formant un dépôt considérable de silice en gelée.
- Avec les métaux — des fluorures métalliques. Véritables composés halogénés.

Jusqu'à présent on ne connaît point de combinaison du fluor avec l'oxygène.

Le fluor est placé le premier parmi les chloroïdes, en considération de sa supériorité supposée d'affinité pour les autres corps.

CHAPITRE QUATORZIÈME.

MÉTALLOÏDES.

CHLORE.

Symbole Cl. — Poids de l'atome 221,526. — Poids de l'équivalent = $(Cl^2) = 442,652$.

1146. ÉTYMOL., SYNON. ET HISTORIQUE. — Entrevu d'abord par Glauber, le chlore fut découvert long-temps après (en 1774) par Schéele, en même temps que le manganèse et la baryte; il le nomma *acide marin déphlogistiqué*. — Berthollet, qui fit une très-utile application du chlore au blanchiment des toiles, le considéra comme un composé d'un radical inconnu, base de l'acide marin, avec l'oxygène, et l'appela *acide muriatique oxygéné*. Kirwan, d'après les mêmes idées, lui donna le nom d'*acide oxy-muriatique*. — En 1809, Gay-Lussac et Thénard démontrèrent que le prétendu acide muriatique oxygéné ne contenait pas d'oxygène. — En 1811, Humphry Davy, se fondant sur de nombreuses expériences, le plaça parmi les corps simples, et l'appela *chlorine* (du grec *χλωρός* (*chlōros*), qui in-

dique la couleur *jaune verdâtre* de ce gaz). — Ampère a substitué à ce nom celui de *chlore*, qui est généralement adopté. La découverte faite postérieurement, de deux corps qui ont de grandes analogies avec le chlore, c'est-à-dire du *brôme* et de *l'iode*, a pleinement confirmé l'opinion des chimistes qui considéraient le prétendu acide muriatique oxygéné comme un *corps simple*; cette opinion aujourd'hui ne trouve plus de contradicteurs.

1147. ÉTAT NATUREL. — On ne rencontre jamais le chlore à l'état de liberté; mais il existe en grande abondance comme élément du *chlorure de sodium* (sel marin); on trouve aussi *d'autres chlorures métalliques* à l'état naturel, tels sont ceux de potassium, de calcium, de magnésium, etc., mais en bien moindre quantité. — Il se dégage enfin, en plus ou moins grande proportion, avec les vapeurs des volcans, à l'état *d'acide chlorhydrique* et de *chlorhydrate d'ammoniaque*.

1148. PRÉPARATION. — **Indications générales.** — On extrait le chlore, soit de l'acide chlorhydrique ($\text{Cl}^2 \text{H}^2$), soit du sel marin (Na Cl^2).

1°. **De l'acide chlorhydrique.**

On prend :

Acide chlorhydrique du commerce.	4 à 5 parties.
Bioxyde de manganèse.	1 p.

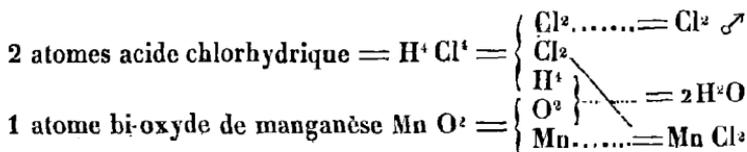
On introduit le tout dans un ballon muni d'un tube recourbé; la réaction commence bientôt à se manifester, même à froid. Cependant on chauffe légèrement (de 30 à 50 °) et le chlore se dégage alors avec abondance.

1149. THÉORIE. — Le *bioxyde de manganèse* et l'*acide chlorhydrique* se décomposent réciproquement : l'oxygène de l'oxyde s'unit à l'hydrogène de l'hydracide pour former de l'eau. Quant au chlore mis en liberté, la moitié se dégage à l'état de gaz, l'autre se combine au métal de l'oxyde, pour former un proto-

chlorure de manganèse. L'équation suivante démontre selon quelles quantités proportionnelles s'établit cette réaction :

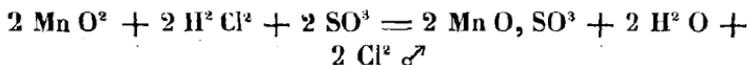


ou autrement :



1150. *Remarques particulières à ce procédé.* — En procédant d'après les proportions indiquées, 100 grammes péroxyde de manganèse fournissent un peu plus de 30 litres de chlore gazeux.

Cette quantité de chlore, d'après l'équation précédente, ne représente que la moitié de celui que contenait l'acide chlorhydrique décomposé ; l'autre moitié reste en combinaison avec le manganèse à l'état de proto-chlorure. — On peut cependant obtenir la totalité du chlore. Pour cela il faut ajouter aux proportions ci-dessus indiquées, 1 partie bioxyde de manganèse et 2 parties d'acide sulfurique. — Dans ce cas il ne se forme plus un chlorure manganoux, mais bien un sulfate de protoxyde de manganèse, comme l'indique l'équation suivante :



Quoique les dernières proportions donnent le double de chlore, la pratique a démontré qu'elles sont moins économiques, et par conséquent moins avantageuses que les précédentes.

1151. Berzélius conseille d'étendre d'eau l'acide chlorhydrique, jusqu'à ce qu'il ne fume plus : Cette addition a pour but d'éviter qu'il ne s'échappe avec le chlore une certaine quantité de gaz acide chlorhydrique non décomposé.

1152. 2° Du chlorure de sodium.

On prend :

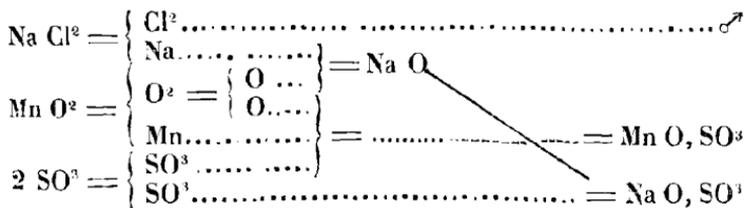
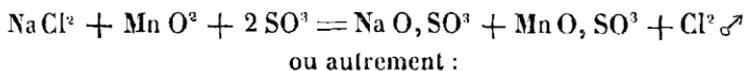
Chlorure de sodium	1 partie 1/2
Bioxyde de manganèse.	1

Acide sulfurique à 66°. 2 parties.
 Eau. 2

On mélange le tout dans un matras et l'on procède comme pour l'opération précédente.

1153. THÉORIE. — On peut admettre qu'une portion de l'acide sulfurique détermine la *décomposition de l'eau*, en réagissant sur le chlorure, pour former du sulfate de soude et de l'acide chlorhydrique. Dans ce cas, l'autre proportion de l'acide sulfurique, pour se combiner au manganèse, le ferait passer à l'état de protoxyde en chassant la moitié de son oxygène, lequel formerait ensuite de l'eau avec l'hydrogène de l'acide chlorhydrique, pendant que le chlore de celui-ci se dégagerait en totalité, en laissant pour résidu, du sulfate de soude et du sulfate de protoxyde de manganèse. — L'eau ajoutée à l'acide servirait en outre, comme l'a dit Thénard, à dissoudre l'acide chlorhydrique à mesure de sa formation et s'opposerait à sa dissipation dans l'air.

Mais il est plus simple de ne faire jouer aucun rôle à l'eau dans cette réaction, les résultats restant d'ailleurs les mêmes. — Dans ce cas, une portion de l'acide sulfurique chasserait la moitié de l'oxygène du bioxyde, pour former un sulfate de protoxyde manganèse, en même temps que l'autre portion du même acide formerait du sulfate de soude, par suite de l'oxydation du sodium au moyen de l'oxygène séparé du bioxyde, d'où il résulterait encore que la totalité du chlore du chlorure de sodium serait mise en liberté. L'équation suivante démontre la réaction d'après cette dernière théorie.



1154. *Remarques applicables aux deux procédés.* Quel que soit celui des deux moyens précédents qu'on emploie pour se procurer du chlore, il est utile d'avoir égard aux remarques suivantes :

Le bioxyde de manganèse doit être pulvérisé finement ; autrement les parties les plus grossières de cet oxyde ne seraient qu'imparfaitement attaquées, d'où résulterait une perte qu'il est bon d'éviter.

1155. L'oxyde de manganèse du commerce est presque toujours associé à des quantités variables de substances étrangères et particulièrement de *carbonate de chaux*, de *fluorure de calcium*, de *sulfate de baryte*, de *quartz ou silice*. — Cet état d'impureté est cause qu'il ne représente jamais la même proportion d'oxyde pur. — Quand on opère en grand il est nécessaire, en conséquence, de s'assurer de cette proportion par un essai qui sera indiqué, en traitant du bioxyde de manganèse.

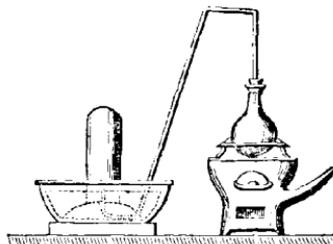
1156. En considération de l'état d'impureté du peroxyde de manganèse et pour être bien certain d'obtenir une décomposition complète de l'acide chlorhydrique ou du chlorure de sodium, M. Houton-Labillardière a conseillé d'employer un grand excès de cet oxyde, et de recueillir celui qui n'aura pas été dissous, de le laver et de le dessécher pour le faire servir à de nouvelles opérations. Cette pratique, ne demandant que très-peu de main-d'œuvre, est réellement utile.

1157. Quand l'oxyde de manganèse employé contient du *carbonate de chaux*, ce sel est décomposé par l'acide et le chlore dégagé se trouve mélangé d'*acide carbonique*. On peut éviter cet inconvénient, en lavant préalablement l'oxyde avec de l'eau aiguisée d'acide chlorhydrique, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus effervescence. — Cette précaution est indispensable quand on prépare du chlore pour l'usage des laboratoires de Chimie.

1158. Le chlore peut être obtenu à l'état de *gaz*, soit *humide*, soit *sec*, ou en *solution* dans l'eau.

1159. *Gaz humide.* — On en peut recueillir le chlore gazeux sur le mercure, car ce métal l'absorbe très-activement en formant du *chlorure mercurieux*. — On peut le recevoir dans

fig. 40.



l'eau , à la manière ordinaire (fig. 40), quoi qu'il y soit assez facilement soluble , en employant la moindre quantité d'eau possible ; une portion s'y dissout en effet, mais l'autre se réunit dans le flacon ou l'éprouvette qui sert à recueillir ce gaz. — Berzélius conseille de

remplacer l'eau ordinaire par une solution saturée de sel marin, dans laquelle le chlore et les autres gaz sont moins solubles. On peut aussi employer à cet effet une solution déjà saturée du même gaz.

1160. **Gaz sec.** Quand on veut avoir du chlore gazeux parfaitement sec, on remplit de ce gaz à l'état humide, un flacon communiquant par un tube plein de chlorure de calcium (sel très-avide d'eau) avec un autre flacon muni d'un robinet, et dans lequel on fait le vide au moyen d'une machine pneumatique. En ouvrant ce robinet le gaz imprégné d'eau se précipite dans le flacon vide et se dessèche en passant dans le tube intermédiaire au contact du chlorure de calcium (Berzélius).

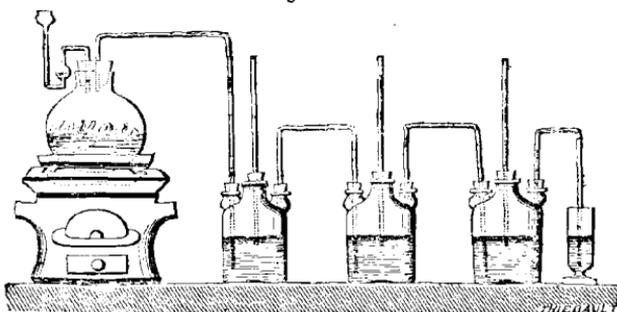
1161. On peut aussi recevoir le chlore desséché dans un flacon bien sec, en l'y conduisant au moyen d'un tube, qui plonge au fond de ce vase. De cette manière le chlore déplace l'air peu à peu et finit par remplir le flacon qu'on bouche alors soigneusement. — Recueilli par ce moyen, le chlore est toujours plus ou moins mélangé d'air atmosphérique, par la raison, comme le fait remarquer Berzélius, que les gaz en contact se pénètrent réciproquement dans toutes les directions, quelque précaution qu'on prenne pour s'y opposer.

1162. Pour les expériences qui ne nécessitent pas un degré parfait de dessiccation, on peut remplir de chlore un flacon à l'émeril, dans lequel on introduit un fragment de chlorure de calcium et qu'on renverse ensuite après l'avoir bouché, pour que l'eau dont il est imprégné se rassemble sur le bouchon. Il ne s'agit plus ensuite que de faire écouler le liquide en desserrant légèrement ce bouchon.

1163. **Solution aqueuse. — Hydrochlore.** — Pour obtenir

une solution saturée de chlore, on emploie un appareil de Woulf à trois flacons (*fig. 41*) contenant de l'eau distillée, et l'on y fait passer un courant de chlore, jusqu'à ce que l'eau refuse d'en dissoudre. Lavé dans le premier flacon, pour se débarrasser de l'acide chlorhydrique qu'il peut entraîner, ce gaz se dissout dans le second et le troisième. — Au moyen d'un dernier flacon ou d'une éprouvette contenant de la *chaux hydratée*, on prévient la dissipation dans l'atmosphère du chlore surabondant.

fig. 41.



1164. Préparation en grand de la solution aqueuse de chlore. — Quand on dégage du chlore pour la préparation de l'*hydrochlore* ou des *chlorures alcalins*, on emploie pour faire réagir le mélange de grandes bombonnes en grès ou des vases en plomb. Ces derniers ne doivent être chauffés qu'au bain marie ou à la vapeur (1).

La solution s'obtient en faisant arriver le chlore (après l'avoir lavé dans un petit tonneau), au fond d'un grand cuvier en bois, goudronné à l'extérieur, ou dans une cuve en maçonnerie, bien mastiquée. — Comme ce gaz ne se dissout pas très-facilement dans l'eau, il est nécessaire de multiplier son contact avec le liquide afin que celui-ci puisse s'en saturer, et de manière à en laisser dégager et perdre le moins possible. Différents moyens ont été indiqués pour obtenir ce résultat : le meilleur consiste

(1) M. Lée a fait connaître un appareil perfectionné pour la préparation du chlore dans les fabriques. (*V. Repertory of patent inventions*, mai 1842. — *Mémoires de la sec. d'encour.*, t. 41, p. 431.

à placer horizontalement dans la cuve, à la distance de 10 ou 20 centimètres l'un de l'autre, des diaphragmes en bois, percés d'un grand nombre de trous, qui forcent le gaz à se diviser en bulles multipliées et à traverser le liquide sur tous les points.

1165. *Remarques.* La respiration du chlore, quoique étendu de beaucoup d'air, cause une vive irritation de la membrane muqueuse des voies respiratoires ; elle détermine un sentiment de resserrement à la gorge et à la poitrine, une toux violente, quelquefois avec crachement de sang ; si la quantité de ce gaz est considérable, il peut déterminer une véritable *asphyxie*. — Dans les cas les moins graves il produit souvent le coryza ou rhume de cerveau. — Les ouvriers qui préparent en grand la solution de chlore ou les chlorures alcalins, doivent donc prendre les plus grandes précautions pour éviter de respirer ce gaz (1). — On peut combattre l'asphyxie déterminée par le chlore en faisant aspirer du gaz *ammoniacal*, mais avec *beaucoup de précautions*, parce que ce dernier est lui-même dangereux à respirer (2). On a reconnu dans plusieurs fabriques d'Allemagne que l'inspiration de l'*alcool en vapeurs*, est aussi très-utile.

1166. Les résidus de la préparation du chlore, résidus qui contiennent en grande quantité du *chlorure* ou du *sulfate de manganèse* peuvent être utilisés. M. Ebelmen conseille d'en précipiter l'oxyde de manganèse au moyen du lait de chaux, et de laisser quelque temps le dépôt qui en résulte au contact de l'air, en ayant soin de l'agiter fréquemment pour favoriser son oxygénation. Ce dépôt traité ensuite par une nouvelle quantité d'acide chlorhydrique, peut fournir, selon M. Ebelmen, 45 p. 100 de la quantité de chlore primitivement obtenue. Avec un certain poids d'oxyde de manganèse, on pourrait, d'après ce savant ingénieur, obtenir des quantités indéfinies de chlore. Le rôle de cet oxyde serait, dans ce cas, tout-à-fait comparable à celui du bi-oxyde d'azote dans la préparation de l'acide sulfu-

(1) Un chimiste, Pelletier, est mort des suites de l'irritation produite par la respiration du chlore. A la suite de cet accident, il tomba dans un état de langueur, et succomba peu de temps après.

(2) Le chlore, de son côté, peut servir à combattre l'asphyxie produite par l'ammoniacal, car ces deux gaz se décomposent réciproquement.

rique, où ce gaz ne sert que d'intermédiaire pour effectuer la combinaison de l'acide sulfureux avec l'oxygène de l'air. — L'avantage qu'on peut retirer de ce procédé d'utilisation des résidus dépend, du reste, des prix relatifs du minéral de manganèse et de l'acide chlorhydrique.

On a encore tiré parti des résidus de la préparation du chlore en les appliquant, soit à l'épuration du gaz d'éclairage (V. combinaisons du carbone avec l'hydrogène), soit à la teinture, dans les indiennes (V. manganèse).

1167. SIGNALEMENT PHYSIQUE. — A la pression et à la température ordinaires, le chlore est un gaz

Jaune verdâtre;

D'une odeur forte et suffocante; irrespirable;

D'une saveur acre et astringente, facile à bien apprécier quand il est en solution dans l'eau;

Sa pesanteur spécifique = 2,4216; quelques ouvrages la portent à 2,44634, et même à 2,47 (Baudrimont). — Un litre de chlore gazeux sec (à 0°, et à la pression ordinaire) pèse 3 grammes 17017.

1168. Ce gaz est *coercible*. A 15° — 0, et sous la pression de 4 atmosphères, il se liquéfie et forme un *liquide jaune verdâtre très-foncé*, très-fluide, très-limpide, d'une densité de 1,33, et qu'on n'a pu solidifier en abaissant fortement sa température. Ce liquide, qui réfracte la lumière moins que l'eau, est excessivement volatil quand on le ramène à la pression ordinaire, et produit, en repassant à l'état de gaz, un froid si intense, qu'une portion demeure liquide quelques instants encore après la cessation de toute pression. Enfermé dans un tube courbe hermétiquement fermé, il commence à bouillir à + 37°, et peut être distillé, sans qu'il en résulte de changement dans ses propriétés (Faraday).

1169. On peut obtenir le *chlore liquide* en introduisant des cristaux d'hydrate de chlore (V. chlore et eau), desséchés entre des feuilles de papier mou, dans un tube à parois épaisses, courbé en arc de cercle, et que l'on ferme ensuite à la lampe.

Si l'on plonge alors l'extrémité où se trouvent les cristaux dans de l'eau chauffée à + 50 ou 60°, et que l'autre extrémité du

fig 42.



tube soit refroidie au moyen d'un mélange de deux parties de glace et d'une partie de sel marin (fig. 42); l'hydrate se décompose en eau et chlore gazeux, lequel, soumis à la compression de sa propre atmosphère, va se liquéfier dans la partie froide du tube.

1170. PROPR. PHYSICO-CHIM. — Calorique. — Dans un état de *siccité parfaite*, ce gaz ne change pas de nature, même à la température la plus élevée; mais s'il est mélangé de vapeur d'eau, et qu'on le fasse passer dans un tube de porcelaine rougi au feu, l'eau est décomposée; il y a, dans ce cas, séparation d'oxygène et formation d'acide chlorhydrique.

1171. Lumière. — Électricité. — Sans influence sur le chlore sec, ces fluides impondérables, avec le chlore humide, déterminent la *décomposition de l'eau*, comme le calorique, et en produisant les mêmes résultats.

1172. Le chlore, dissous dans l'eau, active la décomposition de ce liquide par la pile voltaïque; le chlore se rend avec l'oxygène au pôle positif, et l'hydrogène au pôle négatif.

Le pouvoir réfringent du chlore = 2,623. (Dulong.)

1173. PROPR. CHIMIQUES. — Air atmosphérique. — Le chlore s'y mélange, comme tout autre gaz, et sans agir sur ses éléments: il ne peut réagir que sur l'eau et sur les gaz hydrogénés ou les exhalaisons organiques, qui y sont ou peuvent y être accidentellement contenus.

1174. Eau. — Solubilité du chlore dans l'eau. — Les traités de chimie varient sur la mesure de cette solubilité; on admet le plus généralement, qu'à la température et à la pression ordinaires, l'eau dissout *environ*

1 vol. 1/2 de ce gaz. M. Pelouze a fait des recherches pour obtenir plus de précision à cet égard, et il est arrivé aux résultats suivants, en opérant à *la pression ordinaire* de l'atmosphère :

Volumes d'eau.	Volumes de chlore dissous.	Température.
100 . . .	175 à 180 . . .	0°
100 . . .	270 à 275 . . .	9
100 . . .	270 à 275 . . .	10
100 . . .	250 à 260 . . .	12
100 . . .	250 à 260 . . .	14
100 . . .	200 à 210 . . .	20
100 . . .	155 à 150 . . .	40
100 . . .	115 à 120 . . .	50
100 . . .	60 à 65 . . .	70

Le maximum de solubilité a donc lieu vers 9 à 10° + 0. C'est, dit M. Pelouze, précisément la température où les cristaux d'hydrate de chlore cessent de se former dans l'eau et disparaissent en se dissolvant dans ce liquide.

M. Gay-Lussac a fait, de son côté, des recherches analogues, et a obtenu les résultats suivants, en supposant le chlore mesuré à 0° et 0^m,76.

Température.	Volumes dissous par 1 vol. d'eau.
0°	1, 43
3	1, 52
6,5	2, 08
7	2, 17
8	3, 04
10	3, 00
17	2, 37
35	1, 61
50	1, 19
70	0, 71
100°	0, 15

Ces résultats se rapprochent beaucoup, comme on

voit, de ceux obtenus par M. Pelouze. — On peut conclure de la comparaison des deux tableaux, que le *maximum de solubilité a lieu de 8 à 10°*, et qu'un *vol. d'eau*, à cette température, *dissout de 2 3/4 à 3 vol. de chlore*, supposé mesuré à 0° et 0^m,76 (1).

1175. L'eau saturée de chlore est *fortement colorée en jaune verdâtre*; elle possède, du reste, les mêmes propriétés que le chlore gazeux.

1176. Quand l'eau est chargée de chlore et qu'on l'agite avec de l'air, elle perd en peu d'instants, selon M. Pelouze, la presque totalité du gaz qu'elle tenait en solution. La facilité avec laquelle le chlore est éliminé par l'oxygène et l'azote, qui sont cependant moins solubles, est importante à considérer quand on veut obtenir une solution saturée. — Il faut donc éviter autant que possible le contact de l'air, surtout avec l'agitation du liquide. — On avait déjà recommandé de faire bouillir l'eau qu'on veut saturer de chlore, afin de la priver d'air atmosphérique.

1177. *Combinaison du chlore avec l'eau. — Hydrate de chlore.* — Lorsqu'on fait arriver du chlore gazeux dans de l'eau refroidie à 0° (2), on voit se solidifier une matière jaune verdâtre, translucide, nacréée, molle et un peu butyreuse, qui finit par former des cristaux

(1) Cette solubilité est celle qu'il est nécessaire de connaître pour la pratique; mais, comme le fait observer Gay-Lussac, c'est la *solubilité apparente du chlore*, et non la vraie. Celle-ci, dit ce savant, s'obtient en multipliant la première par $\frac{P}{f}$; P étant la pression atmosphérique, et f la force élastique de la vapeur aqueuse correspondante à chaque température. Ainsi la solubilité apparente du chlore à 70° étant 0, vol. 71, la solubilité vraie serait 0, vol. $71 \times \frac{0,27600}{0,2291} = 2$, vol. 333. Cette observation s'applique, du reste, à la solubilité de tous les fluides élastiques.

(2) L'hydrate de chlore se forme même, dit-on, à une température un peu plus élevée, c'est-à-dire à partir de 4° 3 + 0° et au-dessous.

lamelleux : c'est une combinaison de chlore et d'eau, un véritable *hydrate de chlore*. Cet hydrate se forme également quand on refroidit du chlore gazeux humide, ou quand on abaisse à 0° la température d'une solution aqueuse et concentrée de ce gaz. Dans ce dernier cas, il se dépose des lamelles ou des flocons d'hydrate de chlore, ce qui amène une diminution très-notable de l'intensité primitive de couleur de la solution. Cet hydrate est composé d'un équivalent ou 2 atomes de chlore, et de 10 équivalents ou atomes d'eau. D'après les recherches de Faraday, il est formé, en poids, de

$$\begin{array}{l} \text{Chlore } 27,7 \\ \text{Eau } 72,3 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Chlore} \\ \text{Eau} \end{array}} \right\} = 100.$$

Exposé à l'air, l'hydrate de chlore s'évapore rapidement : au-delà de 4°,5 + 0, il se décompose en eau et en chlore gazeux.

1178. *Décomposition de l'eau par le chlore*. — On a déjà vu qu'il décompose la vapeur d'eau à la température rouge, d'où il résulte de l'acide chlorhydrique et de l'oxygène libre (1170). — Cette action décomposante s'exerce aussi, mais peu à peu et lentement, quand il est mélangé ou combiné à l'eau, ou bien encore quand il y est dissous ; il sera parlé de cette réaction en traitant de la *conservation* du chlore.

1179. *Métalloïdes*. — *Oxygène*. — De même que l'air, l'oxygène est *sans action* sur le chlore. Aucun moyen n'a pu jusqu'à présent déterminer ces deux corps à se combiner directement, car ils manifestent très-peu d'affinité l'un pour l'autre. Ils peuvent cependant, par leur contact à l'état de gaz naissant, constituer les combinaisons suivantes, qui ont généralement peu de stabilité et se décomposent très-facilement.

Acide hypo-chloreux	Cl^2O
— chloreux	Cl^2O^3
— chlorosique (oxyde ou bioxyde de chlore).	Cl^2O^4
— chlorique.	Cl^2O^5
— perchlorique	Cl^2O^7 (1)

1180. *Azote.* — Le chlore ne peut s'unir directement au gaz azote; — indirectement ces deux corps constituent le *chlorure d'azote*, liquide oléagineux qui détone violemment par le plus faible choc ou par une très-légère élévation de température.

1181. **HYDROGÈNE.** --- **Combinaison directe du chlore gazeux et du gaz hydrogène.** — Le chlore possède une affinité très-puissante pour l'hydrogène, et peut s'y unir *directement* : 1 vol. de chlore se combine à 1 vol. d'hydrogène pour constituer 2 vol. acide chlorhydrique ($\text{H}^2 \text{Cl}^2$) (2).

La *combinaison directe* du chlore et de l'hydrogène s'effectue sous l'influence de la *lumière*, du *calorique*, de l'*électricité*, du *platine spongieux*, etc., comme le prouvent les expériences suivantes :

1182. 1^o Le mélange d'un vol. de chlore et d'un volume d'hydrogène, (les deux gaz mélangés étant parfaitement secs), quand on l'expose dans un *lieu obscur*, c'est-à-dire, *absolument à l'abri de la lumière*, conserve indéfiniment sa couleur verdâtre, ce qui indique qu'il n'y a ni réaction, ni combinaison. — Mais sous l'influence de la *lumière diffuse*, dans un appartement où les rayons solaires ne pénètrent pas d'une manière directe, cette combinaison s'opère *peu à peu* et *sans détonation*. Après

(1) M. Millon a obtenu deux acides d'une composition plus compliquée :

Acide chloro-chlorique.	2 $\text{Cl}^2 \text{O}^5$, $\text{Cl}^2 \text{O}^3$
Acide chloro-perchlorique	2 $\text{Cl}^2 \text{O}^7$, $\text{Cl}^2 \text{O}^3$

(2) M. Millon dit avoir trouvé une combinaison d'hydrogène et de chlore qui renferme 2 fois plus de chlore que l'acide chlorhydrique.

deux ou trois jours de contact la couleur du mélange a disparu et tout est changé en acide chlorhydrique. — Le même mélange exposé aux rayons directs du soleil, s'enflamme immédiatement et produit une forte détonation en se transformant complètement et instantanément en acide chlorhydrique (1).

1183. Tous les rayons de la lumière n'agissent pas dans cette réaction : les rayons violets sont seuls susceptibles d'enflammer le mélange de chlore et d'hydrogène ; aussi, il n'y a pas inflammation de ce mélange et combinaison, même au contact des rayons directs du soleil, quand les gaz sont contenus dans un vase coloré en rouge, en jaune ou en vert.

1184. 2° Le résultat est le même, c'est-à-dire qu'il a combinaison subite et détonation du mélange par l'approche d'une bougie enflammée ou sous l'influence d'une étincelle électrique.

1185. 3° — Le contact de l'éponge de platine produit aussi le même résultat : sous l'influence du métal le mélange s'enflamme subitement et détone avec violence (2).

Y a-t-il, dans ce dernier cas, un simple effet de contact, une action purement catalytique, comme lorsque le platine spongieux enflamme le mélange d'oxygène et d'hydrogène ? — Tout porte à croire le contraire, c'est-à-dire, qu'il se manifeste une réaction chimique entre le chlore et le métal, laquelle élève assez la température de celui-ci, pour donner lieu secondairement à l'inflammation du mélange. — C'est ce qui arrive par exemple, comme l'a observé M. Bœttger, quand on introduit une feuille d'or battu dans le mélange de chlore et d'hydrogène : l'or, dans cette dernière expérience, devient incandescent, comme lorsqu'on le plonge dans le chlore seul, et détermine subitement et avec explosion, la combinaison des deux gaz.

(1) On a vu quelquefois la lumière diffuse agir avec assez d'énergie pour enflammer subitement le mélange. (Thénard.)

(2) L'expérience est dangereuse si l'on opère avec un flacon de verre, qui peut se briser entre les mains de l'opérateur, au moment de la réaction ; elle peut être faite sans danger avec une vessie, fixée à l'extrémité d'une perche, et qu'on expose ainsi aux rayons directs du soleil.

1186. Décomposition des corps hydrogénés par le chlore.

— Le chlore doit à son affinité si puissante pour l'hydrogène la propriété remarquable qu'il possède de *décomposer* la plupart des substances qui comptent ce principe parmi leurs éléments, tels, par exemple, que les *gaz hydrogénés* acides, alcalins ou neutres ; les *huiles grasses*, les *huiles volatiles* et les *huiles bitumineuses* ; les principes immédiats animaux, tels que la *gélatine*, l'*albumine*, la *fibrine*, la *caséine* ; les *matières colorantes* végétales et animales, et la plupart des autres matières organiques. — Dans toutes ces réactions, qui ont lieu généralement à la température ordinaire, le chlore opère la décomposition du corps hydrogéné en lui enlevant l'hydrogène, en totalité ou en partie, pour passer à l'état d'acide chlorhydrique. Assez fréquemment aussi, une partie du chlore se *substitue*, équivalent pour équivalent, à l'hydrogène, qu'une autre portion de chlore enlève pour former de l'acide chlorhydrique. — Voici quelques exemples de ces réactions :

1187. 1^o *Gaz hydrogénés.* — Mettez en contact deux éprouvettes ou deux flacons contenant, l'un 1 vol. de chlore, l'autre 1 vol. de gaz acide sulfhydrique ; la réaction aura lieu immédiatement ; le chlore et l'hydracide seront remplacés par 2 vol. acide chlorhydrique, et le soufre, séparé de sa combinaison, se déposera en totalité (1).

1188. Le chlore, mis en contact avec l'*ammoniaque*, avec les *phosphures d'hydrogène* (2), avec l'*hydrogène arsénié* (3) ou *antimonié*, avec les *acides bromhydrique* et

(1) Avec un excès de chlore il se forme du chlorure de soufre.

(2) Le chlore enflamme le gaz hydrogène phosphoré ; s'il y a excès de chlore, il se produit du protochlorure ou du perchlorure de phosphore.

(3) En faisant passer le chlore gazeux, bulle à bulle, dans l'hydrogène arsénié, il y a inflammation avec formation d'acide chlorhydrique et d'hydrate d'arsénié.

iodhydrique, avec les vapeurs d'*acide cyanhydrique*, etc., agit d'une manière analogue, et se substitue, équivalent pour équivalent, au corps combiné à l'hydrogène, en formant, dans tous les cas, de l'*acide chlorhydrique*. — Il est cependant *sans action sur l'acide fluorhydrique*, ce qui annonce que le fluor a une affinité plus puissante encore que la sienne pour l'hydrogène. — A la température ordinaire, dans l'obscurité ou à la lumière diffuse, il ne décompose pas non plus le *bicarbure d'hydrogène*, mais il se combine avec lui pour former un liquide d'apparence oléagineuse (1). (V. *bicarbure d'hydrogène*.)

1189. C'est par cette propriété de détruire les gaz hydrogénés que le chlore fait *cesser immédiatement l'odeur fétide* qui s'exhale des matières organiques en état de putréfaction. Dans ce cas, il ne détruit pas seulement l'ammoniaque, le sulfhydrate d'ammoniaque, les hydrogènes carbonés et sulfurés, etc. qui se dégagent de la substance putréfiée, mais encore, les particules putrides entraînées par les gaz, particules qui contribuent beaucoup à produire la puanteur qui est le principal caractère de la décomposition putride,

1190. 2^o *Huiles grasses, etc.* — Faites dégager du chlore gazeux par un tube, ce gaz s'écoulera et sera reconnaissable à sa *couleur verdâtre*; si alors vous plongez l'extrémité de ce même tube dans de l'huile d'olives, de l'huile de colza, de l'huile d'amandes douces, ou toute autre huile grasse, le gaz qui se dégagera ne sera plus du chlore, mais de l'*acide chlorhydrique*, reconnaissable à ce qu'il est *incolore* et qu'il *absorbe l'humidité*.

En dégageant, au contraire, l'hydrogène arsénié dans le chlore, il se forme un chlorure d'arsénié.

(1) 2 vol. de chlore mélangés à 1 vol. de bicarbure d'hydrogène, réagissent subitement, avec explosion, par le contact d'une flamme, d'une étincelle électrique, ou seulement sous l'influence des rayons du soleil. Il en résulte 4 vol. d'*acide chlorhydrique* et du charbon.

dité de l'air en formant des *vapeurs blanches très-apparentes*. En le recueillant dans une éprouvette, il sera facile d'ailleurs de constater que ce n'est plus du chlore, mais bien de l'acide chlorhydrique. — On peut encore rendre évidente cette transformation, en présentant un papier de tournesol humide au gaz qui se dégage en sortant de l'huile, et à celui qui s'échappe immédiatement dans l'air. Dans le premier cas, le papier sera rougi et la couleur bleue pourra reparaitre par le contact d'un liquide alcalin ; dans le second, le papier sera décoloré et la couleur bleue définitivement détruite.

1191. 3^o *Matières animales*. — Faites passer un courant de chlore dans du *sang*, du *blanc d'œuf*, de la *solution de colle-forte*, du *lait*, etc., ce gaz y formera immédiatement un coagulum insoluble, en altérant, en détruisant l'albumine, la fibrine, la gélatine, la caséine, qui s'y trouvaient à l'état soluble.

1192. 4^o *Matières colorantes organiques*. — Si l'on fait dégager du chlore, ou si l'on ajoute de la solution de ce gaz dans un liquide teint par une matière colorante organique, comme, par exemple, dans une solution d'*indigo*, dans un décoctum de *bois de Brésil*, de *bois d'Inde* ou de *cochenille*, dans de la *teinture de tournesol*, dans du *vin*, de l'*infusum de café*, etc., etc., il y aura décoloration immédiate, ou du moins, la couleur sera complètement dénaturée et changée en une *substance soluble jaunâtre ou brunâtre*, qu'aucun moyen ne pourra ramener à sa nature primitive, car elle aura subi une véritable *décomposition*.

L'action décolorante du chlore s'exerce également sur les matières solides. On peut blanchir de la *cire jaune* en feuilles, par son exposition sur des toiles, à l'action de ce gaz. On réussit mieux encore en le faisant dégager dans de la cire fondue ; mais il faut arrêter son action à temps, autrement, la cire serait

altérée et roussie. Des fleurs plongées dans ce gaz, des feuilles vertes ne tardent pas à y perdre leur couleur ; celles qui sont jaunes sont moins facilement attaquées que les autres. En général, ce sont les matières colorantes jaunes qui résistent le plus à l'action du chlore.

1194. L'encre ordinaire est également décolorée par le chlore : exposez à l'action du chlore gazeux un papier humide chargé de caractères tracés avec de l'encre, ou mieux encore, immergez-le dans de l'eau chlorée ; le papier reprendra bientôt sa blancheur primitive. Dans ce dernier cas, la décoloration ne tient pas à la destruction d'une véritable matière colorante : elle est due à la décomposition du tannate et du gallate de fer qui constituent l'un et l'autre la matière noire de l'encre. — Le chlore agit sur l'encre en décomposant l'acide tannique et l'acide gallique, par une action analogue à celle qu'il exerce sur les autres matières organiques.

1195. Cette propriété décolorante du chlore fut d'abord signalée par Schéele : il la reconnut à l'action qu'exerce ce gaz sur les bouchons de liège des vases qui le contiennent. Schéele expliquait cette faculté en disant que l'acide marin déphlogistiqué enlevait le phlogistique aux matières colorantes, pour passer à l'état d'acide marin ordinaire : remplacez le mot *phlogistique* par le mot *hydrogène*, ce sera absolument la théorie admise aujourd'hui. — Berthollet, au contraire, loin de penser que la matière organique cédât un principe au gaz décolorant, croyait que la décoloration était produite par la réaction de l'oxygène de l'acide muriatique oxygéné, sur cette substance. — Plusieurs chimistes, et M. Chevreul est de ce nombre, admettent une théorie qui se rapproche de celle de Berthollet : ils pensent que le chlore détruit les matières colorantes en déterminant la décomposition de l'eau, dont l'oxygène devenu libre, brûle ensuite et décompose les matières organiques colorées. Un fait remarquable peut servir d'appui à cette théorie : c'est que le chlore parfaitement sec n'exerce aucune action décolorante sur les substances colorées organiques dans un état de siccité. Mais on peut objecter que l'eau dans ce cas, ne sert sans doute que d'intermédiaire pour faciliter la réaction : le papier de

tourne-sol *parfaitement sec* ne rougit pas non plus, ou rougit difficilement, au contact d'un gaz acide *complètement privé d'humidité*.

1196. **Oxygénation des matières minérales par l'effet de l'affinité du chlore pour l'hydrogène.** — Si l'on peut constater cette action oxygénante du chlore relativement aux matières colorantes, elle ne saurait l'être en ce qui touche *certaines substances minérales* que ce gaz ou sa solution aqueuse *oxyde* ou *oxacidifie* très-énergiquement. Ainsi, par exemple, en admettant, ce qui n'est nullement mis en doute aujourd'hui, que le chlore est un corps simple, et par conséquent ne contient point d'oxygène, comment pourrait-on expliquer autrement que par la décomposition de l'eau, le passage du *soufre très-divisé*, de *l'arsenic*, du *phosphore*, à l'état d'*acide sulfurique*, d'*acide arsénique*, d'*acide phosphorique*, avec formation simultanée d'*acide chlorhydrique*, lorsque ces corps sont plongés dans l'eau et qu'on y fait passer un courant de chlore ?

Ce ne sont pas là, au reste, les seuls cas où le chlore détermine une action oxygénante : le *protoxyde de fer*, le *protoxyde de manganèse*, le *protoxyde d'étain*, à l'état d'*hydrates*, sont subitement changés par le contact du chlore en *sesqui oxydes de fer* et de *manganèse* et en *bioxyde d'étain*. Ce changement, avec les deux premiers, est sensible à l'œil, car, de blancs qu'ils étaient, le chlore les rend, l'un, couleur de rouille, et l'autre brun foncé. — Sous l'influence du même agent, les *sels ferreux*, *manganoux*, *stanneux* deviennent subitement des sels *ferriques manganiques*, *stanniques*; par le contact du même corps, enfin, l'*acide sulfureux* passe à l'état d'*acide sulfurique* et les *sulfites* deviennent des *sulfates*.

1197. **Carbone.** — Le carbone ne forme directement aucune

combinaison avec le chlore, mais par la réaction de ce dernier corps sur certains composés du premier, on peut obtenir un *proto-chlorure* et un *perchlore de carbone*.

1198. *Soufre*. — Le chlore gazeux mis en contact avec de la fleur de soufre, à la température ordinaire, réagit lentement et donne lieu à la formation d'un liquide *jaune orangé*, qui est un *proto-chlorure de soufre*; celui-ci peut absorber une plus grande quantité de chlore et passer à l'état de *perchlorure* qui est rouge foncé.

Sélénium. — Comme le soufre il se combine directement au chlore.

1199. *Phosphore*. — Ce corps plongé dans un flacon plein de chlore, à la température ordinaire, y prend feu aussitôt et disparaît peu à peu en produisant une flamme peu intense. De cette réaction résulte, ou un *proto-chlorure* ou un *bichlorure* de phosphore, suivant la proportion respective des deux éléments.

1200. *Brôme*. — *Iode*. — Le chlore réagit vivement sur ces deux corps avec lesquels il forme des chlorures simples, ou avec excès de brôme et d'iode.

1101. Le chlore enfin est susceptible de s'unir au *bore* et au *silicium*. Parmi les métalloïdes on ne connaît que le *fluor*, avec lequel il ne forme pas de combinaison.

1202. *Métaux*. — Comme l'oxygène, le chlore montre une *très-grande affinité pour les métaux*; il réagit même directement sur plusieurs de ces corps qui ne s'unissent pas ainsi à l'oxygène, comme l'or, le platine, par exemple; — il est susceptible de s'unir à tous sans exception, et sa combinaison avec ces corps a lieu généralement d'une manière *directe*; son état d'humidité favorise beaucoup cette réaction. — Pour que cette combinaison s'effectue, l'intervention de la chaleur est quelquefois nécessaire, mais elle s'opère pour un assez grand nombre, même à la *température ordinaire*. L'affinité du chlore pour quelques métaux est même si grande, que leur combinaison, à froid,

donne lieu à un dégagement de *chaleur* et de *lumière*. Ainsi, par exemple, l'*antimoine*, l'*arsenic*, à l'état pulvérulent, projetés dans un flacon plein de chlore gazeux y brûlent avec éclat et en répandant des vapeurs épaisses de chlorure d'antimoine ou de chlorure d'arsenic. — Le *potassium*, le *sodium*, le *cuivre* en feuilles très-minces, le cuivre très-divisé obtenu de la calcination de l'acétate cuivrique en vases clos, etc., donnent lieu à un phénomène analogue. — D'autres métaux s'y enflamment également, lorsqu'ils sont dans un grand état de division et qu'on les a chauffés légèrement, ou que la température du chlore est élevée un peu au-dessus de celle de l'atmosphère : tels sont le *fer*, l'*étain*, le *zinc*, le *bismuth*, etc.

1203. L'*or* en feuilles se dissout en très-peu de temps dans une solution aqueuse de chlore, et colore le liquide en jaune très-prononcé.

Dans toutes ces réactions il se forme un *chlorure métallique*, ayant tous les caractères d'un véritable *sel*. — Quelques-uns de ces composés ont une apparence *cornée*, ou *butyreuse*. La plupart sont *très-volatils*.

1204. **Oxydes métalloïdiques.** — Sous l'influence de la lumière, il s'unit à l'*oxyde de carbone* et forme un gaz incolore (*gaz chloroxy-carbonique*.)

1205. **Oxydes métalliques.** — Il est susceptible de décomposer plusieurs oxydes des 4 dernières sections (*V. métaux en général*), soit par la voie sèche, soit par la voie humide, en se substituant simplement à l'oxygène, pour former des chlorures métalliques. — En réagissant sur le bioxyde de mercure il forme un oxy-chlorure insoluble et du gaz *acide hypochloreux*.

La réaction du chlore avec les *oxydes alcalins* est beaucoup plus compliquée : Quand on fait passer une solution de ce gaz sur de l'hydrate de chaux ou dans une solution de potasse, de soude, ou de leurs carbonates, il se forme en même temps un

chlorure, un *chlorate* et un *hypo-chlorite*. (V. appendice au chlore.)

1206. **Sulfures métalliques.** — Il est susceptible de réagir sur ces composés quand ils sont très-divisés, mais moins énergiquement que sur le métal ou le soufre dans un état d'isolement.

1207. **Acides. — Sels.** — L'influence principale du chlore sur ces composés a été indiquée en parlant de sa réaction sur l'hydrogène.

