

CHIMIE

GÉNÉRALE ET APPLIQUÉE

PARIS. — IMP. SIMON RAÇON ET COMP., RUE D'EMERITH, 1.

**ENSEIGNEMENT SPÉCIAL
ET PROFESSIONNEL**

CHIMIE
GÉNÉRALE ET APPLIQUÉE

PAR

M. J. GIRARDIN

DOYEN ET PROFESSEUR DE CHIMIE DE LA FACULTÉ DES SCIENCES DE LILLE

CORRESPONDANT DE L'INSTITUT

MEMBRE ASSOCIÉ DE L'ACADÉMIE IMPÉRIALE DE MÉDECINE, ETC.

PREMIÈRE ANNÉE

PARIS
VICTOR MASSON ET FILS

PLACE DE L'ÉCOLE-DE-MÉDECINE

1868

Droits de traduction et de reproduction réservés.

CHIMIE

GÉNÉRALE ET APPLIQUÉE

PREMIÈRE ANNÉE

CHAPITRE PREMIER

NOTIONS PRÉLIMINAIRES

Vous avez appris, mes chers amis, dans le cours de physique, qu'on désigne, d'une manière générale, sous le nom de *corps*, de *matière*, tout ce qui peut affecter un ou plusieurs de nos sens, et sous celui d'*espace*, tout ce qui n'est pas *corps* ou *matière*.

Corps ou matière. — Tout corps jouit de l'*étendue* et de l'*im-pénétrabilité*, c'est-à-dire qu'il occupe une portion déterminée de l'espace, et qu'il ne peut se confondre avec un autre corps, ou se placer dans la portion d'espace qui est déjà prise par un autre.

Distinction des corps en trois classes. — Eh bien, tous les corps de la nature, qu'ils existent à la surface ou dans le sein de la terre, dans la profondeur des eaux ou dans l'immensité des airs,

appartiennent à trois classes bien distinctes : les *animaux*, les *végétaux* et les *corps bruts ou minéraux*.

a. **Animaux.** — Les *animaux*, vous le savez, vivent et se transportent spontanément d'un point à un autre de l'espace ;

b. **Végétaux.** — Les *végétaux* vivent également, mais ils ne peuvent, ainsi que les animaux, s'écarter volontairement de la place où leur existence a commencé. Leur vie, pour ainsi dire toute passive, est désignée sous le nom de *végétation*.

c. **Minéraux.** — Enfin les *minéraux* ne présentent point cette période ascendante et décroissante de manifestations et de modifications qui constituent la vie ; complètement inertes, ils ne peuvent changer de forme ou de position que sous l'influence d'une cause extérieure.

Un savant naturaliste suédois, du siècle dernier, Linné, le législateur de la botanique, a caractérisé admirablement les différences fondamentales qui séparent les trois classes d'*êtres* dont je viens de parler, en disant :

« Les minéraux croissent ;

« Les végétaux croissent et vivent ;

« Les animaux croissent, vivent et sentent. »

Science ou philosophie naturelle. — L'étude de ces différents êtres constitue la *science* ou la *philosophie naturelle* qui, suivant le point de vue sous lequel elle les envisage, se subdivise en trois branches distinctes : l'*histoire naturelle*, la *physique* et la *chimie*.

Le rôle de chacune d'elles est bien tranché.

a. **Histoire naturelle.** — L'*histoire naturelle*, science éminemment descriptive, apprend à distinguer un corps de tous les autres en raison de sa forme, des caractères extérieurs qui tombent sous les sens, de sa structure intérieure et de la disposition de ses organes, s'il fait partie du règne organique, c'est-à-dire s'il est végétal ou animal.

b. **Physique.** — La *physique* fait connaître ses propriétés matérielles et les modifications passagères qu'il subit, sans que sa constitution ou nature intérieure soit changée.

c. **Chimie.** — La *chimie* indique sa nature intime, c'est-à-dire l'espèce de matière qui le forme essentiellement.

Pour arriver à ce résultat, cette dernière science étudie les effets ou *phénomènes* particuliers qui se manifestent dans les différents

corps mis en présence les uns des autres, et d'où dérivent des altérations profondes et durables dans leur état actuel.

Pour provoquer ces phénomènes, elle a recours à l'intervention des forces ou agents naturels, tels que la chaleur, l'électricité, la lumière, dont l'étude spéciale appartient à la physique.

Distinction entre les phénomènes physiques et les phénomènes chimiques. — Vous voyez de suite qu'il y a une liaison étroite entre la *chimie* et la *physique* qui, pour être bien comprises, ont sans cesse besoin de s'appuyer l'une sur l'autre. Quant aux phénomènes qui font l'objet de leurs études, ils sont essentiellement différents les uns des autres, ainsi que je vais vous le démontrer.

Si je frotte une baguette de verre avec un morceau de drap, je communique à cette baguette la singulière propriété d'attirer à elle les corps légers, des barbes de plume,

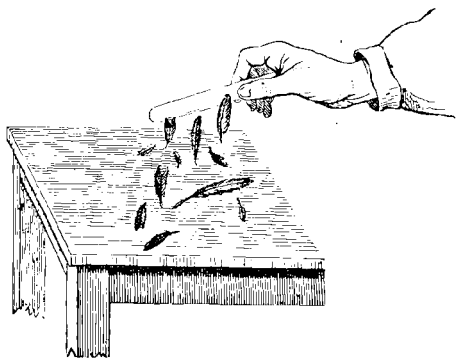


Fig. 1. — Baguette de verre électrisée.

par exemple (*fig. 1*); mais, au bout d'un instant, elle perd cette faculté pour la reprendre par une nouvelle friction sur le drap. Or, pendant qu'elle la possède, la baguette de verre n'a éprouvé aucune altération dans sa constitution apparente, dans sa densité et ses autres propriétés essentielles; après l'expérience, elle est absolument ce qu'elle était avant.

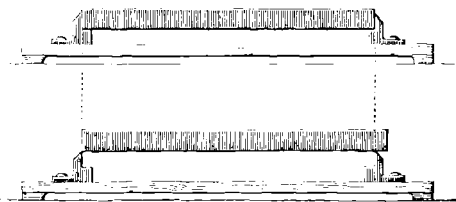


Fig. 2. — Barre d'acier allongée par la chaleur.

Voici une barre d'acier qui repose entre deux supports métalliques fixés sur une tablette (*fig. 2*). Si je viens à la chauffer

fortement dans un fourneau, elle s'allonge, se dilate en tous sens, si bien qu'elle ne peut entrer dans la place qu'elle occupait primitivement. Mais dès que la cause qui a produit cette dilatation, c'est-à-dire la chaleur, cesse d'agir, en d'autres termes lorsque la barre est complètement refroidie, elle reprend ses

dimensions premières et peut rentrer entre les deux supports, sans avoir perdu aucune des propriétés qu'elle possédait auparavant.

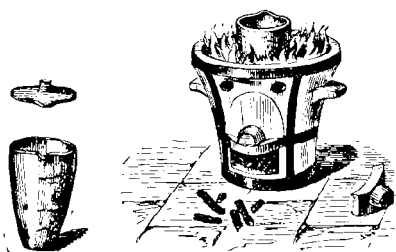


Fig. 5. — Fusion de l'étain dans un creuset.

Si maintenant je chauffe très-fortement un lingot d'étain dans un de ces vases en grès qu'on appelle *creusets* dans les laboratoires (fig. 5), il se *fond*, c'est-à-dire devient liquide, et si alors je le coule dans un moule cylindrique ou une *lingotière* (fig. 4),

Si maintenant je chauffe très-fortement un lingot d'étain dans un de ces vases en grès qu'on appelle *creusets* dans les laboratoires (fig. 5), il se *fond*, c'est-à-dire devient liquide, et si alors je le coule dans un moule cylindrique ou une *lingotière* (fig. 4),

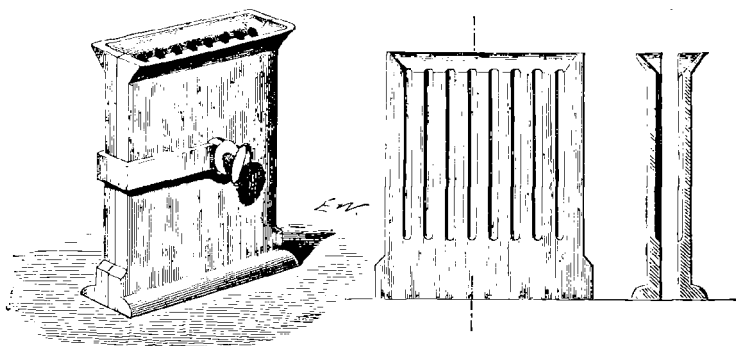


Fig. 4. — Lingotière.

il reprend peu à peu son état solide et toutes ses apparences antérieures.

Ces phénomènes de *dilatation* et de *fusion* que je viens de signaler sont des *phénomènes physiques*, parce qu'ils sont passagers et ne modifient en aucune manière la constitution, l'essence ou la nature intime des corps qui les subissent.

Mais si je prends une barre de fer doux bien polie, et si je

l'abandonne au contact de l'air humide pendant plusieurs jours, je vois bientôt sa surface se ternir, puis se recouvrir peu à peu d'une sorte de lèpre de couleur ocreuse, entièrement dépourvue de l'éclat métallique, bien connue de tout le monde sous le nom de *rouille*.

Une lame de cuivre, placée dans les mêmes circonstances, ne tarde pas à prendre une teinte verdâtre, et vous savez déjà que cette poussière verte, qui lui fait perdre sa couleur rouge et son vif éclat, est ce que l'on appelle du *vert de gris*, poison redoutable pour l'homme et les animaux.

Ces changements d'état dans le fer et le cuivre proviennent de ce que plusieurs des principes de l'air se sont unis intimement à ces métaux et ont ainsi produit des *corps nouveaux*, c'est-à-dire doués de propriétés distinctes de celles du fer et du cuivre, et, par suite de cette union des principes de l'air avec chacun d'eux, leur poids a singulièrement augmenté.

Combinaison. — Je puis vous dire, dès à présent, qu'on donne le nom de *combinaison* à l'acte par lequel deux ou plusieurs corps de nature différente s'unissent de manière à produire un corps nouveau, qu'on appelle alors un *composé*.

La combinaison est un *phénomène chimique*.

Dans d'autres circonstances, un corps abandonné à lui-même dans des conditions appropriées, change complètement de nature, se détruit ou mieux se transforme en de nouvelles substances qui n'ont plus rien de commun avec lui. Ainsi, par exemple, le sucre, dissous dans l'eau, et mélangé à un peu de levûre de bière, puis placé dans un lieu suffisamment chaud, éprouve bientôt ce qu'on appelle la *fermentation spiritueuse*, ce qui le change en deux nouveaux produits : l'*alcool* ou *esprit-de-vin*, et le gaz particulier qu'on appelle *gaz carbonique*.

Cette disparition du sucre et sa métamorphose en deux corps si différents, voilà assurément un phénomène chimique bien caractérisé.

Ces différents exemples que je pourrais multiplier à l'infini, servent à faire comprendre nettement la différence essentielle qu'il y a entre les *phénomènes physiques*, qui sont toujours transitoires, et les *phénomènes chimiques*, qui sont toujours permanents.

Divisibilité de la matière. — Quelle que soit la diversité des corps qui nous entourent, tous sont constitués physiquement de la même manière, on vous l'a déjà dit, mais il est nécessaire de le répéter ici. Tous sont formés par la réunion d'une multitude de particules de même nature qu'eux, et chacune de ces particules, prise isolément, possède toutes les propriétés du corps dont elle provient. C'est ainsi que dans la poudre la plus fine provenant du marbre ou du bois, on retrouve toujours les caractères essentiels du morceau de marbre ou du fragment de bois qui a été divisé.

Cette division de la matière semble, au premier abord, ne pas avoir de bornes, puisqu'un corps, quelque ténu qu'on puisse le supposer, doit nécessairement avoir deux moitiés, trois tiers, etc. Une expérience bien simple va vous démontrer à quel degré de division il est possible d'amener les corps.

Voici de l'eau dans laquelle j'ai fait préalablement fondre ou *dissoudre* du sel de cuisine. J'en prends une goutte, qui ne doit, n'est-ce pas, renfermer qu'une bien petite quantité de ce sel? Je la mêle à une grande masse d'eau pure, et j'agite; n'est-il pas évident que chaque goutte de cette masse renferme maintenant un peu du sel qui était contenu dans la première goutte salée? Le sel a donc dû éprouver une bien grande division pour se répartir ainsi en égale quantité dans toute la masse de l'eau.

Et pour vous prouver que cet effet a eu lieu, je n'aurai besoin que de verser dans une partie de ce liquide une goutte d'une liqueur qui aura la propriété de faire déposer sous forme solide le sel divisé qui s'y trouve. C'est ce que je fais, et vous voyez apparaître au sein de l'eau des flocons blancs, opaques et solides, qui attestent bien qu'il y a là un corps particulier en dissolution, car dans l'eau tout à fait pure, aucune apparence semblable ne se manifeste par l'addition de la liqueur précipitante.

La matière n'est pas divisible à l'infini. — La réflexion conduit, toutefois, à repousser cette opinion que la matière est divisible à l'infini, et dès le cinquième siècle avant l'ère chrétienne, un célèbre philosophe de Thrace, Démocrite d'Abdère, apportait déjà un argument invincible à la doctrine jusqu'alors régnante de cette divisibilité indéfinie de la matière. Voici ce qu'il disait, ainsi que nous l'apprend Aristote :

« Si la matière pouvait être divisée à l'infini, on arriverait à des particules sans étendue ; or, des particules sans étendue ne sauraient produire des corps doués d'étendue ; donc la matière doit se diviser en parties limitées qui aient de l'étendue. »

Atomes. — Molécules. — Ce sont ces parties que Démocrite nomma *atomes*, c'est-à-dire parties qui ne peuvent être coupées ou divisées. Ce nom et l'idée qu'il exprime ont été adoptés par les physiciens et les chimistes modernes, qui emploient souvent comme synonyme le mot *molécule*, qui veut dire petite masse.

Nous regarderons donc, désormais, comme une vérité fondamentale que les dernières parcelles des corps, celles qui échappent, par leur petitesse, à nos yeux comme à nos meilleurs instruments d'optique, sont tout à fait *insécables* ou *indivisibles*, et pour nous entendre, nous les désignerons par les noms de *molécules* et d'*atomes*.

Il ne faudrait pas confondre la *molécule* ou l'*atome* avec la *particule* dont le nom paraîtrait pouvoir être employé dans le même sens.

Particules. — La *particule* est une petite partie d'un corps, perceptible à la vue et au toucher, qu'on peut isoler par des moyens mécaniques. C'est, par exemple, le fragment presque insaisissable qu'une lime détache d'un morceau de fer ou de cuivre.

Les mots *molécule* et *atome* expriment, eux, le terme d'une division infinie d'un corps. La *molécule* ou l'*atome* échappe à nos sens ; elle est, pour ainsi dire, un point mathématique, un être de raison ; mais elle apparaît à notre esprit comme une conséquence logique de la divisibilité infinie, mais limitée toutefois, de la matière.

La plus petite *particule* d'un corps peut renfermer une multitude innombrable d'*atomes* ou de *molécules*.

Constitution physique des corps. — Les corps sont donc, d'après ces idées, des agrégations, des amas de *molécules* ou d'*atomes*.

Ces atomes *similaires* ou semblables entre eux, sont infiniment petits, mais ils n'ont pas tous le même poids ; ils sont tous indivisibles, inaltérables, impénétrables, et ce sont là leurs caractères les plus importants. Leur forme est encore ignorée ; tous sont entre eux dans un état *actif* ou *passif*, qui constitue leur

mouvement propre. Bien qu'ils semblent se toucher, ils sont cependant éloignés les uns des autres, et laissent entre eux des vides ou intervalles plus ou moins grands qu'on connaît sous le nom de *pores*.

Porosité de la matière. — Ces *pores* existent toujours, même dans les corps en apparence les plus denses ou les plus serrés ; c'est ainsi que l'eau filtre au travers de la pierre de taille la plus dure, qu'elle pénètre jusque dans l'intérieur des bois les plus compactes.

Dans un corps, quel qu'il soit, il y a donc deux choses à considérer : les *pores*, plus ou moins apparents, et les *molécules* solides, matérielles, ou les *atomes*, plus ou moins nombreux, plus ou moins pesants.

Masse d'un corps. — On entend par *masse* d'un corps la somme ou la quantité des atomes dont il se compose ; en d'autres termes, c'est le corps lui-même, abstraction faite de ses pores.

Volume d'un corps. — Le *volume* d'un corps est la place qu'il occupe dans l'espace, sous les trois dimensions, hauteur, longueur, largeur, tant par ses pores que par ses molécules.

Poids spécifique ou densité. — Enfin le *poids spécifique* ou la *densité* d'un corps est le nombre plus ou moins considérable d'atomes qu'il renferme sous un volume déterminé, tel qu'un décimètre ou un centimètre cube ; en d'autres termes, la *densité* d'un corps est le poids de l'unité de volume de ce corps.

Supposons, par exemple, que nous ayons mesuré avec soin un décimètre cube de chacune des matières suivantes : plomb, fer, cuivre, bois, craie, esprit-de-vin, huile, eau, etc., et que nous pesions tous ces décimètres cubes les uns après les autres, en nous servant, comme d'un point de comparaison ou comme unité, du poids du décimètre cube d'eau ; les poids différents que nous trouverons seront les *poids spécifiques* ou les *densités* du plomb, du fer, du cuivre, etc.

On peut donc dire que le *poids spécifique* ou la *densité* d'un corps est le rapport de son poids à son volume, car ce rapport exprime évidemment le poids de l'unité de volume. Il suit de là que lorsqu'on dit qu'un corps est plus *pesant* ou plus *dense* qu'un autre, on entend qu'à *volume égal* il pèse plus que lui.

Divers états de la matière. — Vous savez déjà que la matière

DIVERS ÉTATS DE LA MATIÈRE.

ne se présente pas toujours sous le même aspect ou dans le même état.

Elle est *solide*, lorsqu'elle est douée d'une forme particulière, permanente, et que ses atomes se laissent difficilement déplacer ou ne sont pas mobiles.

D'autrefois elle est *liquide*, comme l'eau, l'esprit-de-vin, le sang, etc.; ses molécules sont alors très-mobiles, prennent la forme des vases qui les contiennent, et quand elles sont en repos, elles affectent une surface horizontale.

Enfin, dans des cas plus rares, les molécules de la matière sont tellement écartées les unes des autres, qu'elle n'est plus perceptible à la vue et ressemble à l'air qui nous entoure; c'est alors ce qu'on appelle un *gaz* ou un *corps aériforme*.

Vous connaissez déjà quelques-uns de ces corps gazeux, comme, par exemple, celui qui sert à l'éclairage public, et qu'on appelle *gaz hydrogène carboné*; celui qui fait mousser et pétiller le vin de Champagne, la bière, le cidre et qu'on nomme *gaz acide carbonique*; celui qui pique si désagréablement le nez lorsqu'on embrase une allumette soufrée et que les chimistes désignent par le nom de *gaz acide sulfureux*.

Le nombre des corps habituellement *gazeux* va à peine au delà de trente, tandis que celui des solides et des liquides est considérable.

Il n'est pas sans intérêt de savoir que c'est un célèbre chimiste flamand, Van Helmont, né à Bruxelles en 1577 et mort en 1644, qui a introduit dans la science le mot *gaz* (dérivé du mot allemand *gahst* ou *geist*, qui signifie *âme*, *esprit*) pour désigner la vapeur invisible qui se dégage pendant la combustion du charbon, pendant la fermentation de la bière et du raisin. Plus tard, ce nom fut appliqué d'une manière générale à tous les fluides aériens qui s'échappent des corps, soit par l'action du feu, soit par des moyens chimiques. Vous connaîtrez par la suite les plus importants de ces *airs* ou *gaz*.

Force qui rapproche les molécules de la matière. — L'état des corps, c'est-à-dire l'aspect sous lequel ils nous apparaissent, tient évidemment à une cause naturelle, ou à une *force* quelconque sans cesse en action.

En effet, si les atomes étaient simplement juxtaposés, sans

qu'aucune force intervient pour les retenir les uns près des autres, la matière ne pourrait assurément prendre et conserver aucune forme déterminée. Les atomes, rassemblés par le hasard, s'isoleraient au moindre choc qui ébranlerait leur masse, en sorte que tous les corps ne s'offriraient à nos yeux que comme des amas incohérents de fines particules, tout à fait semblables à ces monceaux de sable ou de poussière que le plus léger vent disperse de toutes parts.

Puisqu'au contraire, un corps, quel qu'il soit, résiste avec plus ou moins d'énergie aux causes extérieures qui tendent à en séparer les parties; puisque pour briser une tige de fer, une lame de verre, une branche d'arbre, nous sommes obligés d'employer une certaine force, il faut bien qu'il y ait une puissance quelconque qui agglomère les atomes dont ces différents objets sont formés, qui les presse les uns contre les autres, qui les enchaîne à ceux dont il sont entourés. Cette tendance mutuelle des atomes doit être le résultat d'une cause ou d'une *force* qui agit sans cesse.

Cohésion. — Cette force universelle, dont la nature est inconnue, mais dont on apprécie bien les effets, est désignée sous le nom spécial de *cohésion*.

C'est donc la *cohésion* qui réunit les molécules de la matière, et cette force est toujours proportionnelle à l'effort nécessaire pour les désunir. Son action ne peut être détruite par des moyens mécaniques. En effet, en broyant, pilant ou pulvérisant un corps quelconque, on réduit bien une masse en un grand nombre de particules plus petites; mais la poussière la plus subtile d'un corps pulvérisé est toujours solide, c'est-à-dire cohérente.

Dureté. — **Mollesse.** — Dans les corps solides, l'intensité de la force de cohésion est très-variable, puisqu'ils nous offrent des degrés infinis de *dureté* et de *mollesse*.

Ténacité. — **Ductilité.** — Un corps solide est *tenace*, *ductile*, lorsque, par le moyen d'une force extérieure puissante, ses molécules peuvent être portées en diverses directions et positions, et qu'elles y persévèrent après que l'action a cessé. Mais les uns, tels que le fer, le cuivre, l'or, l'argent, ne peuvent être amincis ou réduits en lames minces qu'au moyen d'une compression très-énergique, tandis que l'étain, le plomb, s'étendent facilement en

lames sous l'action du marteau, et que l'argile humide, la cire se laissent pétrir et façonner sous les doigts.

Friabilité. — On dit qu'un corps est *cassant*, lorsqu'il se brise sous les efforts que l'on fait pour modifier sa forme actuelle ; tels sont, par exemple, le bois, le charbon, le verre, etc. Quand le corps que l'on presse entre les doigts se réduit en poudre plus ou moins fine, on l'appelle *friable*.

Élasticité. — On dit qu'un corps est *élastique*, lorsque, par une pression extérieure, ses molécules prennent une position différente, mais retournent dans leur position primitive dès que cette pression a cessé. Tel est le cas d'un ressort de montre, d'une bande de gomme élastique ou caoutchouc.

Dans les corps liquides, la cohésion est très-peu considérable, puisqu'il ne faut qu'une force très-faible pour causer un déplacement de leurs particules.

Les corps gazeux ou aériformes n'ont pas la moindre cohérence ; voilà pourquoi leurs molécules sont toujours très-écartées les unes des autres, et pourquoi elles tendent continuellement à s'éloigner de plus en plus ; et en effet, on est obligé de les renfermer dans des vases pour s'opposer à leur dispersion dans l'espace.

La tendance que présentent les particules d'un corps gazeux à s'isoler, se nomme l'*élasticité* des corps aériformes ; cette élasticité décroît à mesure que les molécules s'éloignent les unes des autres ; elle augmente, au contraire, en raison de leur rapprochement. On peut la mesurer par la pression qu'elles exercent sur les corps qui les avoisinent. Lorsque cette pression est augmentée dans une certaine limite, il arrive parfois que les molécules gazeuses se rapprochent assez pour que la force de cohésion se manifeste ; dans ce cas, les gaz abandonnent l'état aériforme et deviennent liquides ou même solides.

Force qui agit en sens inverse de la cohésion. — **Calorique.** — La cause qui contre-balance ainsi, dans les différents corps, la force de cohésion, c'est le fluide de la chaleur ou le *calorique*. Et ce qui le prouve, c'est qu'en chauffant un solide ou un liquide, on le fond ou on le réduit à l'état aériforme, et qu'en soustrayant ensuite ce corps ainsi liquéfié ou gazéifié à cette action, il reprend son état primitif.

Vous avez vu précédemment l'étain chauffé dans un creuset

prendre la forme liquide et redevenir solide par le refroidissement.

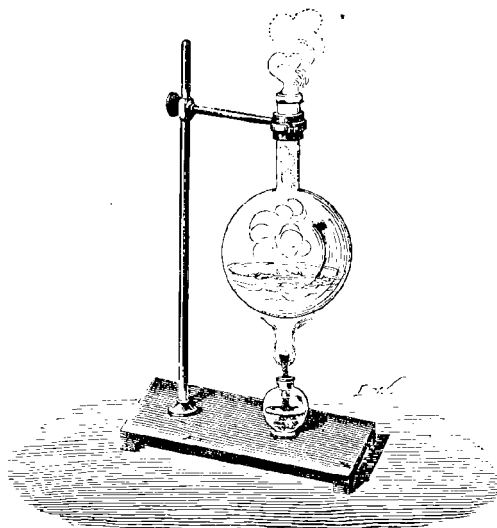


Fig. 5. — Réduction de l'eau en vapeur.

Vous avez déjà l'expérience que l'eau mise à bouillir dans un

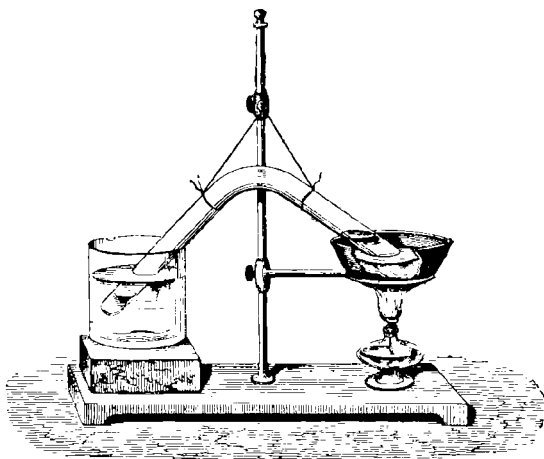


Fig. 6. — Vaporisation de l'éther et sa liquéfaction.

vase finit par disparaître entièrement en s'élevant dans l'air sous forme de *vapeur* (fig. 5), et que celle-ci se résout en liquide dès

qu'on la refroidit. L'expérience suivante est plus saisissante, parce que ces changements d'état se produisent pour ainsi dire instantanément.

Voici un tube courbe, fermé aux deux bouts (*fig. 6*), dans l'une des branches duquel on a mis à l'avance une petite quantité de ce liquide d'odeur si pénétrante, l'*éther*, dont l'usage est si fréquent pour rappeler à la vie les personnes tombées en défaillance ou en syncope. Si je plonge cette branche dans de l'eau un peu chaude, tandis que l'autre, qui est vide, est entourée d'eau froide, l'*éther* disparaît de la première et vient se rassembler dans la seconde, évidemment parce que la basse température de celle-ci ramène à l'état liquide l'*éther* qui avait pris la forme de gaz. On le fait retourner dans la première branche, en substituant de l'eau chaude à l'eau froide et inversement.

La chaleur diminue donc la cohésion au point même de l'anéantir, tandis que le froid la rend plus énergique. Vous savez bien qu'on fait congeler l'eau, qu'on la transforme en glace, c'est-à-dire qu'on l'amène de l'état liquide à l'état solide, en l'exposant à un froid inférieur au 0° du thermomètre.

Causes de l'état actuel d'un corps. — Il suit donc de là que l'état des corps dépend d'une lutte continuelle entre la force de cohésion qui tend à rapprocher les molécules, et le calorique qui tend, au contraire, à les éloigner, si bien qu'on peut dire que les corps sont solides, liquides ou gazeux, suivant les circonstances de cette lutte.

Quand le calorique l'emporte sur la force de cohésion, les corps sont gazeux ; ils sont solides dans le cas contraire ; enfin, ils sont liquides quand les deux forces se font mutuellement équilibre.

Fusibilité. — Volatilité. — La faculté d'un corps solide à prendre la forme liquide par l'action de la chaleur, s'appelle la *fusibilité* ; celle d'un corps solide ou liquide à acquérir la forme gazeuse sous l'influence de la même cause, se nomme la *volatilité*. On appelle spécialement *vapeur* le fluide aériforme produit par un solide ou un liquide dont la chaleur a modifié momentanément l'état.

Vapeurs. — Gaz coercibles. — Gaz permanents. — Les gaz qui peuvent être amenés par la pression ou un froid considérable à l'état liquide ou solide sont dits *gaz coercibles* ; ceux qui con-

servent invariablement leur état de fluide élastique sont dits *gaz permanents*.

Le nombre de ceux-ci diminue de plus en plus à mesure que nos moyens de compression ou de produire du froid se perfectionnent, et tout prouve qu'un jour il n'y aura plus de gaz qu'on ne puisse liquéfier et même solidifier.

Influence de la pression atmosphérique et de la température sur l'état des corps. — Il faut bien concevoir que tous les corps de la nature doivent leur état actuel aux conditions ordinaires dans lesquelles se trouve placé le globe que nous habitons. Ces conditions sont principalement la pression atmosphérique et la température.

Si donc, parmi les corps qui nous environnent, les uns sont solides, les autres liquides, et plusieurs autres à l'état de gaz, cela dépend évidemment des conditions de température et de pression auxquelles ils sont soumis, puisque lorsque ces conditions viennent à changer, l'état ou la forme habituelle des corps n'est plus la même.

C'est ainsi que l'*éther* est un gaz pour l'habitant de l'Afrique centrale, tandis qu'il est liquide pour nous, habitants de la zone tempérée... Au pôle nord, on ne voit l'eau qu'à l'état de glace, pour ainsi dire, tandis que sous la zone torride on ne la connaît à cet état que par les récits des voyageurs !

Admettons, pour un moment, que la température du globe descende tout à coup à 100 degrés au-dessous de 0°, et que la pression atmosphérique devienne dix fois plus forte qu'elle n'est maintenant? Alors, nos liquides actuels seraient des corps solides, et la plupart de nos gaz se montreraient à l'état liquide; le mercure ou vif-argent aurait l'aspect du plomb, le gaz carbonique celui de la glace, le gaz de l'éclairage coulerait comme de l'eau.

Supposons l'inverse, c'est-à-dire la température du globe montée à 100 degrés au-dessus de 0°, et la pression atmosphérique le quart de ce qu'elle est actuellement? L'eau, l'esprit-de-vin, l'éther, les essences, etc., seraient des fluides élastiques aussi invisibles que l'air, tandis que le soufre, le phosphore, le suif, la cire, etc., seraient constamment à l'état liquide.

Il est bien évident que dans l'une et l'autre hypothèse, les cou-

ditions de la vie ne seraient plus possibles pour l'homme, les animaux et les plantes, organisés comme ils le sont aujourd'hui.

Cristallisation. — Toutes les fois que, dans un corps dont la cohésion a été détruite par le calorique, celui-ci cesse de faire sentir son action et que la cohésion reprend son empire, les molécules, d'abord très-écartées les unes des autres, se rapprochent, s'accolent par les faces qui se conviennent le mieux, se disposent symétriquement et produisent alors des solides réguliers, terminés par des faces planes, et analogues aux solides de la géométrie.

Ce sont ces solides, d'une forme symétrique et constante pour chaque nature de matière, qu'on a nommés, d'une manière générale, *cristaux*, quelle que soit la substance qui en ait fourni les matériaux. Les figures suivantes vous montrent les formes régulières qu'affectent le *sel gemme* ou *sel de cuisine* (fig. 7), l'*alun* (fig. 8), le *cristal de roche* (fig. 9), le *sucre candi* (fig. 10).



Fig. 7. — Sel gemme.

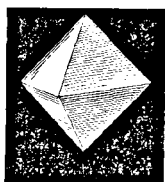


Fig. 8. — Alun.

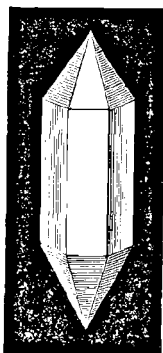


Fig. 9. — Cristal de roche.

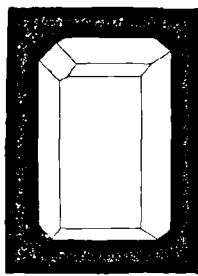


Fig. 10. — Sucre candi.

Le phénomène de solidification qui produit les cristaux a reçu le nom de *cristallisation*.

On dit donc qu'un corps *cristallise* quand ses molécules se groupent de manière à donner naissance à des figures régulières et déterminées.

A. Cristallisation par voie sèche. — Voici un corps solide

que plus tard nous connaissons sous le nom d'*iode*. Une petite quantité est renfermée dans ce ballon de verre (fig. 11). Dès que j'approcherai ce vase d'un foyer ardent ou d'une flamme, vous ver-

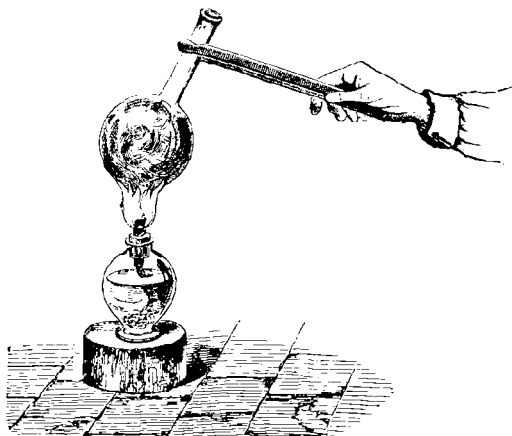


Fig. 11. — Vaporisation de l'iode.

rez apparaître de belles vapeurs violettes qui en rempliront toute la capacité... Laissons-le maintenant refroidir pendant quelques

minutes ; vous pourrez apercevoir bientôt sur toutes les parties supérieures du ballon une multitude de petites paillettes grisâtres, mais brillantes, qui ne seront autre chose que des cristaux formés pendant le refroidissement des vapeurs violettes. L'*iode* gazéifié aura donc cristallisé pendant son retour à l'état solide.



Fig. 12
Soufre en canon.

Voici un autre corps qui vous est bien connu, c'est le *soufre* (fig. 12). En le chauffant dans un creuset, il ne tarde pas à fondre ou à se liquéfier. Laissons-le maintenant refroidir tranquillement dans le creuset ; dès qu'il se sera formé une croûte à la surface du *soufre* liquéfié, nous briserons cette croûte et, après avoir fait écouler lentement ou *décantant*, comme l'on dit en termes techniques, les parties intérieures restées encore à l'état liquide, nous

verrons toutes les parois du vase recouvertes de belles aiguilles brillantes et translucides de soufre (fig. 15).

Ce second exemple vous fait connaître le résultat de la solidification d'un liquide.

B. Cristallisation par voie humide. — Tout moyen qui permet de vaincre ainsi la cohésion d'un solide, et qui ne s'oppose

pas ensuite à la réunion de ses molécules, peut être substitué à la chaleur pour opérer la cristallisation des corps. Voilà pourquoi on emploie souvent, dans les arts comme dans les laboratoires, l'eau en place du feu pour obtenir des cristallisations. L'effet est le même dans les deux cas.

Ainsi, lorsqu'on met du sel de cuisine ou du sucre dans l'eau, le liquide, en s'introduisant dans les pores de ces solides, augmente bientôt l'espace qui sépare leurs atomes et dans une telle proportion que le sel ou le sucre finit par disparaître complètement au milieu de la masse du véhicule. On dit alors qu'il est *dissous* dans l'eau, et ce phénomène a reçu le nom de *solution* ou de *dissolution*.

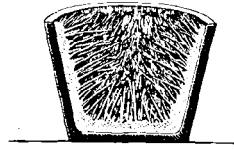


Fig. 15. — Soufre cristallisé.



Fig. 14.

Cristallisation d'un corps solide en dissolution dans l'eau.

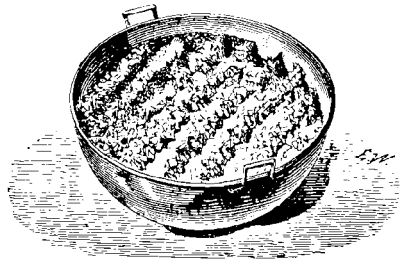


Fig. 15.

Cristallisation du sucre (Sucre candi du commerce).

Si, par un procédé quelconque, on vient alors à chasser une partie du liquide, les molécules salines ou sucrées vont se rapprocher, puis, à une certaine époque, elles s'isolent de l'eau et cristalliseront (fig. 14).

On obtiendra ce résultat, soit par une simple exposition à l'air

libre pendant un temps suffisant, soit en concentrant la liqueur à l'aide du feu et la laissant ensuite refroidir.

C'est ainsi qu'on produit ces belles cristallisations de *sucré candi* qu'on voit à la devanture des boutiques de confiseurs (*fig. 15*), ou celles d'*alun* qu'on admire chez les droguistes ou les épiciers (*fig. 16*).

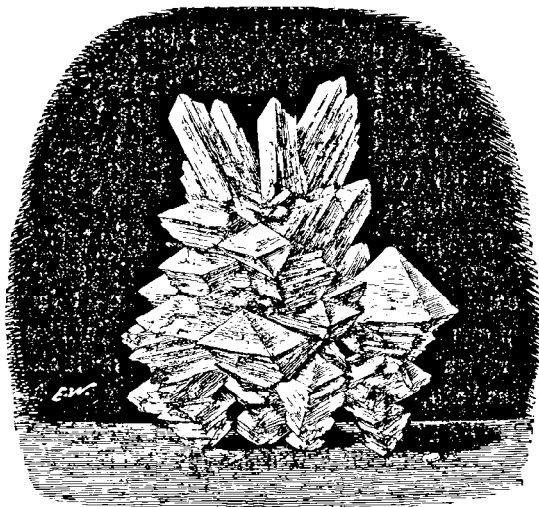


Fig. 16. — Bloc d'alun cristallisé.

Lorsque, comme dans les exemples précédents, le retour d'un corps gazéifié ou liquéfié à son état primitif se fait lentement et de manière que ses molécules sont libres, en quelque sorte, de suivre l'impulsion qui leur est donnée par la force attractive, que rien enfin n'en trouble l'harmonie, les cristaux produits sont toujours *réguliers*.

Cristallisation confuse. — Mais lorsque le jeu des molécules est troublé par des mouvements fortuits ou que leur réunion est trop brusque, trop rapide, la cristallisation est toujours *confuse*, c'est-à-dire que le corps solidifié n'affecte aucune forme géométrique et se présente alors ou en fragments irréguliers, ou en poudre ténue au milieu de laquelle on peut à peine distinguer quelques rudiments de cristaux.

Cristallisation en masse. — Dans les arts, on obtient ce qu'on nomme des *cristallisations en masse*, telles que cela a lieu pour le sucre en pain, le salpêtre, etc., en agitant souvent les liqueurs pendant leur refroidissement.

Je vais actuellement vous montrer comment on isole brusquement un solide, au milieu d'un liquide, de manière à lui faire acquérir une forme pulvérulente. On mêle dans le même verre deux liquides différents qui, par leur réunion, donnent naissance à un corps nouveau dont les molécules ont tellement de cohésion qu'elles ne peuvent rester unies à la liqueur ; elles se déposent immédiatement, dans ce cas, au fond du verre, ainsi que vous le voyez (fig. 17).

Précipitation. — **Précipité.** — Ce phénomène que je viens de produire, s'appelle *précipitation*, et la poudre qui en est le résultat, reçoit le nom de *précipité*.



Fig. 17. — Verre à pied avec liquide trouble.

D'après cela, nous devons conclure que pour faire cristalliser un corps, il faut donner à ses molécules la plus grande mobilité possible et ne pas brusquer leur réunion.

Lorsqu'on fait intervenir l'emploi de la chaleur pour faire cristalliser un corps, on dit qu'on opère par *voie sèche* ; quand c'est l'eau qui sert à détruire la cohésion et que c'est dans son sein que s'effectue la cristallisation, on dit qu'on agit par *voie humide*.

Dissolvants des corps. — L'eau n'est pas le seul agent de la dissolution des corps ; c'est sans contredit celui dont l'action est la plus générale ; mais bien d'autres liquides peuvent servir de *dissolvants* ; tels sont principalement l'esprit-de-vin, l'éther, la benzine, le chloroforme, les huiles grasses, les essences, etc. Ces derniers dissolvent les corps qui résistent à l'eau ; ainsi les corps gras, le beurre, sont, comme on dit, *insolubles* dans l'eau ; ils se dissolvent, au contraire, très-bien dans les autres liquides que je viens de nommer.

Nature chimique des corps. — Il ne faut qu'un peu de réflexion pour reconnaître que tous les corps de la nature ne sont pas fr-

més d'une seule et même matière. Sans avoir fait aucune étude chimique, nous avons tous déjà la conscience qu'il n'y a aucune identité de nature entre le fer, le cuivre et le plomb, qu'il n'y en a pas davantage entre l'eau, le bois, le marbre, le verre; et les propriétés différentes que nous observons chez ces divers corps nous conduisent naturellement à penser que la matière qui les compose doit être de nature variable dans chacun d'eux.

Lorsqu'on examine plus attentivement ces corps, on acquiert bientôt également la preuve que les uns ont une composition très-compiquée, tandis que celle des autres est aussi simple que possible. Du fer, du cuivre, du plomb, on n'a pu jusqu'à présent extraire autre chose que du fer, du cuivre ou du plomb.

Mais du bois, soumis à l'action d'une forte chaleur, on isole, au contraire, plusieurs corps distincts, à savoir : des gaz différents

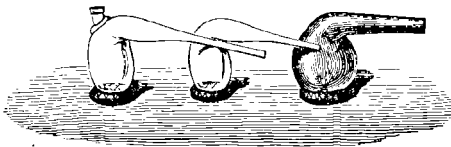


Fig. 18. — Cornues en verre et en grès.

de l'air ordinaire, de l'eau, de l'huile, du charbon; en voici la preuve.

De la craie, chauffée dans un de ces vases que les chimistes appellent *retorte* ou *cornue*, à cause de leur forme (fig. 18),

on sépare un gaz particulier, du *gaz acide carbonique*, et de la chaux caustique.

Nous devons évidemment conclure de ces faits que le bois, la craie sont des substances formées de plusieurs sortes de matière, tandis que le fer, le cuivre et le plomb n'en contiennent qu'une seule, mais différente pour chacun d'eux.

Corps simples. — Corps composés. — D'après cela, tous les corps de la nature, connus et inconnus, peuvent donc être partagés en deux grandes classes : les *corps simples* et les *corps composés*. On appelle encore les premiers *éléments*, parce que ce sont eux qui, par leur réunion un à un, un à deux, etc., enfin toujours en petit nombre, concourent à la formation des seconds.

Éléments des anciens. — Pendant bien des siècles, on ne reconnut, à l'imitation des philosophes de l'Inde et de la Grèce, que cinq éléments : deux opposés, la *terre* et le *feu*; deux intermédiairei-

res, l'eau et l'air, et un cinquième, l'éther, plus mobile que le feu, constituant le ciel et entretenant la chaleur vitale des animaux.

Robert Boyle, chimiste irlandais, né à Lismore le 25 janvier 1626, l'un des hommes les plus judicieux du dix-septième siècle, combattit le premier cette doctrine, et considéra les cinq éléments des anciens comme des corps complexes. C'est ce qui a été confirmé par la science moderne, qui a de plus découvert d'autres corps simples ou éléments, dont le nombre s'élève aujourd'hui à 65. En voici les noms :

1^{re} SÉRIE.

Aluminium.	Erbium.	Nickel.	Sodium.
Antimoine.	Etain.	Niobium.	Tantale.
Argent.	Fer.	Or.	Terbium.
Baryum.	Glucynium.	Osmium.	Thallium.
Bismuth.	Itménium.	Palladium.	Thorium.
Cadmium.	Indium.	Pelopium.	Titane.
Cæsium.	Iridium.	Platine.	Tungstène.
Calcium.	Laothane.	Plomb.	Uranium.
Cérium.	Lithium.	Potassium.	Vanadium.
Chrome.	Magnésium.	Rhodium.	Yttrium.
Cobalt.	Manganèse.	Rubidium.	Zinc.
Cuivre.	Mercure.	Ruthénium.	Zirconium.
Bidyme.	50 Molybdène.		

2^e SÉRIE.

Arsenic.	Carbone.	Iode.	Silicium.
Azote.	Chlore.	Oxygène.	↳ Soufre.
Bore.	Fluor.	Phosphore.	↳ Tellure.
Brome.	Hydrogène.	Sélénium.	

Métaux. — Métalloïdes. — Les éléments de la première série sont des *métaux*; ceux de la deuxième sont désignés sous le nom de *corps non métalliques* ou de *métalloïdes*. Cette division, commode pour l'étude, repose sur plusieurs caractères distinctifs qui appartiennent aux premiers, et qui manquent généralement aux seconds.

Ainsi, par *métal*, on désigne un corps ordinairement très-lourd, opaque, doué d'un éclat très-vif, ou pouvant l'acquérir par le frottement ou le polissage, et qui conserve cet éclat et ce brillant, même dans ses particules les plus ténues.

Pour opposition, on a réuni, sous le nom de *métalloïdes*, les

corps simples, gazeux et liquides, et ceux qui, étant solides, sont transparents ou translucides, au moins dans le plus grand nombre des cas, et privés de la pesanteur, de l'éclat, du brillant propres aux métaux.

Ce sont ces 65 éléments, *métaux* et *métalloïdes*, qui, par leurs combinaisons variées, forment ce qu'on appelle les *corps composés*, dont le nombre est, pour ainsi dire, infini.

Composés binaires, ternaires, quaternaires. — On appelle ces derniers *composés binaires*, *ternaires*, *quaternaires*, selon qu'ils contiennent deux, trois ou quatre éléments.

Analyse. — Synthèse. — Pour découvrir la nature propre des corps, pour distinguer les *composés* des corps qui ne le sont pas, le chimiste a recours à deux méthodes générales, qui procèdent d'une manière tout à fait opposée, mais qui conduisent absolument au même but.

L'une est l'*analyse*; l'autre, la *synthèse*.

Réduire un corps à ses éléments, c'est-à-dire isoler les uns des autres ses différents principes constituants de manière qu'ils reparaissent avec les propriétés qui les caractérisent dans leur état primitif, c'est faire une *analyse*.

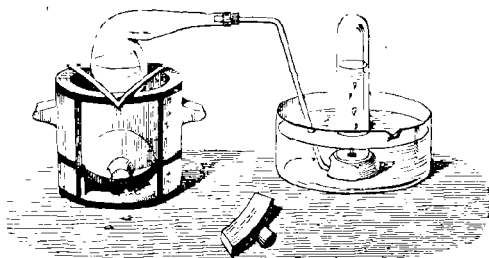


Fig. 49. — Décomposition du précipité rouge.

Réunir, au contraire, ces principes élémentaires d'abord isolés, les faire agir ensemble dans les circonstances convenables pour que leur combinaison ait lieu, et que le corps détruit puisse être reproduit tel qu'il existait d'abord, c'est faire la *synthèse*.

Voici un corps composé dont je désire connaître la nature ; c'est celui qui est vulgairement appelé *précipité rouge*. Je le soumets à l'action de la chaleur dans cette petite cornue de verre, qui,

comme vous le voyez (*fig. 19*), communique par un tube recourbé à une grande cloche pleine d'eau⁴. Bientôt un gaz se dégage de l'intérieur de la cornue et vient remplacer l'eau de la cloche, tandis qu'une multitude de petits globules métalliques se condensent sur les parties supérieures du vase distillatoire ; et en continuant, pendant un temps suffisant, l'action du feu, je parviens à réduire le *précipité rouge* en ces deux corps distincts : le gaz particulier et les globules métalliques, qui ne sont autre chose que du *vif-argent* ou du *mercure*. En isolant ainsi les deux principes constituants du *précipité rouge*, j'ai fait l'*analyse* de ce composé.

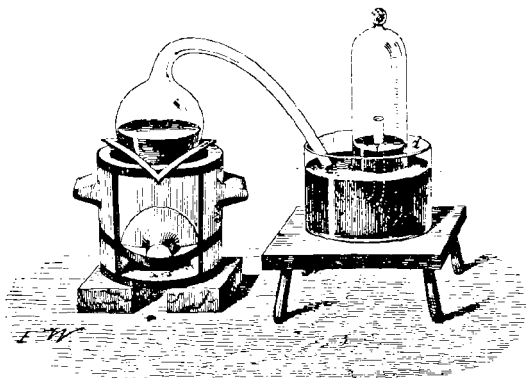


Fig. 20. — Synthèse du précipité rouge.

Si, après avoir recueilli le mercure obtenu dans la précédente opération, je le fais actuellement chauffer légèrement dans ce ballon (*fig. 20*) qui est en parfaite communication avec un réservoir plein du gaz particulier que j'ai extrait du *précipité rouge*, le premier va absorber graduellement le gaz, et, au bout d'un certain laps de temps, il se trouvera transformé en petites paillettes rouges tout à fait semblables à celles que j'ai détruites dans la pre-

⁴ Les cylindres de verre, fermés par un bout, dans lesquels on recueille les gaz, se nomment dans les laboratoires, *cloches* ou *éprouvètes*.

Quand elles sont remplies d'eau, on les pose, par leur partie ouverte, sur une petite capsule en terre percée d'un trou à son centre, et sous laquelle s'engage l'extrémité du tube qui amène le gaz ; c'est ce qu'on appelle un *tét à gaz*.

C'est le chimiste anglais Priestley qui, de 1767 à 1780, a inventé les divers ustensiles et appareils pour produire, manier et étudier les gaz.

nière expérience. J'aurai donc, par ce seul fait, reproduit, dans ses qualités primitives, le composé binaire que j'ai analysé, ou, en termes techniques, j'en aurai fait la *synthèse*, et cette seconde opération aura servi de preuve à la première, comme vous le voyez.

Nous dirons donc, en définitive, que l'*analyse* est l'art de décomposer les corps, et la *synthèse* celui de les recomposer.

Agents et réactifs. — L'analyse des composés s'effectue au moyen d'*agents* et de *réactifs*.

Tout corps qui, d'une manière quelconque, donne les moyens d'opérer la séparation des parties constituantes d'un composé est un *agent*. Ainsi, pour l'examen du *précipité rouge* nous venons d'employer l'intervention de la chaleur ; la chaleur est donc un *agent* d'analyse.

Mais, lorsqu'au lieu de chercher à isoler complètement les différents principes constitutifs d'un composé, on se borne à constater leur présence, on met alors en œuvre des corps qui, par leurs effets respectifs sur chacun de ces principes, font apparaître une de leurs propriétés distinctives et permettent ainsi de discerner leur nature diverse. Les corps qui agissent de cette manière sont désignés par le nom commun de *réactifs*.

Un *réactif* est donc un corps qui, dans son contact avec un autre, donne lieu à la production de certains signes ou phénomènes caractéristiques qui se montrent toujours les mêmes dans les mêmes circonstances.

Si je veux m'assurer qu'un liquide renferme de l'*argent*, j'y verse quelques gouttes d'*eau salée*, parce que la science m'apprend que l'un des caractères distinctifs de l'*argent* est de former avec cette eau des grumeaux blancs, abondants, que l'*alkali volatil* fait ensuite complètement disparaître. Comme il n'y a que l'*argent* qui présente un pareil phénomène, et que celui-ci est mis en évidence par l'eau salée et l'*alkali volatil*, je dis que ces deux substances sont des *réactifs* de l'*argent*.

Si, au lieu d'eau salée, je plongeais dans le composé liquide d'*argent* une lame de cuivre, j'opérerais la séparation complète de l'*argent* qui se déposerait alors sur la lame sous la forme de petits cristaux pulvérulents, blancs et brillants. Dans ce cas, la lame de cuivre n'est plus un *réactif*, mais un *agent* d'analyse.

De même encore, lorsque je veux savoir si un liquide renferme du cuivre en dissolution, j'ai recours à une matière que le commerce nous fournit sous le nom de *prussiate de potasse*, parce que la science a découvert que, de tous les métaux, le cuivre est le seul qui, avec cette matière dissoute dans l'eau, donne lieu à la production d'une poudre floconneuse d'un rouge cramoisi. — Le *prussiate de potasse* est donc le réactif du cuivre.

Et si, maintenant, après avoir mis en évidence la présence du cuivre dans un liquide quelconque, je veux isoler complètement le métal et l'avoir avec ses caractères propres, je plonge et je maintiens, pendant un temps suffisant, une lame de fer bien polie dans cette liqueur, parce que sous l'influence de cet *agent*, tout le cuivre se dépose en paillettes rouges et brillantes sur le fer ; il n'en reste plus un atome dans la liqueur après quelque temps.

Tout corps a ainsi son réactif propre. Il est donc par cela même très-facile de distinguer, et par suite, d'arriver, au moyen des agents d'analyse et des réactifs, à reconnaître la composition des différentes substances qui se trouvent à la surface ou dans les profondeurs de la terre, ou qui forment son enveloppe aérienne.

Analyse par la voie sèche. — Analyse par la voie humide. — Je puis vous apprendre, dès à présent, que l'analyse qui procède par le moyen de la chaleur s'appelle *analyse par la voie sèche*, tandis que celle qui s'effectue à l'aide des réactifs sur les substances en dissolution, reçoit le nom d'*analyse par la voie humide*.