1208. **Matières organiques.** — On a déjà vu que le chlore réagissait sur la généralité des matières organiques, et en particulier, sur les substances colorantes, en leur enlevant de l'hydrogène. — Dans cette réaction une partie du chlore paraît rester en *combinaison* ou du moins *adhérer fortement* à la matière organique, circonstance importante à considérer relativement à l'emploi de ce métalloïde dans le *blanchiment*, et qui expliquerait comment les fils et les toiles de lin, de coton, etc., blanchis au chlore, présentent généralement moins de résistance, et ont moins de durée, que ceux traités par l'ancien procédé. — On a constaté en effet que les fils de coton blanchis au chlore, même après les lavages les plus soignés, et à la suite d'une exposition de plusieurs mois à l'air, retiennent encore une portion notable de cet agent chimique, facile à déceler par l'emploi des réactifs. Ainsi, par exemple, ces fils ainsi préparés, lavés à plusieurs reprises avec de l'eau distillée, puis traités à chaud avec de l'*azotate d'argent*, ont constamment fourni du *chlorure argentique*. — On arrivait au même résultat en détruisant les mêmes fils de coton par de la potasse, en saturant par de l'acide azotique, puis, en essayant la liqueur par l'azotate d'argent. — Il est même assez difficile de démontrer la présence du chlore dans les toiles et les fils blanchis sous l'influence de ce

corps, sans les détruire complètement, ce qui semblerait prouver que le chlore forme, dans ce cas, une véritable combinaison chimique avec la substance végétale.

1209. Cette réaction du chlore dans le blanchiment explique aussi pourquoi beaucoup de papiers subissent au bout de quelques années, une altération qui détruit leur ténacité primitive, les rend cassants et même très-friables. M. Gannal a mis sous les yeux de l'académie des sciences un volume imprimé en 1822, et dont le papier était tellement altéré, qu'il se cassait quand on voulait le plier, et se réduisait même en poussière sous le froissement des doigts. — Depuis quelques années, les imprimeurs se plaignent en effet, qu'il existe dans le commerce, beaucoup de papiers qui ont subi une semblable altération. — Cette cause, comme l'a rappelé M. Arago, a même nécessité dernièrement la réimpression de deux feuilles des *mémoires de l'Institut*.

1210. ALTÉRATION SPONTANÉE ET CONSERVATION. — Le chlore gazeux bien desséché est inaltérable, même au contact de la lumière. — Mais il n'en est pas de même, quand ce gaz est humide ou tenu en solution dans l'eau. Dans ce cas, il ne se conserve pas longtemps sans subir une transformation, surtout s'il se trouve exposé au contact de la lumière, soit directe, soit diffuse. — Sous l'influence des rayons solaires, il se forme par suite d'une lente décomposition de l'eau, de l'acide chlorhydrique, de l'acide chlorique, et il se dégage de l'oxygène libre. Quand le gaz, quand sa solution sont décolorés, ce qui arrive après un temps plus ou moins long, le chlore est tout entier converti en acide. On peut retarder beaucoup cette altération de l'eau chlorée en entourant d'un papier noir ou d'une feuille métallique, le flacon qui la contient. On la conserve encore assez long-temps quand on la tient dans des vases

de grès bien bouchés et placés dans un lieu frais, à la cave par exemple.

1211. **SIGNALEMENT CHIMIQUE.** — On reconnaît le chlore indépendamment de la considération de sa couleur et de son odeur, aux caractères suivants : une bougie enflammée plongée dans ce gaz rougit d'abord, s'affaiblit ensuite peu à peu et finit par s'éteindre ; — il détruit immédiatement la teinture de tournesol et la solution d'indigo ; — Il décompose l'azotate d'argent et les autres sels solubles de ce métal, en formant un chlorure d'argent insoluble dans l'eau, et dans l'acide azotique, même bouillant.

1212. **USAGES.** — Les principaux se rapportent : 1^o au blanchiment des matières organiques ; 2^o à la désinfection des lieux ou des objets infectés par des matières putrides.

1^o **Blanchiment.** — Le chlore a été appliqué par Berthollet au blanchiment des fils et des toiles de coton, de lin, de charure, etc. ; à celui des chiffons en pâte pour la fabrication du papier. Il employait à cet effet la solution de chlore dans l'eau : aujourd'hui on ne fait plus guère usage que des chlorures de chaux, de potasse ou de soude (V. appendice au chlore), qui ont l'avantage d'agir comme l'hydrochlore, de contenir sous un petit volume une grande quantité de ce principe décolorant, de se conserver avec plus de facilité que la solution, et de saturer enfin par leur base, l'acide chlorhydrique qui est le produit de la réaction du chlore sur la matière organique.

On a essayé son emploi sur les fils et tissus animaux, mais en les décolorant il les altère beaucoup plus énergiquement que les substances végétales.

1213. On s'est servi du chlore et l'on s'en sert encore, quoi qu'on lui préfère généralement une solution de chlorure de chaux, de soude, ou de potasse, pour

blanchir les vieilles estampes et le papier des livres précieux. Dans la teinture et l'indiennerie on en fait quelquefois usage pour *détruire la couleur* de certaines étoffes teintes, et leur en appliquer une nouvelle.

1214. On l'a appliqué aussi au blanchiment de l'amidon, obtenu du blé altéré ou des farines avariées, (*Brevets d'invention*, t. 35.)

1215. C'est un très-bon moyen d'enlever les *taches d'encre*. Les faussaires se servent même de l'eau de chlore pour falsifier les contrats, les billets à ordre, etc.; heureusement, quoique le papier paraisse alors parfaitement incolore, dans les points où les caractères ont été enlevés, il y reste le plus souvent une trace du sel de fer qui constituait l'encre; et l'on parvient dans ce cas à *rendre plus ou moins visible l'écriture effacée*, par une immersion du papier dans une *infusion de noix de galle* ou une solution de *cyanure jaune de potassium et de fer*.

1216. **Désinfection.** — Le chlore et les chlorures alcalins sont très-souvent employés comme moyen de désinfecter les *matières animales en putréfaction*; de purifier l'*air des hôpitaux*, des *prisons*, des *lazarets*, des *magnaneries*, etc.; de se préserver de l'odeur des *fosses d'aisances*; de détruire les *principes contagieux* dont certains vêtements peuvent être imprégnés, etc., etc.— On a fait une consommation considérable de chlore, sous forme de chlorures alcalins, pendant que le choléra régnait en Europe, mais bien inutilement, car rien n'a pu prouver que cette maladie dépendît de miasmes répandus dans l'air. — S'agit-il de désinfecter une atmosphère altérée par des émanations putrides, on y dégage du chlore gazeux, soit en traitant un mélange de sel marin et de peroxyde de manganèse par l'acide sulfurique étendu d'eau, soit en plaçant du chlorure de chaux dans des capsules, soit encore par l'aspersion

d'une solution de chlorure de chaux, de chlorure de soude ou de chlorure de potasse. Dans tous les cas, il se dégage du chlore qui détruit immédiatement les gaz putrides et les matières volatiles infectes dégagées par la putréfaction. Quand on veut purifier des vêtements, on les expose à l'action d'abondantes vapeurs de chlore et même on les soumet à des lavages dans des solutions chlorées ou chlorurées. On se sert encore du [chlore pour détruire l'odeur infecte des cadavres en état de décomposition très-avancée; pour cela, il suffit d'arroser les matières en putréfaction avec une solution de chlore, ou d'un chlorure alcalin, et d'entourer les parties putréfiées, de compresses trempées dans ce même liquide. L'odeur infecte et insupportable qui s'en exhale disparaît aussitôt.

1217. Généralement on attribue à Guyton-de-Morveau la première application du chlore comme moyen désinfectant. Cette découverte lui est cependant contestée, mais à tort. Il est, en effet, très-certain que la première pensée d'employer les acides minéraux et en particulier l'acide chlorhydrique, en fumigations, appartient à ce savant chimiste. On sait qu'en 1769 il désinfecta par ce moyen la cathédrale de Dijon, où les effluves des cadavres enfouis dans les caveaux avaient répandu une odeur insupportable, et causé de graves maladies. Plus tard il fut imité par Smith, médecin anglais, qui employa les vapeurs d'acide nitrique à la désinfection des hôpitaux et des pontons. Si Hallé (1), comme on le dit, recommanda avant Guyton-de-Morveau l'emploi du chlore pour désinfecter les fosses d'aisances, si Fourcroy (2), avant Guyton, en proposa l'usage pour purifier l'air des hôpitaux, des étables, des prisons; il est bien évident que ce fut à l'imitation du savant de Dijon, et dans la seule pensée que l'acide muriatique oxygéné devait être plus acif

(1) *Rapport sur les fosses d'aisances.*

(2) *Médecine éclairée par les sciences physiques.*

que l'acide muriatique ordinaire. Ils n'ont donc fait que perfectionner ce mode de désinfection. Guyton-de-Morveau, d'ailleurs contribua plus que personne à faire adopter l'emploi du chlore, en appelant l'attention du gouvernement sur ce moyen, et en en faisant l'objet d'une publication importante (1) qui eut beaucoup de succès.

1218. L'emploi des *chlorures d'oxydes* comme moyens désinfectants ne remonte pas au-delà de l'année 1822, où un pharmacien de Paris, M. Labarraque, d'après les conseils de M. Darcet, proposa de se servir des chlorures de chaux, de soude et de potasse, pour détruire l'odeur infecte qui résultait de la putréfaction des intestins employés dans l'art du boyaudier. Il est juste de dire cependant qu'avant M. Labarraque, on connaissait ces chlorures et leur action. Le chlorure de potasse ou *eau de Javelle* était usé dans le blanchiment même avant 1789; Tennant avait donné son nom au chlorure de chaux (*poudre de Tennant*), bien que Descroisilles l'eut fait connaître avant lui en l'employant pour le blanchiment. Guyton-de-Morveau, à Dijon, l'avait proposé comme préservatif de la contagion; Baruel et Dupuytren, comme moyen de désinfecter les fosses d'aisances, dont le méphitisme est causé par le sulfhydrate d'ammoniaque; M. Mazuyer, professeur à l'école de médecine de Strasbourg l'avait recommandé pour remplacer le chlore dans la désinfection des salles de malades et des amphithéâtres; Chaussier en avait également fait usage dans le même but. Mais bien que la propriété désinfectante des chlorures d'oxydes fût assez généralement connue, l'usage ne s'en était pas répandu. La publication du mémoire de M. Labarraque, (1) mémoire qui avait été couronné par la société d'encouragement pour l'industrie nationale, fixa l'attention des savants et particulièrement des médecins sur les avantages que présentait l'emploi des chlorures. Depuis ce moment le chlore et les chlorures ont reçu des applications du plus haut intérêt, soit aux arts, soit à la médecine.

(1) *Traité des moyens de désinfecter l'air*, in-8°, 1801.

(2) *Art du Boyaudier*, in-8°, Paris, 1822.

4219. Parmi les applications intéressantes qu'on a faites du chlore et des chlorures, on peut citer encore leur emploi pour *détruire l'odeur de la peinture* dans les appartements fraîchement vernis. On obtient ce résultat en dégageant du chlore gazeux par les moyens ordinaires, ou en exposant du chlorure de chaux sur des planches ou des assiettes. On a soin de tenir l'appartement fermé pendant 24 ou 48 heures.

4220. Pour terminer, enfin, toutes les indications relatives aux usages du chlore, il faut ajouter qu'on l'emploie fréquemment *comme réactif*, dans les laboratoires de chimie, qu'on l'applique avec succès à l'*analyse du gaz d'éclairage* et qu'il est un excellent moyen, *quand on l'emploie à temps*, de combattre les accidents déterminés par l'inspiration de l'*ammoniaque*, de l'*acide sulfhydrique* et de l'*acide cyanhydrique*.

CHAPITRE QUINZIÈME.

CHLOROIDES.

APPENDICE AU CHLORE.

**CHLORURE DE CHAUX, CHLORURE DE SOUDE, CHLORURE
DE POTASSE.**

**DES CHLORURES D'OXYDES, CHLORITES OU HYPO-
CHLORITES ALCALINS EN GÉNÉRAL.**

1221. D'ordinaire on traite de ces composés qui doivent au chlore leurs propriétés si remarquables, en les considérant (avec juste raison, au point de vue purement scientifique,) comme des *sels* formés par une *combinaison oxygénée* de ce corps. Cependant l'histoire de ces chlorures se rattache essentiellement à celle du chlore, puisqu'ils agissent à la manière de ce corps, et qu'ils ont fini par le remplacer dans tous ses usages. Nous avons donc pensé qu'il serait plus convenable et plus utile de les rapprocher du chlore, dont ils sont en réalité les équivalents dans la pratique.

D'autres raisons non moins puissantes ont contribué d'ailleurs à nous faire adopter ce parti, et ces raisons les voici :

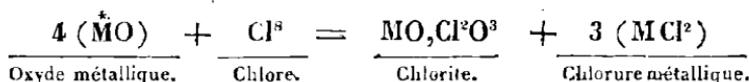
1222. Les chimistes sont peu d'accord, ou du moins ont beaucoup varié d'opinion, relativement à la place que doivent occuper ces composés dans l'arrangement systématique des substances chimiques. — La plupart avaient adopté cette opinion de Berthollet, et plusieurs, M. Martensentr'autres(1), continuent d'admettre : que la substance décolorante de ces composés est un chlorure d'oxyde ou une combinaison directe du chlore avec les oxydes de calcium, de sodium, de potassium (mélangée à un chlorure des mêmes métaux), ce qui les avait fait nommer chlorure de chaux, chlorure de soude, chlorure de potasse, noms qu'ils conservent encore généralement. Mais des recherches de M. Berzélius (fortifiées depuis par des expériences intéressantes de M. Soubeiran (2)) l'ont porté à considérer les prétendus chlorures d'oxydes, comme des chlorites mélangés de chlorures métalliques.

(1) *Ann. de chim. et de phys.*, t. 64, p. 265.

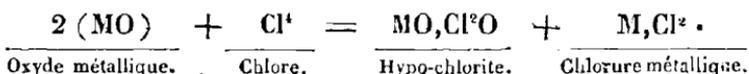
(2) M. Berzélius, dit M. Gay-Lussac, a le premier ébranlé cette opinion (celle de Berthollet) en faisant voir qu'une dissolution de carbonate de potasse saturée de chlorure de potassium, dans laquelle on dirige un courant de chlore, laisse bientôt déposer, sans aucune apparence d'oxygène, du chlorure de potassium qu'il suppose nouvellement formé. Ce résultat semblerait prouver en effet qu'en même temps qu'il se précipite du chlorure de potassium, il a dû se former un composé oxygéné qui reste en dissolution. Cependant on peut se demander si la précipitation du chlorure de potassium ne doit pas être plutôt attribuée à une perturbation de solubilité survenue dans la dissolution par l'admission du chlore, qu'à la formation d'une nouvelle quantité de ce sel. Au moins est-il certain que l'expérience de M. Berzélius, toute intéressante qu'elle soit, n'est pas assez nette pour démontrer que le chlore reçu dans une dissolution de potasse y forme une combinaison directe avec cette base, mais bien simultanément du chlorure de potassium et un sel de potasse différent du chlorate, puisqu'il possède un pouvoir décolorant très-énergique.

On doit à M. Soubeiran deux expériences qui fortifient et rendent même très-probable la théorie de M. Berzélius (*Ann. de chim. et de phys.*, vol. 48, p. 113). Cet habile chimiste a décomposé une dissolution de chlorure de chaux par du carbonate d'ammoniaque, et il a obtenu un liquide décolorant qui, s'il n'est pas trop concentré, se maintient, sans décomposition sensible, à une température ordinaire. Or, une dissolution de chlore et d'ammoniaque se décomposant instantanément dans les mêmes circonstances, il doit paraître assez probable que

Suivant ce célèbre chimiste, le chlore, réagissant sur l'oxyde, lui enlève une portion de son oxygène pour former de l'*acide chloreux* (Cl^2O^3), lequel s'unit à une portion de l'oxyde non décomposé pour former un *chlorite*, pendant qu'une autre partie du chlore s'empare du métal séparé de l'oxygène pour constituer un *chlorure métallique*, comme le représente cette équation.



1223. Depuis, M. Balard a soutenu que dans cette réaction il ne se forme pas, (avec un chlorure métallique), de l'acide chloreux et un chlorite, mais bien de l'*acide-hypochloreux* (Cl^2O) et un *hypo-chlorite*, ainsi que le représente l'équation suivante :



1224. Cependant M. Millon (1) est revenu à la théorie des chlorures d'oxydes, seulement il admet que le chlore qui se combine à la chaux, à la soude, à la potasse (protoxydes de calcium, de sodium, de potas-

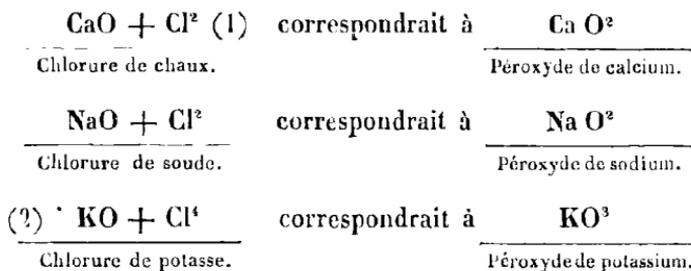
dans le prétendu chlorure d'ammoniaque, et conséquemment dans le chlorure de chaux avec lequel on l'a produit, le chlore n'est combiné ni avec la chaux, ni avec l'ammoniaque, et qu'il doit y exister à l'état d'un acide particulier, d'un véritable chloracide.

L'autre expérience de M. Soubeiran est plus décisive. En évaporant une dissolution de chlorure de soude dans le vide, à une basse température, il a obtenu des cristaux de sel marin et un résidu qui, ramené en l'étendant d'eau, au volume primitif de la dissolution, en avait conservé sensiblement la force décolorante. Conséquemment, il faut que ce résidu décolorant renferme tout l'oxygène de la portion de soude qui a été convertie en sel marin ; et cet oxygène, d'après toutes les analogies, doit être combiné avec le chlore et non avec la soude. (*Mémoire sur les combinaisons du chlore avec les bases. Ann. de chim. et de phys.*, t. VII, 3^e série.)

(1) *Journ. de pharm.*, t. XXV.

* M indique le métal de l'oxyde.

sium), est complémentaire de tout l'oxygène que ces bases protoxydées pourraient prendre pour passer à l'état de peroxyde. Ainsi, d'après M. Millon :



A l'appui de sa théorie, M. Millon fait observer que, d'après l'expérience, la potasse absorbe en effet une quantité de chlore double de celle qui est absorbée par la soude, et que l'analogie de composition des chlorures d'oxydes et des peroxydes alcalins entraîne d'ailleurs l'analogie de leurs propriétés, car ils présentent la même instabilité, la même action oxydante, et, ce qui est bien plus remarquable encore, la même énergie décolorante.

1225. Mais M. Gay-Lussac a démontré depuis (2) que cette théorie de M. Millon ne se réalise pas dans la formation des chlorures alcalins, et, venant à l'appui de celle de M. Balard, il a établi qu'ils résultent réellement de la combinaison de l'oxacide du chlore découvert par ce savant, oxacide qui, suivant Gay-Lussac, doit être appelé *acide chloreux*, et non *acide hypo-chloreux*, car sa formule est Cl^2O . — D'où il faut conclure en définitive que le composé décolorant des chlorures alcalins est un *chlorite* dont la formule est $\text{MO}, \text{Cl}^2\text{O}$ (3).

(1) Deux atomes de chlore représentent 1 équivalent de ce corps, et correspondent à 1 atome ou 1 équivalent d'oxygène.

(2) *Ann. de chim. et de phys.*, t. VII, p. 415, 3^e série.

(3) M. Gay-Lussac s'exprime ainsi dans son Mémoire : — Le chlore agit sur

4226. Indépendamment de cette incertitude sur la nature des chlorures de chaux, de soude et de potasse,

l'oxyde de mercure délayé dans l'eau avec une étonnante rapidité. En employant des proportions convenables, il ne se forme que du chlorure de mercure (bi-chlorure de mercure) et de l'acide hypo-chloreux de M. Balard, qui restent l'un et l'autre en dissolution dans l'eau. Avec un excès d'oxyde on obtiendrait aussi de l'oxyde de mercure, et les mêmes résultats seraient obtenus.

L'analyse de cette expérience peut se faire d'une manière aussi simple que satisfaisante. On prend une dissolution aqueuse de chlore, d'un titre connu, et l'on y verse par petites parties de l'oxyde de mercure très-divisé, délayé dans l'eau. Une légère agitation fait disparaître l'oxyde; rien ne s'y dégage, et la liqueur devient parfaitement transparente. Aussitôt qu'elle reste légèrement trouble et jaunâtre par un petit excès d'oxyde qui reste en suspension, on la laisse s'éclaircir par le repos. *Essayée alors au chloromètre, on lui trouve exactement le même titre qu'à la dissolution de chlore*, en tenant compte de la petite augmentation de volume que lui a fait éprouver l'addition de l'oxyde de mercure.

Un volume donné de cette même liqueur mercurielle, distillée aux cinq sixièmes environ, donne un produit qui, ramené au volume primitif en l'étendant d'eau, *a précisément le titre de la liqueur avant la distillation.*

Enfin, pendant la distillation, la liqueur mercurielle ne laisse point déposer d'oxyde de mercure, et le résidu est du chlorure de mercure très-pur, cristallisable en belles aiguilles.

De ces faits il résulte : *premièrement*, que l'acide hypo-chloreux provenant de l'action du chlore sur l'oxyde de mercure, reste entièrement libre dans la liqueur, sans contracter d'union avec cet oxyde; car, si elle avait lieu, la distillation, en détruisant la combinaison, aurait nécessairement déterminé une précipitation d'oxyde de mercure.

Secondement, que, puisqu'il s'est formé du chlorure de mercure, sans qu'il se soit dégagé d'oxygène, il faut nécessairement que la liqueur chlorée ait acquis l'oxygène équivalent au chlorure formé.

Troisièmement, que, puisque le pouvoir décolorant n'a pas éprouvé d'altération, malgré la soustraction du chlore, il faut que la perte de titre qui devrait résulter de cette soustraction soit *exactement compensée par le pouvoir décolorant de l'oxygène acquis.*

Quatrièmement enfin, que, puisque l'acide hypo-chloreux est libre, dans la liqueur, de toute combinaison, il doit renfermer le chlore employé, diminué de celui du chlorure de mercure, et l'oxygène, abandonné par le métal, entré dans ce dernier composé. L'analyse de l'acide hypo-chloreux se réduit donc à connaître le chlore avant la saturation par l'oxyde de mercure; à décomposer par un alcali, la potasse par exemple, le chlorure de mercure formé, et à recueillir exactement l'oxyde précipité. Cet oxyde donnera à la fois et le chlore soustrait, et l'oxygène qui le remplace (*Ann. de chim. et de phys.*, t. VII, 3^e série.)

incertitude que le beau Mémoire de M. Gay-Lussac a cependant beaucoup atténuée (1), nous avons encore été conduit à traiter immédiatement de ces composés en considérant que ce sont des *mélanges complexes*, qui peuvent être assimilés (du moins au point de vue pratique et dans une étude de chimie industrielle) à du CHLORE CONDENSÉ SOUS UN TRÈS-PETIT VOLUME, et qui possède une énergie d'action oxydante, décolorante et désinfectante tout-à-fait relative à cet état de condensation.

1227. La cause de ce fait important n'est autre que la *faible affinité* qui retient le chlore dans ces sortes de combinaisons; cette affinité a si peu d'énergie qu'elle ne s'oppose généralement en rien aux réactions ordinaires du chlore, et que ce corps qui s'y trouve combiné agit le plus souvent comme s'il était absolument libre. — Cette affinité est vaincue, en effet, toutes les fois que ces chlorures sont mis en contact avec une substance hydrogénée que le chlore libre est susceptible de décomposer; toutes les fois aussi qu'on les traite par un acide, quelque faible qu'il soit d'ailleurs.

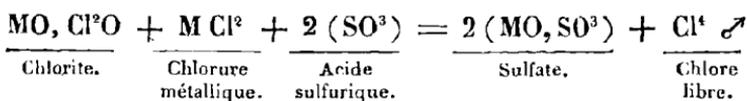
1228. En disant que les chlorures alcalins peuvent être considérés comme du *chlore condensé sous un très-petit volume*, on ne fait d'ailleurs qu'exprimer le résultat positif de l'expérimentation. On sait, en effet, que 100 litres de chlore gazeux absorbés par un kilogramme de chaux hydratée *possèdent un pouvoir décolorant, désinfectant ou oxygénant absolument égal à celui d'une*

(1) M. Gay-Lussac a promis la publication d'un nouveau Mémoire qui, nous n'en doutons pas, fixera définitivement l'opinion des chimistes sur la nature des prétendus chlorures d'oxydes. — Je me borne pour le moment, dit-il en terminant son Mémoire, aux observations que je viens de présenter, tout imparfaites qu'elles soient. Engagé par quelques amis à en presser la publication, je remets à une époque peu éloignée, où j'espère être plus libre de m'adonner aux travaux du laboratoire, à les rendre plus complètes.

semblable quantité de chlore, à l'état de gaz ou de chlore en solution dans l'eau.

1229. Ce résultat si remarquable peut surprendre d'abord, si l'on considère que, dans les chlorures de chaux, de soude et de potasse, une portion du chlore absorbé par ces oxydes est passée à l'état de *chlorure de calcium, de sodium ou de potassium*, lesquels, comme on sait, *ne possèdent aucune action décolorante, désinfectante et oxygénante*; mais il s'explique cependant par la théorie aussi facilement et aussi clairement qu'il est démontré par la pratique. L'instabilité de l'acide chloreux ou hypo-chloreux, et l'énergie de ses deux éléments, *chlore et oxygène*, donnent une explication tout-à-fait satisfaisante de l'action puissante qu'exerce sur les autres corps ses composés avec les oxydes des métaux alcalins. Dans leur réaction, l'oxygène de l'acide chloreux remplace le chlore passé à l'état de chlorure métallique, agit de la même manière, et comme il se trouve dans une proportion équivalente, le résultat est en définitive exactement le même que si la quantité de chlore employée à préparer le chlorure eut agi primitivement à l'état de liberté absolue. — Un volume donné de gaz chloreux, dit M. Gay-Lussac, contenant un égal volume de chlore et un demi-volume d'oxygène, et ces deux corps ayant exactement dans l'acide le même pouvoir décolorant, il en résulte que le titre d'une dissolution d'acide chloreux doit être attribué *pour une moitié au chlore, et pour l'autre à l'oxygène*. — Quant à l'énergie du pouvoir décolorant de l'oxygène, elle est démontrée par la réaction de *l'eau oxygénée* et par celle des *péroxydes alcalins*, qui agissent à la manière des chlorures de chaux, de soude et de potasse, et montrent une puissance décolorante parfaitement égale à celle de ces composés.

1230. Les chlorures, d'ailleurs, sont susceptibles de dégager *tout le chlore que les oxydes ont absorbé*, même celui qui a été neutralisé en passant à l'état de chlorure métallique. Quand on les traite, en effet, par l'acide sulfurique, ajouté en excès, cet acide rend libre, non seulement le chlore du chlorite, mais encore celui du chlorure de calcium, de sodium ou de potassium, et ce gaz se dégage aussitôt en produisant une vive effervescence. Dans ce cas, le métal du chlorure métallique prend l'oxygène de l'acide chloreux pour se combiner à l'acide sulfurique et former un sulfate, ce qui rend son chlore entièrement libre, comme le démontre l'équation suivante :



1231. En résumé, soit que le chlore des chlorures *agisse seul*, soit qu'il se trouve remplacé en partie par une *quantité équivalente d'oxygène*, son action, comme corps décolorant, désinfectant et oxygénant, est parfaitement égale, dans son état de combinaison, à celle qu'il possédait avant de se combiner avec la chaux, avec la soude ou avec la potasse.

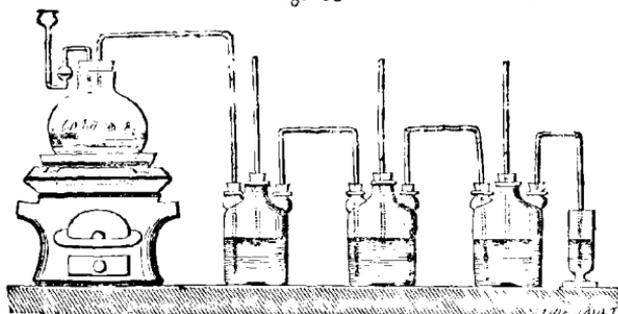
1232. COMPOSITION. — Les chlorures alcalins, que l'on prépare en grand pour les besoins des arts, de la médecine, etc., sont, comme on l'a déjà vu, des mélanges complexes de *chlorite de chaux*, de *soude* ou de *potasse*, et de *chlorure de calcium*, de *sodium* ou de *potassium*, associés le plus souvent à un *excès de chaux* ou de *carbonate de soude* ou de *potasse*, qui servent à les préparer. Souvent aussi, surtout quand ils ont reçu l'influence de la lumière solaire ou de la chaleur, ils contiennent du *chlorate de chaux*, de *soude* ou de *po-*

tasse, dont l'existence annonce toujours une décomposition du chlorite, lequel se trouve alors remplacé par une quantité équivalente de *chlorate* et de *chlorure métallique*.

1233. PRÉPARATION. — Ces composés sont toujours le produit de l'art. En traitant de chacun d'eux en particulier, on fera connaître la manière dont on les prépare dans les fabriques de produits chimiques.

Dans les laboratoires de chimie on peut les obtenir en petite quantité et simultanément, en faisant passer, *jusqu'à saturation* seulement, un courant de chlore dans trois flacons, dont le premier contient une solution de *carbonate de potasse*, le second une solution de *carbonate de soude*, et le troisième de la *chaux hydratée pulvérulente* (fig. 43) (1).

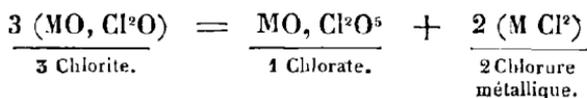
fig. 43.



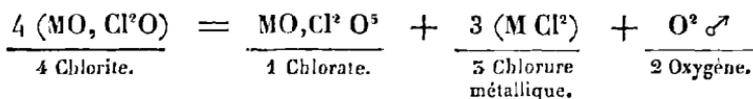
1234. *Théorie*. — Le chlore *décompose les carbonates*, chasse leur *acide carbonique*, et réagit sur la *potasse* et sur la *soude*, comme il réagit directement sur la *chaux hydratée*, en produisant, ainsi que nous l'a-

(1) Cependant il est plus convenable de les préparer isolément : dans la préparation simultanée, en effet, l'oxyde du premier flacon absorbe d'abord le chlore en presque totalité, et quand il en est saturé, ce gaz, avant de saturer l'oxyde du second flacon, réagit sur le chlorite formé du premier et le décompose en partie. La même observation s'applique au contenu du second flacon relativement au troisième.

vons déjà indiqué, un *chlorite* ou *hypo-chlorite* ($\text{MO, Cl}^2\text{O}$) et un *chlorure métallique* (M Cl^2). — Mais s'il se développe *trop de chaleur* pendant l'opération, ou que le produit soit exposé à la *lumière solaire directe*, ou bien encore (comme l'a remarqué Gay-Lussac) qu'on fasse passer un *trop grand excès de chlore*, le chlorite peut être décomposé en partie, et former un *chlorate* ($\text{MO, Cl}^2\text{O}^5$) et une nouvelle quantité de chlorure métallique, ce qui diminuera d'autant le titre, c'est-à-dire la puissance décolorante, désinfectante ou oxygénante du chlorure. Dans ce cas, s'il ne se formait que du chlorate et du chlorure métallique, 3 atomes de chlorite ou hypochlorite fourniraient 1 atome de chlorate et 2 atomes de chlorure métallique, comme l'indique cette équation :



Mais l'observation a démontré qu'il se dégage en même temps de l'oxygène libre, dégagement qui se trouve expliqué par la décomposition de 4 atomes de chlorite, qui donne lieu à la formation d'un atome de chlorate, de 3 atomes de chlorure métallique, et à la perte de 2 atomes d'oxygène :



Le dégagement d'oxygène peut être beaucoup plus considérable, sous l'influence d'une trop forte élévation de température, par exemple, et, dans ce cas, la réaction s'établit sur des proportions différentes de celles qui viennent d'être indiquées.

1235. SIGNALEMENT PHYSIQUE. — Les chlorures de

chaux, de soude et de potasse ont beaucoup d'analogie entre eux, et se rapprochent par les caractères suivants :

Sans couleur.

Odeur qui rappelle celle du chlore, mais qui en diffère cependant d'une manière très-sensible, particulièrement en ce qu'elle est moins forte.

Saveur âcre, analogue à celle du chlore.

1236. PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIM. ET CHIMIQUES. — L'analogie de ces composés entre eux est surtout remarquable par leur manière de se comporter avec les agents physiques et chimiques.

1237. *Calorique.* — La chaleur *décompose les chlorites* contenus dans les chlorures de chaux, de soude et de potasse, avec d'autant plus d'énergie qu'elle est plus élevée. On a vu que, dans ce cas, il y a un dégagement continu d'oxygène, avec transformation du chlorite en chlorate et en chlorure métallique. Le chlorure de chaux, chauffé très-fortement, se change, même totalement, en *chlorure de calcium*, et perd en totalité son pouvoir décolorant.

1238. Les chlorures en solution dans l'eau se décomposent également par la chaleur, surtout lorsque le liquide est porté à l'ébullition. Dans ce cas aussi, il se dégage continuellement de l'oxygène, et l'on a remarqué que ce dégagement est d'autant plus *considérable* que le chlorure contient un *plus grand excès de base*.

1239. *Lumière.* — La lumière solaire directe agit d'une manière remarquable sur ces chlorures; elle change l'acide chloreux en un acide plus oxygéné. M. Gay-Lussac s'est assuré que dans cette réaction le *chlorite de chaux* ($\text{CaO}, \text{Cl}^2\text{O}$) était transformé en *hypo-chlorate* ($\text{CaO}, \text{C}^2\text{O}^4$) et en *chlorure de calcium*. Cette transformation n'atténue pas, du reste, la force décolorante du chlorure, qui agit en raison de l'oxygène de son nouvel oxacide (V. 1293).

La lumière diffuse n'exerce que *très-lentement* une action décomposante sur les chlorures de chaux, de soude et de potasse.

1240. **Air.** — Exposés à l'air *ils se décomposent lentement* sous l'influence de l'acide carbonique de l'atmosphère, lequel s'empare de la base du chlorite ou hypochlorite, et en dégage incessamment, soit du chlore, soit de l'acide chloreux; cette réaction explique l'influence longtemps prolongée du chlorure de chaux, par exemple, quand on en expose à l'air une certaine quantité, comme moyen désinfectant.

1241. **Eau.** — Les chlorites et les chlorures métalliques qui se trouvent dans les chlorures de chaux, de soude et de potasse, sont *très-solubles*. — Le chlorure de chaux ne se dissout qu'en partie (V. *chlorure de chaux*). Le chlorure de soude et celui de potasse ne se préparent qu'à l'état de solution.

1242. **Métalloïdes.** — *Chlore.* — Le chlore, comme l'a fait remarquer Gay-Lussac, *décompose lui-même les chlorites* des chlorures. Il agit sur la base, la désoxyde et forme du chlorure métallique et une nouvelle quantité d'acide chloreux qui s'ajoute à celle abandonnée par la portion de base décomposée. Mais il ne borne pas là son action. Avec cette tendance à séparer l'oxygène de la base, il provoque une rupture d'équilibre qui s'effectue bientôt, et la plus grande partie de l'oxygène se concentre dans ce composé MO, Cl^2O^5 , c'est-à-dire que *le chlorite se transforme en chlorate*. — Il résulte de là que, dans la préparation des chlorures décolorants, on obtient le meilleur résultat possible, en ne dépassant pas, en n'atteignant pas même tout-à-fait le terme exact de saturation, en même temps qu'on s'oppose d'ailleurs à une trop forte élévation de la température. — Tant qu'on n'atteint pas la neutralité (à

une température ordinaire), le chlorure se maintient sans altération; mais dès qu'on l'a outrepassée, le titre de ce chlorure ne tarde pas à s'abaisser rapidement, en même temps qu'il se dégage de l'oxygène et qu'il se forme du chlorate. Ces effets ont lieu pour le chlorure de chaux comme pour le chlorure de soude ou de potasse, et, dans de certaines limites au moins, *ils sont indépendants de leur degré de concentration*. Il est bien constant, par exemple, qu'une solution de potasse très-étendue produit un chlorate, aussitôt que le chlore est en excès, tandis qu'il ne s'en forme pas dans une solution même très-concentrée, tant qu'elle n'arrive pas à être sursaturée par ce gaz (Gay-Lussac) (1).

1243. **Oxydes.** — Les chlorures exercent, de même que le chlore, une *action oxydante* sur les *protoxydes* métalliques très-avides d'oxygène, comme sur ceux de manganèse, de fer, etc. — Ils peuvent même réagir sur plusieurs de leurs sels, en modifiant le degré de saturation de ces oxydes, de même qu'il font passer l'acide sulfureux et les sulfites à l'état d'acide sulfurique et de sulfates. (V. *chlore*.)

1244. **Acides.** — Tous les acides, même les plus faibles, décomposent les chlorites des chlorures de chaux, de soude, de potasse; et en dégagent, soit du *chlore*, soit de l'*acide chloreux*. — Si, par exemple, on les traite par l'*acide sulfurique en excès*, on n'obtient que du

(1) Pour concevoir l'action d'un excès de chlore sur un chlorite ou un chlorure, celui de potasse, par exemple, il faut faire attention que le chlore, agissant sur la potasse, formerait du chlorure de potassium et une nouvelle quantité d'acide chloreux qui s'ajouterait à celui abandonné par la portion de base décomposée; que l'acide chloreux agirait lui-même sur le chlorure de potassium, et le transformerait en chlorate; que, conséquemment, il est bien plus naturel qu'à ce moment même de l'état naissant l'équilibre se rompe, et que le chlorite se transforme immédiatement en chlorate, sans passer par les détours que la nature évite toujours. (Gay-Lussac, *Mémoire cité*.)

chlore (1). — Mais si l'on n'ajoute au chlorure alcalin que l'acide sulfurique nécessaire pour décomposer le chlorite, il ne se dégage que de l'acide chloreux, malgré la présence du chlorure métallique, lequel, dans ce cas, ne se trouve pas décomposé. Pour obtenir ce dernier résultat, il est convenable d'employer de l'acide sulfurique étendu de 20 parties d'eau, et de l'ajouter peu à peu, en ayant soin d'agiter continuellement le mélange (2).

1245. *L'acide carbonique* lui-même peut décomposer les chlorites (de même que l'acide chloreux décompose les carbonates), mais il n'agit ainsi que partiellement; l'acide chloreux, qui est très-soluble, reste dans la dissolution, et finit par arrêter l'action de l'acide carbonique. (Gay-Lussac.)

1246. *L'acide chloreux* réagit aussi sur les chlorites, à la température de 100 degrés et au-dessus, et les change en chlorates avec dégagement de chlore et d'un peu d'oxygène. Cette réaction, suivant M. Gay-Lussac, fournit un moyen facile de se procurer des chlorates. (V. *chlorate de potasse*.)

1247. **Matières organiques.** — Leur action sur les matières colorantes et sur les autres substances organiques est analogue à celle du chlore, qui agit, ainsi qu'on l'a déjà vu, combiné à l'état de chlorite, comme s'il était parfaitement libre. (V. *chlore*.)

1248. **ALTÉRATION SPONTANÉE ET CONSERVATION.** —

(1) Ce résultat est dû à la présence d'un chlorure métallique, conjointement avec le chlorite ou hypochlorite, dans les chlorures de chaux, de soude et de potasse (1230). — Si, en effet, on ne traitait par l'acide sulfurique, même en excès, qu'un chlorite parfaitement exempt de chlorure métallique, on n'obtiendrait que de l'acide chloreux. (Gay-Lussac.)

(2) Ce dernier résultat prouve que le principe décolorant des chlorures alcalins n'est pas simplement un chlorure d'oxyde, car, s'il en était ainsi, la plus faible quantité d'acide sulfurique ne dégagerait que du chlore.

Les chlorures de chaux, de soude et de potasse étant très-facilement décomposables par le contact de l'air, par la chaleur et par la lumière solaire, doivent être conservés dans des vases opaques bien bouchés, et dans des lieux sombres et frais ; et comme il arrive, même dans ces conditions, qu'ils s'altèrent toujours plus ou moins avec le temps, il faut, autant que possible, les employer, sinon immédiatement, du moins peu de temps après leur préparation.

1249. USAGES. — Chacun des chlorures a été appliqué à des usages spéciaux, qui vont être indiqués en traitant isolément de ces composés. Cependant c'est le lieu de faire observer ici qu'il est possible de les substituer l'un à l'autre, car ils peuvent se suppléer réciproquement.

DES CHLORURES DE CHAUX, DE SOUDE ET DE POTASSE EN PARTICULIER.

Chlorure de chaux.



1250. SYNONYMIE. — *Muriate suroxygéné de chaux*; — *poudre de Tennant*; — *chlorite de chaux*; — *hypochlorite de chaux*.

1251. PRÉPARATION. — Ce composé, dont l'industrie emploie des quantités considérables, se prépare dans les fabriques de produits chimiques, à l'état *solide pulvérulent*, pour être livré au commerce ; — dans les ateliers où l'on en fait immédiatement usage, on l'obtient, le plus généralement, à l'état de *solution dans l'eau*.

(1) Le point d'interrogation est placé là pour indiquer la chaux hydratée qui se trouve dans le chlorure à l'état de mélange et en quantité variable.

1252. 1^o Préparation du chlorure de chaux pulvérulent.

— On fait arriver un courant de chlore à la partie supérieure d'une chambre en briques ou en pierre siliceuse, dont les joints sont enduits avec un ciment bitumineux (1), et où se trouvent des tablettes en bois couvertes d'une couche peu épaisse de chaux hydratée (10 à 15 centimètres). La chaux (chaux grasse), préalablement délitée avec le quart ou le tiers de son poids d'eau, est à l'état pulvérulent et absorbe très-activement le chlore gazeux avec lequel elle se trouve en contact (2).

1253. Si la chaux était en couches épaisses, elle ne tarderait pas à s'échauffer par l'absorption du chlore, et il se produirait en pure perte du *chlorate de chaux* et du *chlorure de calcium*, au lieu de chlorite ou hypochlorite de chaux. Par la même raison, le dégagement

(1) On peut aussi employer un mastic préparé avec parties égales de poix noire, de poix-résine et de plâtre sec, ou tout autre analogue.

A défaut de pierre siliceuse, on peut enduire la chambre avec une espèce de stuc formé de plâtre délayé dans de l'eau acidulée par l'acide sulfurique, avec addition d'une solution de gélatine (colle forte).

(2) M. Payen donne les détails suivants sur la manière de préparer la chaux hydratée: — La chaux doit être très-grasse, c'est-à-dire aussi pure que possible; le moyen le plus simple de l'hydrater consiste à la placer dans un panier que l'on plonge quelque temps dans l'eau; au moment où la chaux commence à se déliter, on la jette sur le sol en briques d'une chambre voûtée.

Placée dans de semblables circonstances, l'élévation de la température est considérable; mais, comme l'extinction se fait dans une pièce fermée, la chaux solidifie toujours au moins 23 pour 100 de son poids d'eau, ou un équivalent. Il est très-important qu'elle n'en retienne pas en excès, car le chlorure pourrait être pâteux. Le défaut d'hydratation serait encore plus nuisible, puisqu'une partie de la chaux ne se saturerait pas de chlore.

Un procédé d'hydratation qui évite tous les inconvénients consiste à éteindre la chaux dans un grand excès d'eau, à en faire une bouillie, et à chasser l'excès d'eau en chauffant la chaux sur des plaques de tôle; cette dernière opération peut se faire au moyen de la chaleur perdue de quelques foyers; il peut se faire qu'elle n'exige que très-peu de combustible, mais d'un autre côté la chaux que l'on obtiendra produira un chlorure d'une grande blancheur et très-saturé de chlore. (Payen, *Leçons données au Conservatoire des arts et métiers.*)

de chlore doit s'opérer lentement, car une combinaison trop rapide de ce gaz avec la chaux, amènerait nécessairement aussi une élévation de température, d'où résulterait la même décomposition (1). Pour arriver à ce résultat, c'est-à-dire au dégagement lent et graduel du chlore, on laisse d'abord épuiser à froid l'action de l'acide chlorhydrique; et quand on voit que le chlore cesse de se dégager, on chauffe graduellement et avec précaution. Le chauffage des vases où se dégage le chlore s'opère, soit au *moyen de la vapeur*, soit à *feu nu*, mais le plus souvent avec l'intermédiaire d'un *bain de sable*, ou d'un *bain-marie*, ou bien encore par un *bain d'air chaud*.

1254. Il faut arrêter l'opération dès que la saturation est complète, car si l'on allait au-delà, au lieu d'augmenter la propriété décolorante du chlorure, on ne ferait que l'affaiblir. On reconnaît que la saturation est effectuée, lorsque la chaux n'absorbe plus sensiblement le chlore, et que ce gaz s'échappe au-dehors par une ouverture de sortie ordinairement pratiquée à la partie inférieure de la chambre. — On peut aussi, pour reconnaître cette saturation, essayer une portion du chlorure, qui doit marquer au moins 80° chlorométriques (V. *chlorométrie*). — Ce qui est préférable encore, c'est de calculer d'avance la quantité de chlore qu'on produit, pour n'en fournir à la chaux que la proportion, ou à peu près, qu'elle en doit absorber pour arriver au point de saturation exigé par le commerce.