Analyse qualitative et analyse quantitative. — On distingue encore l'analyse en *qualitative* et en *quantitative*.

La première s'occupe simplement de rechercher et de mettre en évidence les différents principes élémentaires d'un composé quelconque.

La seconde a pour objet, comme son nom l'indique, de déterminer exactement la quantité ou le poids de chacun des principes élémentaires signalés par l'analyse qualitative.

Caractéristique d'un corps. — Pour distinguer un corps de tous les autres, c'est à-dire pour le *caractériser*, il n'est pas toujours nécessaire de recourir à l'analyse ; il suffit, dans nombre de cas, de constater les propriétés qui lui sont propres, car il y a une étroite connexité entre sa constitution intime et la manière

dont il se comporte vis-à-vis des autres corps ou par rapport à un seul.

Dans le signalement d'un corps, on fait intervenir trois sortes de propriétés générales : *physiques*, *organoleptiques*, *chimiques*.

a. **Par les propriétés physiques.** — Les propriétés *physiques* sont :

L'état qu'un corps affecte dans les conditions ordinaires de température (15°), et de pression atmosphérique (0^m, 76) ; il est solide, liquide ou gazeux ;

Sa couleur dans ces divers états ;

Sa transparence, sa translucidité ou son opacité ;

La nature de son éclat, quand celui-ci peut être spécifié par comparaison ; ainsi, on dit : *éclat métallique*, *vitreux*, *résineux*, etc. ;

Sa dureté plus ou moins grande si le corps est à l'état solide, ou sa fluidité plus ou moins parfaite quand il est à l'état liquide ;

Sa sonorité ;

Sa pesanteur spécifique ou densité ;

Les formes régulières ou cristallines qu'il affecte ;

L'aspect que présente la cassure fraîche du corps, lorsque celui-ci est solide ; ainsi, on dit : *cassure vitreuse*, *cristalline*, *lamelleuse* ou *à petits cristaux*, *grenue*, etc.

La solubilité dans l'eau et les divers autres véhicules ;

Le terme de fusion pour les corps solides ;

Le terme d'ébullition pour les corps fondus et les corps liquides.

b. **Par les propriétés organoleptiques.** — Les *propriétés organoleptiques* résultent des diverses impressions que les corps exercent sur le toucher, l'odorat, le goût et sur les organes intérieurs d'un être vivant. Ainsi, on indique par comparaison la saveur et l'odeur du corps, on dit que le corps est rude ou gras au toucher, qu'il a une action toxique plus ou moins prononcée, etc.

c. **Par les propriétés chimiques.** — Les *propriétés chimiques* sont celles qui constatent les modifications essentielles que les corps éprouvent en s'unissant les uns aux autres, ou en réagissant sur d'autres de manière à donner naissance à des phénomènes particuliers ; ces propriétés sont mises en évidence par l'action

des *agents* et des *réactifs*, dont il a été question précédemment ; elles sont de toutes les plus importantes, car elles ne sont pas sujettes à varier comme les précédentes.

Combinaison des corps. — Lorsque deux corps de nature différente sont en présence, dans des conditions favorables, on remarque qu'ils s'unissent de manière à produire une substance nouvelle dans laquelle on ne retrouve plus aucune des propriétés distinctives de ses composants.

Si je mêle, par exemple, du vif-argent ou mercure, et du soufre en poudre, deux matières si différentes à l'œil, et si je les agite pendant quelques instants dans un mortier (*fig. 21*), je ne tarde pas à voir disparaître les couleurs de ces deux corps, et j'obtiens un produit aussi noir que la plume du corbeau. Si alors je chauffe ce même produit dans une fiole ou dans un ballon en verre (*fig. 22*), il se change en une substance d'un rouge magnifique, qui

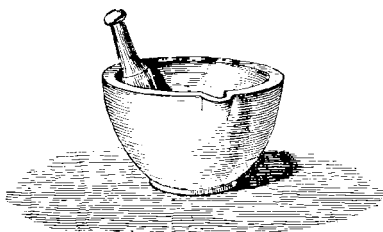


Fig. 21.
Mortier de porcelaine.

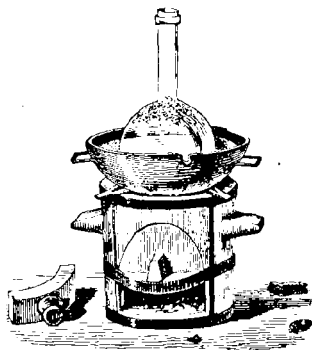


Fig. 22.
Préparation du vermillon.

n'est autre chose que le *vermillon* dont les peintres font un si fréquent usage. Ce *vermillon* n'est pourtant que du soufre et du mercure intimement unis !

Voici, d'une autre part, deux corps gazeux renfermés dans des cloches de verre placées sur un bain de mercure. L'un d'eux, répand à l'air des vapeurs blanches, piquantes, qui excitent la toux ; l'autre, d'une odeur toute différente, fait naître des picotements douloureux dans les narines et provoque les larmes ; tous deux

sont capables d'occasionner la mort des personnes qui les respireraient en trop grande quantité.



Fig. 25. — Mélange de deux gaz sur la cuve à mercure.

Je les mêle (fig. 23) en faisant passer le gaz d'une cloche dans l'autre ; aussitôt ils s'unissent, se transforment en un corps solide, blanc, qui se dépose sur les parois de la cloche, et qui n'a plus aucune des propriétés mal-faisantes de ses composants ; il ne répand ni vapeurs blanches, ni odeur suffocante ; on peut en avaler une assez grande quantité sans aucun danger ; c'est un corps tout nouveau !

Eh bien, l'acte dans lequel se forme un composé, s'appelle *combinaison*.

On dit donc que deux corps se combinent, lorsque par leur rapprochement intime, leur pénétration mutuelle, ils perdent leurs caractères propres en donnant naissance à une substance pourvue de propriétés nouvelles.

Force qui détermine la combinaison. — Affinité. — Quant à la cause qui détermine ce phénomène de la combinaison, les chimistes la rapportent à une force naturelle, aussi inconnue dans sa nature que la cohésion, et à laquelle ils donnent depuis longtemps le nom d'*affinité*.

L'*affinité* rapproche les molécules des corps, de même que la *cohésion*, mais il y a, entre ces deux forces, cette différence fondamentale que la dernière n'a d'action que sur des atomes similaires, simples ou composés, de manière qu'elle ne produit jamais que des masses cohérentes, plus volumineuses ou plus compactes, mais de la même nature que les molécules qu'elle réunit ou rapproche ; tandis que l'*affinité* agit toujours sur des parties *hétérogènes* ou différentes, et donne naissance à des corps

nouveaux, dont les caractères ne rappellent plus ceux des matières qui les constituent.

Ainsi, par exemple, dans le *cuivre*, c'est la cohésion qui unit les molécules les unes aux autres, tandis que dans le *vermillon*, c'est l'affinité qui détermine l'union des molécules du soufre avec celles du mercure, de même que c'est elle encore qui contribue à maintenir unies dans la *craie* les molécules de la chaux et du gaz acide carbonique.

Deux sortes de molécules ou d'atomes. — Avant d'aller plus loin, il est nécessaire de bien comprendre ce qu'on entend par *atomes intégrants* ou *molécules intégrantes*, et par *atomes constituants* ou *molécules constituantes*.

Les atomes des corps simples sont tous parfaitement identiques ou *similaires*, comme je l'ai déjà dit ; mais les atomes des corps composés sont de deux sortes.

Molécules intégrantes. — Les uns, représentant en petit le corps dont ils proviennent et faisant masse par leur réunion, sont évidemment composés comme lui ; on les appelle *atomes intégrants*.

Molécules constituantes. — Les autres, qui constituent en particulier chaque atome intégrant du composé et qui, pris isolément, ont une nature distincte de la sienne, sont nommés *atomes constituants*.

Un exemple va vous faire bien saisir cette distinction importante.

Dans la monnaie d'or, l'analyse nous démontre la présence de l'or et du cuivre, deux corps simples formés chacun en particulier d'atomes similaires. Tous les atomes d'une pièce de 20 francs se ressemblent par leurs propriétés et leur composition ; ce sont donc des *atomes intégrants*. Mais chacun d'eux est un composé binaire, puisqu'il contient un atome de cuivre et un atome d'or unis ensemble. Or, cet atome de cuivre et cet atome d'or, produisant par leur réunion un atome intégrant, sont ce qu'on appelle des *atomes constituants*. La figure 24, que voici, représente bien notre pensée.

D'après ce qui précède, vous devez concevoir que tous les corps composés contiennent les deux sortes d'atomes, les *intégrants* et les *constituants*, tandis que les corps simples n'en peuvent contenir que d'une sorte, les *intégrants*.

Vous concevrez tout aussi facilement que si les atomes constituants d'un composé, au lieu d'être simples, comme dans l'exemple de la monnaie d'or, étaient eux-mêmes déjà composés, les atomes intégrants qu'ils produiraient seraient alors d'une nature plus complexe.

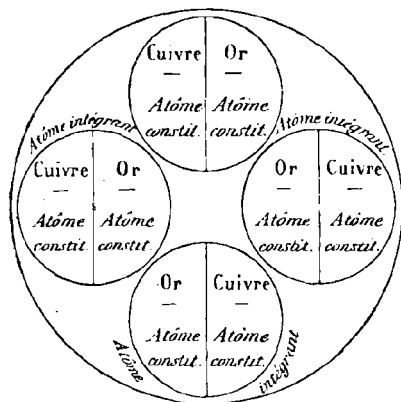


Fig. 24. — Pièce de 20 francs.

entre eux par la cause qui détermine la combinaison chimique ou l'affinité.

Ainsi, dans l'exemple que j'ai choisi il n'y a qu'un instant, c'est cette dernière cause qui lie les atomes du cuivre aux atomes d'or, et c'est la cohésion qui rapproche ces divers atomes binaires pour former la pièce de monnaie.

Différence entre la cohésion et l'affinité. — L'intensité avec laquelle la *cohésion* et l'*affinité* opèrent le rapprochement des molécules des corps est très-différente. Il ne faut que des moyens mécaniques pour faire cesser la cohésion d'un corps, et en le divisant ainsi, on ne fait que changer son état sans altérer ses propriétés intimes.

Du *soufre en canon* perd sa *cohérence* par la pulvérisation dans un mortier ; mais, réduit ainsi en poudre fine ou à l'état de *fleur de soufre*, comme on dit communément, il n'a perdu aucune de ses qualités distinctives ; il a toujours la même couleur, le même goût, la même insolubilité dans l'eau, la même combustibilité.

Pour détruire, au contraire, l'affinité qui réunit les parties constituantes d'un composé, il est nécessaire d'employer des agents très-énergiques qui, par leur action, changent complètement la

nature et les propriétés primitives de ce composé. Ainsi, pour décomposer la *craye* ou le *précipité rouge*, la division ou tout autre moyen mécanique serait impuissant ; il faut de toute nécessité recourir à l'intervention d'un agent beaucoup plus actif, à la chaleur, par exemple.

Phénomènes qui accompagnent la combinaison. — Toutes les fois que deux ou plusieurs corps de nature différente, placés en contact dans des conditions convenables, entrent *en combinaison* par suite de cette *affinité* qui les sollicite les uns vers les autres, des phénomènes très-saillants naissent aussitôt : tels qu'un changement dans leur forme, leur densité, leurs autres propriétés physiques, c'est-à-dire l'odeur, la saveur, la couleur, et le résultat final de la combinaison est constamment homogène dans toutes ses parties.

C'est ce que vous avez pu remarquer lorsque nous avons combiné le mercure avec le soufre, ou les deux gaz qui se sont transformés par leur union mutuelle en un corps solide, blanc et inodore.

Distinction entre le mélange et la combinaison. — Rien de semblable ne peut être observé lorsqu'il y a simplement *mélange* entre les corps qui sont en présence. Ceux-ci, même par leur contact le plus intime, ne donnent lieu à aucun des phénomènes indiqués, conservent leurs propriétés distinctives, et peuvent être isolés les uns des autres par des moyens purement mécaniques.

C'est ainsi que le soufre et la sciure de bois, le sable et la limaille de fer, le sucre et la farine, etc., ne produisent que des mélanges, alors même qu'ils sont réduits en fine poussière, parce que chacun d'eux conserve invariablement ses caractères propres et qu'il est toujours possible de les séparer sans leur faire éprouver la moindre altération.

En effet, on isole facilement le sable de la limaille de fer au moyen d'un barreau aimanté sur lequel la dernière s'attache à l'exclusion du premier (*fig. 25*) ; on opère tout aussi promptement la séparation du sucre et de la farine au moyen de l'eau, qui dissout le premier sans toucher à la seconde, etc.

On ne peut donc, d'après cela, confondre les corps simplement

mélangés avec ceux qui sont combinés, ou le *mélange* avec la *combinaison*.

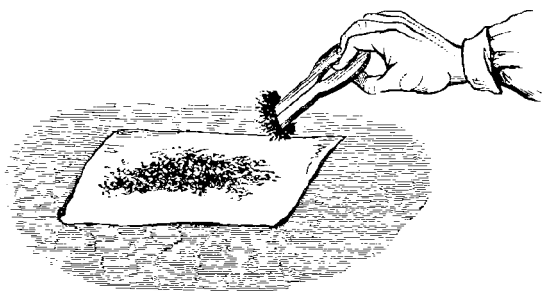


Fig. 25. — Aimant promené dans un mélange de sable et de limaille de fer.

Il s'ensuit donc encore que rompre la *cohésion* d'un corps, c'est seulement le *diviser*, tandis que rompre l'affinité de ses molécules constituantes, c'est le *décomposer*.

Affinité n'agit que sur les molécules. — L'affinité, de même que la cohésion, n'agit que sur les dernières molécules des corps ; aussi nous ne pouvons suivre son action ; nous ne voyons que les résultats qu'elle produit.



Fig. 26. — Preuve de réaction moléculaire.

Je verse, par exemple, une goutte de ce liquide (*eau de baryte*) dans une grande masse d'eau, où j'ajoute ensuite une goutte de cet autre liquide (*acide sulfurique*). Malgré l'extrême division des corps qui sont en présence, l'action chimique n'aura pas moins lieu, car aussitôt l'addition de ce dernier liquide, un nuage blanc apparaît au sein de l'eau (fig. 26), et ce nuage est dû à l'union des deux liquides particuliers qui ont produit instantanément un corps solide et insoluble dans l'eau.

Puisque, malgré le soin que nous avons mis à observer, nous n'avons pu découvrir les phénomènes qui ont dû se passer, dans cette expérience, entre les particules des deux corps qui se sont unis, puisque nous

n’avons vu que le résultat final de leur action, c’est-à-dire le précipité blanc, et que d’ailleurs nous avons opéré avec des quantités infiniment petites de matières, nous devons nécessairement tirer cette conclusion, qui sera désormais pour nous une loi générale et fondamentale, que :

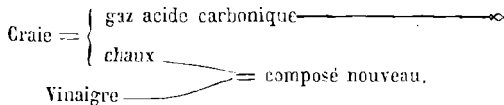
C’est entre les dernières particules de la matière ou entre les atomes que s’exerce l’action chimique.

Variations de l’affinité. — Mais cette action chimique ne s’exerce pas avec la même facilité entre tous les corps de la nature, comme nous le verrons plus tard ; en effet, il est certains d’entre eux qui paraissent ne pouvoir jamais s’unir à d’autres, tandis que beaucoup, au contraire, s’attirent et se combinent avec la plus grande force.

Parmi ceux qui sont dans ce dernier cas, on peut encore observer que tous n’ont pas le même degré de tendance mutuelle ; que les uns semblent se combiner de préférence à d’autres, et qu’ils peuvent même en expulser un certain nombre de leurs combinaisons.

Que l’on verse, par exemple, ainsi que je le fais, du vinaigre sur de la craie (fig. 27) ; aussitôt une ébullition assez vive se manifeste par suite du dégagement du gaz carbonique uni à la chaux, et le vinaigre se combine à cette dernière pour former un nouveau composé.

Les choses se passent ainsi que le montre la légende suivante :



Mais pourquoi cette décomposition de la craie a-t-elle lieu ?

Uniquement parce que le vinaigre a plus d’affinité pour la chaux que le gaz carbonique, d’où résulte l’expulsion de celui-ci.

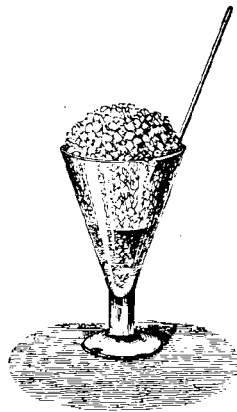


Fig. 27. — Craie en contact avec le vinaigre.

Vous m'avez vu, précédemment, opérer la précipitation du cuivre contenu dans une liqueur au moyen d'une lame de fer, celle de l'argent dissous au moyen d'une lame de cuivre. Pourquoi ces précipitations du cuivre et de l'argent? uniquement parce que ces métaux ont moins d'affinité pour le liquide auquel ils étaient unis que les lames métalliques qu'on a mises en contact avec ce même liquide.

L'action mutuelle et réciproque des corps, la production de tous les phénomènes chimiques qui se passent au moment de leur contact dérivent donc, en définitive, de cette affinité qui anime les molécules de nature différente, de cette tendance relative qui les pousse à s'unir, autrement dit de l'intensité avec laquelle s'exerce l'affinité ou l'action chimique.

On pourrait croire, d'après cela, qu'il suffirait de connaître ces divers degrés d'intensité pour prévoir à l'avance tous les cas de combinaison et de décomposition. Mais rien n'est moins vrai, parce que plusieurs circonstances, telles que la forme ou l'état des corps, leur condition électrique, la pression qui s'exerce sur eux, etc., viennent presque toujours troubler le jeu de l'affinité et en modifient par conséquent les résultats.

Plus tard, vous apprendrez l'influence de ces causes perturbatrices, et vous saurez les nombreux moyens dont le chimiste dispose pour effectuer la combinaison des corps aussi bien que pour en faire l'analyse.

Mais, dès à présent, nous pouvons tirer parti du petit nombre de faits déjà exposés une définition aussi claire que précise de la science qui nous occupe, à savoir que :

Définition de la chimie. — *La chimie a pour objet la connaissance de l'action intime et réciproque des molécules des corps les unes sur les autres.*

Puissance de cette science. — Cette science, plus qu'aucune de celles dont le but est d'expliquer les phénomènes de la nature, a les moyens de satisfaire notre curiosité native, puisqu'elle nous donne la possibilité non-seulement de pénétrer dans l'essence même de tous les corps, de les détruire et de les reproduire à notre volonté, mais encore d'opérer des transformations et des métamorphoses qui produisent de nouvelles substances.

Ainsi, par exemple, l'*amidon* ou la *fécule*, dont vous n'ignorez

pas les emplois vulgaires, bouillie pour les enfants, colle pour les cartonniers, l'amidon est converti par le chimiste en *gomme*; celle-ci, à son tour, est changée en *sucré*; ce dernier est transformé tout aussi facilement en *esprit-de-vin* et en *gaz carbonique*; avec l'esprit-de-vin on fait de l'*éther*, et enfin on réduit celui-ci en *eau* et en un *gaz combustible*.

Ces curieuses créations qui, au premier abord, paraissent inexplicables, ne sont, comme vous le verrez plus tard, que des effets très-simples opérés par l'intervention de ces forces qui, sous les noms d'*attraction* ou de *cohésion*, d'*affinité*, de *chaleur*, d'*électricité*, sont les agents de toutes les combinaisons et de toutes les décompositions possibles.

Origines de la chimie. — C'est dans les Indes, en Chine, dans l'ancienne Égypte et la Chaldée qu'apparurent les premières notions de la chimie; mais elle était alors pratiquée avec mystère, sous le nom d'*art sacré* ou *divin*. Les premiers écrits sur cette science nous viennent des Byzantins et des Arabes, qui, pour donner une haute idée de leurs travaux, imaginèrent de publier qu'ils possédaient la doctrine et les secrets des anciens Égyptiens, et attribuèrent même les livres qu'ils composaient à Hermès, considéré comme l'inventeur des sciences. De là le nom de *science hermétique*, et, un peu plus tard, celui de *chimie* dérivé du mot *Chim* ou *Chem*, par lequel on désigna d'abord l'Égypte.

C'est à la suite du mouvement produit par les Croisades, vers le treizième siècle, que les connaissances chimiques pénétrèrent en Europe; mais elles y furent bientôt envahies par les idées les plus extravagantes et les plus folles. Pendant trois siècles, la chimie ou l'*Alchimie*, comme on disait alors, ne consista plus que dans la recherche de l'or, et tout se réduisit à la découverte de la *Pierre philosophale* qui devait procurer la richesse et la santé, de la *poudre de projection* qui devait changer le plomb, le cuivre, l'étain, en ce métal précieux.

Le règne de l'alchimie se prolongea jusqu'à la fin du seizième siècle, mais ce n'est véritablement que dans la dernière moitié du dix-huitième que la chimie a pris rang parmi les sciences exactes. C'est surtout Lavoisier, né à Paris en 1743, qui contribua à ce résultat par ses nombreux et immortels travaux. La hache

révolutionnaire en faisant tomber la tête de cet illustre novateur, le 8 mai 1794, n'arrêta pas, heureusement, l'impulsion puissante qu'il avait imprimée ; ses élèves continuèrent l'œuvre si bien commencée, et depuis cette époque la chimie n'a cessé de progresser, au grand avantage de l'humanité, car elle a contribué, dans une large proportion, aux développements de l'industrie, de l'agriculture, de la médecine, de l'hygiène publique et des beaux-arts.

Tout ce que la chimie peut faire est bien loin d'être accompli ; on ne saurait prévoir jusqu'où pourront aller ses découvertes et ses applications. Son étude est donc de la plus haute utilité, principalement pour ceux qui se destinent aux carrières industrielles.

Avant d'entrer plus avant dans le domaine de cette science, il est indispensable de bien connaître, au moins dans leurs propriétés les plus générales et dans leur composition, deux des agents naturels qui interviennent à chaque instant dans les phénomènes qui se passent spontanément autour de nous, aussi bien que dans ceux que nous provoquons en mettant en contact les corps de nature différente sur lesquels nous portons notre attention et qui doivent nous fournir des produits utiles.

Ces deux agents, dont le rôle est si important, si multiple, sont l'air et l'eau.

CHAPITRE II

DE L'AIR

Atmosphère. — Tout autour du globe que nous habitons, il y a une couche d'air de 7 à 9 myriamètres (16 à 20 lieues géographiques) de hauteur.

Cette masse de fluide invisible, dont la forme est sphérique comme celle du globe qu'elle enveloppe, est ce qu'on appelle l'*atmosphère*, mot qui signifie *sphère de vapeur*.

C'est dans ce milieu que presque tous les êtres vivants sont plongés et agissent. C'est le réceptacle de toutes les matières qui se détachent ou se volatilisent de la surface du sol.

S'il est vrai que les anciens aient reconnu la matérialité de l'air, il est certain qu'ils n'avaient sur ce fluide que des idées vagues et confuses. Ils n'en connaissaient ni le *poids*, ni la *compressibilité*, ni l'*élasticité*; ils le considéraient comme un *élément*, comme un *corps simple*. Ce n'est que vers le milieu du dix-septième siècle qu'on constata réellement quelques-unes de ses propriétés physiques les plus saillantes, et l'honneur en est dû à Galilée, à Pascal et à Torricelli.

Propriétés physiques. — On sait aujourd'hui, grâce à nos méthodes rigoureuses d'expérimentation, la véritable poids de l'air. Un litre ou un décimètre cube, à la température de 0° et sous la pression normale de 0^m,76, pèse 1 gramme 2931 dix-milligrammes, ou, en d'autres termes, 760 litres d'air pèsent à peu près 1 kilogramme.

C'est à cette densité, prise comme unité et représentée par 1, par 100 ou par 1000, qu'on rapporte celle des autres gaz et vapeurs, ainsi qu'on vous l'a dit dans le cours de physique.

L'air est transparent, mais non absolument incolore; il a une teinte bleue, mais si faible qu'on ne l'aperçoit que lorsqu'il est vu en grande masse.

Il n'a aucune odeur, tant qu'il est pur. Son insipidité a été contestée par beaucoup de physiiciens. Son contact, toutefois, n'est pas sans effet, si l'on en juge par les sensations douloureuses qu'il produit sur l'enfant nouvellement né, sur les plaies découvertes et sur les nerfs mis à nu des animaux.

On dit qu'il est *froid* quand le thermomètre ne marque que 4° au-dessus de 0 degré; il est *tempéré* quand l'instrument s'élève davantage. Ce n'est que lorsque celui-ci indique 25° et au-dessus que l'air doit être regardé comme *chaud*. Il s'approche alors de la température de notre corps, qui est de 37°, à peu près, dans tous les pays.

Composition. — La connaissance de la composition chimique de l'air fut plus tardive que celle de ses propriétés mécaniques, puisque ce n'est qu'en 1774 qu'on sut enfin, grâce surtout à Lavoisier, que l'air n'est point un élément, ainsi qu'on l'avait admis jusqu'alors.

Dès le neuvième siècle, l'arabe Gèber avait constaté que le plomb et l'étain augmentent de poids lorsqu'on les chauffe pendant un certain temps au contact de l'air, et il avait attribué cette augmentation à la fixation de certaines particules aériennes. Ce fait avait été confirmé par plusieurs observateurs, dans le cours des quatre derniers siècles, mais personne, avant Lavoisier, n'avait recherché si cette absorption de l'air était complète ou partielle. A l'aide d'expériences aussi ingénieuses que délicates, le grand chimiste français s'assura que les métaux chauffés dans l'air n'absorbent qu'une partie de ce fluide; que la partie absorbée offre des caractères très-différents de ceux que possède la partie non absorbée; enfin il démontra, d'une manière irrécusable, que le prétendu élément des anciens résulte du mélange de deux gaz, qu'il désigna par les noms d'*oxygène* et d'*azote*.

Analyse de l'air par Lavoisier. — Voici l'expérience capitale à l'aide de laquelle Lavoisier, en 1774, convainquit les chimistes de son temps de la nature complexe de l'air.

Il enferma dans un ballon de verre (*fig. 28*), dont le col recourbé s'élevait jusqu'au haut d'une cloche placée sur un bain de mercure, un poids déterminé de ce même métal bien pur, et il tint note de la quantité d'air qui remplissait tout l'intérieur de l'appareil. Il chauffa le ballon pendant 12 jours à une température

voisine du point d'ébullition du mercure, c'est-à-dire 360° du thermomètre centigrade. Une portion de l'air fut absorbée peu à peu

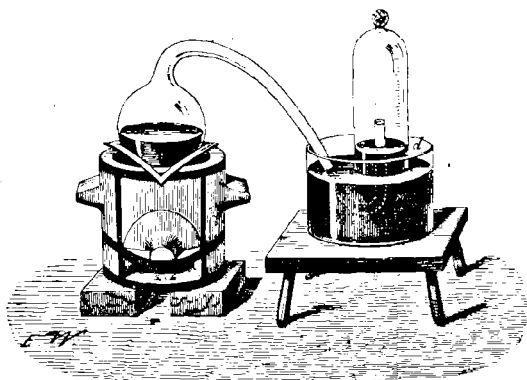


Fig. 28. — Appareil de Lavoisier pour l'analyse de l'air.

par le métal, ce que démontrait la diminution du volume de l'air de la cloche, et le métal renfermé dans le ballon se recouvrit d'une foule de petites parcelles rouges.

L'air qui restait dans l'appareil, après que l'absorption fut terminée, n'était plus propre à la respiration ni à la combustion, car les animaux qu'on mettait en contact avec lui périssaient en peu d'instant, et les lumières s'y éteignaient sur-le-champ, comme si on les eût plongées dans l'eau.

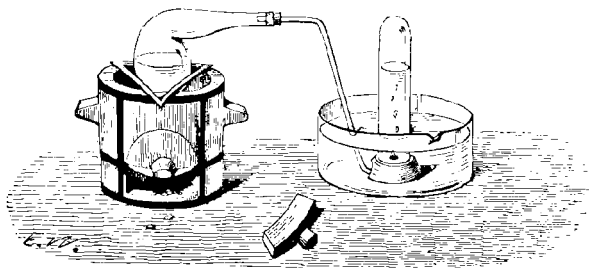


Fig. 29. — Appareil de Lavoisier pour l'analyse de l'air.

Ayant recueilli avec soin la matière rouge qui s'était formée pendant l'opération, et l'ayant exposée à une chaleur de 400° dans une petite cornue en verre à laquelle était adapté un appareil

propre à recevoir les produits liquides ou aériformes qui pourraient se dégager (*fig. 29*), il vit cette matière reprendre peu à peu les caractères du mercure, en laissant exhaler un gaz beaucoup plus propre que l'air de l'atmosphère à entretenir la combustion et la respiration des animaux; en effet, une bougie plongée dans ce gaz y répandait un éclat éblouissant (*fig. 50*); le charbon, au lieu de s'y consumer paisiblement comme dans l'air ordinaire, y brûlait avec une vivacité de lumière que les yeux avaient peine à supporter (*fig. 51*).

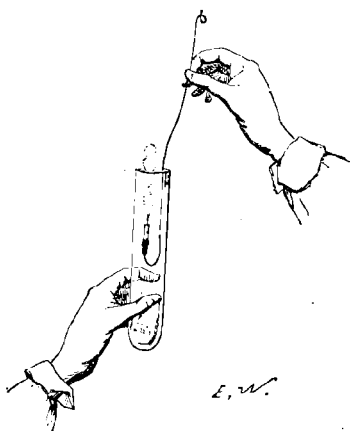


Fig. 50.
Combustion vive de la bougie.

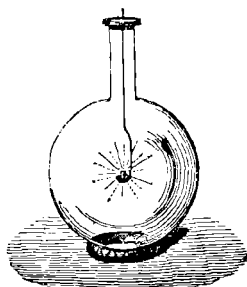


Fig. 51.
Combustion vive du charbon.

De ces faits, Lavoisier conclut naturellement que l'air atmosphérique est composé de deux fluides élastiques de nature différente et pour ainsi dire opposée. Il donna le nom d'*oxygène* à la partie salubre et respirable de l'air, et il nomma *azote* celle qui est impropre à entretenir la combustion et la respiration.

Depuis cette découverte, qui opéra une si grande révolution dans les principes de la science, les expériences multipliées des chimistes de tous les pays ont démontré que l'air atmosphérique, toutes les fois qu'il est en parfaite liberté, qu'il soit pris dans les profondeurs les plus considérables ou au sommet des plus hautes montagnes, dans la région des nuages, à la surface des mers ou

dans l'intérieur des continents, est, partout et dans toutes les saisons, composé de la même manière; qu'il renferme :

	En poids.	En volumes.
OXYGÈNE.	23,01	20,81
AZOTE.	76,99	79,19
	<hr/> 100,00	<hr/> 100,00

ou en nombres plus simples $\frac{1}{5}$ ^e de son volume d'oxygène et $\frac{4}{5}$ ^{es} d'azote.

Caractères distinctifs de l'oxygène et de l'azote. — Les deux éléments de l'air ont des propriétés tout à fait opposées.

Tous deux sont des gaz permanents, incolores, insipides, inodores. Vous venez de voir qu'au moyen d'une bougie enflammée, on peut en faire la distinction, puisque l'azote l'éteint, tandis que l'oxygène la fait brûler avec beaucoup plus d'éclat qu'auparavant. Il y a plus : si la bougie ne présente que quelques points en ignition dans sa mèche, le contact de l'oxygène en détermine immédiatement l'inflammation.

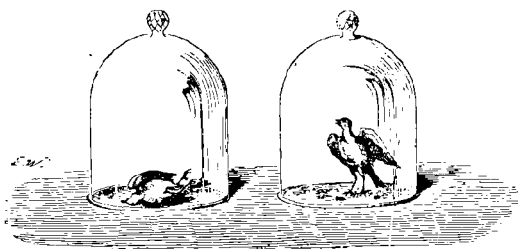


Fig. 52.

Action isolée des principes de l'air sur les êtres vivants.

Si maintenant j'introduis deux oiseaux vivants, l'un dans un vase plein d'oxygène, l'autre dans un vase rempli d'azote (fig. 52), vous verrez le premier manifester par des battements d'ailes précipités que la vie chez lui se trouve accélérée, tandis que l'autre tombera bientôt asphyxié. Ces faits démontrent bien que l'oxygène est l'agent indispensable de la combustion des bougies, du bois et des autres corps combustibles, comme il est aussi l'agent nécessaire de la vie de tous les êtres à la surface du globe. C'est donc uniquement à ce gaz que l'air doit la propriété qu'il possède d'entretenir la combustion et la respiration. C'est pour cette raison que l'oxy-

gène a été nommé, dès l'époque de sa découverte, *air vital*, *air éminemment respirable*.

Importance de l'oxygène. — Du reste, c'est de tous les éléments connus le plus important, attendu qu'il intervient à chaque instant dans la plupart des phénomènes chimiques, et qu'il fait partie du plus grand nombre des composés examinés jusqu'à ce jour ; les matières végétales et animales, à très-peu d'exceptions près, en contiennent des proportions plus ou moins grandes. Son étude se rattache donc à celle de tous les corps simples et composés ; c'est pour ainsi dire le pivot de la chimie ; aussi l'a-t-on nommé depuis longtemps *l'élément par excellence*.

Corps combustibles. — Il manifeste une très-grande affinité pour tous les autres éléments, et lorsqu'il se combine avec eux, on remarque toujours que, pendant la combinaison, il s'opère un dégagement de chaleur, souvent même un dégagement de lumière. Or, comme ce sont là des propriétés communes au bois, au charbon, aux graisses et aux huiles, qui de tout temps ont été connus sous le nom de *combustibles*, par analogie, on a appliqué cette dénomination à tous les éléments autres que l'oxygène ; on les nomme donc *corps combustibles* ou *oxygénables* ; et par le même motif, on a appelé l'oxygène *soutien de la combustion* ou *corps comburant*. L'acte de la fixation de cet élément sur les autres, a reçu le nom général de *combustion*.

Combustion. — L'expérience suivante, due au chimiste hollandais Ingenhous, qui vivait à la fin du siècle dernier, démontre l'action énergique de l'oxygène sur les corps combustibles.

J'introduis dans un flacon plein d'oxygène pur, un ressort de montre à l'extrémité duquel se trouve fixé un morceau d'amadou, à peine allumé (*fig. 55*).

Cet amadou s'enflamme aussitôt, et, peu après, l'inflammation se communique au ressort d'acier qui projette alors, en sifflant, une multitude de globules étincelants.

La combustion de l'acier se continue avec la même intensité, tant qu'il y a de l'oxygène dans le flacon ; mais peu à peu elle s'affaiblit et s'arrête enfin, parce que le gaz aura été complètement absorbé par le métal.

Les globules lumineux lancés par celui-ci pendant son incandescence consistent en une combinaison de fer et d'oxygène,

que la haute température produite par la fixation de celui-ci sur le premier, fait entrer en fusion; et en tombant sur les parois du verre, ces globules s'y enfoncent profondément, quelquefois même les traversent; le plus souvent le flacon dont on se sert se brise en éclats.

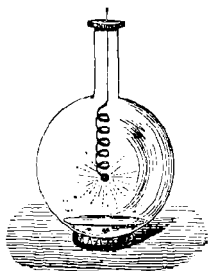


Fig. 33.

Combustion vive du fer
dans l'oxygène.

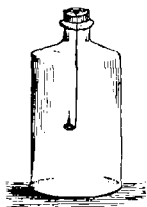


Fig. 34.

Combustion vive du soufre
dans l'oxygène.



Fig. 35.

Combustion vive du phosphore
dans l'oxygène.

Le soufre fondu et le phosphore chaud que l'on plonge subitement dans une atmosphère d'oxygène pur s'embrasent vivement, et produisent également un dégagement de chaleur et de lumière considérable, ainsi que vous allez en être témoins (*fig. 34 et 35*).

Voilà des exemples de ce qu'on appelle en chimie le phénomène de la *combustion*.

Nomenclature des composés binaires oxygénés.—En se combinant avec les corps combustibles, l'oxygène change de propriétés et produit des composés qu'on appelle, d'une manière collective, *corps brûlés* ou *oxygénés*. On les partage en deux grandes classes, en raison de leurs propriétés tout à fait opposées.

Les uns ont une saveur aigre plus ou moins prononcée, et font passer au rouge la couleur du tournesol, matière colorante particulière, sur laquelle nous reviendrons plus tard.

Les autres, dépourvus de saveur ou en possédant une âcre et caustique, sont sans action sur la précédente couleur ou la ramènent au bleu quand elle a été primitivement rougie par les premiers, et quelquefois encore ils verdissent la teinte bleue des fleurs de la violette.

Les premiers composés ont reçu le nom générique d'*acides*, les seconds celui d'*oxydes*.

Un même corps simple peut former, en s'unissant à l'oxygène, plusieurs acides et plusieurs oxydes.

Dans le premier cas, on désigne un *acide* par le nom du corps simple uni à l'oxygène, en le faisant suivre de la terminaison *ique* ou *eux*, et précéder du mot générique *acide*. La terminaison *ique* désigne alors l'acide qui renferme le plus d'oxygène ; celle en *eux* s'applique à celui qui en contient le moins.

Ainsi, le soufre, l'arsenic, formant deux acides différemment oxygénés, on dit : *acide sulfurique*, *acide arsénique*, *acide sulfureux*, *acide arsénieux*.

Quant aux *oxydes*, la manière de les désigner est encore plus simple. Quand le corps combustible n'en produit qu'un seul, le nom de ce dernier se forme en ajoutant après le mot générique *oxyde* le nom du corps combustible ; ainsi l'unique combinaison de l'argent avec l'oxygène s'appelle *oxyde d'argent*.

Quand il y a plusieurs oxydes du même corps simple, pour distinguer les différentes proportions d'oxygène dans chacun d'eux, on fait précéder les noms des oxydes formés de numéros d'ordre, en commençant par le composé le moins oxygéné. Le plomb, par exemple, forme trois oxydes :

Le moins oxygéné s'appelle *protoxyde de plomb* ou premier oxyde ;

Le second.... *deutoxyde* ou *bioxyde* ou deuxième oxyde ;

Et le dernier, le plus oxygéné de tous, *tritoxyde* ou troisième oxyde.

Quand on est arrivé au dernier degré d'oxydation d'un corps ; que ce soit le deuxième, le troisième ou le quatrième, on le désigne presque toujours par le nom de *peroxyde* ou de *suroxyde*, qui signifient *oxyde le plus oxygéné*. Ainsi, on dit indifféremment *tritoxyde*, ou *peroxyde*, ou *suroxyde de plomb*.

Voilà avec quelle facilité, au moyen d'un petit nombre d'expressions ou de terminaisons bien claires, on parvient à désigner une foule de composés que, sans cet artifice de langage, il eût été assez difficile de distinguer les uns des autres. Ceci n'est qu'une partie de la langue spéciale des chimistes ou de ce qu'on appelle la *Nomenclature*. Je vous en ferai connaître les règles à mesure que le besoin s'en fera sentir.

Rôle chimique de l'air dû à l'oxygène. — *L'azote*, cet autre élément de l'air, dont le nom signifie qu'il ne peut entretenir la vie, n'a que des caractères négatifs; bien différent de l'oxygène, sous ce nouveau rapport, il ne peut s'unir directement avec les autres éléments; en sorte que les propriétés chimiques de l'air, c'est-à-dire la manière dont il se comporte avec les autres corps, sont uniquement dues à l'oxygène qu'il contient. Ainsi, dans toutes les applications que l'on fait de ces propriétés aux arts, dans une foule de phénomènes naturels qui se passent autour de nous, c'est l'oxygène qui agit; l'azote n'intervient jamais; c'est un être tout passif.

Voici quelques exemples de cette action générale de l'oxygène contenu dans l'air.

Vous avez tous remarqué avec quelle rapidité le fer, la fonte et l'acier se rouillent au contact de l'air; en fort peu de temps des barres métalliques assez fortes se trouvent corrodées et détruites. Eh bien! ces effets sont dus à ce que l'oxygène de l'air est absorbé incessamment par le fer, qui forme alors un composé jaune rougâtre, d'apparence terreuse, se détachant par petites écailles; la *rouille* n'est autre chose qu'un oxyde de fer. Quant à l'azote, il est resté dans l'air sans agir aucunement.

Les toiles écruës qu'on veut blanchir complètement, la cire jaune qu'on veut changer en cire blanche, l'huile de palme très-fortement colorée en jaune qu'on veut décolorer pour en faire des savons, sont exposées à plusieurs reprises et pendant plus ou moins de temps, sur le gazon des prairies, sur des claies ou dans des boîtes peu profondes, à l'action de l'air. Eh bien! c'est encore l'oxygène qui, dans ces cas, fait disparaître les matières étrangères colorées qui masquaient la blancheur des fibres du tissu, qui donnaient une teinte plus ou moins foncée à la cire et à l'huile de palme.

Vous savez que toutes les étoffes colorées, qui sont exposées à l'air pendant un certain temps, ne tardent pas à se décolorer graduellement. Les rideaux de soie qui ornent nos fenêtres en fournissent la preuve, et vous avez pu observer que les tissus de nos meubles et de nos vêtements, qui sont teints avec la gaude, les bois de brésil et de campêche, l'orseille, le carthame, ne gardent pas longtemps la même intensité de couleur. Il est même

des matières colorantes qui ne peuvent être frappées par une lumière vive sans être détruites aussitôt. Tel est, par exemple, le rose de safranum ou de carthame, qui ne résiste pas plus de quelques heures à l'action du soleil. Eh bien ! toutes les expériences démontrent que, dans ce cas, c'est l'oxygène, principalement, qui exerce une action chimique, et que la chaleur et la lumière ne sont que des causes déterminantes ou auxiliaires.

Voilà des faits très-variés qui démontrent bien toute l'importance qu'il faut accorder à l'étude de l'oxygène, et par suite à celle de l'air, et qui vous éclairent sur l'étendue du rôle que joue cet agent dans la plupart des réactions qui se passent autour de nous ou que nous provoquons.

Rôle de l'azote. — Si l'azote ne prend aucune part à ces effets qu'exerce l'air atmosphérique, néanmoins il a son utilité dans l'harmonie de la nature. Il forme, comme nous l'avons vu, les $\frac{1}{5}$ du poids de l'atmosphère terrestre, et sa grande abondance dans cette circonstance a pour résultat de tempérer la trop vive action de l'oxygène sur nos organes, qui ne pourraient en supporter longtemps l'énergie. De plus, cet azote est un des matériaux essentiels du plus grand nombre des substances animales et végétales, et l'on vous apprendra plus tard que les aliments ne sont véritablement réparateurs que lorsqu'ils sont riches en ce principe.

Autres principes de l'air. — Dans tout ce que j'ai dit jusqu'ici sur l'air atmosphérique, j'ai considéré ce fluide comme uniquement formé d'oxygène et d'azote. Ces gaz sont, sans aucun doute, les principes essentiels de l'air, mais ils ne s'y rencontrent jamais seuls.

On y trouve toujours de la *vapeur d'eau* en proportions variables, et un autre gaz nommé *acide carbonique*, dont la quantité, d'ailleurs, est assez faible, puisqu'elle dépasse rarement un demi-millième du volume de l'air.

Momentanément encore l'atmosphère renferme des substances étrangères à sa nature ; comme, par exemple :

Des *gaz* ou des *vapeurs* provenant de la décomposition des matières organiques privées de vie, ou de certaines opérations chimiques pratiquées dans les fabriques et les laboratoires ;

Des *miasmes* ou *émanations putrides* dont l'origine et la nature nous sont encore très-peu connues, mais dont la présence est accusée par les effets destructeurs qu'ils exercent sur notre organisation;

Enfin de *finés particules* des corps qui sont à la surface de la terre, et qui restent en suspension au sein de l'air, en raison de leur extrême division. La présence de ces dernières matières est facile à constater, en laissant pénétrer, par une petite ouverture, dans un appartement obscur, un rayon direct du soleil; on remarque, au milieu de la partie éclairée, une foule de corpuscules, semblables à de la poussière, qui s'agitent en tous sens.

De toutes ces substances étrangères, la plus utile à connaître, c'est *l'acide carbonique*, qu'on peut regarder, jusqu'à un certain point, comme un des principes de l'air, puisque celui-ci en contient toujours.

Acide carbonique.

La découverte de ce composé est fort ancienne, mais ce n'est qu'en 1776 que Lavoisier fit connaître sa véritable composition. Le premier il constata qu'il est formé d'oxygène et de charbon pur (carbone), dans les rapports de 73 du premier et de 27 du second.

Une expérience bien simple démontre que le charbon, en brûlant au sein du gaz oxygène, donne naissance à de l'acide carbonique. Je plonge dans un ballon plein de ce gaz pur un petit cône de charbon allumé par un bout (fig. 36); une vive combustion s'opère aussitôt; le cône émet une forte chaleur, respandit de lumière, et se trouve consumé en peu d'instants.

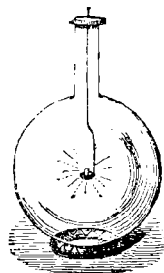


Fig. 36.
Combustion du charbon dans l'oxygène.

Si alors j'examine le gaz du ballon, je constate qu'il éteint les corps enflammés, une bougie par exemple, qu'il rougit la teinture de tournesol; ce n'est donc plus de l'oxygène; c'est un gaz acide; c'est de *l'acide carbonique*.

Propriétés caractéristiques. — Ce gaz composé, invisible comme l'air, est une demi-fois plus lourd que lui, aussi peut-on le

transvaser d'une cloche dans une autre à la manière de l'eau (*fig. 57*). Qu'on place une bougie allumée au fond d'un vase profond et

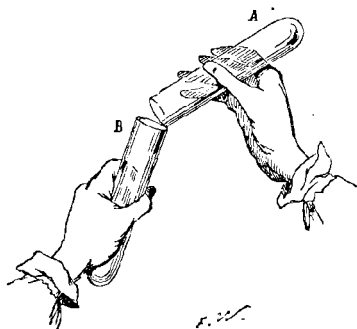


Fig. 57.

A. Cloche pleine d'acide carbonique.
B. Cloche pleine d'air.

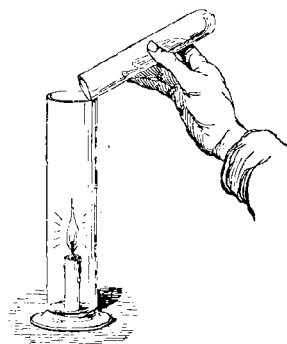


Fig. 58.

Extinction d'une bougie par l'écoulement de l'acide carbonique à travers l'air.

qu'on incline sur le bord supérieur de celui-ci une éprouvette pleine de ce gaz acide (*fig. 58*), le gaz descendra jusqu'au fond du

vase, en traversant les couches d'air absolument comme du sirop coule à travers l'eau, et ce qui le prouve, c'est que la bougie s'éteindra bientôt.

Il ne peut pas plus que l'azote servir à la respiration; il est même délétère, car il tue subitement l'homme et les animaux qui se trouvent en contact avec lui. Cet oiseau que je vais renfermer sous cette cloche pleine d'acide carbonique (*fig. 59*) ne résistera que quelques secondes et tombera asphyxié.

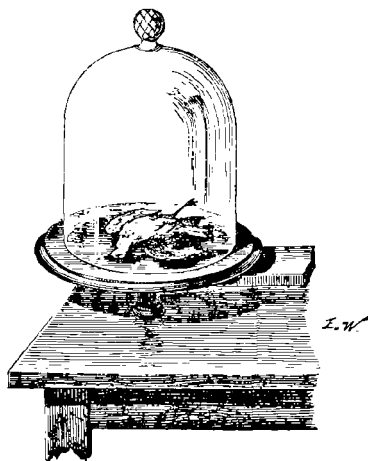


Fig. 59. — Asphyxie d'un oiseau par l'acide carbonique.

Action délétère, asphyxie.

— C'est lui qui détermine l'asphyxie produite par la combustion du charbon et de la braise dans les appartements fermés, qui

occasionne la mort des vigneron qui descendent sans précaution dans les cuves où fermente le jus du raisin.

Dans les *marnières* (excavations que les cultivateurs creusent au milieu des champs pour en retirer de la *marne*, si utile à l'agriculture), dans toutes les grottes ou cavités des terrains volcaniques et calcaires, dans les puits, dans l'intérieur des mines, le même gaz acide se dégage incessamment et en rend l'atmosphère mortelle ; il occupe ordinairement la partie basse de ces cavités et y forme une couche plus ou moins épaisse.

Les voyageurs qui se rendent à Naples ne manquent pas d'aller visiter la *grotte du chien*, près de Pouzzoles ; il s'y trouve une couche de plusieurs décimètres d'épaisseur en acide carbonique ; l'homme peut entrer dans la grotte sans danger, mais le chien ou tout autre petit animal qui y pénètre, ayant le museau plongé dans le gaz asphyxiant, tombe et meurt si l'on ne vient pas à son secours.

La grotte de Typhon en Cilicie, dans l'Asie Mineure ; celle de l'abbaye de Laach, sur les bords du Rhin ; celle de Neyrac en Vivarrais ; celle de Pymont ; celle d'Aubenas dans l'Ardèche ; celle du Mont-Joli, près de Clermont-Ferrand et bien d'autres présentent le même phénomène.

Il y a fort longtemps qu'on a observé les effets pernicieux du gaz carbonique dans les cavités souterraines ; l'extinction des lampes, les accidents d'asphyxie qu'il détermine étaient attribués, chez les Grecs et les Romains, et avec raison, à des *airs irrespirables* ; mais la superstition des siècles suivants transforma ces airs ou gaz en démons et en esprits malins. Au moyen âge, surtout, on croyait fermement à l'existence, dans les grottes et dans les mines, d'esprits ou de génies qui gardaient les trésors de la terre et jouaient des tours aux mineurs. C'étaient des nains malicieux qui soufflaient la lampe du mineur pour l'égarer !

L'empoisonnement des puits était une croyance très-répandue chez le peuple, à l'époque des guerres de religion, et nous l'avons vue se reproduire de nos jours. Ce qui avait principalement donné lieu à cette croyance, qui a fait tant de victimes innocentes, ce sont les accidents d'asphyxie occasionnés par la présence du gaz carbonique accumulé au fond de certains puits. Ce genre de mort si prompt, et ne laissant sur le cadavre aucune lésion appa-

rente, ne manquait jamais de frapper de stupeur l'esprit crédule et superstitieux des hommes du moyen âge. L'asphyxie ne pouvait être que l'œuvre du diable ou l'effet d'un poison subtil et violent, inventé par les juifs ou les alchimistes.

Une conclusion pratique à tirer des faits précédents, c'est qu'il ne faut jamais descendre dans des cavités souterraines sans s'assurer auparavant que les chandelles peuvent y brûler. Si ces chandelles s'éteignent, c'est qu'il y a de l'acide carbonique, et il faut se garder d'y entrer avant d'en avoir renouvelé l'air.

On y parvient facilement en allumant à l'entrée un bon fourneau dont le cendrier fermé communique avec un tuyau qui va puiser l'air nécessaire à la combustion dans la cavité même.

On peut encore y jeter de la chaux délayée dans l'eau; elle absorbe l'acide carbonique et rend à l'air sa pureté première.

Du reste, quand une personne a été asphyxiée par l'acide carbonique, ce qui arrive si fréquemment dans les cuisines mal aérées, il faut se hâter de la retirer de l'endroit où l'accident a eu lieu, pour lui faire respirer le grand air.

Liquides mousseux. — L'acide carbonique a une saveur aigrelette qu'il communique à tous les liquides dans lesquels il est dissous. Vous goûtez tous les jours ce gaz dans la bonne bière mousseuse, dans le cidre de Normandie; le petit picotement que ces boissons font éprouver au palais est dû à ce gaz. Il en est de même du vin de Champagne.

Eau gazeuse. — Dans les circonstances ordinaires, l'eau ne dissout qu'un volume de gaz carbonique égal au sien; mais on peut lui en faire absorber une bien plus grande quantité, jusqu'à six ou sept fois son propre volume, au moyen de la compression. Pour cela, à l'aide d'une pompe aspirante et foulante, on fait arriver le gaz dans un vase ou tonneau métallique à parois très-résistantes et rempli d'eau. C'est ainsi qu'on parvient à imiter les eaux naturellement gazeuses acidules, comme celles de Spa, de Seltz, de Vichy.

Cette sorte d'eau, d'odeur piquante, mousse fortement par l'agitation ou le contact de l'air, parce que l'excès de gaz introduit artificiellement dans le liquide s'échappe avec promptitude dès que la pression qui le maintenait au sein de l'eau n'existe plus; voilà pourquoi les bouchons qui ferment les bouteilles d'eau

gazeuse sautent avec bruit lorsque l'on coupe les ficelles qui les retenaient.

C'est une cause tout à fait semblable qui fait pétiller et mousser le vin de Champagne, le cidre, la bière, liquides qui sont surchargés d'acide carbonique par suite de la manière dont on les a produits.

Phénomène de l'effervescence des pierres calcaires. —

L'acide carbonique est un des acides les plus faibles, c'est-à-dire qu'il peut être facilement chassé, par les autres acides, des corps avec lesquels il est uni ou combiné, comme je vais vous le démontrer.

Les pierres calcaires, la craie, les marbres, l'albâtre, les tufs, les coraux, les coquillages, etc., ne sont autre chose que des composés de chaux et d'acide carbonique. Qu'on verse sur l'une de ces substances quelques gouttes de vinaigre, de jus de citron ou de tout autre liquide acide, il se produira aussitôt ce qu'on appelle en chimie une *effervescence*, c'est-à-dire un dégagement si rapide de gaz acide carbonique, qu'une mousse débordera bientôt en dehors du vase où la réaction a lieu (*fig. 40*).