(1) Selon Berzélius, il commence à se former une grande quantité de *chlorate* et de *chlorure métallique* lorsque la température de la masse s'élève au dessus de 17°. — Ce savant recommande, pour cette raison, d'opérer autant que possible en hiver; car, dit il, en opérant en grand, il est impossible de refroidir l'hydrate de chaux d'une autre manière.

1255. Les proportions les plus généralement adoptées pour préparer ce chlorure sont les suivantes :

Chaux	1 kil.
Acide chlorhydrique du commerce	3
Bioxyde de manganèse	0,750
Eau	quantité nécessaire pour déliter la chaux et la réduire à l'état pul- véréulent, c'est-à-dire environ le tiers de son poids.

1256. Les proportions de l'oxyde de manganèse doivent varier d'ailleurs suivant que cet oxyde est plus ou moins impur.

M. Gay-Lussac a calculé, d'après des analyses faites par M. Berthier, combien de chlore pouvaient fournir les oxydes de manganèse des principales exploitations ; il est arrivé aux résultats suivants :

1 kil. de bi-oxyde de manganèse pur fournit	0,7964
— de Crettnich, près Saarbruk	0,7525
— de Calveron (Aude), sans calcaire	0,7658
— de Calveron, avec calcaire	0,5754
— de Périgueux (Dordogne)	0,5179
— de Romanèche (Saône-et-Loire), 0,4692 à 0,5135	
— de Laveline (Vosges)	0,4648
— de Pesillo (Piémont), noir sans calcaire	0,4426
— de Pesillo, noir avec calcaire	0,3320
— de Saint-Marcel (Piémont)	0,2789 à 0,3098

Ces résultats font connaître approximativement, dit M. Gay-Lussac, la valeur de ces diverses espèces de manganèse ; mais pour déterminer celle d'une manganèse quelconque, il sera nécessaire d'en faire l'essai. (*V. manganèse : Essai des oxydes de manganèse du commerce* (1).)

(1) La note suivante, que nous devons à l'obligeance de M. Vautier, directeur gérant de la fabrique d'acides minéraux, de chlorure de chaux, etc., de

1257. 2^o Préparation du chlorure de chaux liquide. — Le transport de cette solution de chlorure étant difficile et très-coûteux, on ne la prépare que dans les fabriques où l'on peut

MM. Estienne et Jalabert, située à la Guillotière, près Lyon, fournira aux personnes qui voudraient s'occuper de préparer en grand le chlorure de chaux, d'utiles renseignements théoriques et pratiques sur cette fabrication :

Fabrication du Chlorure de chaux.

Les matières premières de cette fabrication sont :

Le peroxyde de manganèse,

La chaux hydratée.

L'acide muriatique ou chlorhydrique.

Supposons qu'on ait à fabriquer 1,000 kilog. de chlorure pulvérulent par jour : Quelles proportions de matières premières devra-t-on employer ?

Calculant d'après la composition du chlorure de chaux le plus saturé, on trouve que 1,000 k. chlorure de chaux contiendront :

Chaux. 516,50	}	672 k.
Eau. . . 153,70		
Chlore . . . 328 k.		

Il s'agit dès-lors de fabriquer 672 k. chaux hydratée, et 328 k. chlore, puis de les mettre en contact de la manière la plus avantageuse.

Chaux hydratée. — On choisira la chaux aussi exempte que possible de carbonate et de débris organiques. Eteinte, elle doit être d'un blanc parfait. Dans la préparation de l'hydrate calcaire, il faut avoir soin que toutes les parties aient eu le contact de l'eau. Il est bon de la faire sécher à l'abri du contact de l'air, au moyen de quelque chaleur perdue, avant de l'employer. Elle doit être passée au tamis avant d'être étendue dans la chambre de condensation.

Chlore. — Quelles sont les quantités d'acide chlorhydrique et de peroxyde de manganèse nécessaires pour produire 328 k. de chlore ?

Une proportion de chlore dégagé équivalant à une proportion de peroxyde dissous, on trouve qu'il faut 412 k. de peroxyde de manganèse pour produire 328 k. de chlore. Mais le manganèse de Romanèche, dont on se sert généralement, étant loin d'être pur, la quantité nécessaire devra être augmentée relativement à son impureté. Or, ce minéral est composé en moyenne de :

Oxyde rouge de manganèse. . .	0,688	}	1,000
Oxygène	0,071		
Eau.	0,050		
Oxyde rouge de fer	0,015		
Baryte.	0,150		
Résidu insoluble.	0,026		

Il ne représente en réalité que : Ox. rouge. 0,688 } = 0,739 de peroxyde
 Oxygène. . 0,071 }
 par; par conséquent, pour obtenir 412 k. de peroxyde pur, il faut traiter 543 k. de manganèse de Romanèche.

l'employer immédiatement, et où l'on en consomme de très-grandes quantités, comme, par exemple, dans les indiennes,

Acide chlorhydrique. — 543 k. manganèse de Romanèche représentent en matières pouvant saturer l'acide : 1^o 412 k. peroxyde de manganèse, qui exigent, pour dégager la moitié du chlore de l'acide, 1807 k. acide chlorhydrique liquide à 22^o, renfermant 0,38 d'acide gazeux; — 2^o 8k,15 oxyde rouge de fer, qui en absorbent 25k,9; — 3^o 81k,50 de baryte, qui en saturent 100 k. —

En somme c'est 1807
29,9
100

1956k,9 acide chlorhydrique liquide qu'il faut employer pour produire 528 k. de chlore avec 543 k. de manganèse de Romanèche.

Dans la pratique, afin de tenir compte des pertes, fuites, irrégularité de titre dans l'acide, etc., on augmente d'un tiers la quantité indiquée par les données théoriques.

Il s'agit maintenant des appareils de fabrication. — On se sert, pour produire le chlore, de bonbonnes en grès d'environ 60 litres. On introduit dans chacune 8 k. de manganèse en grains, et la quantité d'acide correspondante. On place les bonbonnes dans des marmites en fonte, disposées sur un fourneau de galère où elles sont chauffées, soit au charbon de terre, soit à la vapeur, soit à la tourbe. — On les chauffe généralement au bain de sable, et un foyer suffit pour 4 marmites.

On a renoncé généralement à l'emploi de la vapeur, parce que ce chauffage occasionne une perte considérable de gaz, qui ne se dégage qu'à la fin de l'opération, par un coup de feu assez fort pour faire bouillir le liquide contenu dans la bonbonne. La houille et la tourbe permettent seules d'obtenir ce résultat.

Les bonbonnes étant garnies à moitié de leur capacité et placées dans leur marmite, on adapte au col de chacune un tuyau de plomb qui se rend dans un réfrigérant commun. Ce réfrigérant est un cylindre en plomb, à moitié rempli d'eau, et plongeant en partie dans une eau courante. Il reçoit avec les tuyaux de chaque bonbonne le gaz qui se dégage, entraînant avec lui de l'eau et de l'acide qui se condensent. Le chlore, lavé et refroidi, sort par un ou deux tuyaux qui le conduisent dans une bonbonne où l'on place du manganèse, afin de priver le gaz d'acide chlorhydrique; il sort de là pour se rendre dans les chambres.

Les chambres sont construites en briques, à un ou deux étages, selon qu'on est plus ou moins limité par l'espace. La chaux éteinte est étendue en couches minces. L'expérience a montré qu'il ne fallait pas plus de 18 k. de chaux par mètre carré de surface. — 672 k. de chaux exigent par conséquent un développement de 37 mètres carrés. On pratique à la partie inférieure quelques trous pour le dégagement des gaz en excès, et pour introduire pendant l'opération un râteau avec lequel l'ouvrier sillonne à plusieurs reprises la couche de chaux. — Le gaz arrive par la partie supérieure de la chambre et tombe au fond; il est absorbé par la chaux. Mais il n'est jamais pur. L'acide carbonique que le manganèse renferme souvent à l'état de carbonate, ou celui que la chaux peut contenir, nuit beaucoup en affaiblissant le titre du chlorure.

L'opération dure dix heures; elle est terminée lorsque la chaux est saturée de

à Mulhausen. M. A. F. Schwartz a décrit le procédé suivant, qui y est généralement mis en pratique :

gaz. Un excès de chlore, loin d'augmenter le titre, le diminue au contraire. On établit une ventilation dans les chambres avant d'en retirer le chlorure, qui doit être immédiatement mis en tonneau et conservé à l'abri du soleil. Le chlorure obtenu en fabrication courante, titre 80 à 85°, par l'acide arsénieux ; on l'obtient quelquefois à 90, rarement à 100°.

La nature particulièrement délétère du chlore oblige à certaines précautions. Il faut disposer les appareils producteurs de manière à ce qu'ils soient isolés les uns des autres, afin que si l'un venait à éprouver quelque accident, il fût facile d'y porter remède sans interrompre l'opération et sans grand danger pour l'ouvrier. Tout l'appareil est luté avec la terre argileuse et le crottin de cheval ; la moindre fuite est facile à reconnaître au moyen d'un bouchon imbibé d'ammoniaque. Les fumées blanches de chlorhydrate d'ammoniaque apparaissent partout où le chlore s'échappe.

Il faut avoir soin de ne donner aux tuyaux de dégagement et de conduite du gaz que la moindre longueur possible. Le chlore humide se solidifiant à $+ 3^{\circ}, 3$, on est obligé, lorsque le froid se fait sentir, d'entretenir les tuyaux à une température supérieure en les entourant de paille.

Le manganèse non dissous est lavé, puis est mélangé avec du manganèse n'ayant pas encore servi.

M. Payen, dans son cours du Conservatoire, a donné les détails suivants sur la manière d'employer le peroxyde de manganèse : — Le manganèse en poudre doit être employé dans l'appareil anglais, muni d'un agitateur ; mais toutes les fois que l'on fait usage de bonbonnes comme vases de production, il convient de l'employer en morceaux de la grosseur de petites noix ; la poudre se tasserait et l'élévation de température, sur le fond du vase, pourrait le faire briser, lorsque le liquide viendrait à se faire jour au travers de la croûte de manganèse. Depuis quelque temps, on a imaginé de tenir le manganèse en suspension au milieu de l'acide chlorhydrique, de telle manière que le chlorure qui se forme gagne le fond du liquide, et est immédiatement remplacé par une nouvelle quantité d'acide. Le peroxyde en morceaux est placé dans un cylindre en grès percé de trous ; après chaque opération, on retire ce cylindre et on remplace le peroxyde par du minerai neuf.

Enfin, dans les fabriques de sulfate de soude, on peut directement appliquer l'acide chlorhydrique qui se dégage à la préparation du chlore. Un appareil qui a été imaginé à cet effet se compose de 3 cylindres en lave de Volvic, ayant à peu près 2 mètres de hauteur et 0^m50 de diamètre. On place le manganèse dans ces cylindres, et on y fait passer successivement l'acide chlorhydrique ; un jet de vapeur élève la température et donne l'eau nécessaire pour dissoudre le chlorure de manganèse, qui s'écoule à la partie inférieure des cylindres, et qu'on sort au moyen d'un tube déversoir. Au sortir du troisième cylindre, le chlore, à peu près pur, est lavé, puis conduit dans la chambre à chlorure de chaux.

Le chlore produit dans un double rang de ballons de verre chauffés au bain de sable, est conduit (après avoir été lavé dans un vase intermédiaire, destiné à retenir l'acide chlorhydrique), de chaque côté, dans une auge en grès siliceux (de Guebwiller), par des tubes qui traversent un couvercle en bois enduit de mastic résineux, reposant dans une rainure pratiquée sur les bords de l'auge. Un axe qui passe dans sa longueur porte des palettes en hélice dont les bords se trouvent à 5 ou 6 centimètres des parois de l'auge; une manivelle placée à une extrémité permet de lui donner un mouvement qui doit être continu; un entonnoir placé à l'extrémité de l'auge sert à l'introduction du lait de chaux qui doit absorber le chlore. — Afin d'éviter la pression dans les appareils, les tubes qui conduisent le gaz dans le liquide n'y doivent plonger qu'à une très-faible profondeur. — L'agitation continuelle de ce liquide, pratiquée au moyen de l'appareil qui vient d'être décrit, empêche qu'il ne s'échauffe fortement dans les points où arrive le gaz, et s'oppose par conséquent à la transformation du chlorite en chlorate de chaux et chlorure de calcium.

1258. Dès que le lait de chaux paraît saturé de chlore, on arrête le dégagement de ce gaz. — Le chlorure le plus concentré qu'on obtienne ainsi marque 90° au chloromètre, tandis que les liqueurs les plus concentrées obtenues par la solution du chlorure solide, marquent seulement 60°, ce qui tient à l'excès de chaux qu'il renferme, et ce qui oblige, pour l'épuiser, de le traiter à plusieurs reprises par de petites quantités d'eau. — Or, dans l'enlevage à la cuve, pour les toiles peintes, on est obligé, pour remédier à la faiblesse de cette solution, d'employer des bains contenant du *chlorure en suspension*, ce qui offre des inconvénients. Il est donc préférable, dans ce cas, d'user du chlorure liquide préparé directement par le procédé qui vient d'être décrit (1).

1259. On a remarqué que, dans la préparation du chlorure de chaux liquide, *il y a constamment un dégagement d'oxygène* qui, en se développant, donne lieu à une perte équivalente de

(1) V. *Diet. de l'indust.*, art. *chlorures*.

chlore. On a cherché par tous les moyens possibles à éviter ce grave inconvénient, particulièrement en rafraîchissant le liquide, en dégagant le gaz avec beaucoup de lenteur; mais tout cela a été employé sans succès. Tout récemment, le docteur Kunheim a reconnu que ce dégagement d'oxygène tenait au contact des tubes de plomb, conducteurs du chlore, avec le liquide où il se dissout. L'oxyde dont la surface du métal est généralement enduite donne lieu, dit M. Kunheim, à une action de contact qui transforme une portion de la solution de chlorure de chaux en chlorure de calcium et oxygène. Pour éviter cette décomposition, M. Kunheim a conseillé de remplacer par des tubes de verre l'extrémité des tubes en plomb qui plongent dans le liquide. — L'expérience a démontré l'efficacité de ce moyen.

1260. SIGNALEMENT PHYSIQUE ET PROPRIÉTÉS CHIMIQUES. — Le chlorure de chaux solide est blanc, pulvérulent, d'une odeur de chlore d'autant plus prononcée qu'il a été plus récemment préparé, et qu'il contient une plus forte proportion de chlorite de chaux. — Sa saveur est âcre comme celle de la solution de chlore, mais sensiblement alcaline.

1261. Air. — Exposé à l'air, il en attire l'humidité et se grumelle d'autant plus rapidement qu'il contient une plus forte proportion de chlorure de calcium. Il se décompose ensuite graduellement en absorbant l'acide carbonique qui donne lieu à un dégagement continu de chlore gazeux.

1262. Eau. — L'eau ne dissout qu'une partie de ce chlorure, c'est-à-dire le chlorite, le chlorure métallique, le chlorate de chaux, quand il contient une certaine quantité de ce dernier sel, et une très-petite quantité de chaux, en même temps il se dépose beaucoup de chaux hydratée. Ce chlorure contient donc un grand excès de chaux, ce qui l'a fait considérer comme un sous-chlorure. — Beaucoup de chimistes pensent, avec M. Houton-

Labillardière, que, dans ce chlorure, l'excès de chaux n'est pas en combinaison avec le chlore, mais seulement à l'état de mélange. Ce qui est certain, c'est que la chaux qui se précipite après avoir été lavée à plusieurs reprises, se trouve à peu près exempte de chlore. — Quand le chlorure a été exposé au contact de l'air, cette chaux est toujours mélangée d'une plus ou moins grande quantité de *carbonate calcaire*.

1263. *La solution de ce chlorure, c'est-à-dire le chlorure de chaux liquide, qui présente d'ailleurs tous les caractères des chlorures de soude et de potasse, en diffère, lorsqu'on l'expose à l'air, en ce qu'elle se recouvre assez rapidement d'une croûte cristalline formée de carbonate de chaux.*

Les autres propriétés du chlorure de chaux ne diffèrent nullement de celles des chlorures d'oxydes en général. — Comme les autres chlorures, il détruit les matières colorantes ; mais il est nécessaire de faire remarquer que cette action des chlorures *n'est pas instantanée*, comme celle du *chlore non combiné*, à moins cependant qu'on y ajoute un acide, auquel cas le chlore devient libre et agit comme tel. — Cette propriété du chlorure de chaux et des autres chlorures est mise à profit dans les indiennes pour obtenir des dessins en blanc sur des toiles teintées en rouge d'Andrinople, etc. Il suffit pour cela d'imprimer ces toiles à fond uni, avec une solution d'acide tartrique épaissie par de la gomme, puis de les tenir plongées pendant 3 minutes dans une cuve décolorante (chlorure de chaux liquide marquant au moins 65°) et de les soumettre au lavage. Toutes les parties touchées par l'acide tartrique sortent du bain *décolorées*, et les autres à peu près intactes dans leur couleur.

1264. *ALTÉRATION SPONTANÉE. — VARIÉTÉS DANS LE COMMERCE.* — Quand le chlorure de chaux pulvérulent vient d'être préparé et qu'il l'a été avec soin, il peut représenter environ *le tiers de son poids de chlore*, c'est-à-dire jusqu'à 90 et même 100 litres de ce gaz par kil.

de chlorure. Au minimum, pour être d'une qualité satisfaisante, il est nécessaire qu'il en représente 80. Mais, soit par l'effet d'une *fabrication défectueuse*, soit qu'il ait été altéré par le *contact de l'air*, ou par une *trop longue conservation*, chaque kilogramme de ce chlorure peut n'équivaloir qu'à 60, à 50, à 40 litres de gaz, et même à une quantité bien moindre encore. Les variations dans la composition de ce chlorure, indépendamment de ce qu'elles altèrent la valeur intrinsèque de ce produit, présentent en outre de graves inconvénients relativement au succès des opérations auxquelles on l'applique, particulièrement dans le blanchiment des toiles. — Il est donc très-important de pouvoir s'assurer de la qualité des chlorures de chaux du commerce. L'examen physique de ce produit ne fournit à cet égard que des lumières incertaines ; pour acquérir sur ce point une certitude, il faut recourir à la *chlorométrie*, opération qui sera décrite après avoir parlé des chlorures de soude et de potasse, car elle s'applique aussi bien à ces chlorures qu'à celui de chaux.

1265. USAGES. — Des trois chlorures usités, c'est celui de chaux qui a reçu les applications les plus importantes et les plus nombreuses. La consommation de ce produit est aujourd'hui considérable. On l'applique surtout en grande quantité au *blanchiment de la pâte de papier et des fils et toiles de lin, de chanvre et de coton*. Dans les indiennes on en fait un grand usage comme *rongeant* pour les *enlevages*, pour détruire la matière fauve des garancés (1), et souvent aussi comme *principe oxydant*. Dans d'autres industries, on l'emploie pour *blanchir* beaucoup de matières organi-

(1) M. Thillaye conseille de substituer, pour cet usage, les chlorures de soude et de potasse (préparés sans excès de carbonate) au chlorure de chaux, qui a l'inconvénient de *brunir* les couleurs *rouges* garancés.

ques, comme, par exemple, la *paille*, le *bois*, les *éponges*, etc., etc.

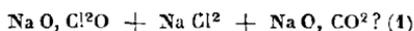
1266. Ses usages comme *matière désinfectante* ne sont pas moins multipliés. Depuis que M. Labarraque l'a appliqué à l'assainissement des ateliers de boyaudier, il a reçu une foule d'emplois analogues : on l'a appliqué, par exemple, à *purifier l'air des magnaneries* et des ateliers où l'on manipule des matières animales, à *assainir les hôpitaux*, les *lazarets*, les *prisons*, de même que les *écuries* et les *étables* dans les temps d'épizooties ; à *désinfecter les boues et immondices*, les *cadavres en putréfaction* ; à détruire les émanations désagréables qui s'échappent des *fosses d'aisances* ; à faire disparaître promptement *l'odeur des vernis*, à enlever aux *graisses l'odeur de ranci*, etc., etc. La médecine en a fait aussi un grand usage, comme, par exemple, pour détruire la puanteur des parties tombées en *gangrène*, et de celles qui sont *cancéreuses* ou frappées d'*ulcérations* qui rendent un pus fétide.

1267. Quand il s'agit de purifier l'air, on expose le chlorure de chaux pulvérulent dans des capsules ou dans des assiettes qu'on multiplie en raison de la grandeur du lieu à désinfecter. On peut aussi employer un mélange de *chlorure de chaux* et de *bisulfate de potasse* en poudre. Ce mélange étant humecté, dégage continuellement du chlore, et fournit un excellent moyen de faire des fumigations, particulièrement dans les cas de maladies contagieuses — Si le plancher ou les murailles se trouvent souillés par des liquides infects, des matières animales en putréfaction, on délaie un kilogramme de chlorure dans 10, 15 ou 20 litres d'eau, suivant qu'il faut agir avec plus ou moins d'énergie, et l'on pratique de fréquents lavages avec cette solution. — Le même liquide est employé toutes les fois qu'il

s'agit de désinfecter des vases, ustensiles, appareils, etc., infectés par des matières putrides.

1268. M. Labarraque a tenté avec succès d'enlever aux *poissons gâtés* l'odeur désagréable qui en fait repousser l'usage. Lavés avec une faible solution de chlorure de chaux ou d'un autre chlorure, l'amélioration de leur état a été telle qu'ils ont pu, après cette opération, préalable à la cuisson, être mangés sans aucune répugnance.

1269. M. Fincham, fabricant de chlorure de chaux, a essayé avec quelque succès de *détruire le gaz inflammable des houillères*, et de *prévenir les explosions* dangereuses qui font périr un si grand nombre d'ouvriers. Quoique ce moyen n'ait pas été adopté, probablement parce qu'il deviendrait trop coûteux pour le pratiquer d'une manière efficace, et que d'ailleurs l'odeur du chlorure serait très-incommode pour les ouvriers, on ne lira pas sans intérêt les détails suivants, sur les expériences que M. Fincham a faites a ce sujet : — Le 17 mars, il fit répandre du chlorure de chaux dans une des mines de charbons de Bradford, où les ouvriers ne pouvaient travailler qu'à l'aide de la lampe de sûreté. Le 19, quoique le gaz se fut dégagé et accumulé, du samedi au dimanche, les mineurs purent travailler à l'aide d'une lampe ordinaire, ce qu'ils n'auraient pu faire sans accident, si l'on n'eût fait usage du chlorure. — Le lundi, le chlorure de chaux répandu en grande quantité sur le sol, incommoda les ouvriers, et ils ne continuèrent pas d'en user. — Le lundi suivant, un homme étant entré dans la mine avec une chandelle allumée, détermina ainsi une explosion dont il fut victime. Le lendemain on fit emploi du chlorure, et le jour suivant l'introduction d'une chandelle allumée dans la mine ne produisit point d'explosion. On continua ensuite l'emploi du chlorure dans le lieu où se dégagait le gaz inflammable, et durant ce temps il ne survint aucune explosion. — Le 6 avril on discontinua de répandre du chlorure, et le 10 il se manifesta une explosion. — Le 12 et le 13, emploi du chlorure; le 14 on ne put produire de détonation. Des expériences semblables continuées plus tard donnèrent les mêmes résultats.

Chlorure de soude.

1270. **SYNONYMIE.** — Ce chlorure, mis en vogue par M. Labarraque, est généralement appelé *liqueur de Labarraque*. On l'appelle aussi *chlorite* ou *hypochlorite de soude*.

1271. **PRÉPARATION.** — On peut l'obtenir directement en faisant réagir le *chlore* sur une solution légère de *soude caustique* ou de *carbonate de soude*, ou bien encore par double décomposition avec le *chlorure de chaux du commerce* et le *carbonate de soude*.

1272. **Préparation directe.** — On sature à la température de $+ 15^{\circ}$, par un *courant de chlore* qu'on fait dégager lentement, une solution contenant 20 pour 100 de *carbonate de soude cristallisé* (cristaux de soude), ou bien marquant 12 à 13^o à l'aréomètre des sels. Voici les proportions indiquées par M. Labarraque, pour cette préparation :

Bioxyde de manganèse.	2 kil.
Acide chlorhydrique	8
Carbonate de soude cristallisé.	15
Eau	60

Ainsi préparé, ce chlorure contient du *bicarbonat de soude*, dû à ce qu'une portion de l'acide carbonique, déplacée par le chlore, est retenue par du carbonate neutre qui arrive ainsi à contenir une double proportion d'acide. La présence du bicarbonate dans ce chlorure ne modifie en rien les propriétés qui le font mettre en usage. — Il est, du reste, moins égal dans sa com-

(1) Le chlorure de soude du commerce contient généralement un excès plus ou moins considérable de carbonate de soude; il peut contenir aussi du chlorate de soude.

position que celui qu'on prépare en décomposant le chlorure de chaux par le carbonate de soude.

1273. **Préparation par double décomposition.** — Ce mode de préparation consiste à décomposer complètement une *solution de chlorure de chaux* par une *solution de carbonate de soude* employée en léger excès. Il se forme, par décomposition réciproque, du *carbonate de chaux* qui se précipite, et du *chlorure de soude* (chlorite de soude + chlorure de sodium) qui reste en solution. M. Payen, qui a fait connaître ce procédé, indique les proportions suivantes :

Chlorure de chaux à 92° (1). . .	0 ^k ,5
Carbonate de soude cristallisé. . .	1,0
Eau	9,0

On fait une solution à froid avec le chlorure de chaux et les deux tiers de l'eau. Le tiers restant sert pour dissoudre à chaud le carbonate de soude. On laisse les solutions s'éclaircir par le repos, puis on les mélange. On filtre alors le liquide pour en séparer le carbonate de chaux, et quand il est limpide on l'enferme dans des vases qu'on bouche soigneusement. On obtient ainsi 10 litres de *chlorure de soude liquide* (*liqueur de Labarraque*).

On a indiqué, depuis, les proportions suivantes, qui diffèrent peu de celles prescrites par M. Payen :

Chlorure de chaux à 90° . . .	1
Carbonate de soude cristallisé. . .	2
Eau	50

1274. Du reste, il faut *modifier* la proportion du chlorure de chaux *en raison de son degré chlorométrique*. Si, par exemple, le chlorure de chaux, au lieu de con-

(1) Contenant 92 litres de gaz chlore par kil. de chlorure.

tenir 90 litres de chlore par kil. (90°), n'en représentait que 80 litres (80°), il serait nécessaire d'augmenter la quantité de chlorure, suivant la faiblesse de son titre, c'est-à-dire qu'on en emploierait alors 1 kil. 100.

Ce dernier moyen est d'une pratique plus facile, et donne des résultats plus constants que la préparation directe, mais il est plus coûteux.

1275. SIGNALEMENT ET PROPRIÉTÉS. — Le chlorure de soude n'est *jamais solide* : on ne le prépare qu'à l'état de *solution*. Son odeur, sa saveur et ses propriétés physico-chimiques et chimiques sont celles des autres chlorures.

1276. SOPHISTICATIONS ET MOYENS DE LES RECONNAÎTRE. — Souvent, dans le commerce, on vend pour de la liqueur de Labarraque une *solution aqueuse de chlorure de chaux*. On reconnaît facilement cette fraude à la couche cristalline de *carbonate de chaux* qui se forme à la surface du liquide, quand on l'expose quelques heures au contact de l'air : ce phénomène ne se manifeste ni avec le chlorure de soude, ni avec le chlorure de potasse.

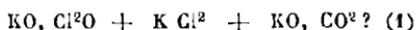
On peut, du reste, s'assurer immédiatement si une liqueur de Labarraque n'est que du chlorure de chaux ; il suffit pour cela d'ajouter au *liquide* une *solution de carbonate de soude ou de potasse* qui, avec le chlorure de chaux, détermine sur-le-champ une *précipitation de carbonate calcaire*.

1277. Le chlorure de soude du commerce est susceptible, soit par suite d'une *altération spontanée*, soit parce qu'il a été *étendu d'eau*, de varier plus ou moins dans la proportion de chlore qu'il représente. Il faut donc toujours, quand on en emploie une quantité un peu considérable, s'assurer de son titre par la *chlorométrie*. Quand il a été bien préparé et qu'il est dans un

bon état de conservation, il doit contenir 18 à 20 litres de chlore (18° à 20°) par kil. de chlorure.

1278. USAGES. — On emploie principalement le chlorure de soude comme moyen désinfectant. C'est aussi celui que l'on préfère pour les usages de la médecine, particulièrement pour l'application extérieure. Il peut, du reste, comme on l'a déjà dit, remplacer les autres chlorures dans leurs différents emplois, de même qu'il peut être suppléé par eux. On préfère la liqueur de Labarraque à la solution de chlorure de chaux, quand il s'agit de désinfecter l'air, par la raison qu'avec cette dernière, la couche de carbonate de chaux qui se forme à la surface, finit par s'opposer plus ou moins au contact de l'air, et par conséquent au dégagement du chlore.

Chlorure de potasse.



1279. HISTORIQUE ET SYNONYMIE. — En 1789, le chlorure de potasse était déjà appliqué au blanchiment; on le fabriquait alors à Javelle, petit village des environs de Paris, d'où il a conservé dans le commerce, le nom *d'eau de Javelle*. On a aussi appelé ce chlorure *chlorite* et *hypo-chlorite de potasse*.

1280. PRÉPARATION. — On peut obtenir le chlorure de potasse, comme celui de soude, soit *directement*, soit par *double décomposition*.

1281. **Préparation directe.** — *L'opération est la même que pour le chlorure de soude, seulement la solution de carbonate de potasse ne doit contenir que 7 p. 100 de*

(1) Nous croyons devoir répéter ici que les formules des chlorures de chaux, de soude et de potasse, indiquent les composés qui se trouvent dans les mélanges qui portent ces noms, mais non leur proportion, qui est variable.

ce sel, au lieu de 20. Cette différence considérable dans la quantité prescrite de carbonate de soude et de carbonate de potasse est fondée sur ce que le premier sel contient 62,76 d'eau de cristallisation, et que le second, obtenu par l'évaporation à siccité et la calcination, ne retient que celle qu'il a pu absorber à l'air. — Toutes les précautions indiquées pour préparer les autres chlorures sont, du reste, applicables à la préparation du chlorure de potasse.

L'eau de Javelle du commerce présente fréquemment une faible *nuance violette*; on lui communique cette coloration, par l'addition d'une très-petite quantité de *chlorure de manganèse*, sel qu'on obtient comme résidu de la préparation du chlore par l'acide chlorhydrique.

1282. **Préparation par double décomposition.** — *Elle ne diffère pas de celle du chlorure de soude*, seulement il faut observer les différences de proportions qui sont indiquées pour la préparation directe.

1283. **SIGNALEMENT PHYS. ET PROPR. CHIM.** — Il est *toujours liquide* comme le chlorure de soude, dont il possède d'ailleurs toutes les qualités physiques et chimiques. — On ne peut les distinguer l'un de l'autre qu'en les décomposant par un acide. Le produit de la décomposition de l'eau de Javelle donne un précipité cristallin par l'addition de *l'acide tartrique* (bitartrate de potasse) ou de *l'acide perchlorique* (perchlorate de potasse), tandis que ces réactifs n'en forment pas dans celui de la liqueur de Labarraque, qui présente les caractères des sels de soude.

1284. **SOPHISTICATIONS ET MOYENS DE LES RECONNAITRE.** — On remplace fréquemment, dans le commerce, le chlorure de potasse par une *solution de chlorure de chaux*, ou par du *chlorure de soude*, qu'on vend également sous le nom d'*eau de Javelle*. L'addition du

carbonate de soude ou du *carbonate de potasse* à la liqueur, démontre la présence de la chaux, dans le premier cas, en donnant lieu à une précipitation de carbonate calcaire. — Par l'évaporation à siccité on obtient, dans le second, du *chlorure de sodium* ou du *chlorure de potassium*, sels qu'il est facile de distinguer par l'emploi des réactifs qui viennent d'être indiqués, ou de quelques autres dont il sera fait mention en parlant des caractères généraux des sels de soude et des sels de potasse.

1285. L'altération spontanée de l'eau de Javelle et son mélange avec l'eau se reconnaissent par la chlorométrie.

1286. USAGES. — L'eau de Javelle est particulièrement usitée pour le *blanchiment du linge*. Pour les autres usages, on donne la préférence au chlorure de soude et au chlorure de chaux, qui coûtent moins et agissent d'ailleurs de la même manière.

AUTRES CHLORURES ALCALINS.

Chlorure de magnésie.

1287. Le *baryte*, la *strontiane*, la *magnésie*, sont susceptibles de former des composés analogues aux chlorures de chaux, de soude et de potasse. On ne prépare jamais, dans les fabriques, les chlorures de baryte et de strontiane, qui sont tout-à-fait inusités. Il n'en est pas de même du chlorure de magnésie, qui a été mis en usage avec succès dans les indienneseries.

On peut le préparer en délayant la magnésie ordinaire (1) dans l'eau et en y faisant passer un courant de chlore jusqu'à saturation.

On tire, dit-on, en Écosse et en Angleterre, un grand parti de ce chlorure dans la fabrication des toiles peintes, particu-

(1) C'est sans doute du carbonate de magnésie du commerce dont il est question.

lièrement pour obtenir des dessins blancs sur des fonds garantis ou autres. L'avantage particulier qu'on trouve à l'emploi de ce chlorure tient sans doute à ce qu'il ne présente qu'une *réaction alcaline à peine sensible*, ce qui fait que sa base n'exerce pas d'action spéciale sur les matières colorantes, comme le font la potasse, la soude et la chaux des chlorures généralement usités.

CHLOROMÉTRIE.

1288. On a vu que les chlorures alcalins, et plus particulièrement le chlorure de chaux, par l'effet d'une mauvaise préparation, d'une altération spontanée ou d'une sophistication, *varient beaucoup*, dans le commerce, *relativement à la proportion de chlore qu'ils représentent*, et par conséquent à l'effet qu'ils peuvent produire comme corps décolorants, désinfectants ou oxygénants. Il était donc de première importance pour les industries qui en font usage de pouvoir s'assurer de leur qualité, de leur force et de leur valeur, en les considérant comme du chlore à l'état de condensation. De nombreux moyens ont été proposés pour arriver à ce résultat ; nous allons les passer en revue, en nous bornant à décrire ceux qui ont été admis dans l'usage industriel.

1289. 1^o **Emploi de l'indigo.** — Imaginé par Descroisilles, ce moyen a été perfectionné par Gay-Lussac. Il est fondé sur ce fait, qu'un volume de chlore (1 litre, par exemple) décoloré des quantités égales de solution d'indigo, soit qu'on le fasse réagir à l'état de gaz, soit qu'on l'emploie dissous dans l'eau, ou bien combiné à l'état de chlorure de chaux, de potasse ou de soude.

Voici en quoi consiste cette méthode chlorométrique, et la manière dont on procède pour la mettre en pratique :

On prépare d'abord la liqueur d'épreuve avec une *solution d'indigo dans l'acide sulfurique* et suffisante quantité d'eau. Elle

doit être préparée dans de telles proportions, qu'un volume de chlore gazeux sec à 0° et 76 centimètres de pression puisse en décolorer 10 volumes (1). Pour conserver cette solution, il est indispensable de la tenir à l'abri du contact de la lumière.

L'opération nécessite encore :

- A. Une éprouvette à pied, de la capacité d'un demi-litre.
- B. Une pipette en verre ayant un trait marqué sur la tige, et dont la capacité, jusqu'à ce point, est de deux centilitres et demi.
- C. Une burette graduée de manière à ce que chaque degré représente une quantité égale à celle de la pipette. Le degré doit être divisé en 5 parties.

Pour procéder à l'essai d'un chlorure de chaux, on en prend dans diverses parties du tonneau qui le contient, et on fait du tout un mélange aussi exact que possible. On pèse ensuite 5 grammes de ce chlorure, qu'on broie dans un mortier en porcelaine, en ajoutant un peu d'eau. On laisse reposer, on décante, puis on ajoute de nouvelle eau ; on triture encore et on verse le liquide dans l'éprouvette, en ayant soin de bien laver le mortier et le pilon, pour ne point perdre de chlorure. On termine en ajoutant de l'eau dans l'éprouvette, jusqu'à ce qu'on ait complété un demi-litre de liquide.

Quand l'hydrate de chaux est déposé, on remplit la burette jusqu'à 0° avec la teinture d'épreuve, puis on en verse dans un verre ordinaire placé sur un papier blanc, pour qu'on puisse mieux juger les changements de couleur, une quantité inférieure à celle qu'on suppose nécessaire à l'essai, par exemple, 6 ou 7 degrés. On prend ensuite une mesure de dissolution de chlore avec la pipette, et on la fait couler rapidement en soufflant dans le tube pendant qu'on agite incessamment le liquide par un mouvement circulaire. Si la liqueur est complètement

(1) La dissolution d'indigo dont on se sert pour évaluer le titre des chlorures doit être préparée en faisant dissoudre 1 partie de bon indigo dans 9 parties d'acide sulfurique à 66°. Cette solution doit ensuite être étendue d'eau distillée, jusqu'à ce que 1 vol. de chlore pur et sec, à 0° et à 0^m76 de pression, décolore exactement 10 fois son volume de cette teinture d'épreuve.

décolorée, on en ajoute aussitôt une certaine quantité en inclinant la burette sur le verre, et on recommence de la même manière jusqu'à ce que le liquide ait pris une teinte verdâtre. Pour plus de sûreté, on recommence ensuite l'essai en employant d'un seul coup toute la quantité de liqueur d'épreuve indiquée par la première opération. On est arrivé à un résultat parfait si, dans ce dernier cas, la liqueur prend de suite une teinte verdâtre.

Chaque degré de la liqueur qui manque dans la burette indique dix litres de chlore par kilog. de chlorure; si, par exemple, on a employé 8° et $2/10$, ce résultat annonce que le chlorure essayé contient 82 litres de chlore par kilog. — Souvent on exprime le résultat en comptant chaque dixième pour un degré, et, dans ce cas, chaque degré représente un litre de chlore par kilogramme. — Dans l'exemple qui vient d'être cité, le chlorure représentant 82 litres de chlore, marquerait 82° .

1290. 2^o **Emploi de l'acide arsénieux.** — L'expérience a démontré que ce moyen chlorométrique (*l'emploi de l'indigo*) pouvait conduire à de graves erreurs: d'abord, *la liqueur d'épreuve s'altère facilement*, surtout au contact de la lumière, ensuite, *la manière d'opérer fait varier les résultats*; si, par exemple, on verse la solution de chlorure dans la liqueur d'épreuve, et qu'on opère lentement, il en faut beaucoup moins pour décolorer l'indigo. On obtient, au contraire, le minimum de décoloration en versant très-lentement l'indigo dans le chlorure.

1291. Ces inconvénients ont décidé Gay-Lussac à remplacer ce moyen par l'emploi de *l'acide arsénieux*, sur lequel les chlorures exercent une action oxygénante. Dans cette réaction, l'eau est décomposée, son oxygène se combine à l'acide arsénieux (As^2O^3) et le fait passer à l'état d'*acide arsénique* (As^2O^5), pendant que l'hydrogène s'unit au chlore pour constituer de l'acide chlorhydrique dont le pouvoir décolorant est nul.

Ce nouvel agent chlorométrique donne, selon M. Gay-Lussac, des résultats beaucoup plus certains que l'indigo. Voici, du reste, comment on en fait l'application:

On prépare d'abord la liqueur d'épreuve ou solution normale d'acide arsénieux, de manière à ce qu'un volume ou un litre de

chllore à 0° et 0^m76 de pression, dissous dans un litre d'eau, transforme complètement en acide arsénique tout l'acide arsénieux d'un litre de solution arsénicale ; on arrive à ce résultat en employant les proportions suivantes :

	grammes.
Acide arsénieux.	4,4
Acide chlorhydrique pur..	32,0
Eau distillée.	suffisante quantité pour que le tout fasse un litre de liquide.

Pour indiquer le point où tout le chlore du chlorure est transformé en acide chlorhydrique, on ajoute à la solution normale une petite quantité de sulfate d'indigo, de manière à obtenir une légère coloration bleue. Le chlore n'agit sur l'indigo que lorsqu'il a complètement transformé l'acide arsénieux en acide arsénique. Une seule goutte de liqueur d'épreuve suffit alors pour détruire cette faible coloration.

On opère sur 10 grammes de chlorure de chaux qu'on dissout dans l'eau, de manière à obtenir un litre de solution, le dépôt de chaux hydratée compris. C'est avec une partie de cette liqueur qu'on procède à l'essai chlorométrique. La force du chlorure essayé est proportionnelle à la quantité de solution arsénicale employée pour obtenir une légère coloration bleue. Si une mesure de la solution de chlorure détruit avant de se colorer 90 mesures de solution arsénieuse, le chlorure marquera 90°, c'est-à-dire qu'il contiendra 90 litres de chlore par kilogramme.

1292. Il faut observer cependant qu'on ne doit pas verser la solution d'acide arsénieux dans celle du chlorure, mais opérer d'une manière contraire, car la solution arsénicale étant acide, dégagerait du chlore, ce qui rendrait l'essai inexact. En versant, au contraire, le chlorure dans l'acide arsénieux, le chlore ne peut se dégager, parce qu'il trouve toujours de l'acide arsénieux sur lequel il réagit.

Ce dernier cas (quand on verse le chlorure dans la solution arsénicale) exige, pour avoir le titre du chlorure, de faire une règle de trois inverse, par la raison que la quantité de chlorure

employée ne donne pas le titre de ce chlorure, et que ce titre est en raison inverse du nombre de volumes nécessaires pour transformer l'acide arsénieux en acide arsénique.

Si, par exemple, on suppose qu'on a employé 50 volumes, on dira (en considérant que 100 parties de chlorure font passer à l'état d'acide arsénique 100 parties d'acide arsénieux) :

$$100 \text{ Cl.} : 50 \text{ Cl.} :: 100 \text{ ar.} : X \text{ ar.}; \text{ renversant le 2}^{\text{e}} \text{ rapport, on a :}$$

$$100 \text{ Cl.} : 50 \text{ Cl.} :: X \text{ ar.} : 100 \text{ ar.}; \text{ d'où } X = \frac{100 \times 100}{50} = \frac{10000}{50} = 200$$

Si l'a fallu 200 volumes de chlorure, on dira :

$$100 \text{ Cl.} : 200 \text{ Cl.} :: 100 \text{ ar.} : X \text{ ar.}; \text{ renversant le 2}^{\text{e}} \text{ rapport, on a :}$$

$$100 \text{ Cl.} : 200 \text{ Cl.} :: X \text{ ar.} : 100 \text{ ar.}, \text{ d'où } X = \frac{100 \times 100}{200} = \frac{10000}{200} = 50$$

D'où l'on voit que, pour obtenir le titre d'un chlorure, on n'a qu'à diviser 10,000 par le nombre de volumes du chlorure employés, pour arriver à la décoloration de la dissolution normale d'acide arsénieux.

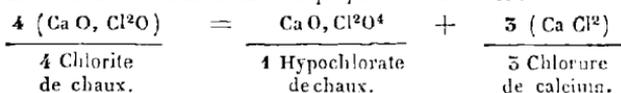
On peut d'ailleurs se dispenser de tout calcul en faisant cet essai, car M. Gay-Lussac a construit des tables qui indiquent le titre d'un chlorure, d'après le nombre de volumes de solution de ce chlorure employés pour faire l'expérience.

1293. *Remarques sur l'emploi de l'acide arsénieux.* — L'emploi de ce procédé peut donner lieu à une erreur très-grave contre laquelle il est nécessaire d'être prévenu. Dans l'été de 1840, M. Vautier, en opérant de nombreux essais sur le chlorure de chaux, s'aperçut que, lorsqu'on faisait l'essai chlorométrique avec l'acide arsénieux, sous l'influence de la *lumière directe du soleil*, surtout quand on y laissait la solution de chlorure quelque temps exposée, le titre de ce chlorure s'élevait rapidement à 200, 300°, et jusqu'à l'infini. En recherchant la cause de cette irrégularité, il arriva à reconnaître que la solution de chlorure dans l'eau éprouvait, *sous l'influence des rayons solaires directs*, une transformation qui lui était la *propriété de convertir l'acide arsénieux en acide arsénique*; d'où il résultait que la première goutte d'une solution ainsi altérée n'agissait plus que sur l'indigo ajouté à la liqueur d'épreuve et la décolorait immédiatement, ou bien qu'il ne fallait qu'une très-petite quantité de cette li-

queur pour arriver au même résultat. Dans les journées les plus chaudes de l'été, un quart-d'heure d'exposition au soleil suffisait pour amener cette transformation à être complète. Le chlorure de chaux solide, exposé lui-même à cette influence, éprouvait une transformation plus lente, mais tout aussi complète. Cependant *la propriété décolorante du chlorure n'en était pas altérée*. Ces résultats curieux furent communiqués par M. Vautier au Congrès scientifique, dans sa séance tenue à Lyon, en septembre 1841. — A peu près à la même époque où M. Vautier faisait ses remarques, le propriétaire d'une blanchisserie, à Beauvais, M. Caron, informait M. Gay-Lussac qu'il avait fait une observation semblable, et ce savant s'assurait que ce résultat était dû à la transformation du chlorite de chaux ($\text{Ca O, Cl}^2\text{O}$) en hypochlorate ($\text{Ca O, Cl}^2\text{O}^4$), lequel *peut réagir sur les matières colorantes en raison de l'oxygène de son acide, mais n'exerce pas d'action sur l'acide arsénieux* (1).