Cet effet est dû à ce que le gaz entraîne avec lui une partie du liquide qu'on a versé sur la pierre. C'est parce que l'acide carbonique a peu d'affinité pour la chaux, que l'acide renfermé dans le vinaigre ou le jus de citron produit sa séparation, en s'emparant de la chaux avec laquelle il forme un nouveau composé.

Toutes les fois donc qu'une pierre ou un minéral fait effervescence avec les acides, et que le gaz de l'effervescence est invisible, presque inodore, colore en rouge vineux la teinture de tournesol, trouble fortement l'eau de chaux qui devient alors blanche comme du lait, vous pouvez en conclure que la substance essayée

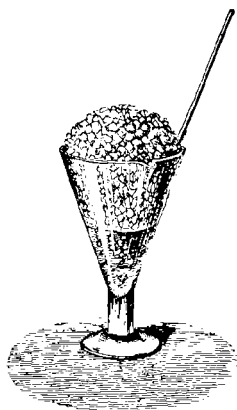


Fig. 40. — Action des acides sur les pierres calcaires.

renferme de l'acide carbonique en combinaison, que c'est enfin un *carbonate*, comme on dit en termes techniques.

Vous avez parfois laissé tomber par mégarde du vinaigre ou de la limonade sur le marbre d'une cheminée, et vous avez été surpris, sans aucun doute, de voir une tache se former là où le liquide acide avait séjourné. Vous avez maintenant l'explication de ce phénomène, qui désole toujours les maitresses de maison, car la tache ne peut disparaître ni par le frottement ni par le lavage, puisque c'est une véritable destruction; il n'y a qu'un poli nouveau qui puisse enlever la trace de l'accident.

Réactifs de l'acide carbonique. — La teinture de tournesol et l'eau de chaux, dont je viens de me servir il n'y a qu'un instant, sont deux excellents réactifs pour distinguer l'acide carbonique du gaz azote, qu'on pourrait confondre, au premier abord, par l'absence de couleur et la propriété commune d'éteindre les corps enflammés.

Sources de l'acide carbonique atmosphérique. — Quatre sources principales versent sans cesse de l'acide carbonique dans l'atmosphère, à savoir :

1° Les volcans en activité qui en produisent des masses énormes ;

2° La combustion des substances qui servent à la production de la chaleur et de la lumière ;

3° La décomposition spontanée des matières organiques à la surface du sol ;

4° Enfin, la respiration des hommes et des animaux, qui exhalent incessamment, et sous tous les climats, des quantités considérables de ce gaz.



Fig. 41. — Air chassé des poumons à travers l'eau de chaux.

Rien de plus simple que de constater sa présence dans l'air expiré des poumons; il suffit de faire passer cet air par un tube de verre *a* qui plonge dans de l'eau de chaux (*fig. 41*).

En quelques secondes le liquide est fortement troublé et dépose une poudre blanche, qu'on reconait facilement pour un *carbonate* au moyen d'un acide qui, versé dessus, produit une vive effervescence.

Il n'est pas moins facile de reconnaître que l'air libre de l'atmosphère renferme constamment le gaz en question. Un verre d'eau de chaux bien claire abandonné dans un appartement, dans une rue, ou en pleine campagne, ne tarde pas à se couvrir d'une mince pellicule blanche et terreuse, qui se reforme à mesure qu'on la brise. On recueille, par ce moyen, une quantité très-notable d'une terre qui fait une vive effervescence avec les acides et qui,

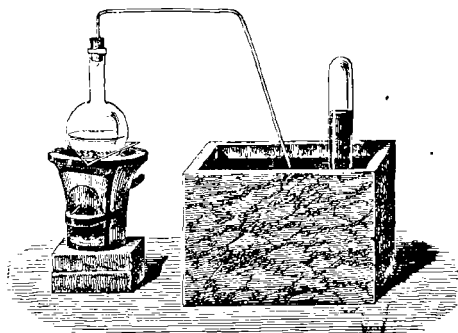


Fig. 42.

Mise en évidence de la présence de l'acide carbonique dans l'air.

calcinée dans un petit appareil convenable (*fig. 42*), fournit un gaz qui jouit des propriétés que nous avons reconnues à l'acide carbonique. Il est bien évident que cet acide ne peut provenir que de l'air, puisque l'eau de chaux employée pour le condenser n'en contenait pas.

Cette expérience si concluante, que nous devons au chimiste écossais Black, répétée à toutes les hauteurs de l'atmosphère, au sommet du *mont Blanc* par Saussure père, c'est-à-dire à 4797 mètres d'élévation, démontre que l'acide carbonique n'existe pas seulement dans les couches inférieures de l'air, mais qu'il se trouve aussi dans les régions les plus élevées.

CHAPITRE III

DE L'EAU

L'étude de l'eau n'est pas moins intéressante que celle de l'air, en raison des services qu'elle nous rend sous les différentes formes qu'elle affecte, de son abondance à la surface de la terre et du rôle immense qu'elle remplit dans la production des phénomènes naturels.

Elle concourt à la formation et à la décomposition de tous les corps du règne minéral; elle est nécessaire à la végétation et au libre exercice du plus grand nombre des fonctions des animaux; elle hâte et facilite la destruction de tous les êtres organisés, dès qu'ils ne sont plus animés du principe de la vie.

C'est parce que les anciens philosophes eurent conscience de ce rôle incessant et multiple de l'eau dans l'harmonie de la nature, qu'ils la considérèrent comme le principe de tout et qu'ils crurent que tout avait été formé dans son sein.

Nous verrons bientôt à rectifier ce que ces idées ont d'inexact. Pour le moment, occupons-nous des propriétés de ce corps si important, et tout d'abord examinons ensemble comment il se présente à nous dans les circonstances ordinaires.

Différents états de l'eau. — L'eau existe sous trois états : solide, liquide et gazeux.

1. Elle se montre constamment solide, c'est-à-dire à l'état de *lace*, vers les terres polaires où elle constitue des roches persistantes. Sous le même état, elle forme encore les *neiges perpétuelles* ou plutôt ce givre condensé sur les cimes refroidies des pics dont notre globe est hérissé, tels que les Andes, les Alpes, les Pyrénées, etc. On la retrouve ainsi jusque sous l'équateur, à 2460 mètres au-dessus du niveau de la mer.

Enfin, sous la forme de *neige* et de *grêle*, elle tombe fréquemment de l'atmosphère. Dans ces derniers cas, elle présente des

formes cristallines assez bien déterminées; chaque flocon de neige se compose d'une multitude de petites aiguilles triangulaires qui se groupent de diverses manières, ainsi qu'on le voit dans la figure 45.

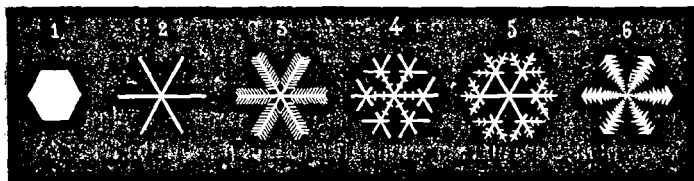


Fig. 45. — Formes cristallines de la neige.

2. Sous la forme liquide, l'eau constitue les *mers*, les *fleuves*, les *rivières* et tous ces amas d'eaux courantes ou stagnantes qui se montrent à la surface du sol. Elle produit la rosée qui humecte les plantes, ou bien elle tombe de l'atmosphère sous forme de pluie.

3. A l'état de gaz ou de vapeur, elle existe toujours dans l'air, mais sa proportion dépend en général de la température de ce fluide, et des masses d'eau qui s'évaporent dans certaines localités. La quantité moyenne de vapeur d'eau tenue en dissolution dans l'atmosphère peut s'élever aux 0,0142 de son volume.

Lorsque l'air vient à se refroidir, la vapeur aqueuse qu'il contient se condense et forme des petites sphères ou vésicules creuses qui prennent le nom de *brouillards*, quand le phénomène a lieu à la surface de la terre, et celui de *nuages* quand il se passe à une certaine hauteur dans l'atmosphère. Si le refroidissement accidentel de l'air est plus grand, la vapeur se liquéfie et tombe alors ou en *rosée* ou en *pluie*; s'il est plus considérable encore, elle se solidifie et devient ce qu'on appelle *gelée blanche*, *givre* ou *grésil*, *neige* et *grêle*.

Toutes les fois qu'on place un corps froid dans une atmosphère un peu chaude, et conséquemment humide, il se couvre d'eau, parce qu'en refroidissant les couches d'air qui l'entourent, il abaisse également la température de la vapeur aqueuse invisible qui s'y trouve. Dans l'été, les bouteilles de vin qu'on sort des caves se tapissent bientôt de gouttelettes d'eau; dans l'hiver, les vitres de

nos croisées se revêtent intérieurement d'humidité ou de belles cristallisations blanches, parce que l'air froid du dehors, en les frappant, liquéfie ou même congèle la vapeur que notre respiration et notre transpiration ont accumulée dans l'air des appartements.

Corps desséchants ou déliquescents. — Mais il y a d'autres moyens de mettre en évidence la présence de la vapeur d'eau dans l'air qui paraît le moins humide et le plus transparent. Ainsi l'*acide sulfurique* concentré, abandonné pendant quelque temps dans un vase ouvert, augmente de poids et perd de sa force acide ; la *chaux vive* tombe en poussière en perdant de sa causticité ; la *potasse* s'humecte et finit bientôt par devenir liquide. C'est que tous ces corps, très-avides d'eau, s'emparent de sa vapeur partout où ils la trouvent et la ramènent à l'état liquide. On leur donne, à cause de cela, les noms de *corps desséchants*, de *corps déliquescents*, et on s'en sert à chaque instant dans les laboratoires pour dessécher les gaz.

C'est surtout sous sa forme la plus commune, c'est-à-dire à l'état liquide, que nous devons étudier l'eau.

Diverses espèces d'eaux naturelles. — Il n'y a, dans la nature, aucune espèce d'eau *pure*. Cela tient à ce que les eaux pluviales, en s'infiltrant dans les terres pour se réunir dans le fond des vallées, dissolvent une foule de matières minérales et organiques qu'elles enlèvent aux différentes couches du sol qu'elles traversent.

Mais suivant la nature des terrains parcourus, suivant leur température, et aussi suivant la durée plus ou moins longue du contact, les eaux présentent dans leur constitution chimique, et par suite dans leurs propriétés, des différences tranchées. Plusieurs sont tellement riches en matières étrangères, qu'elles ne peuvent servir de boisson, ni aux autres usages de la vie, et qu'elles ont même une action très-prononcée sur l'économie animale.

De là, la distinction des eaux terrestres, établie depuis longtemps, en *eaux potables*, *eaux non potables* et *eaux minérales* ou *médicinales*.

Eaux potables. — Les *eaux potables* sont celles qui peuvent servir de boisson journalière, sans qu'il résulte de leur emploi aucun trouble dans l'économie animale.

On reconnaît, en général, qu'une eau est *potable* lorsqu'elle est vive, limpide, sans odeur; lorsqu'elle cuit bien les légumes, dissout le savon sans former de grumeaux, conserve sa transparence pendant qu'on la fait bouillir, ne laisse qu'un très-léger résidu par l'évaporation, et n'est troublée que très-faiblement par les réactifs.

Les eaux qui présentent ces caractères sont: les *eaux de pluie* ou de *neige*, les *eaux de rivières*, de *sources* et les *eaux des fontaines artésiennes*.

Vous savez, sans doute, qu'on donne ce dernier nom ou celui de *puits artésiens* à des trous de sonde verticaux, au moyen desquels, en certains lieux, notamment dans l'*Artois*, les eaux situées à une plus ou moins grande profondeur remontent jusqu'à la surface, et quelquefois même y jaillissent à de grandes hauteurs.

De toutes ces eaux potables, les meilleures sont les *eaux de pluie* recueillies en pleine campagne, puis les eaux des fontaines artésiennes, en troisième rang celles de rivières et enfin les eaux de sources. Celles-ci sont toujours plus fraîches, plus claires et plus limpides que les eaux de rivières qui sont presque constamment troublées par des matières terreuses qu'elles tiennent en simple suspension. Dans la Seine, la proportion de ces matières s'élève parfois, à la suite des grandes pluies d'hiver, jusqu'à $\frac{1}{2000}$ ^e du volume de l'eau. C'est entre les deux époques des basses eaux de l'été et des crues de l'hiver que les eaux des rivières sont les meilleures à boire, c'est-à-dire les plus pures.

Eaux non potables. — Les *eaux habituellement non potables* sont celles qui renferment ou une grande quantité de matières salines, comme les *eaux de puits*, de la mer et des *fontaines salées*; ou des substances végétales ou animales en décomposition, comme les eaux de *mares*, d'*étangs* et toutes les *eaux dormantes*.

Les premières donnent un résidu considérable par l'évaporation, sont impropres à dissoudre le savon et à cuire les légumes, en raison de la forte proportion de sels calcaires ou autres qu'elles renferment.

Les secondes, qui n'offrent pas ces inconvénients, possèdent, d'un autre côté, une odeur plus ou moins fétide et repoussante qui provient de la putréfaction des matières végétales et animales,

qu'elles tiennent en dissolution ou qui sont accumulées à la surface du terrain qu'elles recouvrent.

Eaux minérales. — Sous le nom d'*eaux minérales* ou *médicinales*, on comprend toutes celles qui contiennent assez de substances salines ou autres pour être sapides, exercer une action marquée sur l'économie animale, et devenir pour l'homme et les animaux de puissants moyens de guérison. Leur température est très-variable. Quelquefois, elles sont chaudes et même bouillantes ; on leur donne alors le nom d'*eaux thermales*.

Parmi les principes constituants de ces eaux minérales, *froides* ou *thermales*, il en est qui, par leur quantité ou leur énergie, ont la plus grande influence sur leurs propriétés médicamenteuses. On distingue six classes principales d'eaux minérales, à savoir :

1. *Eaux salines*, qui ont une saveur marquée et n'ont pas d'action sur les couleurs bleues végétales (eaux chaudes de Nèris, de Plombières, de Bourbonne-les-Bains, etc.).

2. *Eaux alcalines*, qui ont une saveur urincuse et verdissent le sirop de violettes (eaux de Chaudes-Aigues, de Rikun, en Islande, etc.).

3. *Eaux acides*, qui ont une saveur aigre plus ou moins prononcée, et rougissent fortement le tournesol, propriétés qui deviennent plus intenses par la concentration sur le feu (eaux des Lagonis de Toscane, des environs des volcans).

4. *Eaux acidules*, dont la saveur est aigrette et qui moussent par l'agitation, ce qu'elles doivent à l'acide carbonique ; aussi perdent-elles ces propriétés par la chaleur ou l'exposition à l'air (eaux de Seltz, de Pougues, de Chateldon, etc.).

5. *Eaux ferrugineuses*, qui ont une saveur d'encre, noircissent avec une décoction de noix de galle, donnent un précipité bleu avec le prussiate de potasse et déposent souvent, par la concentration, des flocons rougeâtres, caractères dépendant de la présence du fer (eaux de Bussang, de Forges, de Spa, de Passy, etc.).

6. *Eaux sulfureuses*, aisément reconnaissables à leur odeur fétide qui rappelle celle des œufs pourris, et parce qu'elles noircissent promptement une pièce d'argent qu'on y plonge, propriétés dues à la présence du soufre (eaux de Barèges, de Bonnes, de Bagnères, d'Enghien, etc.).

Purification de l'eau. — Puisque l'eau qu'on rencontre à la surface de la terre est toujours chargée de principes étrangers à sa nature, il faut, de toute nécessité, l'amener à son état de pureté absolue, lorsqu'on veut la faire servir aux recherches délicates de la chimie. On en trouve heureusement le moyen dans la *distillation*.

Distillation. — Cette opération consiste à chauffer l'eau dans un appareil fermé de manière à la convertir en vapeur et à recueillir celle-ci dans un vase, où, en se refroidissant, elle reprend l'état liquide. L'eau se trouve ainsi séparée de tous les principes salins et organiques qu'elle tenait en dissolution; car ceux-ci n'étant pas *volatils*, c'est-à-dire réductibles en gaz, restent au fond de la chaudière où l'eau bout, tandis que la vapeur aqueuse s'élève pure et reproduit ensuite un liquide complètement dépouillé de toute matière étrangère. C'est dans cet état qu'elle prend le nom d'*eau distillée*.

Alambic. — L'appareil qui sert dans les laboratoires à purifier

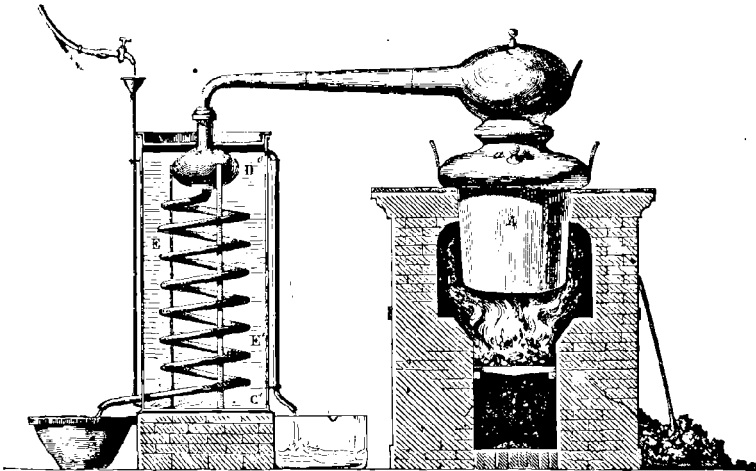


Fig. 44. — Alambic pour la distillation de l'eau.

l'eau est connu sous le nom d'*alambic*. C'est une invention des alchimistes arabes, qui savaient très-bien pratiquer la distillation. Au reste, l'art de réduire l'eau en vapeur était connu il y a plus de deux mille ans.

Dans la chaudière en cuivre étamé, qu'on appelle *cucurbite* (fig. 44), on met l'eau de rivière à distiller. On recouvre cette chaudière d'une *tête* ou *chapiteau* en étain ou en cuivre, dont le long col latéral sert à diriger la vapeur d'eau dans un troisième vase qui porte le nom de *réfrigérant* ou *serpentin*. Ce dernier consiste en un long tuyau d'étain, courbé en hélice et renfermé dans un seau de cuivre rempli d'eau froide. C'est dans ce tuyau que la vapeur se condense en gouttelettes liquides qui coulent dans une terrine placée au-dessous de l'ouverture inférieure du réfrigérant. Ce vase s'appelle *réceptif*, parce qu'il reçoit le produit de la distillation.

Caractères de l'eau distillée ou pure. — L'eau purifiée par la distillation est inodore, parfaitement claire et limpide; elle peut se conserver indéfiniment à l'abri du contact de l'air, sans contracter aucun mauvais goût ni se troubler; elle ne laisse aucun résidu par son évaporation; elle n'a aucune action sur les couleurs végétales; elle dissout très-bien le savon, cuit parfaitement les légumes et n'est troublée par aucun réactif.

Elle a une saveur fade et fait éprouver un sentiment de pesanteur à l'estomac; aussi n'est-elle pas convenable comme boisson. Cela tient à ce qu'elle ne renferme plus d'air en dissolution. Toutes les eaux naturelles en contiennent une certaine proportion, et c'est à sa présence qu'elles doivent leur légèreté, leur saveur agréable et la propriété d'entretenir la vie des animaux aquatiques; en effet, dépouillées de cet air par l'ébullition, elles deviennent insipides, de difficile digestion, et les poissons qu'on y plonge ne tardent pas à périr. Mais il suffit d'agiter fortement ces eaux au contact de l'air pour leur faire reprendre leurs qualités premières.

Air dissous dans l'eau. — Rien de plus facile à reconnaître qu'il y a de l'air dissous dans l'eau et même à en déterminer la quantité. Il suffit de remplir un matras A (fig. 45) de 5 à 6 litres de capacité d'une eau quelconque, à y adapter à l'aide d'un bouchon qui ferme bien un tube recourbé B plein d'eau qu'on engage sous une cloche placée sur la cuve à mercure, et à chauffer progressivement le matras. Bientôt une infinité de petites bulles s'élèvent de son fond, se réunissent dans le tube, et vont se rendre sous la cloche. Il faut un temps assez long pour

chasser ainsi tout l'air qui se trouve dans l'eau, une heure ou deux au moins.

Lorsque l'eau se congèle, elle abandonne également l'air qu'elle tient en dissolution; celui-ci se dégage en une infinité de petites bulles, dont la présence rend la glace opaque, et qu'on peut apercevoir aisément à l'œil nu.

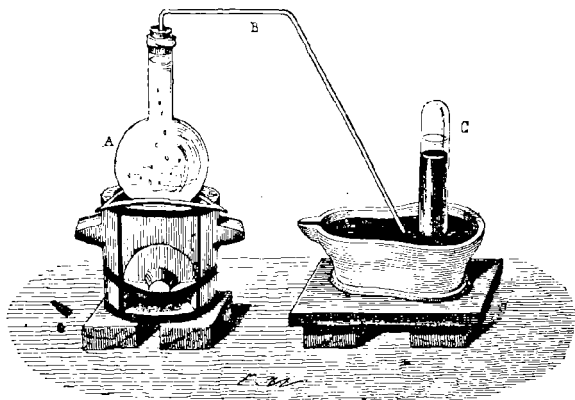


Fig. 45. — Appareil pour expulser et recueillir l'air de l'eau.

Ce qu'il y a de particulier, c'est que l'air dégagé de l'eau contient plus d'oxygène que celui de l'atmosphère, et il est d'autant plus riche en ce principe qu'il a été recueilli plus tard. Les premières portions en renferment, en effet, de 22 à 25 p. %, les secondes de 25 à 26, et les dernières de 33 à 34 p. %.

La cause de cette différence de composition entre l'air ordinaire et l'air dissous dans l'eau, dépend de ce que ce liquide, en présence de deux gaz, dissout plus ou moins de ceux-ci en raison de son affinité pour chacun d'eux. Or, l'oxygène étant plus soluble que l'azote, et ces deux gaz n'étant qu'en simple mélange dans l'air, il n'est pas surprenant que l'eau, en contact avec ce fluide, absorbe davantage d'oxygène que d'azote, et qu'elle retienne le premier avec plus de force que le second. Et ce qui prouve que telle est la véritable cause du phénomène, c'est que du gaz oxygène, mis sur de l'eau aérée, s'y dissout, en expulsant de cette eau une portion de l'azote qu'elle contient.

Altération des eaux. — Toutes les eaux naturelles ne sont

pas également aérées; elles le sont d'autant moins qu'elles partent de points plus élevés au-dessus du niveau de la mer. L'eau des montagnes est par conséquent moins riche en gaz, et partant moins salubre que celle des plaines.

Une autre circonstance qui tend à diminuer dans les eaux naturelles la proportion de l'air dissous, c'est la présence des matières organiques. Ainsi les eaux qui sont pendant longtemps en contact avec des feuilles mortes, du bois pourri, celles qui coulent lentement ou qui filtrent à travers une terre végétale riche en humus, sont toujours très-peu aérées.

C'est un fait bien constaté que les substances végétales s'emparent de l'oxygène de l'air dissous dans l'eau; il suffit de laisser séjourner de l'eau dans un tonneau, pour que très-promptement elle perde la totalité de son air; alors elle devient fade et mauvaise à boire, quelquefois même fétide.

Voilà pourquoi les eaux pluviales qu'on recueille sur les toits et qu'on conserve dans des citernes où l'air ne peut circuler, ont constamment un goût de croupi. Mais si, avant de les y faire rendre, on les filtre à travers une couche épaisse de sable et de charbon, si les citernes sont bien aérées par des courants d'air habilement dirigés à la surface de la masse liquide, ces eaux seront toujours d'excellente qualité.

Je n'insisterai pas sur les propriétés physiques de l'eau, car la plupart vous sont bien connues. Je vous rappellerai simplement qu'elle devient solide au-dessous de 0° , qu'elle entre en ébullition et se réduit complètement en vapeur à la température de 100° , enfin qu'à $4^{\circ},1$ au-dessus de 0° , et sous la pression atmosphérique ordinaire, elle pèse 1 kilogramme par décimètre cube ou litre, ou 1 gramme par centimètre cube. C'est à la densité de l'eau, prise comme unité, et représentée par 1,100 ou 1000, qu'on rapporte celle de tous les autres corps solides ou liquides.

Rôle de l'eau dans la plupart des phénomènes. — L'action de l'eau sur les corps est extrêmement variée, soit qu'elle agisse mécaniquement, soit qu'elle opère comme agent chimique, et, dans les deux cas, elle donne presque toujours lieu à des phénomènes remarquables. On peut dire qu'elle est l'intermédiaire nécessaire de toutes les combinaisons, de toutes les réactions chi-

niques ; et, en effet, il n'y a presque jamais d'action réciproque entre deux corps, si l'un d'eux au moins n'est à l'état liquide, c'est-à-dire en dissolution dans l'eau. En voici une preuve, entre mille.

Nous avons mêlé à l'avance, dans cette poudre, deux substances très-différentes, l'*acide* du citron et un sel de soude appelé *bicarbonate de soude*. Tant que ces substances sont sèches, elle ne réagissent point l'une sur l'autre, et on peut les conserver indéfiniment sans qu'il se produise le moindre changement dans leur nature et leurs propriétés ; mais si je les mets en contact avec l'eau, ce liquide, en les dissolvant, facilite le contact intime des molécules de l'acide et du sel, et dès lors une action très-vive se produit, ainsi que le démontre la vive effervescence qui donne au liquide l'apparence d'une eau gazeuse. C'est, en effet, une véritable eau gazeuse qu'on obtient ainsi ; c'est ce qu'on appelle le *Sodawater* des Anglais.

Mais si l'eau est le véhicule obligé du plus grand nombre des combinaisons, de même aussi elle concourt à presque toutes les *décompositions* chimiques. Nous en avons, à chaque instant, la preuve dans ces destructions continuelles de matières organiques qui s'opèrent sous nos yeux. Sèches, ces matières se conservent indéfiniment, car il est certain que là où il n'y a pas d'eau, il ne peut y avoir fermentation, putréfaction, ni vitalité d'insectes destructeurs. Les matières les plus putrescibles, le sang, la chair, etc. ne s'altèrent plus, si après les avoir desséchées complètement, on les prive exactement du contact de l'air qui pourrait leur restituer l'humidité dont on les a dépouillées.

On ne saurait donc trop étudier, et vous en sentez maintenant toute l'importance, les propriétés de ce fluide universel, puisqu'à chaque moment son intervention nous est nécessaire, soit pour créer de nouveaux corps, soit pour en détruire d'autres, soit enfin pour mieux approprier à nos différents besoins ceux que nous avons sous la main. Et c'est, sans doute, à cause du rôle si varié qu'il joue, des nombreux phénomènes auxquels il donne naissance, et de cette multitude de formes qu'il revêt, que les anciens philosophes l'avaient considéré comme un des principes nécessaires de la matière, comme un *élément* servant à la formation de la majeure partie des êtres naturels.

Nature complexe de l'eau. — Les anciens avaient-ils raison? non, sans doute, car l'eau est comme l'air; c'est un composé de deux principes plus simples que la science moderne nous a appris à isoler. L'un vous est déjà bien connu, c'est l'*oxygène*; l'autre est le métalloïde appelé *hydrogène*. Cette importante découverte de la nature complexe de l'eau caractérise l'une des plus brillantes époques de la chimie. Mais avant d'ajouter d'autres détails, il est bon de faire connaissance avec l'élément de l'eau, l'*hydrogène*, qui vous est encore inconnu.

Gaz hydrogène. — L'hydrogène est presque aussi répandu dans la nature que l'oxygène, que l'azote, que l'acide carbonique, puisqu'il fait partie de l'eau et qu'il entre dans la composition de tous les animaux et de toutes les plantes, ainsi que des produits qui en dérivent.

Il a été isolé, recueilli et brûlé, plus de cent cinquante ans avant d'avoir été décrit comme un élément particulier. En effet, la plupart des chimistes, depuis Paracelse, qui vivait dans la première moitié du seizième siècle, en ont parlé; mais ce n'est qu'en 1766 qu'il a été distingué de tous les autres fluides élastiques et désigné sous le nom d'*air* ou de *gaz inflammable*.

On doit la connaissance de ses propriétés et de sa nature à un chimiste anglais, sir Henry Cavendish, aussi célèbre par sa science que par son immense fortune de trente-quatre millions, ce qui a fait dire qu'il fut le plus riche de tous les savants, et probablement le plus savant de tous les hommes riches. Ce n'est que lorsqu'il fut bien démontré par Watt, Cavendish et Lavoisier, dans le courant de 1785, que ce gaz est un des principes constituants de l'eau, qu'on changea son nom d'*air inflammable* en celui d'*hydrogène*, qui veut dire *principe générateur de l'eau*.

Cavendish obtenait le gaz hydrogène en dissolvant du zinc ou du fer dans de l'acide sulfurique étendu d'eau. Je vais répéter ce procédé sous vos yeux; c'est encore celui que l'on suit journellement dans les laboratoires.

Extraction de l'hydrogène de l'eau. — On introduit dans un flacon de verre à deux tubulures (*fig. 46*), 50 à 60 grammes de zinc en grenailles avec 500 grammes d'eau. On verse par le tube droit adapté à l'une des tubulures, et qui plonge jusqu'au fond du flacon,

une petite quantité d'acide sulfurique concentré. Une vive effervescence se manifeste aussitôt, par suite de la mise en liberté de l'hydrogène, qui est conduit par le tube recourbé, placé sur l'autre tubulure, sous une cloche renversée dans laquelle il remplace l'eau dont on l'avait primitivement remplie. On laisse perdre les premières portions qui sont mêlées d'air.

L'opération se continue d'elle-même ; elle est favorisée par la forte chaleur qui se dégage pendant la réaction mutuelle des trois corps qui sont en présence. Lorsque l'effervescence devient moins vive, on fait une seconde addition d'acide, et ainsi de suite jusqu'à ce que tout le métal ait disparu.

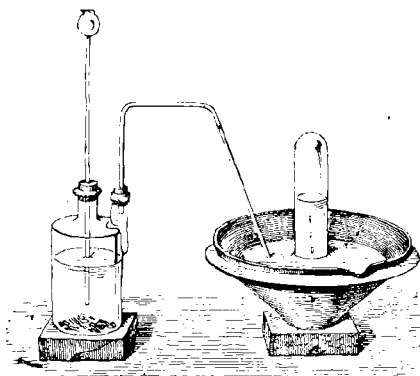


Fig. 46.
Extraction de l'hydrogène.

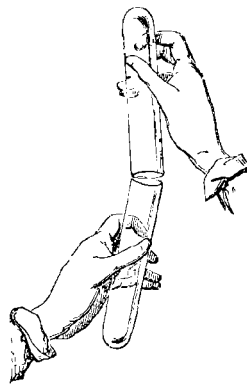


Fig. 47.
Ascension de l'hydrogène dans
une cloche pleine d'air.

Propriétés caractéristiques. — L'hydrogène, ainsi produit, est toujours gazeux, invisible, inodore, insipide, comme l'air, lorsqu'il est parfaitement pur.

C'est le plus léger de tous les corps connus jusqu'ici. Sa densité, comparée à celle de l'air, est de 0,0692, c'est-à-dire que sous le même volume, l'air est 14 fois et demie plus lourd que lui ; aussi lorsqu'on retourne une cloche pleine de ce gaz de manière que son ouverture regarde le ciel, en quelques instants le gaz disparaît, parce qu'il s'élève dans l'air qui se précipite pour le remplacer.

On constate ce fait en superposant des cloches à orifices égaux (*fig. 47*), l'une inférieure remplie d'hydrogène, l'autre pleine d'air,

placée au-dessus ; en quelques minutes, l'échange des gaz a lieu, comme on s'en assure en approchant une bougie allumée de la cloche supérieure (fig. 48) ; il y a inflammation du gaz en même temps qu'une légère détonation.

Si l'on fait l'expérience inverse, en posant la cloche d'hydrogène au-dessus de la cloche pleine d'air, le premier y restera longtemps dans la même position, parce qu'il se trouvera soutenu par la couche d'air inférieure, absolument comme une couche d'huile à la surface de l'eau.

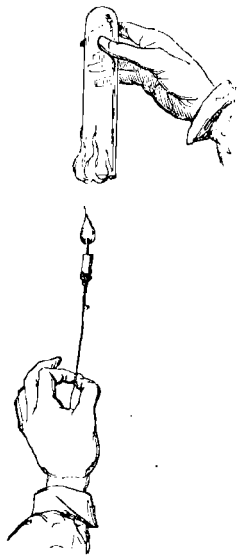


Fig. 48. — Inflammation de l'hydrogène.

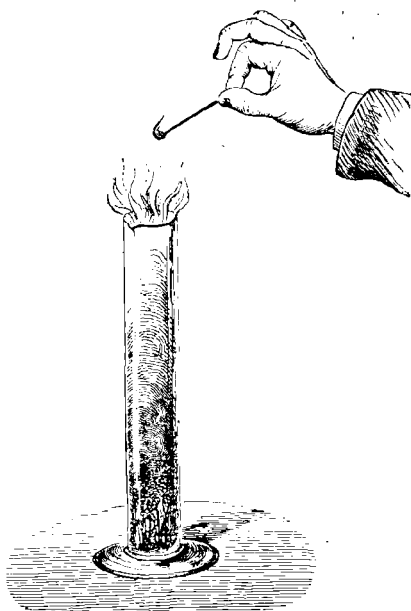


Fig. 49. — Coloration de la flamme de l'hydrogène.

C'est en raison de cette excessive légèreté du gaz hydrogène qu'on s'en sert, depuis 1783, pour gonfler les ballons ou aérostats qu'on lance dans les airs. C'est le physicien français Charles, qui eut l'idée de remplacer par ce gaz l'air dilaté par la chaleur que Montgolfier avait employé d'abord dans ce but.

L'hydrogène a ceci de remarquable qu'il s'enflamme subitement au contact de l'air par l'approche d'une bougie allumée. Il se

consume en totalité. Sa flamme est pâle et à peine visible à la clarté du jour, mais elle se colore distinctement dès qu'il contient quelque matière étrangère interposée ou en dissolution.

C'est ce qu'il est facile de vérifier en introduisant dans une éprouvette à pied (fig. 49), les matières propres à produire de l'hydrogène, et approchant, après quelques minutes, une bougie allumée de l'ouverture du vase ; le gaz qui s'en échappe s'embrace et brûle avec une flamme pâle, à laquelle on donne immédiatement une teinte d'un beau jaune en plaçant au milieu un fil de platine humecté d'eau salée.

L'inflammabilité de l'hydrogène ne l'empêche pas d'arrêter la combustion des corps qu'on plonge au milieu de son atmosphère (fig. 50). Il est également impropre à entretenir la vie.

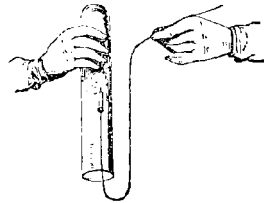


Fig. 50. — Extinction d'une bougie dans le gaz hydrogène.

Toutes les fois qu'il est mêlé avec la moitié de son volume d'oxygène, et que le mélange est exposé à une température voisine de la *chaleur rouge*, comme cela a lieu par l'approche d'un corps enflammé (fig. 51), ou lorsqu'il est soumis à une forte compression, ou bien encore lorsqu'il est traversé par une étincelle élec-

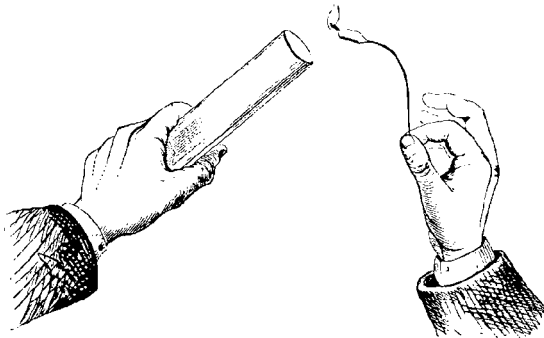


Fig. 51. — Combustion violente du mélange d'hydrogène et d'oxygène.

trique, les deux gaz disparaissent subitement avec un bruit considérable et avec un tel dégagement de chaleur que l'eau, produit de cette combinaison, se réduit instantanément en vapeur ; celle-

ci exerce alors, par suite de l'énorme volume qu'elle tend à occuper, sur les parois des vases, une pression assez grande pour en déterminer la rupture; aussi les expériences de ce genre ne sont-elles passans danger. Je vais en faire quelques-unes sous vos yeux.

J'introduis dans un flacon de verre, de la capacité de $\frac{1}{3}$ de litre et à parois très-épaisses, 2 volumes d'hydrogène et 1 volume d'oxygène. J'entoure ensuite d'un linge épais le vase jusqu'à la naissance du goulot, afin que s'il éclate par l'effet de l'explosion, je sois garanti de tout accident; je débouche et j'approche aussitôt de l'ouverture une bougie enflammée; à l'instant une violente détonation se fait entendre.

En faisant arriver le même mélange dans de l'eau de savon un peu épaisse, contenue dans un large mortier de fer, il se produit une explosion beaucoup plus considérable dès qu'on approche la bougie de la mousse volumineuse qui s'est formée à la surface de l'eau.

Si l'on souffle des bulles de savon avec le même mélange, celles-ci s'élèvent dans l'air comme autant de petits ballons, que l'on peut faire détoner successivement, en les poursuivant avec une bougie portée à l'extrémité d'une longue perche.

Pour constater que le résultat de la combustion de l'hydrogène est de l'eau, il suffit d'adapter à un petit flacon A (fig. 52), contenant les matières propres à produire l'hydrogène, un tube de verre droit effilé, à ouverture capillaire I; à enflammer le gaz dès qu'il s'échappe du tube, et à recouvrir en même temps la flamme d'une cloche de verre B bien sèche.

Les parois de celle-ci se tapissent bientôt d'humidité, par suite de la combinaison de l'hydrogène avec l'oxygène de l'air.

Ce petit appareil, qui donne un courant continu d'hydrogène enflammé, constitue la *Lampe philosophique de Polinière*. Ce chi-

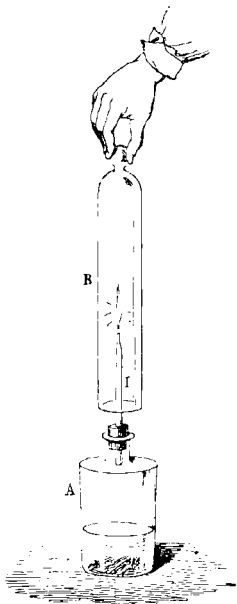


Fig. 52. — Lampe philosophique de Polinière.

niste professait au Jardin des plantes de Paris sous Louis XIV, qui fut un de ses auditeurs.

En remplaçant la cloche par un tube de verre bien sec, long de 52 à 40 centimètres, et large de 0^m,05 environ, des sous harmoniques ne tardent pas à se faire entendre. Ils sont produits par une succession de petites détonations occasionnées par le mélange de l'air avec l'hydrogène. C'est ce qu'on appelle l'*Harmonica chimique* (fig. 55), dont le docteur Higgins a parlé pour la première fois en 1777.

Il est facile de se rendre compte du bruit qui accompagne toujours la combustion vive de l'hydrogène. L'inflammation communiquée par la bougie aux premières couches du mélange gazeux se propage à l'instant même dans toute la masse. L'eau produite se réduit subitement en vapeur, à cause de la haute température qui se développe, et comme dans cet état elle occupe un espace beaucoup plus grand que les gaz mélangés, l'air est violemment ébranlé; de là un bruit qui se fait entendre. Mais cette vapeur se condense presque aussitôt qu'elle est formée, parce qu'elle se trouve en contact avec des corps froids; il en résulte un vide dans les parties environnantes de l'air qui se précipitent subitement pour le remplir, d'où un nouveau bruit, qui est confondu avec le premier par la rapidité des deux effets.

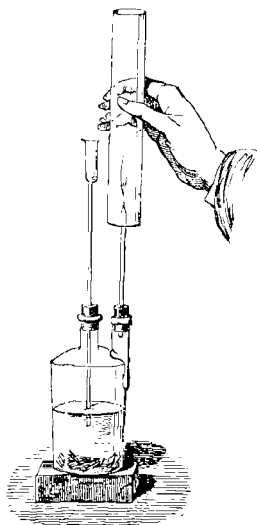


Fig. 55. — Harmonica chimique.

Ce sont ces secousses répétées de l'air qui font, parfois, éclater en mille morceaux les vases en verre dans lesquels on enflamme le mélange gazeux, qui porte dans les laboratoires le nom de *gaz tonnant*.

La chaleur qui se produit pendant la combustion de l'hydrogène est telle que 1 kilogramme de ce gaz peut fondre 515 kilogrammes de glace. C'est, de tous les corps combustibles, celui qui dégage la plus forte chaleur, à poids égal.

En faisant brûler peu à peu un mélange d'hydrogène et d'oxy-

gène fortement condensé, on se procure une chaleur bien supérieure à celle que produisent les meilleurs appareils calorifiques ; aussi, au moyen d'un chalumeau alimenté par un pareil mélange, chalumeau dit *de Clarke*, on fait entrer en fusion les substances les plus *réfractaires*, c'est-à-dire qui résistent aux plus violents feux de forge, tels que le platine, la chaux, le sable.

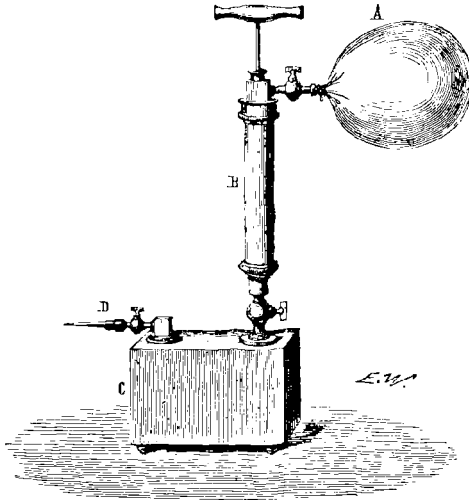


Fig. 54. — Chalumeau de Clarke.

Ce *chulumeau de Clarke* consiste (fig. 54), en une caisse métallique C à parois très-résistantes, de la contenance de 1 à 2 litres, à laquelle se trouve adaptée une pompe aspirante et foulante B. Au moyen de celle-ci, on introduit et on comprime dans la caisse un mélange de 2 vol. d'hydrogène et de 1 vol. d'oxygène, contenu dans une vessie A en communication avec le corps de pompe. A l'autre extrémité de la face supérieure de la caisse est un tuyau soudé à angle droit D, qui se termine en pointe capillaire, non perméable à la flamme. C'est par ce tuyau que s'échappe le jet de gaz que l'on doit enflammer, lorsqu'on tourne le robinet qui s'oppose à sa sortie. Mais, afin que l'inflammation ne puisse se propager dans l'intérieur du mélange gazeux, la capacité de la caisse est divisée par des cloisons, à travers lesquelles le gaz ne

peut s'échapper qu'en traversant une couche d'huile et plusieurs toiles métalliques très-fines.

Comme cet appareil est fort dangereux, attendu que la moindre étincelle qui pénètre dans l'intérieur détermine l'inflammation subite du mélange gazeux, et par suite une explosion terrible, circonstance dont l'ingénieur Conté a été victime, on renferme aujourd'hui chacun des deux gaz dans un *gazomètre* particulier (fig. 55), et on n'en opère le mélange que sur de très-petites quantités à la fois, presque à l'orifice capillaire du bec du chalumeau.

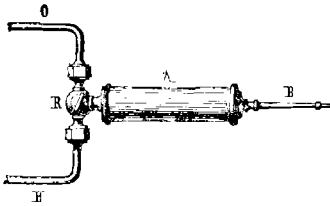


Fig. 56. — Chalumeau perfectionné.

On se sert pour cela d'un tube en laiton A (fig. 56) rempli de toiles métalliques superposées, dont les deux branches latérales O H sont en communication avec les tubes de sortie des gazomètres. On règle par le robinet R l'écoulement des deux gaz, de manière qu'il arrive dans le tuyau A deux fois plus d'hydrogène que d'oxygène; le mélange gazeux sort par le bec capillaire du chalumeau B, de sorte qu'il n'y a plus rien à craindre, en raison du faible volume du mélange détonant.

En dirigeant la flamme de ce chalumeau sur un fragment de chaux, on obtient une lumière excessivement intense dont on s'est servi pour éclairer les microscopes à gaz, puis les places publiques et les phares, avant qu'on ne connût l'éclairage électrique, encore plus puissant.

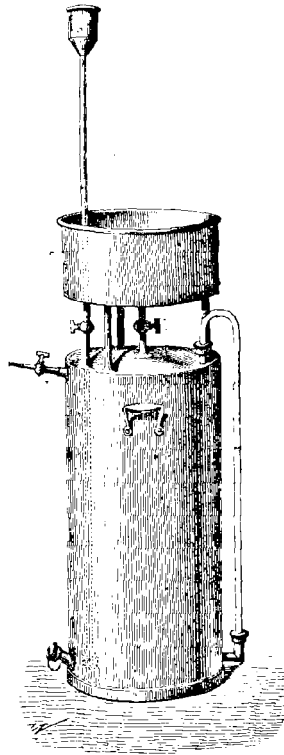


Fig. 55. — Gazomètre.

CHAPITRE IV

DES MÉTALLOÏDES

Les corps simples non métalliques ou les *métalloïdes* sont, comme je l'ai dit, au nombre de 15. L'un d'eux n'a pu être obtenu jus. qu'à présent à l'état de liberté, c'est le *fluor*. En en faisant abstraction, les 14 autres peuvent être rangés en trois groupes, d'après l'état qu'ils affectent à la température et sous la pression ordinaires, à savoir :

EN MÉTALLOÏDES GAZEUX :	Oxygène, hydrogène, azote, chlore;
— LIQUIDES :	Brome;
— SOLIDES :	Phosphore, soufre, sélénium, tellure, arsenic, iode, carbone, bore, silicium.

Voyons les caractères distinctifs de ces différents éléments.

§ 1. **Métalloïdes gazeux.** — Nous connaissons déjà trois de ces éléments, qui sont des gaz permanents, à savoir : l'*oxygène*, l'*hydrogène* et l'*azote*. Je n'y reviendrai donc pas, mais je vous indiquerai les composés que forme l'azote avec les deux premiers.

Oxydes et acides de l'azote. — Bien que l'azote ne manifeste que fort peu d'affinité pour l'oxygène, il s'y combine cependant jusque dans 5 proportions différentes, mais sous certaines conditions déterminées.

Deux de ces composés sont des oxydes gazeux, connus sous les noms de *protoxyde* et de *bioxyde d'azote*; les trois autres sont des acides nommés acides *azoteux*, *hypo-azotique* et *azotique*. Le dernier est le plus important, et c'est au moyen des décompositions qu'on lui fait subir qu'on se procure les quatre autres.

Vous n'êtes pas sans avoir entendu parler de l'*eau-forte*, dont l'usage est si fréquent dans une foule de manipulations des arts. Eh bien! ce liquide corrosif n'est autre chose que l'acide *azotique* des chimistes.

Il est liquide, incolore, d'une odeur très-désagréable, très-sapide; il émet de légères vapeurs blanches à l'air; il attaque tous les tissus organiques qu'il colore en jaune; c'est un des poisons les plus violents.

Il ne peut exister sans eau; aussi lorsqu'on cherche à lui enlever celle qu'il renferme et qui lui est indispensable, il se décompose en oxygène et en *acide hypo-azotique*, qui apparaît aussitôt en épaisses vapeurs rougeâtres et suffocantes. C'est encore de cette manière qu'il est décomposé par la plupart des corps combustibles, métalliques ou non, qui s'oxygènent à ses dépens.

Je jette un fragment de zinc ou d'étain dans un verre (fig. 57) contenant une petite quantité de cet acide concentré, et immédiatement une violente réaction se produit; un gaz incolore s'échappe avec effervescence; c'est du *deutoxyde d'azote*; mais dès qu'il arrive au contact de l'air, il absorbe de l'oxygène et se trouve converti en vapeurs rutilantes et délétères d'*acide hypo-azotique*.

C'est par suite de la facile dissociation de ses éléments et de la masse d'oxygène qu'il porte instantanément sur la plupart des corps qu'on met en sa présence, que l'acide azotique est un agent précieux pour attaquer et dissoudre les métaux, faire l'essai des monnaies, opérer le *départ* de l'or, pour la gravure sur cuivre, la dorure sur laiton. Sa causticité le fait fréquemment employer pour détruire les verrues.



Fig. 57. — Production de l'acide hypoazotique.

Composé d'azote et d'hydrogène. — Le composé que forme l'azote avec l'hydrogène a des propriétés diamétralement opposées à celles des composés précédents. Il verdit le sirop de violettes et se comporte dans toutes les circonstances à la manière d'un oxyde métallique puissant. Cette action sur les couleurs bleues végétales permet de faire une expérience assez curieuse. Qu'on expose un bouquet de violettes au-dessus d'un vase d'où sort le composé dont je parle, en quelques minutes les fleurs acquerront une belle couleur verte.

Alcali volatil ou ammoniac. — C'est ce composé qu'on appelle vulgairement *alcali volatil*, *ammoniaque*; les chimistes le nomment *azoture d'hydrogène*, qui indique sa nature. Il résulte de la combinaison d'un volume d'azote avec trois volumes d'hydrogène.

Il est gazeux dans les circonstances ordinaires, mais ce n'est pas un gaz permanent, puisque la compression et le froid peuvent le liquéfier et même le solidifier.

Incolore, âcre et caustique, il a une odeur vive et pénétrante qui fait couler les larmes. Il est très-délétère et impropre à la combustion.

C'est un des gaz les plus solubles, puisque l'eau en absorbe jusqu'à 670 fois son volume, ou presque la moitié de son poids. L'expérience suivante démontre cette grande solubilité :

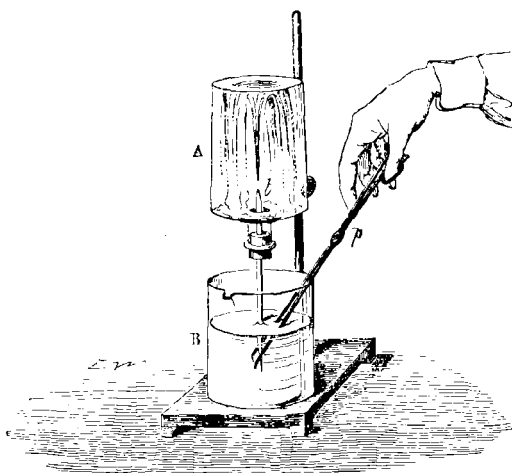


Fig. 58. — Absorption du gaz ammoniac par l'eau.

Un flacon rempli de gaz ammoniac A (*fig. 58*), est fermé par un bouchon au centre duquel est fixé un tube *t* en verre, plein de mercure et effilé à ses deux extrémités; l'inférieure seule est fermée à la lampe. Le flacon est posé au-dessus d'un vase B, à moitié rempli d'eau. Si, au moyen d'une pince de fer *p*, on casse la pointe du tube qui plonge dans l'eau, le mercure s'écoule et l'eau remonte dans le tube, puis dès qu'elle est arrivée à son

extrémité supérieure, elle s'élance sous forme d'une gerbe, avec une très-grande rapidité, et en quelques secondes le vase A est totalement rempli de la dissolution ammoniacale.

Cette dissolution est connue sous le nom d'*ammoniaque liquide*; elle a toutes les propriétés du gaz; c'est avec elle qu'on rappelle à la vie les personnes asphyxiées ou tombées en syncope, qu'on cautérise les blessures ou les piqûres faites par les animaux venimeux, les abeilles et autres insectes, qu'on fait disparaître les taches de graisse des vêtements.

Sels ammoniacaux. — Avec les acides gazeux, le gaz ammoniac donne lieu à la production de vapeurs blanches très-épaisses, parce qu'en s'y unissant, il forme des composés solides ou ce que les chimistes appellent des *sels ammoniacaux*.



Fig. 59. — Phénomène produit par la rencontre du gaz ammoniac et des acides gazeux.

On n'a qu'à placer l'un à côté de l'autre (*fig. 59*) deux verres à pied dont l'un laisse exhaler de l'ammoniaque et l'autre de l'acide chlorhydrique, pour qu'aussitôt les deux gaz invisibles s'unissent dans l'air, et forment au-dessus et autour des verres un nuage épais qui se résout en une poussière blanche. On peut apprécier de cette manière les plus faibles dégagements d'ammoniaque.

Il y a toujours de l'ammoniaque dans l'air, parce que c'est l'un des produits constants de la décomposition spontanée des matières animales, qui admettent l'azote au nombre de leurs éléments.

Chlore. — Quant au *chlore*, c'est un gaz jaune verdâtre, d'une

odeur très-forte et désagréable, d'une saveur astringente et chaude, qui excite la toux, produit une sorte de strangulation, des crachements de sang, puis la mort, s'il est respiré en trop grande quantité. Pelletier père, chimiste français distingué, et Roë, jeune chimiste irlandais, ont été victimes de sa redoutable action délétère.

Propriétés caractéristiques. — Il est deux fois et demie plus lourd que l'air. Voici, mises en regard, les densités des quatre métalloïdes gazeux; cela vous aidera à les mieux retenir :

	Densité comparée à celle de l'air représentée par 1,000.	Poids du litre à 0° et à la pression ordinaire (0°760).
HYDROGÈNE.	0,0692	0 ^r , 0896
AZOTE.	0,9715	1, 256
OXYGÈNE.	1,1056	1, 429
CHLORE	2,44.	5, 17.

Le chlore n'est pas un gaz permanent. Une forte compression égale à environ 4 atmosphères, ou un abaissement de température considérable, le convertit en un liquide d'un jaune intense, très-limpide, très-mobile, excessivement volatil puisqu'il entre en ébullition à + 57°. On est même parvenu à le solidifier.

Il est impropre à la combustion, puisqu'une bougie s'éteint dans son atmosphère.

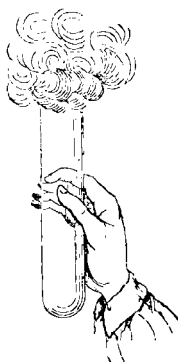


Fig. 60. — Cloche d'acide chlorhydrique ouverte dans l'air.

Ce qu'il y a de remarquable chez lui, c'est sa grande affinité pour l'hydrogène; il s'y unit toujours à volumes égaux, soit à froid, soit sous l'influence solaire, soit par l'action de la chaleur rouge ou l'approche d'une bougie enflammée; dans ces trois derniers cas, il produit une détonation violente. Si on lance en l'air, dans un point éclairé par le soleil, le vase qui renferme le mélange détonant, l'explosion a lieu bien avant que le vase ait pu toucher le sol; il se brise dans l'air en mille pièces.

Acide chlorhydrique. — Du reste, à froid comme à chaud, le chlore forme avec l'hydrogène un composé gazeux, incolore, fumant à l'air (fig. 60), d'une saveur très-aigre, rougissant la teinture

de tournesol ; c'est lui qu'on désigne sous le nom de *gaz acide chlorhydrique*.

Pouvoir décolorant du chlore. — C'est par suite de sa grande tendance pour l'hydrogène, que le chlore détruit subitement les matières colorantes organiques, les plus foncées comme les plus claires ; il se produit de l'acide chlorhydrique et les matières se trouvent transformées en de nouveaux composés qui ne sont plus colorés, ou qui, du moins, n'ont plus qu'une très-faible teinte jaunâtre.

C'est le célèbre chimiste suédois Scheele qui, en 1774, après avoir découvert le chlore, constata sa curieuse action sur les couleurs végétales et animales ; mais c'est le chimiste français Berthollet qui, en 1785, fit le premier une brillante application de cette propriété décolorante au blanchiment des tissus de coton, de chanvre et de lin ; on l'utilisa plus tard au blanchiment de la pâte à papier, au nettoyage des vieilles estampes et des livres, à l'enlèvement de l'encre ordinaire.

Pouvoir désinfectant du chlore. — C'est également parce que les matières odorantes, les germes putrides, les miasmes délétères répandus dans l'atmosphère sont de nature organique et riches en hydrogène, que les fumigations de chlore, employées pour la première fois en 1785, par Hallé, puis popularisées par Guyton de Morveau, désinfectent comme par enchantement l'air le plus corrompu.

On se préserve des accidents que causerait un air malfaisant et putride en se lavant, chaque jour, les mains dans une dissolution légère de chlore.

Le chlore est, en effet, soluble dans l'eau ; celle-ci en dissout deux à trois fois son volume, entre 8° et 10°, et prend une couleur jaunâtre ; mais elle se décolore à la lumière solaire, parce que le chlore la décompose en s'emparant de son hydrogène et en mettant l'oxygène en liberté. On retarde son altération en la renfermant dans des flacons de couleur verte ou entourés de papier noir, qu'on garde dans un lieu obscur et froid.

Le chlore n'existe point dans la nature à l'état de liberté ; il est toujours combiné, soit à l'hydrogène et formant alors de l'acide chlorhydrique qui se dégage incessamment des volcans, soit aux

métaux et constituant des *chlorures métalliques* qui sont assez nombreux et répandus partout à la surface du globe.

Nous verrons plus tard comment on l'isole de ses composés.

§ II. **Métalloïdes liquides.** — Il n'y en a qu'un seul, c'est le *brome*, qui n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison avec quelques métaux, notamment le sodium, le magnésium, le calcium. Il constitue ainsi des *bromures*, qui sont contenus dans les eaux de la mer, dans les végétaux et les animaux marins, et dans beaucoup de sources minérales. C'est M. Balard (de Montpellier), qui l'a isolé pour la première fois en 1826.

Ce métalloïde se présente sous la forme d'un liquide rouge brun foncé, pourvu d'une saveur âcre, caustique, et d'une odeur infecte que rappelle son nom grec qui veut dire *mauvaise odeur*. Il répand à l'air des vapeurs rougeâtres très-irritantes; il produit les mêmes effets délétères que le chlore sur les animaux. Il ne prend la forme solide qu'à -20° ; mais dès le $+63^{\circ}$, il se réduit complètement en gaz rutilant.

Sa densité est de 2,99.

Ses propriétés chimiques diffèrent fort peu de celles du chlore.

Il se dissout dans l'eau, mieux encore dans l'esprit-de-vin et l'éther qu'il colore en jaune rougeâtre.

Il détruit les matières colorantes.

Bien que son prix soit très-élevé, on en consomme d'assez grandes quantités pour la préparation des épreuves photographiques.

§ III. **Métalloïdes solides.** — On peut les partager en deux groupes :

Métall. fusibles et volatils.	Métall. infusibles et fixes.
Iode.	Bore.
Phosphore.	Silicium.
Arsenic.	Carbone.
Soufre.	
Sélénium.	
Tellure.	

Voyons les caractères distinctifs des plus importants.

Iode. — Découvert en 1811 par Courtois, salpêtrier de Paris, mais étudié seulement en 1815 par Gay-Lussac qui démontra la simplicité de sa nature et sa grande analogie avec le chlore, l'iode

existe dans les eaux de la mer, les végétaux et les animaux marins, dans une foule d'eaux minérales, en combinaison avec le potassium et le sodium, c'est-à-dire au même état que le chlore et le brome qu'il accompagne presque toujours.

Par ses caractères extérieurs il se rapproche des métaux, car il est en écailles ou paillettes d'un noir bleuâtre et pourvues d'un certain éclat métallique. Son odeur forte rappelle celle du chlore; sa saveur est âcre et persistante; c'est un poison énergique.

Sa densité est considérable : 4,195.

Il fond à $+ 107^{\circ}$, bout entre 175 et 180, et se convertit en belles vapeurs violettes (*fig. 61*), caractère qui suffit à lui seul pour le distinguer de toutes les substances connues, et qui lui a valu le nom qu'il porte, puisque *iode* veut dire en grec *violet*.

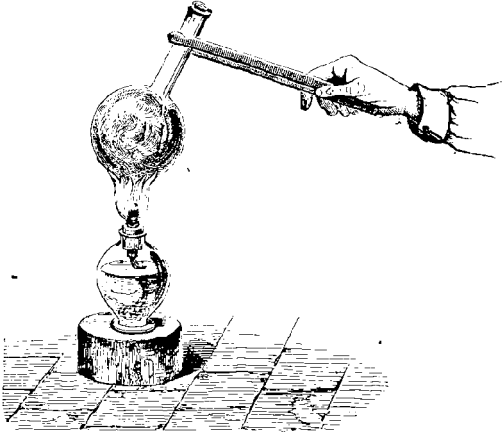


Fig. 61. — Vapeurs violettes d'iode.

Un autre caractère non moins saillant, c'est qu'il colore l'amidon ou la fécule de pomme de terre en bleu ou en violet.

Sa dissolution dans l'esprit-de-vin, qui est d'un brun noirâtre, porte habituellement le nom de *teinture d'iode*; elle détruit les matières colorantes, à la manière du chlore et du brome, mais à un plus faible degré.

C'est surtout comme réactif, comme moyen de fixer les images daguerriennes et comme remède contre les goîtres et autres tumeurs difformes, que l'iode rend des services journaliers. La consommation en est considérable.

Phosphore. — Le nom de cet élément, qui veut dire *porte-lumière*, rappelle un de ses caractères les plus remarquables, celui de répandre de la lumière dans l'obscurité.

Sa découverte date de 1669; elle est due à l'alchimiste Brandt (de Hambourg); toutefois il serait plus juste d'en faire honneur au chimiste Kunckel (de Wittemberg), car ce dernier l'obtint peu de temps après Brandt, non point par hasard comme ce dernier, mais à la suite d'un travail direct de plusieurs années sur l'urine.

Propriétés caractéristiques. — Le phosphore est incolore et translucide, sans saveur, doué d'une légère odeur comparable à celle de l'ail; il est habituellement en petits cylindres, mous comme la cire en été, fragiles en hiver.

Il fond à $+ 44^{\circ} 2$ et bout à $+ 290^{\circ}$ environ, en fournissant des vapeurs incolores.

Dans l'air, il répand une légère fumée, piquante, et une lueur blanchâtre, visible seulement dans l'obscurité. Cela est dû à son union avec l'oxygène atmosphérique, d'où résultent deux acides inégalement oxygénés, l'*acide phosphorique* et l'*acide phosphoreux*, qui apparaissent en fumée blanche, parce qu'ils condensent la vapeur aqueuse répandue dans l'air.

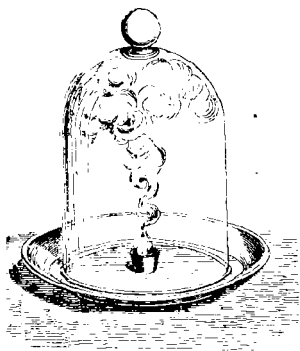


Fig. 62.

Combustion du phosphore dans l'air.

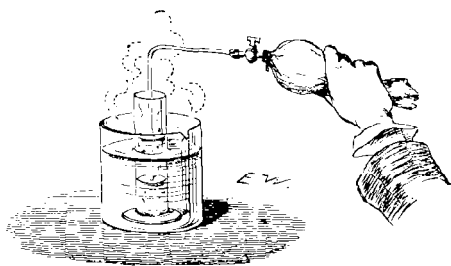


Fig. 63.

Combustion du phosphore sous l'eau.

Son affinité pour l'oxygène est telle que, pour conserver ce corps, on est obligé de le tenir plongé dans l'eau ou dans un gaz impropre à la combustion.

Chauffé dans l'air ou fondu et plongé dans l'oxygène pur, il y

brûle rapidement avec une lueur des plus éclatantes et en répandant d'abondantes fumées blanches (fig. 62), rougissant le tournesol, qui consistent entièrement en acide phosphorique.

Il brûle même sous l'eau, comme on le voit (fig. 63) en dirigeant à l'aide d'un tube effilé, adapté à une vessie pleine d'oxygène, un courant de ce gaz sur ce corps fondu sous une colonne d'eau à 60°. Chaque bulle de gaz qui le touche produit une combustion des plus vives, en donnant naissance à de l'acide phosphorique qui se dissout dans l'eau, et de plus à du *phosphore rouge*, qui apparaît en légers flocons au sein du liquide.

Cette belle expérience démontre bien que, lorsque les affinités entre deux ou plusieurs corps sont énergiques, l'ignition se détermine aussi bien sous l'eau que dans l'air, et que l'eau est impuissante, dans ce cas, à éteindre le feu.

Dangers que présente le maniement du phosphore. — Le maniement du phosphore est donc excessivement dangereux. Le frottement, ou même le simple contact d'un corps un peu rugueux, l'échauffe assez pour qu'il s'enflamme vivement. Il ne faut pas le tenir trop longtemps entre les doigts, sans le refroidir par l'immersion dans l'eau, car la chaleur de la main suffit pour en provoquer l'inflammation, et on court alors le risque d'être brûlé très-profondément. Un droguiste de Lyon est mort, en moins de 24 heures, des suites de nombreuses brûlures qu'il reçut en pesant, hors de l'eau, plusieurs kilogrammes de phosphore qui s'enflammèrent immédiatement.

Alors même qu'il est dissous dans les corps gras, le phosphore n'a pas perdu sa propriété de brûler dans l'air. Le chimiste hollandais Homberg, le premier, à la fin du dix-septième siècle, a indiqué aux amateurs de fantasmagorie le moyen de simuler des spectres au visage de feu. Il suffit tout simplement de frotter la figure avec de la graisse ou de l'huile d'olive, dans laquelle on a fait dissoudre à chaud un dixième de phosphore. Cette expérience n'est pas dangereuse ; il faut éviter seulement de mettre de cette dissolution dans les yeux. Dans l'obscurité, la face brille de ce feu, sans flamme et sans éclat, qui appartient au phosphore ; les yeux et la bouche forment au milieu de ce visage blafard des trous noirs et hideux, et l'ensemble est bien propre à glacer d'effroi les esprits timorés et superstitieux.

Le phosphore brûle également dans le chlore (fig. 64), mais moins énergiquement que dans l'air. Il n'est pas nécessaire, dans ce cas, d'allumer à l'avance le phosphore, ainsi qu'on le fait quand on opère avec l'oxygène ou l'air.



Fig. 64.
Combustion du phosphore
dans le chlore.

Phosphures d'hydrogène. — Il donne lieu avec l'hydrogène, lorsqu'il le rencontre au moment où il se dégage d'une de ses combinaisons ou, comme on dit, à l'état *naissant*, à des composés non acides, très-inflammables, qu'on appelle *phosphures d'hydrogène*.

L'un d'eux est gazeux et s'embrase spontanément dans l'air ; c'est ce dont vous allez être témoins, lorsque j'aurai incliné sous l'eau l'extrémité d'un tube qui amène le gaz d'un ballon (fig. 65) dans lequel je fais bouillir de la lessive de potasse avec quelques petits fragments de phosphore.

Chaque bulle de gaz, dès qu'elle arrive à la surface du liquide, prend subitement feu, avec une petite explosion, et émet

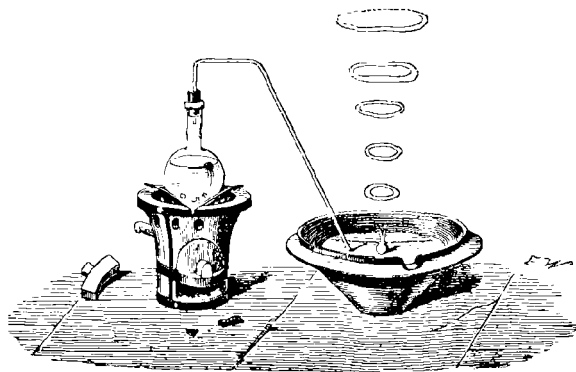


Fig. 65. — Inflammation spontanée du phosphore d'hydrogène gazeux.

des vapeurs blanches d'acide phosphorique et d'eau qui s'élèvent dans l'air sous forme d'élégantes couronnes, qui s'agrandissent peu à peu dans leur ascension, si l'atmosphère est tranquille.

Phénomène des feux-follets. — Dans les marais et les cimetières, où se décomposent incessamment, surtout pendant les cha-

leurs de l'été, tant de cadavres d'animaux et d'hommes, il se produit des dégagements de *gaz hydrogène phosphoré*, parce que le phosphore est l'un des éléments constitutifs de la substance du cerveau et des nerfs, de la laitance, du foie et des œufs des poissons.

Les bulles de gaz glissent entre les fissures que présente le sol, ou arrivent à la surface de l'eau, et aussitôt leur contact avec l'air, elles s'enflamment le plus habituellement et donnent alors naissance à ces feux subits et vacillants, que les gens de campagne voient avec tant d'inquiétude et de terreur pendant la nuit; ce sont ces feux qu'on a nommés *feux-follets*, *feux ardents*, *flambards*.

Dans les vastes marais des États-Unis, notamment dans la vallée où coule le Connecticut, ces lueurs passagères sont bien plus fréquentes que dans aucune autre partie de l'ancien continent, et en Amérique aussi bien qu'en Europe, ces feux-follets sont une source de superstitions populaires, une cause de déceptions et de périls pour les voyageurs égarés pendant la nuit dans des contrées marécageuses.

Phosphorescence des poissons. — La phosphorescence des poissons morts n'est pas plus un prodige que le phénomène naturel précédent. Elle est due à l'émission lente d'hydrogène phosphoré, qui provient de la putréfaction de leur laite ou laitance, matière très-riche en phosphore, ainsi que les chimistes français Fourcroy et Vauquelin l'ont découvert en 1807.

Le principal usage du phosphore est de servir à la fabrication des allumettes chimiques.

Arsenic. — L'arsenic est en morceaux, en lames ou en aiguilles, qui ont l'aspect de l'acier; mais bientôt leur surface se ternit au contact de l'air, et devient d'un noir grisâtre, par suite d'un commencement d'oxydation; aussi, pour leur conserver le brillant métallique, on est obligé de les renfermer dans des flacons remplis d'eau distillée bouillie.

Ce corps est très-fragile; il n'a ni odeur, ni saveur sensibles, mais par le frottement ou le choc du briquet, il exhale une odeur fort désagréable.

Sa densité varie entre 5,17 et 5,18. Il commence à se volatiliser vers 180°, mais ce n'est qu'à 300° environ qu'il se réduit complètement en vapeurs incolores, sans fondre préalablement.

Acide arsénieux. — Lorsqu'on le projette sur des charbons ardents, il brûle avec une flamme blanche, répand des vapeurs blanches épaisses d'*acide arsénieux*, et exhale en même temps une forte odeur d'ail.

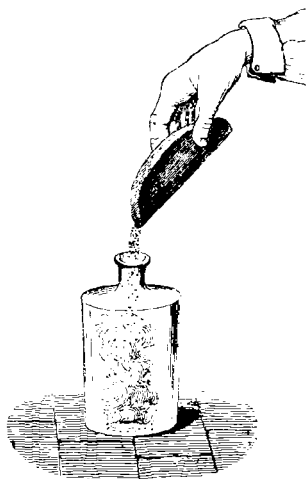


Fig. 66. — Combustion de l'arsenic dans le chlore.

Si après l'avoir réduit en poudre fine, on le fait tomber dans un flacon rempli de chlore gazeux (fig. 66), à la température ordinaire, il s'y embrase vivement et tombe au fond du vase en imitant une pluie de feu. Il en résulte des vapeurs de *chlorure d'arsenic*, très-dangereuses à respirer.

Poudre aux mouches. — La *poudre aux mouches* du commerce n'est autre chose que de l'arsenic natif noirâtre et pulvérisé; on en fait un fréquent usage, surtout dans les campagnes, pour détruire les mouches, en en mettant une pincée avec de l'eau dans une assiette. Une petite quantité de cette poudre, en absorbant l'oxygène de l'air contenu dans l'eau, se transforme en *acide arsénieux*, qui se dissout et rend ainsi l'eau vénéneuse. Les mouches empoisonnées par ce breuvage ne font aucun mal aux oiseaux qui les mangent.

L'arsenic, comme tous ses composés sans exception, exerce donc, aux doses les plus faibles, une redoutable action sur tous les êtres vivants.

C'est principalement l'*acide arsénieux*, que, dans le langage vulgaire, on a le tort de nommer *arsenic* ou *arsenic blanc*, qui sert comme poison. On l'appelle encore *mort aux rats* à cause de son antique application à la destruction de ces animaux rongeurs.

Cet acide est en masses vitreuses d'un blanc de lait, ou en poudre blanche, à peine soluble et sapide. Il est facile, heureusement, de le distinguer de tous les corps blancs, notamment du sucre, de la farine, avec lesquels on pourrait au premier abord le confondre, à ce seul caractère que, jeté sur des charbons ardents, il se réduit

en vapeurs blanches, en exhalant une odeur d'ail des plus intenses.

On le fait entrer dans la composition du *savon de Bécœur*, bouillie savonneuse et calcaire qui sert dans les cabinets d'histoire naturelle à préserver des insectes la peau des animaux, les oiseaux empaillés et les autres objets de nature animale.

L'arsenic est très-abondant dans les dépôts métallifères de la Saxe, de la Bohême, de la Hongrie, du Harz, de la Souabe; on le trouve en gros mamelons à Sainte-Marie-aux-Mines, en France.

Soufre. — Ce métalloïde, connu de toute antiquité, est extrêmement répandu dans la nature, soit à l'état de liberté, soit en combinaison avec les autres éléments.

Dans le premier cas, on le trouve pur ou presque pur auprès des volcans en activité, tels que le Vésuve, l'Etna, etc. De grandes étendues de terrains en sont imprégnées et constituent ce qu'on appelle des *soufrières* ou *solfatares*, dont les plus renommées sont celles de Pouzzoles, près de Naples, celles de la Sicile, de la Guadeloupe, de l'Islande, etc.; c'est surtout de là qu'on l'extrait.

Dans le deuxième cas, il est peut-être encore plus commun, principalement à l'état de combinaison avec les métaux; il forme ainsi de nombreux *sulfures* qu'on arrache du sein de la terre pour en obtenir la plupart des métaux usuels, cuivre, plomb, zinc, argent, mercure, etc.

Propriétés caractéristiques. — Pur, le soufre a une couleur jaune citron; il est insipide, inodore; cependant le frottement lui communique une légère odeur et la faculté d'attirer à lui les corps légers dont on l'approche.

En masse ou en cristaux, il est très-cassant, translucide ou transparent.

Dans le commerce, il est en cylindres opaques et durs (fig. 67) qu'on appelle *bâtons* ou *canons de soufre*, ou en une poussière très-fine, connue vulgairement sous le nom impropre de *fleur de soufre*.

Le soufre fond à $+ 111^{\circ},5$, et bout vers 440 en se réduisant en vapeurs de couleur orangée.

Acide sulfurique. — Il est inaltérable à l'air, mais chauffé bien



Fig. 67.

Soufre en bâton
ou en canon.

au delà de son point d'ébullition, il prend subitement feu en produisant une flamme bleuâtre et en répandant des vapeurs irritantes qui sont un gaz acide nommé *acide sulfureux*. Dans l'oxygène pur (fig. 68), l'ignition du soufre est bien plus vive que dans l'air.*

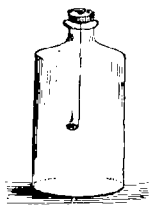


Fig. 68.—Combustion vive du soufre dans l'oxygène.

Ce gaz sulfureux, qui rougit d'abord la teinture de tournesol et la décolore ensuite, n'est ni combustible, ni propre à entretenir la combustion, voilà pourquoi il peut servir à arrêter les incendies des cheminées; il suffit alors de jeter plusieurs poignées de fleur de soufre sur les charbons rouges ou le bois, et de bien fermer, avec des draps ou des couvertures de laine mouillée, le devant de la cheminée; le soufre brûle, consomme de l'oxygène, forme du gaz acide sulfureux qui, en s'élevant, enveloppe la suie enflammée et l'éteint.

Acide sulfurique. — Lorsque l'air ou l'oxygène est humide, le soufre, en y brûlant, donne, outre le gaz acide dont il vient d'être question, un autre acide plus oxygéné, liquide, qu'on appelle vulgairement *huile de vitriol*, et scientifiquement *acide sulfurique*. Ce dernier est produit en grand, dans de vastes chambres de plomb, en oxydant l'acide sulfureux, à l'aide d'un procédé si bien combiné que le kilogramme d'acide, aussi concentré que possible, dépasse rarement 25 à 50 centimes.

Cet acide sulfurique, limpide et incolore, a la consistance de l'huile, mais il est bien plus dense que l'eau; il est excessivement corrosif; il attaque, ronge, détruit presque toutes les matières et il colore en noir les substances organiques.

Il est tellement avide d'eau, qu'il s'en empare partout où il la trouve, et que lorsqu'on y ajoute de ce liquide sans précautions, il se dégage une telle chaleur que le vase peut se briser avec violence et causer de graves accidents.

Tel qu'on le livre au commerce, l'acide sulfurique marque 66° à l'aréomètre de Baumé, et il bout seulement à 325°.

Autres composés du soufre. — Le soufre s'unit à presque tous les autres corps simples et surtout aux métaux, avec plusieurs desquels il produit le phénomène de l'ignition. En voici la preuve. Dans ce ballon de verre (fig. 69), il y a du soufre porté

jusqu'à son point d'ébullition ; j'y fais tomber une petite quantité de cuivre en copeaux ou, comme on dit en *tourmures*, et

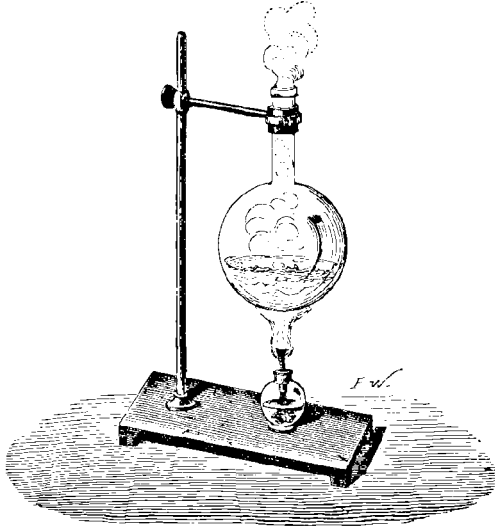


Fig. 63. — Combustion du cuivre dans le soufre fondu.

vous voyez se produire aussitôt une vive incandescence par suite de la combinaison des deux corps.

Acide sulfhydrique. — Avec l'hydrogène, le soufre donne lieu à un gaz acide, d'une odeur analogue à celle des œufs pourris, inflammable, très-délétère ; c'est l'*acide sulfhydrique* ou *gaz hydrogène sulfuré*.

C'est la présence de ce gaz dans les fosses d'aisances qui est la cause des funestes accidents qui n'arrivent que trop souvent aux malheureux ouvriers chargés d'en opérer la vidange. C'est lui qu'ils appellent le *plomb*. Heureusement qu'on peut s'en débarrasser par des aspersions de chlore.

Le *sélénium* et le *tellure*, fort rares dans la nature, n'ont qu'un intérêt purement scientifique ; nous ne nous y arrêtons donc pas.

Les métalloïdes solides, fixes et infusibles, sont, avons-nous dit :

le *bore*, le *silicium* et le *carbone*. Je ne dirai du *bore* autre chose que c'est le radical de l'*acide borique*, qu'on extrait des *Lagonis* de Toscane, et par suite du *borax* ou *borate de soude*, sel si fréquemment employé par tous les ouvriers qui foudent et soudent les métaux.

Silicium. — Cet élément, difficile à isoler de ses composés, n'a d'intérêt que parce qu'il forme l'un des corps les plus répandus et les plus utiles de la nature, la *silice* ou *acide silicique*, composé binaire de silicium et d'oxygène. En effet :

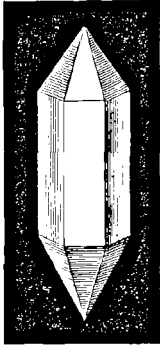


Fig. 70. — Quartz hyalin cristallisé.

Les petits grains durs et brillants que l'on remarque dans les sables impurs et qui constituent entièrement le beau sable de Fontainebleau ;

Les parties blanches et brillantes qui scintillent sur les granites de nos monuments ;

Cet éclatant *crystal de roche* ou *quartz hyalin* (fig. 70) que l'on taille sous forme de vases, de coupes ;

Les *pierres meulières* entre lesquelles on écrase le blé ;

Les *grés* qui pavent nos routes ;

Les *cailloux*, le *silex* dont on fait les pierres à briquet et à fusil ;

L'*agate*, la *cornaline*, l'*améthyste*, l'*opale*, qui entrent dans la catégorie des bijoux ;

Tout cela est de la *silice* ou *acide silicique* presque pur.

La silice, à son état de pureté parfaite, est tout à fait blanche, infusible au feu de forge, inattaquable par les acides. On l'appelait autrefois *terre vitrifiable*, parce qu'en effet c'est elle qui forme la base du *verre*.

Verre. Nombreuses espèces. — Dans le verre des *vitres*, des *glaces*, de la *gobeletterie commune*, des *bouteilles*, la silice a pour fondant la soude et la chaux. — Dans le verre de la *gobeletterie* de belle qualité, dans le *verre de Bohême*, recherché pour sa blancheur et sa légèreté, dans le *crow glass* employé dans l'optique, la potasse remplace la soude. — Dans le *crystal ordinaire*, le *flint glass* avec lequel on fabrique les grands objectifs des lunettes,

dans le *strass*, qui sert à imiter les pierres précieuses, on associe à la silice et à la potasse bien pures de l'oxyde de plomb. — Mais si l'on mêle de l'oxyde d'étain avec les matières du verre, celui-ci perd sa transparence, devient blanc et constitue l'*émail*. — Les *vitreaux* des églises sont des verres colorés dans leur pâte par de petites quantités de certains oxydes métalliques.

Travail du verre. — Les différentes matières vitreuses étant susceptibles de fondre à la chaleur rouge, il est possible de leur donner toutes les formes imaginables et d'en obtenir une infinité de joujoux, d'objets délicats, d'ustensiles ou d'instruments propres à la chimie. On se sert pour cela de la flamme de la *lampe d'émailleur*.

Cette lampe, en cuivre ou en fer-blanc (fig. 71), est posée sur

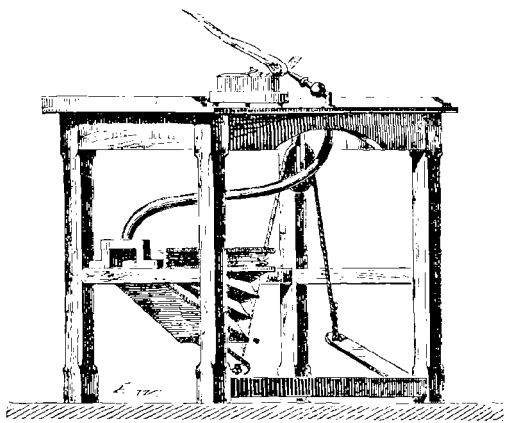


Fig. 71. — Lampe d'émailleur pour travailler le verre.

une table au-dessous de laquelle est adapté un grand soufflet à deux vents, que l'ouvrier met en mouvement avec le pied pour aviver et exciter la flamme ; le vent du soufflet est dirigé dans le corps de celle-ci par un tuyau recourbé, en verre ou en laiton.

Étendue en longueur par ce moyen, et resserrée dans un espace infiniment étroit relativement à celui qu'elle occupait auparavant, la flamme acquiert une ardeur et une vivacité incroyables. Le

verre ou l'émail, façonné d'abord en tubes ou baguettes qu'on expose à son action, s'y ramollit et se fond très-rapidement; on peut alors le tirer, le souffler, le contourner de toutes les façons, avec une facilité et une dextérité qui dépendent beaucoup de l'habileté de l'ouvrier.

Si, pendant qu'il est rouge de feu, on tire le tube de verre avec une pince et si l'on porte le fil obtenu sur un dévidoire qui tourne avec vitesse, en très-peu de temps le dévidoire se trouve chargé d'un écheveau de *fil de verre*, d'une finesse extrême, qu'on peut ensuite filer comme de la soie.

Carbone. — Les chimistes donnent ce nom à un métalloïde qui existe pur dans le *diamant*, et qui constitue presque en totalité le *charbon* dont on se sert dans l'économie domestique. Il semble, au premier abord, qu'il n'y ait rien de commun entre ces deux matières d'aspect si différent. Eh bien! cependant toutes les expériences démontrent qu'elles ne sont que deux états physiques distincts du même corps simple.

Identité du diamant et du charbon noir. — Et, en effet, le *noir de fumée* ou le charbon qu'on obtient en faisant passer une huile essentielle quelconque dans un tube de porcelaine rouge de feu, se comporte, après une calcination suffisante, absolument de la même manière que le diamant, avec tous les agents que l'on peut faire réagir sur lui.

Expérience capitale de Lavoisier. — Ainsi, par exemple, comme Lavoisier l'a prouvé le premier, le diamant, chauffé au sein du gaz oxygène ou même de l'air, brûle à la manière du charbon, et donne, comme ce dernier, du gaz acide carbonique.

Qu'on soumette 100 parties de diamant et 100 parties de charbon noir bien purifié à l'action d'une haute température au sein du gaz oxygène pur, on constate que dans les deux cas 265 parties et demi de ce gaz sont absorbées pour la dissolution totale des deux combustibles, et qu'il en résulte exactement le même volume d'acide carbonique dont le poids représente le poids de l'oxygène et celui du diamant ou du charbon consommé, c'est-à-dire 365 parties et demi.

Il est évident qu'il n'y a que deux corps absolument identiques

qui puissent fournir un pareil résultat. Mais pourquoi différent-ils tant d'aspect ? pourquoi ont-ils des propriétés physiques si opposées ? Uniquement à ce que, dans l'un et dans l'autre, les molécules n'ont pas le même arrangement symétrique.

Il est certain que si l'on réduit le diamant en poudre fine, ou si, après l'avoir engagé dans une combinaison chimique, on l'isole des autres substances auxquelles il était uni, il se montre alors avec l'apparence du charbon noir en poudre, et ne peut plus en être distingué.

Beaucoup d'autres corps, ainsi que vous l'apprendrez plus tard, offrent la même particularité que le carbone.

Ce n'est, au reste, qu'après une longue suite de recherches qu'on a pu se former une idée exacte de la nature du diamant et du charbon ; l'honneur de cette découverte appartient aux chimistes français de la fin du dernier siècle.

Variétés naturelles du carbone. — Le carbone est un des éléments le plus abondamment répandus dans la nature, et l'un des plus intéressants à connaître, en raison des formes diverses qu'il revêt, de son rôle dans l'organisation des plantes et des animaux, et des nombreux services qu'il nous rend.

Ainsi, à l'état de *diamant*, il se montre soit en cristaux réguliers, qui ont la forme de l'*octaèdre* (A fig. 72), du *cube* (B), du *dodécaèdre rhomboïdal* (C), dont les faces sont fort souvent curvilignes ou courbes (D), soit en grains irrégulièrement arrondis. On le trouve, sous ces différentes formes, dans le sein ou plutôt à la

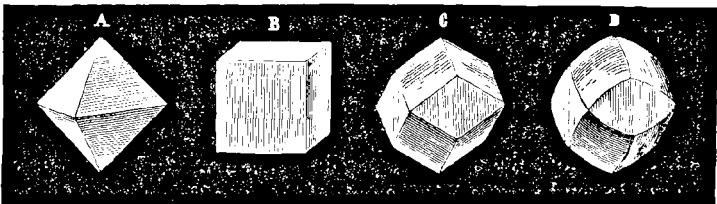


Fig. 72. — Formes cristallines du diamant.

surface de la terre en certaines localités (Indes orientales, Brésil, Sibérie) ;

Uni à quelques centièmes seulement de substances étrangères, il constitue le combustible naturel appelé *anthracite*, le minéral nommé *plombagine*, avec lequel on confectionne les crayons Conté ;

Souillé d'une plus grande proportion de matières minérales et de bitume, il forme la *houille* ou *charbon de terre*, dont on consomme actuellement d'énormes quantités en remplacement du bois, ainsi que les *lignites* ou *bois carbonisés fossiles*, dont on trouve des dépôts si considérables en Picardie, en Suisse, en Thuringe, en Bohême, etc.

A l'état de combinaison avec d'autres éléments, le carbone est peut-être encore plus commun. En effet, c'est l'un des principes constituants des substances organiques tant végétales qu'animales; il entre également, vous le savez déjà, dans la composition de l'acide carbonique, et vous apprendrez bientôt qu'il fait partie de l'*hydrogène carboné*, gaz qui, de même que l'acide carbonique, se forme et se dégage sans cesse autour de nous.

Charbons artificiels. — Indépendamment des diverses espèces de carbone que la nature nous offre, il en est d'autres que l'art nous apprend à obtenir par la décomposition, à l'abri de l'air, des matières organiques, opération qui est désignée depuis longtemps, en chimie, par le nom de *carbonisation*. Ainsi :

Le *charbon végétal* ou le *charbon de bois* est le résidu de la carbonisation du bois, effectuée au sein des forêts ;

Le *charbon animal*, *noir animal*, *charbon d'os*, *noir d'ivoire*, est celui de la carbonisation des os et des rognures d'ivoire, pratiquée dans de grandes marmites de fonte ;

Le *noir de fumée* est le résultat du refroidissement de la fumée provenant de la combustion imparfaite des matières résineuses, bitumineuses ou grasses ;

Enfin le *coke* ou *charbon de terre épuré*, est le résidu de la calcination, en gros tas ou dans des fours, de la houille, qui se trouve ainsi dépouillée de toutes ses parties bitumineuses et sulfureuses, ce qui la rend propre à être employée, sous cette nouvelle forme, dans beaucoup d'arts où ces substances seraient incommodes et nuisibles.

Les propriétés physiques du carbone varient considérablement

suivant ses différents états. Je me bornerai à en signaler deux qui sont particulièrement propres au charbon noir, parce qu'elles ont reçu d'importantes et nombreuses applications.

Pouvoir absorbant du charbon de bois. — Comme tous les corps poreux, mais à un plus haut degré qu'aucun d'eux, le charbon possède la faculté d'absorber les gaz sans leur faire éprouver d'altération, et de les retenir condensés entre ses particules. En voici la preuve :

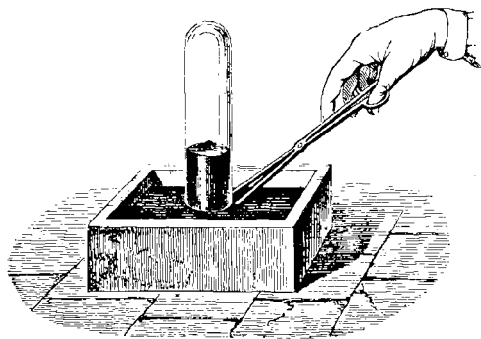


Fig. 73. — Absorption des gaz par le charbon.

J'introduis sous cette cloche, pleine de gaz acide chlorhydrique (fig. 73), un charbon qui a été retiré d'un brasier ardent, puis refroidi sous le mercure. En moins de quelques minutes, le gaz de la cloche disparaît, comme le prouve l'ascension du mercure du bain sur lequel on opère. Et ce qui prouve que c'est bien dans les pores du fragment de charbon qu'il s'est logé, c'est qu'en chauffant celui-ci entre 100 et 150°, on en expulse un volume de gaz chlorhydrique pareil à celui qu'on avait d'abord employé.

Pouvoir décolorant du noir animal. — Le charbon possède aussi la propriété d'enlever aux liquides les couleurs qu'ils possèdent, en retenant les matières colorantes entre ses pores sans les altérer. Voici, en effet, du vin rouge que j'agite avec une certaine quantité de *noir animal* ; dans quelques minutes, en jetant le tout sur un filtre (fig. 74), vous verrez s'écouler de l'entonnoir un liquide aussi clair et aussi incolore que l'eau.

C'est en raison de ces deux propriétés remarquables, constatées, dans le courant du siècle dernier, par l'Italien Fontana et le Russe

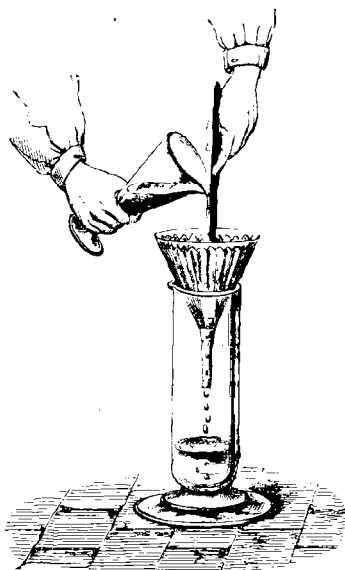


Fig. 74.—Décoloration du vin rouge par le charbon.

Lowitz, que le charbon est si utilement employé à la désinfection et à la décoloration des liquides, au raffinage des sucres, à la dépuration des eaux, etc. C'est également l'un des agents conservateurs les plus puissants des matières organiques.

Quelle que soit son origine, quelles que soient les modifications physiques qu'il présente, le carbone possède les mêmes caractères chimiques.

A la température ordinaire, il est inaltérable à l'air, dans l'eau, dans la

terre humide, ainsi que le démontrent la durée des pieux charbonnés qu'on enfonce en terre, la conservation des peintures noires et des encres à base de charbon des anciens.

Produits de la combustion du carbone. — Mais toutes les fois qu'il est mis en contact avec l'oxygène, à une température élevée, il absorbe ce gaz avec un dégagement de chaleur et de lumière considérable, disparaît complètement sans laisser de résidu, et se trouve alors converti en acide carbonique.

a. Acide carbonique. — L'appareil suivant est très-commode pour vérifier ce fait important (fig. 75). Au-dessus d'un fourneau *a*, où du charbon brûle, on place à demeure un large entonnoir de verre *b*, au bec duquel est adapté un tube en caoutchouc *c*, qui le met en communication avec le tube *d*, qui plonge dans de l'eau de baryte. Du vase *e*, qui contient celle-ci, s'élève un tube *g*, deux fois recourbé, qui entre dans un aspirateur *f*.

Lorsqu'on fait écouler l'eau qui remplit ce dernier, les gaz de la

combustion sont fortement attirés, et l'on voit qu'ils sont presque entièrement absorbés par l'eau de baryte, qui blanchit et dépose bientôt une poudre blanche et lourde, qu'il est facile de reconnaître

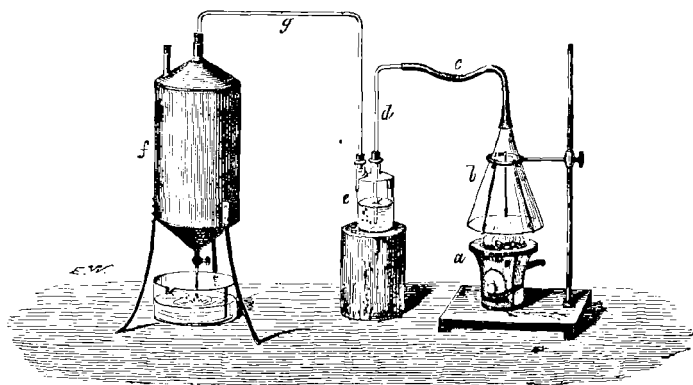


Fig. 75. — Appareil pour recueillir les produits de la combustion du charbon.

pour du *carbonate de baryte*, car elle fait une vive effervescence avec les acides.

b. Gaz oxyde de carbone. — Toutefois, pendant cette combustion du carbone dans l'air, il se forme souvent un autre gaz non acide, moins riche en oxygène que le précédent et que, pour cette double raison, on appelle *gaz oxyde de carbone*.

Ce nouveau gaz se produit surtout lorsque la température est aussi élevée que possible, et que le carbone est en excès par rapport à l'oxygène. Lorsque, par exemple, le charbon brûle en grande masse dans un fourneau où la chaleur s'élève beaucoup et où le courant d'air est trop faible, relativement au volume du combustible, le résultat de la combustion consiste alors principalement en gaz oxyde de carbone, qui produit une flamme bleue, visible au haut de la cheminée du fourneau.

C'est ce gaz oxyde de carbone qui, en raison de sa vive action sur le système nerveux, paraît être l'agent principal de la mort dans les cas d'asphyxie par les vapeurs du charbon ou de la braise dans les appartements fermés.

Le carbone est tout à fait insoluble dans l'eau et les autres li-

guides. A une température élevée, il possède la faculté de décomposer l'eau en s'unissant isolément avec chacun de ses éléments. En voici la preuve :

Décomposition de l'eau par le charbon. — Si l'on fait passer dans un tube de porcelaine A B (fig. 76) rempli de charbon calciné et placé au centre d'un bon fourneau dit à réverbère H, où la température est élevée jusqu'au rouge, de la vapeur d'eau sortant d'une cornue en verre C, le gaz que l'on recueille sous la cloche F, pleine d'eau, est un mélange d'acide carbonique, d'oxyde de carbone, d'hydrogène et d'un autre composé d'hydrogène et de charbon qu'on appelle, pour cette raison, *gaz hydrogène carboné*.

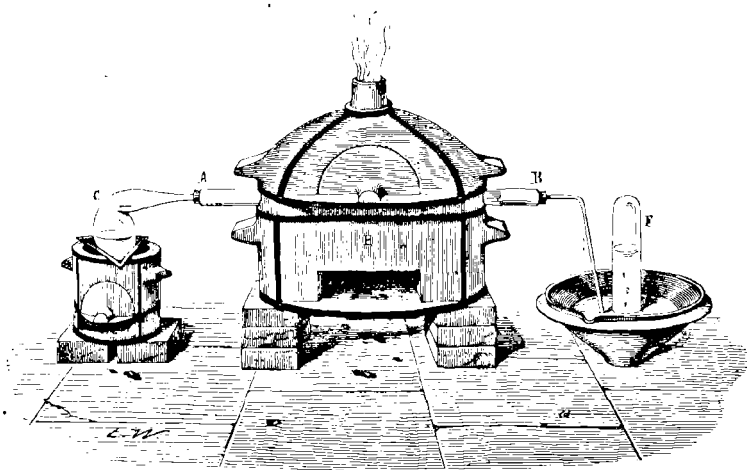


Fig. 76. — Décomposition de l'eau par le charbon.

En introduisant dans une grande cloche pleine d'eau des charbons rouges, au moyen d'une pince (fig. 77), les mêmes effets se produisent et l'on recueille bientôt assez de gaz semblables aux précédents. En les agitant avec de l'eau de chaux, à plusieurs reprises, on absorbe tout l'acide carbonique, comme le prouve le trouble blanc qui apparaît; les gaz restants, mis en contact avec une bougie enflammée, s'embrasent aussitôt en émettant une belle flamme bleuâtre.

C'est parce que le charbon rouge décompose l'eau et produit

des gaz aussi combustibles que l'oxyde de carbone et l'hydrogène carboné, qu'une petite quantité d'eau projetée sur un brasier ardent augmente l'intensité de la combustion au lieu de la ralentir.

Il y a bien longtemps que les serruriers et les forgerons connaissent ce fait et l'utilisent à chaque instant, puisqu'ils aspergent de temps en temps, avec un goupillon humide, le charbon dont ils veulent ranimer la combustion.

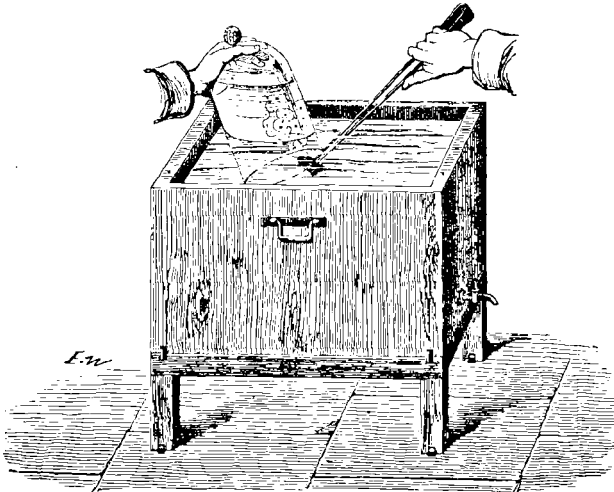


Fig. 77. — Décomposition de l'eau par le charbon.

Dans les incendies, lorsqu'on fait agir les pompes, il faut projeter le plus grand volume d'eau possible, ou s'abstenir si l'on ne peut disposer que d'une faible quantité de liquide ; car, dans ce dernier cas, on fait plus de mal que de bien, puisqu'on augmente la vivacité du feu, puisqu'on fournit aux corps combustibles un nouvel aliment dans l'oxygène de l'eau qui se trouve décomposée par le charbon rouge.

Hydrogène carboné.— Le gaz *hydrogène carboné*, dont je viens de vous parler, est un des composés du carbone qu'il est le plus intéressant de connaître, en raison des circonstances nombreuses dans lesquelles il se produit.

Disons d'abord qu'il est incolore, insipide, inodore, moitié moins lourd que l'air, sans action sur les couleurs végétales,

impropre à la respiration et à la combustion, mais très-inflammable par l'approche d'une bougie ; il brûle alors avec une flamme jaunâtre assez faible. Il détone violemment par le contact d'un corps enflammé, lorsqu'il est mêlé à l'avance avec le double de son volume de gaz oxygène.

Toutes les fois que des matières organiques se décomposent spontanément ou par l'intervention de la chaleur, ce gaz prend naissance.

Gaz des marais. — C'est lui qui se dégage, mêlé à un peu d'air et d'acide carbonique, de la vase des marais, des fossés, des étangs, enfin de toutes les eaux stagnantes au fond desquelles des matières végétales et animales sont en putréfaction. En remuant

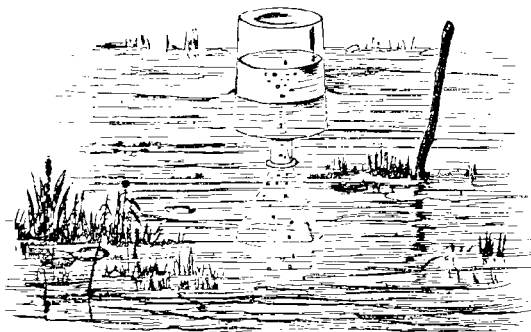


Fig. 78. — Moyen de recueillir le gaz des marais.

la vase d'une mare avec un bâton, et en posant dessus un flacon renversé et plein d'eau, dans le goulot duquel on a placé un large entonnoir (fig. 78), on peut en recueillir une très-grande quantité en quelques instants. C'est là ce qu'on appelle le *gaz des marais*.

Gaz des terrains ardents. — Dans diverses localités de la Perse, de l'Italie, des États-Unis, de la Chine, l'hydrogène carboné s'échappe naturellement du sol par des fissures dont les communications inférieures sont inconnues. Souvent il s'embrase spontanément, ou par l'approche d'un corps allumé, et donne lieu à des flammes hautes de 1 à 2 mètres que le vent ne peut éteindre. Il y a de ces feux qui brûlent depuis les temps les plus anciens, tels sont ceux du mont Chimère, sur les côtes de l'Asie Mineure, de Bakou, sur les bords de la mer Caspienne, etc.

Quelquefois on détourne ce gaz par des conduits pour le faire servir à l'éclairage, ainsi que les Chinois le pratiquent depuis un temps immémorial, ou bien on le brûle pour cuire des objets de diverses natures : des briques, des poteries, des pierres à chaux, des aliments.

Fontaines ardentes, rivières inflammables. — Parfois le même gaz sort de terrains situés au-dessous d'eaux stagnantes ou d'eaux vives; il brûle alors à la surface du liquide sans que celui-ci participe en rien à ce phénomène. C'est là l'origine des *fontaines ardentes*, des *rivières inflammables*, très-communes aux États-Unis, en Chine, et dont les anciens ont parlé comme de prodiges inexplicables.

Salses ou volcans d'air. — Parfois encore le gaz se dégage accidentellement de mares formées par de l'eau salée, reposant sur une couche argileuse plus ou moins imprégnée de matières bitumineuses. Il occasionne des éruptions d'autant plus fortes, qu'il a éprouvé plus de difficultés à se faire jour à travers la vase visqueuse et assez tenace. C'est ce qu'on appelle des *salses*, des *volcans d'air* ou de *boue*, assez répandus en Italie, en Crimée, en Perse, dans l'Indoustan, à Java.

Feu grisou. — Le gaz qui remplit les galeries des mines de houille est encore de l'hydrogène carboné; les mineurs lui appliquent le nom de *grisou*. C'est lui qui, par son mélange avec l'air, donne lieu, par la présence accidentelle d'une flamme quelconque, à ces terribles explosions qui ne sont malheureusement que trop fréquentes dans les houillères de l'Angleterre, de la Belgique et de la France. Vous apprendrez plus tard comment on parvient à les prévenir.

Hydrogène bi-carboné. — Il y a un autre composé d'hydrogène et de carbone, qui, pour la même quantité du premier de ces éléments, renferme deux fois plus de carbone que l'hydrogène carboné; on le nomme donc pour cette raison *hydrogène bi-carboné*.

Il est aussi à l'état de gaz; il est incolore, insipide, mais doué d'une odeur de graisse brûlée; il est impropre à la respiration et à la combustion, et, comme le précédent, il est inflammable par les corps en ignition; sa flamme est blanche, très-éclatante, et dépose une suie noirâtre sur les parois des vases qui le

renferment ; c'est un des gaz les plus combustibles, et il détone violemment, à la chaleur rouge, avec trois fois son volume d'oxygène.

Sa découverte est postérieure à celle de l'hydrogène carboné ; elle ne date que de 1796 ; on la doit à plusieurs chimistes hollandais qui travaillaient en société.

Il n'existe pas dans la nature ; il se forme dans la distillation des matières grasses, huileuses ou bitumineuses, en même temps que le premier, et c'est le mélange impur de ces deux gaz qui constitue essentiellement le *gaz de l'éclairage*, dont je vais vous dire quelques mots.

Éclairage. — La *flamme* ne saurait avoir lieu sans la production d'un gaz ; ainsi les corps qui ne sont pas susceptibles de se réduire en vapeurs, comme le charbon, le fer, brûlent sans produire de flamme, tandis que le bois, éprouvant par la première application de la chaleur une décomposition, il s'en dégage des gaz combustibles (*oxyde de carbone, hydrogène carboné*) qui prennent feu et produisent la flamme de nos foyers.

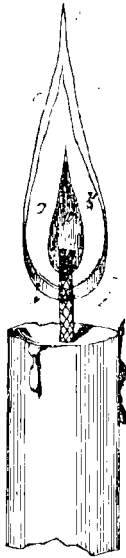


Fig. 79. — Flamme d'une bougie.

La chandelle, la bougie, l'huile ne donnent de la lumière qu'en raison de la décomposition continuelle des parties grasses fondues par la chaleur, qui montent sans cesse dans la mèche par une action capillaire (*fig. 79*) ; là, ces parties grasses donnent des gaz combustibles qui brûlent, en développant une température suffisamment élevée pour que le phénomène s'entretienne de lui-même.