1294. Il suffit d'être prévenu de cet inconvénient pour l'éviter en opérant à l'abri des rayons directs du soleil; la lumière diffuse n'exerce sur les chlorures qu'une influence tellement lente qu'il n'est pas nécessaire d'en tenir compte dans les essais chlorométriques. On peut d'ailleurs remplacer l'emploi de l'acide arsénieux par celui de l'azotate mercureux, moyen chlorométrique indiqué par M. Balland, de Toul, perfectionné par M. Gay-Lussac, et qui se comporte avec l'hypochlorate comme avec le chlorite, d'où il résulte que la transformation opérée sous l'influence des rayons solaires, de même qu'elle *ne diminue en rien l'influence décolorante du chlorure, ne change rien aussi à l'indication chlorométrique correspondante*. Ainsi, en employant ce moyen, le titre d'un chlorure se trouve être le même après comme avant son exposition au soleil.

(1) La réaction doit s'établir dans les proportions suivantes :



Or, dans cette transformation, le chlore, passé à l'état de chlorure métallique, est suppléé par une quantité équivalente d'oxygène fixé dans l'hypochlorate.

1295. Pour employer la solution d'azotate de protoxyde de mercure comme liqueur d'épreuve, on la verse dans un tube avec de l'*acide chlorhydrique*; il se précipite du *protochlorure de mercure*. On ajoute ensuite la solution de chlorure de chaux, jusqu'à ce que le *protochlorure insoluble* disparaisse en passant, sous l'influence du chlorure de chaux, à l'état de *bichlorure* qui se dissout à mesure de sa formation (1). — C'est donc par la disparition des dernières traces du précipité qu'on reconnaît que la transformation du protochlorure de mercure en bichlorure est accomplie, ce qui indique la quantité de chlore représentée par le chlorure de chaux employé. Ce moyen présente, du reste, un inconvénient signalé par M. Soubeiran, c'est que titrer une solution d'azotate mercurieux est une opération délicate et qui n'est pas à la portée de tout le monde, tandis que l'opérateur le moins exercé peut peser et dissoudre de l'acide arsénieux. C'est là, ajoute M. Soubeiran, un avantage incontestable qui fera presque toujours donner la préférence à ce dernier moyen.

1296. Mais l'emploi de l'acide arsénieux donne lieu, de même que celui du nitrate de protoxyde de mercure, à *une autre source d'erreur* signalée par M. Duflos, c'est que l'acide chlorhydrique, employé concurremment avec ces réactifs, *décompose le chlorate* qui se trouve toujours, en quantité plus ou moins grande, dans un chlorure. Or, ce sel, qui ne possède pas d'action décolorante quand on l'emploie sans addition d'acide, sous l'influence de l'acide chlorhydrique, fournit un *composé oxygéné de chlore* qui réagit sur la liqueur d'épreuve *comme du chlore libre*, et peut faire croire par conséquent que le produit essayé a une valeur beaucoup plus élevée que celle qu'il possède en réalité. L'essai, dans ce cas, ne se trouve être exact, relativement à la pratique, que lorsqu'on n'applique le chlorure

(1) On trouvera dans la Notice de M. Gay-Lussac, sur la chlorométrie, tous les détails nécessaires pour employer convenablement la solution d'azotate mercurieux comme moyen chlorométrique. — Tous les fabricants qui préparent ou emploient les chlorures, doivent se procurer cette Notice, à laquelle nous renvoyons pour beaucoup d'indications qui seraient déplacées dans un ouvrage élémentaire.

essayé, que concurremment avec un acide puissant, avec l'acide sulfurique ou chlorhydrique, par exemple.

1297. En résumé, tous les moyens chlorométriques connus, même ceux indiqués par M. Gay-Lussac, et qui sont seuls admis par la pratique, présentent des difficultés dans leur emploi ou des incertitudes dans leur résultat. Il reste donc encore à trouver une méthode chlorométrique qui joigne à une exactitude rigoureuse l'avantage d'une pratique simple, facile, et à la portée des fabricants et des marchands de chlorures (1).

(1) Beaucoup d'autres moyens ont été proposés, mais n'ont pas été adoptés, parce qu'ils présentaient des inconvénients. Nous allons les signaler en peu de mots, pour éviter des travaux inutiles aux personnes qui voudraient s'occuper de la recherche d'une nouvelle méthode chlorométrique.

1° M. Houton-Labillardière, après avoir signalé les inconvénients de la teinture d'indigo proposée par Descroisilles, a conseillé l'emploi d'une liqueur d'épreuve ainsi composée :

Carbonate de soude pur et cristallisé. . .	5 gram.
Iode pur et fondu	1,5
Eau.	210
Fécule de pomme-de-terre sèche et pure. . .	3

Faites bouillir, puis étendez d'eau pour compléter un litre, et ajoutez 450 grammes sel marin. Ce mélange, éclairci par le repos, forme une liqueur chlorométrique incolore qui devient bleue sous l'influence du chlore des chlorures. — Ce moyen très-complicqué présente de graves causes d'erreur. (*Journ. de chim. méd.* 1826.)

2° M. Morin a proposé le *protochlorure de manganèse*, étendu dans suffisante quantité d'eau, pour qu'une solution de chlorure de chaux, contenant son volume de chlore, soit saturée par un volume égal à celui de la liqueur chlorométrique. — La saturation est indiquée par la formation de flocons grenus, que surnage une liqueur parfaitement claire. (*Journ. de chim. méd.* 1826—249.)

3° MM. Henry fils et Plisson ont employé, pour déterminer la proportion du chlore, l'*ammoniaque liquide* ou un *sel ammoniacal*. — La quantité de chlore était indiquée par l'azote obtenu de la décomposition de l'ammoniaque, après avoir chauffé le mélange. — Dans cet essai il faut employer un excès d'ammoniaque pour empêcher la formation du *chlorure d'azote*. (*Journ. de pharm.*, 1831, p. 559.)

4° M. Penot a conseillé l'emploi d'une solution de *sulfure de baryum*. Le point de saturation est indiqué dans ce cas par un excès de sulfure qui brunit le papier d'*acétate de plomb* quand on le touche avec un agitateur trempé dans la solution. (*Journ. de chim. méd.* 1833, p. 679.)

5° M. Pouillet (Marcelin) a proposé l'emploi de la *poudre d'argent obtenue*

1298. M. Vautier, persuadé que les moyens chlorométriques actuellement usités demandent un certain degré de connaissance pour être bien appliqués, a proposé d'adopter un procédé qu'il a vu employer dans une des plus belles usines de teinture

par précipitation. On ajoute peu à peu cette poudre à la solution de chlorure de chaux. Dans ce cas, il y a immédiatement formation de *chlorure d'argent*. Si la poudre a été pesée avant l'expérience, après, on trouve un *excès de poids, qui représente exactement celui du chlore, du chlorure soumis à l'essai.* — Pour faciliter la réaction, il faut *acidifier la solution par l'addition d'un acide qui puisse former avec la chaux un sel soluble, par exemple, l'acide chlorhydrique.* (*Acad. des scienc. 1^{er} juillet 1853.*)

6^o M. Fuchz, de Munich, emploie le *protochlorure de fer* de la manière suivante : — On verse de l'eau sur une quantité pesée avec soin du chlorure qu'on veut éprouver, on y ajoute un excès de chlorure ferreux fraîchement préparé. Il ne se dégage pas de chlore, et il se forme aussitôt de *l'oxyde de fer* en quantité correspondante à celle du chlore. On verse ensuite un excès d'acide chlorhydrique et l'on plonge dans le liquide une *lame de cuivre pesée*, puis l'on fait bouillir jusqu'à ce que la couleur foncée de la liqueur se transforme en un vert jaunâtre pâle. La perte de poids éprouvée par le cuivre indique la quantité de chlore : 64 cuivre correspondent à 35,4 de chlore. Il faut une ou deux heures pour faire cette épreuve. (*Technol., 1—547.*)

7^o Le docteur Otto a perfectionné un moyen qui avait été conseillé par Dalton, et qui consiste dans l'emploi du *sulfate de protoxyde de fer*. Le chlore transforme le *sulfate ferreux en sulfate ferrique*. On reconnaît qu'il n'y a plus de sel ferreux en essayant la liqueur par le *cyanure rouge de potassium de fer*, qui ne produit un précipité que dans les sels où le fer est au premier degré d'oxydation. (*Technol., 1—457.*)

8^o M. Zenneck a substitué à la solution d'indigo une *solution alcoolique neutre d'alizarine sublimée*. On peut objecter que cette substance n'est pas pure, et que l'alcool peut être attaqué par le chlore.

9^o M. Duflos se sert, pour réactif, d'une solution de *sulfo-cyanure de fer*, composé très-coloré qui, étant saturé par le chlore, se transforme : le fer, en oxyde ; le soufre, en acide sulfurique et le cyanogène, en chlorure, ce qui lui fait perdre sa couleur. (*Technol., 1, p. 11.*) — Ce moyen a l'avantage de ne pas décomposer les chlorates.

10^o M. Gay-Lussac, indépendamment des deux moyens déjà indiqués, a proposé d'employer le *cyanure jaune de potassium et de fer* dissous dans l'acide chlorhydrique (voir sa *Notice sur la chlorométrie*). — M. Vautier a constaté que ce moyen, de même que l'emploi de l'acide arsénieux, ne donnait que des résultats inexacts lorsque le chlorure de chaux était exposé aux rayons directs du soleil.

11^o Tout récemment, M. Lassaigne a proposé de se servir, pour liqueur d'épreuve, d'une solution d'*iodure de potassium*. Ce procédé est basé sur la connais-

que possède l'Angleterre, celle de M. Walter Crum, à Glasgow ; ce procédé, auquel on pourrait, dit-il, donner le nom de *chloromètre optique*, est décrit ainsi dans les procès-verbaux des séances du Congrès scientifique tenu à Lyon en septembre 1841. — L'appareil se compose d'une série de flacons remplis d'un liquide dont la coloration va en croissant depuis le premier jusqu'au dernier. Ce liquide est une solution normale d'acétate acide de protoxyde de fer, mélangée avec des chlorures de chaux dont le titre est connu d'avance et va en augmentant de degré en degré d'un flacon au suivant. *L'intensité de la coloration de ce mélange est proportionnelle à l'élévation du titre*, de sorte que l'échelle des couleurs est parallèle à celle des titres.

1299. La même solution normale d'acétate acide est remise entre les mains de l'ouvrier ; il ne lui reste plus qu'à la mélanger avec la liqueur chlorurée dont il doit constater le titre, et à chercher parmi les liqueurs de son échelle chlorométrique celle dont la coloration correspond au degré qu'il vient d'obtenir.

sance exacte de la proportion de chlore gazeux sec qui peut décomposer un poids déterminé d'iodure de potassium pur, pour le transformer entièrement en chlorure de potassium et en perchlorure d'iode.

1 équivalent d'iodure de potassium, pur et fondu, dit M. Lassaigne, exige, pour sa décomposition complète, 6 équivalents de chlore. Il résulte de cette réaction 1 équivalent de chlorure de potassium et 1 équivalent de perchlorure d'iode. Ce dernier est formé par l'équivalent d'iode séparé, qui s'est combiné ensuite à 5 équivalents de chlore. D'après cela, 1 litre de chlore gazeux sec, à 0° temp. et 0^m76 de pression, pesant 5 gr. 208, décompose 2 gr. 482 d'iodure de potassium. (V. le Mémoire de M. Lassaigne, *Journ. de chim. méd.*, 1842, p. 743.)

CHAPITRE SEIZIÈME.

CHLOROÏDES.

^ BRÔME.

Symbole Br. — Poids de l'atome 489,153. — Poids de l'équivalent
= (Br²) = 978,306.

1300. ETYM., SYN. ET HISTORIQUE. — Aucun fait connu ne pouvait faire soupçonner l'existence du brôme, lorsque, en 1826, M. Balard, alors pharmacien et préparateur de chimie à la Faculté de médecine de Montpellier, en fit la découverte dans les eaux mères d'une des salines de la Méditerranée. Après une étude approfondie du nouveau corps, il le nomma *muride*, d'après le conseil d'Anglada, et le fit connaître comme un *nouveau corps simple*, intermédiaire par sa nature et ses propriétés au chlore et à l'iode, dans un mémoire qui fut lu à l'Institut, par M. Bérard, et publié ensuite dans le 32^{me} volume des *Annales de chimie et de physique*. — Bientôt après, Gay-Lussac, organe d'une commission dont faisaient partie Vauquelin et Thénard, considérant que le nom de muride pouvait entraîner quelques équivoques dans le langage chimique, proposa de nommer le nouveau corps *brôme*, du grec βρῶμος (*brōmos*) qui signifie *fétidité, puanteur*, en raison de son odeur, qui est en effet forte et désagréable.

Le travail de M. Balard, indépendamment de l'importance

de la découverte qu'il faisait connaître au monde savant, avait encore cela de remarquable qu'il présentait une histoire à peu près complète des propriétés du nouveau corps. L'opinion qui plaçait le brôme au nombre des substances élémentaires trouva d'abord quelques contradicteurs (1), mais son exactitude fut bientôt confirmée par les travaux de MM. de la Rive, Liebig et Serullas.

1301. ETAT NATUREL. — Le brôme qui, par ses propriétés, a tant d'analogie avec le chlore et l'iode, entre lesquels il a trouvé si naturellement sa place, se présente en général avec l'un et l'autre, dans les mêmes circonstances géologiques, et dans un état de combinaison tout-à-fait analogue aux combinaisons de ces deux métalloïdes. Il est infiniment moins abondant que le chlore, mais il l'est plus que l'iode. Dans quelque position et à quelque état qu'on rencontre le chlorure de sodium, ou sel marin, il est presque toujours accompagné d'une petite quantité de bromures et d'iodures.

1302. Ainsi, le brôme existe dans les eaux de la mer à l'état de bromure de magnésium, de bromure de sodium, mais dans des proportions très-faibles. — Vohler et Kind l'ont découvert dans les eaux de la mer Baltique; — un litre d'eau puisée dans le canal de la Manche a fourni à Schweitzer 29 milligr., 29 de bromure de magnésium. Suivant d'Aubeny, cette quantité varie avec les différentes mers : l'eau de la baie de Naples lui en a offert un quart de moins que celle puisée près des côtes de Marseille; celle recueillie sous la ligne en a présenté une quantité très-supérieure à celle des deux précédentes. — L'eau de la mer Morte, ou lac asphaltique, en contient une proportion très-notable, d'après M. Gmelin. — Partout enfin où l'on extrait le sel des eaux de la mer, les résidus

(1) Quelques chimistes prétendirent, mais à tort, que le brôme n'était qu'un chlorure d'iode; ils se distinguent, en effet, l'un de l'autre par plusieurs caractères, et particulièrement par les suivants :

L'acide sulfureux et l'acide sulhydrique colorent le chlorure d'iode en brun noir et en précipitent l'iode. — Ces deux acides, au contraire, en contact avec le brôme, le décolorent complètement.

La potasse, la baryte, l'ammoniaque liquide, en contact avec le chlorure d'iode, précipitent une quantité très-notable d'iode; — ces alcalis décolorent complètement le brôme, etc.

liquides ou les eaux mères qui restent après la cristallisation du chlorure de sodium, contiennent des brômures, lesquels s'y trouvent réunis, par la raison qu'ils sont en très-petite quantité et plus solubles que le sel marin.

1303. Généralement on trouve aussi le brôme, toujours à l'état de brômure de magnésium et de brômure de sodium, dans les *sels fossiles*, *sels gemmes* ou sels naturellement solides; on a signalé sa présence, par exemple, dans celui de Vic, département de la Meurthe. — Par la même raison, il se rencontre aussi dans les sources salées; on en a trouvé dans presque toutes celles du continent, surtout en Allemagne. — 50 kilog. de l'eau mère des salines de Theodorshalle, près Kreutznach, où Liebig l'a reconnu le premier, peuvent fournir jusqu'à 66 grammes de brôme; aussi en a-t-il été extrait par M. Lœwig pour le livrer au commerce. Depuis peu de temps, M. Renken en retire de grandes quantités d'une saline qu'il exploite dans l'île de Wangeroode, près de Brême. — Il est aussi assez abondant aux salines de Bex, en Suisse. — MM. Roumier et Rousseau en ont extrait de l'eau mère des salines de Lons-le-Saulnier, et M. Desfosses, de celle des sources salées de Salins (Jura) (1). Ce dernier en a trouvé dans les eaux minérales de Bourbonne-les-Bains; sa présence a été signalée aussi dans d'autres eaux minérales salines, et même dans plusieurs eaux sulfureuses; — Vogel l'a rencontré dans les eaux minérales d'Allemagne, et en particulier dans celles de Heilbrun, et Stromeyer dans diverses sources du royaume de Hanovre. — Daubeny, enfin, a reconnu sa présence dans diverses sources salées de la partie méridionale de l'Angleterre. Dans les recherches de ce dernier chimiste, la quantité du brôme, relativement à l'eau, variait entre $\frac{1}{97.21}$ et $\frac{1}{133.600}$. — Le même savant a reconnu le premier, ce qui a été

(1) Les sels marins du commerce contiennent quelquefois du brôme. — On a trouvé, par exemple, du brômure de magnésium dans un sel vendu à Bruxelles, et qui provenait du marché de Liverpool.

Cette circonstance de l'existence d'un brômure dans le sel marin explique l'origine de celui qui a été rencontré par M. Merck, de Darmstadt, dans du sel ammoniac, à l'état d'iodhydrate d'ammoniaque.

constaté ensuite par Hastings, dans quelques-unes des sources les plus chargées de sel marin, dans celles de Droitwich, en Worcestershire, par exemple, *l'absence complète du brôme et de l'iode*. M. Daubeny explique cette anomalie apparente, en considérant que, dans ces mêmes eaux, les sels les plus solubles qui existent dans l'eau de la mer, y sont également très-rares (1).

1304. Le brôme existe aussi, avec le chlore et l'iode, dans *beaucoup d'animaux marins* ou de leurs produits : dans la plupart des *mollusques*, et en particulier dans le *ianthina violacea* de Sainte-Hélène, dans les *polypiers*, les *éponges*, où M. Hermsstad l'a trouvé à l'état de brômure de calcium. M. Dupasquier a reconnu sa présence dans la *coralline de Corse* (*corallina offic.*), et dans le *corail rouge ordinaire* (*isis nobilis*). — Les végétaux marins, tels que les *algues*, les *fucus*, etc., en contiennent généralement ; aussi peut-on en extraire de la soude de varechs, en même temps que l'iode.

1305. Le brôme a été trouvé enfin dans quelques matières métalliques, et en particulier, par M. Hollander, dans un *minéral de zinc*, et par M. Cochler, dans le *cadmium de Silésie*. M. Berthier a vu du *brômure d'argent* sous forme de petits cristaux d'un *vert olive*, dans un minéral de Saint-Onofre, district de Plateros, au Mexique, et dans un minéral argentifère du Chili. Le même chimiste a découvert de semblables cristaux de brômure d'argent en France, dans les minerais principalement formés de *chlorure d'argent* du Huelgoeth, département du Finistère. Le brômure d'argent y est rare ; on le distingue du chlorure, auquel il se trouve mélangé, à sa couleur verte ou jaune serin. (*Ann. de chim.*, 1841 et 1842.)

(1) Les masses de sel, dit M. Daubeny, auxquelles ces sources doivent leur imprégnation, peuvent avoir été les *premiers dépôts d'une saumure concentrée*, d'où il serait résulté qu'il ne s'est concrété que du chlorure de sodium.

En conformité avec cette opinion, on a trouvé que les couches salifères les plus inférieures du Cheshire consistent en sel parfaitement transparent, sans trace d'iode ou de brôme, tandis que les chlorures déliquescents, associés à ces deux derniers principes, se trouvent en abondance dans les argiles et les marnes supérieures. (Daubeny, *Rapport sur l'état actuel de nos connaissances sur les eaux minérales*.)

1306. EXTRACTION. — On retire le brôme, soit des eaux mères des salines de la mer, soit de celles des fontaines salées, soit enfin de celles de la soude de varechs.

Pour obtenir le brôme, M. Balard, dans l'origine, distillait d'abord les eaux mères des salines, après les avoir traitées par un courant de chlore qui décomposait les bromures et mettait le brôme en liberté. Les vapeurs de brôme, très-rapidement dégagées, étaient condensées à l'état liquide au moyen d'un mélange réfrigérant. Mais il n'obtenait par ce procédé que du brôme impur, mélangé d'une combinaison ternaire d'hydrogène, de carbone et de brôme, et encore en très-petite quantité. D'après ces inconvénients, M. Balard a ensuite adopté le procédé suivant, qui se compose de plusieurs opérations :

1307. 1° On fait passer dans les eaux mères un *courant de chlore*, qui décompose les bromures et met le brôme en liberté.

2° On agite avec de *l'éther sulfurique* les eaux mères colorées en jaune par le brôme libre : ce liquide *enlève le brôme* à l'eau et vient la surnager. Il est alors coloré en rouge hyacinthe ; l'eau est devenue incolore. On peut charger l'éther d'une plus grande quantité de brôme en renouvelant plusieurs fois l'opération avec de nouvelles eaux mères.

3° Avec une solution concentrée de *potasse caustique*, on enlève le brôme à l'éther ; il se forme du *bromure de potassium* et du *bromate de potasse*.

4° On évapore à siccité la solution contenant ces deux sels, et l'on *calcine* le résidu à la température rouge, pour transformer le *bromate* en *bromure*.

5° On traite le *bromure de potassium*, etc., résidu de l'opération précédente, et après l'avoir pulvérisé, par de l'acide sulfurique étendu de moitié de son poids d'eau et du bioxyde de manganèse. Le brôme, dans ce cas, est dégagé de sa combinaison avec le potassium, comme le chlore est séparé du chlorure de sodium par les mêmes agents. Dans l'une et l'autre opération la théorie est aussi la même. — Le brôme se dégage en vapeurs rutilantes et va se condenser dans un récipient entouré d'eau froide.

1308. **Autres procédés.** — M. Desfosses a conseillé d'évaporer les eaux mères à siccité, et d'agir ensuite sur le résidu pour obtenir le brôme. En opérant ainsi, il est indispensable de traiter préalablement les eaux mères par du lait de chaux, afin de transformer le *brômure de magnésium* en *brômure de calcium* : sans cette précaution, le brômure de magnésium, en se décomposant par sa réaction sur l'eau pendant la concentration, se transforme en acide brômhydrique, qui se perd dans l'air, et en magnésie qui se précipite. Pour obtenir le brôme du résidu de l'évaporation, on le traite par du *bioxyde de manganèse* avec addition d'un peu d'*acide chlorhydrique*. Il se forme dans ce cas du proto-chlorure de manganèse, de l'eau et du *chlore*. Ce dernier décompose le brômure de calcium, s'empare du métal et met le brôme en liberté. — On peut aussi agir directement sur l'eau-mère *concentrée*, en y ajoutant du bioxyde de manganèse et de l'acide chlorhydrique; on distille ensuite le brôme en chauffant peu à peu le liquide jusqu'au point d'ébullition; dès qu'on y est arrivé, il faut arrêter l'opération, car le brôme alors a complètement passé à la distillation (1).

(1) Pour séparer le brôme d'avec le chlore, dans le liquide qui surnage le brôme distillé durant ces opérations, dit M. Berzélius, on sature (selon le procédé de M. Piria) le liquide aqueux avec de l'hydrate de baryte; on évapore jusqu'à siccité, et l'on chauffe le sel jusqu'au rouge pour détruire le bromate de baryte qui s'est formé. En traitant ensuite le sel pulvérisé par l'alcool très-concentré, celui-ci dissout le *brômure de baryum*, et laisse le chlorure de baryum sans le dissoudre. On décompose alors le brômure par le moyen du peroxyde de manganèse et de l'acide sulfurique. Suivant Serullas, lorsqu'après avoir saturé le brôme de chlore, on agite la liqueur avec son volume d'éther, celui-ci s'empare de la totalité du chlorure de brôme. On décante l'eau et l'on secoue l'éther avec de petites quantités d'eau qu'on renouvelle successivement. Par ce moyen le chlore seul se transforme petit à petit en acide chlorhydrique qui se dissout dans l'eau sans entraîner du brôme. Mais du moment où le chlore est éliminé intégralement, l'eau commence à dissoudre aussi de l'acide brômhydrique. On reconnaît ce fait à ce que l'eau qui a été agitée avec l'éther devient jaune quand on la mêle avec une petite quantité d'eau de chlore. On extrait alors le brôme de l'éther avec la potasse.

Voici, ajoute Berzélius, une méthode qui ne peut être plus exacte : on sature complètement de chlore la dissolution du brôme chlorifère dans l'eau. Si le brôme chlorifère était contenu dans une liqueur saline, on le distillerait avec précaution et on le recueillerait dans un récipient contenant de l'eau; ensuite on

1309. Pour obtenir le brôme des eaux-mères des soudes de Varechs, Barruel en séparait d'abord l'iode par un procédé qui sera indiqué en parlant de ce corps; puis il ajoutait à 1250 parties d'eau-mère, 32 parties de peroxyde de manganèse et 24 parties d'acide sulfurique à 66°; il versait le tout dans une cornue en verre tubulée, adaptée à un récipient propre à recueillir le brôme, et procédait à la distillation. — Il ne rejetait les eaux mères qu'après s'être assuré par l'addition d'une nouvelle quantité d'acide sulfurique et d'oxyde de manganèse, qu'elles ne contenaient plus de brôme (1).

1310. Selon M. Lutrand, M. Balard, en préparant le brôme dans sa pharmacie, procédait de la même manière que Barruel; mais, au lieu d'obtenir ce corps directement par la condensation des vapeurs rutilantes, il les recevait dans un vase de plomb rempli de fragments de fer. Il y avait formation de *brômure de fer*, qu'on traitait ensuite pour en extraire le brôme, quand on en avait obtenu une grande quantité (2).

1311. Quel que soit le procédé employé pour se procurer le brôme, si l'on soupçonne qu'il retient de l'humidité, on peut le dessécher facilement en le distillant sur du *chlorure de calcium* et en condensant sa vapeur dans un vase entouré d'un mélange de glace et de sel marin.

1312. ÉTAT D'IMPURETÉ. — Le brôme du commerce est sujet à contenir du chlore et de l'iode. — Pour s'assurer de

saturerait le produit de la distillation avec du gaz chlore, et l'on y ajouterait assez de potasse caustique pour décolorer la liqueur. Par ce moyen, il se forme du chlorure, du chlorate et du brômate de potasse. On décompose la dissolution avec du nitrate d'argent qui précipite du chlorure et du brômate argentiques; on lave le précipité et on le fait macérer dans un flacon bouché avec de l'eau de baryte. Après cette opération, la liqueur contient du brômate barytique, sans que le chlorure d'argent ait été décomposé. En évaporant l'eau de baryte qu'on a dû employer en excès, on obtient du brômate de baryte cristallisé qu'on peut laver avec un peu d'alcool de 0,84, afin de lui enlever les moindres vestiges du chlorure barytique; alors il suffit de calciner les cristaux pour les convertir en bromure barytique qu'on décompose par l'acide sulfurique et le peroxyde de manganèse. (Berzélius, *Traité de chim.*, édit. de Bruxelles, I—106.)

(1) *Journ. de pharm.*, 1837, 17.

(2) *Journ. de pharm.*, 1837, 184.

l'existence du chlore dans le brôme, on pourra employer un des moyens indiqués dans une note, à la page 641. — On y reconnaîtra facilement la présence de l'iode en mettant une petite quantité de brôme en contact avec de la limaille de fer et de l'eau distillée. On obtiendra ainsi un mélange de bromure et d'iodure ferreux. Il suffira alors d'ajouter au liquide de la solution d'amidon, puis quelques gouttes de solution de chlore, pour que le liquide prenne une couleur bleue, s'il contient de l'iodure de fer. Le chlore, en effet, avant de réagir sur le bromure, décomposera l'iodure, et l'iode, devenu libre, bleuira l'amidon.

1313. SIGNALEMENT PHYSIQUE. — A la température ordinaire, il constitue un liquide *rouge noirâtre* quand il est observé en masse, et d'une belle couleur *hyacinthe*, quand on l'examine en couches minces ; — il reste liquide à un froid de $18^{\circ} - 0$; — à -20° ou 22° il se solidifie. En cet état, il est cassant, facile à pulvériser, et il présente une cassure cristalline, une couleur gris de plomb avec éclat un peu métallique. Il peut alors rester quelque temps solide, même à -10° .

Son odeur est analogue à celle du chlore, mais plus forte et *plus désagréable*.

Sa saveur est très-âcre ; il est *caustique* et par conséquent *vénéneux* ; une goutte placée dans le bec d'un oiseau le frappe subitement de mort.

Mis en contact avec la peau, il la colore en *jaune* ; cette couleur ne disparaît le plus souvent qu'avec la chute de l'épiderme.

Sa densité = 2,966, suivant Balard, et 2,98 à 2,99 d'après Lœwig.

1314. PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES. — **Calorique.** — Le brôme est *très-volatil*, même à la température ordinaire : une goutte de ce liquide introduite dans un grand bocal ne tarde pas à disparaître en remplissant ce vase de *vapeurs rutilantes* d'une couleur semblable à celle des vapeurs d'acide hypo-azotique. La volatilité de ce corps est même si grande, qu'on ne peut le garder dans des flacons bouchés à l'émeril, sans observer des précautions qui seront indiquées à l'article *conservation*.

A $+47^{\circ}$, le brôme entre en ébullition et forme une vapeur dont

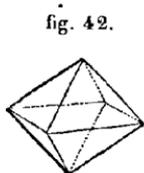
la densité très-forte = 5,393, ou 5,5, selon Mitscherlich.

1315. **Électricité.** — Pur il est mauvais conducteur de l'électricité. — Il n'en est pas de même de sa solution aqueuse qui est douée de la propriété conductrice. L'électricité de la pile décompose cette solution sans former d'acide bromique et d'acide bromhydrique.

1316. **PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.** — **Air.** — Le brome s'y volatilise promptement, même à la température ordinaire : aucune réaction ne résulte de leur contact, si l'air est privé d'humidité.

1317. **Eau.** — **Solubilité.** — Le brome se dissout en petite quantité dans l'eau, à laquelle il communique une couleur jaune orangé. Cette solution se couvre de vapeurs rutilantes. La chaleur n'augmente pas sensiblement la solubilité du brome ; elle tend, au contraire, à le dégager de l'eau dans laquelle il se trouve dissous.

1318. **Combinaison avec l'eau.** — Comme le chlore, il est susceptible de se combiner à l'eau et de former un hydrate cristallin. Suivant Læwig, la combinaison s'opère lorsqu'il est



en contact avec très-peu d'eau, à la température de 0°. — Il forme dans ce cas des cristaux octaédriques réguliers (fig. 42) d'une belle couleur rouge. — A + 15°, ces cristaux se résolvent en eau et en brome ; l'hydrate de brome est composé, suivant Læwig, de

$$\begin{array}{l} \text{Brôme. } 28 \\ \text{Eau. } 72 \end{array} \} = 100$$

1319. **Décomposition de l'eau.** — La solution aqueuse du brome, exposée au contact de la lumière, se décolore peu à peu, par la transformation lente de ce corps en acide bromhydrique et en acide bromique.

1320. On a cru que le brome, mélangé à la vapeur aqueuse, puis exposé à la chaleur rouge dans un tube de porcelaine, n'exerçait pas une action décomposante sur l'eau, comme le fait le chlore. Mais M. Bourson, en opérant avec un semblable mélange, où le brome se trouvait en excès, a obtenu de l'oxygène et de l'acide bromhydrique, ce qui ne peut laisser aucun

doute sur le fait de la décomposition de l'eau. En opérant sur un mélange où la vapeur d'eau se trouvait en excès relativement au brome, M. Bourson a pu recueillir un gaz incolore, d'une odeur alliagée, insoluble dans l'eau et la potasse caustique, brûlant avec une flamme purpurine, comme le cyanogène, gaz dont il n'a pas, du reste, déterminé la nature d'une manière exacte. (*Acad. des sc.*, séance du 20 décembre 1841.)

1321. *Métalloïdes.* — *Oxygène.* — Le brome, comme le chlore, a peu d'affinité pour l'oxygène et ne peut s'y unir qu'indirectement. Jusqu'à présent on ne connaît qu'une seule combinaison de ces deux corps, l'acide bromique.

Azote. — On ne connaît pas de composé de brome et d'azote.

1322. *Hydrogène.* — L'affinité du brome pour l'hydrogène est très-prononcée : il s'y unit soit directement, soit indirectement, pour passer à l'état d'acide bromhydrique. La combinaison du brome et de l'hydrogène ne s'opère pas sous l'influence de la lumière solaire, mais bien par l'approche d'un corps enflammé, ou seulement élevé à la température rouge ; encore la combinaison ne se fait-elle pas dans la totalité du mélange gazeux, même en y promenant un fer rouge.

1323. De même que le chlore, le brome enlève l'hydrogène, mais quelquefois avec un peu moins d'énergie, aux composés hydrogénés, soit inorganiques, soit organiques, et les détruit ou dénature rapidement en passant à l'état d'acide bromhydrique, hydracide gazeux analogue à l'acide chlorhydrique. — Il agit aussi à la manière du chlore, comme corps oxydant, en déterminant la décomposition de l'eau (*V. chlore*, n^o 1196.)

1324. *Soufre.* — Le brome liquide, en contact avec le fleur de soufre, s'y unit et forme un liquide brun rougeâtre (*bromure de soufre*), fumant à l'air, qui décompose l'eau à + 10° avec explosion. De cette réaction il résulte de l'acide sulfurique, de l'acide sulfhydrique et de l'acide bromhydrique. A la température ordinaire, il ne décompose l'eau que très-lentement.

1325. *Sélénium.* — Formation d'un bromure de sélénium.

1326. *Phosphore.* — La combinaison de ce corps avec le brome s'opère rapidement à la température ordinaire, avec dégagement de chaleur et de lumière, déflagration et projection

du phosphore enflammé. On peut obtenir un *proto* et un *deuto* bromure de phosphore, qui décomposent l'eau avec dégagement de chaleur et formation d'acide bromhydrique et d'acide phosphoreux ou phosphorique.

1327. *Chlore.* — En faisant passer du chlore gazeux dans du brôme liquide, ces deux corps se combinent et il se dégage des vapeurs de *chlorure de brôme*, d'un jaune foncé, qui forment, par le refroidissement, un liquide jaune rougeâtre très-volatil, d'une odeur forte et pénétrante, susceptible de se dissoudre dans l'eau, sans décomposition immédiate. — Le chlore décompose l'acide bromhydrique et les bromures métalliques; le brôme est sans action sur l'acide chlorhydrique et les chlorures, de même que sur l'acide fluorhydrique et les fluorures.

1328. *Iode.* — L'union du brôme et de l'iode s'opère directement et à la température ordinaire: on peut obtenir un *proto-bromure* solide et un *perbromure* liquide, de couleur très-foncée. Tous deux sont solubles dans l'eau.

Le brôme décompose l'acide iodhydrique et les iodures métalliques. L'acide bromhydrique et les bromures ne sont pas décomposés par l'iode.

1329. *Silicium.* — Scrullas a obtenu un *bromure de silicium*.

1330. *Composés des métalloïdes.* — Le brôme s'unit, comme le chlore, au *bicarbure d'hydrogène* pour former un liquide oléagineux. — Il peut aussi se combiner au cyanogène (*bromure de cyanogène*), etc.

1331. *Métaux.* — Dans son contact avec les métaux, le brôme présente encore une grande analogie avec le chlore: il s'unit *directement* à la plupart, et sa combinaison avec plusieurs est si vive, qu'elle s'opère avec *dégagement de chaleur et de lumière*: ainsi *l'antimoine, l'étain et l'arsenic* brûlent au contact du brôme, et le *potassium* dégage dans ce cas tant de chaleur et de lumière, qu'il en résulte une violente détonation. — Les *bromures* formés soit *directement*, soit *indirectement*, sont de véritables sels, comme les chlorures.

1332. *Oxydes.* — Réactions analogues à celle du chlore. — La potasse et la soude absorbent rapidement le brôme. Le pro-

duit de la réaction est incolore et contient un *brômure* et un *brômate*.

1333. **Acides.** — *L'acide azotique* se décompose au contact du brôme ; il en résulte de l'acide brômique. — *L'acide sulfurique* concentré n'est pas altéré par ce corps : le brôme le surnage et n'en dissout qu'une quantité minime. Au contact du brôme, *l'acide sulfureux* devient acide sulfurique.

Le brôme décompose les acides *iodhydrique*, *cyanhydrique*, *sulphydrique*, *sélénhydrique*, pour passer à l'état d'acide brômhydrique.

1334. L'acide brômhydrique aqueux, d'après l'observation de M. Bineau, professeur à la Faculté des sciences de Lyon, dissout le brôme en *proportions définies*, au moins dans certaines limites. En présence d'une grande quantité d'eau, cet hydracide fait entrer en solution *trois fois autant de brôme qu'il en contient lui-même*.

1335. **Sels.** — Le brôme décompose les *iodures*, *cyanures*, *sulfures*, *sélénieurs*, en s'emparant de leur métal ; il réagit aussi sur les *sulfites*, *hyposulfites*, et autres sels dont l'acide est susceptible d'absorber de l'oxygène. — Quand on verse du brôme goutte à goutte dans une solution d'un de ces sels, il disparaît immédiatement, et le liquide reste *incolore*. Cette réaction continue jusqu'à la décomposition complète du sel.

Le brôme, comme le chlore, exerce aussi une *action oxygénante* sur les sels *manganeux*, *ferreux*, *stanneux*.

1336. **Matières organiques.** — Le brôme est soluble dans *l'alcool* et dans *l'éther* : l'alcool en dissout plus que l'eau, et l'éther plus que l'alcool. — L'alcool et l'éther brômés se *décourent* promptement par le passage du brôme à l'état d'acide brômhydrique. — Il se dissout très-bien aussi dans *l'acide acétique*, sur lequel il ne réagit que très-lentement.

1337. Le brôme, comme le chlore, par sa grande affinité pour l'hydrogène, décompose ou du moins dénature la plupart des matières organiques. Il détruit le *tourne-sol*, *l'indigo* et les *autres matières colorantes*, presque aussi énergiquement que le chlore. Il réagit sur le *bois*, le *liège*, le *camphre*, les *résines*, etc. — Son action sur *l'huile d'olive* et les *autres huiles grasses* est

très-lente. Avec les *huiles essentielles*, il réagit immédiatement et quelquefois avec une grande énergie.

Dans toutes ces réactions le brôme enlève de l'hydrogène, soit à la matière organique elle-même, soit à l'eau qu'il décompose, et passe à l'état *d'acide brômhydrique*.

1338. CONSERVATION. — Le brôme étant très-volatil, on doit le conserver dans des flacons bouchés avec beaucoup de soin et placés dans un lieu frais. On le couvre ordinairement *d'acide sulfurique*, lequel étant plus léger, surnage le brôme et s'oppose à sa volatilisation. — *L'eau* peut produire le même effet; mais, avec le temps, le brôme, comme on l'a déjà vu, réagit peu à peu sur ce liquide et passe en partie à l'état acide. — Pour transporter le brôme, on plonge souvent dans du plâtre fraîchement gâché les petits flacons qui le contiennent.

1339. SIGNALEMENT CHIMIQUE. — Le brôme en vapeurs peut être confondu avec le gaz acide hypo-azotique, mais leur odeur et leurs propriétés chimiques si différentes les font facilement distinguer.

Le brôme colore l'amidon en *jaune*, ce qui le fait très-facilement distinguer de l'iode. Ce phénomène peut en faire reconnaître une très-petite quantité. — Cette coloration jaune paraît être due à une simple *pénétration* de l'amidon par le brôme, et non à une *combinaison* de ces deux substances, analogue à l'iode d'amidon.

Quand on plonge une bougie allumée dans de la vapeur de brôme, la flamme s'affaiblit aussitôt, prend une teinte verdâtre et s'éteint.

1340. USAGES. — Par suite de l'invention du *daguerriotype*, le brôme a trouvé une application très-utile. Primitivement et d'après les seules indications de M. Daguerre, on n'employait que l'iode pour rendre la plaque de cuivre argenté sensible à l'influence des rayons lumineux. En opérant ainsi, l'action de la lumière était très-lente, ce qui ne permettait pas d'obtenir des portraits aussi parfaits que ceux qu'on peut produire aujourd'hui. *L'association du brôme à l'iode*, modification indiquée par M. Foucault, a presque *centuplé la sensibilité de la plaque métallique à l'action de la lumière*. Depuis ce perfectionnement

important, au lieu d'attendre 20, 30 minutes et même davantage, comme on le faisait dans l'origine, pour obtenir une image un peu nette, il ne faut que quelques secondes pour arriver à ce résultat, qui est même plus complet et plus parfait. La formation de l'image dans la chambre noire, grâce à l'intervention du brôme, est devenue *instantanée*, ce qui permet de saisir des poses et même des mouvements qui n'ont qu'une durée en quelque sorte insaisissable. — A cet effet, on emploie une solution très-faible de brôme dans l'eau, et l'on expose la plaque métallique, préalablement iodée, à l'influence des vapeurs qui se dégagent de cette solution. Il se forme, dans ce cas, à la surface de la plaque métallique, une couche presque insensible de bromo-iodure d'argent. On prépare aussi avec le brôme et l'iode des liqueurs composées qui servent au même usage que la solution bromée, mais qui ont l'avantage de donner des résultats plus constants. La préparation de ces liqueurs accélératrices est généralement tenue secrète. Parmi ces compositions on cite, comme celle dont les effets sont les plus remarquables, la liqueur préparée par M. Thierry, de Lyon, amateur de daguerréotypie, qui a obtenu des résultats vraiment merveilleux.

Le brôme et ses composés sont employés en médecine dans les mêmes cas que l'iode et les iodiques, mais on en fait un bien moins fréquent usage.

CHAPITRE DIX-SEPTIÈME.

CHLOROÏDES.

IODE.

Symbole I. — Poids de l'atome 789,75. — Poids de l'équivalent = (I²)
= 1579,50.

1341. ÉTYM., SYNON., HISTORIQUE. — La découverte de l'iode appartient à une époque intéressante de l'histoire de la chimie, car elle eut lieu peu de temps après que Gay-Lussac et Thénard, que Humphry Davy eurent annoncé, contrairement à l'opinion générale, que l'acide muriatique oxygéné devait être considéré comme un corps simple; opinion que les analogies de l'iode avec le chlore déterminèrent tous les chimistes à adopter.

Cette découverte importante fut faite en 1812, par Courtois, salpêtrier de Paris, dans les *eaux mères de la soude de varechs*. Après avoir retiré par solution et cristallisation le carbonate de soude et le sel marin que contenait cette soude, il ajoutait un peu d'acide sulfurique à ces eaux mères pour changer la petite quantité

de carbonate de soude qui s'y trouvait encore, en sulfate, sel qui est plus facilement cristallisable. Chaque fois qu'il faisait cette addition, il voyait se dégager une *vapeur violette*, phénomène remarquable qui fixa enfin son attention; il fut surtout frappé de l'altération rapide des chaudières de tôle dont il se servait. En cherchant à se rendre compte de cette corrosion du métal des chaudières, il observa une *substance particulière cristallisée en lames brillantes, d'un gris de fer avec éclat métallique*. Ces cristaux, mis en contact avec du fer, ne tardaient pas à le dissoudre. Ayant reconnu que c'était cette substance particulière qui corrodait ses chaudières, il s'assura, en la soumettant à l'action de la chaleur, que c'était aussi la même matière qui formait des vapeurs violettes par sa volatilisation.

Courtois ayant fait part de sa découverte à Clément, ce chimiste s'occupait sans retard d'étudier la substance qui lui avait été remise. Le 6 décembre 1813, il lut à l'Institut un Mémoire dans lequel il faisait connaître plusieurs propriétés de ce nouveau corps. Huit jours après, Gay-Lussac démontrait que cette substance était un *nouveau corps simple*, qui se comportait *comme le chlore* dans la plupart de ses réactions, et lui imposait le nom d'*iode*, formé du mot grec *ἰώδης* (iôdês), *violaceus*, violet, qui ressemble à la violette, pour indiquer la coloration si remarquable de sa vapeur.

H. Davy se trouvait alors à Paris : on comprendra facilement avec quel intérêt il apprit une découverte qui venait confirmer sa belle théorie du chlore. Quelques jours après Gay-Lussac, il lut à l'Institut, un Mémoire sur *l'iode* (nom qu'il donnait à l'iode et qui a été conservé en Angleterre), mémoire qui arrivait à la même conclusion, c'est-à-dire que la substance trouvée par Courtois était un *nouveau corps simple, très-rapproché*

du chlore par sa nature et ses propriétés. Quelques mois après, Gay-Lussac présentait aux chimistes une *Histoire complète de l'iode* (1), travail, dit Dumas, qui servira longtemps de modèle, par cette réunion remarquable de précision dans les détails et de philosophie dans l'ensemble qui caractérise tous les écrits de cet illustre savant.