Il suit donc de là que la *flamme* est une *matière gazeuse, chauffée au point d'être lumineuse*, c'est-à-dire dont la température atteint au moins 600° du thermomètre centigrade, puisque c'est à ce degré de chaleur que la lumière se manifeste toujours.

Éclairage au gaz. — On a eu l'idée de produire en grande quantité, et à bon marché, des gaz combustibles et de les conduire par des tubes dans des endroits déterminés où l'on y met le feu pour s'éclairer (*fig. 80*). Par ce procédé, des matières impropres à

la fabrication des chandelles et des bougies, et ne pouvant être employées dans les lampes, telles que des graisses, la résine du pin, le goudron, la houille, peuvent donner cependant des gaz propres à l'éclairage et se trouver ainsi utilisées.

C'est un ingénieur français, Philippe Lebon (du Havre), qui eut, en 1786, la première idée d'employer à l'éclairage les gaz produits par la distillation du bois, et aussi ceux provenant de la distillation de la houille. Les Anglais ne tardèrent pas à s'emparer de cette idée et à regulariser la nouvelle industrie chimique qui en découlait. La première usine éclairée au gaz fut la fonderie de Soho, près de Birmingham, en 1798. Ce n'est qu'en 1817 que la première fabrique de gaz fut montée en France. Aujourd'hui presque toutes les grandes villes des deux continents en possèdent.

Le gaz d'éclairage, appelé en Angleterre *gaz-light*, c'est-à-dire *gaz-lumière*, et tout simplement *gaz* en France, n'est autre chose qu'un mélange d'hydrogène carboné, d'hydrogène bicarboné et de gaz oxyde de carbone, mélange fort impur, provenant de la décomposition de la houille, soumise à une forte chaleur dans des cylindres en fonte. Le gaz, plus ou moins bien épuré, se rend par des tuyaux dans une grande cloche en tôle vernie, dite *gazomètre*. C'est un réservoir d'où on le dirige avec facilité sur tous les points qu'on veut éclairer.

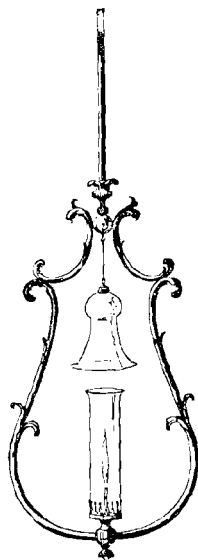


Fig. 80. — Bec de gaz d'éclairage.

CHAPITRE V

DES MÉTAUX

Le second groupe des éléments comprend ceux qu'on désigne sous le nom de *métaux*.

Ceux-ci offrent peut-être encore plus d'intérêt que les métalloïdes, car ils sont la base de toutes nos industries, les agents et les instruments du travail, les signes représentatifs de la valeur nominale de tous les objets usuels. Exploités et mis en œuvre dès l'origine des sociétés, ils ont fourni à l'homme les moyens de dompter la nature, et ont été la cause la plus directe de la civilisation des peuples.

A mesure que le nombre des métaux s'est accru, que la connaissance de leurs propriétés s'est répandue et vulgarisée, la science et l'industrie ont fait des progrès de plus en plus rapides, et le bien-être matériel dont nous jouissons actuellement n'est qu'une conséquence de l'état avancé de l'histoire technologique et chimique de ces corps si précieux.

Tandis que les anciens n'avaient à leur disposition que 7 à 8 métaux tout au plus, à savoir : l'or, l'argent, le mercure, le cuivre, le fer, le plomb et l'étain ; nous autres modernes en possédons 50, et nous avons de plus que nos pères des idées saines et raisonnables sur la nature intime de ces corps. Grâce à Lavoisier et à ses élèves, nous savons que les métaux sont des substances élémentaires ou indécomposables, susceptibles seulement de changer d'état par suite des altérations que leur font éprouver les autres corps avec lesquels on les met contact, mais non de se transformer les uns dans les autres comme on l'a cru, si fermement au moyen âge, d'après le dire des alchimistes.

État naturel. — Les métaux ne se trouvent pas tous dans le sein de la terre avec les caractères que nous leur voyons lorsque nous les faisons servir à nos usages journaliers. Il n'y en a qu'un

petit nombre qui se montre à l'état de liberté ou à l'état *natif*, comme l'on dit; le plus généralement ils sont unis à certains métalloïdes, notamment à l'oxygène, au soufre, au chlore, etc., et forment alors des *oxydes*, des *sulfures*, des *chlorures*, etc.; ou bien ils sont à l'état *salin*, c'est-à-dire unis tout à la fois à l'oxygène et aux acides, et constituant alors des composés plus complexes dont je vous parlerai plus tard.

Minerais métalliques. — Métallurgie. — On donne le nom de *minerais métalliques* aux composés métalliques qui forment sous le sol, et à des profondeurs variables, des amas, des dépôts, des couches ou des *mines*. L'art d'extraire les métaux de leurs minerais est désigné sous le nom de *métallurgie*.

Énumération des métaux par ordre de leur découverte. — Dans le tableau suivant, vous trouverez l'époque précise de la découverte des 50 métaux actuellement connus, avec l'indication de leur couleur, de leur densité, de leur fusibilité et des états sous lesquels ils se montrent habituellement dans la nature.

NOMS DES MÉTAUX.	AUTEURS ET ÉPOQUES DE LEUR DÉCOUVERTE.	COULEURS.	DENSITÉS.	DEGRÉS de FUSIBILITÉ.	ÉTAT NATUREL.
Or.		jaune pur.	19,358	1102°	natif.
Argent.		blanc éclatant.	10,474	1022	natif, sulfure, chlorure, bromure, allages.
Cuivre.		jaune rougeâtre. gris bleuâtre.	8,788 7,207	1092 2118	natif, sulfures, sels. oxyde, sulfure, sels.
Fer.	Connus de toute antiquité.	blanc grisâtre avec reflets bleus. blanc grisâtre.	7,848 11,552 7,291	— 59°5 522 228	natif, sulfure. sulfure et sels. oxyde et sulfure. allages, sulfures, sels.
Mercuré.		blanc gris.	7,811		
Plomb.	Connu des Romains, mentionné pour la première fois par Paracelse. Isolé et décrit comme nouveau métal par Brandt, en 1742	blanc argenté.	8,277		
Étain.	Connu des Chinois depuis une haute antiquité. Isolé et décrit pour la première fois en Europe, par Cronstedt, en 1751				
Cobalt.	Connu des Chinois et des Romains. Paracelse en fait mention le premier sous son nom actuel. Paracelse mourut en 1541				
Nickel.	Connu très-probablement des Romains. Indiqué et étudié par Basile Valentin, vers la fin du quizième siècle				
Zinc.	Connu très-probablement des Romains. Introduit en Europe, par Ch. Wood, essayeur à la Jamaïque, en 1740. Indiqué pour la première fois, sous le nom de <i>Wismuth</i> , par Basile Valentin, vers la fin du quizième siècle				
Antimoine.	Scheele et Gahn, en 1774.	blanc grisâtre avec reflets bleus.	6,861	574	sulfures, sels.
Platine.	Connu par Bergmann, en 1778, constaté par les frères d'Elhuyar, en 1781.	blanc grisâtre avec reflets bleus. blanc gris clair.	6,712 21,430	425 infusible à la forge.	sulfure, oxydes, natif, allages.
Bismuth.	Indiqué par la première fois, sous le nom de <i>Wismuth</i> , par Basile Valentin, vers la fin du quizième siècle	blanc. jaunâtre.	9,822	216	natif, sulfures.
Manganèse.	Scheele et Gahn, en 1774.	blanc grisâtre.	7,300	presque infusible.	oxydes, sels.
Tungstène.	Connu par Bergmann, en 1778, constaté par les frères d'Elhuyar, en 1781.	gris.	17,690	infusible à la forge.	sels.
Molybdène.	Sourconné par Bergmann, en 1778, constaté par Hielm en 1792.	blanc d'argent mat, gris foncé dans l'intérieur.	8,611	id.	sulfures, sels.
Tilane.	Gregor et Klapproth, de 1791 à 1794	rouge de cuivre foncé.	5,500	id.	oxydes, sels.
Chronne.	Vauquelin, en 1797.	blanc argenté.	5,900	id.	id.
Tantalé ou Colomé.	Hatchett et Ekeberg, de 1801 à 1802.	noir ou gris de fer.		id.	sels.

Palladium	Wollaston, en 1803.	blanc gris clair.	41,800	un peu au-dessous de la chaleur rouge.	alliage.
Rhodium	Id.	id.	12,400	id.	alliage.
Iridium	Descottis et Smithson-Tennant, en 1805	id.	21,150	infusible.	id.
Osmium	Smithson-Tennant, en 1803.	blanc grisâtre avec reflets bleus.	21,400	id.	id.
Cérium	Bisinger et Berzelius, en 1803.	brun chocolat foncé.	0,865	id.	sels.
Polaesium	Sir H. Davy, en 1807	blanc grisâtre.	0,972	58	sels, chlorure.
Sodium	Id.	id.	1,384	90	id.
Calcium	Indiqué par sir Davy, et isolé par Seebeck, de 1807 à 1808.	blanc d'argent.		un peu au-dessous de la chaleur rouge.	sels.
Baryum	Id.	id.		id.	id.
Strontium	Id.	id.	2,542	id.	id.
Cadmium	Hermann et Stromeyer, de 1817 à 1818.	blanc grisâtre.	8,604	560°	sulfure, sels.
Lithium	Arfwedson, en 1817.	blanc argenté.	0,395		sels.
Zirconium	Berzelius, en 1824.	blanc légèrement bleuté.	2,360	entre le zinc et l'argent.	oxyde et sels.
Aluminium	Sainte-Claire Deville réussit à l'avoir en lingots métalliques et pur.	gris noir.		entre le zinc et l'aluminium.	sels.
Yttrium	Wöhler en 1828	gris foncé.	2,400	id.	id.
Glucyrium	Id.	blanc argenté.	1,750	comme le zinc.	oxyde, sels.
Magnésium	Bussy, en 1829.	blanc grisâtre avec reflets bleus.		infusible.	sels.
Thorium	Berzelius, en 1829	blanc argenté.		infusible.	id.
Vanadium	Entrevu par Del Rio, en 1801, obtenu par Séström, en 1850.	blanc argenté.		infusible.	id.
Lanthane	Mosander, en 1839.	gris.		infusible.	oxydes.
Uranium	Peligo, en 1841	noir.		id.	sels.
Didymium en didyme	Mosander, en 1842.			id.	id.
Terbium	Id.			id.	id.
Erbium	Id.			id.	id.
Pélopium	Henri Rose, en 1844			id.	id.
Niobium	Id.			infusible.	id.
Ruthénium	Entrevu par Osann, en 1828, constaté et obtenu par Claus, en 1845.	gris noir.	12,660	infusible.	alliage.
Ilménium	Hermann, en 1846.	blanc grisâtre.	1,516	58.5	sels, chlorure.
Rubidium	Kirchhoff et Bunsen, en 1860	blanc avec reflets gris bleuâtres.	41,862	220°	sulfure ?
Cæsium	Id.	blanc d'argent.	7,562	551	sulfure.
Thallium	Lamy, en 1861				
Indium	Reich et Richter, en 1865.				

Classification pratique. — Au point de vue pratique, on peut répartir les métaux dans les trois groupes suivants :

MÉTAUX TROP ALTÉRABLES pour pouvoir être employés dans les arts à l'état métallique.	MÉTAUX PEU ALTÉRABLES et servant dans les arts à l'état métallique.	MÉTAUX PEU ALTÉRABLES, mais trop difficiles à travailler ou trop rares pour pouvoir être employés à l'état métallique.
Potassium. Thorium. Sodium. Zirconium. Lithium. Yttrium. Baryum. Erbium. Strontium. Terbium. Calcium. Cérium. Manganèse. Lanthane. Glucynium. Didymium. Rubidium. Thallium. Cæsium.	Fer. Antimoine. Nickel. Argent. Zinc. Or. Cuivre. Platine. Plomb. Aluminium Bismuth. Palladium. Étain. Iridium. Mercure. Magnésium	Cobalt. Rhodium. Chrome. Ruthénium. Vanadium. Osmium. Tungstène. Uranium. Molybdène. Pélopium. Cadmium. Niobium. Titane. Ilménium. Tantale.

Propriétés physiques générales. — Tous ces métaux sont solides, à l'exception du mercure, qui est liquide et ne se solidifie qu'entre — 39° et — 40°.

Parmi les propriétés propres aux métaux, la plus intéressante, sans contredit, c'est celle de pouvoir être battus, tirés, pressés, étendus en différents sens, sans se rompre.

On appelle *ductiles* ceux qui peuvent être tirés en fils;

Malléables, ceux qui se laissent amincir sous le marteau ou les cylindres du laminoir.

Quelques-uns se brisent et se réduisent en poudre sous le choc du marteau; on les nomme *métaux fragiles* ou *cassants*.

Malléabilité. — **Laminoir.** — Le *laminoir* ou l'instrument à l'aide duquel on réduit les métaux en lames, se compose (fig. 81) de deux cylindres d'acier ou de fonte de fer AA, dont la surface, unie et polie, est extrêmement dure; ils sont placés horizontalement à une distance fixe l'un de l'autre, et ils marchent en sens opposé. Le métal qu'il s'agit de laminier, d'abord coulé en plaque, est aminci à l'une de ses extrémités, puis engagé entre les deux cylindres qui l'entraînent dans leur marche. En diminuant à chaque passage, à l'aide des vis BB, la distance qui sépare les cylindres, on diminue successivement l'épaisseur de la lame.

C'est à l'aide de ce moyen qu'on obtient ces feuilles de zinc et de plomb qui rendent des services si multipliés; qu'on prépare la tôle laminée, les feuilles de cuivre qui servent au doublage des vaisseaux, etc.

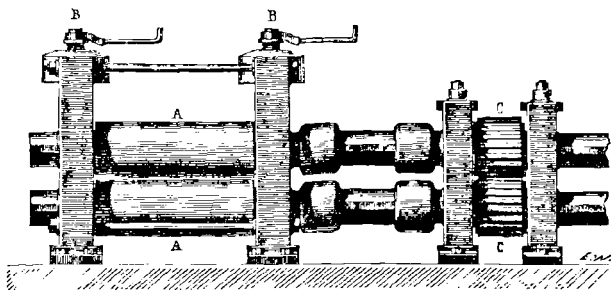


Fig. 81. — Laminoir.

On attribue l'invention du laminoir à Antoine Brulier ou Brucher, et cet appareil, mis en mouvement par un moulin, était établi, à Paris, sur la Seine, dès l'an 1553, pour la fabrication de la monnaie.

Battage de l'or et de l'argent. — Ce n'est pas avec le laminoir qu'on obtient les feuilles d'or et d'argent si légères que le moindre souffle enlève dans les airs. C'est au moyen du battage sur une enclume. Mais comme l'action directe du marteau déchirerait le métal, déjà suffisamment aminci, on place celui-ci, amené d'abord à l'état d'une lame de 5 à 6 millimètres d'épaisseur, entre des feuilles de vélin et de parchemin que l'on frappe avec un lourd marteau à large panne. On coupe les feuilles qui se sont étendues, on les réunit dans un cahier formé de feuilles de baudruche et on continue la percussion jusqu'à ce qu'elles soient arrivées au degré d'amincissement voulu.

Ductilité. — Filière. — On appelle *filière* l'instrument qui sert à réduire les métaux en fils. Il consiste essentiellement (fig. 82) en une plaque rectangulaire *ff* d'acier fondu et très-dur, percée d'une série de trous ronds ou carrés, en progression décroissante, et disposée horizontalement avec beaucoup de solidité entre deux coulisses *cc* placées au centre du *banc à tirer*.

Le métal, amené d'abord à l'état de tiges rondes ou de cordes

de 8 à 10 millimètres de diamètre au moyen de laminoirs à came-lures circulaires, est enroulé sur une bobine A; son extrémité libre est effilée, puis engagée dans le trou le plus grand de la filière, et saisie par une pince que tire une autre bobine B placée en regard de la première. Cette seconde bobine, légèrement conique, reçoit un mouvement de rotation de roues d'angle P, R, dont l'axe II est mû par une machine.

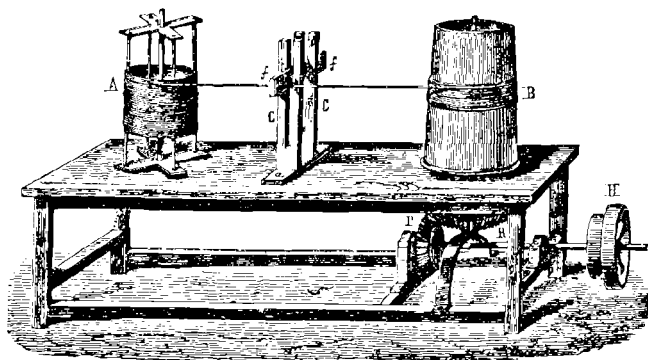


Fig. 82. — Filière ou banc à tirer.

La filière offrant encore plus de résistance que la corde métallique, c'est celle-ci qui s'étend dans le sens de la longueur et s'amincit à mesure qu'elle s'enroule sur la bobine B. Lorsque toute la corde a passé par le premier trou, on la fait passer successivement à travers tous les autres, en la reportant à chaque fois sur la bobine A, et en la soumettant de temps en temps au *recuit*, c'est-à-dire à une chaleur rouge et à un refroidissement lent, pour éviter que le fil ne se casse.

C'est ainsi qu'on fait les cordes de laiton et d'acier pour les pianos, le fil de fer pour les treillages, le fil de laiton pour les toiles métalliques et les garde-feu, les fils d'argent et d'or pour les épaulettes, les galons, les brocards, etc. Ce serait un Allemand nommé Rudolphe qui, vers 1400, aurait inventé, à Nuremberg, l'art de filer les métaux; suivant d'autres, ce serait Richard Archal qui aurait imaginé la manière de tirer le fil de fer, d'où est venu le nom de *fil d'Archal*.

Les métaux qui passent le mieux à la filière ne sont pas ceux

qui passent le mieux au laminoir ou se travaillent le mieux au marteau. Ainsi, le fer qu'on ne peut réduire en lames très-minces, se laisse tirer en fils excessivement fins; le plomb, l'étain, qui s'étendent en feuilles minces sous le marteau, supportent moins bien l'effort du laminoir, et ne donnent point de fils déliés.

L'argent est le seul qui soit aussi malléable que ductile; il possède cette propriété à un si haut degré que 8000 feuilles d'argent telles qu'elles sortent de chez le batteur, étant superposées, ne font pas l'épaisseur de 2 millimètres et demi, et qu'un gramme de ce métal peut être tiré en un fil de 2540 à 2550 mètres de longueur.

Le tableau suivant vous montre dans quel ordre on peut ranger les principaux métaux par rapport à leur plus grande facilité à passer à la filière, au laminoir et à s'étendre sous le marteau :

FILIÈRE.	LAMINOIR.	MARTEAU.	MÉTAUX cassants rangés par ordre alphabétique.
Platine.	Or.	Plomb.	Antimoine.
Argent.	Argent.	Étain.	Bismuth.
Fer.	Aluminium.	Or.	Chrome.
Cuivre.	Cuivre.	Zinc.	Tantale.
Or.	Étain.	Argent.	Manganèse.
Aluminium.	Plomb.	Aluminium.	Rhodium.
Nickel.	Zinc.	Cuivre.	Titane.
Palladium.	Platine.	Platine.	Tungstène.
Zinc.	Fer.	Fer.	Vanadium.
Étain.	Nickel.		
Plomb.	Palladium.		

Ténacité. — La ténacité des métaux, c'est-à-dire la résistance que leurs molécules opposent à la rupture ou à l'écartement, est en rapport avec leur ductilité. On la mesure à l'aide d'un poids suspendu à l'un des bouts d'un fil métallique, d'un diamètre déterminé, poids que l'on augmente jusqu'à ce que le fil se casse.

Les métaux présentent de très-grandes différences sous ce rapport. Le fer est le plus tenace, et le plomb le moins tenace de tous, comme vous le verrez par le tableau suivant, qui indique le

nombre de kilogrammes nécessaires pour rompre un fil de 2 millimètres de diamètre :

Fer.	250 ¹¹¹
Cuivre.	137
Platine	125
Argent.	85
Or.	68
Zinc	50
Nickel.	48
Étain	16
Plomb.	10

En général, les métaux forgés, c'est-à-dire travaillés au marteau, ou passés au laminoir ou à la filière, ont plus de ténacité que quand ils sont fondus et coulés en lingots.

Le fil de fer, passé à la filière et légèrement recuit, supporte un poids plus considérable que le fer en barre, à égalité de section ; aussi les fils de fer employés dans les ponts suspendus ont-ils une force extrême. Une corde formée de 50 fils de fer parallèles, ayant chacun seulement 3 millimètres de diamètre, peut supporter plus de 50000 kilogrammes.

Chaque métal, en particulier, ne possède les propriétés qui le caractérisent que dans certaines limites, et il ne peut, par cela même, satisfaire à toutes les nécessités de l'industrie. On a donc senti de bonne heure le besoin de modifier plus ou moins les qualités essentielles de certains métaux usuels, et on y est parvenu en les associant à un ou plusieurs autres dans des proportions déterminées.

Alliages. — Amalgames. — Les associations de métaux portent le nom générique d'*alliages*, et celui plus spécial d'*amalgames* quand le mercure en fait partie. Ces composés peuvent être considérés, relativement à l'industrie, comme des métaux nouveaux, possédant des propriétés distinctes et presque toujours différentes de celles qui appartiennent aux métaux qui les constituent.

Ainsi, l'or et l'argent, qui servent à faire les monnaies, sont trop mous dans leur état de pureté pour pouvoir être travaillés et pour conserver longtemps les formes et les empreintes qu'ils ont reçues. On les durcit en y combinant une certaine quantité de cuivre.

Ce dernier métal ne pourrait servir à la confection des bouches à feu ou des canons, parce qu'il est trop mou ; on le rend propre à cet usage en y alliant 10 p. 100 d'étain ; on en fait alors le *bronze*. Si c'est 20 p. 100 d'étain qu'on y ajoute, on en fait une autre espèce de *bronze*, éminemment élastique et sonore, qu'on utilise à la confection des cloches, des timbres d'horlogerie et des instruments de musique.

Pour la confection des caractères d'imprimerie, le plomb serait trop mou, l'antimoine trop cassant. Leur union fournit un métal parfait pour cette application.

Le plomb et l'étain sont des métaux fusibles, mais ils ne le sont pas encore assez pour certains usages, comme entre autres la production des clichés métalliques, la fabrication des rondelles fusibles destinées à servir de soupapes de sûreté dans les chaudières des machines à vapeur. Au moyen du bismuth, on obtient plusieurs alliages ternaires, dont la fusibilité est inférieure à 100°, et en rapport avec les proportions du bismuth.

Vous le voyez, par ces quelques exemples, le champ des applications des métaux s'agrandit indéfiniment par leur association mutuelle, et vous pouvez prévoir que le nombre des *alliages* ira sans cesse en augmentant avec les progrès de l'industrie.

Action des métaux en masses poreuses sur les mélanges de gaz. — La plupart des métaux, quand ils sont très-divisés ou en masses poreuses, c'est-à-dire à l'état d'éponge, possèdent la propriété remarquable d'enflammer le gaz hydrogène dans l'air, ainsi que Dœbereiner (d'Iéna), l'a constaté en 1823. C'est à cette observation qu'on doit l'invention d'une *lampe* ou *briquet à gaz*, aussi simple que commode, dont voici la figure et la description :

Briquet à gaz hydrogène (fig. 87). — Dans un bocal A, pourvu d'un couvercle plat en *laiton* ou cuivre jaune, auquel est soudée une cloche renversée D, on met de l'eau acidulée par l'acide sulfurique. Un morceau de zinc B est suspendu à un fil de cuivre dans l'intérieur de cette cloche, et, par son immersion dans le liquide, il donne lieu à une production d'hydrogène qui s'accumule dans la cloche, en déplaçant l'eau. Lorsqu'on ouvre le robinet *Er*, placé au-dessus du couvercle, le gaz s'échappe par un tuyau capillaire F, et va,

sous forme de courant, frapper l'éponge de platine qui est renfermée dans une petite cage G, supportée également par le cou-

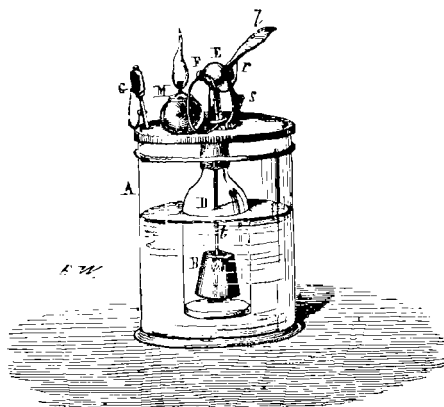


Fig. 83. — Briquet à gaz hydrogène.

vercle. L'éponge s'échauffe, rougit et enflamme le gaz qui met le feu à la petite lampe M placée sur le couvercle entre le robinet et la cage.

A mesure que le gaz s'échappe de l'appareil, l'eau remonte dans la cloche, agit de nouveau sur le zinc, reproduit du gaz hydrogène qui refoule encore le liquide, et ainsi de suite. On a donc, par ce moyen, une source d'hydrogène qui ne tarit que lorsque l'eau n'est plus acide et que le zinc a disparu.

Ce qu'il y a de plus singulier, c'est que le platine ne change pas d'aspect, n'augmente ni ne diminue de poids, mais il perd assez promptement la faculté d'enflammer le gaz ; on la lui rend toutefois en le chauffant au rouge ou en le trempant dans l'acide azotique.

Beaucoup d'autres métaux agissent comme le platine, mais à l'aide d'une température comprise entre 100° et 350°.

Combinaison des métaux avec les métalloïdes. — Les métaux s'unissent très-bien aux métalloïdes, et les composés binaires qui en résultent sont excessivement nombreux. On les distingue les uns des autres par un artifice de langage aussi simple qu'ingénieux. On donne une terminaison en *ure* au nom du métalloïde combiné à un métal, et on fait suivre ce nom ainsi modifié du

nom du métal. Ainsi pour désigner le composé formé par l'union du soufre et du plomb, on dit *sulfure de plomb* ; pour le composé du chlore et du sodium, *chlorure de sodium*, etc.

D'après cela, les composés de :

L'arsenic avec un métal s'appellent . . .	des <i>arséniures</i> .
L'azote	des <i>azotures</i> .
Du bore	des <i>borures</i> .
Du brome	des <i>bromures</i> .
Du carbone	des <i>carbures</i> .
Du chlore	des <i>chlorures</i> .
Du fluor	des <i>fluorures</i> .
De l'hydrogène	des <i>hydrures</i> .
De l'iode	des <i>iodures</i> .
Du phosphore	des <i>phosphures</i> .
Du sélénium	des <i>séléniures</i> .
Du silicium	des <i>siliciures</i> .
Du soufre	des <i>sulfures</i> .
Du tellure	des <i>tellurures</i> .

Lorsque le même métalloïde s'unit avec le même métal en plusieurs proportions fixes, on désigne les divers composés de la même manière que les divers oxydes d'un même corps simple. On joint donc aux mots *sulfures*, *chlorures*, etc., les noms de nombre *proto*, *deuto* ou *bi*, *trito*, *per*. Ainsi :

Proto sulfure de fer, pour le composé le moins sulfuré.

Sesqui sulfure de fer, pour celui qui contient 1 fois et demie autant de soufre que le premier.

Bi sulfure de fer, pour celui qui en contient 2 fois autant.

Action de l'oxygène sur les métaux. — Les métaux ne manifestent par la même affinité pour l'oxygène gazeux. Les uns peuvent s'unir à lui à différents degrés de température et se transformer en *oxydes*. D'autres, au contraire, sont inhabiles à s'y combiner dans les mêmes circonstances.

Ainsi, tandis que l'or, l'argent, le platine ne peuvent jamais absorber l'oxygène gazeux,

Le cuivre, l'antimoine, le mercure s'y combinent à l'aide de la chaleur,

Le fer, le zinc, le manganèse, le potassium, le sodium s'oxydent à la température ordinaire. Les trois derniers sont même si oxydables, qu'on ne peut les conserver avec tout leur brillant que dans de l'huile de naphte.

Action des métaux sur l'eau. — Aucun métal n'est soluble dans l'eau, mais à l'exception de l'or, de l'argent, du platine, du mercure et quelques autres plus rares, qui n'exercent sur elle aucun genre d'effets, dans quelque circonstance que ce soit, tous les autres la décomposent en s'emparant de son oxygène et en mettant son hydrogène en liberté.

Les uns ne produisent ces résultats qu'à une température très-élevée, tels par exemple que le fer, le zinc, l'étain, le cuivre, etc. ;

Tandis que certains autres agissent sur l'eau à la température ordinaire. De ce nombre est le métal de la *potasse*, le potassium, qui, dans son contact avec ce liquide, présente des phénomènes assez curieux.

Je jette une globule de ce métal dans l'eau (*fig. 84*), aussitôt le métal s'agite rapidement et tournoie à la surface du liquide, puis presque immédiatement il s'enveloppe d'une flamme rougeâtre un peu violette. Après ces singuliers phénomènes, il disparaît en faisant entendre une légère crépitation. Ces effets sont dus à la décomposition de l'eau et à l'inflammation du gaz hydrogène, mis en liberté par suite de la haute température développée par la réaction du métal. L'oxyde de potassium, ou la *potasse*, se dissout dans l'eau, qui possède alors la propriété de verdier le sirop de violettes.



Fig. 84. — Action du potassium sur l'eau.

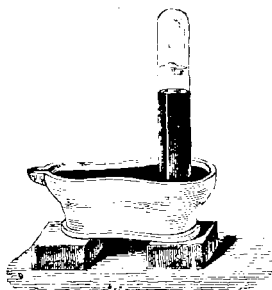


Fig. 85. — Sodium en contact avec l'eau.

Eh bien ! le métal de la soude, celui de la chaux et quelques autres jouissent également de la même propriété, mais leur action sur l'eau n'étant pas accompagnée d'un dégagement aussi fort de chaleur que celui occasionné par le potassium, le gaz hydrogène qui se dégage ne prend pas feu.

Rien de plus facile à constater que c'est bien du gaz hydrogène qui est ainsi mis en liberté par ces métaux en contact avec l'eau. Il suffit d'introduire successivement dans une cloche pleine de mercure (fig. 85) un peu d'eau distillée, et un fragment de sodium enveloppé de papier brouillard pour le garantir du mercure qui le dissoudrait. Le gaz qui se réunit au haut de la cloche s'enflammera par l'approche d'une bougie allumée, et brûlera avec une flamme très-pâle sans laisser de résidu.

Dissolvants des métaux. — Les véritables dissolvants des métaux sont les acides, et, parmi ceux-ci, les plus souvent employés dans ce but sont les acides sulfurique, azotique, et chlorhydrique. Il n'y a guère que l'or et le platine qui résistent à leur action, mais alors on les traite par un mélange des deux derniers acides, mélange qui porte le nom d'*eau régale*, et dont la connaissance est due aux alchimistes du moyen âge.

En se dissolvant ainsi dans les acides, les métaux sont convertis en oxydes, quand on opère avec les acides sulfurique et azotique, parce que ceux-ci leur donnent une partie de leur oxygène; les oxydes une fois formés trouvant encore des acides libres et non décomposés, s'y combinent et constituent dès lors une nouvelle classe de composés qu'on désigne par le nom de *sels*.

Action de l'acide chlorhydrique sur les métaux. — Quand c'est l'acide chlorhydrique dont on fait usage pour dissoudre le fer, le zinc, l'étain, les choses ne se passent plus de la même manière; l'acide perd son hydrogène qui se dégage avec effervescence, tandis que le chlore s'unit au métal et le convertit en un *chlorure* soluble.

La dissolution des métaux dans les acides ne doit pas être confondue avec la disparition des corps solubles dans l'eau, l'alcool, les huiles et autres liquides neutres.

Dans ce dernier cas, les corps qui se dissolvent conservent leur nature intrinsèque, leurs propriétés, et on peut, par la simple évaporation du liquide, les obtenir sans qu'ils aient subi aucune altération; c'est ce qui arrive, entre autres, avec le sucre, avec le sel marin.

Action de l'acide sulfurique sur les métaux. — Il n'en est pas de même des métaux qui ne peuvent se dissoudre qu'à la condition de changer de nature et de former des composés nouveaux.

Ainsi, le zinc traité par de l'eau acidulée par l'acide sulfurique (*fig. 86*), ne disparaît dans ce liquide que parce qu'il se change en oxyde de zinc aux dépens de l'oxygène de l'eau; et tandis que l'hydrogène de celle-ci se dégage, l'oxyde de zinc s'unit à l'acide sulfurique et constitue un nouveau composé soluble, qu'on appelle *sulfate de zinc*.

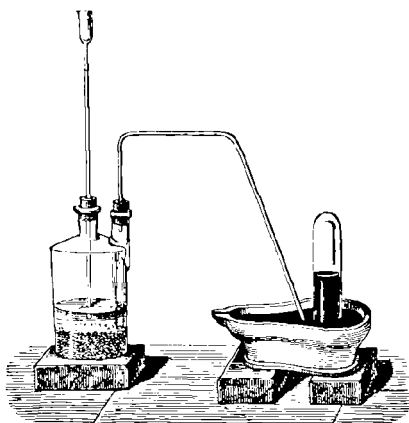
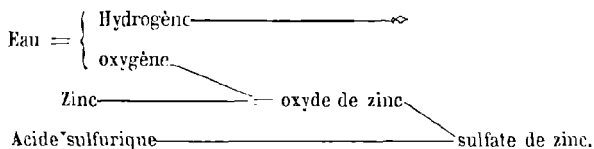
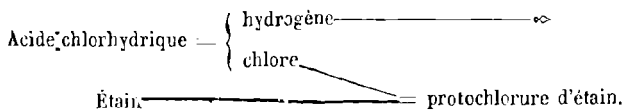


Fig. 83. — Dissolution du zinc dans l'acide sulfurique faible.

Les phénomènes chimiques qui se produisent pendant cette dissolution du zinc dans l'acide sulfurique se comprennent aisément au moyen de la légende suivante :



De même quand on traite l'étain par l'acide chlorhydrique, le métal ne disparaît que parce qu'il décompose celui-ci et se trouve transformé en *protochlorure d'étain* soluble, ainsi que la légende suivante l'explique :



Dissolution chimique distincte de la solution. — Il faut donc distinguer la *dissolution chimique*, résultat d'une réaction qui change la nature des corps qu'on met en contact, d'avec la simple *dissolution physique* ou la *solution*, qui n'est autre chose que la destruction momentanée de la cohésion d'un solide à l'aide d'un liquide qui, par son interposition, éloigne assez les molécules de ce solide pour qu'il ne soit plus visible.

Nombreuses applications de la dissolution chimique. — Cette dissolution des métaux dans les acides est une des opérations les plus fréquentes de la chimie industrielle. Ainsi, à chaque instant, dans les ateliers de teinture et d'impression des tissus, on dissout le cuivre, le fer, le plomb, le zinc dans l'acide azotique, pour obtenir des liqueurs qu'on utilise ensuite pour fixer les couleurs ou les modifier après leur application. — Ainsi, dans les fabriques de produits chimiques où dans les laboratoires des pharmaciens, on dissout dans le même acide le bismuth, le mercure, l'argent, pour préparer ensuite les produits qui portent les noms vulgaires de *blanc de fard*, de *précipité rouge* et de *ierre infernale*.

Gravure à l'eau forte. — La *gravure à l'eau forte*, imaginée par Wenceslas d'Ohnutz, dans le courant du quinzième siècle, est encore un art qui repose sur la dissolution des métaux dans les acides. Vous n'entendez pas sans intérêt la manière dont elle s'exécute.

On étale une mince couche de vernis à la cire à la surface d'une planche de cuivre parfaitement plane, bien polie et exactement nettoyée. On transporte sur cette planche le calque d'un dessin, obtenu au moyen du papier verni. À l'aide d'une pointe aiguë, on enlève le vernis sur toutes les lignes qui ont été formées par l'opération du décalque. On met ainsi à nu la surface du cuivre, en sorte que le dessin est reproduit fidèlement sur la planche en linéaments dorés.

On laisse alors séjourner sur la planche de métal ainsi préparée, et garnie sur tous ses bords d'un bourrelet de cire qui en forme une espèce de capsule, de l'*eau-forte*, c'est-à-dire de l'acide azotique à 26°, étendue de son volume d'eau. Cette liqueur attaque le métal partout où sa surface a été mise à nu par la pointe, *mord* peu à peu, c'est-à-dire dissout une partie du métal et détermine des creux sur tous les traits du dessin, et seulement dans ces par-

tés, puisque le reste de la planche est préservé de l'action de l'acide par le vernis qui le recouvre.

Lorsque l'eau-forte a assez mordu, on la fait écouler, on lave la planche, on enlève la bordure, on fait dissoudre le vernis à l'aide d'essence de térébenthine, et on nettoie bien le cuivre. On a ainsi sur le métal un dessin en creux, dont on peut multiplier facilement les empreintes par les moyens de l'impression.

Je vous apprendrai, à cette occasion, que l'art d'imprimer de la sorte est dû à l'Italie. Cette invention eut lieu dans la ville de Florence, en 1452, et son berceau fut l'atelier du célèbre Thomas Finiguerra.

Sels. — Généralement les acides en dissolvant les métaux les transforment en *sels*, avons-nous dit précédemment.

Les *sels* sont donc, dans le langage des chimistes, des composés doubles résultant de l'union des oxydes et des acides. A l'origine, cette expression de *sel* n'était affectée qu'à une espèce de composé binaire, le *sel marin* ou *sel de cuisine*, qui, dans la langue scientifique, porte le nom de *chlorure de sodium*, nom signifiant qu'il est composé de chlore et de sodium. Maintenant le mot *sel* a pris un sens plus général et désigne tout composé formé d'un oxyde métallique et d'un acide.

Nomenclature des sels. — Les sels ont en particulier des noms qui indiquent tout à la fois la nature de l'acide qu'ils contiennent, ce qui détermine le *genre*, et la nature de l'oxyde, qui détermine l'*espèce*. Voici comment on forme ces noms :

Le nom des acides terminés en *ique* reçoit la désinence *ate*; celui des acides terminés en *eux* la désinence *ite*. A ces noms ainsi modifiés, on joint le nom de l'oxyde qui fait partie du sel.

Ainsi, pour désigner le sel résultant de l'union de l'acide *arsénique* avec l'oxyde de *potassium* ou la *potasse*, on dit :

Arséniate d'oxyde de potassium ou arséniate de potasse,

de même qu'on dit :

Arsénite d'oxyde de potassium ou arsénite de potasse,

pour le sel dans lequel la potasse est combinée avec l'acide *arsénieux*.

Vous comprendrez donc très-bien maintenant les expressions de :

Carbonate d'oxyde de sodium ou de soude,
Sulfate de protoxyde de fer,
Sulfite d'oxyde de calcium ou de chaux,
Azotate de bi-oxyde de cuivre, etc.

Le *genre* des sels est donc déterminé par le nom de l'acide terminé en *ate* ou en *ite*, l'*espèce* est distinguée par le nom de l'oxyde. Lors donc que je prononce le mot *carbonate*, je fais comprendre aussitôt que je parle de la combinaison de l'acide carbonique avec un oxyde quelconque, et lorsque j'ajoute *de protoxyde de plomb*, je complète mon idée en faisant connaître l'espèce de *carbonate* que j'ai envie de désigner.

Rien n'est donc plus clair et plus précis que ce mode d'appellation.

Bases salifiables. — Il est nécessaire de savoir, dès à présent, que les oxydes métalliques, qui entrent dans la composition des sels, sont très-souvent désignés sous le nom commun de *bases salifiables* ou plus simplement de *bases*, et que, par extension, on a étendu cette dénomination à tout corps qui a la propriété, sans être pour cela un oxyde métallique, de s'unir aux acides et de produire des sels; telle est, par exemple, l'ammoniaque ou azoture d'hydrogène.

Hydrates. — Quand l'eau ou le protoxyde d'hydrogène s'unit à un oxyde, on donne au composé le nom *d'hydrate*. Exemple : *hydrate de potasse*, *hydrate de cuivre*, etc.

Quand elle se combine aux acides, on ajoute après le nom de ceux-ci, l'adjectif *hydraté*. On dit donc : *acide sulfurique hydraté*, *acide phosphorique hydraté*, etc.

Création de la nomenclature. — **Guyton de Morveau.** — Voici les principales règles du langage chimique ou de ce qu'on appelle la *nomenclature chimique* moderne. L'idée en appartient à Guyton de Morveau, né à Dijon en 1727, qui, de professeur de droit, devint un jour professeur de chimie.

Les noms employés avant lui, pour désigner les composés connus, étaient enfantés par le caprice le plus aveugle; peu d'entre eux avaient une signification appropriée à la nature du corps qu'ils devaient faire reconnaître.

Guyton de Morveau eut tant de peine un jour à se faire entendre de son préparateur, pour l'envoyer chercher certains composés dont il avait besoin, qu'il conçut le projet de créer des expressions indiquant d'une manière précise la nature des corps, et de simplifier ainsi le langage de la chimie. Ceci se passait en 1782.

Attiré, peu de temps après, à Paris, par Lavoisier, il présenta son projet de nouvelle nomenclature à l'Académie des sciences, qui désigna Lavoisier, Berthollet et Fourcroy pour l'examiner. De la réunion de ces quatre illustres chimistes naquit cette nomenclature méthodique qui fut publiée en 1787 et, bientôt après, adoptée avec acclamation par les chimistes de tous les pays.

TABLE DES MATIÈRES

CHAPITRE PREMIER			
NOTIONS PRÉLIMINAIRES.	1	Vapeurs — Gaz coercibles — Gaz permanents.	15
Corps ou matière.	1	Influence de la pression atmosphérique et de la température sur l'état des corps.	14
Distinction des corps en trois classes : animaux, végétaux et corps bruts ou minéraux.	1-2	Cristallisation.	15
Science ou philosophie naturelle.	2	— par voie sèche.	15
— se subdivise en histoire naturelle, physique et chimie.	2	— par voie humide.	17
Rôle de chacune de ces branches.	2	— confuse.	18
Distinction entre les phénomènes physiques et les phénomènes chimiques.	5	— en masse.	19
Combinaison.	5	Précipitation — Précipité.	19
Divisibilité de la matière.	6	Dissolvants des corps.	19
La matière n'est pas divisible à l'infini.	6	Nature chimique des corps.	20
Atomes — Molécules.	7	Corps simples — Corps composés.	20
Particules.	7	Éléments des anciens — des modernes.	21
Constitution physique des corps.	7	Métaux — Métalloïdes.	21
Porosité de la matière — Pores.	8	Composés binaires, ternaires, quaternaires.	22
Masse et volume d'un corps.	8	Analyse — Synthèse.	22
Poids spécifique ou densité.	8	Agents et réactifs.	24
Divers états de la matière.	8	Analyse par la voie sèche, par la voie humide.	25
Gaz ou corps aëriiformes.	9	Analyse qualitative et quantitative.	25
Force qui rapproche les molécules.	9	Caractéristique d'un corps.	26
Cohésion.	10	— par les propriétés physiques.	26
Dureté — Mollesse — Ténacité — Ductilité.	10	— — organoleptiques.	26
Friabilité — Élasticité.	11	— — chimiques.	27
Force qui agit en sens inverse de la cohésion : calorique.	11	Combinaison des corps.	27
Causes de l'état actuel d'un corps.	13	Force qui la détermine — Affinité.	28
Fusibilité — Volatilité.	15	Molécules intégrantes et constituan-tes.	29
		Différence entre la cohésion et l'affinité.	30

Phénomènes qui accompagnent la combinaison.	51	Alambic.	59
Distinction entre le mélange et la combinaison.	51	Caractères de l'eau distillée ou pure.	60
L'affinité n'agit que sur les molécules.	52	Air dissous dans l'eau — Son extraction — Sa composition.	60-61
Variations de l'affinité.	55	Altération des eaux.	61
Définition de la chimie.	54	Rôle de l'eau dans la plupart des phénomènes.	62
Puissance de cette science.	55	Nature complexe de l'eau.	61
Ses origines.	55	Gaz hydrogène — Caractérisé par Cavendish.	64
CHAPITRE II — DE L'AIR		Extraction de l'hydrogène de l'eau.	64
Atmosphère terrestre.	57	Propriétés caractéristiques.	65
Propriétés physiques de l'air.	57	Phénomènes de sa combinaison avec l'oxygène.	67
Composition.	58-41	Lampe philosophique de Polinière.	68
Analyse de l'air, par Lavoisier.	58	Harmonica chimique.	69
Caractères distinctifs de l'oxygène et de l'azote.	41	Gaz tonnant.	69
Importance de l'oxygène.	42	Chalumeau de Clarke.	70
Corps combustibles — Combustion.	42	Lumière intense produite par la combustion du gaz tonnant.	71
Nomenclature des composés binaires oxygénés.	45	CHAPITRE IV — DES MÉTALLOIDES	
Acides — Oxydes.	43-44	Rangés en trois groupes.	72
Rôle chimique de l'air dû à l'oxygène.	45	§ 1. Métaalloides gazeux.	72
Rôle de l'azote.	46	Oxydes et acides de l'Azote.	72
Autres principes de l'air.	46	Eau forte ou acide azotique.	72
Acide carbonique.	47	Acide hypo-azotique.	75
— découverte de sa nature par Lavoisier.	47	Composé d'azote et d'hydrogène — Alkali volatil ou ammoniacque.	75
— Propriétés caractéristiques.	47-48	Sels ammoniacaux.	75
— Son action délétère—Asphyxie.	48	Chlore.	75
— Liquide mousseux — Eau gazeuse.	50	Propriétés caractéristiques.	76
— Phénomène de l'effervescence des pierres calcaires.	51	Densités comparées des quatre métaalloides gazeux.	76
— Réactifs de l'acide carbonique.	52	Acide chlorhydrique.	76
— Sources de l'acide carbonique atmosphérique.	52	Pouvoir décolorant du chlore.	76
— Preuves de son existence dans l'air.	55	Pouvoir désinfectant du chlore.	77
CHAPITRE III — DE L'EAU		§ 2. Métaalloides liquides : Brome.	77
Rôle de l'eau dans l'harmonie de la nature.	54	§ 5. Métaalloides solides.	78
Différents états de l'eau.	54	1 ^{er} groupe : Métaalloides fusibles et volatils.	78
Glace — Neiges perpétuelles — Neige — Grêle.	54	Iode.	78
Eau liquide : mers, fleuves, rivières, rosée.	55	Phosphore — Propriétés caractéristiques.	79
Vapeur aqueuse atmosphérique.	55	Combustion du phosphore dans l'air et sous l'eau.	80
Brouillards — Nuages.	55	<i>Id.</i> dans le chlore.	81
Corps desséchants ou déliquescents.	56	Dangers que présente le maniement du phosphore.	81
Diverses espèces d'eaux naturelles.	56	Phosphures d'hydrogène.	81
Eaux potables.	56	— Gaz hydrogène phosphoré spontanément inflammable.	82
— non potables.	57	— Phénomène des feux-follets.	82
— minérales.	58	Phosphorescence des poissons.	85
Purification de l'eau — Distillation.	59	Arsenic.	85
		Acide arsénieux.	85

Poudre aux mouches — Arsenic blanc — Mort aux rats.	84	Saises ou volcans d'air ou de boue.	99
Soufre.	84	Feu grisou.	99
État naturel — Propriétés caractéristiques.	85	Hydrogène bi-carboné.	99
Acide sulfureux—Acide sulfurique.	86	Éclairage — Nature de la flamme.	100
Autres composés du soufre.	86	Éclairage au gaz.	101
Combustion du cuivre dans le soufre fondu.	87	CHAPITRE V — DES MÉTAUX	
Acide sulfhydrique ou hydrogène sulfuré.	87	Métaux connus des anciens.	102
Sélénium — Tellure.	87	Leur nature intime révélée par Lavoisier.	102
2 ^e groupe : Métalloïdes infusibles et fixes.	78-88	État naturel.	102
Bore.	88	Minerais métalliques — Métallurgie.	105
Silicium.	88	Énumération des métaux par ordre de leur découverte.	105-104
Silice ou acide silicique — Variétés naturelles.	88	Classification pratique des métaux.	106
Verre — Nombreuses espèces.	89	Propriétés physiques générales.	106
Travail du verre — Lampe d'émailleur.	89	Malléabilité — Laminoir.	106
Carbone.	90	Battage de l'or et de l'argent.	107
Identité du diamant et du charbon noir.	90	Ductilité — Filière ou banc à tirer.	107
Expérience capitale de Lavoisier.	91	Tableau des divers degrés de malléabilité et de ductilité des métaux.	109
Variétés naturelles du carbone.	91	Métaux fragiles ou cassants.	106-109
Diamant.	91	Ténacité des métaux.	109
Anthracite — Plombagine—Houille ou charbon de terre — Lignites.	92	Alliages — Amalgames.	110
Charbons artificiels — Charbon végétal — Charbon animal — Noir de fumée — Coke.	92	Action des métaux en masses poreuses sur les mélanges de gaz.	111
Carbonisation.	92	Briquet à gaz hydrogène.	112
Pouvoir absorbant du charbon de bois.	93	Combinaison des métaux avec les métalloïdes.	112
Pouvoir décolorant du noir animal.	95	Nomenclature de ces composés.	115
Propriétés chimiques du carbone.	94	Action de l'oxygène sur les métaux.	115
Produits de la combustion du carbone.	94	Action des métaux sur l'eau.	114
<i>a.</i> Acide carbonique.	94	Dissolvants des métaux.	115
<i>b.</i> Gaz oxyde de carbone.	95	Eau régale.	115
Décomposition de l'eau par le charbon.	96	Action de l'acide chlorhydrique sur les métaux.	115
Hydrogène carboné.	96-97	Action de l'acide sulfurique sur les métaux.	115
Gaz des marais — Gaz des terrains ardents.	98	<i>Dissolution chimique distincte de la dissolution physique ou solution.</i>	117
Fontaines ardentes, rivières inflammables.	99	Nombreuses applications de la dissolution chimique.	117
		Gravure à l'eau-forte.	117
		Sels. — Définition.	118
		Nomenclature des sels.	118
		Bases salifiables.	119
		Hydrates.	119
		Création de la nomenclature.—Guyton de Morveau.	119

CHIMIE

GÉNÉRALE ET APPLIQUÉE

PARIS. — IMP. SIMON RAÇON ET COMP. RUE D'ERFURTH 1.

**ENSEIGNEMENT SPÉCIAL
ET PROFESSIONNEL**

CHIMIE
GÉNÉRALE ET APPLIQUÉE

PAR

M. J. GIRARDIN

DOYEN ET PROFESSEUR DE CHIMIE DE LA FACULTÉ DES SCIENCES DE LILLE

CORRESPONDANT DE L'INSTITUT

MEMBRE ASSOCIÉ DE L'ACADÉMIE IMPÉRIALE DE MÉDECINE, ETC.

DEUXIÈME ANNÉE

PARIS
VICTOR MASSON ET FILS

PLACE DE L'ÉCOLE-DE-MÉDECINE

1868

Droits de traduction et de reproduction réservés.

CHIMIE

GÉNÉRALE ET APPLIQUÉE

DEUXIÈME ANNEE

CHAPITRE PREMIER

CONSIDÉRATIONS GÉNÉRALES

Dans le cours de première année, vous avez été initiés, mes chers amis, aux premiers principes de la chimie; vous avez entrevu quelques-unes de ses lois et reçu des notions sommaires sur la manière dont elle procède dans l'étude des différents corps de la nature, simples et composés; vous connaissez, en grande partie du moins, les règles du langage ou de la *nomenclature chimique*; enfin, vous devez vous rappeler qu'envisageant les corps à d'autres points de vue que la physique et l'histoire naturelle, la chimie se préoccupe surtout des phénomènes moléculaires et de la nature intime de la matière.

La science de Lavoisier est, avant tout, une science expérimentale, qui, plus que toute autre, est riche en applications de toutes sortes, aussi son étude ouvre à celui qui s'y livre des horizons sans bornes, soit pour mieux comprendre cette mul-

titude de faits naturels, plus ou moins curieux, qui se passent continuellement autour de nous, soit pour fournir à la médecine, à l'agriculture, à l'industrie, au commerce, de nouveaux moyens d'action.

Il est certain que la plupart de ses découvertes peuvent, à un moment donné, devenir la source de grands bienfaits pour l'humanité ou de richesses incalculables pour les peuples qui savent les industrialiser. Laissez-moi vous en citer quelques exemples.

Grandes découvertes et applications modernes. — Avant les travaux particuliers de Berthollet, de Leblanc, de d'Arceet, de Gay-Lussac, de M. Chevreul, on était loin de se douter qu'en moins d'un quart de siècle le blanchiment des toiles s'effectuerait économiquement en quelques heures, que d'immenses établissements s'élèveraient pour fabriquer des sels de soude et de l'acide chlorhydrique avec le sel marin extrait de l'eau de mer, que le suif serait transformé en une matière qui rivalise avec la cire pour l'éclairage !...

Avant cette belle suite de recherches de laboratoire qui ont tant agrandi le domaine de la science, qui aurait osé prédire qu'avec la pomme de terre, on obtiendrait en grand, non-seulement de la fécule, mais encore du sucre, mais encore de l'eau-de-vie ?

Que de la betterave, on extrairait du sucre avec assez d'économie pour jeter la perturbation dans le commerce de nos colonies ?

Qu'avec la mélasse des mêmes sucreries, on retirerait en abondance : de l'alcool pouvant remplacer l'esprit-de-vin du midi, et de la potasse aussi bonne que celle d'Amérique ?

Qu'avec le coton, cette matière inerte, on ferait de la poudre, plus puissante même que la poudre à canon ordinaire, et qu'on pourrait ensuite changer cette *poudre-coton* en une substance inoffensive, le *collodion*, beaucoup plus agglutinative que la gomme, et éminemment propre à panser les plaies des malades ?

Qui aurait osé admettre qu'avec la mélasse, la fécule, la sciure de bois, on produirait un acide puissant, l'*acide oxalique*, qui sert aux indienneurs dans la confection de leurs charmantes peintures sur toiles ?

Que les cadavres des animaux, abandonnés jadis à la corrup-

tion, donneraient des produits utiles d'une grande valeur, tels que le *prussiate de potasse* et le *bleu de Prusse*, l'une de nos plus belles couleurs minérales?

Que l'on extrairait des eaux vannes et des urines, des eaux ayant servi à l'épuration du gaz d'éclairage, un sel ammoniacal en tout semblable à celui que l'on faisait venir autrefois à grands frais de l'Égypte?

Que du goudron de houille, matière repoussante d'aspect et d'odeur, qui encomrait naguère les usines à gaz, on retirerait une foule d'agents précieux pour l'industrie et l'économie domestique, notamment des liquides éminemment combustibles, des parfums, des médicaments, des antiseptiques et une série de matières tinctoriales de toutes nuances, jaunes, roses, rouges, violettes et bleues, dont la mode s'est bien vite emparée et qui ont produit une véritable révolution dans l'art de la teinture?...

Ces réflexions, que je pourrais étendre et développer si le temps me le permettait, doivent évidemment faire naître chez vous le désir de bien connaître une science qui conduit à des résultats si merveilleux, qui exerce une si haute influence sur le bien-être moral et matériel de nos sociétés modernes.

Ce qui donne à la chimie une marche incessamment progressive, un attrait soutenu par cette succession de découvertes qu'elle enfante, un degré de certitude que n'ont pas, à beaucoup près, les autres sciences expérimentales, c'est la simplicité de ses procédés, la sûreté de ses méthodes, la constance de ses résultats.

Des actions chimiques. — Le caractère le plus saillant que nous présentent les réactions chimiques, et sur lequel je puis dès à présent attirer toute votre attention, réside dans l'indestructibilité de la matière, ce qu'on vérifie facilement lorsqu'on prend la peine d'étudier ces réactions, la balance à la main.

En effet, si l'on pèse, d'une part, la matière qui s'altère, et, de l'autre, les substances dont elle est entourée, on reconnaît bientôt, à l'aide de cet instrument, que l'altération éprouvée par la première est toujours due à ce qu'elle perd ou à ce qu'elle gagne quelque chose.

Ainsi, lorsqu'un charbon brûle dans l'air, la matière solide disparaît graduellement, et, au premier abord, il semble que la substance est détruite, anéantie. Mais si cette *combustion* s'effectue dans un espace limité et disposé de telle sorte que rien n'en puisse sortir (*fig. 1*), on constate que le charbon, en s'unissant à l'un des principes de l'air, s'est converti en un fluide élastique nouveau, éteignant une bougie enflammée, et qui s'est confondu avec le restant de l'air.

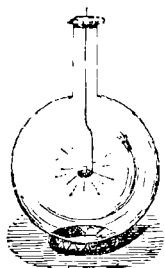


Fig. 1. — Combustion du charbon en vase clos.

Eh bien ! si l'on pèse, d'une part, le charbon avant de l'allumer, et, de l'autre, les gaz qui l'entourent et qui ont servi à la combustion, on parvient à reconnaître, d'une manière rigoureuse, que la somme des produits brûlés est égale en poids à la somme des poids du charbon

et du corps comburant.

Si l'on pèse de même la *rouille* et le *vert de gris* dans lesquels le fer et le cuivre se sont transformés au contact de l'air humide, on trouve encore que leurs poids sont égaux à la somme du poids de chaque métal et des principes de l'air qui ont été fixés sur lui.

Découverte capitale de Lavoisier. — L'étude des actions chimiques conduit donc à l'établissement de ce principe fondamental, posé par Lavoisier, l'illustre chef de la chimie moderne, que, dans la nature, *rien ne se perd, rien ne se crée* ; il y a des substances qui s'ajoutent, des substances qui se séparent, mais, soit qu'elles s'ajoutent, soit qu'elles se séparent, elles conservent invariablement leur poids.

Par conséquent, les réactions chimiques s'accomplissent entre pes corps qui possèdent un poids que la balance peut apprécier.

Phénomènes accompagnant les actions chimiques. — Un autre fait non moins général, c'est que toutes les fois que deux ou plusieurs corps de nature différente, mis en contact, se combinent ou réagissent sous l'influence de l'*affinité*, cette force, vous le savez, qui préside aux actions chimiques, des phénomènes très-saillants naissent aussitôt, tels qu'un dégagement de chaleur, d'électricité, un changement dans les propriétés physiques (la forme, la densité, l'odeur, la saveur, la couleur), et le résultat

final de la combinaison est constamment homogène dans toutes ses parties.

1° Dégagement de chaleur. — Le dégagement de chaleur qui a lieu dans les actions chimiques est un fait reconnu depuis un temps immémorial, et bien facile à constater.

J'introduis, par exemple, dans un flacon des quantités égales d'eau et d'acide sulfurique, et j'agite de manière à opérer le mélange parfait des deux liquides. Le thermomètre que j'y plonge ensuite s'élève aussitôt à $+ 84^{\circ}$. — Si le mélange était fait dans les proportions de 4 parties d'acide et de 1 partie d'eau, la chaleur développée monterait jusqu'à $+ 105^{\circ}$, c'est-à-dire au-dessus de la température de l'eau bouillante.

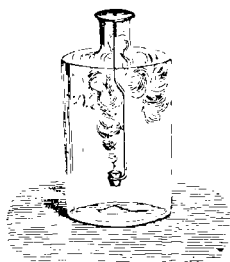


Fig. 2.

Combustion du phosphore dans l'oxygène ou le chlore.

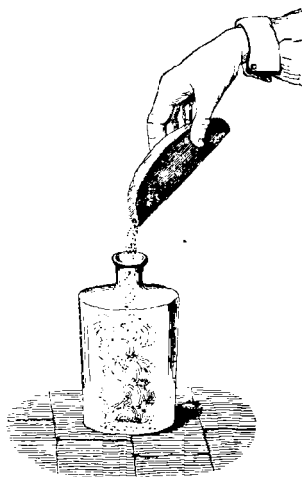


Fig. 3.

Combustion de l'arsenic dans le chlore.

La quantité de chaleur développée dans les actions chimiques est en rapport avec la tendance mutuelle des corps à se combiner. Or, l'affinité entre deux corps est d'autant plus grande qu'ils ont des propriétés chimiques plus opposées; dans ce cas, la chaleur produite est considérable, et elle l'est d'autant plus que l'action se fait plus rapidement et sur une plus grande masse de matière à la fois.

Il arrive souvent même que, dans ces circonstances, la température produite s'élève à 500 ou 600°; alors il y a *ignition*, c'est-à-dire apparition de lumière, parce qu'à cette température tous les corps sont lumineux. C'est ce qui arrive lorsque le phosphore légèrement chaud est plongé subitement dans l'oxygène ou le chlore (*fig. 2*), lorsque l'arsenic, l'antimoine, le bismuth pulvérisés sont projetés dans un flacon plein de chlore (*fig. 3*), lorsque le potassium est mis à la surface de l'eau (*fig. 4*), etc.

C'est à cette production du feu dans les réactions chimiques, quelles qu'elles soient, qu'on donne le nom de *combustion*.

Combustion vive. — **Combustion lente.** — La plus ou moins grande quantité de calorique qui devient libre, au moment des réactions qui s'effectuent entre deux ou plusieurs corps de nature différente, est donc la cause de la diversité des phénomènes qui se présentent. Il y a, par conséquent, deux espèces de *combustion* : la *combustion vive* et la *combustion lente*.

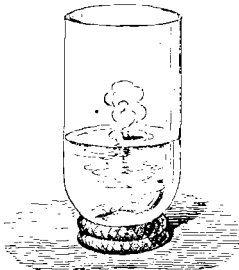


Fig. 4. — Potassium sur l'eau.

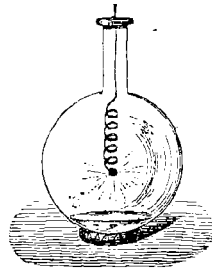


Fig. 3. — Combustion vive du fer dans l'oxygène.

Vous vous rappelez sans doute cette belle expérience où le fer s'est rapidement consumé au sein du gaz oxygène (*fig. 5*); c'était là un cas de *combustion vive*. . . . Eh bien ! laissez dans l'air humide une tige du même métal, vous la verrez bientôt se recouvrir, de place en place, d'une rouille qui, plus tard, envahira toute sa surface. Il y aura là oxygénation, combustion, mais *combustion lente*, sans aucun de ces effets qui vous ont frappés dans l'autre expérience, parce que la réaction entre l'oxygène et le fer n'aura eu lieu que lentement, sur peu de molécules à la fois, et qu'ainsi la chaleur se sera dissipée au fur et à mesure de sa production, sans devenir sensible.

Comme on a souvent besoin, dans les descriptions, d'indiquer les divers degrés de température auxquels les corps réagissent ou qui se produisent dans les actions chimiques, je vais dès à présent vous faire connaître les termes qu'on emploie pour les différents cas. Ces termes rappellent pour les températures élevées, c'est-à-dire qui dépassent le point d'ébullition de l'eau, la couleur de la lumière produite.

Lorsque la chaleur n'est pas encore arrivée jusqu'à l'incandescence, on l'appelle *chaleur obscure*. Au delà, les diverses apparences lumineuses sont nommées ainsi qu'il suit :

Couleurs que prend le platine.	Températures correspondantes.
Rouge naissant	525°
Rouge sombre	700
Cerise naissant	800
Cerise	900
Cerise clair	1000
Orange foncé	1100
Orange clair	1200
Blanc	1300
Blanc soudant	1400
Blanc éblouissant	1500

2^o **Développement d'électricité.** — Un autre phénomène non moins général que la production de chaleur dans les actions chimiques, c'est un dégagement d'électricité, ainsi que Lavoisier et Laplace l'ont reconnu les premiers dès 1781. Il est facile de constater cette émission d'électricité, même dans les actions chimiques les plus faibles, en faisant usage du *galvanomètre-multiplieur* de Schweiger.

Cet instrument est fondé, comme on vous le démontrera dans le Cours de physique, sur l'action qu'un courant électrique fait éprouver à une aiguille aimantée, action découverte en 1820 par Ørsted, de Copenhague, et qui est devenue la base fondamentale de la science qui porte le nom d'*électro-magnétisme* ou d'*électro-dynamique*.

Si l'on attache, par exemple, à l'un des fils du multiplieur une petite pince en platine contenant un fragment de potasse, à l'autre fil une cuiller de même métal en partie remplie d'acide azotique faible, et qu'on porte le fragment de potasse dans l'acide, aussitôt l'aiguille aimantée, déviée de sa position de

repos, atteste, par son mouvement de rotation, l'électricité qui se dégage pendant la combinaison.

3° Changements de propriétés dans les corps. — Indépendamment de ces phénomènes de chaleur et d'électricité qui accompagnent toujours l'action chimique, il y a aussi constamment un changement dans les propriétés physiques et chimiques des corps qui réagissent. C'est ce qui est bien apparent dans l'exemple du sulfure de mercure ou *vermillon*, magnifique couleur rouge¹ qui n'a guère de rapports avec les deux éléments qui servent à la produire : le mercure et le soufre.

Voici du chlore gazeux, d'une part, et de l'autre du sodium métallique. Je les mets en présence, et il en résulte un corps bien différent, dans lequel personne ne pourrait soupçonner la présence des deux éléments précédents ; ce composé, c'est notre sel de cuisine, le *chlorure de sodium* des chimistes !

Circonstances qui influent sur les actions chimiques. — Je vous ai dit, l'année dernière, que plusieurs circonstances influent tantôt dans un sens favorable, tantôt dans un sens contraire, sur le jeu des affinités chimiques et en modifient par conséquent les résultats.

Ces circonstances sont surtout : l'état des corps, les agents physiques naturels (chaleur, électricité, lumière), la pression et ce qu'on appelle l'action de présence.

Voyons ce qu'il y a de plus essentiel à connaître sous ces divers rapports.

1. Influence de l'état des corps. — L'état des corps peut faire varier l'affinité. Lorsque les molécules respectives des corps en présence sont trop éloignées pour qu'elles puissent se toucher, elles n'exercent aucune action les unes sur les autres, et dès lors il n'y a pas d'action chimique. C'est ce qui arrive avec les corps solides, et même avec les corps gazeux. Aussi les anciens chimistes avaient posé cet axiome : « Les corps n'agissent qu'autant qu'ils sont dissous, » c'est-à-dire liquides.

Et, en effet, pour qu'une réaction chimique intervienne entre deux corps, il faut le plus habituellement qu'ils soient à l'état liquide, ou que l'un d'eux au moins soit dans cet état.

¹ Voir *Première année du Cours*, page 27.

Rappelez-vous l'expérience que j'ai faite, l'année dernière¹, avec l'acide du citron et le bicarbonate de soude, qui restent intacts tant qu'ils sont secs et qui, par une affusion d'eau, réagissent instantanément l'un sur l'autre, de manière à produire une très-vive effervescence.

2. Influence de la chaleur. — La chaleur favorise singulièrement l'action chimique. Il est une infinité de corps qui ne peuvent être unis que par son intervention.

Voici deux gaz élémentaires, l'oxygène et l'hydrogène, qui, à la température ordinaire, peuvent rester mélangés (*fig. 6*) pendant un temps indéfini sans qu'il s'établisse entre eux aucune combinaison. Qu'on les soumette à la chaleur rouge, ou qu'on approche de leur mélange un corps enflammé (*fig. 7*), immédiatement ils s'unissent avec une violente détonation et forment de l'eau.

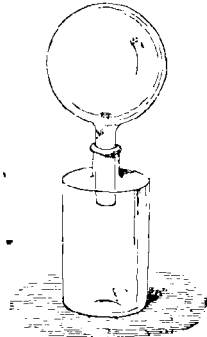


Fig. 6. — Mélange d'oxygène et d'hydrogène.

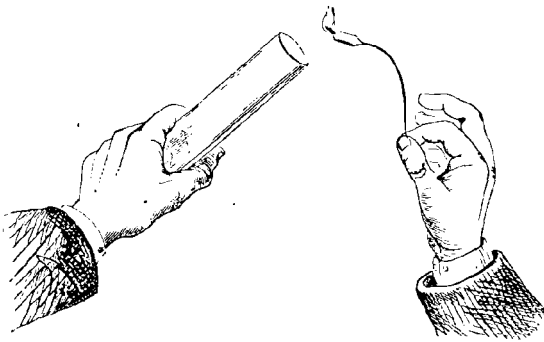


Fig. 7. — Inflammation du mélange d'oxygène et d'hydrogène par la bougie.

Le sable, le minium et la potasse, mélangés à l'état de fine poussière, sont sans action les uns sur les autres; exposez-les dans un creuset à l'action d'une forte chaleur, en employant 300 p. de sable, 200 p. de minium et 100 p. de potasse, ils

¹ Voir *Première année du Cours*, p. 65.

se combinent alors et donnent naissance à une matière qui, refroidie, offre l'aspect du verre ordinaire; c'est ce qu'on appelle le *crystal*.

Souvent aussi la chaleur agit en sens inverse de l'affinité, en éloignant trop les molécules des corps qui sont en présence et les portant hors des limites dans lesquelles elles sont susceptibles de s'attirer. C'est ce qui a lieu surtout pour les substances gazeuses et pour celles capables de prendre cette forme à une certaine température.

Une conséquence directe de ce fait, c'est qu'en chauffant fortement un composé formé de deux substances gazéifiables, ou d'une substance solide ou liquide et d'un gaz, on le détruit dans le plus grand nombre des cas. La *craie* que l'on calcine dans une cornue, fournit un exemple de cette sorte d'effet. Il en est de même de l'*eau-forte* que la chaleur réduit en deux gaz particuliers qui se dégagent isolément.

Ainsi l'influence du calorique sur l'action chimique est très-variable et bien importante à connaître, puisque tantôt cet agent facilite cette action et tantôt l'empêche complètement. Ainsi, à la température de $+ 350^{\circ}$, le mercure se combine à l'oxygène et forme un oxyde en poudre rouge cristalline; tandis qu'à $+ 400^{\circ}$, cet oxyde se décompose en oxygène et en vapeur de mercure.

C'est en raison de ces deux genres d'effets si opposés que les chimistes emploient tour à tour la chaleur comme agent de combinaison et comme agent de décomposition.

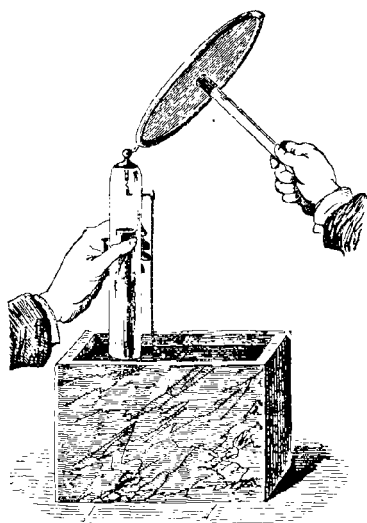


Fig. 8. — Inflammation du mélange d'oxygène et d'hydrogène par l'étincelle électrique.

3. Influence de l'électricité. — L'électricité, soit qu'elle agisse instantanément

sous la forme d'étincelle ou par commotion, soit qu'elle agisse

d'une manière continue sous la forme dite de *courant*, produit des effets analogues à ceux de la chaleur.

Ainsi, remplacez la flamme de la bougie par une étincelle électrique, et vous opérez immédiatement la détonation d'un mélange d'hydrogène et d'oxygène (*fig. 8*), d'hydrogène et de chlore, etc.

D'un autre côté, soumettez à l'action d'une pile voltaïque, même peu énergique, un composé chimique quelconque, vous en isolerez complètement les principes constituants. En voici des preuves évidentes :

Dans une dissolution de chlorure d'étain (*fig. 9*), je fais

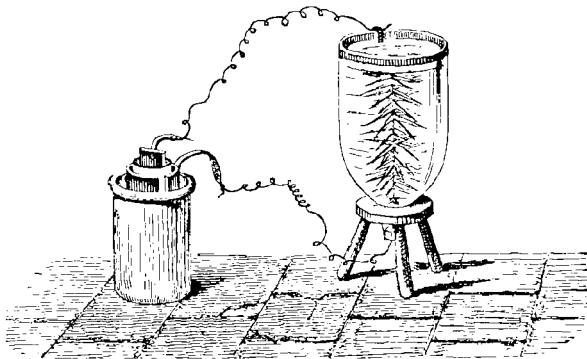


Fig. 9. — Décomposition du chlorure d'étain par la pile voltaïque.

plonger les deux fils opposés d'une pile voltaïque en activité, en les plaçant à une petite distance l'un de l'autre. Presque aussitôt la décomposition du composé métallique par le courant électrique a lieu, et ce qui le prouve, c'est qu'autour de l'un des fils (celui qui communique avec le pôle négatif), on voit bientôt se déposer de jolies aiguilles ou des feuilles métalliques ; c'est de l'étain dans son plus grand état de pureté. Le chlore, devenu libre, va se rendre, pendant ce temps, à l'autre fil, c'est-à-dire au pôle positif de la pile, mais comme il est soluble dans l'eau, on ne l'aperçoit pas.

Voulez-vous une autre preuve de cette action décomposante de la pile. Agissons sur l'eau pure et répétons la belle expérience

faite, pour la première fois, le 30 avril 1800, par les deux chimistes anglais Carlisle et Nicholson.

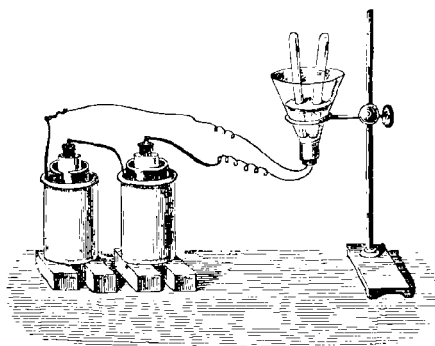


Fig. 10. — Décomposition de l'eau par la pile au moyen du Voltamètre.

Voici un petit entonnoir de verre (*fig. 10*) dont le bec tronqué est fermé par un bouchon bien mastiqué, au travers duquel passent deux petits tubes de verre scellés qui servent à isoler deux fils de platine. L'entonnoir est rempli d'eau légèrement acide; recouvrons chaque fil de platine avec une petite cloche de verre pleine du liquide, et faisons communiquer chacun de ces fils avec un des pôles de la pile en activité. Bientôt l'eau va être décomposée; des bulles nombreuses de gaz vont se réunir dans les cloches, et ces gaz seront d'une nature différente dans chacune d'elles. Dans celle qui recouvre le fil positif, c'est du gaz oxygène qui s'y rassemble; c'est, au contraire, de l'hydrogène dans celle qui recouvre le fil négatif; et comme, dans l'eau, il y a deux fois plus d'hydrogène que d'oxygène, le volume de l'hydrogène mis en liberté sera double de celui de l'oxygène recueilli dans l'autre cloche.

Il est inutile de pousser plus loin la démonstration de cette action décomposante de la pile. Si une pile aussi faible que celle que j'emploie peut si facilement détruire les composés métalliques et l'eau, vous concevez qu'avec une pile très-forte il est possible de détruire les composés les plus stables et les plus réfractaires. C'est en effet ce qui a lieu, et c'est à sir Humphry Davy que nous devons la première connaissance de ce fait capital. Essayant, d'après

cette théorie, l'action de grands appareils galvaniques sur les *alcalis* et les *terres*, c'est-à-dire la *potasse*, la *soude*, la *chaux*, la *baryte*, etc., qu'on regardait comme des corps simples, il parvint à les décomposer en oxygène et en métaux.

C'est par cette découverte, qui opéra une nouvelle révolution dans la science et fournit aux chimistes deux des plus puissants agents qu'ils possèdent, le *potassium* et le *sodium*, que sir H. Davy se posa avec tant d'éclat dans la brillante carrière où il débutait. Le mémoire dans lequel il fit connaître cet important résultat de l'application de l'électricité à la chimie, eut une destinée rare. Il fut couronné par l'Académie des sciences de Paris, en 1807, au moment où la guerre la plus acharnée divisait la France et l'Angleterre.

4. Influence de la lumière. — La lumière, ou plutôt les *rayons* appelés *chimiques*, qui, dans un faisceau de lumière solaire, accompagnent les rayons destinés à nous rendre visibles les divers objets, produisent, dans plusieurs circonstances, des effets analogues à ceux effectués par la chaleur et l'électricité.

Ainsi, tandis qu'elle opère la combinaison instantanée du chlore et de l'hydrogène, elle décompose les oxydes et les sels d'or et d'argent, elle rouge et détruit les matières colorantes de nature organique.

On vous démontrera, dans le Cours de physique, que la reproduction des images dans la chambre noire, c'est-à-dire le *daguer-réotype* et la *photographie*, reposent entièrement sur cette action décomposante que la lumière exerce sur certains composés de l'argent.

5. Influence de la pression. — Les gaz ne manifestent que peu de tendance à l'union, en raison de l'écartement de leurs molécules; mais, lorsqu'on vient à les comprimer, celles-ci se rapprochent assez pour que l'affinité exerce ses effets et contrebalance avantagusement leur élasticité.

La *pression* agit donc en favorisant la combinaison des gaz entre eux ou avec les liquides; mais elle n'a, pour ainsi dire, aucune influence sur celle des solides et des liquides, parce que ces derniers ne sont que très-peu compressibles.

Que l'on comprime rapidement dans une pompe foulante ou

dans le *briquet à air* (fig. 11) un mélange de 1 volume d'oxygène et de 2 volumes d'hydrogène, il y a inflammation, disparition des gaz et formation d'eau.

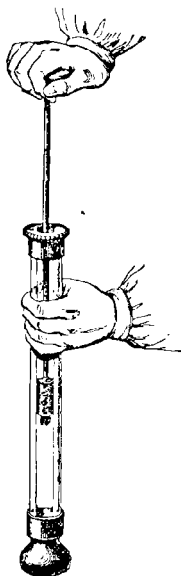


Fig. 11. — Combinaison de l'oxygène et de l'hydrogène dans le briquet à air.

pendant longtemps
boisson.

Il est vrai qu'on peut dire que, dans cette expérience, c'est la chaleur dégagée par la compression brusque des gaz qui en a déterminé la combinaison, puisque le même mélange, soumis à une compression lente, ne manifeste aucun changement ; néanmoins l'influence de la pression ne saurait être mise en doute dans le cas où les gaz sont en présence des liquides.

Ainsi, le gaz acide carbonique est fort peu soluble dans l'eau, dans les circonstances ordinaires de température et de pression atmosphérique, puisque l'eau n'en dissout qu'un volume environ égal au sien ; mais si l'on vient à le comprimer au sein du liquide, vous savez que celui-ci pourra s'en charger de plusieurs fois son volume, et qu'il en dissoudra d'autant plus que la pression sera plus grande.

C'est ce dont on peut facilement s'assurer au moyen du petit appareil de compression que voici (fig. 12) et dont on s'est servi pour préparer l'eau gazeuse destinée à la

C'est un cylindre A en laiton, d'une capacité de 11 à 12 litres, presque entièrement rempli d'eau, surmonté d'une pompe aspirante et foulante B, au moyen de laquelle on fait passer et l'on comprime dans l'intérieur du cylindre le gaz acide carbonique contenu dans une vessie *v* qui est en communication avec le corps de pompe. Le gaz, refoulé par le piston, parcourt le tube *t* s'épanouissant au fond du cylindre sous forme d'entonnoir percé de trous ; c'est par ces trous qu'il s'échappe en une multitude de petites bulles que l'eau dissout dans leur passage.

L'opération est d'autant plus prompte que le corps de pompe contient un plus grand volume de gaz et que le jeu du piston est

plus rapide. C'est par le robinet R que sort l'eau saturée de gaz. Quant au petit robinet r, il sert à l'expulsion de l'air, au commencement de l'opération, lorsqu'on remplit d'eau le cylindre A.

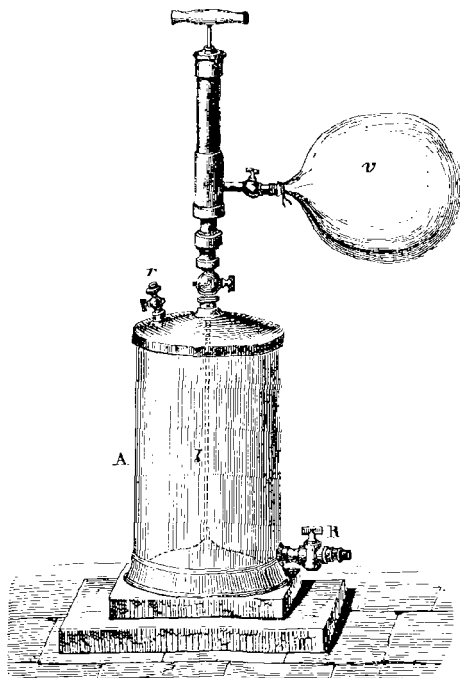


Fig. 12. — Appareil pour surcharger l'eau d'acide carbonique.

Dès que l'eau, surchargée ainsi d'acide carbonique, n'est plus maintenue à la forte pression à laquelle on l'a soumise, le gaz, obéissant à son élasticité, se sépare du liquide avec violence et produit, à cause de cela, une infinité de bulles qui viennent crever à sa surface en soulevant une portion de l'eau, ce qui occasionne une mousse et un léger pétilllement, qui ne cessent que lorsque l'excès du gaz a disparu.

Une expérience fort curieuse, due au chevalier Hall, peut être encore citée comme une preuve de cette influence de la *pression* sur la combinaison des corps. La craie est un composé de chaux qui est toujours solide, et d'un autre corps qui est toujours gazeux,

c'est l'acide carbonique. En faisant rougir la craie dans une cornue de grès, sans exercer sur elle d'autre pression que celle de l'atmosphère, elle se décompose, vous l'avez déjà vu, et laisse dégager le corps gazeux ou l'acide carbonique qu'elle contient.

Mais en s'y prenant de manière à la comprimer fortement, elle ne se décompose plus, même à une température très-élevée. Par exemple, si, après avoir rempli exactement de craie un tube de



Fig. 13. — Tube de fer pour répéter l'expérience de Hall.

fer très-épais (fig. 13), on le scelle solidement à ses deux extrémités, il sera possible, sans décomposer la craie, d'exposer ce tube à une chaleur bien supérieure à celle qui la décomposerait à la pression ordinaire; alors elle se fondra, cristallisera par le refroidissement, et formera du marbre!

Cette expérience peut, jusqu'à un certain point, nous faire concevoir comment ont été formées dans le sein de la terre ces masses énormes de marbre cristallin qui, dans certaines localités, constituent des montagnes et même des chaînes de montagnes.

6. Phénomènes de contact. — Mais de toutes les causes qui peuvent modifier les effets de l'affinité, la plus remarquable, sans contredit, réside dans la propriété dont jouissent certaines substances de déterminer, tantôt des combinaisons, tantôt des décompositions par leur seule présence.

Les faits suivants mettent dans tout son jour cette propriété singulière.

J'ai dit précédemment que l'oxygène et l'hydrogène peuvent rester indéfiniment mêlés à la température ordinaire. Eh bien! si l'on introduit dans ce mélange du platine très divisé, tel que



Fig. 14. — Action de l'éponge de platine sur le mélange d'oxygène et d'hydrogène.

l'éponge ou mieux le noir de platine (fig. 14), à l'instant même il se produit une détonation violente, et l'on obtient de l'eau, sans qu'on puisse constater aucune augmentation ou diminution dans le poids du

platine, et sans que ce métal ait éprouvé la moindre modification.

Vous savez bien que, dans le *briquet à gaz hydrogène*, inventé par Dæbereiner, et dont je vous ai donné la description l'année dernière¹, l'*éponge de platine* frappée par le courant d'hydrogène, rougit et enflamme ce gaz, parce qu'elle détermine sa combinaison subite avec l'oxygène de l'air.

Le *chlorate de potasse* n'est décomposé par la chaleur qu'au-dessus de 400°. Ajoutez à ce sel un peu de sable ou d'oxyde de cuivre, de sesquioxyde de fer ou de peroxyde de manganèse, à l'instant sa décomposition s'effectue complètement à 100°.

Une parcelle de *levûre de bière* suffit pour provoquer la transformation d'une grande masse de sucre en acide carbonique et en esprit-de-vin.

Une autre substance organique, qu'on appelle *diastase*, opère la conversion de la fécule en sucre, sans éprouver la moindre modification chimique.

Il existe donc des corps dont le simple contact peut déterminer des combinaisons et des séparations chimiques. Berzelius a donné à cette action inexplicquée le nom de *force catalytique*, ce qui n'explique rien ; on la nomme plus habituellement *phénomène de contact* ou *action de présence*, ce qui ne l'explique pas mieux, mais constate seulement le fait.

¹ Voir *Première année du Cours*, p. 112.

CHAPITRE II

LOIS DE LA COMBINAISON.

Maintenant que vous connaissez dans quelles circonstances se produit l'action chimique, que vous savez quels sont les phénomènes qui l'accompagnent habituellement, je puis exposer les lois auxquelles les corps simples et composés sont soumis dans leurs combinaisons respectives.

Je vous l'ai déjà dit, ces combinaisons ne se font pas au hasard, n'ont pas lieu d'une manière accidentelle ou arbitraire, suivant tous les caprices de notre imagination. Je ne crois pas inutile de vous répéter que tous les phénomènes de la chimie sont dus à des déplacements continuels de matière, à l'union ou à la séparation des corps ; que rien ne se perd, que rien ne se crée, et que, dans chaque réaction, les corps qui y prennent part présentent une invariabilité, une fixité dans leurs poids respectifs, bien dignes de fixer l'attention.

C'est surtout à propos de la chimie qu'on peut avancer que tout s'y fait avec *poids* et *mesures*, d'après des lois fixes, éternelles, immuables ; aussi le secours de la balance, invoqué pour la première fois par Lavoisier, est-il à chaque instant appelé à vérifier l'exactitude des résultats obtenus. C'est là ce qui donne à la chimie une supériorité si marquée sur les autres sciences naturelles, qui n'ont aucun moyen rigoureux de contrôler les vues théoriques et d'évaluer les forces qui agissent dans la production des effets ou des phénomènes.

Les lois dont je veux vous parler ont été entrevues, en 1777, par deux chimistes allemands, Wenzel de Dresde, et Richter de Berlin ; mais ce n'est qu'en 1807 qu'elles ont été nettement formulées par Dalton de Manchester. Plus tard, Wollaston, Proust,

Gay-Lussac, Berzelius, appuyèrent les idées de Dalton par leurs nombreuses expériences et contribuèrent à les faire adopter par l'universalité des savants.

Je vais réduire à la plus grande simplicité possible l'exposition des lois remarquables suivant lesquelles s'opère la combinaison.

Première loi. — Théorie des proportions définies. — Les corps ne se combinent point en toute espèce de proportions. On remarque, au contraire, qu'ils ne forment jamais entre eux qu'un très-petit nombre de composés dont les éléments sont toujours, relativement les uns aux autres, en des quantités invariables.

Ainsi, par exemple, l'oxygène, le soufre, le chlore, ne s'unissent à un métal quelconque que dans 1, 2, 3 ou 4 proportions, rarement dans un plus grand nombre; et dans chacun des *oxydes*, des *sulfures* ou des *chlorures* qui en résultent, les quantités pondérales d'oxygène et du métal, du soufre et du métal, du chlore et du métal, sont toujours fixes, quelles que soient les circonstances dans lesquelles ces composés métalliques prennent naissance.

48 parties de potasse combinées avec 54 parties d'acide azotique produiront toujours 102 parties de *nitre* (azotate de potasse). Quel que soit l'excès que l'on mette de l'un ou de l'autre, quel que soit le mode de combinaison que l'on adopte, que les substances soient pures ou non, ces proportions seront toujours les mêmes. Et cela ne se borne pas aux nombres que je viens d'indiquer; car, quel que soit le poids de *nitre* formé, l'acide et la base seront toujours entre eux dans le rapport indiqué par les nombres 54 et 48.

Ainsi, en disant que la même quantité d'une substance se combine constamment avec une même quantité d'une autre substance pour produire un composé déterminé, nous ne faisons que noter, en d'autres termes, cette loi de la nature, à savoir : *que les proportions des composés chimiques sont invariables.*

Nous dirons donc, d'une manière générale, que la *combinaison des corps a lieu en proportions constantes et définies*. Cette loi ne souffre pas d'exceptions et s'applique aussi bien aux corps gazeux qu'aux corps solides et liquides. Elle est connue sous le nom de *théorie des proportions définies*.

Deuxième loi. — Théorie des proportions multiples. — Lorsqu'un corps simple peut s'unir à un autre en plusieurs propor-

tions, on remarque toujours des rapports simples entre les quantités du premier ; c'est-à-dire que, la quantité de l'un des composants restant constante dans les différents composés qui prennent naissance, celle de l'autre augmente progressivement dans chacun d'eux et dans des rapports multiples très-simples. Quelques exemples vont mieux faire concevoir cette loi remarquable.

L'oxygène et l'azote s'unissent, à l'état de gaz, en 5 proportions distinctes. La quantité de l'azote restant la même dans tous les composés, celle de l'oxygène varie dans les rapports suivants :

100 vol. d'azote s'unissent avec	50 vol. d'oxygène	pour former	<i>le protoxyde d'azote ;</i>	
100	id.	100	id.	<i>le deutoxyde d'azote ;</i>
100	id.	150	id.	<i>l'acide azoteux ;</i>
100	id.	200	id.	<i>l'acide hypo-azotique ;</i>
100	id.	250	id.	<i>l'acide azotique.</i>

Vous voyez, par là, que les nombres qui expriment le volume de l'oxygène ajouté à 100 d'azote sont entre eux comme les nombres $1/2$, 1, $1\ 1/2$, 2 et $2\ 1/2$, ou 1, 2, 3, 4, 5.

Si, au lieu de volumes, on prend des poids, le même fait se confirme, puisque 175 parties ou 175 grammes, si vous voulez, d'azote, prennent 100, 200, 300, 400 et 500 parties ou grammes d'oxygène pour former les 5 composés oxygénés de l'azote.

100 gr. de mercure s'unissent à	3 gr. 95 d'oxygène	pour former	<i>le protoxyde de mercure ;</i>	
100	id.	à 7 gr. 90	id.	<i>le deutoxyde ou bioxyde ;</i>
100	id.	à 18 gr. de chlore		<i>le protochlorure de mercure ;</i>
100	id.	à 36 gr.	id.	<i>le deuto ou bichlorure ;</i>
100 gr. de cuivre		à 25 gr. de soufre		<i>le protosulfure de cuivre ;</i>
100	id.	à 50 gr.	id.	<i>le deuto ou bisulfure.</i>

Ces exemples que je pourrais multiplier à l'infini prouvent donc que lorsque dans une série de composés auxquels les deux composants sont communs, l'un de ces composants varie en proportions, les nombres qui expriment ces proportions, en poids ou en volumes, sont entre eux comme les nombres 1, 2, 3, 4, 5, c'est-à-dire dans des rapports multiples très-simples et constants.

Cette loi, connue sous le nom de *théorie des proportions multiples*, est remarquable par sa généralité, car elle embrasse non-seulement les combinaisons binaires des éléments, mais aussi les composés d'un ordre plus élevé, comme par exemple, ceux qui résultent de l'union des acides et des oxydes, de deux chlorures, de deux sulfures, etc.

Elle démontre donc la vérité de ce principe, universellement adopté de nos jours, que les combinaisons entre les différents corps ne se font pas d'une manière arbitraire et indéterminée, mais bien en proportions constantes et définies, et par conséquent que ces combinaisons n'ont lieu que dans un très-petit nombre de proportions.

3. Troisième loi. — Lois des gaz. — On sait, d'après les expériences de Mariotte, et d'après celles de Gay-Lussac, que les gaz se compriment et se dilatent de la même quantité quand ils sont placés dans les mêmes conditions de pression et de température; on sait aussi qu'ils ont tous une chaleur spécifique semblable. Cette identité de propriétés physiques est en rapport avec tous les phénomènes que la chimie observe dans la combinaison des gaz entre eux. En effet :

Lorsque des corps à l'état de gaz se combinent entre eux, il existe toujours un *rapport simple entre les volumes de ces gaz*, c'est-à-dire qu'un volume d'élément gazeux se combine toujours ou avec un volume égal au sien ou avec 2, 3, 4, etc., fois son volume d'un autre élément gazeux ;

Et lorsqu'après la combinaison de ces gaz le volume du composé produit n'est plus le même, il existe encore un *rapport simple entre le volume du gaz condensé et la somme des volumes des gaz qui se sont combinés*, ou entre le *volume condensé et l'un des deux gaz qui ont concouru à le former*.

Exemples :

2 vol. azote	+ 1 vol. oxygène	= 2 vol. protoxyde d'azote.
2 vol. azote	+ 2 vol. oxygène	= 4 vol. bioxyde d'azote.
2 vol. hydrogène	+ 2 vol. chlore	= 4 vol. acide chlorhydrique.
2 vol. azote	+ 6 vol. hydrogène	= 4 vol. gaz ammoniac.

Les vapeurs suivent les mêmes lois que les gaz ; ainsi :

2 vol. hydrogène	+ 1 vol. oxygène	= 2 vol. vapeur aqueuse.
2 vol. hydrogène	+ 1 vol. vapeur de soufre	= 2 vol. acide sulfhydrique.
2 vol. hydrogène	+ 2 vol. vapeur d'iode	= 4 vol. acide iodhydrique.

Vous voyez bien, par ce tableau :

1° Que lorsque les gaz se combinent à volumes égaux, c'est-à-dire dans le rapport de 2 à 2 (*acide chlorhydrique, acide iodhydrique, bioxyde d'azote*), le volume du nouveau composé gazeux est égal à la somme des volumes de ses éléments ;

2° Que lorsque les gaz se combinent sous des volumes inégaux, il y a toujours *condensation* ou *contraction*, de telle sorte qu'il n'y a plus de rapport simple qu'entre le volume du gaz condensé et celui de l'un des deux gaz employés ; ainsi

Le volume de la vapeur d'eau est égal au volume de l'hydrogène qui l'a produite ;

Le volume du protoxyde d'azote est égal au volume de l'azote.

3° Vous remarquerez encore que lorsque les gaz s'unissent dans le rapport de 2 à 1 (*Eau, protoxyde d'azote, acide sulfhydrique*), la contraction qu'ils subissent est le *tiers* de la somme de leurs volumes ;

Tandis que lorsque le rapport est de 3 à 1, la contraction arrive à la *moitié*.

4° Enfin, vous retiendrez ce fait important que les gaz, par leurs combinaisons mutuelles, ne donnent jamais lieu à des composés dont les volumes soient plus considérables que la somme des volumes élémentaires.

Toutes ces lois ont été découvertes et formulées par Gay-Lussac.

Équivalents chimiques ou nombres proportionnels. — Les lois qui précèdent vont vous faciliter l'intelligence de ce que les chimistes désignent sous les noms d'*équivalents chimiques* ou de *nombres proportionnels*.

Nous avons établi en principe que lorsqu'un corps s'unit à un autre pour produire un composé déterminé, c'est toujours en proportions invariables ou définies.

Eh bien, si ce même corps peut se combiner avec un second, dans son état de liberté, on observe constamment, entre le premier et le second des corps auxquels il s'unit, un rapport de quantités très-simple et constant. Par exemple :

104 de plomb exigent	{	8 d'oxygène pour former de l'oxyde de plomb.
		16 de soufre — du sulfure de plomb.
		55,5 de chlore — du chlorure de plomb.

Il suit de là que si l'on veut convertir 112 d'*oxyde* de plomb (formé de 104 de métal et de 8 d'oxygène) en *sulfure*, il faut remplacer les 8 d'oxygène par 16 de soufre ; de même que, pour transformer 120 de *sulfure* de plomb ou 159,5 de *chlorure* en *oxyde* de

plomb, il faut substituer 8 d'oxygène aux 16 de soufre du premier composé ou aux 35,5 de chlore du second.

Ainsi, dans ces cas, 8 d'oxygène équivalent à 16 de soufre, et à 35,5 de chlore, comme ces deux derniers s'équivalent entre eux; aussi dit-on qu'ils sont des *équivalents chimiques*.

Si l'on dissout dans de l'eau distillée 0^{gr},170 d'azotate d'argent contenant 0,108 d'argent métallique, et qu'on y plonge pendant un temps suffisant une lame de fer, de cuivre ou de plomb (fig. 15), on en précipitera tout l'argent en poudre grisâtre cristalline. A la place de celui-ci, dans la liqueur, il y aura alors du fer, ou du cuivre, ou du plomb.

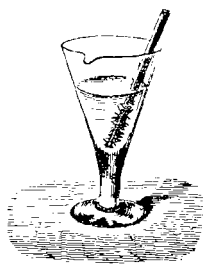
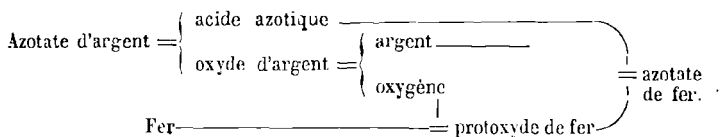


Fig. 15.
Précipitation de l'argent par une lame de cuivre.

En ayant soin de peser la lame métallique, avant et après la réaction, on verra que pour

	0 gr.,108 d'argent déplacé,	
La lame de fer, aura perdu.	0 ^{gr} 028	de son poids.
— de cuivre.	0 ^{gr} 0315	
— de plomb.	0 ^{gr} 104	

Le poids de métal que chaque lame a ainsi perdu se retrouve dans la nouvelle liqueur, uni à l'oxygène et à l'acide azotique de l'azotate d'argent primitif, sous forme d'azotate de fer, ou de cuivre ou de plomb, au même état de *neutralité*, de sorte que le fer, le cuivre ou le plomb a pris exactement la place de l'argent, comme le montre la légende suivante :



Il s'ensuit donc que

- 28 de fer,
- 31,5 de cuivre,
- 104 de plomb,

jouent le même rôle, remplissent les mêmes fonctions que

108 d'argent.

On peut donc dire que ces quantités de matières s'équivalent et que les nombres qui les représentent sont les *équivalents* relatifs de ces métaux.

Si l'on prend 40 grammes d'acide sulfurique solide et privé d'eau, c'est-à-dire *anhydre*, si on les dissout dans une suffisante quantité d'eau, et si l'on y ajoute, avec précaution, une dissolution de potasse pure (fig. 16), jusqu'à ce que la liqueur soit devenue tout à fait *neutre*, ce que l'on constate au moyen de papier de tournesol bleu et de papier de tournesol rouge, sur lesquels elle n'a plus d'action, on reconnaît qu'il

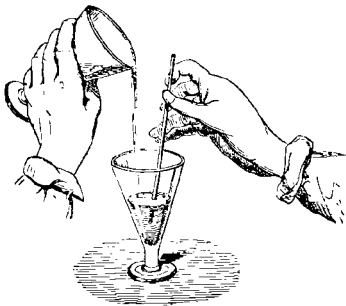


Fig. 16.

Neutralisation de l'acide sulfurique par la potasse.

faut employer, pour obtenir ce résultat, 47 grammes de potasse pure et solide.

Pour arriver à neutraliser la même quantité d'acide sulfurique, l'expérience démontre qu'il faut

28 gr. de chaux,
20 gr. de magnésie,
31 gr. de soude,
76 gr. de baryte,
116 gr. d'oxyde d'argent, etc.

Si, ensuite, on recherche quelles sont les quantités des différents acides qu'il faut employer pour neutraliser exactement ces bases, prises sous les poids respectifs indiqués, on trouve qu'à la place de 40 grammes d'acide sulfurique, il faut :

52 gr. d'acide sulfureux,
54 gr. d'acide azotique,
22 gr. d'acide carbonique,
72 gr. d'acide phosphorique,
75,5 d'acide chlorique,
50 gr. d'acide chromique.

Ces quantités d'acides et de bases, qui peuvent se remplacer mutuellement dans les combinaisons salines, sont donc des *équivalents*. Et en effet, 28 de chaux équivalent à 31 de soude, à 47 de

potasse, etc., de même que 40 d'acide sulfurique équivalent à 32 d'acide sulfureux, à 54 d'acide azotique, etc.; et, ce qui le prouve, c'est qu'en mêlant ensemble deux dissolutions de sulfate de soude et d'azotate de baryte faites dans les proportions suivantes :

Sulfate de soude	71
Azotate de baryte	150
	201

On obtient, par suite de leur double décomposition, deux nouveaux sels au même état de neutralité, et d'un poids semblable :

Sulfate de baryte.	116
Azotate de soude	85
	201

Vous voyez donc bien, par là, que dans les 4 espèces de sels pouvant être engendrées par les 2 bases et les 2 acides employés, les poids des uns et des autres s'équivalent exactement, puisqu'ils peuvent se substituer les uns aux autres sans qu'il y ait aucune perte et sans que l'état de saturation change.

Ces exemples suffisent pour vous faire comprendre ce que l'on entend par *équivalents chimiques* ou *nombres proportionnels*. Ces expressions désignent les nombres exprimant des quantités de matières qui peuvent se substituer les unes aux autres pour former des composés différents.

Pour établir les *équivalents chimiques* des différents corps, on les a rapportés tous à une unité commune, à l'équivalent de l'hydrogène représenté par 1.

Le tableau suivant vous donne les poids des équivalents respectifs des corps simples les plus usuels :

Hydrogène.	1	Iode.	127	Potassium.	39
Carbone.	6	Magnésium.	12	Strontium.	44
Oxygène.	8	Aluminium.	13	Palladium.	53
Bore.	11	Calcium.	20	Étain.	59
Azote.	14	Sodium.	23	Baryum.	68
Soufre.	16	Manganèse.	26	Platine.	98
Fluor.	19	Chrome.	26	Or.	99
Silicium.	21	Fer.	28	Mercure.	100
Phosphore.	32	Nickel.	29	Plomb.	104
Chlore.	35,5	Cobalt.	29	Argent.	108
Arsenic.	75	Cuivre.	51,5	Antimoine.	119
Brome.	80	Zinc.	53	Bismuth.	207

Si vous y faites attention, vous remarquerez que tous ces poids sont des multiples par des nombres entiers de l'équivalent de l'hydrogène, ainsi que le docteur anglais Prout l'a indiqué le premier. Il n'y a que 2 éléments qui fassent exception à cette loi, à savoir le chlore et le cuivre.

Quoi qu'il en soit, c'est donc toujours entre ces différents poids que les éléments se combinent entre eux pour donner naissance à des composés définis.

La somme des équivalents des corps simples qui se combinent constitue l'équivalent du composé qui en résulte. Ainsi :

1 d'hydrogène +	8 d'oxygène	= 1 équivalent ou 9 d'eau.
39 de potassium +	8 d'oxygène	= 1 équivalent ou 47 de protoxyde de potassium.
16 de soufre +	24 d'oxygène	= 1 équivalent ou 40 d'acide sulfurique anhydre.
28 de chaux +	22 d'acide carbonique	= 1 équivalent ou 50 de carbonate de chaux, etc.

Application des équivalents. — La loi des équivalents fournit, par conséquent, les moyens d'opérer la décomposition mutuelle et complète des composés, puisqu'elle indique les proportions exactes dans lesquelles ces composés doivent être mêlés pour réagir ensemble. On peut regarder comme une règle générale :

Que pour chasser d'un composé l'équivalent d'un de ses composants, il faut mettre en présence du premier un équivalent du corps destiné à remplacer le second.

Soit, comme exemple, l'azotate de potasse dont on veut expulser l'acide azotique au moyen de l'acide sulfurique ordinaire ou hydraté. On dit :

$$1 \text{ équiv. ou } 101 \text{ d'azotate de potasse} = \begin{cases} 1 \text{ équiv. de potasse ou } 47, \\ 1 \text{ équiv. d'acide azotique ou } 54; \end{cases}$$

par conséquent, pour remplacer la proportion d'acide azotique, il faudra employer 1 équivalent d'acide sulfurique hydraté ou 49 (composé de 1 équivalent d'acide réel ou 40 et de 1 équivalent d'eau ou 9) et l'on obtiendra :

$$\begin{aligned} 87 \text{ sulfate de potasse} & \dots \dots \dots = \begin{cases} 1 \text{ équiv. de potasse} & \dots \dots \dots 47 \\ 1 \text{ équiv. d'acide sulfurique réel} & \dots \dots \dots 40 \end{cases} \\ \text{et } 65 \text{ d'acide azotique hydraté} & = \begin{cases} 1 \text{ équiv. d'acide réel} & \dots \dots \dots 54 \\ 1 \text{ équiv. d'eau} & \dots \dots \dots 9 \end{cases} \end{aligned}$$

Si l'on avait à décomposer un nombre tout différent d'azotate de potasse, soit par exemple 145 parties, on trouverait la quantité d'acide sulfurique à employer au moyen de la règle suivante :

101, équivalent du nitre : 49 équivalent de l'acide sulfurique hydraté : : 145 de nitre à décomposer : x , 4^e terme qui serait la quantité d'acide sulfurique à employer :

$$\frac{49 \times 145}{101} = 70,35$$

c'est-à-dire que pour décomposer 145 parties d'azotate de potasse, il faudrait faire réagir sur elles 70,35 d'acide sulfurique hydraté.

Vous voyez, par là, combien la connaissance des équivalents donne de facilité aux chimistes et aux fabricants de produits chimiques, pour trouver immédiatement et sans tâtonnements le poids de chaque corps qu'il faut mettre en présence pour opérer les combinaisons dont on a besoin. Par ce moyen, on emploie la quantité convenable de chaque corps, ni plus ni moins.

Puisque ceux-ci se combinent ou réagissent toujours entre eux dans des rapports fixes de poids, vous comprenez maintenant pourquoi les chimistes admettent que les atomes sont indivisibles et pourvus de poids inégaux.

Symboles et formules chimiques. — La connaissance de la loi des équivalents les a encore conduits à former une langue par signes ou symboles, qui leur permet d'exprimer, d'une manière très-simple et abrégée, la composition d'un corps complexe, le remplacement de l'un de ses éléments par un autre, et, en général, la manière dont ils pensent que les éléments sont groupés.