1342. ÉTAT NATUREL. — L'iode, de même que le chlore et le brome, ne se trouve *jamais à l'état de liberté*. Le plus ordinairement on le rencontre, comme le brome, combiné au sodium, au potassium, au magnésium, et associé au sel marin.

1343. On a douté quelque temps de sa présence *dans les eaux de la mer* : Davy, le docteur Fyfe, M. Gaultier de Claubry l'y ont d'abord cherché vainement ; mais il y a été trouvé par Psaff et par d'autres chimistes (2) ; M. Balard, particulièrement, l'a rencontré en opérant sur les eaux mères de plusieurs salines de la Méditerranée.

1344. Toutes les *mines de sel gemme* et toutes les *eaux des fontaines salées*, à un très-petit nombre d'exceptions près, contiennent des iodures qui restent avec les bromures, dans les eaux mères, après la cristallisation du sel marin (3) ; en général, dans le sel en roche et dans les eaux salées, la quantité de l'iode est inférieure à celle du brome. Parmi les chimistes qui ont signalé la présence de l'iode dans le sel fossile, dans les eaux salées, on peut citer particulièrement : M. Charpentier,

(1) *Ann. de chim.*, t. 91—7.

(2) La quantité de l'iode y est si faible, dit M. Daubeny, qu'on n'a pu déterminer encore si elle varie avec les différentes mers ; mais celle du brome y est assez considérable pour permettre qu'on la mesure avec précision. (*L'Institut*, 19 juillet 1838.)

(3) Ce fait explique la présence du brome et de l'iode dans quelques sels marins du commerce, et secondairement dans le chlorhydrate d'ammoniaque. On a déjà vu qu'on avait trouvé du brome dans ce dernier sel ; M. Masy en a examiné qui contenait aussi de l'iode. — Pour y démontrer la présence de ce principe, il dissolvait le sel ammoniacal dans l'eau, le décomposait par de la potasse, puis chauffait pour chasser l'ammoniaque devenue libre. Il reconnaissait ensuite l'iode au moyen de l'amidon, avec addition d'acide sulfurique et de chlore. La liqueur prenait une couleur bleue.

qui l'a trouvé dans le minerai salifère de Bex en Suisse, et de Humboldt, dans le sel d'Allemagne; Liebig, qui l'a rencontré dans toutes les eaux des salines de Darmstadt, et qui a reconnu que 6 livres de l'eau mère de la saline de Theodorshalle, près de Kreutznach, contenaient 0 gram. 253 d'iode; Boussingault, qui a constaté la présence de ce principe dans les sources salées et dans les résidus des salines de l'Amérique du Sud. M. Daubeny a trouvé que le rapport de l'iode à l'eau, dans différentes sources salées de l'Angleterre, variait de $\frac{1}{611,416}$ à $\frac{1}{21,073,909}$. La proportion de ce corps paraît être plus considérable dans plusieurs sources de l'Allemagne.

1345. L'iode existe aussi dans un très-grand nombre d'eaux minérales, soit salines, soit sulfureuses. M. Angelini l'a d'abord trouvé dans les eaux salines de Sales, province de Voghera, en Piémont; Cantu, de Turin, l'a rencontré pour la première fois dans une eau sulfureuse, celle de Castel-Nuovo d'Asti. Vogel a fait la même découverte dans les eaux de Heilbrunn, en Bavière; M. Turner, dans celles de Bonington, près de Leith; M. Fush, dans celles de Hall, en Tyrol; M. Pomier, dans les eaux de Salliez (Basses-Pyrénées); MM. Steel et Washer, dans celles de Sarratoga (état de New-Yorck); M. Daubeny, dans les eaux minérales purgatives de Cheltenham, etc., en Angleterre. Tout récemment, M. O. Henry en a déterminé une proportion considérable dans les eaux sulfureuses de Challes, près de Chambéry, découvertes par le docteur Domenget, et M. Bonjean a démontré sa présence dans les eaux thermales d'Aix-en-Savoie, où ce principe avait été vainement cherché par d'autres chimistes (1). Un fait remarquable à signaler, relativement aux

(1) L'iode, dans les eaux minérales, se trouvant combiné à l'état d'iodure, et n'y existant d'ailleurs qu'en très-petite proportion, on a employé différents moyens pour parvenir à démontrer sa présence.

Cantu traitait le résidu de l'évaporation de l'eau minérale par l'alcool, qui dissolvait l'iodure avec les chlorures; puis il évaporait à siccité et dissolvait dans une faible solution d'amidon le produit obtenu de la solution alcoolique. Il y faisait passer alors un peu de chlore qui déterminait la coloration de l'amidon en bleu.

Liebig a démontré la présence de l'iode dans les eaux-mères des salines de

eaux minérales qui contiennent de l'iode, c'est que toutes celles où ce principe a été trouvé avaient la réputation de guérir les goîtres et les scrofules, maladies contre lesquelles l'iode a été reconnu par MM. Coindet, de Genève, Lugol, etc., être un véritable spécifique.

Darmstadt, au moyen de l'amidon et de l'eau régale étendue de 60 fois son poids d'eau.

D'après Balard, le moyen le plus sensible pour reconnaître des traces d'iode consiste à employer en même temps l'acide sulfurique et la solution de chlore avec l'amidon. — L'acide sulfurique et le chlore employés simultanément forment, d'après M. Casaseca, un réactif presque *trois fois aussi sensible que l'acide sulfurique seul*.

Nous avons employé, pour déceler des traces d'iodure dans des résidus d'eau minérale, dissous ou étendu par une faible solution d'amidon, l'action de la *pile voltaïque*; en plongeant les deux fils conducteurs dans le liquide, on voit bientôt apparaître une couleur bleue autour du *pôle positif*.

M. O. Henry reconnaît la présence de l'iode en employant une solution un peu concentrée de *chlorure de palladium*, qu'il fait agir, soit directement dans une eau iodurée, soit sur le produit de sa concentration ou de sa distillation. — S'il se trouve une quantité un peu notable d'iodure dans le liquide essayé, il se forme un précipité noirâtre (*iodure de palladium*); s'il n'en existe que des traces, le mélange prend une apparence un peu louche, et, après 24 heures de repos, on aperçoit sur les parois du vase une poudre légère qu'il est facile de réunir, et qui présente les caractères chimiques des iodures.

M. Banjean, de Chambéry, en employant l'acide azotique, dont on faisait déjà usage, mais qu'on regardait comme un réactif moins sensible que l'acide sulfurique ou le chlore, est parvenu à reconnaître *directement* l'iode dans les eaux minérales, *quelque faible que soit sa proportion*, et en opérant même sur 15 ou 50 grammes d'eau minérale prise à sa source et sans être concentrée. Ce moyen est tellement sensible, suivant cet habile chimiste, qu'on peut reconnaître en employant 1 grain (5 centigrammes) d'iodure de potassium dissous dans 4 millions de fois son poids d'eau, c'est-à-dire dans 200 kilogrammes ou deux hectolitres. Voici comment il faut procéder :

On verse l'eau minérale qu'on veut essayer dans une capsule de porcelaine, et l'on y ajoute un peu de solution d'amidon, puis l'on verse de l'acide azotique goutte à goutte dans ce mélange, jusqu'à ce qu'il se manifeste au fond de la capsule une couleur violette, lilas ou rose, selon que l'eau est plus ou moins riche en iode. On agite ensuite avec un tube de verre, et, si la couleur obtenue d'abord par l'action de l'acide vient à s'affaiblir ou à disparaître par l'agitation, on ajoute une nouvelle quantité de cet acide, toujours par gouttes, en agitant continuellement, et l'on s'arrête quand on a obtenu le maximum de coloration possible. On reconnaît facilement que ce but est atteint quand l'intensité de la cou-

1346. On rencontre généralement l'iode dans les plantes qui croissent au milieu des eaux de la mer, et particulièrement dans les *fucus*, les *algues*, etc. Davy, Gaultier de Claubry, Fyfe, Sementini, etc., ont reconnu qu'il s'y trouve à l'état d'*iodure de potassium* ou de *sodium*. Parmi les plantes où sa présence a été déterminée, on peut citer les suivantes :

<i>Fucus saccharius</i> .	<i>Fucus filamentosus</i> .
— <i>vesiculosus</i> .	— <i>nodosus</i> .
— <i>digitatus</i> .	— <i>palmaris</i> .
— <i>siliquosus</i> .	— <i>acinaris</i> .
— <i>serratus</i> .	— <i>rubens</i> .
— <i>helminthocorton</i> .	— <i>crispus</i> (1).
— <i>filum</i> .	<i>Ulva pavonia</i> .
— <i>cartilagineus</i> .	— <i>linza</i> .
— <i>membranaceus</i> .	— <i>umbilicalis</i> .

Suivant M. Gaultier de Claubry, la plus riche de ces plantes en iode est le *fucus saccharinus* (2). — D'après le témoignage

leur produit n'augmente plus par l'addition des dernières gouttes d'acide. — Un trop grand excès d'acide fait disparaître entièrement la couleur.

Quel que soit le moyen qu'on emploie pour rendre l'iode libre, il faut être prévenu que la solution d'amidon doit avoir été préparée au moment de l'employer. Quand elle a été conservée un ou plusieurs jours, surtout lorsque le temps est chaud, elle absorbe une certaine quantité d'iode avant de bleuir, ce qui peut rendre l'essai négatif, si l'iodure de l'eau minérale est en très-petite proportion.

Pour rechercher l'iode dans les eaux sulfureuses, il faut préalablement décomposer l'acide sulfhydrique ou les sulfures qui les minéralisent, et qui absorberaient l'iode à mesure qu'il serait rendu libre, ce qui l'empêcherait de réagir sur l'amidon. On fait disparaître facilement toute trace de principe sulfureux en employant en excès le moyen que nous avons indiqué, le *sulfate de zinc parfaitement neutre*, qui précipite à l'état de sulfure insoluble le soufre de l'acide sulfhydrique, en même temps que le soufre des sulfures. — Si le sulfate de zinc était acide, il ne décomposerait pas l'acide sulfhydrique. — Lorsque l'eau minérale est désulfurée, on la filtre, et l'on emploie alors sur le liquide filtré les moyens propres à rendre l'iode libre.

(1) Sur l'existence du brome et de l'iode dans le *fucus crispus*, par M. Dupasquier (*Journ. de pharm. et de chim.*, février 1845).

(2) Les plantes contiennent peu d'iode sur les bords de la mer Baltique, dont les eaux sont moins salées ; ce qui a fait douter qu'il y existât. M. Berzélius a pu se convaincre de sa présence en examinant les cendres de *fucus* des plages de Blékinge.

de M. Iniestra, l'iode aurait été rencontré dans des végétaux qui ne vivent pas au contact de l'eau salée : dans la *sabila*, plante du genre des *agaves*, laquelle croit au milieu des plaines ou sur la croupe des montagnes ; et dans *los romeritos*, sorte de *barille* qui végète sur les jardins flottants des lacs d'eau douce, et dont on fait un grand usage comme aliment (1). (*Ann. de chim. et de phys.* 1836.)

1347. Beaucoup d'*animaux marins* ou de leurs produits contiennent de l'iode. M. le docteur Fyfe, d'Édimbourg, paraît l'avoir indiqué le premier, en 1819. Ce principe se rencontre abondamment dans les *éponges*. M. Balard l'a trouvé dans plusieurs polypiers, le *gorgonia*, le *zostera marina*, etc. — M. Dupasquier a démontré sa présence dans la coralline blanche (*corallina officinalis*) et dans le corail rouge ordinaire (*isis nobilis*). M. Chevalier l'a signalé dans les *œufs de la sèche* ; on l'a trouvé aussi dans beaucoup d'autres mollusques marins tels que les *doris*, les *vénus*, les *huitres*, etc. M. Stein, ainsi que le docteur Kop, de Hanau, ont reconnu sa présence dans l'*huile de foie de morue* ; elle a même été signalée récemment dans l'*huile de foie de raie*. On l'a trouvé également dans les enveloppes de quelques *crustacés*. — Généralement, c'est à l'état d'iodure, et particulièrement d'*iodure de sodium*, que ces animaux marins contiennent ce principe (2).

(1) MM. Deschaleris et Chéreau ont indiqué la présence de l'iode dans le *marchantia polymorpha*, plante qui n'est ni marine ni maritime (*Journ. de pharm.* 1825). — Ce fait mérite confirmation.

(2) M. Dupasquier a indiqué un procédé très-facile et dont l'exécution constitue une expérience très-intéressante, pour démontrer par une seule opération la présence simultanée du brome et de l'iode dans les éponges et autres corps marins. On calcine, par exemple, 50 grammes d'éponge (non lavée) dans un creuset couvert, puis on triture le charbon qui en provient, pendant qu'il est encore chaud, avec environ 100 grammes d'eau distillée bouillante, et l'on filtre. On peut aussi laisser refroidir le creuset, pulvériser le charbon, et le faire bouillir pendant quelques minutes dans de l'eau distillée. — Les parties solubles du charbon étant dissoutes, on verse une portion de la liqueur dans une éprouvette ; on y ajoute un peu de solution d'amidon, puis l'on y verse goutte à goutte et avec précaution un peu de solution aqueuse de chlore. L'iode, rendu libre par le chlore, bleuit l'amidon. Si l'on continue alors d'ajouter du chlore, l'iode passe à l'état de *chlorure d'iode*, sans action sur l'amidon, comme toutes les combinai-

L'iode, enfin, a été trouvé, indépendamment du sel gemme, dans plusieurs substances minérales : Vauquelin en a retiré 20 pour 100 d'un minerai d'argent associé au sulfate de plomb, provenant du Mexique, et désigné sous le nom *d'argent vierge*

sous de ce corps, et la couleur bleue disparaît pour faire place à une teinte *jaune* qui annonce la présence du brôme mis à l'état de liberté par l'excès de chlore, qui agit sur les bromures, après avoir complètement décomposé les iodures. Pour bien s'assurer que cette couleur est due au brôme, on ajoute de l'éther et l'on agite les deux liquides. Par un repos de quelques secondes, l'éther surnage l'eau et vient apparaître avec une couleur rouge hyacinthe plus ou moins foncée, suivant la quantité de brôme qui y est contenue. On peut ensuite ramener au bleu le liquide aqueux qui se trouve *décoloré*, sans détruire la couleur rougeâtre de l'éther; il suffit pour cela d'y ajouter une nouvelle quantité du décoctum de charbon d'éponge. On a alors un iodure d'amidon qui est bleu, recouvert par une solution éthérée et rougeâtre de brôme.

En remplaçant la solution de chlore par de l'acide azotique versé goutte à goutte, puis ajoutant de l'éther, on peut obtenir directement un *liquide bleu ou violet*, recouvert *d'une couche rougeâtre d'éther brômé*, car, dans ce cas, l'acide rend en même temps libres l'iode et le brôme.

Soit qu'on emploie le chlore, soit qu'on fasse usage de l'acide azotique, il faut cesser d'en ajouter dès que l'effet signalé est produit, autrement on arriverait à la décoloration du liquide. — Une précaution indispensable encore, c'est de ne pas calciner l'éponge à l'air libre, mais dans un vase fermé, car les bromures et les iodures disparaîtraient en se volatilisant, ainsi que l'ont démontré MM. Henry et Guibourt.

Quand on agit sur une substance marine qui contient une proportion notable de sulfate de soude, ou d'un autre sulfate soluble, le décoctum du charbon présente une couleur jaunâtre, coloration qui est due à la présence d'un polysulfure provenant de la décomposition du sulfate par le carbone. Dans ce cas, comme M. Dupasquier l'a indiqué, on n'obtient pas les résultats de coloration qui viennent d'être signalés, l'iode et le brôme *réagissant sur le sulfure* à mesure qu'ils sont mis en liberté, pour reconstituer un bromure et un iodure, composés qui ne colorent ni l'éther ni l'amidon. — On fait disparaître cette difficulté en précipitant complètement le soufre du sulfure alcalin par un excès de *sulfate de zinc*, puis l'on filtre pour séparer le sulfure zincique : — la coloration bleue de l'amidon et la coloration rouge de l'éther peuvent alors être obtenues comme lorsqu'on agit directement sur le décoctum de charbon d'éponge, où il existe un iodure et un bromure sans trace de soufre à l'état de sulfure alcalin. — Cependant il reste quelquefois encore dans la liqueur une trace *d'hyposulfite*, sel formé en même temps que le sulfure, ce qui fait que la coloration bleue et la coloration rouge ne montrent pas aussi promptement qu'en agissant directement sur un décoctum de charbon non sulfureux.

C'est à cette dernière cause, à la formation d'un sulfure sous l'influence de la

de *serpentine* (Acad. des sc., 11 juillet 1825). Depuis, M. del Rio a signalé sa présence dans *l'argent corné* d'Albarradon et dans un autre minéral (contenant en même temps du sélénium) à l'état *d'iodeure de mercure*; les échantillons sur lesquels il a opéré faisaient partie du cabinet de minéralogie de l'École des mines de Mexico. Bustamente l'a rencontré aussi dans le *plomb blanc* de la mine de Catorce, département de Guanajuato, au Mexique. On sait enfin que M. Bussy a découvert l'iode, à l'état *d'iodydurate d'ammoniaque*, associé à du chlorhydrate ammoniacal, dans une matière cristalline provenant de la condensation des vapeurs dégagées par une houillère en combustion, à Commentry, département de l'Allier.

4348. EXTRACTION. — Jusqu'à présent l'iode n'a été retiré que des eaux mères des *soudes de varechs* (1), soudes qui sont préparées sur les côtes de Normandie et de Bretagne, par l'incinération des *fucus*, des *ulves*, et autres plantes qui végètent dans la mer et dont elle jette incessamment des quantités considérables sur le rivage. — Ces soudes contiennent, avec une forte proportion de *sel marin*, du *carbonate de soude*, des *sulfates de soude et de potasse*, des *hyposulfites de soude*, etc.; des *chlorures de potassium, de calcium et de magnésium*; des *azotates*; des *sulfures de calcium, de sodium*; et de plus, des *iodures* et des *brômures de potassium et de sodium*. Ces sels solubles sont mélangés à des quantités variables de matières insolubles, telles que *l'alumine, la silice, l'oxyde de fer*, etc.

calcination, qu'il faut attribuer le défaut de réussite dans la recherche du brôme et de l'iode, faite sur des substances marines contenant une proportion abondante d'un sulfate. — On croyait, par exemple, que le *fucus crispus*, dans lequel M. Dupasquier a démontré la présence du brôme et de l'iode, en quantité notable, n'en contenait aucune trace. — *Sur l'existence du brôme et de l'iode dans le FUCUS CRISPUS, et sur un procédé propre à y faire reconnaître la présence de ces deux principes*, par M. Dupasquier, *Journ. de pharm. et de chim.*, février 1845.

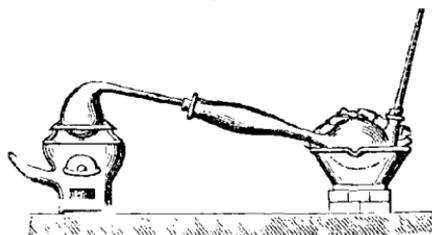
(1) *Vareck, varec* ou *varech*, est le nom vulgaire qu'on donne aux plantes marines jetées sur le rivage. On les recueille pour fumer les terres, ou on les brûle pour en obtenir la cendre connue sous le nom de *soude de varechs*.

1349. L'extraction de l'iode, telle qu'elle est généralement décrite dans les traités de chimie, se compose de plusieurs opérations:

1° *Lixiviation des soudes de varechs à froid*, pour enlever toutes les parties solubles. — *Concentration du liquide par l'évaporation*, et *séparation pendant l'ébullition et par le refroidissement des sels qui sont susceptibles de cristalliser* (chlorure de sodium, carbonate de soude, sulfates de soude et de potasse, etc.).

2° *Évaporation et concentration des eaux mères qui ne donnent*

fig. 41.



plus de cristaux. On obtient ainsi un liquide jaune brunâtre qu'on introduit dans une cornue munie d'une allonge et d'un récipient (fig. 44) (1). On verse alors dans

(1) Dans les fabriques d'iode, cet appareil est nécessairement modifié : on y emploie, par exemple, une sorte de marmite en terre vernissée, qu'on recouvre d'un chapiteau en verre, et dont la tubulure va aboutir entre deux terrines en grès de même grandeur, qui servent de récipient.

La première fabrique d'iode fut établie en 1823, à *Cherbourg*, d'après le conseil du professeur Clément et pour le compte de M. de Richemont, par M. Tissier, fils d'un ancien professeur de chimie de la ville de Lyon. Cet établissement ayant été abandonné peu de temps après par son propriétaire, M. Tissier en fonda un nouveau pour MM. Couturier frères, de Cherbourg. Des circonstances indépendantes du succès de l'entreprise ayant bientôt amené l'interruption des travaux de cette fabrique, M. Guilhem, alors député du Finistère, engagea M. Tissier à en établir une nouvelle au *Conquet*, petit port situé à environ 24 kilomètres de Brest. La mort du propriétaire, M. Guilhem, survenue en 1830, fit suspendre quelque temps la fabrication de l'iode. Reprise bientôt après, elle donna de beaux bénéfices dès la première année. Mais bientôt une fabrique rivale s'éleva à *Grandville*, et celle de Cherbourg fut rétablie sur des proportions beaucoup plus considérables. La concurrence amena alors une diminution très-grande dans la valeur des produits. En 1839, l'établissement de Grandville cessa cette fabrication. Depuis, elle a été continuée avec succès dans les usines du Conquet et de Cherbourg. — Indépendamment de l'iode, on y fabrique tous les iodures usités, ainsi que le brome et plusieurs bromures. — Ces fabriques fournissent encore au commerce des sulfates de soude et de potasse, du chlorure de potassium, de la soude, etc.

Dans la fabrique de MM. Delaunay, Vildieu, Couturier et C^e, à Cherbourg,

le liquide, et par petites portions, une quantité d'*acide sulfurique concentré*, déterminée d'avance par un essai préalable de l'eau mère; cet acide, du reste, doit être employé en léger excès. Il se dégage aussitôt des vapeurs *rutilantes d'acide hypo-azotique*, provenant de la décomposition des azotates, puis d'autres *vapeurs violettes pourprées d'iode*, vapeurs qui vont se condenser en lames cristallisées dans le récipient, qui doit être continuellement rafraîchi par des linges mouillés ou par un courant d'eau froide. — On reconnaît que l'opération est terminée quand il ne se dégage plus de vapeurs violettes.

Après l'opération, il reste dans la cornue du *sulfate de soude et du sulfate de potasse*. L'iode est extrait du récipient, qui contient, en outre, un liquide formé d'*acide chlorhydrique étendu*, de *chlorure d'iode*, et sans doute aussi d'*acide bromhydrique* et de *bromure d'iode*. L'iode étant impur, doit être lavé à plusieurs reprises avec de l'eau froide, puis sublimé de nouveau après l'avoir mélangé de chlorure de calcium fondu. Cette opération a pour but de le purifier et de le dessécher.

1350. **Théorie.** — Dans cette opération, il se dégage avec des vapeurs d'iode : 1° de *l'acide carbonique* séparé du carbonate de soude ; 2° de *l'acide sulfhydrique* provenant de la décomposition des sulfures ; 3° de *l'acide chlorhydrique*, résultat de la réaction de l'acide sulfurique sur les chlorures ; 4° un peu de *brôme* en vapeur et d'*acide bromhydrique* ; 5° une petite quantité de *chlore* et de *l'acide hypo-azotique*, dus à la réaction de l'acide des azotates sur l'acide chlorhydrique ; 6° enfin, une certaine quantité d'*acide sulfureux*, produit de la décomposition d'une partie de l'acide sulfurique par les iodures. D'où il faut conclure que l'iode est mis en liberté par l'oxygène de l'acide sulfurique dé-

qui emploient 300 familles, soit à la récolte et à l'incinération des varechs, soit à l'extraction des produits qu'on en retire, les appareils sont établis de manière à pouvoir sublimer 150 kil. d'iode à la fois. (*Rapport sur l'exposition de 1859*, t. 2, p. 387.)

La fabrication de l'iode et du brôme n'est nullement dangereuse pour les ouvriers qui y sont employés, d'après des renseignements fournis à M. Chevalier, et par M. Tissier, et par les propriétaires de l'établissement de Cherbourg. (*Ann. d'hygiène publique*, t. 27, 1842, p. 313.)

composé, lequel s'unit au potassium et au sodium pour former de la *soude*, de la *potasse*, et secondairement du *sulfate de soude* et de *potasse*, pendant que l'iode, séparé de sa combinaison, se volatilise. Quant aux gaz qui sont formés en même temps que la vapeur d'iode, ils éprouvent des réactions secondaires qui en détruisent plusieurs, du moins en partie, car ceux-ci peuvent se décomposer réciproquement.

Cette réaction, dit M. Dumas, marque bien le rang respectif (sous le rapport des affinités chimiques) du chlore, du brome et de l'iode. En supposant que l'acide sulfurique agisse d'une manière identique sur les chlorures, les bromures et les iodures, il se produirait du chlore, du brome, de l'iode et de l'acide sulfureux. Mais il n'en est pas ainsi : l'acide sulfurique fait dégager des chlorures, de l'acide chlorhydrique seulement, des bromures, un mélange de brome et d'acide bromhydrique ; les iodures ne donnent que de l'iode (1).

1351. Pour faciliter la décomposition des iodures par l'acide sulfurique, M. Wollaston a conseillé d'ajouter un peu de *bioxyde de manganèse*, aussitôt que l'effervescence qui se manifeste d'abord est passée. Mais cette addition augmente la production du *chlore*, qui forme alors un *chlorure d'iode*. Pour éviter cet inconvénient, on peut n'ajouter l'oxyde que vers la fin de l'opération et lorsqu'il ne se dégage plus d'acide chlorhydrique.

1352. **Autres procédés.** — *Procédé de M. Soubeiran.* Dans la pensée qu'il se forme un peu d'*acide iodhydrique* par le premier moyen, et du *chlorure d'iode* quand on adopte la modification de M. Wollaston, ce qui amène nécessairement une diminution dans le produit de l'opération, M. Soubeiran a proposé de former d'abord un *iodure de cuivre* qui est *insoluble*, en versant une solution de ce métal dans les eaux mères. On précipite ainsi la *moitié de l'iode*. En ajoutant une nouvelle quantité de sulfate de cuivre avec de la limaille de fer, le métal précipite le cuivre qui se combine avec l'iode non encore séparé ;

(1) Dans la réaction de l'acide sulfurique concentré sur les iodures, nous avons constaté cependant qu'il se forme un peu d'acide iodhydrique en même temps que l'iode est rendu libre.

en traitant ensuite l'iodure de cuivre des deux opérations avec deux fois son poids de bioxyde de manganèse et suffisante quantité d'acide sulfurique pour former une pâte, et chauffant ce mélange dans une cornue de grès, le cuivre s'oxyde, et l'iode, devenu libre, est obtenu par sublimation.

Ce procédé, d'après M. Bussy, exige des soins très-minutieux et beaucoup de précautions, l'orsqu'on tient à retirer la totalité de l'iode des eaux mères, aussi ne pense-t-il pas qu'il ait jamais été appliqué en grand.

1353. *Procédé de Barruel.* — Ce procédé, qui est considéré comme préférable aux précédents, a été décrit ainsi par M. Bussy :

On évapore à siccité les eaux mères de la soude de varechs et l'on ajoute au résidu un dixième de son poids de *péroxyde de manganèse* en poudre, puis l'on calcine le mélange jusqu'au rouge brun naissant, dans une chaudière de fonte. Dès qu'on aperçoit des vapeurs violettes, on cesse la calcination pour prévenir la perte d'une partie de l'iode.

Cette calcination a pour but de faire passer à l'état de *sulfates* les *sulfures* et les *hyposulfites* de l'eau mère, sels sur lesquels réagit l'iode quand il est devenu libre, tandis qu'il est sans action sur les sulfates. — On reconnaît que cette transformation est opérée, quand la matière essayée par l'acide sulfurique ne produit pas d'*acide sulfhydrique* et ne laisse pas précipiter du *soufre*.

La matière calcinée arrivée à ce point, on la traite par l'eau pour obtenir une solution marquant 36° à l'aréomètre, dans laquelle on fait passer un *courant de chlore gazeux*, en ayant soin de l'agiter continuellement avec un tube de verre. — Bientôt le liquide se colore en brun noirâtre, et laisse déposer l'iode sous forme de poudre noire. On le recueille et on le sublime pour l'obtenir cristallisé (1).

1354. *Procédé de M. Tissier.* — D'après des renseignements

(1) La seule difficulté que présente cette préparation, dit M. Bussy, est de bien saisir le point où l'on doit arrêter l'action du chlore, afin de n'en pas faire passer un excès qui réagirait sur l'iode précipité. Cet excès de chlore est surtout

que nous tenons de M. le professeur Tissier, M. F. Tissier, son fils, dans sa fabrique, sépare l'iode des eaux mères concentrées par le moyen de l'acide azotique, qui donne lieu à sa précipitation. Dans ce cas, une partie de l'acide azotique oxyde le potassium et le sodium des iodures, en passant à l'état d'acide hypoazotique; une autre partie de cet acide s'unit à la potasse et à la soude qui en résultent pour former des azotates. L'iode se trouve ainsi mis en liberté et se dépose sous forme d'une poudre d'un brun noirâtre. — Les équations suivantes démontrent les proportions suivant lesquelles s'établissent ces réactions :



Berzélius, qui parle de ce procédé, prétend que, par l'emploi de l'acide azotique, on perd beaucoup d'iode qui reste en dissolution dans le liquide.

1355. Cristallisation de l'Iode. — On peut obtenir des cristaux octaédriques d'iode infiniment plus volumineux et plus beaux que ceux fournis par la sublimation, en abandonnant pendant longtemps dans des vases imparfaitement fermés, et qui peuvent permettre une évaporation lente, une solution concentrée de ce corps dans de l'acide iodhydrique liquide. (Plisson).

1356. SIGNALEMENT PHYSIQUE. — A la température ordinaire, il est *solide* et présente une apparence *crystalline*. Obtenu par sublimation, il est cristallisé en

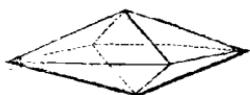
à craindre lorsqu'on veut extraire des mêmes eaux mères le brome qu'elles renferment. (V. *préparation du brome*)

Il convient, pour éviter d'ajouter un excès de chlore, de laisser déposer un instant la liqueur lorsqu'on croit être près du point de saturation, d'interrompre le courant de chlore, et de diriger le gaz sur la surface du liquide; tant qu'il contient encore de l'iodure en solution, on voit se former sur cette surface une pellicule d'iode; le même effet n'a plus lieu lorsque tout l'iode est précipité; dans ce dernier cas, la liqueur s'éclaircit promptement et ne conserve plus qu'une légère teinte rougeâtre. (*Journal de pharmacie*, t. 23, 1857, p. 17)

fig. 45.



fig. 46.



paillettes brillantes, analogues au fer micacé ou aux battitures de fer, c'est-à-dire d'un gris noirâtre, avec éclat métallique et mélangées de lames rhomboïdales (fig. 45) bien déterminées. Lentement cristallisé par voie humide, il forme de beaux octaèdres allongés (fig. 46) dont les pointes sont, le plus souvent, obliquement tronquées.

Ce corps a un aspect un peu *gras* ; il est *friable* et peut être réduit en poudre ou porphyrisé ; sa cassure est *lamelleuse*.

Son odeur est analogue à celle du *chllore*, mais plus faible ; sa saveur est très-âcre.

Mis en contact avec la peau, il y forme une tache d'un jaune brun ; cette tache s'affaiblit peu à peu et finit par disparaître. Ce phénomène est produit par la volatilisation lente de l'iode. Le lavage de la partie avec une solution de *potasse* ou de *soude caustique*, ou bien encore avec une *eau sulfureuse*, fait disparaître immédiatement cette tache, en déterminant la combinaison de l'iode.

Sa pesanteur spécifique = 4,946 à + 16°,5.

1357. PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES. — **Calorique.** Chauffé dans un tube ou dans un ballon, l'iode forme d'abord des *vapeurs* reconnaissables à leur couleur *violette*, puis il *fond* à la température de 107°. — Entre 175° et 180° il *entre en ébullition*. — Quand on n'en chauffe qu'une très-petite quantité, il se *volatilise* complètement avant d'arriver au point de fusion. Par refroidissement, les vapeurs d'iode se solidifient, et ce corps apparaît sous forme de petites lamelles cristallines. Sa sublimation est extrêmement facile à opérer.

La vapeur d'iode présente la même apparence que celle de l'indigo : sa belle couleur violette a d'autant plus d'intensité qu'elle est accumulée en plus grande quantité ; sa nuance peut ainsi se foncer au point de paraître presque noire. — La densité de cette vapeur est considérable et *dépasse celle de tous les gaz connus* : Gay-Lussac a trouvé, par le calcul, qu'elle était de 8,618, et Berzélius, de 8,771 ; par des expériences directes, Dumas a reconnu qu'elle égale 8,716.

Quand l'iode est fondu, si on le laisse refroidir, il se prend en une masse opaque, d'apparence métallique et d'une texture cristalline lamelleuse. On peut le fondre sans en perdre par la volatilisation, en le chauffant dans de l'acide sulfurique, ou mieux encore dans un ballon dont le col a été scellé à la lampe, après y avoir introduit l'iode.

1358. Ce corps est, du reste, *mauvais conducteur* du calorique.

Sa chaleur spécifique = 0,05412.

1359. **Électricité.** — C'est un *mauvais conducteur* du fluide électrique : un cristal d'iode, interposé dans la continuité d'un fil conducteur, suffit pour empêcher l'écoulement de ce fluide.

1360. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES. — **Air.** — L'iode se *volatilise lentement à l'air*, même à la température ordinaire, surtout quand il est humide. — L'air, de même que l'oxygène, n'exerce pas d'action chimique sur ce corps, même à une température élevée.

1361. **Eau.** — L'iode y est *très-peu soluble* : l'eau distillée à la température ordinaire n'en peut dissoudre que 1/7000^{me} de son poids, ou environ 14 à 15 centigrammes par litre. Cette quantité suffit cependant pour la colorer en *jaune faiblement orangé* ou *brunâtre*. — La chaleur, pourvu qu'elle ne soit pas portée jusqu'à volatiliser l'iode, augmente un peu sa solubilité dans l'eau.

1362. Quand l'eau tient en solution de *l'acide iodhydrique* ou un *iodure soluble* (exemple : iodures de potas-

sium, de sodium, de baryum, de fer, de zinc, de nickel, etc.), elle peut dissoudre une quantité considérable d'iode, au point de former une solution brune noirâtre, et même visqueuse. — M. Bineau a trouvé que l'acide iodhydrique, étendu d'une grande quantité d'eau, dissout une proportion d'iode égale à celle qu'il tient en combinaison. Par l'ébullition ou l'évaporation spontanée, cette solution peut arriver à contenir 4 équivalents d'iode pour 1 d'hydracide.

1363. *Plusieurs sels, autres que les iodures, peuvent favoriser aussi, mais bien plus faiblement, la solution de l'iode dans l'eau : tels sont, par exemple, les chlorures de sodium, de potassium, le sulfate et le chlorhydrate d'ammoniaque, etc.* — C'est par l'influence des sels qu'elles contiennent, que les eaux ordinaires se colorent un peu plus que l'eau distillée au contact de l'iode.

1364. Par l'ébullition de l'eau qui le contient, soit en solution, soit à l'état de précipité, l'iode se volatilise rapidement ; sa volatilisation est même favorisée par celle de l'eau ; elle commence d'ailleurs avant que le liquide soit arrivé au point d'ébullition. — L'eau qui tient de l'iode dissous se décolore promptement quand elle bout. M. Lassaigne a constaté qu'elle retenait alors des traces d'acide iodique et d'acide iodhydrique.

1365. La solution aqueuse d'iode, exposée à l'action de la lumière, se décolore aussi peu à peu et perd son odeur comme l'hydrochlore ; il s'y forme, par la décomposition d'une petite quantité d'eau, de l'acide iodique et de l'acide iodhydrique.

1366. On n'a pas obtenu la décomposition de l'eau en exposant à la température rouge un mélange de vapeur aqueuse et de vapeur d'iode.

1367. **Métalloïdes.** — L'oxygène s'unit indirectement avec l'iode pour former de l'acide iodique et de l'acide hypériodique. En distillant ensemble de l'iode et du bioxyde de baryum, M. Sementini a obtenu un liquide de couleur ambrée, soluble dans l'eau et dans l'alcool, et qui a été considéré comme un acide iodeux. Ce liquide est remarquable en ce qu'il se décom-

pose, même à la température ordinaire, au simple contact des corps combustibles, d'où résulte la séparation de l'iode. — Il enflamme ainsi subitement le phosphore et le potassium. Mis en contact avec une feuille de papier (quand il est concentré), celle-ci se trouve bientôt vernissée d'iode.

1368. **Azote.** — Comme le chlore, il forme indirectement avec ce corps un composé qui a la propriété de détoner (iodure d'azote, (1)).

1369. **Hydrogène.** — En contact avec l'hydrogène, soit sec, soit humide, à la température ordinaire, l'iode n'exerce pas d'action chimique sur ce corps : à la température rouge, dans un tube de porcelaine, la vapeur d'iode se combine, mais seulement en partie, au gaz hydrogène, pour constituer une petite quantité d'*acide iodhydrique*.

1370. A l'état de gaz naissant, l'hydrogène se combine rapidement à l'iode : c'est ce qui arrive, par exemple, quand on introduit une certaine quantité de ce corps dans un flacon où l'on fait réagir de l'acide sulfurique aqueux sur du zinc. L'iode passe bientôt à l'état d'*acide iodhydrique*.

1371. L'affinité de l'iode pour l'hydrogène, quoique *moindre que celle du brome et surtout du chlore* pour le même principe, est cependant très-prononcée : comme eux, il décompose *l'acide sulfhydrique, l'acide cyanhydrique, les phosphures, arséniures et antimoniures d'hydrogène, l'ammoniaque, etc.* (2). — Par l'effet de son affinité pour l'hydrogène, il décompose aussi, mais moins énergiquement que le chlore et le brome, *beaucoup de substances organiques* et particulièrement les *matières colorantes*.

(1) Sérullas, et plus tard M. Bineau, ont reconnu que le prétendu iodure d'azote contenait de l'hydrogène.

(2) En réagissant sur l'ammoniaque, il forme de l'iodhydrate d'ammoniaque et de l'iodure d'azote.

1372. L'iode enfin, comme le chlore et le brôme, et sous l'influence de la même cause, peut déterminer une action oxydante sur un certain nombre de composés avides d'oxygène, en déterminant la décomposition de l'eau pour lui enlever son hydrogène : c'est ainsi qu'il fait passer *l'acide sulfureux à l'état d'acide sulfurique*, qu'il change les *sulfites en sulfates* et les *protoxydes* de fer et de manganèse en *sesquioxides*.

1373. *Carbone*. — Serullas a obtenu indirectement deux *iodures de carbone*.

1374. *Soufre*. — *Phosphore*. — *Chlore*. — *Brôme*. — L'iode se combine encore directement avec plusieurs autres métalloïdes comme, par exemple :

Le soufre . . .	<i>résultat</i> . . .	<i>iodure de soufre</i> .
Le phosphore. . .	— . . .	<i>phosphure d'iode</i> .
Le chlore. . .	— . . .	2 <i>chlorures d'iode</i> .
Le brôme. . .	— . . .	2 <i>brômures d'iode</i> .

1375. *Métaux*. L'iode s'unit *directement à la plupart des métaux*, et forme des *iodures* qui sont *isomorphes* avec les *chlorures correspondants* ; il montre surtout beaucoup d'affinité pour ceux qui sont très-facilement oxydables. Dans tous les cas, sa réaction sur ces corps est *moins vive* que celle qu'exercent le brôme et surtout le chlore. Humphry Davy a expérimenté qu'en faisant passer de la vapeur d'iode sur du potassium chauffé dans un tube de verre, le métal brûlait en répandant une lumière d'un bleu pâle. La combinaison des autres métaux s'opère généralement *sans émission de lumière*, mais elle a lieu quelquefois avec un *dégagement de chaleur assez prononcé*. Ainsi, par exemple, l'iode, mélangé à de la limaille de fer ou à du zinc dans un grand état de division, ne tarde pas à réagir sur ces métaux en donnant

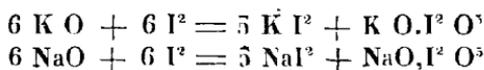
lieu à une chaleur assez vive pour volatiliser une partie de l'iode (1).

1376. L'eau favorise beaucoup la réaction de l'iode sur plusieurs métaux. Si l'on mélange, par exemple, 8 ou 15 grammes d'iode avec 20 ou 30 grammes de limaille de fer ou de tournure de zinc, et qu'on ajoute 60 ou 80 grammes d'eau, la réaction commence immédiatement; il se forme un iodure métallique qui dissout l'iode, ce qui communique au liquide une couleur brune noirâtre. Bientôt le mélange s'échauffe fortement et l'iode perd sa couleur en se saturant de métal, pour former un *proto-iodure de fer* ou un *iodure de zinc* qui sont solubles dans l'eau et incolores. Le métal surabondant reste inattaqué au fond du vase où la réaction s'est opérée.

1377. *L'étain et l'antimoine*, avec l'intermède de *l'eau bouillante*, sont également attaqués par l'iode. En employant un excès d'étain, on trouve, au rapport de plusieurs chimistes, de *l'acide iodhydrique* dans le liquide, et il se précipite de *l'étain oxydé*. — M. Plisson, en faisant bouillir de l'iode, de *l'arsenic* et de l'eau, a obtenu des cristaux nacrés. Serullas a démontré que c'est un *oxy-iodure d'arsenic*, et qu'il se forme en même temps de *l'acide iodhydrique*, ce qui provient de la décomposition de l'eau par l'iodure d'arsenic. Ce chimiste, en effet, a obtenu un véritable iodure d'arsenic en chauffant dans un tube une partie d'arsenic et trois parties d'iode; cet iodure, après avoir été distillé, était d'un rouge orangé. Au contact de l'eau, il se décomposait en formant de l'acide iodhydrique en même temps que la matière nacrée de M. Plisson. — L'iodure d'antimoine, comme la fait remarquer Gay-Lussac, peut s'obtenir de même et réagit de la même manière sur l'eau.

(1) Un falsificateur ignorant, en mélangeant frauduleusement de la limaille de fer à l'iode, donna lieu à une sorte d'inflammation de la matière avec volatilisation d'une grande quantité d'iode, ce qui faillit le rendre victime de sa cupidité. (*Journ. de ch. méd.*, 1823.)

1378. **Oxydes métalliques.** — L'iode réagit, par l'intermède de l'eau, sur la *potasse* et la *soude caustiques*, qui *absorbent* très-énergiquement ce corps *sans se colorer*. La coloration ne se manifeste que lorsque la saturation est complète et qu'il y a un excès d'iode. Dans cette réaction il se forme un *iodure* qui reste en solution, et un *iodate* qui se précipite, si le liquide alcalin est très-concentré. 6 équivalents ou 12 atômes d'iode réagissent sur 6 équivalentes ou 6 atômes de potasse ou de soude pour former 5 équivalents d'*iodure* et 1 équivalent d'*iodate*, comme l'indique l'équation suivante :



1379. La *baryte*, la *strontiane*, la *chaux* absorbent l'iode et s'en saturent *sans dégagement d'oxygène*. La réaction, dans ce cas, est sans doute analogue, ainsi que ses résultats, à la réaction et aux résultats produits par le chlore en contact avec les mêmes oxydes. (V. *chlore et oxydes*).

1380. Les oxydes de plomb et de bismuth paraissent être les seuls oxydes non réductibles par la chaleur, dont l'iode puisse chasser l'oxygène pour s'emparer du métal et former un iodure métallique.

1381. **Oxacides métalloïdiques.** — L'iode est généralement sans action sur ceux qui sont saturés d'oxygène; cependant il décompose l'acide azotique. L'acide sulfurique ne fait qu'en dissoudre une petite quantité, quand on le chauffe au contact de ce corps; il prend alors une teinte rosée, qui disparaît par le refroidissement du liquide, refroidissement d'où résulte la précipitation de l'iode. — Les oxacides susceptibles de passer à un degré plus élevé d'oxygénation, peuvent éprouver cette modification sous l'influence de l'iode. On a déjà vu que l'acide sulfureux pouvait ainsi être changé en acide sulfurique. Comme ce changement chimique dépend de la décomposition de l'eau, il n'a pas lieu quand l'iode privé d'humidité est mis en contact avec du gaz *acide sulfureux parfaitement sec*.

1382. **Oxacides métalliques.** — L'iode réagit comme le chlore sur l'*acide arsénieux* dissous dans l'eau ; il le fait passer à l'état d'*acide arsénique*. — L'iode ajouté à la solution arsénicale disparaît, et cette solution reste *incoloré* jusqu'à ce que la transformation de l'acide soit complètement opérée.