Ils ont donc adopté comme règle de désigner chaque élément par la lettre initiale majuscule de son nom. Ainsi

L'oxygène	par O
L'hydrogène	par H
Le soufre	par S
Le carbone	par C

et ainsi de suite. Seulement, lorsque plusieurs corps simples ont la même initiale, on ajoute à quelques-uns la première ou la seconde lettre de leurs noms. Le tableau suivant va vous faire connaître les symboles adoptés pour les éléments les plus employés, dont vous avez vu précédemment les poids des équivalents respectifs :

Hydrogène	H Iode	I Potassium ou Kalium	Ka
Carbone	C Magnésium	Mg Strontium	Sr
Oxygène	O Aluminium	Al Palladium	Pd
Bore	B Calcium	Ca Étain ou Stannum	Sn
Azote	Az Sodium ou Natrium	Na Baryum	Ba
Soufre	S Manganèse	Mn Platine	Pt
Fluor	Fl Chrome	Cr Or ou Aurum	Au
Silicium	Si Fer	Fe Mercure ou Hydrargyrum	Hg
Phosphore	Ph Nickel	Ni Plomb	Pb
Chlore	Cl Cobalt	Co Argent	Ag
Arsenic	As Cuivre	Cu Antimoine ou Stibium	Sb
Brome	Br Zinc	Zn Bismuth	Bi

Ces signes ou symboles, outre leur signification propre, expriment encore les quantités en poids suivant lesquels les éléments se combinent ; de sorte que

O	rappelle toujours à la pensée	8 d'oxygène,
H	—	1 d'hydrogène,
S	—	16 de soufre,
C	—	6 de carbone,

c'est-à-dire l'équivalent de chaque corps.

Pour désigner plusieurs équivalents d'un corps simple, on place un chiffre à la droite, au haut ou au bas du signe qui le représente. Ainsi : O^2 , H^3 , S^2 , C^2 indiquent 2 équivalents d'oxygène, d'hydrogène, de soufre, de carbone.

Au moyen de ces signes conventionnels, rien de plus simple, comme vous allez voir, que de représenter la composition des corps même les plus complexes ; ainsi, pour les composés binaires :

HO	est l'eau ou protoxyde d'hydrogène. = 9
CO	l'oxyde de carbone	= 14
CO ²	l'acide carbonique	= 22
SO ³	l'acide sulfureux	= 52
SO ⁵	l'acide sulfurique	= 40
HCl	l'acide chlorhydrique	= 56,5
H ₂ S	l'acide sulfhydrique	= 17
NaCl	le chlorure de sodium	= 58,5
AzH ⁵	l'azoture d'hydrogène ou l'ammoniaque	= 17

Pour désigner les sels, on écrit le signe de la base, puis celui de l'acide, en mettant une virgule entre deux. Ainsi :

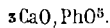
KO,SO ³	signifie sulfate de potasse	= 87
NaO,CO ²	— carbonate de soude	= 53

Pour indiquer plusieurs équivalents de l'un des composants d'un

sel, on place devant le signe un chiffre à la gauche sous forme de coefficient. Ainsi :

Le bisulfate de potasse est représenté par $\text{K}^{\text{O}}_2\text{S}^{\text{O}}_5$
 Le phosphate de chaux basique par $3\text{CaO} + \text{PhO}^5$.

Ici, on sépare le symbole de la base de celui de l'acide par le signe algébrique +, pour montrer que le chiffre 3 ne multiplie que l'équivalent de la chaux, et nullement celui de l'acide phosphorique. Autrement, si l'on écrivait :



cela voudrait dire 3 équivalents de chaux et 3 équivalents d'acide phosphorique, ce qui serait un sel tout autre que le premier, puisque celui-ci ne renferme, pour 3 équivalents de chaux, qu'un seul équivalent d'acide phosphorique.

Voilà ce qu'on appelle des *formules chimiques*.

Ces formules sont surtout très-précieuses pour représenter les réactions entre deux ou plusieurs corps et indiquer les produits qui en résultent. Je vais vous démontrer les avantages de cette méthode au moyen d'un exemple.

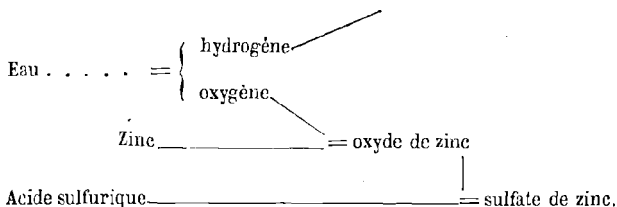
Vous vous rappelez, sans aucun doute, que, pour avoir un dégagement d'hydrogène, on met en présence, dans un flacon à deux tubulures, de l'eau, de l'acide sulfurique et du zinc laminé ou en grenailles¹.

Les produits de cette réaction, quand tout le métal est dissous, se réduisent à 2 ; le gaz, qu'on recueille sous des cloches pleines d'eau, et du *sulfate de zinc* qui reste en dissolution dans l'eau du flacon ; en évaporant une grande partie de celle-ci, au moyen de la chaleur, ce sulfate cristallise par le refroidissement et apparaît en beaux prismes blancs.

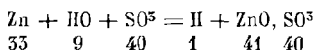
La théorie de cette réaction est fort simple. Une certaine quantité d'eau est décomposée, sous la double influence de l'acide et du métal ; son hydrogène se dégage, tandis que son oxygène, en se portant sur le zinc, le convertit en oxyde qui s'unit au fur et à mesure avec l'acide sulfurique pour constituer le sulfate de zinc qu'on retrouve en solution dans le liquide du flacon.

¹ Voir *Première année du Cours*, p. 65.

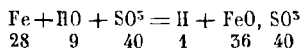
Cette succession de phénomènes se grave mieux dans la mémoire au moyen de la légende suivante :



Traduisons maintenant cette réaction en formule chimique, en nous servant des équivalents :



Si, au lieu de zinc, on avait employé le fer, on écrirait :



Cette manière de représenter une réaction est ce qu'on appelle une *équation chimique*. Il faut, pour que cette *égalité* soit exacte, que, dans chaque membre de l'équation, on retrouve le même nombre d'équivalents, quel que soit, d'ailleurs, l'arrangement relatif de ces équivalents.

L'*équation chimique* a le grand avantage, sur la *légende*, montrer dans quels rapports de poids les corps réagissent les uns sur les autres.

C'est au chimiste suédois Berzelius que nous devons cette manière ingénieuse de représenter la composition des corps et toutes les réactions chimiques auxquelles ils prennent part. C'est à partir de 1810 à 1811 que la nomenclature symbolique de Berzelius a commencé à remplacer, ou plutôt à compléter la nomenclature de Lavoisier.

CHAPITRE III

ÉTUDE DES CORPS SIMPLES

Vous le savez, les *corps simples* ou *éléments* sont, dans l'état actuel de nos connaissances, au nombre de 65, qu'on répartit habituellement en deux groupes, uniquement pour en faciliter l'étude : les *corps simples métalliques* ou les *métaux*, et les *corps simples non métalliques* ou les *métalloïdes*.

Je vous rappellerai les principaux caractères qui servent de base à cette distinction :

Les *métaux* sont presque complètement opaques ; ils réfléchissent vivement la lumière, ce qui leur donne à un haut degré le brillant et l'éclat qu'on observe sur l'or et l'argent récemment polis, caractère qu'ils conservent alors même qu'ils sont réduits en poudre. Ils conduisent parfaitement la chaleur et l'électricité.

Les *métalloïdes* présentent, en général, des propriétés opposées. Ainsi, ils sont transparents ou translucides, rarement opaques, presque toujours dénués du brillant métallique et dépourvus par conséquent de la faculté de recevoir un beau poli et un vif éclat. Ils sont enfin mauvais conducteurs de la chaleur et de l'électricité.

Cette division, qui est déjà assez ancienne, repose, comme vous voyez, sur un ensemble de propriétés qui établit, au premier aperçu, des différences assez tranchées entre les deux classes. Cependant il est difficile d'assigner un caractère précis qui distingue, dans tous les cas, les métaux des métalloïdes, et il est même impossible, à vrai dire, de poser des limites bien nettes entre ces deux sortes de corps, plusieurs participant des propriétés des uns et des autres.

Ainsi l'arsenic, le tellure, le sélénium fondu, l'iode, le carbone à l'état de graphite, possèdent l'éclat métallique ; et certains mé-

taux, tels que l'antimoine, l'or, le zirconium, présentent de l'analogie avec les métalloïdes. L'hydrogène est bon conducteur de la chaleur, et le charbon de bois fortement calciné conduit assez bien l'électricité.

Par conséquent, les caractères extérieurs ou les propriétés purement physiques ne pourraient servir à justifier cette distinction des éléments en deux groupes. C'est sur des propriétés exclusivement chimiques qu'il faut établir la division; il y en a deux capitales qui tiennent à l'essence même de l'espèce :

1° Les métalloïdes, en s'unissant à l'oxygène, forment des composés *neutres* ou *acides*, jamais positivement *basiques*, tandis que les métaux en forment toujours au moins un qui est *basique*.

2° Les métalloïdes donnent naissance, par leur combinaison mutuelle, à des gaz *permanents*, c'est-à-dire qu'on ne peut ni liquéfier, ni solidifier, au moins quant à présent, tandis que les métaux n'en produisent jamais.

A — DES MÉTALLOÏDES

Les propriétés essentielles, caractéristiques des métalloïdes vous ayant été exposées dans le cours de première année, il ne me reste, pour compléter leur étude, qu'à vous dire comment on se les procure à l'état de pureté et à vous signaler leurs principaux composés.

DE L'OXYGÈNE

État naturel. — Ce gaz élémentaire, permanent, n'est jamais à l'état de liberté absolue dans la nature; il ne s'y montre qu'en mélange ou en combinaison.

Dans le premier cas, il est dans l'air que nous respirons, mélangé avec le gaz azote, et il fait un peu plus du cinquième de son volume.

Dans le deuxième cas, c'est-à-dire à l'état de combinaison, on le rencontre dans presque tous les produits des trois règnes; ainsi, c'est un des éléments de l'eau dont il constitue les $\frac{10}{11}$ ^{es} du poids; les oxydes, les pierres, les sels, la plupart des acides

en renferment une quantité notable; il est dissous dans les eaux qui coulent à la surface de la terre; les matières végétales et animales, à très-peu d'exceptions près, en contiennent aussi des proportions plus ou moins grandes.

Importance de cet élément. — L'étude de l'oxygène se rattache donc à celle de tous les corps simples et composés; aussi son histoire, ainsi que celle des corps oxygénés, fait une partie considérable de l'histoire générale de la chimie.

Lavoisier, qui soumit ce gaz à de nombreuses expériences, qui examina avec une profonde sagacité la plupart de ses composés, et qui avait constaté que tous les acides alors connus en contenaient, établit en principe qu'il était indispensable à la formation des ces derniers, et lui imposa en conséquence, en 1787, au moment de la création de la nomenclature chimique, le nom univoque d'*oxygène*, qui veut dire *générateur des acides*.

Cette dénomination n'est plus exacte, puisqu'on connaît des acides qui ne contiennent pas d'oxygène, tels sont ceux qui résultent de la combinaison de l'hydrogène avec le chlore, le brome, l'iode, le fluor, le soufre, le sélénium, etc., acides que, pour cette raison, on désigne sous le nom générique d'*hydracides*, tandis que les acides binaires oxygénés portent celui d'*oxacides*.

Phénomènes qui accompagnent ses combinaisons. — L'oxygène peut s'unir à tous les autres corps simples, métalloïdes et métaux, et l'on remarque toujours que pendant sa fixation, il s'opère un dégagement de chaleur, souvent même un dégagement de lumière.

Dans les combustions ordinaires de nos foyers ou de nos appareils éclairants, l'oxygène joue un très-grand rôle, puisque c'est lui qui détermine, par sa fixation sur les principes constituants des combustibles, le dégagement de chaleur et de lumière qui apparaît.

Les besoins de l'homme et son esprit d'investigation lui ont fait chercher les moyens de produire une élévation de température considérable. Pour y parvenir, il a accumulé l'air aux environs des matières combustibles, soit par un tirage, soit par des machines soufflantes; mais l'oxygène étant le seul élément de l'air qui entretienne la combustion, en s'unissant aux combustibles, c'est

avec lui, après l'avoir isolé, qu'il est parvenu à obtenir les effets les plus marqués. Aujourd'hui, rien ne résiste au feu que l'on peut produire avec l'oxygène ; le platine fond et brûle en scintillant, le cristal de roche, les pierres précieuses entrent également en fusion ; le diamant ne foud point, mais il entre en combustion et se détruit rapidement.

Chaleur dégagée par les divers combustibles. — Les différents combustibles dégagent, en brûlant, une quantité de chaleur d'autant plus forte qu'ils absorbent plus d'oxygène. En voici la preuve dans le tableau suivant qui indique la chaleur fournie par un kilogramme de chacun d'eux, en même temps que la quantité d'oxygène absorbée pendant leur combustion. La température produite est exprimée en *unités de chaleur* ou *calories*, et ce qu'on appelle ainsi, on vous l'a dit dans le Cours de physique, c'est la quantité de chaleur nécessaire pour élever 1 kilogramme d'eau de 0° à 1°.

Désignation des substances.	Unités de chaleur.	Oxygène absorbé
Hydrogène pur	25640	8 ⁶¹¹ 01
Cire blanche	9479	5 10
Huile de colza épurée.	9307	»
Huile d'olive	9044	5 »
Suif	8369	5 10
Carbon pur.	7914	2 616
Phosphore	7500	1 59
Charbon de bois	7300	2 60
Hydrogène bicarboné.	6600	5 30
Coke.	6500	2 20
Charbon de tourbe.	6400	»
Houille grasse moyenne	6000	2 20
Bois parfaitement sec	3500	1 50
Tourbe de bonne qualité	5000	»
Bois séché à l'air.	2600	1 »
Oxyde de carbone.	1800	0 57

C'est l'hydrogène pur, comme on le voit, qui produit la plus forte chaleur en brûlant. Aussi, c'est son mélange avec la moitié de son volume d'oxygène qu'on emploie ordinairement, en faisant usage du chalumeau de Clarke (*fig. 47*), pour obtenir les grands effets de fusion dont j'ai parlé tout à l'heure. Mais les dangers que présente ce mélange, dont toutes les parties sont instantanément combustibles, ont conduit MM. H. Sainte-Claire Deville et Debray à imaginer un chalumeau dans lequel les deux gaz ar-

rivent isolément de leurs gazomètres respectifs et ne se réunissent, pour être enflammés, qu'au point même où l'on a besoin de les faire réagir.

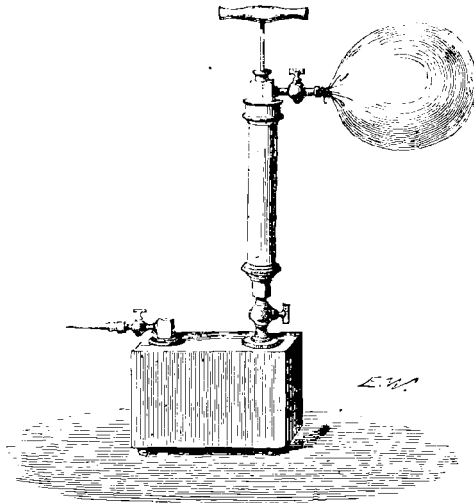


Fig. 17. — Chalumeau de Clarke.

Voici ce chalumeau (*fig. 18*) composé d'une double enveloppe en caoutchouc, l'une intérieure dans laquelle circule l'oxygène, l'autre extérieure plus large qui reçoit l'hydrogène ; les deux gaz,

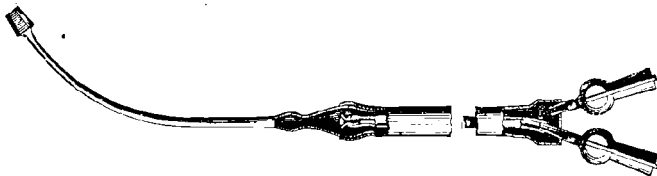


Fig. 18. — Chalumeau perfectionné de MM. Deville et Debray.

dont on règle à volonté le débit au moyen de robinets placés sur les tubes qui sont adaptés aux réservoirs comprimés, ne se mêlent que dans le tuyau capillaire qui termine la double enveloppe, c'est-à-dire, à peu de distance du bec du chalumeau, en sorte que le flamme ne peut rétrograder au delà du tuyau capillaire.

On commence par ouvrir le robinet à hydrogène et on l'enflamme ; on ouvre alors le robinet à oxygène jusqu'à ce qu'on ait une flamme très-faible, brûlant sans bruit. C'est cette flamme si chaude qui a permis à MM. Deville et Debray d'opérer, en quelques instants, la fusion de masses de platine considérables (11 à 12 kilgr.) placées dans la concavité d'un gros morceau de chaux maigre. Ils ont seulement remplacé par économie

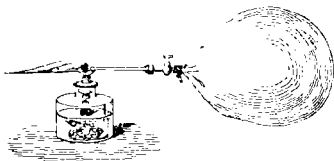


Fig. 19. — Chalumeau à oxygène.

l'hydrogène ordinaire par le gaz de l'éclairage.

Lorsqu'on ne veut agir que sur de très-petites quantités de matière, on peut se contenter de faire passer un courant rapide d'oxygène dans la flamme d'une lampe à alcool ; on se sert, pour cela, d'une vessie (*fig. 19*) remplie d'oxygène et dont la tubulure en cuivre est armée d'un robinet laissant écouler le gaz par un tube effilé que l'on introduit dans la flamme de la lampe. La température ainsi obtenue suffit pour produire

tous les effets que donne la combustion du mélange détonant d'oxygène et d'hydrogène. On fond aisément, par ce moyen, un fil de platine de petit diamètre (1/2 millimètre).

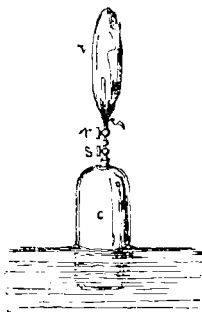


Fig. 20. — Manière de remplir une vessie de gaz.

Il n'est pas inutile de vous montrer comment on remplit une vessie d'oxygène. On met d'abord celle-ci *v* (*fig. 20*) tremper dans l'eau pour la rendre très-flexible, puis on adapte à son ouverture une garniture métallique munie d'un robinet *r*. On la comprime ensuite pour en chasser l'air, et on visse la garniture *r* sur la monture métallique et à robinet *s* d'une grande cloche en verre *c* remplie d'oxygène et placée sur la cuve à eau. On ouvre alors les robinets *r* et *s*, et on pèse sur la cloche de manière à l'enfoncer dans l'eau ; l'oxygène, chassé ainsi, entre dans la vessie et la remplit. On ferme les robinets, on dévisse la garniture et dans celle-ci on introduit un bouchon portant dans son centre un tube effilé qui

sert à diriger le jet d'oxygène sur la flamme lorsqu'on presse la vessie sous le bras.

Préparation. — Disons maintenant comment on peut se procurer le gaz oxygène dans son état de pureté. Beaucoup de procédés peuvent être suivis pour arriver à ce résultat. Tout composé qui, contenant une forte proportion d'oxygène, ne le retiendra pas avec assez d'énergie pour résister à l'action décomposante de la chaleur, pourra être employé à l'extraction de ce gaz.

En ce moment, je ne vous parlerai que du procédé indiqué par Berthollet, parce que c'est le plus commode, le plus rapide, le plus économique, et qu'il fournit un gaz très-pur. Il consiste à décomposer par la chaleur le chlorate de potasse qu'on trouve dans le commerce à un prix peu élevé.

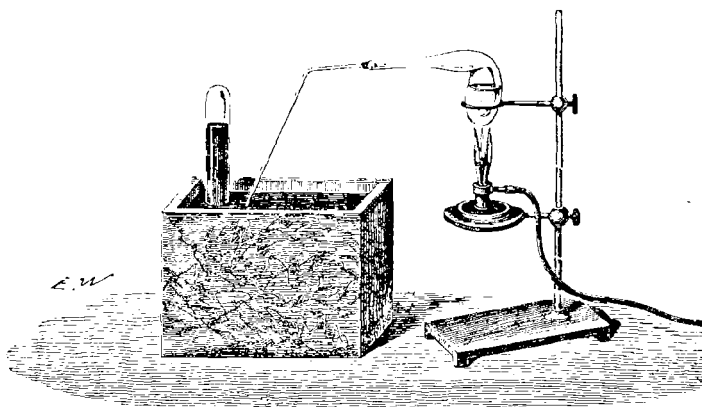
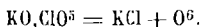


Fig. 21. — Extraction de l'oxygène du chlorate de potasse.

On opère dans une petite cornue de verre (*fig. 21*) que l'on chauffe peu à peu jusqu'au rouge sombre avec quelques charbons ou une lampe à alcool, ou mieux encore avec un bec de gaz. Pour rendre la décomposition du sel plus facile et à une température plus basse, surtout lorsqu'on opère sur une quantité un peu forte, 80 à 100 grammes par exemple, on le mélange à l'avance avec environ son poids d'oxyde rouge de manganèse, ou d'oxyde noir de cuivre, ou même de sable. Ces corps n'interviennent que

d'une manière physique; probablement qu'ils répartissent mieux la chaleur dans la masse du sel et empêchent sa fusion ignée; il est certain que le chlorate, en se décomposant, ne leur fait éprouver aucune altération.

Dans cette opération, l'acide chlorique et l'oxyde de potassium du chlorate sont décomposés et laissent dégager l'un et l'autre tout leur oxygène, de telle sorte qu'il ne reste plus dans la cornue que du chlorure de potassium, ainsi que l'équation suivante le démontre :



D'où l'on voit qu'un équivalent de chlorate de potasse donne 6 équivalents d'oxygène. Cette quantité correspond environ à 39,16 pour 100 du poids du sel employé, ou à 27 litres 3 décilitres environ.

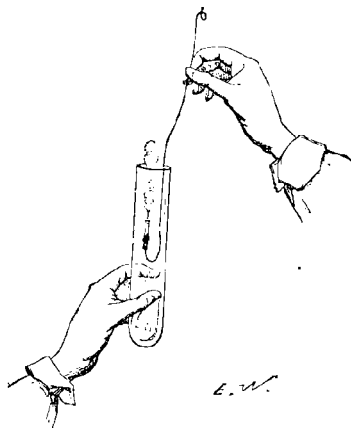


Fig. 22. — Épreuve du gaz oxygène par la bougie.

Quoi qu'il en soit, on laisse perdre les premières cloches de gaz, parce que tout d'abord c'est l'air contenu dans l'intérieur de l'appareil qui s'échappe par suite de sa dilatation par la chaleur. On ne recueille le gaz que lorsqu'une allumette ou une bougie à demi-éteinte se rallume subitement dans l'intérieur des cloches et y brûle avec un vif éclat (fig. 22).

Usages. — Si dans les arts et l'économie domestique, l'oxygène pur n'a reçu, jusqu'à présent, aucune application directe, si ce n'est pour la production des hautes températures, en revanche son mélange avec l'azote, c'est-à-dire l'air atmosphérique, est un des agents les plus énergiques et les plus fréquents, ainsi que vous l'avez déjà entrevu.

Un des chimistes les plus éminents de notre époque, M. Liebig, de Munich, l'a dit avec raison, depuis la découverte de l'oxygène, le monde civilisé a éprouvé toute une révolution dans ses mœurs

et dans ses habitudes. La connaissance de la composition de l'atmosphère, et de l'écorce solide de la terre, celle de l'eau, celle de son influence sur la vie des plantes et des animaux, se liaient à cette découverte. Elle a les rapports les plus intimes avec la direction plus avantageuse donnée à une foule de fabriques et de professions, et avec l'exploitation des métaux. Depuis lors, on peut dire que la prospérité matérielle des États s'est augmentée dans un rapport multiple, que l'aisance de chaque individu n'a fait que s'accroître.

Chaque découverte particulière qui se fait en chimie est suivie de semblables effets ; chaque application de ses lois est capable d'apporter, dans une direction quelconque, de l'utilité à l'État, et d'en augmenter la force et la prospérité¹.

DE L'AZOTE.

Historique. — Longtemps confondu avec l'acide carbonique, l'azote en fut distingué, en 1772, par le docteur Rutherford, professeur de botanique à l'université d'Édimbourg ; mais c'est Lavoisier qui en décrivit les principales propriétés.

Le nom qu'il porte, signifiant *qui prive de la vie*, est assez mal choisi, puisque tous les autres gaz, à l'exception de l'oxygène, sont, comme lui, impropres à la respiration. Partout ailleurs qu'en France, on l'appelle *nitrogène*, c'est-à-dire engendreur du *nitre* (azotate de potasse).

Caractères essentiels. — 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. Il ne fait absolument que se mêler avec les autres gaz. Ce n'est que lorsqu'il les rencontre à l'état *naissant*, c'est-à-dire au moment où il se dégage de l'une de ses combinaisons, ou sous l'influence de l'électricité, qu'il peut s'unir à l'oxygène et à l'hydrogène. Avec le premier, il forme un gaz acide (*acide hypo-azotique*), avec le second, un gaz alcalin (*ammoniaque*).

Préparation. — L'air atmosphérique contenant, ainsi que je l'ai dit précédemment, les $\frac{4}{5}$ ^{es} de son poids de gaz azote simple-

¹ Liebig — 1^{re} *Lettre sur la Chimie*. 1^{er} vol. p. 6 et 7. — Paris, V. Masson et fils, etc.

ment mélangé à l'oxygène, est pour les chimistes un réservoir inépuisable d'azote. Il suffit, en effet, pour obtenir ce métalloïde dans son état de pureté, d'absorber complètement l'oxygène et le peu d'acide carbonique qui se trouvent dans l'air. Or, rien n'est plus facile, ainsi que vous allez en acquérir la preuve.

Je mets quelques grammes de phosphore dans une petite coupelle C, que je pose sur un large bouchon B (*fig. 23*) qui nage à la surface de l'eau de la cuve. J'enflamme le phosphore à l'aide d'une allumette en ignition, puis je le recouvre aussitôt d'une grande cloche en verre A. Le phosphore continue à brûler en absorbant l'oxygène de l'air renfermé sous la cloche, et il s'éteint dès qu'il ne trouve plus cet aliment de combustion. L'acide phosphorique produit, et qui apparaît sous forme de légers flocons blancs, ne tarde pas à se dissoudre dans l'eau de la cuve; l'air de la cloche redevient transparent et ne consiste plus qu'en azote, vapeur aqueuse, acide carbonique et des traces d'oxygène échappées à l'action du phosphore.

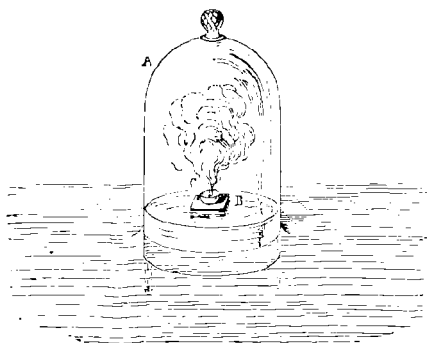


Fig. 23. — Préparation de l'azote au moyen du phosphore.



Fig. 24. — Cylindre de phosphore placé dans un tube ouvert pour purifier l'air.

Pour débarrasser l'azote de ces corps étrangers, voici ce qu'il faut exécuter. On fait passer sous la cloche quelques cylindres de phosphore, supportés par des tubes creux de verre (*fig. 24*), et on les y laisse au moins pendant 3 ou 4 heures, ou mieux jusqu'à ce qu'ils cessent de paraître lumineux dans l'obscurité. On enlève, par ce moyen, le peu d'oxygène qui restait encore dans la cloche,

mais aussi on y introduit des vapeurs de phosphore. On fait alors passer quelques bulles de chlore pour former un chlorure de phosphore qui se dissout dans l'eau, puis, après avoir transvasé le gaz dans des flacons à l'émeri, on l'agite avec un peu de solution de potasse, qui enlève le restant du chlorure de phosphore et tout le gaz acide carbonique.

Si l'on veut dessécher le gaz azote, on le met en contact pendant un jour avec des fragments de chlorure de calcium ou de la chaux vive bien récente, après toutefois l'avoir fait passer dans de nouveaux flacons placés sur la cuve à mercure.

Le cuivre peut être avantageusement substitué au phosphore, car il permet d'obtenir l'azote dans un plus grand état de pureté et sous forme de courant gazeux qu'on peut recueillir facilement dans des cloches ou des flacons convenables.

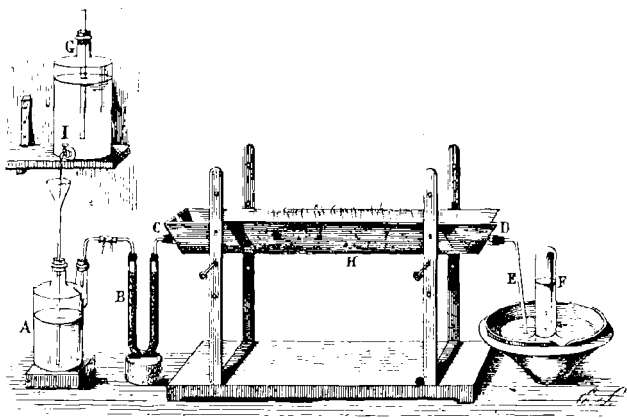


Fig. 25. — Préparation de l'azote au moyen du cuivre.

Pour cela, on fait passer de l'air préalablement dépourvu d'eau et d'acide carbonique sur du cuivre porté à l'incandescence dans un tube de verre vert peu fusible CD placé au centre d'un fourneau long H (fig. 25). Dans ces conditions, le métal s'empare de l'oxygène pour former du bioxyde, et l'azote se rend dans les cloches EF.

Pour déterminer le courant d'air, on fait tomber de l'eau d'un vase supérieur G dans un flacon vide à deux tubulures A, qui est relié avec un tube B renfermant de la pierre-ponce imbibée de potasse caustique. Il faut que le courant d'air soit lent, la colonne

de cuivre assez longue, celle-ci maintenue au rouge sombre pendant toute la durée de l'expérience, afin que l'azote soit complètement pur.

On connaît beaucoup d'autres procédés pour obtenir le gaz azote. Je les décrirai à mesure que l'occasion s'en présentera.

Air atmosphérique. — Avant d'examiner les composés que forme l'azote avec l'oxygène, il est nécessaire de compléter l'étude de l'air, dont vous connaissez déjà les principales propriétés et le rôle chimique, en vous apprenant comment on peut en faire l'analyse.

L'art d'analyser l'air s'appelle *Eudiométrie*; c'est à Lavoisier qu'on est redevable du premier procédé connu; il opérerait, si vous vous le rappelez, avec le mercure; mais ce moyen est très-long et fort peu exact. Il est préférable d'agir avec le phosphore, ainsi qu'Archard l'a proposé dès 1784. Voici comment on opère habituellement :

1^o Eudiométrie au moyen du phosphore à froid. — On introduit dans une cloche graduée (*fig. 26*), placée sur un bain de mercure, 100 volumes d'air, soit 100 centimètres cubes, puis un peu d'eau et un cylindre de phosphore attaché à un fil de fer souple. On abandonne le tout pendant quelques heures; on reconnaît que l'absorption de l'oxygène est complète, lorsque le phosphore ne paraît plus lumineux dans l'obscurité. On retire alors le cylindre; on le remplace par un fragment de potasse caustique et on agite.

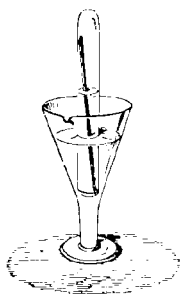


Fig. 26.

Analyse de l'air par le phosphore, à froid.

On transporte alors la cloche et son contenu sur la cuve à mercure où on l'enfonce jusqu'à ce que le niveau intérieur coïncide avec le niveau extérieur, afin que le gaz restant ne supporte que la pression atmosphérique initiale, et en faisant la lecture de l'échelle graduée, on voit qu'il ne reste plus dans la cloche que 79^{cc},19 de gaz; c'est de l'azote, comme on le reconnaît au moyen d'une allumette enflammée qui s'y éteint aussitôt (*fig. 27*).

Il y a donc eu une absorption de 20^{cc},81 sur les 100^{cc} d'air em-

ployés; c'est l'oxygène dont le phosphore s'est emparé pour former de l'acide phosphorique et de l'acide phosphoreux.

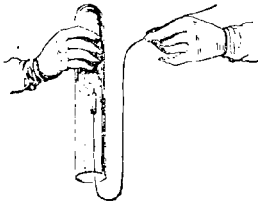


Fig. 27. — Extinction d'une bougie dans le gaz azote.



Fig. 28. — Analyse de l'air par le phosphore à chaud.

2^e Eudiométrie au moyen du phosphore à chaud. — On abrège la durée de l'expérience en opérant la combustion du phosphore dans l'air au moyen de la chaleur, à l'aide de l'appareil suivant. On introduit dans une cloche courbe (*fig. 28*) pleine de mercure, 100 volumes d'air, puis l'on fait arriver dans la partie courbe 5 décigr. environ de phosphore. On chauffe ensuite avec précaution, au moyen d'une lampe à esprit-de-vin, le morceau de phosphore, qui prend bientôt feu et s'entoure d'une auréole verdâtre. Celle-ci descend peu à peu du sommet de la cloche, et arrive à la surface du mercure, où elle disparaît, parce que tout l'oxygène de l'air a été absorbé. On laisse refroidir l'appareil et on mesure le résidu gazeux, qui consiste en azote.

On trouve, comme dans l'expérience précédente, en nombres ronds, 79 volumes d'azote pour 21 volumes d'oxygène dans les 100 volumes d'air employés, lorsque cet air n'a pas été soumis préalablement à des causes d'altération. L'analyse, par cette méthode, est effectuée en quelques minutes.

3^e Eudiométrie au moyen de l'hydrogène. — L'analyse de l'air au moyen de l'hydrogène, proposée d'abord par Volta, est beaucoup plus exacte. Le procédé consiste à introduire dans un tube de verre des mélanges en proportions connues de gaz hydrogène et d'air, et à les enflammer par l'étincelle électrique. L'hydrogène s'empare de tout l'oxygène pour former de l'eau

qui se condense immédiatement ; on juge de la pureté de l'air, c'est-à-dire de sa richesse en oxygène, par le volume du résidu.

L'instrument dont on se sert dans ce cas porte le nom d'*Eudiomètre*, mot qui veut dire *mesureur de la pureté de l'air*. Il

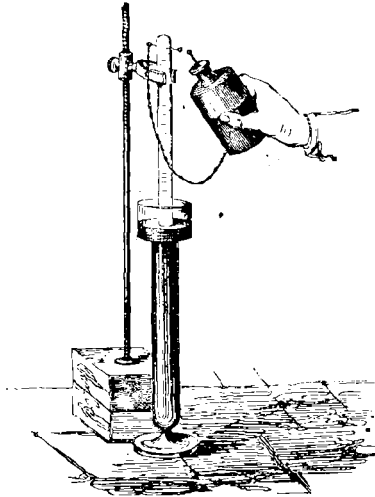


Fig. 29. — Analyse de l'air par l'hydrogène dans l'eudiomètre simple à mercure.

a des formes et des dimensions différentes, suivant qu'on opère sur la cuve à eau ou sur la cuve à mercure, suivant aussi le volume plus ou moins considérable d'air qu'on veut analyser.

Le plus simple et le plus commode, imaginé par Mitscherlich de Berlin, consiste en un tube de cristal fermé par un bout (fig. 29), de 10 à 15 millimètres de diamètre intérieur, de 1 à 2 millimètres environ d'épaisseur de verre, et de 40 à 50 centimètres de longueur. Il est divisé en parties d'égale capacité. Près de son extrémité supérieure, il est percé de deux trous en regard dans lesquels sont mastiqués deux fils de platine qui font saillie en dedans et en dehors ; à l'intérieur, les bouts de ces fils sont à une petite distance l'un de l'autre ; à l'extérieur, ils se terminent en crochet de manière à pouvoir être rattachés à une chaîne métallique.

On commence par remplir le tube de mercure, en ayant soin qu'il n'y reste aucune trace d'air, et on y fait passer successivement 100 parties d'air et 100 d'hydrogène, mesurées au moyen d'une petite cloche graduée. Le mélange gazeux ne doit occuper que le tiers environ de la capacité de l'eudiomètre.

On ferme alors l'ouverture inférieure de celui-ci avec le doigt, et on l'introduit dans une large éprouvette à pied pleine de mercure, en le maintenant dans une position verticale par un support qui permet de l'enfoncer à volonté dans l'éprouvette.

On détermine l'inflammation du mélange gazeux au moyen de la bouteille de Leyde ; le mercure est d'abord fortement déprimé, mais il remonte instantanément pour remplir le vide qui résulte de la condensation de la vapeur d'eau formée.

On mesure le volume du gaz restant, en abaissant le tube eudiométrique dans le mercure de l'éprouvette de manière à rendre le niveau intérieur justement égal au niveau extérieur ; l'échelle graduée du tube indique le nombre de divisions occupées par le gaz. En comparant ce volume avec celui du mélange gazeux avant la détonation, on connaît ainsi le chiffre de l'absorption.

Le résidu est tantôt de 134, tantôt de 137, tantôt de 140 parties ; admettons qu'il y ait 137 parties de résidu gazeux. Ce nombre, retranché des 200 parties employées, indiquera une absorption de 63 parties. Ces 63 parties représentent l'eau formée par l'union de l'oxygène de l'air et d'une partie de l'hydrogène. Or, ce liquide étant toujours composé de $\frac{1}{3}$ d'oxygène et de $\frac{2}{3}$ d'hydrogène, il s'ensuit qu'en prenant le tiers du nombre 63, on trouvera 21 pour la proportion d'oxygène soustrait à l'air soumis à l'analyse.

D'après cela, les 137 parties de résidu gazeux doivent contenir tout l'azote de l'air décomposé et le surplus de l'hydrogène employé dans l'expérience, c'est-à-dire 79 parties d'azote et 58 d'hydrogène, car

100 d'hydrogène	moins	42 =	58
100 d'air.	moins	21 =	79
<hr/>		<hr/>	
200 de mélange.	moins	63 =	137

On reconnaît d'ailleurs qu'il en est ainsi, en faisant brûler ce résidu dans l'eudiomètre, avec la quantité d'oxygène nécessaire pour absorber l'hydrogène qu'il contient, c'est-à-dire avec la moitié de 58 ou 29 parties d'oxygène pur. Il ne reste plus en dernier lieu qu'un résidu gazeux de 79 parties, qui consiste en gaz azote pur.

Dans cette expérience, l'absorption varie nécessairement avec la pureté de l'air employé ; ainsi, elle pourrait n'être que de 60 ou devenir égale à 66, dans le cas où l'air contiendrait 20 parties seulement ou 22 parties d'oxygène. Elle est ordinairement de 65, lorsque l'air n'a pas éprouvé d'altération.

En opérant sur la cuve à eau, il y a toujours une cause d'inexactitude, provenant de ce que l'air dissous dans l'eau s'en sépare au moment du vide produit dans l'intérieur de l'instrument, et vient s'ajouter au résidu gazeux de l'expérience ; on se met à l'abri de cette cause d'erreur, en opérant sur la cuve à mercure.

Les analyses faites dans ces derniers temps sur de l'air pris dans des latitudes éloignées, à toutes les hauteurs de l'atmosphère, et les analyses faites très-anciennement démontrent que le rapport de l'oxygène et de l'azote dans l'air est invariable à un millième près.

Cependant il y a sans cesse autour de nous une consommation énorme d'oxygène par les hommes, les animaux et les plantes, qui ne peuvent vivre sans absorber de l'oxygène à l'air ; par la combustion des matières qui servent à nous éclairer ou à nous échauffer ; et par toutes les matières organiques privées de vie dont la putréfaction ne peut s'effectuer dans le concours de ce même oxygène. Mais ces pertes sont compensées à chaque instant par de nouvelles quantités d'oxygène qui arrivent incessamment dans l'atmosphère, et c'est aux végétaux qu'il a été donné de le régénérer au moyen de leurs parties vertes, qui ont la singulière et précieuse propriété d'absorber l'acide carbonique de l'air et de le décomposer sous l'influence de la lumière solaire, de telle sorte que le carbone, qui en provient, reste dans le tissu végétal, tandis que l'oxygène est exhalé dans l'air.

Il est possible, sans doute, que dans beaucoup de localités, la reproduction de l'oxygène ne soit pas en rapport avec sa déperdition ; c'est ce qui arrive partout où il s'en fait une grande absorption par la respiration ou la combustion ; mais cet effet ne peut être que partiel et momentané, car la grande mobilité du fluide atmosphérique rétablit bientôt l'équilibre sur tous les points ; les vents qui brassent l'atmosphère en tous sens, en mêlent les éléments, et on y trouve partout, et dans des proportions à peu près constantes, les principaux fluides qui la composent.

Lorsque l'air est *confiné*, c'est-à-dire, renfermé dans un espace où son renouvellement ne s'opère pas ou ne s'opère que très-imparfaitement, il ne tarde pas à acquérir des propriétés malfaisantes.

Ainsi dans les lieux de réunion, les églises, les amphithéâtres, les salles de spectacle, il se charge d'acide carbonique, de vapeur

d'eau, d'émanations putrides dues à la transpiration cutanée et à la transpiration pulmonaire, et il acquiert une haute température.

Dans les endroits où brûle du charbon ou de la braise de boullanger, il se produit toujours de l'oxyde de carbone qui agit comme asphyxiant aux plus petites doses. Voici, par exemple, la composition de l'air d'une chambre où de la braise avait brûlé pendant 35 minutes ; cet air asphyxiait les animaux :

Oxygène	19,19
Azote.	75,62
Acide carbonique.	4,61
Oxyde de carbone	0,54
Hydrogène carboné.	0,04
	101,00

Dans les endroits fermés où sont accumulées des matières organiques en putréfaction, l'air subit également des changements dans sa constitution intime. Ainsi, dans les égouts fermés, dans les fosses d'aisance, on y reconnaît moins d'oxygène, plus d'acide carbonique, des sels ammoniacaux et presque toujours de l'acide sulfhydrique, l'un des gaz les plus délétères que nous connaissons.

Enfin, dans les mines où le renouvellement de l'air s'opère toujours très-mal, dans les caves ou fosses abandonnées depuis longtemps, dans les terrains calcaires surtout, l'air y est toujours très-impur, surchargé d'acide carbonique, aussi les lumières n'y peuvent brûler et les individus qui y pénètrent tombent asphyxiés.

C'est dans ces diverses circonstances que les connaissances chimiques sont précieuses, non-seulement pour découvrir les changements que l'air a éprouvés, mais pour indiquer les moyens de le rendre à sa pureté première. Le meilleur moyen d'assainir l'air consiste dans un bon système de ventilation. L'expérience a démontré qu'il faut fournir à chaque individu, par heure, de 6 à 7 mètres cubes d'air, pour obvier aux effets pernicieux produits par la respiration et la transpiration.

Ce serait ici le lieu de vous parler des phénomènes chimiques de la respiration, mais comme cette grande fonction physiologique vous sera décrite avec soin par le professeur d'histoire naturelle,

je me bornerai, pour ne pas faire un double emploi, à vous dire, avec Lavoisier, que « la respiration n'est qu'une combustion lente de carbone et d'hydrogène, qui est semblable en tout à celle qui s'opère dans une lampe ou dans une bougie qui brûle, et, sous ce point de vue, les animaux qui respirent sont de véritables corps combustibles qui brûlent et se consomment.

« Dans la respiration comme dans la combustion, c'est l'air de l'atmosphère qui fournit l'oxygène et le calorique; mais comme, dans la respiration, c'est la substance même de l'animal, c'est-à-dire le sang qui fournit le combustible (carbone et hydrogène), si les animaux ne réparaient pas habituellement par les aliments ce qu'ils perdent par la respiration, l'huile manquerait bientôt à la lampe, et l'animal périrait comme une lampe qui s'éteint lorsqu'elle manque de nourriture ¹. »

Composés oxygénés de l'azote. — Dans l'air, vous le savez, l'oxygène et l'azote ne sont qu'à l'état de simple mélange; mais on connaît cinq composés distincts de ces deux éléments, trois *acides* et deux gaz neutres qu'on désigne improprement sous le nom d'*oxydes*. Vous n'en avez encore qu'une idée très-imparfaite; je dois la compléter, en vous parlant d'abord de l'acide azotique qui sert à obtenir les autres composés de l'azote, moins importants que lui.

Acide azotique. — Mentionné pour la première fois par l'alchimiste arabe Geber, à la fin du huitième siècle, sous le nom d'*eau dissolvante*, plus tard, sous ceux d'*eau forte*, d'*esprit-de-nitre*, d'*acide du nitre*, d'*acide nitrique*, il n'a été bien connu dans sa véritable nature chimique que depuis 1784, grâce à l'illustre chimiste anglais Cavendish.

On ne le trouve jamais à l'état de liberté; ses composés salins naturels sont même très-peu nombreux, puisqu'on ne connaît jusqu'à présent que les *azotates* d'ammoniaque, de chaux, de magnésie, de potasse et de soude qui soient à la surface de la terre.

Cet acide prend naissance dans les temps d'orage, sous l'influence de la foudre; aussi les pluies entraînent-elles des hauteurs de l'atmosphère de l'azotate d'ammoniaque, et même de l'azotate

¹ *Mémoires de Lavoisier*, t. III.

de chaux. Ce phénomène s'explique très-bien par ce fait, constaté par Cavendish, qu'une série d'étincelles électriques arrivant dans un mélange humide d'oxygène et d'azote, détermine la combinaison des deux gaz sous la forme d'acide azotique.

Préparation. — Pour avoir cet acide dans son plus grand état de concentration, c'est-à-dire ce qu'on appelle l'*acide fumant*, ayant une densité de 1,52, on chauffe doucement dans une cornue tubulée

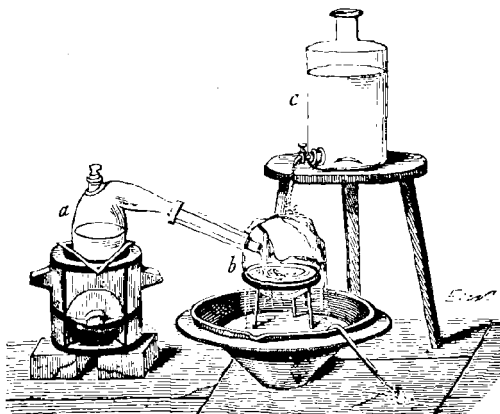
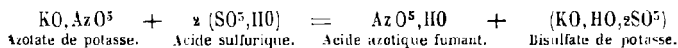


Fig. 50. — Appareil pour la préparation de l'acide azotique.

en verre *a* (fig. 50), parties égales d'azotate de potasse et d'acide sulfurique à 66°. On recueille l'acide qui distille dans un ballon de verre *b* qu'on a soin de maintenir à une basse température au moyen d'un courant d'eau froide tombant d'un réservoir supérieur *c*. On cesse le feu lorsque la masse contenue dans la cornue devient pâteuse et ne laisse plus dégager que des vapeurs rutilantes.

Dans cette opération, l'acide sulfurique chasse l'acide azotique de sa combinaison avec la potasse, pour former avec celle-ci un sel plus fixe, du *bisulfate de potasse*, ainsi que le montre l'équation suivante :



Dès le commencement de la réaction, il apparaît des vapeurs rutilantes, parce que les premières portions d'acide azotique mises

en liberté, se trouvant en présence d'une masse d'acide sulfurique qui retient énergiquement son eau de constitution, ne peuvent prendre celle qui serait nécessaire à leur stabilité, et dès lors elles se dédoublent en oxygène et en acide hypoazotique. Ce n'est que lorsque l'acide sulfurique se combine à la potasse, en abandonnant la moitié de son eau, que celle-ci peut s'unir à l'acide azotique; alors ce dernier apparaît sous forme de vapeurs blanches qui se condensent dans le récipient en un liquide incolore. Si, vers la fin de l'opération, les vapeurs rutilantes reparaisent, c'est que l'acide sulfurique redevient prédominant et que la température du mélange s'élève jusqu'au rouge, ce qui entraîne la décomposition des dernières portions de l'acide azotique produit.

Comme l'acide recueilli dans le récipient est coloré en jaune par l'acide hypo-azotique et par un peu de chlore provenant du sel marin qui accompagne toujours le nitre employé; comme, d'un autre côté, il a entraîné avec lui un peu d'acide sulfurique, il y a nécessité de le purifier.

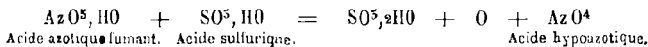
On y parvient par une distillation sur un peu de nitre qui absorbe l'acide sulfurique, et en mettant de côté les premiers produits qui renferment le chlore et l'acide hypoazotique. On emploie pour l'appareil ni bouchons ni lut. Pour éviter les soubresauts, on introduit dans la cornue des fils de platine qui s'élèvent jusque dans l'allonge. On peut pousser la distillation jusqu'à siccité.

Acide monohydraté. — L'acide, ainsi obtenu, marque 48° $\frac{1}{2}$ à l'aréomètre de Baumé. Il bout à $+ 86^{\circ}$ et se prend en masse jaunâtre et butyreuse à un froid de $- 50^{\circ}$.

Dans cet état, c'est un monohydrate ainsi constitué :

Acide anhydre ($AzO^{\frac{2}{3}}$)	4 équivalent =	34 ou sur 100 parties en poids	85,75
Eau intimement combinée (H_2O) .	4 équivalent =	—	44,25
	4 équivalent =	63	100,00

Cet équivalent d'eau ne peut être enlevé à l'acide par la distillation; il lui donne de la stabilité, puisque lorsqu'on essaye de l'en dépouiller, il se décompose immédiatement en oxygène et en acide hypoazotique; c'est ce qui arrive quand on le fait chauffer avec un excès d'acide sulfurique concentré :



Ce n'est qu'en l'unissant aux bases qu'on peut, sans le décomposer, en isoler son eau de constitution.

Acide anhydre. — On peut néanmoins, comme M. H. Deville l'a prouvé en 1849, obtenir l'acide azotique anhydre, en faisant passer un courant de chlore sec, à la température de $+95^{\circ}$, sur de l'azotate d'argent fondu, et en recevant les produits dans un tube entouré d'un mélange réfrigérant. Une partie de l'acide se décompose, mais l'autre partie cristallise en beaux prismes. Néanmoins cette dernière ne persiste pas longtemps, même dans des tubes en verre scellés à la lampe.

Acide quadrihydraté. — Lorsqu'on soumet l'acide monohydraté à la distillation, une certaine quantité se décompose en donnant des vapeurs rutilantes, et on remarque que son point d'ébullition, qui était d'abord à $+86^{\circ}$, s'élève jusqu'à 123° , époque à laquelle il reste fixe jusqu'à ce que l'acide soit distillé.

Cet acide, qui bout à 123° , n'est décomposé ni par la distillation, ni par la lumière; il a une densité de 1,42. Il contient 40 p. 100 d'eau. C'est donc un autre hydrate, plus stable que le premier; sa formule = $AzO^5,4HO$. Il pèse 45° à l'aréomètre de

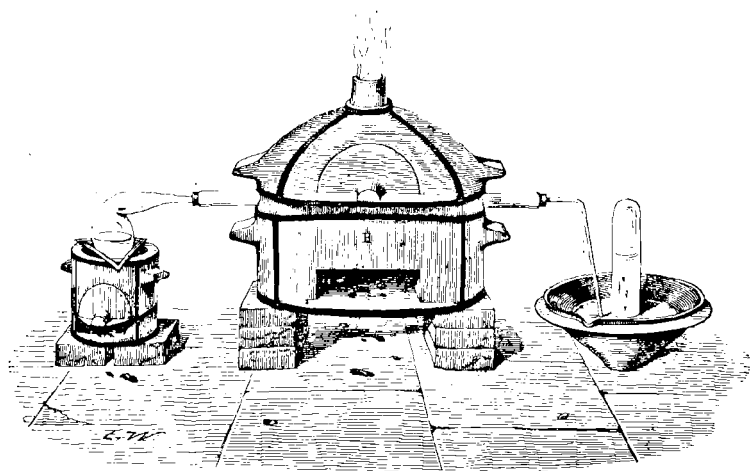
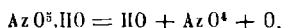


Fig. 51. — Décomposition de l'acide azotique par la chaleur.

Baumé; il est plus généralement employé que l'acide fumant. Habituellement même l'acide du commerce est encore plus faible,

puisqu'il ne marque que 36° à l'aréomètre. Dans cet état, il n'émet plus de fumées dans l'air.

Aucun des hydrates de l'acide azotique ne résiste à l'action décomposante de la chaleur rouge. Ainsi, en faisant passer leurs vapeurs dans un tube de porcelaine chauffé au rouge (*fig. 31*), on obtient : de la vapeur d'eau qui se condense, et dans les cloches un mélange d'oxygène et d'acide hypoazotique.



La lumière solaire produit les mêmes effets sur l'acide concentré et le colore promptement en jaune, parce que l'acide hypoazotique mis en liberté reste en solution dans le liquide. Mais dès que l'acide est très-affaibli par l'eau, il n'est plus altéré par la lumière. C'est ce qui arrive à l'*eau forte* du commerce qui marque 26° à l'aréomètre, et à l'*eau forte seconde* qui ne marque que 20°.

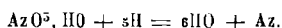
Action des métalloïdes sur l'acide azotique. — À l'exception de l'oxygène, du chlore, du brome, du silicium et de l'azote, tous les autres métalloïdes l'attaquent avec énergie, en lui enlevant tout ou partie de son oxygène, et donnant presque toujours lieu à des vapeurs rutilantes.

Ainsi, le carbone, le bore, le soufre, le phosphore, l'iode, l'arsenic s'acidifient à froid ou à une température qui ne dépasse pas 100°. Un charbon ardent qu'on laisse tomber dans l'acide azotique concentré continue à brûler avec beaucoup de vivacité. Si l'on verse quelques gouttes du même acide sur du charbon de bois pulvérisé ou sur du noir de fumée, une réaction très-vive se produit et le charbon devient incandescent en passant à l'état d'acide carbonique, tandis que des vapeurs rutilantes apparaissent.

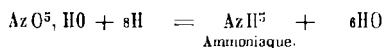
Le phosphore, dont l'action est la plus violente, désoxygène complètement l'acide azotique; le soufre le ramène seulement à l'état de bioxyde d'azote; l'arsenic se borne à le convertir en acide hypoazotique.