1383. **Hydracides.** — L'iode étant inférieur par ses affinités au *fluor*, au *chlore* et au *brôme*, n'exerce pas d'action sur leurs *hydracides* ; il décompose très-activement, au contraire, l'*acide sulfhydrique* et l'*acide cyanhydrique*, pour passer à l'état d'acide iodhydrique.

1384. **Sels.** — L'iode, moyennant la présence de l'eau, peut, comme le chlore et le brôme, faire passer les sels *ferreux*, *stanneux*, *manganeux*, à l'état de sels *ferriques*, *stanniques*, *manganiques*, et transformer les *sulfites* en *sulfates*. Il décompose les *sulfhydrates* et les *sulfures* dissous dans l'eau en se *substituant* simplement au *soufre* qui se précipite. — Il décompose aussi les *hyposulfites* et les *cyanures*. — Il peut même, avec l'aide de la chaleur, décomposer les *chlorates* et les *brômates*, ce qui établit une exception importante, sous le rapport des affinités relatives du chlore, du brôme et de l'iode. Ainsi, par exemple, M. Millon a reconnu que l'iode, qui est sans action à froid sur la solution de chlorate de potasse, disparaît en quantité considérable quand on le met en contact avec la même solution bouillante, et il se forme du *chlorure d'iode* et de l'*iodate de potasse*.

1385. Quand l'iode réagit sur la solution d'un sel, il *disparaît* à mesure qu'on en ajoute, et la liqueur *reste incolore* jusqu'à ce que la *saturation* soit opérée et qu'il y ait un *petit excès d'iode*. — Si l'on ajoute de l'amidon à la solution, il ne prend la couleur bleue que lorsque la saturation est complète. Aussi l'iode, employé suivant la méthode sulfhydrométrique de M. Dupasquier, peut-il servir à déterminer très-facilement et d'une manière très-exacte la *quantité* de ces sels tenus en solution, *même quand elle est très-minime*. La présence des *sels neutres alcalins et terreux*, et celle de la *plupart des sels métalliques*, ne s'oppose nullement au succès de cette opération analytique, car une trace d'iode suffit pour bleuir l'amidon ajouté à leur solution, ce qui annonce que ce corps ne réagit nullement sur eux. Il

n'y a donc d'exception à cet égard que relativement aux sels susceptibles d'être décomposés par l'iode.

1386. *Matières organiques, matières colorantes, etc.* — On a déjà vu que l'iode, par son affinité pour l'hydrogène, réagit à la manière du chlore, mais moins énergiquement que ce corps, sur les composés hydrogénés et par conséquent sur les matières organiques. Il dénature et détruit, en effet, la *solution d'indigo* et les *autres matières colorantes*. Il réagit aussi sur beaucoup d'autres produits des végétaux et des animaux, et les altère plus ou moins rapidement.

1387. *Huiles essentielles et bitumineuses.* — L'iode se dissout dans les *huiles essentielles* et les *huiles bitumineuses*, et réagit sur elles, même à froid, mais avec plus ou moins de rapidité. — Avec les huiles essentielles de *térébenthine*, de *genièvre*, de *citron*, de *sabine*, comme l'ont expérimenté d'abord M. Hashoff (*Journ. de pharm.*, 1831), et ensuite M. Guyot (*Journ. de pharm.*, 1836), la réaction est à peu près immédiate. Elle se montre surtout très-vive à la première impression du calorique, et il se dégage une grande quantité de gaz *acide iodhydrique*, quand on distille sa solution dans les huiles essentielles de térébenthine ou de sabine. Après l'opération, on trouve dans la cornue un résidu abondant de charbon (Guyot). En opérant avec les essences de *menthe poivrée*, de *menthe crépue*, de *sauge*, de *lavande*, d'*absinthe*, de *rhue*, de *tanaisie*, de *persil*, de *carvi*, etc., l'iode se dissout et les colore en rouge brunâtre, mais ne réagit alors que très-lentement. L'addition à ce mélange d'un peu d'huile essentielle de térébenthine détermine, selon M. Hashoff, une réaction immédiate.

4388. *Alcool.* — *Ether.* — Il est très-soluble, même à froid, dans l'alcool. L'esprit de vin ordinaire, marquant 35°, en dissout à peu près 1/9 de son poids, à la température ordinaire; à chaud, il peut en dissoudre d'avantage. La teinture alcoolique d'iode saturée est brune noirâtre. — Quand on la verse peu à peu dans de l'eau, elle se décompose et laisse précipiter l'iode dans un grand état de division. — L'éther dissout l'iode plus

promptement encore et en plus grande proportion que l'alcool.

1389. L'iode dissous dans l'alcool réagit peu à peu sur ce liquide et lui communique une odeur particulière très-prononcée. En cet état, le liquide contient de l'acide iodhydrique. Mais cette réaction est beaucoup plus lente qu'on ne le pense généralement : M. Dupasquier, et de son côté, M. Fontan, ont remarqué que la teinture titrée d'iode employée pour l'opération *sulfhydrométrique*, donnait, à très-peu près, les mêmes indications en agissant sur les eaux sulfureuses, et contenait par conséquent la même quantité d'iode libre que primitivement, après un mois de conservation. — Il paraît réagir plus rapidement sur l'éther que sur l'alcool.

1390. *Bases organiques.* — Pelletier a reconnu que l'iode, sous l'influence de l'eau, se combine sans réaction à plusieurs bases organiques, et forme des composés définis et cristallisables. Ainsi, il forme avec la *strychnine* un *iodure neutre*, avec la *brucine* un *bi-iodure* ; avec la *cinchonine* et avec la *quinine*, un *sous-iodure*. — La *morphine* se comporte autrement : elle est décomposée par l'iode (1).

1391. *Amidon et autres fécules (iodure d'amidon).* — L'iode forme avec les fécules un composé d'une belle couleur bleue, mais qui, sous diverses influences, devient rougeâtre ou violacé. MM. Colin et Gauthier de Claubry, qui ont fait connaître cette remarquable combinaison (2), ont démontré que ces deux éléments isolés étaient l'un pour l'autre un réactif d'une sensibilité telle, qu'il peut en faire reconnaître les moindres traces. Stromeyer a reconnu depuis qu'un liquide contenant $\frac{1}{1000}$ d'iode prend une teinte bleue quand on y ajoute une solution d'amidon (3).

(1) *Acad. des sc.*, nov. 1836. — Rapport de M. Dumas.

(2) *Ann. de chimie.*

(3) Quand on emploie l'amidon pour reconnaître des traces d'iode, il faut en

1392. Quand on chauffe ce composé bleu étendu dans de l'eau, il devient *incoloré* à 90° ou à peu près, mais *sa couleur bleue reparait par le refroidissement* du liquide. En répétant plusieurs fois cette expérience, surtout s'il arrive qu'on laisse bouillir le liquide, la couleur bleue finit par ne plus reparaitre. — Cet effet est dû sans doute à la réaction de l'iode sur une partie de la matière féculente, d'où résulte de l'acide iodhydrique. Ce qui semble le prouver, c'est que, par l'addition de quelques gouttes d'une solution de *chlore*, on peut alors faire reparaitre la couleur bleue. — L'iode, en effet, ne réagit sur l'amidon que lorsqu'il est libre.

1393. En contact avec le papier, l'iode y forme, comme sur beaucoup d'autres matières organiques, une *tache jaune* qui disparaît peu à peu par la volatilisation de ce corps. — Quand le papier a été collé à l'amidon et qu'il est humide, la tache formée par l'iode est violette.

1394. CONSERVATION. — L'iode étant très-volatil, même à la température ordinaire, doit être conservé dans des flacons *bouchés à l'émeril* et tenus dans un lieu frais. Si, en effet, on le conserve dans un endroit bien chauffé, ou si le flacon qui le contient est exposé aux rayons du soleil, on voit s'y développer des vapeurs violettes d'iode, et ce corps cristalliser sur ses parois.

1395. SOPHISTICATIONS. — On vend quelquefois l'iode imprégné d'humidité; dans ce cas, il adhère aux parois des flacons qui le contiennent. On peut déterminer la quantité d'eau qu'il retient par une double pesée faite avant et après l'avoir séché entre des feuilles de papier mou.

préparer à chaud une solution un peu claire et l'employer immédiatement. En attendant au lendemain, la solution d'amidon n'est plus aussi sensible, et si le temps est très-chaud, ou qu'on garde l'eau amidonnée plusieurs jours, elle finit par ne plus se colorer en bleu par le contact d'une petite quantité d'iode. — Cet effet est sans doute produit par la fermentation du liquide amidonné, et la transformation de la fécule en dextrine. (Dupasquier.)

On a quelquefois mélangé avec l'iode des matières qui présentent plus ou moins son apparence ; telles, par exemple, que le *charbon feuilleté* des matières organiques qui se fondent avant de se carboniser, l'*ardoise pilée*, le *péroxyde de manganèse*, le *sulfure de plomb*, la *plombagine*, les *battitures de fer*, etc. En *sublimant* l'iode dans un ballon, on le sépare facilement de ces matières qui restent au fond du vase distillatoire. On peut aussi, d'après le conseil de M. Chevalier, traiter l'iode par l'*alcool*, qui ne dissout que ce corps, et laisse pour résidu la matière qui lui était frauduleusement mélangée.

1396. UTILITÉ DANS LA NATURE. — Comme l'iode existe dans la généralité des végétaux qui croissent au milieu des eaux de la mer, et qu'on le trouve aussi dans un très-grand nombre d'animaux marins ou de leurs productions, il est naturel de penser qu'il est, ainsi que le brôme dont il est généralement accompagné, nécessaire à la formation et à la vie de ces corps organisés.

1397. USAGES. — Dans les laboratoires et dans les pharmacies l'iode est employé très-fréquemment, soit comme *réactif*, soit pour la préparation de plusieurs *iodures métalliques*, de l'*acide iodhydrique* et de beaucoup d'autres composés.

M. Dupasquier l'a appliqué avec un grand avantage à l'analyse des eaux minérales sulfureuses, pour déterminer la *proportion du soufre* qui s'y trouve en dissolution, soit à l'état d'*acide sulfhydrique*, soit à l'état de *sulfure alcalin*. Il se sert pour cela d'une teinture alcoolique *titrée* qu'il mesure avec un instrument auquel il donne le nom de *sulphydromètre*. (V. *acide sulfhydrique*.)

L'invention du daguerréotype a fourni un débouché très-important pour l'iode, dont la connaissance est devenue vulgaire, par suite de cette application si intéressante.

L'iode, en se combinant à plusieurs *métaux* et particulièrement avec le *plomb* et le *mercure*, forme des composés d'une très-belle couleur, qu'on a tenté, avec

quelque succès, d'appliquer dans les indiennes. M. Bor, pharmacien à Amiens, s'est occupé particulièrement de cette application : la Société d'encouragement pour l'industrie nationale, à laquelle il avait adressé un mémoire à ce sujet, lui a décerné une médaille en bronze, sur la proposition de M. Péligot, qui s'exprimait ainsi dans son rapport : — L'emploi des iodures en teinture a été tenté plusieurs fois ; il est loin d'être économique aujourd'hui. Il offrirait sans aucun doute de graves difficultés en fabrique. La formation du bi-iodure de mercure en particulier exige le maniement de bains chargés de sublimé corrosif ; il exposerait les ouvriers à de graves affections ; de plus, la solidité des nuances formées par cet iodure peut-être révoquée en doute ; néanmoins le Mémoire de M. Bor renferme des renseignements utiles (1).

La médecine consomme d'énormes quantités d'iode, soit combiné, soit à l'état libre. La première application de cette substance au traitement des maladies fut faite, en 1820, par le docteur Coindet, de Genève. Ayant remarqué que l'analyse chimique avait démontré la présence de l'iode dans les éponges, qu'on employait avec succès, à l'état de charbon, pour le traitement du goître, et dans les fucus avec lesquels on préparait l'*éthiops de Russel*, remède utilement employé pour la guérison de la même maladie, il eut la pensée que leur action thérapeutique était peut-être due à la présence de l'iode ; il fit à cet égard des expériences avec ce corps, soit libre, soit combiné à l'état d'iodure, et ne tarda pas à obtenir des résultats complètement confirmatifs de sa prévision. Depuis, on a reconnu que toutes les eaux minérales réputées propres à guérir le goître con-

(1) *Bullet. de la Soc. d'encouragement, etc.*, t. 41, 1842, p. 121.

tenaient des iodures. — Depuis, l'iode, administré sous des formes très-variées, a été employé avec de grands succès dans les maladies scrofuleuses, syphilitiques, et dans la plupart des maladies dites chroniques. L'iode aujourd'hui est, sans aucun doute, le remède chimique le plus usité par les médecins, et certainement aussi le plus utile.

1398. L'iode peut agir comme poison, mais il faut pour cela en prendre une quantité assez considérable. M. Orfila, d'après des expériences faites sur des chiens, pense qu'il peut produire cet effet à la dose de 4 gram.; cependant M. Ricord a vu un malade prendre par mégarde une quantité de teinture d'iode qui représentait 40 grammes de ce principe, et n'en éprouver aucun effet bien sensible. M. Magendie le regarde aussi comme peu vénéneux (1). — M. Baudrimont a indiqué, comme moyen de combattre un empoisonnement par l'iode libre, l'emploi de la limaille de fer, qui le fait passer promptement à l'état *d'iodure ferreux*.

(1) *Journ. de chim. méd.*, 1856, p. 514.

**CHAPITRES DIX-HUITIÈME
ET DIX-NEUVIÈME.**

MÉTALLOÏDES.

BOBOÏDES. — 1^o BORE, 2^o SILICIUM.

1399. Le groupe des boroïdes ne se compose que de deux corps, le *bore* et le *silicium*, qui présentent plusieurs analogies avec le carbone, mais qui en diffèrent toutefois par des caractères importants. — Le bore et le silicium offrent entre eux beaucoup de rapports de nature et de propriétés, et, n'ayant pas d'ailleurs reçu d'application à l'état d'isolement, nous croyons devoir nous borner à présenter, sous forme de tableau, simultanément et d'une manière comparative, les points les plus intéressants de leur histoire.

BORE.

Symbole B. — Poids de l'atome = 136,25. — Poids de l'équivalent = 136,25 (1).

SILICIUM.

Symbole Si. — Poids de l'atome = 277,31. — Poids de l'équivalent = 277,31.

HISTORIQUE.

1400. Découvert en 1809, Entrevu par Gay-Lussac et

(1) 156,20, d'après la table donnée par M. Baudrimont.

par MM. Gay-Lussac et Thénard, lors de la découverte du bore. C'est M. Berzélius qui l'a fait connaître.

Thénard, lors de la découverte du bore. C'est M. Berzélius qui l'a fait connaître.

son nom vient du mot *borax* (borate de soude), où il existe comme élément.

ÉTAT NATUREL.

1401. Il se trouve à l'état de *borax* et d'*acide borique*. C'est un des éléments de l'*acide silicique* et des *silicates*.

PRÉPARATION.

1402. On l'obtient en chauffant dans un tube deux parties de *potassium* et une partie d'*acide borique*. On a pour résidu un mélange de bore et de *borate de potasse*. Avec l'eau on dissout ce dernier sel, et le bore est obtenu comme résidu.

Avec le *potassium* et l'*acide silicique* on n'en obtient que des traces. C'est du *fluorure double de silicium et de sodium* qu'on le retire en traitant ce composé par le potassium.

SIGNALEMENT PHYSIQUE.

1403. Poudre verdâtre, terne, insipide, inodore. Poudre d'un brun noirâtre, sans éclat métallique, insipide, inodore.

PROPRIÉTÉS.

Calorique.

1404. *Fixe* ou infusible et non volatil, comme le carbone. *Fixe* ou infusible et non volatil, comme le carbone.

Air.

1405. Inaltérable à la température ordinaire. Il brûle dans l'air et dans l'oxygène, à la température rouge, et forme de l'*acide borique*.

Inaltérable à la température ordinaire. Il brûle dans l'oxygène, mais incomplètement.

Eau.

1406. Insoluble. Insoluble.

Métalloïdes.

1407. Il forme avec le <i>fluor</i> , l'acide fluo-borique ; le <i>chlore</i> , l'acide chloro-borique.	Il forme avec le <i>fluor</i> , l'acide fluo-silicique ; le <i>chlore</i> , l'acide chloro-silicique.
---	---

Sels.

1408. Chauffé avec l' <i>azotate</i> ou le <i>chlorate de potasse</i> , il passe à l'état d' <i>acide borique</i> . d'où résulte un <i>borate de po-</i> <i>tasse</i> .	Il est à peine altéré quand on le chauffe avec l' <i>azotate</i> ou le <i>chlorate de potasse</i> . Il dé- compose, au contraire, très- activement le <i>carbonate de la</i> <i>même base</i> . Ce caractère éta- blit une différence notable entre ce corps et le bore.
---	---

USAGES.

1409. Sans usages, mais il sert de base à des composés très-utiles.	Sans usages, mais il sert de base à des composés très- utiles.
---	--

LIVRE DEUXIÈME.

**LOIS QUI PRÉSIDENT A LA FORMATION
DES CORPS COMPOSÉS.**

**COMBINAISONS DES MÉTALLOÏDES
ENTRE EUX.**

COMBINAISONS
DES
MÉTALLOÏDES
ENTRE EUX.

1410. Après avoir étudié isolément les *métalloïdes*, ou corps simples non métalliques, il semblerait convenable de passer immédiatement à l'étude des *métaux*, pour arriver ensuite à celle des *combinaisons* ou des *composés* qui résultent de l'association de tous les corps élémentaires entre eux. Mais cette marche aurait l'inconvénient de détruire l'ordre naturel qui lie les corps simples aux corps composés. Cet ordre, qui conduit si facilement à la connaissance des propriétés de chacun d'eux, ne doit pas, selon nous, être le même pour les métalloïdes et pour les métaux. Aussi ne suivrons-nous point pour les uns et les autres le même système de groupement. Procéder d'une manière différente, serait s'écarter du principe des analogies naturelles, du classement par familles, si satisfaisant pour l'esprit, si philosophique et si favorable pour l'étude.

1411. Quelques explications feront mieux comprendre notre pensée :

Pour les métaux, l'ordre des analogies ou affinités naturelles rattache nécessairement à chaque corps simple métallique tous les composés dans lesquels il entre comme élément. Chaque métal forme ainsi une classe parfaitement distincte et définie, une véritable famille

naturelle dont tous les membres se rattachent à ce chef, soit par leur ordre de filiation, soit par des caractères bien tranchés, qui les font participer de sa nature propre. — Prenons le *plomb* pour exemple. — N'est-il pas évident qu'à l'histoire de ce métal se rattache nécessairement celle de ses *alliages*, de ses *oxydes*, de ses *autres composés avec les métalloïdes* et de ses *sels*. Rien de plus logique et de plus naturel, en effet, que ce principe de groupement, qui a d'ailleurs l'avantage d'offrir au lecteur un tableau, en quelque sorte synoptique, de tous les faits qui se rattachent, d'une manière plus ou moins immédiate, à la connaissance de chaque corps simple métallique en particulier.

1412. *Pour les métalloïdes*, le même ordre (ordre qui est cependant adopté par la plupart des auteurs) n'offre plus les mêmes avantages, et a d'ailleurs le grave inconvénient de séparer les uns des autres des composés tels que les *oxacides*, tels que les *hydracides*, que l'analogie de composition et de propriétés rapproche nécessairement en classes parfaitement définies, en familles tout-à-fait naturelles.

Telle est la raison pour laquelle nous avons étudié jusqu'à présent chaque métalloïde, sans comprendre dans son histoire celle des composés qu'il forme, soit avec les autres corps non métalliques, soit avec les métaux ; nous bornant simplement à énumérer ces combinaisons, sans entrer en aucune manière dans l'examen de leurs propriétés.

Nous devons donc nous occuper maintenant des combinaisons que les métalloïdes forment entre eux : ce sera l'objet du livre 2^o. Dans le livre 3^o nous traiterons simultanément des métaux et de leurs composés.

1443. Mais avant d'arriver à combiner les corps simples les uns avec les autres, il est indispensable de

s'occuper d'abord des *lois*, si remarquables et si importantes à bien connaître, qui président à leur *association*. D'ordinaire, on traite de toutes les questions qui se rattachent à ce sujet, dans les généralités qui précèdent l'étude des corps simples. Nous avons cru qu'il était plus rationnel de ne s'occuper des lois qui président à la combinaison des corps, qu'après avoir étudié ces corps dans leur état d'isolement. En procédant ainsi, nous n'avons fait que nous conformer, en effet, à l'ordre logique de succession des matières et des idées. Ce parti, d'ailleurs, nous a paru présenter cet avantage, d'initier peu à peu le lecteur, par l'étude des détails relatifs à la réaction des corps simples les uns sur les autres, à l'intelligence des principes qui se rattachent à leur association, ce qui doit nécessairement le disposer à mieux saisir l'explication, beaucoup trop abstraite quand elle est isolée de toute application, des lois selon lesquelles elle s'opère (1).

(1) Cette manière de procéder, quoique parfaitement logique, nous a conduit, il est vrai, à parler *d'atomes, d'équivalents, de formules chimiques*, avant d'avoir fait connaître la valeur réelle de ces expressions. C'est là, nous devons en convenir, un inconvénient bien réel du parti que nous avons adopté. — Mais eussions-nous mieux fait en suivant la marche ordinaire? Est-il possible, nous le demandons, de bien comprendre les lois de la combinaison, en les étudiant d'une manière complètement abstraite, et sans avoir été initié préalablement à l'étude physique et expérimentale des corps chimiques? Nous ne le pensons pas. Entre deux inconvénients, nous avons dû choisir celui qui nous paraissait le moins grave. L'utilité pratique bien évidente résultant de l'ordre que nous avons suivi, devait nous ôter d'ailleurs toute hésitation à cet égard.

CHAPITRE PREMIER.

ASSOCIATION DES CORPS SIMPLES ENTRE EUX.

Lois qui président à la formation des corps composés.

DE LA COMBINAISON, DE SA THÉORIE ET DE SES LOIS.

Sommaire. — Combinaison; --- Affinité; --- Causes de l'affinité; --- Doctrine électro-chimique; --- Proportions multiples; --- Nombres proportionnels ou équivalents chimiques; --- Théorie atomique; --- Signes représentatifs et formules abrégatives pour exprimer la composition des corps; --- Applications à l'analyse chimique et aux opérations industrielles.

COMBINAISON. — AFFINITÉ.

1414. **Définition.** — Par le mot *combinaison* (formé du latin *cum*, avec, et *bina*, deux choses), on entend généralement l'assemblage et l'association de deux ou même d'un plus grand nombre de choses. — En chimie, la *combinaison* est l'union intime et en proportions définies de deux ou d'un plus grand nombre de corps simples, pour former un corps composé. On dit encore qu'il y a combinaison, lorsqu'un corps simple s'unit

d'une manière intime et en proportions définies avec *un corps composé*, ou que la même association se fait entre *deux* ou *trois corps*, soit *simples*, soit *composés*. Les combinaisons formées de *quatre corps simples* ou *composés* sont très-rares. On connaît bien peu de composés *plus compliqués* que les combinaisons quaternaires.

1415. **La combinaison s'opère sous l'influence de l'affinité.** On exprime par le mot *affinité*, la *tendance* plus ou moins prononcée *qu'ont les corps chimiques à s'unir entre eux* pour former des combinaisons (1).

1416. **Ce qu'on entend en disant qu'un corps a plus ou moins d'affinité pour un autre corps.** On dit qu'un corps a *plus d'affinité* pour tel corps que tel autre qui s'y trouve combiné, lorsque, par son contact, *il s'en empare pour s'y unir*, et l'enlève au composé auquel il appartenait. Ainsi, par exemple, le *chlore* a plus d'affi-

(1) Le mot *affinité*, dans le sens que lui donnent les chimistes, n'a plus la même signification que dans le langage ordinaire. Dans la langue générale, il signifie *parenté par alliance*, et dans un sens figuré, *ressemblance*; c'est un rapport de *convenance* qui établit une liaison entre certains corps, ou un rapport de *similitude* qui conduit à classer ensemble les êtres entre lesquels il existe. Si j'appliquais en chimie cette manière d'entendre le mot *affinité*, je pourrais dire, par exemple, que le chlore, le brome et l'iode ont entre eux une grande affinité. Or, on sait bien qu'au contraire, ces trois corps ont très-peu d'affinité les uns pour les autres, dans l'acception que nous donnons à ce mot. L'affinité des chimistes n'est donc pas du tout la même que l'affinité ordinaire du langage commun. Cela n'est point particulier à la langue française : dans les autres langues, les deux acceptions de ce mot *affinité* se retrouvent également réunies dans un même terme. Ainsi le mot *verwandschaft*, en allemand, le mot *frendskap*, en suédois, le mot *affinity*, en anglais, ont les deux significations sur lesquelles je viens d'insister. Il en est de même en d'autres langues.

Le mot *affinité* a été introduit pour la première fois dans la science par Barchusen, en 1698, dans son ouvrage intitulé *Pyrosophia*. Barchusen entendait l'affinité dans l'acception ordinaire de ce mot. C'est Boerhaave qui l'a appliqué avec le sens que lui donnent aujourd'hui les chimistes. Pour lui, l'affinité n'est plus une ressemblance, c'est une aptitude des corps à s'unir, qui nécessite, au contraire, une *dissemblance*. (Dumas, *Leçons sur la phil. chimiq.*, recueillies par M. Bineau. — 559.)

nité pour *l'hydrogène* que n'en a le *soufre*, puisqu'il décompose *l'acide sulphydrique*, par sa seule tendance à s'unir à l'hydrogène pour former de *l'acide chlorhydrique*.

1447. **L'affinité n'est pas la seule force qui détermine la combinaison.** Longtemps on a considéré l'affinité comme une *force*, agissant *indépendamment de toute autre cause*, et donnant lieu, *dans toutes les circonstances*, à des effets *toujours semblables*. C'est sur ce principe que Geoffroy, puis ensuite Bergmann, avaient fondé leurs *tables d'affinités chimiques*. D'après les indications de ces tables, un corps agirait toujours à l'égard des autres corps, *en raison de son affinité pour chacun d'eux*, quelles que fussent d'ailleurs *les circonstances de leur contact*. Mais l'observation et l'expérience ont démontré et confirment chaque jour cette vérité : que l'affinité d'un corps pour un autre peut être modifiée par diverses causes (1). Berthollet a établi dans sa *Statique chimique*, et la pratique des laboratoires nous donne sans cesse de nouvelles preuves, que la *cohésion*, que la *pesanteur spécifique des éléments*, que la *pression*, que les *quantités* ou les *masses* des corps mis en contact, que la *température*, que *l'état électrique*, et que *d'autres causes encore* pouvaient *affaiblir ou augmenter*, et même *changer complètement l'action naturelle des affinités*. C'est, du reste, ce qui a été déjà expliqué, en parlant des généralités premières de la science chimique (34 à 50).

(1) Les tables d'affinités avaient pour objet de faire connaître les produits qui devaient prendre naissance quand on mettait deux corps en présence. Les auteurs de ces tables les croyaient exactes, sauf le cas où quelque circonstance physique venait troubler les effets de l'affinité. Pour faire comprendre d'un mot l'immense différence qui existe entre ce point de vue et celui de Berthollet, il suffit de rappeler que ce chimiste a prouvé qu'on peut, tout au contraire, prévoir les phénomènes chimiques déterminés par l'intervention de quelques propriétés physiques des corps, tandis que ceux qui s'expliquent par l'affinité pure échappent, pour ainsi dire, à toute prévision. (Théuard, *Traité de chim.*, t. V, p. 500.)

1418. **En quoi consiste l'affinité?** — L'affinité, jusqu'à Humphry Davy, premier auteur de la doctrine électro-chimique, a été considérée comme une force de même nature que l'*attraction* qui maintient les corps célestes dans le cercle ou l'orbite que leur a tracé le créateur ; force qui, en s'exerçant sur de grandes masses, comme les astres, prend le nom de *gravitation*. — C'est pour exprimer la ressemblance, sinon l'identité, de ces deux forces, qu'on avait appelé l'affinité chimique *attraction moléculaire*. Mais l'illustre chimiste anglais a établi, par un ensemble de preuves et de raisonnements, que les phénomènes de l'affinité pourraient être considérés comme purement *électriques*, et paraissaient dépendre de l'électricité développée et mise en jeu par le simple contact des corps qui ont de la tendance à s'unir.

DOCTRINE ÉLECTRO-CHIMIQUE.

1419. L'électricité, considérée comme cause immédiate de l'affinité chimique, a donné lieu à l'émission de diverses théories, destinées à expliquer les faits sur lesquels se trouve fondée la doctrine électro-chimique, considérée d'une manière générale. De tous les savants qui se sont occupés de cette question, Berzélius, qui a admis la polarité électrique des corps qui sont sur le point de se combiner, est celui dont les idées paraissent le mieux s'adapter aux phénomènes des réactions chimiques. Cependant OErsted, puis Ampère, puis M. Delarive, puis M. Becquerel, puis en dernier lieu M. Baudrimont, ont démontré qu'elle n'explique pas tous les faits, qu'elle est en contradiction avec quelques-uns, et ont présenté successivement des théories qui, il faut le dire, ne satisfont pas plus complètement que celle de Berzélius, à l'explication de l'universalité des faits, et qui d'ailleurs, ont l'inconvénient de se contredire récipro-

quement, de manière à laisser l'esprit dans une grande perplexité sur le choix à faire entre des hypothèses toutes plus ou moins ingénieuses. Nous n'avons pas la prétention de nous établir juge d'un pareil différent ; la mission que nous avons à remplir nous fait d'ailleurs un devoir de ne pas entrer dans la discussion de ces spéculations de la science, plus brillantes, que réellement utiles. Nous ne devons et nous ne voulons ici que montrer d'une manière générale la liaison remarquable qui existe entre les phénomènes de l'électricité et les phénomènes de l'affinité chimique. Pour cela, nous nous bornerons à rappeler en peu de mots les bases principales de la théorie électrique générale, puis à en faire l'application aux réactions des corps chimiques. Cette application, du reste, sera faite conformément aux idées de Berzélius, non parce qu'elles nous paraissent préférables à celles d'Ampère ou de Becquerel, par exemple, mais tout simplement par la raison qu'elles se comprennent avec plus de facilité et qu'elles sont plus généralement admises.

1420. **Résumé de la théorie générale de l'électricité.** —.

On sait que les physiciens admettent *deux espèces d'électricité* : l'une, développée par le *frottement du verre*, avec de la peau ou de la soie, est appelée *électricité vitrée* ou *positive* ; l'autre, qui se manifeste quand on frotte un bâton de *soufre*, de *résine* ou de *cire d'Espagne*, avec du drap ou de la peau, prend le nom d'*électricité résineuse* ou *negative*.

1421. Un corps chargé d'électricité *positive* attire ceux qui sont électrisés *negativement* et repousse, au contraire, ceux qui le sont par une *électricité de même nature*. — Un corps chargé d'électricité *negative* se comporte de son côté, d'une manière parfaitement identique, relativement à ceux qui sont électrisés *positivement*.

1422. Dans l'état ordinaire des corps, tous sont imprégnés à leur surface d'une certaine somme des deux *électricités, neutralisées l'une par l'autre*, et qui ne manifestent leur présence par aucune des propriétés du *fluide électrique libre*, soit vitré ou positif, soit résineux ou négatif. — Le frottement de deux corps l'un contre l'autre, du verre contre la peau, ou de la résine contre le drap, a pour effet de les *séparer* et de rendre manifeste leur propriété d'attirer les corps chargés d'électricité opposée, de repousser ceux qui le sont d'une électricité de même nature; propriété qui, avant le frottement, était rendue *latente* par la neutralisation réciproque des deux électricités. — Sous l'influence du frottement, *l'électricité positive des deux corps* se fixe sur le verre; l'électricité résineuse sur la peau. — Si c'est la *résine* qui est soumise au frottement par du *drap*, elle prend *l'électricité négative des deux corps*, et le drap reste imprégné de leur *électricité positive ou vitrée*.

1423. Supposons maintenant qu'en cet état, *deux corps électrisés*, l'un *positivement*, l'autre *négativement*, soient *rapprochés tout-à-coup*; voici ce qu'il arrivera : les deux électricités opposées, qui ont une grande tendance à se réunir, se *précipiteront* l'une vers l'autre, se *pénétreront*, se *neutraliseront mutuellement* en produisant une *étincelle*, c'est-à-dire un *dégagement de chaleur et de lumière*, et tout signe d'électricité dans ces deux corps *disparaîtra à l'instant*.

1424. La dissociation des deux électricités neutralisées l'une par l'autre peut aussi être déterminée par *d'autres causes*, et particulièrement par le *simple contact de deux corps de nature différente*. C'est ainsi, par exemple, qu'une plaque de *zinc*, mise en contact avec une plaque de *cuivre*, constitue un *élément de la pile voltaïque*; — *l'électricité positive des deux plaques* se porte

sur le zinc, et leur *électricité négative* sur le cuivre. Les deux métaux, par l'effet de leur contact, se trouvent donc constitués dans un état électrique opposé (1).

1125. Application de la théorie générale de l'électricité aux phénomènes de la combinaison chimique. — Ce qui se passe dans le frottement du verre contre la peau, de la résine contre le drap, comme dans le contact du zinc avec le cuivre, se produit, selon Berzélius, d'une manière tout-à-fait semblable dans la *combinaison chimique*. Par le *contact moléculaire* de deux corps qui ont de la *tendance à s'unir* (du chlore et de l'arsenic, par exemple), le premier se charge de l'électricité po-

(1) Volta admettait que le *seul contact* des métaux ou d'autres substances hétérogènes suffisait pour *séparer les deux électricités*. On a reconnu depuis que *l'action chimique exercée par les corps en contact avait une grande influence sur ce phénomène*. Ainsi, par exemple, Peppys, Biot, F. Cuvier, ont démontré que le *contact de l'air atmosphérique exerce une action évidente sur la marche de la pile voltaïque*. Ainsi Wollaston a établi, d'après le résultat de beaucoup d'expériences, que *l'oxydation des métaux est la principale cause du développement de l'électricité par cet instrument*. On sait en outre, particulièrement par les beaux travaux de M. Becquerel, que *toute réaction chimique donne lieu à des phénomènes électriques*. M. Delarive a démontré d'ailleurs, par des expériences multipliées, qu'il y a constamment des actions chimiques mises en jeu dans la pile de Volta. Il a fait voir, par exemple, qu'une pile qui donne, au milieu de l'air ordinaire, des phénomènes d'électricité très-prononcés, cesse d'en manifester quand elle est plongée dans un gaz, comme l'hydrogène, sans action chimique sur les métaux dont elle est composée. Le seul contact de la main peut contribuer au développement de l'action électrique, par l'influence du produit de la température cutanée sur le zinc.

L'opinion de Volta ne peut donc pas être *adoptée sans modification*. Ne sait-on pas, en effet, depuis longtemps que les liquides interposés entre les éléments de la pile donnent lieu à un développement d'électricité d'autant plus considérable qu'ils attaquent plus énergiquement un des métaux dont ces éléments se composent. Mais, ces faits étant admis, doit-on complètement rejeter l'hypothèse de Volta? M. Bouchardat ne le pense pas : il regarde comme certain — *qu'il se développe, au contact des corps hétérogènes, une force particulière qui a une influence plus ou moins marquée sur l'énergie et sur la nature de toutes les réactions chimiques*. — On lira avec intérêt le détail des expériences qu'il a faites pour appuyer cette opinion, et qui se trouvent indiquées dans la troisième partie des *Éléments de physique* de Person, à la page 812.

sitive de l'un et de l'autre, et le second de leur électricité négative. Mis ainsi en présence, *les deux fluides s'attirent réciproquement*, et entraînent dans leur réunion les molécules hétérogènes auxquelles ils se trouvent adhérents. En même temps que les électricités se neutralisent et qu'elles déterminent, par leur réunion, une émission de chaleur et de lumière, les molécules de nature opposée s'unissent également et se neutralisent aussi, ou perdent les propriétés qui leur sont propres, pour en acquérir de nouvelles. Avec la combinaison des deux corps, tous les signes d'électricité déterminés par leur contact disparaissent immédiatement.

1426. Dans l'exemple qui vient d'être cité, la ressemblance des phénomènes chimiques avec ceux d'une expérience purement électrique est manifeste, car le chlore et l'arsenic, en se combinant à la température ordinaire, donnent lieu à un *dégagement de chaleur et de lumière* qui correspond à la formation de *l'étincelle électrique* produite par la réunion et la neutralisation des deux fluides mis en présence au moyen de conducteurs. Mais, dans la plupart des cas de réaction chimique, le *dégagement de chaleur est insensible*, et le plus souvent la combinaison du corps s'opère et se complète *sans aucune émission de lumière*. A cette objection qu'on pourrait faire à la doctrine électro-chimique, il est facile de répondre. Le dégagement de chaleur est en raison directe de l'énergie électrique ou de la quantité d'électricité mise en mouvement dans un temps donné, par le contact moléculaire. Quand la réaction est vive, il peut se manifester subitement une grande quantité de calorique et même de lumière; mais quand elle est faible et qu'elle s'opère lentement, l'émission de ces fluides peut s'atténuer jusqu'à devenir insensible, et

quelquefois même jusqu'au point de ne pouvoir être perçue par nos sens, bien que cependant elle ait lieu en réalité. Cette remarque s'applique d'ailleurs à l'action électro-motrice du frottement des corps, et à celle de leur contact non moléculaire, lesquelles, de même que la réaction chimique, peuvent tantôt donner lieu à des *phénomènes électriques bien évidents*, tantôt produire un *dégagement si faible* (quoique bien réel) d'électricité, qu'il n'est *nullement perceptible pour nos sens*.

1427. On a fait, nous l'avons déjà dit, des objections et des *objections graves* à cette théorie; nous ne nous en occuperons pas, car elles seraient déplacées dans un livre d'application. Nous renvoyons, à cet égard, aux ouvrages de physique et de philosophie chimique, et particulièrement au remarquable *Traité* que vient de publier M. Baudrimont (1), ouvrage où les questions de théorie sont traitées avec autant de clarté que de profondeur. Par leur lecture on pourra se convaincre que la doctrine électro-chimique est loin d'avoir acquis, ainsi que celle de la gravitation, par exemple, ce haut degré de probabilité qui fait admettre un système comme une vérité incontestable, bien que cependant il ne soit pas possible de donner une démonstration matérielle de son exactitude. Mais on verra en même temps qu'elle repose sur des faits qu'il est bien difficile d'expliquer par la théorie pure et simple de l'affinité, telle que la comprenaient les chimistes du dernier siècle, tandis que leur analogie avec ce qu'on observe dans les phénomènes ordinaires de l'électricité est vraiment frappante.

1428. Ainsi, par exemple, et pour résumer ce qui a été dit à l'égard de la doctrine électro-chimique, il a été *expérimentalement démontré* :

(1) *Traité de chimie générale et expérimentale*, t. I, p. 230 à 233.

1° Que pendant la combinaison des corps chimiques, il se produit quelquefois de la lumière, toujours de la chaleur et toujours de l'électricité. — Le développement de l'électricité dans toute combinaison peut être démontré, comme l'a fait M. Becquerel, au moyen du *multiplieur électrique*.

2° Que les corps qui sont *près de se combiner* montrent des *éлектриités libres opposées*, et qui augmentent de force à mesure qu'elles approchent davantage de la température à laquelle la combinaison peut s'effectuer.

3° Que *tous les signes d'électricité* développés par le contact cessent aussitôt que la combinaison a lieu.

4° Que *tous, ou du moins presque tous les corps formés de plusieurs éléments*, soumis à l'influence simultanée des deux fluides développés par la pile voltaïque, sont susceptibles d'être décomposés. — Cette décomposition est, du reste, facile à expliquer : *L'électricité positive développée par l'appareil de Volta exerce une attraction plus forte sur l'électricité négative du corps composé, que celle exercée par le fluide positif ou vitré de ce corps sur son fluide négatif ou résineux, et réciproquement*.

1429. De tout ce qui précède il faut enfin tirer cette conclusion : — Bien que les théories électro-chimiques de Berzélius, d'Ampère, de Becquerel, etc., ne puissent expliquer tous les faits observés dans les réactions chimiques, il n'en reste pas moins évident pour tout esprit observateur que *l'électricité joue un très-grand rôle dans les combinaisons et les dissociations chimiques*. Si donc elle n'est pas la *cause immédiate* de l'affinité, elle est au moins *très-fortement liée à cette cause*.

1430. **Division des corps en électro-positifs et électro-négatifs.** — Quand la décomposition d'un corps est opérée par la pile, l'un des principes ou éléments va au *pôle, électrode ou réophore positif* (1), l'autre au *pôle,*

(1) Ampère, considérant que la dénomination de *pôles* est impropre et ne présente à l'esprit que de fausses analogies, a donné le nom de *réophores* (portecourants) aux portions de conducteurs soudées aux extrémités de la pile. — Ex-

réophore ou *électrode négatif*. On dit alors que le premier est *électro-négatif*, car, pour être attiré au pôle positif, il faut qu'il soit chargé *d'électricité négative*; et que le second est *électro-positif*, car, allant au *pôle négatif*, il doit être chargé *d'électricité positive*, autrement il serait *repoussé*.

1431. D'après leurs rapports électriques mutuels, les corps peuvent donc être divisés en

Électro-positifs.

et

Électro-négatifs.

Faraday, partant du principe que la force déterminante de la décomposition n'est pas aux pôles, mais bien dans les corps décomposés, a considéré les pôles ou *réophores* comme des portes par lesquelles le courant électrique débouche dans les corps composés, et il les a nommés *électrodes*. Il appelle *électrolytes* les corps dont les éléments sont séparés par les *électrodes*.

Faraday distingue les électrodes en *anode* et en *catode*, d'après les considérations suivantes, ainsi exprimées dans le *Traité de physique* de Person :

M. Faraday, désirant avoir une mesure naturelle de la direction électrique, a cherché cette mesure dans la terre. Si le magnétisme de la terre est dû à des courants électriques circulant autour d'elle, ces derniers doivent être dirigés constamment de l'est à l'ouest; or, si dans certains cas de décomposition chimique, le corps décomposé est placé de manière à ce que le courant qui le traverse ait la même direction et soit parallèle à celui qu'on suppose exister dans la terre, alors les surfaces par lesquelles passe l'électricité auront un rapport invariable et montreront toujours la même relation de pouvoir. M. Faraday propose en conséquence d'appeler l'électrode qui est tourné vers l'est *anode* (ἀνά, en haut, ἔδος, chemin, route par où s'élève le soleil); et celle vers l'ouest *catode* (κατά, en bas, ἔδος, route par où le soleil disparaît). L'anode est donc la surface par laquelle entre le courant électrique; c'est celle où se montrent l'*oxygène*, le *chlore* et les *acides*. La catode est la surface où le courant abandonne le corps décomposé; c'est celle où se développent l'*hydrogène*, les corps combustibles, les métaux, etc.

M. Faraday a conclu d'un grand nombre d'expériences, que la décomposition électro-chimique ne dépend pas de l'action simultanée des deux électrodes, puisqu'en ne se servant que d'un seul électrode la décomposition s'effectue, et que l'un des éléments mis en liberté passe à l'électrode directement en action, que cet électrode soit le positif ou le négatif; tandis que l'autre élément se réfugie vers l'autre extrémité du corps soumis à la décomposition, quand bien même ce corps serait terminé par l'air. (*Élé. de phys.*, 3, p. 766)

1432. Pour que deux corps puissent se combiner, il faut que l'un soit électro-négatif à l'égard de l'autre, et celui-ci électro-positif pour le premier.

1433. Parmi tous les corps, il n'y a que l'oxygène qui soit électro-négatif à l'égard de tous les autres, c'est-à-dire d'une manière absolue. Les autres corps sont électro-négatifs pour les uns, électro-positifs pour les autres. — Les corps les plus électro-positifs sont les métaux alcalins et terreux.

1434. Dans le tableau suivant, établi par Berzélius, les corps sont rangés de telle manière que chacun est électro-positif pour ceux qui le précèdent, électro-négatif pour ceux qui le suivent. Il résulte de cette disposition que le corps le plus électro-négatif (l'oxygène) commence la série, qui se termine par le corps le plus électro-positif (le potassium).

1. Oxygène.	20. Titane.	39. Fer.
2. Soufre.	21. Silicium.	40. Zinc.
3. Azote.	22. Hydrogène.	41. Manganèse.
4. Fluor.	23. Or.	42. Cerium.
5. Chlore.	24. Osmium.	43. (Lanthane)
6. Brome.	25. Iridium.	44. Thorium.
7. Iode.	26. Platine.	45. Zirconium.
8. Sélénium.	27. Rhodium.	46. Aluminium.
9. Phosphore.	28. Palladium.	47. Yttrium.
10. Arsenic.	29. Mercure.	48. Glucynium.
11. Chrome.	30. Argent.	49. Magnésium.
12. Vanadium.	31. Cuivre.	50. Calcium.
13. Molybdène.	32. Uran.	51. Strontium.
14. Tungstène.	33. Bismuth.	52. Baryum.
15. Bore.	34. Étain.	53. Lithium.
16. Carbone.	35. Plomb.	54. Sodium.
17. Antimoine.	36. Cadmium.	55. Potassium.
18. Tellure.	37. Cobalt.	
19. Colombium.	38. Nickel.	

1435. Lois de composition et de décomposition des corps, suivant la doctrine électro-chimique.

Un corps qui peut se combiner avec d'autres, tantôt

comme électro-positif, tantôt comme électro-négatif, ne peut être chassé de la première de ces combinaisons que par des corps plus positifs, et de la seconde que par des corps plus négatifs. Exemple : le soufre, électro-positif dans l'acide sulfurique, peut en être chassé par des corps qui le sont davantage; mais il ne peut être enlevé au sulfure de plomb, où il est électro-négatif, que par des corps plus négatifs encore que le soufre à l'égard du plomb, comme par l'oxygène (1).

1436. Si la théorie électro-chimique est bien fondée,

(1) Berzélius, dit M. Baudrimont, ne regarde pas comme définitif l'ordre électro-chimique qui vient d'être exposé. En effet, on peut faire à ce tableau un assez bon nombre d'objections difficiles à lever; car l'ordre des corps étant déterminé d'une manière fixe, on n'expliquera jamais les variations observées dans les affinités chimiques, selon les circonstances accompagnant les réactions. Par exemple, il n'est pas démontré que le fluor soit bien à sa place : le fluorure d'argent est décomposé par le chlorure, et les fluorures en général ne sont point décomposés par l'oxygène. Le chlore chasse l'oxygène de l'eau, sous l'influence de la lumière. L'hydrogène réduit les oxydes qui sont placés immédiatement au-dessous de lui jusqu'à l'oxyde de zinc exclusivement; encore cela aurait peut-être lieu à une température très-élevée. Enfin, il est encore d'autres objections que l'on pourrait faire, mais dans lesquelles il serait trop long d'entrer. (Baudrimont, *Traité de chim. gén. et experim.*, tom. 1, p. 256.)

Tous les chimistes, en effet, ne sont pas d'accord sur la place que doivent occuper plusieurs corps dans l'échelle électro-chimique, on pourra en juger en comparant le tableau suivant, extrait de l'ouvrage de Thénard, à celui de Berzélius, donné ci-dessus :

Oxygène.	Bore.	Palladium.	Manganèse.
Fluor.	Carbone.	Mercure.	Cérium.
Chlore.	Antimoine.	Argent.	Thorium.
Brôme.	Tellure.	Cuivre.	Zirconium.
Iode.	Tantale.	Urane.	Aluminium.
Soufre.	Titane.	Bismuth.	Yttrium.
Sélénium.	Silicium.	Étain.	Magnésium.
Azote.	Hydrogène.	Plomb.	Calcium.
Phosphore.	Or.	Cadmium.	Strontium.
Arsenic.	Osmium.	Cobalt.	Baryum.
Chrome.	Iridium.	Nickel.	Lithium.
Molybdène.	Platine.	Fer.	Sodium.
Tungstène.	Rhodium.	Zinc.	Potassium.

toute combinaison, dit Berzélius, dépend uniquement de deux forces opposées, qui sont l'électricité positive et l'électricité négative. D'où il résulte nécessairement qu'il n'y a dans chaque combinaison que deux parties constituantes réunies par l'influence électro-chimique. D'après cela, tout corps composé, quel que soit le nombre de ses éléments, peut être divisé en deux parties : l'une positivement, l'autre négativement électrique. Exemples : le sulfate de soude a pour éléments électro-chimiques l'acide sulfurique et la soude, bien qu'il soit en réalité formé d'oxygène de soufre et de sodium. — L'alun, dont les éléments primitifs, sont l'oxygène, le soufre, l'aluminium, le potassium, a le sulfate d'alumine pour élément électro-négatif, et le sulfate de potasse pour élément électro-positif.

1437. Quand les corps sont décomposés par la pile voltaïque, ils sont toujours, en effet, divisés primitivement en deux parties : l'une qui va au pôle positif, l'autre qui se rend au pôle négatif. C'est ce qui arrive, par exemple, pour les sels : l'élément électro-négatif est attiré par le pôle positif, et la base élément électro-positif est attirée par le pôle négatif. — Mais, après cette séparation, il arrive souvent, particulièrement lorsque la pile est énergique, ou que l'un des éléments électro-chimiques est facilement décomposable, qu'il s'opère une décomposition secondaire, laquelle a lieu, comme la première, sous l'influence de la même cause et dans le même ordre électro-chimique. C'est ainsi, par exemple, que dans la décomposition du sulfate de cuivre, l'acide se rend avec l'oxygène de la base au pôle positif, tandis que le métal, séparé de son oxyde, par l'effet de la décomposition secondaire de celui-ci, se rend au pôle négatif. — Il peut même arriver que l'acide et que la base, après leur séparation, soient à leur tour dé-

composés *tous deux*. Dans ce cas, tout l'oxygène (celui de la base comme celui de l'acide) se rend au pôle positif, pendant que les *deux radicaux* (celui de l'acide comme celui de la base) sont attirés vers le pôle négatif (1). — Mais, du reste, cela, comme on voit, ne détruit pas ce principe : *que dans toute combinaison, quel que soit le nombre des éléments, il n'y a réellement que deux parties constituantes réunies par l'influence électrique.*

LOIS DE LA COMBINAISON.

1438. On vient de voir que les corps se combinent sous l'influence d'une cause que les uns appellent *affinité*, que d'autres considèrent comme une force purement électrique : il reste à étudier comment, sous quelles conditions, et d'après quelles lois elle s'opère.

1439. **Distinction de la combinaison d'avec la solution.** — Les corps en se réunissant d'une manière *intime*, peuvent former deux sortes d'alliances, très-différentes l'une de l'autre : 1° la *combinaison*, qui ne s'opère que sous l'influence de l'affinité ou d'une force électro-chimique ;

(1) Tous les sels sont décomposés par la pile, mais ils présentent des phénomènes variés dépendant, soit de la force de la pile, ou de la stabilité de l'acide, ou de la base, ou de leur facile décomposition. — Quand la tension de la pile n'est pas trop forte, et que l'acide et la base se décomposent difficilement, ces deux composés sont seulement séparés; l'acide est toujours attiré vers le pôle positif, tandis que la base va vers le pôle négatif. Quand l'oxyde seul est facilement décomposable, alors non seulement il est séparé de l'acide, mais encore il est réduit; son métal va vers le pôle négatif, tandis que l'oxygène et l'acide vont au pôle positif. Quand c'est l'acide qui se décompose facilement, il est lui-même décomposé, ou bien, si la pile n'est pas suffisamment forte, seulement désoxygéné, et l'oxygène qu'il perd vient au pôle positif, le radical et l'oxyde au pôle négatif. Si enfin tous les deux, l'acide et l'oxyde, peuvent se décomposer, l'oxygène, et de la base et de l'acide, se rend au pôle positif, et le métal de l'oxyde et le radical de l'acide se rendent au pôle négatif. (Person, *Élém. de phys.*, 3° p., 685.)

2^o la *solution*, qui est indépendante, soit de l'affinité, soit des forces électriques.

1440. La *combinaison* est un mode d'association dans lequel les principes élémentaires *se pénètrent si complètement*, que le plus souvent ils *se neutralisent* ou *perdent leurs propriétés propres*, pour en *acquérir de nouvelles, toutes différentes de celles qui les caractérisent dans leur état d'isolement*. Leur couleur, leur odeur, leur saveur, leur solubilité, leur action sur l'économie animale, etc., tout cela, le plus souvent, se trouve changé par la combinaison. Exemples : le *mercure*, qui est *blanc*, et *l'iode*, dont la couleur est le *gris de fer*, forment deux composés, l'un *verdâtre*, l'autre d'un *très-beau rouge*. Le *soufre* et *l'hydrogène*, qui *n'ont pas d'odeur*, prennent, par leur union à l'état d'*acide sulfhydrique*, une odeur infecte d'œufs pourris. Le *chlore*, qui a une *saveur acre*, et le *sodium*, qui peut exercer sur la langue une action caustique, réunis à l'état de *chlorure de sodium*, constituent un sel très-agréable au goût et dont le contact avec nos organes n'est nullement dangereux. La *baryte* et *l'acide sulfurique*, qui sont très-solubles dans l'eau, s'unissent pour former un composé insoluble, le *sulfate de baryte*. *L'azote*, le *carbone*, *l'hydrogène*, qui, pris isolément, *n'exercent pas d'action délétère* sur les appareils de la vie animale, combinés à l'état d'*acide cyanhydrique*, constituent un *poison des plus violents et des plus dangereux*. *L'acide azotique*, qui peut brûler et détruire la membrane muqueuse gastrique, la *potasse caustique*, dont le contact avec nos tissus détermine rapidement une *brûlure*, une *scarification*, forment en se combinant, un sel de nature *rafratchissante (azotate de potasse)*, et qui n'acquiert des propriétés délétères qu'en l'administrant à très-haute dose.

1441. Dans la *solution*, au contraire, il n'y a pas

entre les corps cette *pénétration complète, absolue, d'où résulte la neutralité*. Un solide, en se fondant, en disparaissant dans un liquide, s'y associe bien, il est vrai, d'une manière intime, mais par *simple mélange*, et sans que chacun des deux corps perde rien de sa nature propre, spéciale; aussi peuvent-ils être séparés très-facilement l'un de l'autre, par *simple action physique* et sans faire intervenir, comme cela est le plus souvent nécessaire pour détruire une véritable combinaison, *l'affinité d'un autre corps*. Les huiles essentielles, par exemple, les résines, l'iode, ne perdent ni leur odeur, ni leur couleur, ni leur saveur, ni leurs propriétés chimiques, ni leur action médicale en s'associant à l'alcool, et il suffit, pour qu'ils s'en séparent, de verser dans l'eau leur solution alcoolique. En formant une *solution aqueuse*, le sucre reste doux, le sulfate de magnésie, amer, le sel de cuisine, salé; tous trois peuvent facilement être séparés de l'eau par simple *cristallisation*.

1412. La combinaison s'opère entre des corps de nature dissemblable; la solution, entre des corps de nature analogue.

Quand les corps se combinent, leur association intime s'opère avec d'autant plus de force, dit Dumas, et d'une manière d'autant plus parfaite que leurs propriétés sont plus opposées; ils se dissolvent d'autant mieux, au contraire, qu'ils se ressemblent davantage. Ainsi, par exemple, c'est pour les alcalis que les acides ont le plus d'affinité; — c'est, au contraire, dans les liquides de même nature que les solides, que ceux-ci sont susceptibles de se fondre : le mercure agit ainsi avec les métaux; l'eau qui est un corps oxygéné, avec les acides; l'alcool, l'éther, les huiles essentielles, qui sont des matières très-hydrogénées, avec les graisses et les résines, substances dans la composition desquelles l'hydrogène prédomine relativement à l'oxygène.

1443. La combinaison se fait en proportion définies; la solution sans proportions fixes.

La combinaison et la solution *diffèrent surtout l'une de l'autre* sous le rapport des proportions suivant lesquelles s'unissent les corps.

1444. Dans la solution, la quantité relative des corps qui s'associent n'a *pas de limites fixes*, si ce n'est le *point absolu de saturation du liquide*, à une température déterminée. Un litre d'eau peut fondre depuis moins d'un millionième de gramme jusqu'à 100, 200, 300, 400, 500 grammes et au-delà de sulfate de soude. Un gramme d'acide sulfurique est susceptible de se mélanger avec un litre, un décilitre, un centilitre d'eau, aussi bien qu'avec un hectolitre de ce liquide.

1445. Dans la combinaison, au contraire, il y a un rapport nécessaire et constant entre les proportions d'un corps et celles d'un autre corps qui s'y unit. *Au-dessus et au-dessous* de ces quantités relatives, qui sont immuables, *il ne saurait y avoir combinaison*. Tout ce qui se trouve en plus, soit d'un élément, soit de l'autre, lorsque deux corps se combinent, reste séparé, conserve ses propriétés propres, et par conséquent ne se neutralise pas. — Ainsi, par exemple, pour former 100 parties d'*iodure ferreux*, il faut employer :

$$\left. \begin{array}{l} \text{Fer. 17,68} \\ \text{Iode 82,52} \end{array} \right\} = 100$$

Si, au lieu de cette proportion de fer, on en met 30 en contact avec la quantité d'iode indiquée, l'*iodure ferreux* étant formé, il restera 42,32 de fer non combiné ou à l'état métallique. — Avec un excès d'iode, le résultat sera tout-à-fait analogue : 100 d'iode mis en contact avec 17,68 de fer, formeront 100 d'*iodure ferreux*, et il restera 47,68 d'iode à l'état libre ou non combiné, facile à reconnaître par ses caractères physiques.

1446. La combinaison, d'ailleurs, n'est pas seulement soumise à cette loi remarquable de fixité dans les proportions relatives des éléments de chaque composé : ces proportions, considérées relativement à tous les corps chimiques, se trouvent naturellement établies dans un *rapport très-simple*, et suivant une *proportion également simple et régulière*, lorsque deux mêmes corps sont susceptibles de former plusieurs composés. — Cette constance de proportions et cette simplicité de rapports dans les quantités respectives des éléments de chaque composé, constitue ce qu'on appelle *loi des proportions multiples*, loi qui peut être considérée comme un des plus beaux résultats synthétiques de la chimie.

LOI DES PROPORTIONS MULTIPLES.

1447. Les corps ne se combinent entre eux que dans un petit nombre de proportions.

On a cru longtemps que les corps ne suivaient aucune règle fixe dans leurs combinaisons ; que les composés avaient chacun leurs proportions particulières, et qu'*aucun rapport général* n'existait entre la composition d'un corps et celle des autres corps.

1448. On sait aujourd'hui que les corps, considérés d'une manière générale, ne se combinent entre eux qu'en un *petit nombre de proportions*, et que ces proportions sont toujours entre elles dans un rapport simple, comme, par exemple, 1 : 1 ; 1 : 2 ; 1 : 3 ; 1 : 4 ; 1 : 5.

Cette loi peut être formulée de la manière suivante : — *Quand deux corps peuvent se combiner en plusieurs proportions, la quantité de l'un étant prise pour unité, celle de l'autre croît en poids ou en volume, comme les nombres simples 1, 2, 3, 4, 5.*

Quelquefois cependant le rapport de composition, au lieu d'être 1 à 1, 1 à 2, est 1 à 1 $\frac{1}{2}$, 2 à 3, 2 à 5, 2 à 7.

Quelquefois même il est plus compliqué. Mais ces cas sont rares, exceptionnels, et proviennent sans doute, comme le fait observer M. Thénard, de ce que l'on ne connaît pas encore tous les composés que les corps susceptibles de ces anomalies peuvent former.

1449. La combinaison des corps en proportions simples et multiples est prouvée expérimentalement par la combinaison des gaz entre eux.

La combinaison des gaz entre eux fournit une *preuve expérimentale* de la réalité de cette loi, comme on peut le voir par les exemples indiqués dans le tableau suivant, lesquels démontrent, en outre, que leur *contraction* apparente, en se combinant pour former un gaz composé, est aussi *en rapport simple avec leur volume primitif*.

200 volum. gaz hydrogène	+ 100 vol. gaz oxygène	= Eau.
100	+ 100 gaz chlore . . .	= 200 gaz acide chlorhydr.
300	+ 100 gaz azote . . .	= 200 gaz ammoniacque.
100 gaz azote	+ 50 gaz oxygène . . .	= 100 protoxyde d'azote.
100	+ 100	= 200 gaz bi-oxyde d'azote.
100	+ 150	= acide azoteux.
100	+ 200	= acide hypo-azotique.
100	+ 250	= acide azotique.
100 gaz acide chlorhydrique	+ 100 gaz ammoniac.	= chlorhydrate d'ammon.
100 gaz ammoniacque . . .	+ 50 acide carboniq.	= carbonate d'ammoniacque.
100	+ 100	= bi-carbonate d'ammoniac.

1450. Cette loi si remarquable de combinaison des gaz, dont nous devons la connaissance à Gay-Lussac, devait nécessairement conduire à une *loi plus générale*, car dans la nature tout tend à se généraliser, c'est-à-dire à se simplifier. L'état gazeux n'est-il p^e, en effet, simplement relatif à la température? Ne peut-on pas vaporiser ou gazéifier un très-grand nombre de solides et de liquides, et n'est-il pas plus que probable que ceux non encore obtenus à l'état aériforme se transformeraient en gaz ou en vapeurs, si l'on pouvait les soumettre à

une chaleur plus forte que celle qu'il nous est donné de produire avec nos moyens actuels? — Or, si l'on admet que tous les corps liquides et solides sont susceptibles de passer à l'état aériforme, il devient évident qu'ils doivent suivre dans leurs combinaisons la loi qui préside à l'union des gaz entre eux. Berzélius, en effet, a démontré que cette loi était générale.

4451. Voici d'ailleurs plusieurs exemples de combinaison des corps solides ou liquides en proportions simples ou multiples :

100 étain . . . +	15,6	oxygène =	protoxyde d'étain.
100 +	27,2 =	bi-oxyde d'étain.
100 mercure. +	5,95	oxygène =	protoxyde de mercure.
100 +	7,90 =	bi oxyde de mercure.
100 cuivre. . . +	12,638	oxygène =	protoxyde de cuivre.
100 +	25,276 =	deutoxyde de cuivre.
100 +	50,552 =	quadroxyde de cuivre.
201,16 soufre +	200	oxygène =	acide sulfureux.
201,16. . . . +	300 =	acide sulfurique.

4452. Cette loi d'ailleurs est bien plus générale encore, puisqu'elle s'applique aux *éléments composés* comme aux éléments simples. L'exemple suivant en est une preuve :

117,98 potasse +	100	acide sulfurique =	sulfate de potasse.
117,98 potasse +	200	acide sulfurique =	bi-sulfate de potasse.

4453. Ce n'est pas tout encore : Berzélius a découvert que, dans les corps formés d'éléments composés, il y a un *rappor constant* entre les proportions de quelques-uns de leurs éléments, ce qu'il a formulé de la manière suivante : — — *Deux atomes binaires auxquels l'élément électro-négatif est commun, se combinent toujours dans des proportions telles, que le nombre des atomes de l'élément électro-négatif de l'un est en rapport simple avec le nombre des atomes de l'élément électro-négatif de l'autre.* — Ainsi, par exemple, dans les sulfates neu-

tres, la quantité d'oxygène de l'oxyde est la quantité d'oxygène de l'acide, comme 1 est à 3.

1454. NOMBRES PROPORTIONNELS OU ÉQUIVALENTS
CHIMIQUES.

Ce qu'on entend par nombres proportionnels.

La combinaison se faisant invariablement dans des proportions constantes et définies, on concevra facilement que ces proportions puissent être représentées par des *nombres déterminés*.

L'analyse nous apprend, par exemple, que 100 parties d'oxygène se combinent avec

75,	carbone.
177,04	azote.
12,50	hydrogène.
1294,30	plomb.
1351,61	argent.

Ces nombres *trouvés par l'expérience*, ainsi que les *nombres analogues des autres corps simples*, indiquent bien les proportions constantes et définies qu'il faut employer de chacun de ces corps pour les combiner à l'oxygène. — Ces *nombres* sont donc bien évidemment les *nombres proportionnels* de ces corps, *par rapport à l'oxygène*.

1455. Mais l'expérience démontre encore que les proportions dans lesquelles les corps se combinent *avec l'un d'eux*, avec l'oxygène par exemple, sont absolument les mêmes que celles dans lesquelles ils se combinent *tous entre eux*. Ainsi, 100 d'oxygène se combinant avec

12,50	hydrogène.
201,16	soufre.
1351,61	argent.

12,50 hydrogène se combineront avec 201,16 soufre, et
201,16 soufre avec 1351,61 argent, et

ainsi de suite pour tous les autres corps simples. D'où l'on voit que les nombres proportionnels déterminés relativement à l'oxygène, se trouvent être exactement les mêmes par rapport aux autres corps, et indiquent en définitive *les quantités pondérales dans lesquelles tous les corps simples se combinent entre eux.*

1456. D'après ce fait invariable, si l'on combine, par exemple :

gram.			gram.	
12,50	hydrogène avec	100,	oxygène ou aura	112,50
12,50	hydrogène. . .	201,16	soufre.	213,66
201,16	soufre.	1351,61	argent.	1552,77
				eau.
				acide sulfhydriq.
				sulfure d'argent.

Ou bien encore :

12,50	hydrogène avec	1579,50	iode donneront	1592,	acide iodhydriq.
1579,50	iode.	1351,61	argent.	2931,11	iodure d'argent.
1579,50	iode.	1294,50	plomb.	2874,	iodure de plomb.
1294,50	plomb.	201,16	soufre.	1495,66	sulfur. de plomb.
1294,50	plomb.	442,65	chlore.	1757,15	chlor. de plomb.
442,65	chlore.	1351,61	argent.	1794,26	chlorur.d'argent.

1457. Les quantités pondérales représentées par les nombres proportionnels sont très-différentes les unes des autres, mais équivalentes entre elles. --- Équivalents chimiques.

Les nombres qui représentent les proportions des corps sont, comme on a dû le remarquer, *très-différents* les uns des autres : c'est qu'en effet, pour saturer un même corps, il faut des quantités très-différentes de chacun des autres corps. Ainsi, par exemple, pour combiner le fer avec l'oxygène, avec le soufre, avec l'iode, avec le chlore, il faudra pour 339,20 Fe, nombre proportionnel ou équivalent de ce métal :

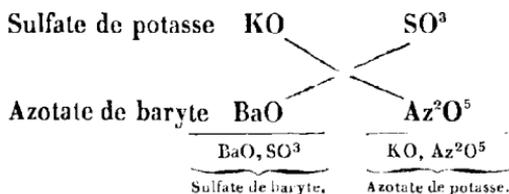
Oxygène. . . .	100
Soufre.	201,16
Iode.	1579,50
Chlore.	442,65

1458. Les quantités pondérales des corps représentées par les nombres proportionnels, quoique très-différentes les unes des autres, sont, comme on vient de le

voir, *équivalentes les unes aux autres*, puisque pour saturer, par exemple, 339^{gram} 20 de fer, on peut prendre indifféremment 100^{gr} oxygène, 201^{gr},16 soufre, 1579^{gr},50 iode, ou 442^{gr},65 chlore. De là le nom d'*équivalents* qu'on a donné aux *nombre proportionnels*. Cette dénomination d'*équivalents* indique, en effet, que les corps pris dans les quantités représentées par leurs nombres proportionnels *ont une puissance de saturation égale les uns à l'égard des autres*, et sont susceptibles, par conséquent, de se *remplacer*, de se *substituer* les uns aux autres, dans les nombreuses combinaisons chimiques où ils peuvent être engagés.

1459. Cette propriété si remarquable des équivalents, de pouvoir se *remplacer* mutuellement, ou de se *substituer* les uns aux autres dans les composés chimiques, fut d'abord observée par Wenzel, en étudiant la *décomposition réciproque des sels*, puis ensuite par Richter, dans la *substitution d'un métal à un autre faisant partie d'une dissolution saline*; et rien ne saurait mieux démontrer que ces deux sortes de réactions, la réalité de l'équivalence des proportions.

1460. Qu'on prenne *deux sels neutres solubles*, et susceptibles de former, par l'échange de leur base et de leur acide, *un sel soluble et un sel insoluble*, du *sulfate de potasse* et de l'*azotate de baryte*, par exemple, et l'on obtiendra, par le fait de la *double décomposition* qui se manifestera immédiatement, deux nouveaux sels neutres, du *sulfate de baryte* et de l'*azotate de potasse* :



Pour obtenir ainsi du contact de *deux sels neutres* (sulfate de potasse et azotate de baryte), deux *nouveaux sels neutres* (sulfate de baryte et azotate de potasse), il faut évidemment que

la proportion de potasse qui saturait l'acide sulfurique soit équivalente à la proportion de baryte qui saturait l'acide azotique ; comme aussi la proportion du premier acide doit être de toute nécessité équivalente à la proportion réciproquement équivalente du second.

1461. Dans la *substitution des métaux*, l'équivalence des proportions n'est pas moins évidente : qu'on plonge, par exemple, une *lame de zinc* dans une solution d'*azotate de plomb*, et l'on verra bientôt le plomb métallique, expulsé du liquide où il était dissous, cristalliser autour du zinc. Quand la réaction sera terminée, la solution primitive d'azotate plombique (PbO , Az^2O^5) sera transformée en azotate zincique (ZnO , Az^2O^5). Si la première était *neutre*, la seconde sera *neutre* ; si elle était *acide*, la seconde sera *acide*, c'est-à-dire que cette dernière se trouvera au même degré de saturation que la première. Dans cette substitution, 403^{parties},23 de zinc (équivalent de ce métal) auront remplacé 1294^{parties},50 de plomb (équivalent du plomb).

Formation des équivalents des corps simples.

1462. On vient de voir qu'il suffisait de déterminer la proportion suivant laquelle tous les corps se combinent avec l'un d'eux en particulier, pour connaître la proportion dans laquelle ils peuvent se combiner entre eux. Ce principe tout expérimental a servi de base, en effet, à l'établissement des nombres qui représentent les proportions de combinaison des corps.

Généralement l'on est convenu de prendre l'*oxygène* pour *terme de comparaison*, pour *unité*. En conséquence, il a été établi que le nombre proportionnel ou équivalent de ce corps serait *égal à 100*, et que l'équivalent de chaque autre corps serait *le nombre représentant la quantité pondérale de ce corps qui peut se combiner à 100 parties pondérales d'oxygène*.

1463. Mais comme les corps sont susceptibles de se combiner à l'oxygène en *plusieurs proportions*, et que l'équivalent d'un corps doit nécessairement varier sui-

vant qu'on le prend à tel ou tel degré d'oxydation, il a fallu faire un choix, et l'on est convenu que l'équivalent d'un corps simple serait la quantité de ce corps qui se combine, *au premier degré d'oxydation*, avec 100 d'oxygène. — Cela admis, on a trouvé, par exemple, que 100 d'oxygène exigeaient 290,89 de *sodium* pour former la *soude* ou *protoxyde de sodium*, et l'on en a conclu que le nombre 290,89 représentait l'équivalent du *sodium*.

1464. Cependant, pour le *brôme*, le *chlore*, l'*iode*, la *bore*, le *phosphore*, le *sélénium*, le *silicium*, l'*antimoine*, l'*arsenic*, le *chrôme*, le *colombium*, le *titane*, le *tungstène*, qui forment *un ou plusieurs acides*, et dans lesquels on suppose qu'on découvrira plus tard un premier degré d'oxydation, on a pris pour nombre proportionnel *la quantité du corps contenue dans une proportion d'acide capable de saturer une quantité d'oxyde métallique renfermant 100 d'oxygène*.

1465. C'est par l'emploi de ces deux méthodes qu'on a établi les nombres proportionnels de tous les corps simples, tels qu'ils sont indiqués dans le tableau suivant :

Tableau des Équivalents chimiques.

(l'oxygène étant 100) (1).

Aluminium.	Al	171,16
Antimoine (Stibium)	Sb	1612,86
Argent	Ag	1351,61
Arsenic.	As	940,08
Azote	Az	175,00
Baryum.	Ba	856,88
Bismuth	Bi	1330,37
Bore	B	136,20

(1) Les nombres de cette table sont ceux donnés par M. Baudrimont, dans sa table des équivalents.

Brôme	Br	979,02
Cadmium	Cd	696,77
Calcium	Ca	256,02
Carbone	C	75,00
Cérium	Ce	574,69
Chlore	Cl	442,65
Chrôme	Cr	351,82
Cobalt	Co	368,99
Colombium (ou Tantale).	Ta	1153,71
Cuivre	Cu	595,69
Étain (Stannum)	Sn	735,29
Fer.	Fe	339,20
Fluor.	F	233,80 (1)
Glucynium (ou Beryllium) G ou	Be	331,26
Hydrogène	H	12,50
Iode	I	1579,50
Iridium	Ir	1233,50
Lithium	L	80,37
Magnesium	Ma	158,35
Manganèse	Mn	345,88
Mercure (Hydragirum)	Hg	1265,82
Molybdène	Mo	598,52
Nickel	Ni	369,67
Or (Aurum)	Au	1243,01
Osmium	Os	1244,48
Oxygène	O	100,00
Palladium	Pa	665,90
Phosphore	P	392,31
Platine	Pt	1233,50
Plomb	Pb	1294,50
Potassium (Kalium).	K	489,92
Rhodium	Rd	651,39
Silicium	Si	277,31
Sodium (Natrium).	Na	290,89

(1) L'équivalent du fluor a été établi en prenant la quantité de son hydracide capable de saturer une quantité de base contenant 100 d'oxygène.

Soufre	S	201,16 .
Strontium.	Sr	587,28
Tellure.	Te	801,76
Thorium	Th	744,90
Titane	Ti	303,66
Tungstène (ou Wolfram)	W	1183,00
Uranium	Um.	742,87
Vanadium	V	856,89
Yttrium	Y	948,61
Zinc	Zn	403,33
Zirconium	Zr	420,12

Formation des équivalents des corps composés.

1466. On vient de voir que *l'équivalent d'un corps simple représente la quantité de ce corps qui, en se combinant avec 100 d'oxygène, donne naissance à un protoxyde.* — *L'équivalent d'un corps composé s'établit d'une manière bien plus facile encore, c'est-à-dire en additionnant simplement les équivalents des éléments qui le constituent.* Ainsi, par exemple, pour trouver l'équivalent du *protoxyde de potassium* (potasse), il suffit d'additionner le nombre représentant l'équivalent du potassium avec 100, qui représente l'équivalent d'oxygène :

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ équivalent de potassium.. } 489,92 \\ 1 \text{ équivalent d'oxygène . . } 100,00 \end{array} \right\} = 589,92 \text{ équivalent de la potasse.}$$

Dans cet exemple, il n'y a à additionner ensemble qu'un équivalent de chaque élément; mais souvent il y a dans un composé *plusieurs équivalents d'un composant pour un équivalent de l'autre*; dans ce dernier cas, il faut multiplier le premier par 2, quand il y en a deux, par 3, quand il y en a trois.

Exemples :

$$\text{Oxyde de carbone} = \left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ éq. carbone } 75 \\ 1 \text{ éq. oxygène } 100 \end{array} \right\} = 175 \text{ équivalent de l'oxyde de carbone.}$$

Acide carbonique	=	{ 1 éq. carbone 75 } { 2 éq. oxygène 200 }	=	275 équivalent de l'acide carbonique.
Protoxyde d'azote	=	{ 1 éq. azote 175 } { 1 éq. oxygène 100 }	=	275 équivalent du protoxyde d'azote.
Bi-oxyde d'azote	=	{ 1 éq. azote 175 } { 2 éq. oxygène 200 }	=	375 équivalent du bi-oxyde d'azote.
Acide azoteux . .	=	{ 1 éq. azote 175 } { 5 éq. oxygène 500 }	=	475 équivalent de l'acide azoteux.
Acide hypo azotique	=	{ 1 éq. azote 175 } { 4 éq. oxygène 400 }	=	575 équivalent de l'acide hypo-azotique.
Acide azotique . .	=	{ 1 éq. azote 175 } { 5 éq. oxygène 500 }	=	675 équivalent de l'acide azotique.

Avantages et emploi des équivalents.

1467. Les équivalents chimiques offrent ce grand avantage pour leur emploi dans l'analyse et dans le calcul des quantités relatives des matières employées dans les opérations industrielles, qu'ils résultent *immédiatement de l'expérience, et qu'ils sont purs de toute supposition ou hypothèse*. On peut donc en faire usage dans la pratique de la chimie, sans crainte de tomber dans les erreurs où n'entraînent que trop souvent les théories spéculatives. Aussi s'en sert-on journellement pour la solution d'une foule de problèmes dont nous présenterons quelques exemples après avoir terminé tout ce qui est relatif aux lois de la combinaison.

THÉORIE ATOMIQUE.

1468. On connaît maintenant les lois suivant lesquelles les corps se combinent entre eux ; on a vu que des rapports simples et constants existent entre les quantités pondérales des éléments de tous les composés chimiques ; il a été expliqué enfin qu'une valeur numérique a été assignée à chacune de ces quantités pondérales. Ces résultats, tous positifs, tous déduits *immédiatement de l'expérience*, peuvent satisfaire et satisfont en effet à tous les besoins de la chimie d'application, soit dans

les ateliers, soit dans les laboratoires ; mais ils ne suffisent pas au savant qui cherche à connaître la nature intime et la constitution physique des corps, qui veut remonter à la source des lois qui régissent la matière, qui veut rechercher, par exemple, la cause immédiate de celle des proportions chimiques. Là s'arrête, en effet, la théorie des équivalents : ils expriment des faits, des rapports, avec vérité, avec précision, mais ne les expliquent point. C'est que là s'arrête aussi l'expérience. Tous les phénomènes de la nature, tous les faits qui s'y accomplissent sont du ressort de l'observation ; mais la cause, la raison de ces phénomènes, celle de leur constance, celle des lois qui les régissent, sont essentiellement du domaine des spéculations théoriques.

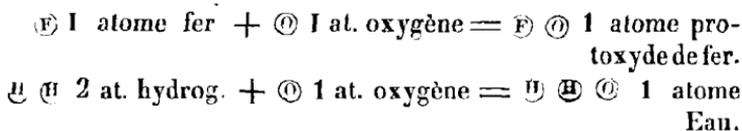
1469. On pensera peut-être que ces considérations, vu la nature de ce traité, devraient nous dispenser de tous détails sur l'hypothèse des atomes chimiques ; mais comme cette théorie, d'après l'autorité de Berzélius, a été appliquée à la chimie pratique, et que nous-même, pour des raisons développées ailleurs, nous avons adopté les formules en atomes, nous ne pouvons nous dispenser d'en présenter une idée sommaire.

1470. **Historique de la théorie atomique.** — La conception de la théorie atomique appartient à Dalton. Empruntant aux Grecs leurs idées sur la nature intime de la matière, il considéra les corps en général comme formés de particules indivisibles extrêmement ténues et que nos sens ne peuvent apprécier. Dalton donna le nom d'*atomes* à ces particules, et il admit que les éléments chimiques s'unissent, se combinent atome à atome, ce qui donne une explication parfaitement naturelle de la loi des proportions multiples. Berzélius poursuivit ensuite les travaux de Dalton, et fit adopter sa théorie, dont voici les bases développées en peu de mots.

1471. **Bases de la théorie atomique.** — Tous les corps sont *divisibles*, mais ne le sont pas à l'infini; il y a naturellement un terme, *une limite* au-delà de laquelle les particules de chaque corps ne sont plus susceptibles de division. On peut donc considérer les corps en général comme résultant de la réunion de particules extrêmement ténues, inappréciables à nos sens, *indivisibles*. C'est cette dernière propriété qui les a fait appeler *atomes*, mot qui indique, en effet, que ces particules ne peuvent être divisées.

1472. On ignore la véritable forme des atomes élémentaires; cependant on leur attribue la *forme sphérique*, par la raison que c'est celle qu'affecte la matière, quand elle n'est pas soumise à l'influence de forces étrangères. La forme des atomes composés doit nécessairement varier, car elle dépend, en effet, du nombre des atomes élémentaires et de leur placement réciproque. — On ne sait pas non plus si les atomes simples ont tous la même grandeur; quant à celle des atomes composés, elle doit varier en raison du nombre des atomes élémentaires.

1473. L'idée de l'existence des atomes, c'est-à-dire de particules qui sont indivisibles, repousse celle d'une pénétration mutuelle des corps; d'où il résulte que la combinaison s'opère simplement par le rapprochement ou la juxtaposition des atomes. En représentant les atomes par des sphères ou des cercles, on peut figurer ainsi la combinaison :



1474. Les *atomes de même nature* sont maintenus

juxta-posés par la *cohésion*; — les atomes de nature différente, par l'*affinité*.

1475. L'association, la combinaison des atomes est soumise à des lois qui lui assignent certaines limites : un nombre indéterminé d'atomes d'un corps ne se combine jamais avec un nombre indéterminé d'atomes d'un autre corps.

1476. Dans la combinaison la plus simple, un atome d'un élément s'associe à un atome d'un autre élément. Mais quand un corps se combine à un autre en plusieurs proportions, 1 atome de l'un s'associe le plus souvent avec 1, 2, 3 ou 4 atomes de l'autre. Dans quelques cas, 2 atomes d'un élément entrent en combinaison avec 3, 5 ou 7 atomes d'un autre élément. — Quant aux atomes composés, ils suivent, à quelques différences près, les mêmes lois de composition entre eux.

1477. On ne connaît pas le *poids absolu* des atomes élémentaires; on ne peut déterminer que leur *poids relatif*, et cela à l'aide des considérations suivantes.

Moyens de déterminer le poids relatif des atomes.

1478. 1^o Il y a des rapports entre les quantités pondérales des corps qui s'unissent et forment une combinaison, et de plus les corps se combinent entre eux atome à atome. Si donc on trouve le rapport pondéral qui existe entre les quantités de deux corps en combinaison, on aura en même temps le rapport qui existe entre le poids des atomes de l'un et le poids des atomes de l'autre.

Ainsi, par exemple, 83,05 *potassium* se combinent avec 16,95 *oxygène*, pour former 100 *protoxyde* de potassium (potasse). Ces nombres indiquent le rapport pondéral qui existe entre le poids des atomes du potassium et le poids des atomes de l'oxygène. D'un autre côté, l'on sait que dans ce protoxyde l'oxygène et le métal sont unis atome à atome : pour un atome de potassium

il y a un atome d'oxygène. D'après cela, on peut obtenir facilement le poids relatif de l'atome de potassium, à l'aide de la proportion suivante, dans laquelle l'oxygène, pris pour unité, est fait égal à 100 (1).

83,05, quantité pondérale du potassium : 16,95, quantité pondérale de l'oxygène :: 100, poids d'un atome d'oxygène : x, poids d'un atome de potassium.

$$16,95 : 83,05 :: 100 : x. \quad x = 489,92$$

1479. 2^o Le poids atomique des corps simples gazeux se déduit de leur *densité*.

Tous les gaz se dilatent également sous l'influence d'une *même quantité de chaleur* (2). D'un autre côté, leur volume augmente ou diminue d'une même quantité, sous l'influence d'une même *pression*. On est donc fondé à croire que leur constitution est identique, et que leurs atomes se trouvent également distants les uns des autres. Il suit de là nécessairement que *tous les gaz, sous le même volume, renferment le même nombre d'atomes*. D'après cela, 100 centimètres cubes (1 décilitre) d'oxygène, contenant le même nombre d'atomes que 100 centimètres cubes (1 décilitre) d'hydrogène, les poids atomiques de l'oxygène et de l'hydrogène doivent être entre eux, comme leurs densités.

Ainsi, la pesanteur spécifique de l'oxygène étant égale à 1,1026, et celle de l'hydrogène à 0,0688, si l'on admet que le poids atomique de l'oxygène égale 100, on trouvera le poids atomique de l'hydrogène à l'aide de la proportion suivante :

$$1,1026 : 0,0688 :: 100 : x. \quad x = 6,24$$

Par ce procédé, on peut déterminer le poids atomique de tous les gaz.

(1) Les chimistes se sont partagés dans le choix du corps qui représente l'unité: les uns ont adopté l'oxygène, les autres l'hydrogène. En France et en Allemagne on a adopté l'oxygène, à l'exemple de Berzélius; en Angleterre, c'est l'hydrogène qui est pris pour unité.

(2) Voir ce qui a été dit à cet égard, de 367 à 372.

1480. 3^o Pour les corps non gazeux, mais qui peuvent être réduits à l'état de vapeur, il paraîtrait aussi possible d'obtenir leur poids atomique à l'aide de la *densité de leur vapeur*; mais les poids spécifiques de ces fluides élastiques non permanents seraient alors plus élevés que les équivalents, car *les vapeurs ne suivent pas rigoureusement la loi de Mariotte* (339), surtout dans les limites voisines de la température ou de la pression, à laquelle ces fluides élastiques passent à l'état solide ou liquide.

1481. **Détermination du nombre des atomes de chaque élément d'un composé.** — En déterminant le poids atomique des corps simples d'après les quantités pondérales relatives des éléments des composés, c'est-à-dire en procédant comme pour la détermination des équivalents, on n'arrive pas toujours à connaître le nombre des atomes, qui diffère dans quelques-uns de celui des équivalents. On peut donc se poser cette question : *Combien une combinaison donnée renferme-t-elle d'atomes de chacun de ses éléments ?*

On procède à cette détermination par l'emploi de plusieurs moyens, et particulièrement par les suivants, que nous nous bornerons à indiquer d'une manière sommaire :

1482. 1^o *Par la considération de la chaleur spécifique des corps simples.* D'après MM. Delong et Petit, *les atomes de tous les corps simples ont la même capacité pour la chaleur.* — Le nombre des atomes renfermés dans des poids égaux de diverses matières est proportionnel à la calorificité spécifique de celles-ci.

1483. 2^o *Par la considération de l'isomorphisme.* En admettant que les atomes sont dans tous les corps des sphères de même grandeur, il suit qu'un même nombre d'atomes, rangés dans le même ordre, doit produire

une forme ou une cristallisation invariable. Mitscherlich a reconnu, en effet, *qu'un même nombre d'atomes, assemblés de la même manière, produit la même forme cristalline, quelle que soit la différence des éléments*. D'après cela, ce savant a nommé *isomorphes* les combinaisons de différents éléments qui prennent la même forme cristalline.

1484. De la loi de *l'isomorphisme* (1) il résulte qu'un corps isomorphe avec un autre corps dont le nombre des atomes est connu, doit nécessairement contenir lui-même un nombre d'atomes parfaitement égal. — D'après cela, connaissant le nombre d'atomes qui forment un composé, on connaît aussi celui de tous les composés qui sont avec lui *isomorphes*. Une objection, et une objection grave, peut cependant être faite à l'emploi de ce moyen, c'est qu'un même corps est susceptible de présenter deux formes différentes et incompatibles. Les corps qui présentent ce caractère ont été appelés *corps isomériques*. *L'isomérisie* (2) consiste donc dans ce fait, que des corps de même composition, de même poids atomique, et de même capacité de saturation, peuvent posséder des propriétés physiques et des formes cristallines différentes (3).

Indépendamment de cette objection, on en a fait

(1) Le mot *isomorphe* est formé de ἴσος (isos) égal, et de μορφή (morphé), forme.

(2) *Isomérisie* vient de ἴσος (isos), égal, et de μέρος (méros), partie.

(3) M. Hoefér présente, à propos de l'isomérisie, les réflexions suivantes, qui sont très-fondées. — Nos moyens d'analyse sont-ils assez rigoureux pour que nous puissions affirmer qu'il y a des corps isomériques, c'est-à-dire des corps qui, avec la même composition atomique, ont des propriétés physiques différentes? Exemple : l'acide phosphorique et l'acide pyrophosphorique, l'acide sulfurique anhydre et l'acide sulfurique concentré ordinaire. Dans l'intérêt même de la science, il faudra faire disparaître le mot *isomérisie* et l'idée qu'on y rattache, idée étroite et peu philosophique. Déjà on a reconnu que beaucoup de corps, qu'on regardait autrefois comme isomères ne le sont nullement. (Hoefér, *Élém. de chim. minér.*, 31.)

beaucoup d'autres à la théorie atomique : il n'est pas de notre objet de les examiner ici.

Voici le tableau général des poids atomiques des corps simples, tels qu'ils ont été établis par Berzélius :

Métalloïdes.

Oxygène O . . .	100,00	Fluor F . . .	116,90
Azote Az . . .	88,52	Chlore Cl . . .	221,33
Hydrogène H . . .	6,2398	Brome Br . . .	489,13
Carbone C . . .	76,44	Iode I . . .	789,73
Soufre S . . .	201,17	Bore B . . .	156,23
Sélénium Se . . .	494,58	Silicium Si . . .	277,31
Phosphore Ph . . .	196,14		

Métaux.

Aluminium Al . . .	171,17	Or Au . . .	1243,01
Antimoine Sb . . .	806,43	Osmium Os . . .	1244,49
Argent Ag . . .	1551,61	Palladium Pd . . .	665,90
Arsenic As . . .	470,04	Platine Pt . . .	1253,50
Baryum Ba . . .	856,88	Plomb Pb . . .	1294,50
Bismuth Bi . . .	886,92	Potassium K . . .	489,92
Cadmium Cd . . .	696,77	Rhodium R . . .	651,39
Calcium Ca . . .	256,02	Sodium Na . . .	290,90
Cérium Ce . . .	574,70	Strontium Sr . . .	547,29
Chrome Cr . . .	331,82	Tantale ou Co-	
Cobalt Co . . .	568,99	lombium Ta . . .	1153,72
Cuivre Cu . . .	595,70	Tellure Te . . .	801,76
Étain Sn . . .	755,29	Thorium Th . . .	741,90
Fer Fe . . .	359,21	Titane Ti . . .	503,66
Glucynium G . . .	331,26	Tungstène ou	
Iridium Ir . . .	1233,50	Wolfram W . . .	1183,00
Lithium L . . .	80,53	Urane U . . .	2711,36
Magnésium Mg . . .	158,33	Vanadium V . . .	856,89
Manganèse Mn . . .	545,89	Yttrium Y . . .	402,51
Mercure Hg . . .	1265,82	Zinc Zn . . .	403,23
Molybdène Mo . . .	598,52	Zirconium Zr . . .	420,20
Nickel Ni . . .	569,68		

Poids des atomes composés.

1485. Pour trouver le poids des atomes composés, on procède comme pour les équivalents, c'est-à-dire

qu'on se borne à additionner les poids des éléments ;
exemples :

Poids atomique de l'eau.

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ atome oxygène. . . } 100 \\ 2 \text{ atomes hydrogène . } 12,48 \end{array} \right\} = 112,48$$

Poids atomique du protoxyde de fer.

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ atome fer } 339,21 \\ 1 \text{ atome oxygène . . } 100 \end{array} \right\} = 439,21$$

NOTATION CHIMIQUE.

1486. Tous les corps simples, comme on l'a déjà vu, peuvent être représentés par des *signes* ou *symboles* dont l'usage a été introduit dans la chimie par Berzélius. Chaque signe a été formé par la *première lettre du nom latin* du corps qu'il représente. Toutefois, dans les cas, assez nombreux, où plusieurs noms commençaient par la même lettre, on en a admis une seconde, qui devient alors le signe distinctif du corps représenté. Exemple : Cl. signifie *chlore*, Cd *cadmium*, Ca *calcium*, Cr *chrome*, Co *cobalt*. Le corps le plus usité de cette série, le carbone est simplement représenté par C.

1487. Les signes ou symboles ne représentent pas seulement les corps *considérés d'une manière générale*, chacun indique encore une *quantité pondérale* du corps dont il est la représentation graphique. Cette quantité est un *équivalent* ou un *atome*, suivant qu'on adopte l'usage des équivalents ou celui de la théorie atomique. Dans ce traité, chaque signe isolé représente par conséquent 1 atome. Ainsi S, signifie un atome de soufre, H, un atome d'hydrogène, Mn, un atome de manganèse, Ni, un atome de nickel, Az, un atome d'azote, etc.

1488. Pour représenter les *composés binaires* formés d'une proportion d'un corps et d'une proportion d'un autre corps, on place simplement *l'un à côté de l'autre* le symbole de chaque élément. Exemple : FeO indique un atome de protoxyde de fer,

formé d'un atome de fer et d'un atome d'oxygène. PbS représente un atome de proto-sulfure de plomb, formé d'un atome de métal et d'un atome de soufre. — D'après l'exemple donné par M. Thénard, on place, le plus généralement le *corps électro-positif le premier*, ce qui est le contraire de l'usage adopté dans la nomenclature ordinaire. Ainsi, pour représenter la chaux ou protoxyde de calcium, on place d'abord le signe du métal, puis celui de l'oxygène CaO. Cependant beaucoup de chimistes placent l'élément électro-négatif le premier.

1489. Quand un corps entre *en proportion de plusieurs atomes ou équivalents* dans un composé, au lieu de répéter le signe autant de fois qu'il y a de proportions, ce qui serait trop long, on fait usage de chiffres pour en représenter le nombre. Ainsi, par exemple, on ne formule pas le bisulfure de fer par FeSS ou par FeS + S, mais bien ainsi FeS².

1490. Quand le chiffre est placé à droite, comme *exposant*, il ne se rapporte qu'au signe qui le précède. Exemple : SO² : dans ce cas, le chiffre 2 n'affecte que la lettre O ou l'oxygène. Quand le chiffre est placé à gauche, comme *coefficient*, il multiplie tous les signes devant lesquels il est placé, *y compris leurs exposants*. Ainsi 2 Fe² O³ indique 2 fois Fe² O³, ou autrement, Fe⁴ O⁶. — L'influence des coefficients cesse généralement à la rencontre d'un des signes suivants : :, +, —, =, ×. Ainsi, par exemple :



Dans cet exemple, le premier 2 ne multiplie que PbO, Az²O⁵; le second 2, que KO, SO³, et le troisième 2, que PbO, SO³.

1491. Quand un même coefficient *multiplie plusieurs composés*, on réunit souvent leurs formules entre *deux parenthèses*, afin d'éviter des équivoques. Exemple : 2 (KO, SO³; Al²O³, 3 SO³). Dans ce cas, le chiffre 2 multiplie tout ce qui se trouve enfermé par les deux parenthèses.

1492. Dans les formules des sels, la formule de la base est séparée de celle de l'acide par une virgule. Exemple : CaO, CO² + NaO, SO³. — En formulant les sels doubles, on

sépare chaque sel par point et virgule. Exemple : FeO, SO^3 ; $\text{Al}^2\text{O}^3, 3 \text{SO}^3$ (sulfate d'alumine et de fer).

1493. Comme l'oxygène est le corps simple qui se trouve le plus souvent combiné aux autres corps, M. Berzélius, dans le but de simplifier la notation de ce principe, l'indique seulement par un ou plusieurs points, qu'il place au-dessus du signe représentant le corps auquel l'oxygène se trouve combiné. Chaque point indique un atome ou l'équivalent d'oxygène. Ex. :

$\overset{\cdot}{\text{K}}$	=	KO	=	Potasse ou protoxyde de potassium.
$\overset{\cdot\cdot}{\text{Mn}}$	=	MnO	=	Protoxyde de manganèse.
$\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{Mn}}$	=	MnO^2	=	Bi-oxyde de manganèse.
$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{S}}$	=	SO^3	=	Acide sulfurique.
$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{Az}^2}$	=	Az^2O^5	=	Acide azotique.
$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{Pb C}}$	=	PbO, CO^2	=	Carbonate de plomb.

Généralement les chimistes préfèrent l'emploi des chiffres à celui des points.

1494. Lorsque deux atomes d'un même corps sont unis à l'oxygène, comme, par exemple, l'azote dans l'acide azotique (Az^2O^5), M. Berzélius se borne à barrer en travers le symbole du corps dont la proportion atomique est ainsi doublée. Ex. :

$\overset{\cdot\cdot}{\text{Az}}$	=	Az^2O^2	=	Bi-oxyde d'azote.
$\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{Fe}}$	=	Fe^2O^3	=	Scsqui-oxyde de fer.
$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{Cl}}$	=	Cl^2O^5	=	Acide chlorique.

1495. Quelquefois, pour indiquer l'eau, au lieu de formuler ainsi ce composé H^2O , on se borne à le représenter par *Aq.*, premières lettres du mot *aqua*, qui est en latin le nom de l'eau.

1496. Les atomes ou équivalents des acides organiques sont souvent représentés par un symbole formé de l'initiale de leur nom, au-dessus de laquelle on place une barre en travers. Ex. :

$\overline{\text{A}}$	=	Acide acétique.
$\overline{\text{T}}$	=	Acide tartrique.
$\overline{\text{C}}$	=	Acide citrique.

UTILITÉ DES ÉQUIVALENTS, DES ATOMES ET DE LA NOTATION CHIMIQUE.

Équations chimiques ; applications à l'analyse et aux opérations industrielles.

1497. La représentation pondérale des corps en équivalents ou en atomes, et la représentation graphique de ceux-ci par la notation chimique, ont pour avantage le plus évident de faciliter l'action de la mémoire, relativement à la composition des corps formés de plusieurs éléments. On doit comprendre, en effet, que s'il est très-simple et très-facile de retenir le nombre d'équivalents ou d'atomes de chacun de ces éléments, il est, au contraire, très-difficile, sinon impossible, d'avoir toujours présent à l'esprit les nombres pondéraux avec leurs fractions, indiquant le poids de chacun des principes contenus dans une quantité déterminée d'un composé, dans 100 parties ou 100 grammes, par exemple. Ainsi, dès qu'on a appris que l'eau est constituée par 2 atomes ou 1 équivalent d'hydrogène, et par 1 atome ou 1 équivalent d'oxygène (H^2O ou HO), on ne saurait l'oublier ; il n'en serait plus de même s'il fallait se rappeler que 100 parties d'eau sont formées de

$$\left. \begin{array}{l} \text{Hydrogène. . . . 11,09} \\ \text{Oxygène. . . . 88,91} \end{array} \right\} = 100$$

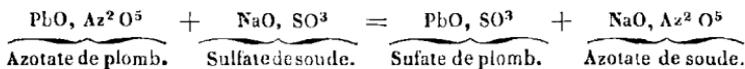
1498. Mais, indépendamment de cet avantage, qui est si évident, l'emploi des équivalents ou des atomes et leur représentation graphique présentent une utilité bien autrement importante en permettant de *discuter avec une grande facilité la constitution des composés*, au moyen des *équations chimiques*, en rendant *plus faciles et plus exacts les travaux de l'analyse*, et en permettant enfin d'apporter toute la précision des

travaux de laboratoire dans *l'application industrielle des substances chimiques*.

Nous allons parler de l'utilité des équivalents ou des atomes, considérés sous ces trois points de vue.

1499. 1^o **Équations chimiques.** — Une quantité déterminée de matière, à quelque état ou sous quelque forme qu'on la fasse passer, ne saurait augmenter ni diminuer. Conséquemment, plusieurs substances mises en contact, quelles que soient les réactions qui s'opèrent par leur mélange, quelque compliqués que puissent être les composés qui en résultent, doivent en définitive être invariablement retrouvées, en quantités parfaitement égales à celles primitivement employées, quand on les recherche dans la somme ou l'ensemble des divers produits de l'opération.

Qu'on décompose, par exemple, 100 grammes d'azotate de plomb, en n'employant qu'une quantité absolument suffisante de sulfate de soude, il se précipitera du sulfate de plomb qui contiendra tout l'oxyde de plomb de l'azotate et tout l'acide sulfurique du sulfate; d'un autre côté, l'azotate de soude produit par la réaction et resté en solution dans le liquide, contiendra toute la soude du sulfate et tout l'acide azotique de l'azotate primitif. — En représentant graphiquement et de la manière suivante cette décomposition, on opérera ce qu'on appelle une *équation chimique*:



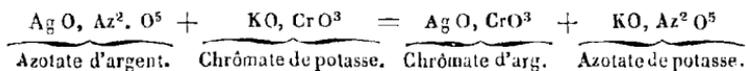
1500. Toutes les réactions chimiques, sans exception aucune, sont susceptibles d'être ainsi représentées par des équations. Rien n'est plus simple que d'établir une équation : il suffit pour cela de représenter graphiquement, en équivalents ou en atomes, les *matières employées ou qui doivent l'être*, et de mettre en regard les *produits obtenus ou à obtenir*, en les séparant les uns des autres par le signe algébrique = égale.

Pour s'assurer qu'une équation est exacte, il suffit de compter les équivalents ou les atomes de chacun des éléments des substances employées et de leurs produits : leur nombre doit être égal de part et d'autre, autrement l'équation serait fausse.

1501. Voici plusieurs exemples d'équations : ils feront suffisamment comprendre la manière de les établir, pour dispenser de tous autres détails à cet égard.

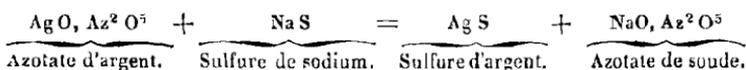
1.

Formation du chromate d'argent par le contact du chromate de potasse et de l'azotate d'argent.



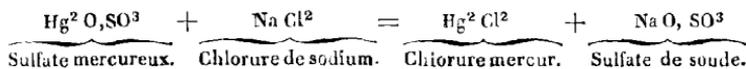
2.

Décomposition de l'azotate d'argent par le sulfure de sodium.



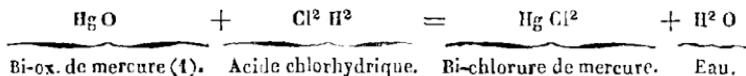
3.

Formation du proto-chlorure de mercure en chauffant un mélange de sulfate de protoxyde de mercure et de chlorure de sodium.



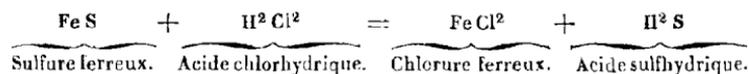
4.

Réaction de l'acide chlorhydrique sur le bioxyde de mercure.



5.

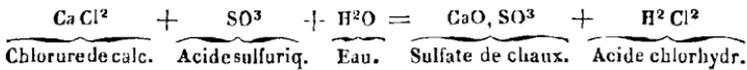
Préparation de l'acide sulphydrique avec le proto-sulfure de fer et l'acide chlorhydrique.



(1) Le protoxyde de mercure est ainsi composé : Hg^2O .

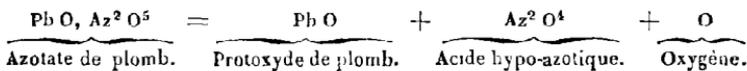
6.

Décomposition du chlorure de calcium par l'acide sulfurique au contact de l'eau.



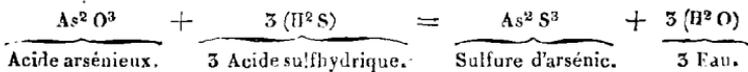
7.

Décomposition de l'azotate de plomb par la chaleur.



8.

Décomposition de l'acide arsénieux par l'acide sulfhydrique.



1502. La pratique des équations chimiques, ainsi qu'on a pu le voir par les exemples précédents, est simple et facile ; avec un peu d'exercice, on acquiert bientôt l'habitude de les formuler avec rapidité. Or, cette habitude présente de très-grands avantages, car ces équations, non seulement font prévoir les réactions qui peuvent résulter de certains contacts, et donnent une explication très-claire des théories les plus compliquées ; mais elles fournissent surtout les éléments des calculs appliqués, soit à l'analyse chimique, soit aux travaux des manufactures, en indiquant avec certitude les quantités relatives d'équivalents ou d'atomes qu'il faut mettre en présence, et par conséquent les quantités pondérales déterminées des substances qu'on veut faire réagir les unes sur les autres.

1503. 2^o **Applications à l'analyse chimique.** — D'ordinaire, dans l'analyse chimique, on ne sépare pas les éléments d'un composé de manière à les peser dans un état d'isolement ou de liberté. Généralement on les extrait du composé dont ils faisaient partie, dans un *nouvel état de combinaison*, et c'est ensuite le poids du

nouveau composé qui donne, par le calcul, le poids cherché de l'élément qui y est contenu.

Pour trouver, par exemple, le poids d'un *sulfate* tenu en solution, avec d'autres sels, dans une quantité déterminée d'eau, on cherche à connaître d'abord le poids de l'*acide sulfurique*, qu'on précipite complètement à l'état de *sulfate de baryte*. Ce dernier sel, recueilli et pesé, sert de base pour arriver à la connaissance du poids de l'acide sulfurique, et le poids de cet acide donne à volonté celui de l'oxyde qui y était combiné ou celui du sulfate lui-même.

1504. Toutes les recherches de cette nature reposent sur des calculs très-simples : pour les faire, on peut se servir des tables de Berzélius, qui indiquent combien 100 parties d'un composé contiennent de chacun de ses éléments. — Le sulfate de baryte, par exemple, étant ainsi formé :

$$\left. \begin{array}{l} \text{Baryte. } 63,63 \\ \text{Acide sulfurique. . . . } 34,57 \end{array} \right\} = 100,00,$$

si l'on veut savoir combien 2^{sr},55 de sulfate de baryte, supposé obtenu dans l'opération précédente, représente d'acide sulfurique, on pose la proportion suivante :

$$\begin{array}{cccccc} \overbrace{100} & : & \overbrace{34,57} & :: & \overbrace{2,55} & : & \overbrace{X} & & \overbrace{X = 03r,88} \\ \text{Sulfate de} & & \text{Acide sulfurique} & & \text{Sulfate de} & & \text{Poids cherché de} & & \text{Poids trouvé de} \\ \text{baryte.} & & \text{de 100 sulfate de} & & \text{baryte ob-} & & \text{l'acide sulf. con-} & & \text{l'acide sulf. con-} \\ & & \text{baryte.} & & \text{tenu.} & & \text{tenu dans 2^{sr},55} & & \text{tenu dans 2^{sr},55} \\ & & & & & & \text{sulfate de baryte.} & & \text{sulfate de baryte.} \end{array}$$

1505. On arrivera au même résultat en basant son calcul sur les *poids atomiques* ou sur les *poids des équivalents*. On peut se servir indifféremment des uns ou des autres, mais il ne faut pas perdre de vue *qu'un certain nombre de poids atomiques diffèrent essentiellement du poids des équivalents correspondants*. Dans la plupart

des cas cette différence est de moitié, c'est-à-dire que 1 équivalent égale 2 atomes. Ainsi :

1 équivalent	Antimoine	= 2 atomes.
1 —	Azote	= 2
1 —	Brome	= 2
1 —	Chlore	= 2
1 —	Fluor	= 2
1 —	Hydrogène	= 2
1 —	Iode	= 2

1506. Le calcul, soit avec les équivalents, soit avec les atomes, s'établit de la manière suivante :

Pour savoir combien il y a d'acide sulfurique dans les 2^{sr},55 de sulfate de baryte précédemment obtenus, on dit, en employant, par exemple, les équivalents :

1 équivalent sulfate de baryte est formé de :

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ équ. acide sulfurique } 501,16 \\ 1 \text{ équ. baryte. } 936,88 \end{array} \right\} = 1438,04 \text{ 1 équiv. sulfate de baryte.}$$

Donc :

$$\underbrace{1438,04} : \underbrace{501,16} :: \underbrace{2^{\text{sr}},55} : \underbrace{x} = \underbrace{0^{\text{sr}},88}$$

Poids de l'équival. sulfate de baryte.	Poids de l'équivalent de l'acide sulfurique qu'il contient.	Poids du sulfate de baryte obtenu.	Poids cherché de 2 ^{sr} ,55 sulfate de baryte.	Poids trouvé de l'acide sulfurique de 2 ^{sr} ,55 sulfate de baryte.
--	---	------------------------------------	---	--

1507. En procédant soit par le premier, soit par le second moyen, on arrive sans difficulté à résoudre les problèmes les plus compliqués que peut présenter la pratique de l'analyse chimique. Voici, du reste, quelques exemples de ces problèmes :

1^{er} PROBLÈME.

Combien 1^{sr},250 de chlorure d'argent représentent-ils de chlore, et secondairement, de chlorure de sodium?

$$1 \text{ équivalent de chlorure d'argent, composé de } \left\{ \begin{array}{l} \text{chlore } 442,65 \\ \text{argent } 1351,61 \end{array} \right\} = 1794,26$$

Donc, si 1794,26 de chlorure d'argent contiennent 442,65 de chlore, combien 1,250 de ce chlorure contiendront-ils de chlore ?

$$1794,26 : 442,65 :: 1,250 : x ; x = 0,508$$

1^{er},250 de chlorure d'argent représentent donc une quantité de chlorure de sodium contenant 0^{gr},308 de chlore.

Or, 1 équiv. de chlor. de sodium est composé de $\left\{ \begin{array}{l} \text{chlore } 442,65 \\ \text{sodium } 290,89 \end{array} \right\} = 733,54$

Si 442,65 de chlore représentent 733,54 de chlorure de sodium, combien 0,308 de chlore représenteront-ils de sel marin ?

$$442,65 : 733,54 :: 0,308 : x ; x = 0,510$$

Donc 1^{er},250 de chlorure d'argent, contenant 0^{gr},308 de chlore, représentent 0^{gr},510 de chlorure de sodium.

2^{me} PROBLÈME.

En dégageant l'acide carbonique contenu dans une quantité déterminée d'une eau potable ou minérale, et le faisant passer dans du sous-acétate de plomb, on a obtenu 2^{er},950 de carbonate de plomb : combien cette quantité de carbonate représente-t-elle d'acide carbonique, soit en poids, soit en volume ?

La composition du carbonate de plomb est :

$$\left. \begin{array}{l} \text{Acide carbonique. } 275 \\ \text{Protoxyde de plomb . . } 1394,50 \end{array} \right\} = 1669,50.$$

Or, si 1669,50 de carbonate de plomb contiennent 275 d'acide carbonique, combien 2^{er},950 de ce même sel renferment-ils d'acide carbonique ?

$$1669,50 : 275 :: 2,950 : x ; x = 0,485.$$

L'eau contenait donc 0^{gr},485 d'acide carbonique.

Si l'on veut connaître le volume de cette quantité d'acide, sachant qu'un litre de ce gaz pèse 1^{gr},98, il faut diviser le poids total par le poids d'un litre ; on a ainsi 0^{lit},244.

Donc la quantité d'eau analysée contenait 0^{gr},485, ou 0^{lit},244 d'acide carbonique.

3^{me} PROBLÈME.

On a traité une solution d'acide sulfhydrique par un excès d'azotate d'argent, et l'on a obtenu 5^{er},006 de sulfure d'argent ; combien cette quantité représente-t-elle d'acide sulfhydrique en poids et en volume ?

$$\text{La composition du sulfure d'argent est : } \left\{ \begin{array}{l} \text{soufre } 201,16 \\ \text{argent } 1331,61 \end{array} \right\} = 1532,77$$

Si 1532,77 de sulfure d'argent contiennent 201,16 de soufre, combien 5^{er},006, poids du sulfure d'argent obtenu, contiennent-ils de soufre ?

$$1532,77 : 201,16 :: 5,006 : x ; x = 0,648.$$

Donc la solution contenait une quantité d'acide sulfhydrique représentée par 0^{gr},648 de soufre ; quelle est cette quantité ?

$$\left. \begin{array}{l} \text{Soufre. . . 201,16} \\ \text{Hydrogène. 12,50} \end{array} \right\} = 213,66 \text{ d'acide sulfhydrique.}$$

$$201,16 : 12,50 :: 0,648 : x ; x = 0,040.$$

Donc 0^{gr},648 de soufre se combinent avec 0^{gr},040 d'hydrogène, pour former 0^{gr},688 d'acide sulfhydrique.

Pour avoir le volume de cette quantité d'acide sulfhydrique, il faut diviser son poids (0^{gr},688) par celui d'un litre (1^{gr},5475).

$$\text{On a ainsi le volume} = \frac{0,688}{1,5475} = 0^{\text{lit}},444.$$

Donc la solution d'acide sulfhydrique en contenait 0^{gr},688 ou 0^{lit},444.

4^{me} PROBLÈME.

Un litre d'une eau minérale contenant du sulfure de sodium a été traité par l'iode, jusqu'à décomposition complète du sulfure, suivant la méthode sulfhydrométrique ; pour arriver à ce résultat, il a fallu employer 0^{gr},70 d'iode. On demande combien l'eau contenait de soufre combiné à l'état de sulfure, et secondairement, de sulfure de sodium ?

Comme la quantité d'un corps qui se substitue à une autre quantité d'un autre corps est toujours dans le même rapport avec la quantité du deuxième corps, que l'équivalent du premier est à l'équivalent du deuxième, on peut poser ainsi cette proportion :

1 équivalent d'iode 1579,50 : 1 équivalent de soufre 201,16, déplacé de sa combinaison par l'iode :: 0^{gr},70 d'iode employé à déplacer le soufre du sulfure de sodium : x de soufre déplacé par 0,70 d'iode ; ou 1579,50 : 201,16 :: 0,70 : x ; x = 0,089.

Pour avoir la quantité de sulfure de sodium représentée par 0^{gr},089 de soufre, on recherche la composition de ce sulfure, qui est ainsi constitué :

$$\left. \begin{array}{l} \text{Soufre 201,16} \\ \text{Sodium 290,89} \end{array} \right\} = 492,05 \text{ de sulfure de sodium.}$$

D'après cela, si 201,16 de soufre représentent 492,05 de sulfure de sodium, combien 0,089 représenteront-ils de ce même sulfure ?

$$201,16 : 492,05 :: 0,089 : x, x = 0,217.$$

Donc un litre de l'eau minérale analysée contenait 0^{gr},089 de soufre ou 0^{gr},217 de sulfure de sodium.

5^{me} PROBLÈME.

En traitant une certaine quantité d'étain du commerce par l'acide azotique, on a obtenu 4^{gr},262 de bi-oxyde d'étain. On demande combien le métal analysé contenait d'étain pur?

La composition du bi-oxyde d'étain est : $\left\{ \begin{array}{l} \text{étain. . . 733,29} \\ \text{oxygène. . 200,00} \end{array} \right\} = 933,29.$

Si 933,29 de bi-oxyde d'étain contiennent 733,29 d'étain pur, combien 4,262 d'oxyde d'étain contiendront ils de métal pur?

$$933,29 : 733,29 :: 4,262 : x ; x = 3,550.$$

Donc la quantité d'étain du commerce employée, et qui a donné 4^{gr},262 de bi-oxyde d'étain, contenait 3^{gr},450 d'étain pur.

6^{me} PROBLÈME.

Dans une analyse, on a précipité par le carbonate de potasse la magnésie d'une quantité donnée de sulfate de cette base : déterminer combien 5^{gr},392 de carbonate de magnésie, produit de la réaction, représentent : 1^o de magnésie, 2^o de sulfate de magnésie anhydre, 3^o de sulfate de magnésie cristallisé?

Acide carbonique 275
Magnésie 258,53 } = 533,53 de carbonate de magnésie.

Donc 533,53 : 258,53 :: 5,392 : x ; x = 2,611.

1^o Donc la dissolution contenait 2^{gr} 611 de magnésie. — Le sulfate de magnésie anhydre étant ainsi composé :

Acide sulfurique 501,16
Magnésie. . . . 258,35 } = 759,51 de sulfate de magnésie anhydre,

on établit la proportion de la manière suivante :

$$258,35 : 759,51 :: 2,611 : x ; x = 7,675.$$

2^o Donc 2^{gr},611 de magnésie donnent 7^{gr},675 de sulfate de magnésie anhydre.

Le sulfate de magnésie cristallisé renfermant 0,51 d'eau pour 0,49 de sulfate anhydre, on peut poser la proportion : 0,49 : 0,51 :: 7,675 : x ; x = 7,988.

D'où il résulte que 7^{gr},675 sulfate anhydre se combinent avec 7^{gr} 988 d'eau pour former 15^{gr},663 de sulfate cristallisé.

Donc la substance analysée contenait 2^{gr},611 de magnésie, 7^{gr},675 de sulfate de magnésie anhydre, ou 15^{gr},663 de sulfate cristallisé.

7^{me} PROBLÈME.

Une quantité déterminée d'un liquide contenait de l'acide chlorhydrique; on y a plongé plusieurs lames de zinc dont le poids était connu; lorsque l'acide a été complètement saturé, on a pesé le zinc restant, et l'on a trouvé que son poids était diminué de 7^{gr},360 : combien cette quantité de métal représente-t-elle de chlore, et secondairement, d'acide chlorhydrique?

$$\left. \begin{array}{l} \text{Chlore } 442,65 \\ \text{Zinc.. } 403,35 \end{array} \right\} = 845,98 \text{ de chlorure de zinc.}$$

Donc 403,35 : 442,65 :: 7,360 : x ; x = 8,077.

Ainsi, les 7^{gr},360 de zinc dissous représentant 8^{gr},077 de chlore, combien ce dernier chiffre représente-t-il d'acide chlorhydrique?

$$\left. \begin{array}{l} \text{Chlore. . . } 442,65 \\ \text{Hydrogène. } 12,50 \end{array} \right\} = 455,15 \text{ d'acide chlorhydrique.}$$

Donc 442,65 : 455,15 :: 8,077 : x ; x = 8,305.

Donc le liquide acide ayant dissous 7^{gr},360 de zinc, contenait 8^{gr},077 de chlore, ou 8^{gr},305 d'acide chlorhydrique.

1508. 3^o Applications aux travaux des ateliers chimiques.

— Les problèmes qui peuvent être posés, relativement aux réactions chimiques des substances mises en œuvre dans les ateliers de l'industrie, ne diffèrent de ceux relatifs à l'analyse, qu'en ce qu'ils se rapportent à des quantités infiniment plus considérables de matières. On les résout, du reste, de la même manière que les précédents, comme on peut le voir par les exemples qui suivent :

1^{er} PROBLÈME.

Combien 100 kil. de sel marin, traités par l'acide sulfurique, donneront-ils de sulfate de soude anhydre?

Il faut chercher la quantité de soude représentée par 100 kil. de chlorure de sodium, et transformer cette soude en sulfate.

Le sel marin étant composé de $\left\{ \begin{array}{l} \text{chlore } 442,65 \\ \text{sodium } 290,89 \end{array} \right\}$ — 735,54, combien 100 kilogrammes contiennent-ils de sodium ?

$$753,54 : 290,89 :: 100 : x; x = 59,65.$$

100 kil. de sel marin contiennent donc 59^k,65.

$$\text{Composition de la soude : } \left\{ \begin{array}{l} \text{sodium } 290,89 \\ \text{oxygène } 100 \end{array} \right\} = 590,89$$

$$290,89 : 590,89 :: 59,65 : x; x = 53,28.$$

Donc 100 kil. de sel marin représentent 53^k,28 de soude.

Il nous reste à chercher quelle quantité de sulfate de soude est représentée par ces 53^k,28 de soude; sachant que la composition du sulfate de soude est :

$$\left. \begin{array}{l} 501,16 \text{ acide sulfurique} \\ 590,39 \text{ soude} \end{array} \right\} = 892,05$$

$$590,89 : 892,05 :: 53,28 : x; x = 121,59.$$

Donc 100 kil. de sel marin donneront 121^k,59 de sulfate de soude anhydre.

2^{me} PROBLÈME.

Combien 20 kilog. sulfate de soude desséché ou anhydre donnent-ils de sulfate de soude cristallisé ?

Sachant qu'un équivalent de sulfate de soude anhydre, qui est :

$$\left. \begin{array}{l} \text{Acide sulfurique } 501,16 \\ \text{Soude } 590,89 \end{array} \right\} = 892,05$$

retient 10 équivalents d'eau ou 1124,80.

L'équivalent de sulfate de soude deviendra alors 2016,85.

On peut donc poser 892,05 : 2016,85 :: 20 : x; x = 45,21.

Donc 20 kil. de sulfate de soude desséché donnent 45^k,21 de sulfate de soude cristallisé.

3^{me} PROBLÈME.

Combien 190 kilog. de fer, dissous par l'acide sulfurique, peuvent-ils fournir de sulfate de protoxyde de fer cristallisé ?

La composition du protoxyde de fer est $\left\{ \begin{array}{l} \text{fer} . . . 359,20 \\ \text{oxygène } 100,00 \end{array} \right\} = 459,20$;
il faut donc pour une première proportion :

$$359,20 : 459,20 :: 100 : x; x = 129,48.$$

Donc 100 kil. de fer formeront 129^k,48 de protoxyde de fer; voyons combien ils formeront de sulfate de protoxyde de fer, d'abord anhydre, et ensuite cristallisé.

Le sulfate ferreux est composé de $\left\{ \begin{array}{l} \text{protoxyde de fer } 459,20 \\ \text{acide sulfurique } 501,16 \end{array} \right\} = 940,36$,
d'où 459,20 : 940,36 :: 129,48 : x, x = 277,22.

Donc 129^k,48 de protoxyde de fer donnent, en se combinant avec de l'acide sulfurique, 277^k,22 de sulfate ferreux anhydre.

Le sulfate de protoxyde de fer cristallisé étant ainsi composé :

$$\begin{array}{l} \text{Sulfate anhydre } 58,22 \\ \text{Eau. } 41,78 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Sulfate anhydre } 58,22 \\ \text{Eau. } 41,78 \end{array}} \right\} = 100,00$$

$$58,22 : 100 :: 277,22 : x ; x = 476,15.$$

Donc 100 kil. de fer donnent 476^k,15 de sulfate de fer cristallisé (couperose verte).

4^{me} PROBLÈME.

Combien faut-il de carbonate de chaux pour obtenir 100 litres d'acide carbonique ?

Comme 1 litre d'acide carbonique pèse 1^{gr},98, 100 litres pèseront 198 gram.

Le carbonate de chaux étant formé de : $\left. \begin{array}{l} \text{acide carbon. } 275 \\ \text{chaux } 356,02 \end{array} \right\} = 631,02$,
quelle est la quantité de carbonate de chaux qui contient 198 gram. d'acide carbonique.

$$275 : 631,02 :: 198 : x, x = 454,35.$$

Donc, pour produire 100 litres d'acide carbonique, il faut employer 454^{gr},35 de carbonate de chaux.

5^{me} PROBLÈME.

Combien faut-il d'acide carbonique en volume pour faire passer 25 kilog. de carbonate de soude à l'état de bi-carbonate ?

Comme on sait qu'un bi-carbonate contient exactement le double d'acide carbonique, qu'un carbonate neutre, il faudra en ajouter autant qu'il y en a déjà.

Le carbonate de soude étant formé de : $\left. \begin{array}{l} \text{acide carbon. } 275 \\ \text{soude. . . . } 390,89 \end{array} \right\} = 665,89$,
on doit passer cette proportion : 665,89 : 275 :: 25 : x ; x = 10,324.

Il faudra donc 10^k,324 d'acide carbonique pour transformer en bi-carbonate 25 kilog. de carbonate de soude.

Pour avoir le volume de cette quantité pondérale d'acide carbonique (10^k,324) on procédera ainsi : comme on sait qu'un litre de ce gaz pèse 1^{gr},98, on divisera le poids total du gaz par le poids d'un litre, et on aura ainsi le volume en litres ou décimètres cubes.

$$10^{gr},324 : 1^{gr},98 = 5214^{lit},14.$$

Donc, pour faire passer 25 kil. de carbonate de soude à l'état de bi-carbonate, il faut 5214^{lit},14 d'acide carbonique, ou 5^{mèt}. cub., 21414.

6^{me} PROBLÈME.

Un minerai de fer renferme 0,45 de peroxyde de fer, combien représente-t-il de fer métallique?

Le peroxyde de fer est composé de $\left\{ \begin{array}{l} \text{fer. . . 678,41} \\ \text{oxygène 300,00} \end{array} \right\} = 978,41.$

Si 978,41 de peroxyde de fer renferment 678,41 de fer métallique, combien 45 du même oxyde en renferment-ils?

$$978,41 : 678,41 :: 45 : x ; x = 51,202.$$

Ainsi un minerai qui contient 45 pour 100 de peroxyde de fer, renferme 51,202 % de fer métallique.

7^{me} PROBLÈME.

1 kilog. 504 gram. d'argent aurifère a été traité par l'acide sulfurique ou l'acide azotique, tout l'argent a été dissous, et l'or resté pour résidu pesait 6^{sr},007 ; il y a donc eu 1497^{sr},993 d'argent dissous. Si l'on plonge des lames de cuivre dans la dissolution, en quantité suffisante, tout l'argent sera précipité à l'état métallique. On demande combien il y aura de cuivre dissous pour opérer la précipitation complète de l'argent?

Comme 1 équivalent de cuivre 393,69 remplace exactement 1 équivalent d'argent 1351,61, on peut poser la proportion suivante :

$$1351,61 : 393,69 :: 1497,993 : x ; x = 438,544.$$

Donc, pour précipiter tout l'argent de sa dissolution, il se sera dissous 438^{sr},544 de cuivre.

8^{me} PROBLÈME.

Pour obtenir 50 kilog. de carbonate de cuivre, combien faut-il prendre de carbonate de soude cristallisé et de sulfate de cuivre aussi cristallisé?

Le carbonate de cuivre étant ainsi composé : $\left\{ \begin{array}{l} \text{acide carbon. 35,80} \\ \text{ox. de cuivre 64,20} \end{array} \right\} = 100$
on doit poser les proportions suivantes :

$$100 : 35,80 :: 50 : x ; x = 17,90,$$

$$\text{et } 100 : 64,20 :: 50 : x ; x = 52,10.$$

Donc 50 kil. de carbonate de cuivre sont composés de :

$$\left. \begin{array}{l} \text{Acide carbonique } 17^k,90 \\ \text{Bi-oxyde de cuivre } 32^k,10 \end{array} \right\} = 50 \text{ k.}$$

Il faudra donc décomposer une quantité de carbonate de soude contenant 17^k,90 d'acide carbonique, par une quantité de sulfate de cuivre contenant 32^k,10 d'oxyde de cuivre. Quelles sont ces quantités?

Composition du carbonate de soude cristallisé : $\left\{ \begin{array}{l} \text{acide carbon. } 45,43 \\ \text{soude } 21,81 \\ \text{eau } 62,76 \end{array} \right\} = 100$

Si 45,43 d'acide carbonique correspondent à 100 de carbonate, à combien de carbonate correspondent 17,90 d'acide carbonique?

$$45,43 : 100 :: 17,90 : x ; x = 116,007.$$

Donc il faut employer 116^k,007 de carbonate de soude cristallisé.

Composition du sulfate de cuivre cristallisé : $\left\{ \begin{array}{l} \text{acide sulfurique } 52,14 \\ \text{oxyde de cuivre } 31,79 \\ \text{eau } 56,07 \end{array} \right\} = 100$

Si 31,79 d'oxyde de cuivre représentent 100 de sulfate, combien 32,10 d'oxyde de cuivre représenteront-ils de sulfate?

$$31,79 : 100 :: 32,10 : x ; x = 100,975.$$

Donc, pour obtenir 50 kil. de carbonate de cuivre, il faut employer 116^k,007 de carbonate de soude et 100^k,975 de sulfate de cuivre, tous deux cristallisés.

. FIN DU TOME PREMIER.

TABLE

DES

MATIÈRES CONTENUES DANS LE PREMIER VOLUME.

DÉDICACE	v
DISCOURS PRÉLIMINAIRE	vij
1° Importance et utilité de la chimie ; progrès que lui doit l'industrie.	vij
2° Idée et plan de ce Traité.	xv

LIVRE PREMIER.

GÉNÉRALITÉS. — MÉTALLOÏDES.

CHAPITRE PREMIER. — PRINCIPES GÉNÉRAUX.	1
Ce que c'est que la chimie, en quoi elle diffère de la physique	1
Ce qu'il faut entendre par le mot <i>corps</i>	2
Pesanteur, — densité, — poids spécifique des corps . .	3
États divers que peuvent affecter les corps pondérables.	3
Ce qui distingue les <i>gaz</i> des <i>vapeurs</i>	8
Forme et structure des corps solides	10
Nature des corps, — corps simples, — corps composés.	12
Constitution intime des corps. — Particules. — Molé- cules intégrantes. — Molécules constituantes.	13
Causes ou forces qui déterminent et maintiennent la constitution intime des corps. — Cohésion. — Affinité.	16
Principales causes qui modifient la cohésion.	19
Principales causes qui modifient l'affinité.	20

Application de l'affinité aux travaux chimiques. — Analyse. — Synthèse. — Réactifs.	30
Propriétés physiques, physico-chimiques et chimiques des corps	32
CHAPITRE DEUXIÈME. — NOMENCLATURE DES CORPS CHIMIQUES.	35
Historique. — Nomenclature ancienne.	35
Nomenclature de Guyton-de-Morveau	37
Nomenclature de Guyton-de-Morveau, Lavoisier, Fourcroy et Berthollet.	41
CHAPITRE TROISIÈME. — Système actuel de nomenclature chimique. — Nomenclature des corps simples.	45
Nomenclature des corps composés	47
<i>id.</i> des corps inorganiques	47
<i>id.</i> des corps organiques	56
Résumé et conclusion	57
CHAPITRE QUATRIÈME. — CLASSIFICATION DES CORPS SIMPLES. — Plan méthodique pour l'étude des corps. —	
§ I. Classification	59
1 ^o Méthode naturelle de classification des corps simples.	60
Classification des corps simples par M. Despretz.	61
2 ^o Méthode artificielle de classification des corps simples.	65
Classification adoptée dans ce traité	66
§ II. Plan méthodique pour l'étude des corps soit simples, soit composés.	69
Tableau de la distribution des matières pour l'histoire de chaque corps, soit simple, soit composé	70
CHAPITRE CINQUIÈME. — MÉTALLOÏDES. — Organogènes.	72
Oxygène	74
CHAPITRE SIXIÈME. — Organogènes. — Azote	108
CHAPITRE SEPTIÈME. — Organogènes. — Appendice à l'oxygène et à l'azote.	126
§ I. De l'atmosphère terrestre	127
§ II. De l'air atmosphérique	129

Observations et remarques diverses sur l'air atmosphérique et son influence dans les opérations industrielles	253
CHAPITRE HUITIÈME. — Organogènes. — Hydrogène . .	261
CHAPITRE NEUVIÈME. — Organogènes. — Carbone . .	290
§ I. 1 ^{er} Groupe. — Charbons naturels non employés . .	
comme combustibles. — Du Diamant.	293
Du graphite	311
§ II. 2 ^{me} Groupe. — Charbons artificiels. — Charbon végétal, charbon animal, charbon de schiste. . . .	316
Du charbon végétal	316
Du charbon animal.	363
Du charbon de schiste bitumineux, et de quelques autres charbons analogues.	396
§ III. 3 ^{me} Groupe. — Charbons naturels employés comme combustibles. — Anthracite, houille, lignite, tourbe.	402
De l'anthracite	402
De la houille	410
Du lignite	444
De la tourbe	453
Observations et remarques diverses sur le charbon et les combustibles en général.	463
1 ^o Théorie des phénomènes produits par l'emploi des combustibles : flamme. — fumée	463
2 ^o Moyens d'évaluer la quantité de chaleur que peut développer un combustible en brûlant	465
3 ^o Valeur comparative des différents combustibles relativement à leurs pouvoirs calorifique et rayonnant	469
4 ^o Comparaison des combustibles dans leur application. — Avantages et désavantages particuliers à chacun d'eux dans son emploi industriel.	470
5 ^o Du mélange des combustibles entre eux : combustibles factices ou artificiels	479
CHAPITRE DIXIÈME. — Sulfuroïdes. — Soufre	482
CHAPITRE ONZIÈME. — Sulfuroïdes. — Sélénium . . .	511
CHAPITRE DOUZIÈME. — Sulfuroïdes. — Phosphore . .	514
CHAPITRE TREIZIÈME. — Chloroïdes. — Fluor	558

CHAPITRE QUATORZIÈME. — Chloroïdes. — Chlore. . .	564
CHAPITRE QUINZIÈME. — Chloroïdes. — Appendice au chlore. — Chlorure de chaux, chlorure de soude, chlorure de potasse.	593
Des chlorures d'oxydes, chlorites ou hypochlorites alcalins en général.	593
Des chlorures de chaux, de soude et de potasse en particulier. — Chlorure de chaux.	607
Chlorure de soude.	620
Chlorure de potasse	623
Autres chlorures alcalins. — Chlorure de magnésie. . .	625
Chlorométrie	626
CHAPITRE SEIZIÈME. — Chloroïdes. — Brome	636
CHAPITRE DIX-SEPTIÈME. — Chloroïdes. — Iode . . .	660
CHAPITRES DIX-HUITIÈME ET DIX-NEUVIÈME. — Boroïdes. — Bore. — Silicium	678

LIVRE DEUXIÈME.

LOIS QUI PRÉSIDENT A LA FORMATION DES CORPS COMPOSÉS. — COMBINAISONS DES MÉTALLOÏDES ENTRE EUX.	683
CHAPITRE PREMIER. — Association des corps simples entre eux. — De la combinaison, de sa théorie et de ses lois	686
Combinaison. — Affinité	686
Doctrine électro-chimique	689
Lois de la combinaison	700
Loi des proportions multiples.	704
Nombres proportionnels ou équivalents chimiques. . .	707
Théorie atomique.	714
Notation chimique	722
Utilité des équivalents, des atomes et de la notation chimique	725
Équations chimiques	726
Application à l'analyse chimique. — Problèmes	728
Application aux travaux industriels. — Problèmes. . .	734

FIN DE LA TABLE DU PREMIER VOLUME.

ERRATA.

Le lecteur est prié de faire les corrections suivantes :

<i>Page. Ligne.</i>		<i>Lisez :</i>
67	21 l'indique leur nom,	ce nom.
67	25 composés d'oxygène,	composées d'oxygène.
68	10 combinaison basique,	combinaison neutre.
69	6 aussi indispensables,	indispensables.
98	(en note) <i>phlogistique</i> ,	phlogistiques.
165	11 soustraction de leur carbone,	soustraction d'une partie de leur carbone.
213	19 peroxyde,	peroxyde : la même faute doit être corrigée à plusieurs autres endroits.
224	derrière. — <i>Haller</i> ,	<i>Hales</i> .
249	6 nature organique,	matière organique.
266	5 au point du contact,	au point de contact.
370	14 charbon d'os,	charbon de bois.
374	12 40 :: 1	40 : 1
449	14 <i>pechkohle</i> ,	<i>pechkohle</i> .
459	12 <i>Thillage-Platel</i> ,	<i>Tillage-Platel</i> .
512	4 excès de <i>chlorure</i> ,	excès de <i>chlore</i> .
557	19 comme l'a reconnu,	comme l'ont reconnu.
568	34 on en peut,	on ne peut.
572	20 et coercible,	est coercible.
602	3 Supprimez : ou que le produit	soit exposé à la lumière solaire directe.
625	21 Le baryte,	La baryte.
670	9 6 équivalentes,	6 équivalents.
692	28 température,	transpiration.
698	17 chlorure,	chlore.
719	26 <i>Delong</i> et <i>Petit</i> ,	<i>Dulong</i> et <i>Petit</i> .