Quant à l'hydrogène, son action varie suivant les circonstances dans lesquelles on opère. Ainsi, lorsqu'on fait passer dans un tube rouge de feu de l'hydrogène et de l'acide azotique en va-

peurs, on obtient de l'eau et de l'azote, souvent avec détonation :



Mais lorsque le premier est à l'état naissant, la réaction s'effectue à la température ordinaire, et, dans ce cas, l'hydrogène s'unissant à la fois aux deux éléments de l'acide, il en résulte de l'eau et de l'ammoniaque :



C'est ce qui arrive lorsqu'on introduit un peu d'acide azotique dans un appareil à gaz hydrogène; presque immédiatement le dégagement se ralentit, puis s'arrête, et l'on trouve dans le flacon du sulfate d'ammoniaque mélangé au sulfate de zinc.

On obtient les mêmes résultats, d'après M. Kuhlmann, en faisant passer un courant d'hydrogène chargé de vapeurs nitriques sur de la mousse de platine légèrement chaude. L'hydrogène sortant du flacon A (fig. 52), traverse une couche d'acide azotique con-

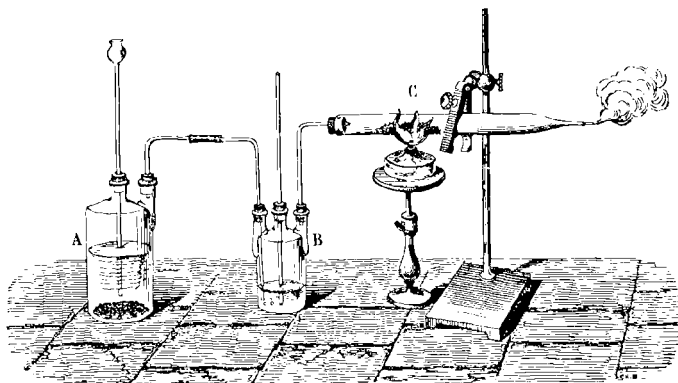


Fig. 52. — Action de l'hydrogène sur l'acide azotique en présence de la mousse de platine.

centré B, avant de se rendre dans le tube horizontal en verre C qui contient la mousse de platine maintenue chaude à l'aide d'une lampe à esprit-de-vin. Bientôt il sort du tube un jet de vapeur d'eau fortement ammoniacale, comme on s'en assure en exposant à son contact un papier rouge de tournesol; il bleuit aussitôt.

Dans cette curieuse expérience, la mousse de platine peut être remplacée par du peroxyde de fer anhydre, d'après M. Reiset.

Action des métaux. — Tous les métaux réagissent sur l'acide azotique, à l'exception de douze, qui sont :

L'aluminium,	Le titane,	L'or,
Le chrome,	Le cérium,	Le platine,
Le tungstène,	L'osmium,	L'iridium,
Le tantale,	Le rhodium,	Le ruthénium.

La plupart des autres agissent sur cet acide à la température ordinaire; il n'y a que ceux qui ont beaucoup de cohésion ou peu d'affinité pour l'oxygène qui exigent l'intervention de la chaleur.

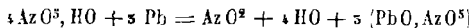
Dans tous les cas, ils enlèvent tout ou partie de l'oxygène de l'acide, s'oxydent ou s'acidifient, suivant leur nature, et il se dégage nécessairement ou de l'azote, ou du protoxyde, ou du bioxyde d'azote. Souvent ces différents gaz se produisent simultanément ou à diverses époques de la réaction, en raison des variations de température qui ont lieu pendant sa durée et aussi en raison de la force de l'acide employé.

Le plus ordinairement, l'oxyde formé s'unit à une partie de l'acide non encore décomposé, d'où résulte un azotate. Parfois, outre les autres produits, une petite quantité d'azotate d'ammoniaque prend naissance.

Vous pourrez facilement retenir l'action, en apparence si variée, de l'acide azotique sur les principaux métaux attaquables, au moyen des catégories suivantes :

1^o *Dégagement de bioxyde d'azote et formation d'un azotate métallique soluble*, en employant de l'acide étendu d'eau :

Uranium, plomb, bismuth, cuivre, mercure, argent, palladium.
Exemple :



Vous voyez, par là, que sur les 4 équivalents d'acide employé, un seul est décomposé; il donne 3 équivalents d'oxygène aux 5 équivalents de plomb pour constituer 3 équivalents de protoxyde PbO, et il se trouve ainsi ramené à l'état de bioxyde d'azote AzO². — Les 3 autres équivalents d'acide, restés intacts, abandonnent leur eau de constitution pour s'unir à l'oxyde de plomb et former de l'azotate de plomb PbO, AzO⁵.

2° *Dégagement de bioxyde d'azote et formation d'un acide métallique :*

Molybdène, vanadium, antimoine.

3° *Dégagement d'azote, ou de protoxyde, ou de bioxyde d'azote, et formation d'un acide métallique insoluble, avec production d'azotate d'ammoniaque.*

Étain.

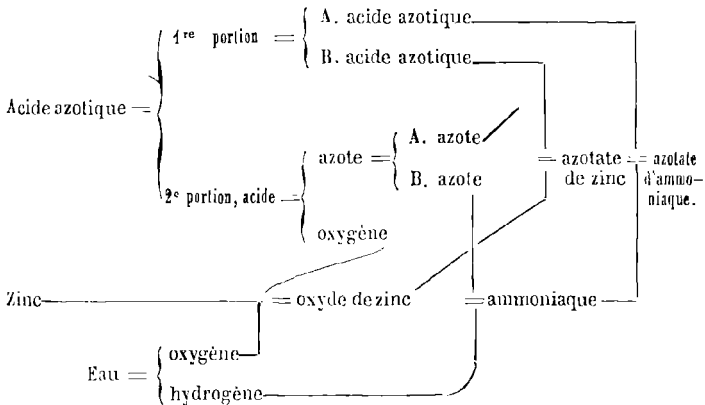
4° *Mêmes gaz produits et formation d'un azotate métallique, avec azotate d'ammoniaque :*

Potassium, sodium, calcium, magnésium, baryum, strontium, manganèse, zinc, fer, cadmium.

Avec les métaux des deux dernières catégories, l'action est tellement violente et rapide, à la température ordinaire, qu'il en résulte souvent des explosions, quand on opère sur une quantité un peu notable d'acide dans des vases à petits orifices, les gaz ne trouvant pas d'issue assez large pour leur sortie. La température du mélange s'élève considérablement; le potassium devient même incandescent.

C'est en raison de cette intensité d'action qu'il se produit de l'azotate d'ammoniaque, par suite de la décomposition de l'eau de l'acide. L'hydrogène de celle-ci, rencontrant de l'azote à l'état naissant, s'y combine et donne naissance à de l'ammoniaque, base puissante qui neutralise une certaine quantité d'acide.

La légende suivante vous aidera à comprendre l'action assez compliquée de l'acide azotique sur les métaux très-oxydables. Je prendrai le zinc comme exemple :



Une singularité que présente l'acide azotique, c'est que lorsqu'il est à son maximum de concentration (AzO^5, HIO), il réagit moins facilement sur la plupart des métaux que lorsqu'il est étendu d'eau. Ainsi, par exemple, l'étain, le cuivre, le fer sont inattaqués par l'acide fumant, tandis que l'acide à 4 équivalents d'eau ($\text{AzO}^5, 4\text{HIO}$) réagit sur eux avec autant de promptitude que de violence; des torrents de vapeurs rutilantes se dégagent, en même temps que la température s'élève considérablement (*fig. 35*).

Le fer même, qui se conserve intact dans l'acide monohydraté, montre cette particularité qu'il devient, après ce contact, insensible à l'action de l'acide étendu, à moins qu'on ne le touche avec une tige de cuivre ou de platine. C'est dans cet état qu'on le nomme *fer passif*.



Fig. 35.
Réaction de l'étain sur
l'acide azotique.

Vous voyez, par ce qui précède, combien les propriétés de l'acide azotique sont importantes à connaître; plus tard je vous dirai toutes les applications qu'on en fait.

Autres propriétés caractéristiques. — J'ajouterai, pour finir de caractériser ce composé :

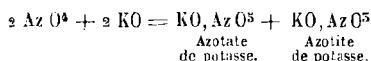
- 1^o Qu'il colore en jaune tous les tissus animaux, laine, soie, peau, etc.;
- 2^o Qu'il détruit toutes les matières colorantes, même l'indigo, la plus solide de toutes;
- 3^o Que, par son mélange avec l'acide chlorhydrique, il devient apte à dissoudre l'or;
- 4^o Qu'il ne précipite aucune dissolution métallique;
- 5^o Enfin, qu'il forme avec la potasse un sel qui déflagre violemment sur les charbons ardents.

Acide azoteux. — L'acide le moins oxygéné de l'azote, c'est celui qu'on appelle *acide azoteux*, dont le symbole est AzO^3 . Il est tellement instable qu'on ne peut l'obtenir, encore moins le conserver, à l'état de liberté; en effet, dès qu'on cherche à l'isoler des bases auxquelles il est uni, il se transforme instantanément en acide hypoazotique et en bioxyde d'azote.

Acide hypoazotique. — Il n'en est pas de même du composé

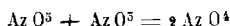
acide qui constitue les *vapeurs nitreuses* ou *rutilantes* et qu'on représente par le symbole AzO^4 . Celui-ci paraît être la forme la plus stable des composés oxygénés de l'azote, puisqu'il résiste mieux à l'action de la chaleur que tous les autres et qu'il est un des produits constants de leur décomposition.

Ce n'est pas, toutefois, un acide simple, puisque lorsqu'on le met en présence des bases, il ne donne pas naissance à des *hypozotates*, mais à un mélange d'*azotates* et d'*azotites* :



C'est également en un mélange d'acides azotique et azoteux qu'il se transforme lorsqu'on l'ajoute lentement à une très-petite quantité d'eau froide.

Il semble donc que c'est un composé mixte de ces deux acides.



Voilà pourquoi certains chimistes l'appellent *acide nitroso-nitrique* ou *azoto-azotique*. D'autres le nomment *hypozotide* ou *gaz nitreux*.

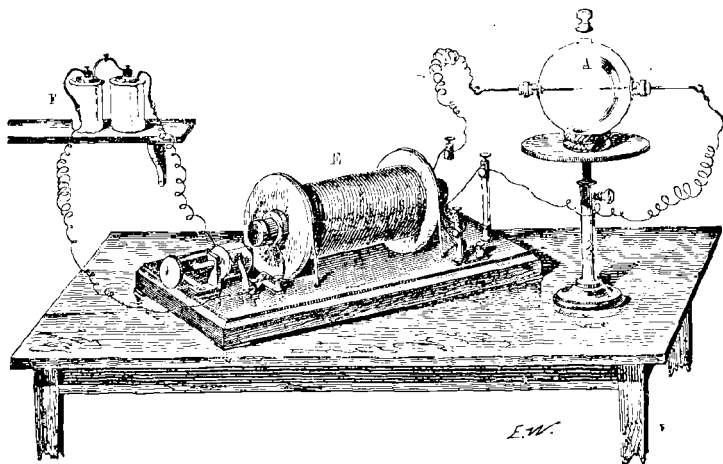


Fig. 34. — Production de l'acide hypozotique sous l'influence électrique.

Il est probable qu'il se forme dans les hautes régions de l'atmosphère, lorsqu'il s'y développe de grandes quantités d'électricité

par un temps sec, puisqu'il apparaît constamment, d'après Cavendish, dès qu'un courant d'étincelles électriques traverse un mélange d'oxygène et d'azote privés d'humidité.

C'est ce qu'il est facile de constater au moyen de l'appareil suivant imaginé par MM. Fremy et Becquerel (*fig. 34*). Les étincelles produites par une bobine de Ruhmkorff E, en communication avec deux éléments de pile F, viennent éclater dans un ballon A, qui renferme le mélange des deux gaz. Ce ballon devient rutilant.

Préparation. — On l'obtient dans les laboratoires en calcinant au rouge obscur l'azotate de plomb ou tout autre azotate anhydre dans une petite cornue de grès (*fig. 35*) dont le col A est adapté à un long tube de verre B, recourbé en forme d'U; ce tube est maintenu dans un mélange réfrigérant de glace et de sel C.

Le sel est décomposé par la chaleur, et comme l'acide azotique ne trouve pas l'eau nécessaire pour lui donner de la stabilité, il

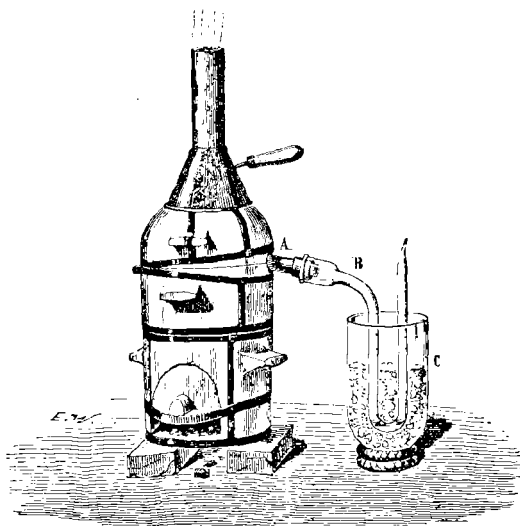


Fig. 35. — Préparation de l'acide hypoazotique.

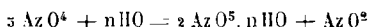
se dédouble en oxygène qui sort de l'appareil par la pointe effilée du tube B, et en acide hypoazotique qui se condense dans le

même tube sous la forme liquide. Les premières portions sont verdâtres, les secondes incolores, et vers la fin de la distillation, on obtient en abondance un acide incolore et cristallisé en prismes transparents. Il reste dans la cornue du protoxyde de plomb.

Propriétés caractéristiques. — Comme habituellement on ne fractionne pas les produits de l'opération précédente, l'acide condensé dans le tube en U s'offre sous l'aspect d'un liquide fortement coloré en jaune orangé ou verdâtre, d'une odeur forte, insupportable, qui répand à l'air d'abondantes vapeurs rougeâtres, très-dangereuses à respirer. Il est éminemment volatil, puisqu'il bout à + 22°.

C'est un oxydant encore plus énergique que l'acide azotique et c'est comme tel qu'il joue un rôle important dans la fabrication de l'acide sulfurique.

Versé dans l'eau, il est subitement converti en acide azotique qui se dissout et en bioxyde d'azote qui, en arrivant dans l'air, se change en vapeurs rutilantes.



Oxydes d'azote. — Il y a encore deux composés, moins oxygénés que les précédents, qui dérivent de l'acide azotique; ce sont des gaz neutres, c'est-à-dire sans action sur les couleurs végétales, qu'on désigne sous les noms de *protoxyde* et de *bioxyde d'azote*. On ne les connaît pas dans la nature; ils ont été découverts en 1772 par les chimistes anglais Hales et Priestley. Voici leur composition et leurs densités respectives :

	Protoxyde AzO		Bioxyde AzO ²	
	en équivalents,	en volumes.	en équivalents,	en volumes.
Azote.	1 = 14	2	1 = 14	2
Oxygène	1 = 8	1	2 = 16	2
	22	2 vol.	30	4 vol.
Densité.	1,52		1,059	
Poids du litre. . .	1 ^{sr} ,976		1 ^{sr} ,544	

1^o Protoxyde d'azote. — C'est un gaz incolore, d'une saveur légèrement sucrée, qu'il communique à l'eau dans laquelle on le dissout; celle-ci peut en prendre environ les 4/5 de son volume à la température ordinaire.

Ce n'est pas un gaz permanent, puisque Faraday l'a liquéfié, en 1823, à la température de 0° sous une pression de 30 atmosphères; plus tard même il l'a solidifié en le soumettant concurremment à un froid intense et à une pression de 40 atmosphères. Le protoxyde d'azote liquéfié produit, par son évaporation dans l'air, un froid des plus intenses; aussi congèle-t-il immédiatement l'eau et le mercure.

A l'état gazeux, il possède, comme l'oxygène, la propriété d'entretenir la combustion; il peut même, comme ce dernier, rallumer une bougie qui conserve dans sa mèche quelques points en ignition (*fig. 56*).

Un charbon incandescent, le phosphore enflammé, y brûlent avec plus d'éclat que dans l'air ordinaire (*fig. 57*). Il se forme de l'acide carbonique ou phosphorique, et l'azote devient fibre. Le soufre exige une plus haute température pour continuer sa combustion. Avec le potassium, la réaction est si vive qu'il y a souvent explosion. Enfin un mélange à volumes égaux d'hydrogène et de protoxyde d'azote détone par l'approche d'un corps enflammé.

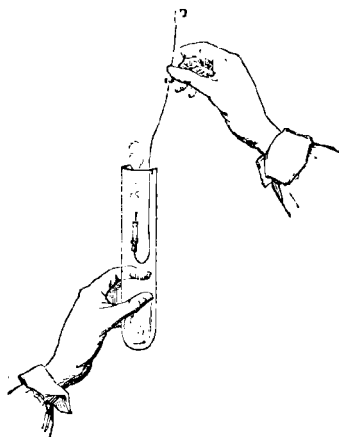


Fig. 56. — Inflammation de la bougie dans le protoxyde d'azote.

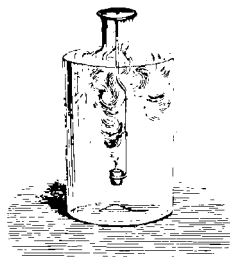


Fig. 57. — Combustion du phosphore dans le protoxyde d'azote.

L'inspiration de ce gaz, lorsqu'il est pur, produit dans les commencements, une sorte d'ivresse, des sensations agréables et une

complète insensibilité des muscles, ainsi que sir H. Davy l'a constaté le premier sur lui-même en 1799. Les noms de *gaz hilarant*, de *gaz du paradis* qui lui furent imposés par les chimistes anglais rappellent ces curieuses propriétés. Mais si l'on prolonge l'inspiration du gaz au delà d'un certain terme, l'asphyxie, puis la mort surviennent. En 1844, le dentiste américain Horace Wels s'en est servi avec succès, en guise de vapeur d'éther ou de chloroforme, pour provoquer l'insensibilité ou l'anesthésie chez les malades qu'il voulait opérer.

Préparation. — On obtient facilement ce gaz par le procédé que Berthollet a indiqué et qui consiste à décomposer par la chaleur l'azotate d'ammoniaque. On opère sur 40 à 50 grammes de sel cristallisé qu'on introduit dans une petite cornue de verre à laquelle on adapte un tube propre à conduire le gaz sous des cloches pleines de mercure (fig. 38). On élève lentement la

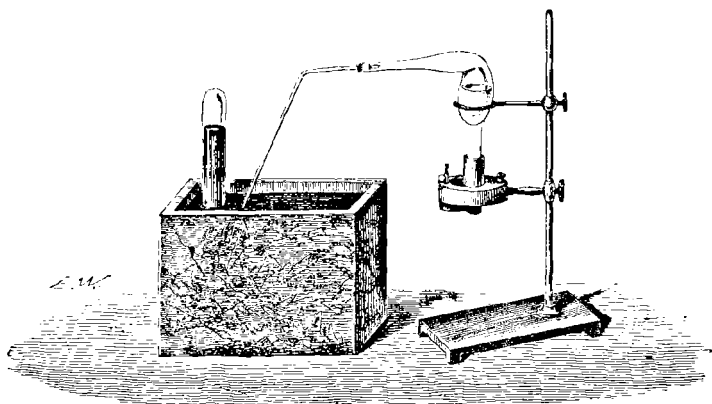
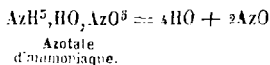


Fig. 38. — Préparation du protoxyde d'azote.

température et on la maintient entre 120 à 150°; le sel fond dans son eau de cristallisation, se boursoufle et se décompose en eau et en protoxyde d'azote; on continue l'action du feu jusqu'à ce qu'il ne reste plus rien dans la cornue. L'équation suivante :

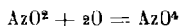


donne la clef de cette réaction moléculaire provoquée par la chaleur entre les éléments du composé.

Si l'on poussait la chaleur jusqu'à 260°, la décomposition du sel serait tellement vive, qu'il y aurait explosion, et d'ailleurs la majeure partie du protoxyde d'azote se convertirait en azote et en acide hypoazotique.

2° **Bioxyde d'azote.** — Celui-ci est un gaz permanent, sans couleur, dont l'odeur et la saveur sont inconnues par la raison que dès qu'il a le contact de l'air, il se transforme en acide hypoazotique; aussi est-il par cela même irrespirable et très-délétère.

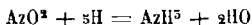
Cette conversion instantanée du bioxyde d'azote en vapeurs rutilantes suffit à elle seule pour le distinguer des autres gaz. Il absorbe ainsi la moitié de son volume d'oxygène pour passer à l'état d'acide hypoazotique, soit en équivalents :



Il ne peut entretenir la combustion des bougies; néanmoins le phosphore enflammé et le charbon incandescent y brûlent avec presque autant de vivacité que dans l'oxygène.

La chaleur et l'électricité agissent sur lui comme sur le protoxyde d'azote, c'est-à-dire qu'elles le convertissent en azote et en acide hypoazotique.

L'hydrogène, en présence de la mousse de platine légèrement chaude, donne avec lui, comme avec tous les autres composés oxygénés de l'azote, de l'eau et de l'ammoniaque :



Pour le constater, on se sert de l'appareil suivant (*fig. 59*). Les deux gaz produits isolément dans les flacons A et C, passent d'abord dans des vases desséchants, B D, se mêlent dans la petite allonge E et pénètrent dans le tube de verre H contenant la mousse de platine maintenue chaude au moyen de charbons placés tout autour dans la grille FG.

A la température ordinaire, le bioxyde d'azote est ramené à l'état de protoxyde par tous les corps avides d'oxygène, notamment le sulfite de soude, l'hydrogène sulfuré, la limaille de fer humide; toutefois la réaction est lente à s'effectuer.

L'eau en dissout à peine le vingtième de son volume, mais la solution de couperose (sulfate de protoxyde de fer) l'absorbe complètement en se colorant en brun foncé.

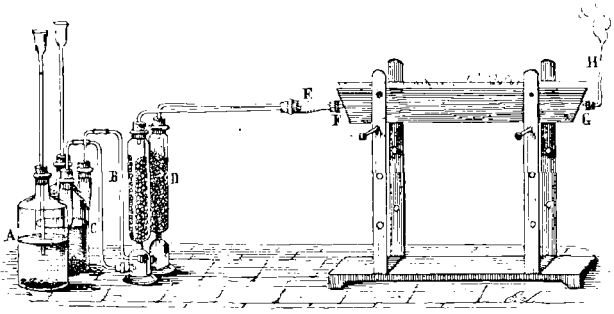


Fig. 39. — Action de l'hydrogène sur le bioxyde d'azote en présence de la mousse de platine.

Préparation. — On l'obtient aisément par la réaction de l'acide azotique étendu d'eau sur le cuivre ou le mercure. Par économie,

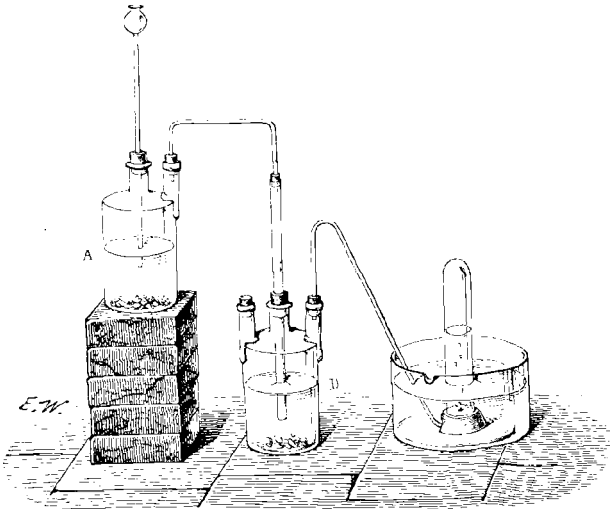


Fig. 40. — Préparation du bioxyde d'azote.

on emploie le premier réduct en copeaux ; on en introduit 40 à 50 grammes dans un flacon à deux tubulures A (fig. 40) avec une

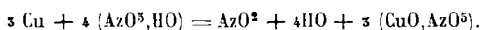
certaine quantité d'eau. Le flacon est en communication avec un autre D, dit *flacon laveur*; d'où le gaz doit se rendre sous les cloches pleines d'eau.

Au moyen du tube à entonnoir, on fait couler sur le cuivre assez d'acide azotique pour attaquer le métal. La température s'élève, l'eau se colore en vert, bout tumultueusement, et du bioxyde d'azote se dégage en abondance; mais comme le flacon renferme de l'air, il se produit d'abord des vapeurs rutilantes; on ne doit recueillir le gaz que lorsque tout l'air a été chassé. En passant dans l'eau du flacon *laveur* au fond duquel on a mis de la tournure de cuivre, le bi-oxyde d'azote se dépouille des acides azotique et hypoazotique qu'il entraînait avec lui.

Lorsque la réaction se ralentit, on la ranime par une nouvelle addition d'acide azotique. Il faut éviter que la température s'élève trop, autrement il se produirait plus ou moins de protoxyde d'azote; il est donc utile de placer à l'avance le flacon A dans une terrine d'eau froide.

Lorsque tout le cuivre est dissous, l'eau du flacon producteur a une couleur bleu foncé parce qu'elle contient alors en dissolution de l'azotate de cuivre.

L'équation suivante montre dans quelles proportions les matières réagissent et les produits qui en résultent :



L'étude que nous venons de faire des divers composés oxygénés de l'azote doit vous prouver que ce sont tous des oxygénants très-puissants, par la raison que leurs éléments ne sont unis que par une très-faible affinité, surtout à mesure que la proportion d'oxygène y devient de plus en plus prépondérante. C'est sous ce rapport qu'ils offrent tant d'intérêt et jouent un rôle si important dans les nombreuses réactions chimiques qu'on effectue dans les laboratoires et dans les ateliers industriels.

HYDROGÈNE

Production continue de ce gaz. — L'hydrogène, dont vous connaissez les principales propriétés, s'obtient, comme vous le savez, par la décomposition de l'eau, effectuée le plus habituel-

lement par la réaction simultanée du zinc ou du fer et de l'acide sulfurique. Cette réaction s'accomplit à la température ordinaire et dans l'appareil classique reproduit déjà plusieurs fois.

Mais quand on veut avoir une production continue de ce gaz, on se sert de l'appareil suivant (fig. 41). Il se compose de deux grands flacons égaux, de plusieurs litres de capacité, qui sont en communication par leurs tubulures inférieures au moyen d'un tube de caoutchouc. Sur le fond de l'un d'eux, on place d'abord une couche de coke en petits fragments; puis des rognures de zinc de manière à le remplir presque complètement; son goulot est fermé par un bouchon qui donne passage à un tube recourbé à angle droit, muni d'un robinet. Dans le second flacon, on met de l'acide chlorhydrique étendu de moitié son volume d'eau.

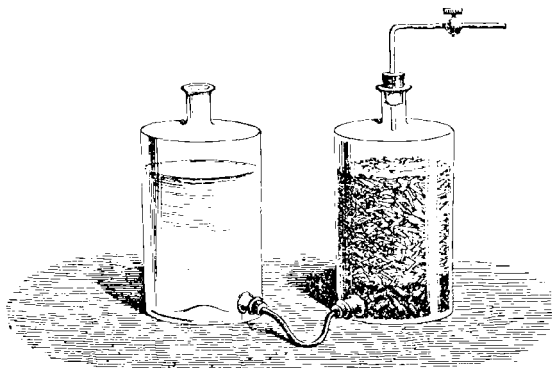


Fig. 41. — Appareil pour la production de l'hydrogène.

Lorsqu'on veut faire fonctionner cet appareil, on ouvre le robinet du premier flacon, de manière que l'acide du second, s'écoulant par le tube de caoutchouc, et tendant à se mettre de niveau dans les deux vases communiquants, arrive bientôt au contact du zinc, et produit dès lors, comme vous devez vous le rappeler, de l'hydrogène et du chlorure du zinc :



L'hydrogène, mis en liberté, chasse l'air du flacon et se dégage à son tour. Si alors on ferme le robinet, le gaz, continuant à se produire, refoule le liquide dans le second flacon, si bien que le

métal n'étant plus en contact avec l'acide, toute réaction cesse, comme dans le briquet à gaz de Dœbereiner¹.

Le premier flacon est donc un réservoir d'hydrogène, dans lequel ce dernier est soumis à une pression plus forte que celle de l'atmosphère, pression qu'on peut encore augmenter en soulevant le flacon d'acide. Lorsqu'on veut donner issue au gaz, on ouvre le robinet, et en l'ouvrant plus ou moins, on a un courant d'hydrogène plus ou moins rapide.

Dans cet appareil, d'un usage si commode, on remplace l'acide sulfurique par l'acide chlorhydrique, parce que le chlorure de zinc reste constamment en dissolution, tandis que le sulfate de zinc, en cristallisant, obstruerait le tube de caoutchouc, ce qui arrêterait toute communication entre les deux flacons.

Purification de ce gaz. -- Le gaz hydrogène, obtenu par les moyens précédents, n'est jamais complètement pur; il a toujours

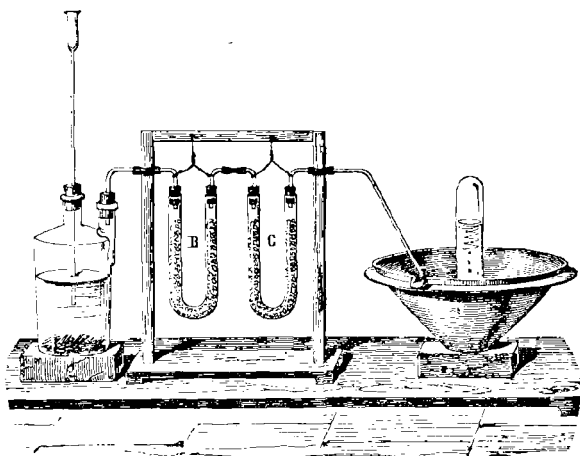


Fig. 42. Appareil pour obtenir l'hydrogène pur.

une odeur désagréable, alliée avec le zinc, nauséabonde et huileuse avec le fer, même lorsqu'on fait usage de zinc laminé et de fils de clavecin ou d'archal. Cela tient à ce que ces métaux retenant, quoi qu'on fasse, de petites quantités de charbon, de soufre, d'arsenic et de phosphore, une portion de l'hydrogène s'y combine et donne naissance à une matière huileuse très-fétide

¹ Voir la *Première année du cours*, p. 411.

(*carbure d'hydrogène*), à de l'acide sulfhydrique et à du gaz hydrogène arsenié ou phosphoré.

On dépouille l'hydrogène de toutes ces impuretés, en le faisant passer successivement, avant de le recueillir, dans deux longs tubes en U (*fig. 42*), remplis de fragments de pierre ponce imprégnés : ceux du tube B, avec une solution concentrée de soude caustique ; ceux du tube C, avec une solution de bichlorure de mercure. Dans le premier de ces tubes s'arrêtent l'huile fétide et l'hydrogène sulfuré ; l'hydrogène arsenié et l'hydrogène phosphoré restent dans le second ; mais il faut que le courant du gaz soit très-lent, afin que l'absorption des matières soit complète.

Le chimiste anglais Dalton ayant prouvé qu'un gaz quelconque, insoluble dans l'eau, ne peut séjourner sur ce liquide, même pendant un temps très-court, sans en expulser une certaine quantité de l'air qu'elle tient toujours en dissolution, ce qui altère alors la pureté du gaz, il est indispensable de recevoir l'hydrogène sur le mercure.

De l'Eau. — Dans le Cours de la première année, nous avons commencé l'étude de l'eau, que les leçons ultérieures ont en partie complétée ; vous savez quelle est sa composition, mais vous n'avez sur ce point important de son histoire que des notions générales et superficielles ; il est essentiel de revenir sur ce sujet d'une manière plus précise et de vous démontrer que le calcul et l'expérience s'accordent à prouver qu'un volume de vapeur d'eau est constitué par un volume d'hydrogène et un demi-volume d'oxygène ayant éprouvé une condensation d'un tiers.

Voici d'abord une première preuve :

On a déterminé expérimentalement la densité de la vapeur d'eau, et on a trouvé qu'un volume de cette vapeur, ramené la température de 0 et à la pression de 0^m,76, afin de le rendre comparable au même volume d'air, pèse 0,622.

Or, si l'on ajoute :

A la densité d'un volume d'hydrogène	= 0,069
La moitié de la densité d'un volume d'oxygène, soit 1,1056	= 0,552
<hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/>	2
	<hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/>

On trouve pour la densité d'un volume de vapeur d'eau. 0,6220

On le même chiffre que celui donné par l'expérience direc

L'analyse et la synthèse, comme vous allez le voir, confirment cette première indication.

Analyse de l'eau. — Il y a bien des manières de l'exécuter. La plus facile et en même temps la plus élégante réside dans l'emploi de la pile voltaïque. Je vous ai déjà dit et montré comment on doit s'y prendre (page 42) ; je n'y reviendrai donc pas.

Un autre procédé consiste à mettre l'eau en contact avec le fer à une chaleur rouge, ainsi que Lavoisier et Meusnier l'ont fait pour la première fois pendant l'hiver de 1785 à 1784. L'oxygène se fixe sur le fer qu'il transforme en un oxyde noir tandis que l'hydrogène se dégage, réaction qu'on représente ainsi qu'il suit :

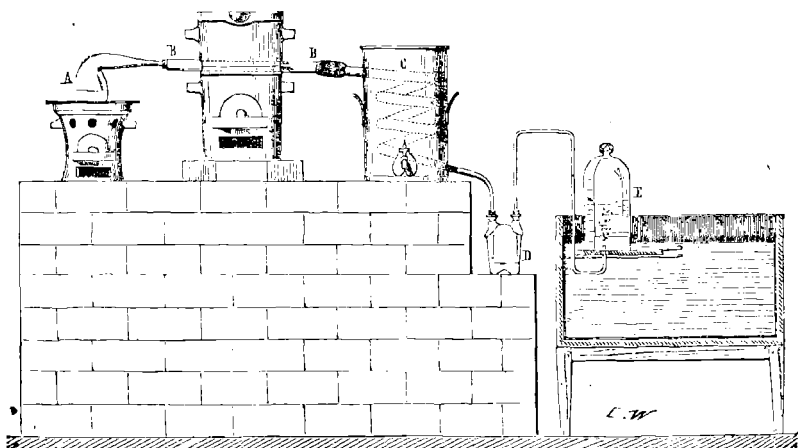
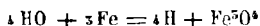


Fig. 45. — Décomposition et analyse de l'eau par le fer.

Lavoisier et Meusnier employaient un appareil peu commode qui ne comportait pas une grande précision ; on le remplace dans nos laboratoires par le suivant (fig. 45) et voici comment on opère :

On dispose transversalement dans un fourneau à réverbère un tube de porcelaine BB, verni intérieurement, dans lequel on introduit un petit faisceau de fil de fer doux bien décapé dont on connaît le poids. On adapte à l'une des extrémités de ce tube une corne de verre A contenant un poids déterminé d'eau distillée, on engage l'autre dans le tuyau d'un serpentin en cuivre C qui communique par son bout inférieur avec un flacon à deux tubu-

lures D. Le dernier porte un tube recourbé qui va s'engager sous une cloche graduée E placée sur la cuve à eau.

Toutes les jointures de l'appareil étant bien lutées, et le seau du serpentín rempli d'eau et de glace, on chauffe progressivement le tube jusqu'au rouge cerise, puis l'on porte à l'ébullition l'eau de la cornue. La vapeur aqueuse, en passant sur le fer, se décompose; son hydrogène se rend sous la cloche de la cuve. La portion d'eau qui échappe à la décomposition se condense dans le serpentín et s'écoule dans le flacon à deux tubulures.

Lorsqu'on veut mettre fin à l'opération, on cesse le feu sous le tube et sous la cornue; on laisse refroidir l'appareil. On pèse la cornue pour connaître la quantité d'eau qui a été volatilisée; on pèse l'eau condensée dans le flacon, et on en soustrait le poids de celui de l'eau volatilisée; on sait ainsi la proportion d'eau qui a été décomposée. On mesure le volume de l'hydrogène recueilli; on détermine l'augmentation que le fer a reçue, et en réunissant le poids du gaz à celui de l'oxygène fixé sur le métal, on reconnaît que le total représente exactement le poids de l'eau décomposée, sauf une légère perte inévitable dans de semblables expériences; perte due à ce que le gaz hydrogène entraîne toujours avec lui quelques traces d'eau.

Lorsqu'on retire du tube, après l'opération, le faisceau de fil de fer qui a servi à décomposer l'eau, on le trouve recouvert de petits octaèdres réguliers très-bien déterminés et brillants, qui fournissent une poudre noire attirable à l'aimant. C'est un oxyde intermédiaire, composé de protoxyde et de sesqui-oxyde de fer : $\text{Fe}^{\text{e}} \text{O}^{\text{e}} = \text{FeO}, \text{Fe}^{\text{e}} \text{O}^{\text{e}}$, qu'on appelle à cause de cela *oxyde ferros-ferrique*, et qui est identique à l'*oxyde magnétique naturel* ou *fer oxydulé* des minéralogistes.

Synthèse de l'eau. — A. Par l'eudiomètre. — La synthèse de l'eau peut se pratiquer au moyen de l'*eudiomètre*. On reconnaît aisément à l'aide de cet instrument, ainsi que vous l'avez déjà vu à propos de l'analyse de l'air (page 43), que deux cents volumes d'hydrogène exigent toujours cent volumes d'oxygène pour leur entière combustion, en d'autres termes que deux volumes du premier s'unissent à un volume du second pour constituer deux volumes de vapeur d'eau.

C'est ce que de Humboldt et Gay-Lussac démontrèrent, en 1804,

par une série de belles expériences eudiométriques. Il est juste de dire, toutefois, que c'est le célèbre Volta, qui le premier, en 1778, constata que l'hydrogène consomme pendant sa combustion la moitié de son volume d'oxygène; il est vrai qu'il ignorait encore que le résultat de cette combustion fût de l'eau.

B. Par l'action de l'hydrogène sur l'oxyde de cuivre. — Berzelius et Dulong ont indiqué, en 1820, un procédé non moins précis qui permet de recueillir l'eau formée par la combinaison des deux gaz et d'en prendre le poids. Il est fondé sur la propriété que possède l'hydrogène, à l'aide de la chaleur, de ramener certains oxydes métalliques, notamment le bioxyde de cuivre, à l'état métallique, en formant de l'eau avec l'oxygène qu'il leur enlève.

C'est ce que l'on reconnaît aisément à l'aide de l'appareil suivant (fig. 44), composé d'un flacon à produire de l'hydrogène, A, d'un tube horizontal en verre B, plein de chlorure de calcium

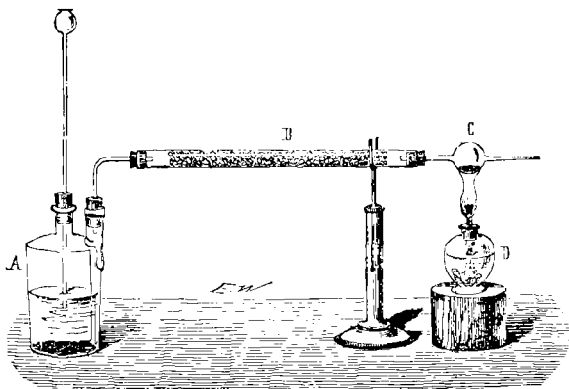


Fig. 44. — Désoxydation du bioxyde de cuivre par l'hydrogène.

pour dessécher ce gaz, et d'une ampoule de verre C, contenant l'oxyde de cuivre qu'on chauffe au rouge à l'aide d'une lampe à esprit-de-*vin* D. On ne commence toutefois, à chauffer l'ampoule, que lorsque tout l'air a été expulsé de l'appareil par le courant d'hydrogène, autrement il se produirait un mélange détonant qui ferait explosion, avec grand danger pour l'opérateur, dès qu'on viendrait à placer la lampe allumée sous l'ampoule. L'oxyde noir renfermé dans celle-ci ne tarde pas à changer de couleur et

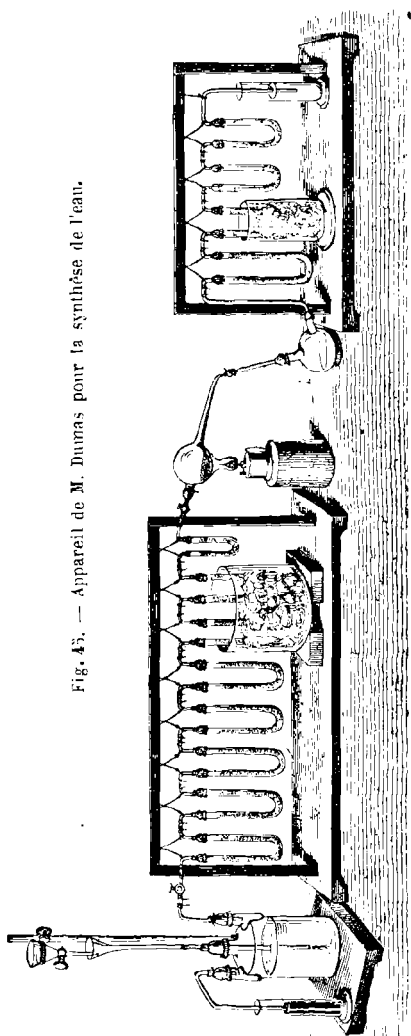
à prendre l'aspect et le brillant du cuivre métallique, tandis qu'un jet de vapeur d'eau sort par la pointe effilée de l'ampoule.

Vous comprenez qu'en recueillant et condensant cette vapeur dans des vases appropriés, il est possible, par le poids de l'eau formée dont on retranche le poids de l'oxygène perdu par l'oxyde de cuivre, d'arriver à établir la véritable composition de l'eau.

L'appareil dont on se sert aujourd'hui pour obtenir ce résultat a été imaginé en 1842 par M. Dumas. En voici la représentation (fig. 45) et une description succincte :

A la suite d'un appareil à hydrogène dans lequel le gaz est purifié et complètement desséché au moyen d'une série de tubes en U contenant les matières ordinairement employées dans ce but (sels métalliques, potasse caustique, acide sulfurique ou phosphorique anhydre), on adapte un petit ballon à deux tubulures en verre peu fusible destiné à contenir l'oxyde noir de cuivre soigneusement desséché. Ce ballon communique avec un autre faisant office de récipient pour l'eau qui doit se former pendant l'opération ; le tout

Fig. 45. — Appareil de M. Dumas pour la synthèse de l'eau.



est suivi de quatre tubes en U contenant les uns de la potasse caustique, les autres de l'acide phosphorique anhydre pour retenir les dernières portions de vapeur d'eau que le gaz hydrogène en excès entraîne toujours avec lui.

On pèse avec le plus grand soin, avant l'expérience, d'abord le ballon à deux tubulures vide et bien sec, ensuite le même ballon avec l'oxyde de cuivre qu'on y a introduit. La différence entre les deux poids donne le poids de l'oxyde contenu. On pèse de même le ballon récipient et les quatre tubes extrêmes à deux branches. L'appareil étant disposé, on fait dégager lentement le gaz hydrogène, et on continue le dégagement fort longtemps, afin de chasser d'une manière bien complète l'air de l'appareil. Quand celui-ci est entièrement plein de gaz hydrogène, on chauffe le ballon à oxyde de cuivre au moyen d'une lampe à esprit-de-bois placée dessous. Bientôt la réduction de l'oxyde commence, et l'eau ruisselle sur les parois du ballon récipient; les dernières parties de l'eau formée se condensent dans les tubes de la fin, que le gaz hydrogène en excès est obligé de traverser avant de se dégager dans l'air. On continue l'expérience jusqu'à ce que l'oxyde de cuivre soit entièrement ramené à l'état de cuivre métallique. On laisse alors refroidir le ballon au milieu du courant de gaz

hydrogène, puis on détache les parties de l'appareil destiné à la production et à la purification du gaz.

Le ballon à cuivre, le ballon récipient et les tubes extrêmes étant maintenant remplis de gaz hydrogène, si on les pesait dans cet état, la différence qu'on trouverait entre le poids de ces appareils avant et après l'expérience, dépendrait non-seulement des matières que ces appareils ont condensées pendant la réaction, mais encore de l'excès de poids de l'air qui remplissait primitivement l'appareil sur l'hydrogène qui l'a remplacé.

Il faut donc ramener l'appareil à ses premières conditions et le remplir de nouveau d'air atmosphé-

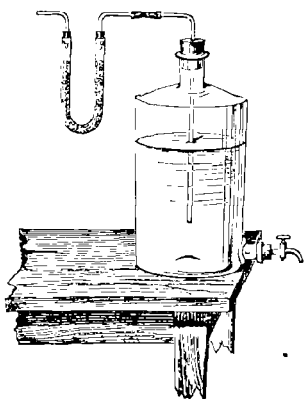


Fig. 46. — Aspirateur.

que. On se sert pour cela d'un flacon aspirateur plein d'eau qu'on met en communication avec le dernier tube desséchant de la fin (fig. 46).

On pèse alors l'eau condensée dans le ballon récipient; on détermine celle que les tubes desséchants ont absorbée et on ajoute cette quantité à la première. La perte de poids éprouvée par l'oxyde de cuivre indique la proportion exacte de l'oxygène qui a brûlé l'hydrogène, et cette proportion, soustraite du poids de l'eau recueillie, fait connaître celle de l'hydrogène consommé.

M. Dumas a pratiqué de cette manière, en 1842, dix-neuf opérations qui lui ont fourni plus de 1 kilogramme d'eau parfaitement pure. Il a pu en déduire ainsi les nombres exacts d'oxygène et d'hydrogène qui sont l'expression fidèle de la composition de l'eau. Les voici :

	En centièmes.	En équivalents.	En volumes.
Hydrogène.	11,11	1	2
Oxygène.	88,89	8	1
	100,00	9	2 vol. vapeur aqueuse.

Sa formule chimique est donc HO, qu'on remplace souvent par le signe Aq.

Essais des eaux naturelles. — Je vous ai déjà dit que les diverses espèces d'eaux qui coulent à la surface de la terre renferment toujours des matières étrangères en dissolution, et que celles qui en contiennent le moins, telles que les eaux pluviales rassemblées dans des citernes, celles des fontaines artésiennes, des sources et des rivières, sont dites *eaux potables*, parce qu'elles peuvent servir à la boisson journalière et à tous les autres besoins de l'homme, à savoir le nettoyage du linge, la cuisson des viandes et des légumes.

C'est de celles-là que je veux vous parler en ce moment, remettant à un autre moment de vous entretenir des eaux de la mer et des sources salines.

Toutes les eaux douces, potables, indépendamment de certaines matières solides qu'elles tiennent en dissolution, sont plus ou moins saturées des principes gazeux de l'atmosphère : oxygène,

azote, acide carbonique, ammoniacque combinée aux acides carbonique et azotique.

D'après M. Pélignot, il y a :

Dans 1 litre d'eau de Seine recueillie en hiver. 54^{cc},1 de gaz dissous.
 Dans 1 litre d'eau de pluie. 23^{cc},0

Ces gaz ont la composition suivante :

	Eau de Seine.	Eau de pluie.
Oxygène.	10 ^{cc} , 1	7 ^{cc} , 4
Azote.	21,4	15,1
Acide carbonique	22,6	0,5
	<hr/> 54 ^{cc} , 1	<hr/> 23 ^{cc} , 0

Les eaux sont d'autant plus agréables à boire qu'elles contiennent proportionnellement plus d'oxygène, d'acide carbonique et que la somme totale du mélange gazeux dépasse 30 centim. cubes par litre. On dit alors, dans le langage vulgaire, qu'elles sont *légères*. Quand l'inverse a lieu, elles sont moins vives, moins sapides, moins digestibles, et on les qualifie de *lourdes*. Telles sont par exemple, les eaux de pluie, celles qui proviennent de la fonte des neiges ou des glaces, celles des montagnes très-élevées

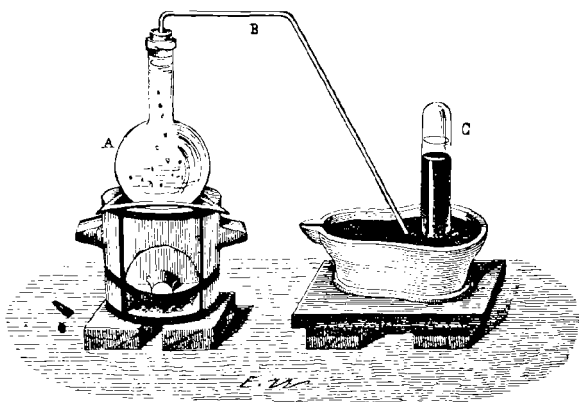


Fig. 47. — Appareil pour expulser les gaz dissous dans l'eau.

au-dessus du niveau de la mer. L'eau récemment distillée, celle qu'on fait bouillir et qu'on laisse refroidir hors du contact de l'air, ont un goût fade et se digèrent difficilement; M. Bous-

singault attribue même à l'usage des eaux peu acrées, les affections goitreuses si fréquentes qu'il a observées dans les pays élevés.

Vous voyez que ces expressions : *eaux légères, eaux lourdes*, employées depuis des siècles, expriment des qualités hygiéniques dont l'analyse chimique rend très-bien compte.

C'est en soumettant les eaux à l'ébullition dans l'appareil que vous avez déjà vu fonctionner

et que je replace sous vos yeux (*fig. 47*), qu'on en expulse les gaz dissous. Après les avoir mesurés, on les agite avec de l'eau de soude ou de potasse qui absorbe l'acide carbonique; la diminution de volume indique la proportion de celui-ci. Quant au résidu, on l'analyse au moyen du phosphore (*fig. 48*), ainsi que je vous l'ai montré antérieurement.



Fig. 48. — Analyse de l'air par le phosphore.

Quant à l'ammoniaque, la proportion en est toujours extrêmement faible dans les eaux vives et courantes, comme on le voit par les chiffres suivants qui se rapportent à 1 litre de liquide :

Pour les eaux pluviales.	0	milligr. 72
— de rivières.	0	18
— de sources.	0	09

Quant aux matières solides, minérales et organiques, dissoutes naturellement dans les eaux douces, leur proportion est très-variable. Il y a un moyen facile de s'en assurer; c'est de constater la quantité de résidu qu'elles laissent après leur évaporation sur le feu.

Pour cela, on en mesure exactement plusieurs litres dans une capsule de porcelaine tarée à l'avance, qu'on pose dans une capsule



Fig. 49. — Évaporation de l'eau à siccité.

en cuivre plus grande, chauffée par une lampe à alcool ou à gaz

(fig. 49). La capsule de porcelaine est alors entourée d'un bain d'air chaud qui donne lieu à une évaporation très-régulière. Quand tout le liquide a disparu, on chauffe un peu plus fortement le résidu d'apparence terreuse, puis on le pèse après qu'il est refroidi.

Ce résidu est incolore, s'il est formé seulement de matières salines; il est coloré en brun ou en jaune rougeâtre, s'il renferme des substances organiques ou du fer. Quand son poids ne s'élève qu'à quelques dix-millièmes, soit de 1 à 3 décigrammes par litre, l'eau qui l'a fourni peut être considérée comme de bonne qualité.

Voici des exemples de la pureté comparative de plusieurs espèces d'eaux potables :

FLEUVES ET RIVIÈRES.		Résidu par litre.
Rhône à Lyon, en été		0 ^{er} , 1075
Moselle, à Metz.		0, 1160
Loire, à Nantes.		0, 1170
Garonne, à Toulouse.		0, 1367
Seine, à Paris.		0, 1705
Marne, avant Paris.		0, 1801
Saône, à Mâcon		0, 1870
Rhin, à Strasbourg		0, 2518
Escaut, à Cambrai.		0, 2940
Deule, dans Lille.		0, 5080
Lys, en moyenne		0, 3512
Tam'se, à Greenwich		0, 5975

SOURCES.		Résidu par litre.
Des environs de Reims.	de 0 ^{er} , 186 à 0, 424	
— de Bordeaux	0, 245 à 0, 525	
De Dijon	0, 260	
De Roye, près Lyon	0, 264	
De Fécamp	0, 269 à 0, 378	
De Séclin, près Lille	0, 3450	
Du Havre	0, 5686 à 0, 9256	
D'Emmerin, près Lille	0, 4025	
D'Arcueil, près Paris.	0, 543	
Des Prés-St-Gervais, près Paris	0, 1940	
De Belleville et Ménilmontant, près Paris.	1, 6490	

PUITS ARTÉSIENS.		Résidu par litre.
A Rouen		0 ^{er} , 1327
A Grenelle, près Paris.		0, 1420

A Perpignan	0,2500
A Tours	0,5200
A Lille	de 0,594 à 0,711
A Roubaix	de 0,5467 à 0,7760
A Elbeuf	0,7100

Les substances qui constituent le résidu solide laissé par ces eaux sont principalement des sels calcaires, notamment le carbonate et le sulfate de chaux, quelques traces de sels de magnésie, du chlorure de sodium, des silicates alcalins et quelque peu de matières organiques.

C'est surtout le carbonate de chaux qui prédomine dans la plupart des eaux potables ; ce sel, insoluble par lui-même, ne s'y trouve en dissolution qu'à la faveur de l'acide carbonique qu'elles renferment ; il en est de même du carbonate de magnésie, aussi admet-on que c'est à l'état de *bicarbonates* que la chaux et la magnésie se maintiennent dans les eaux.

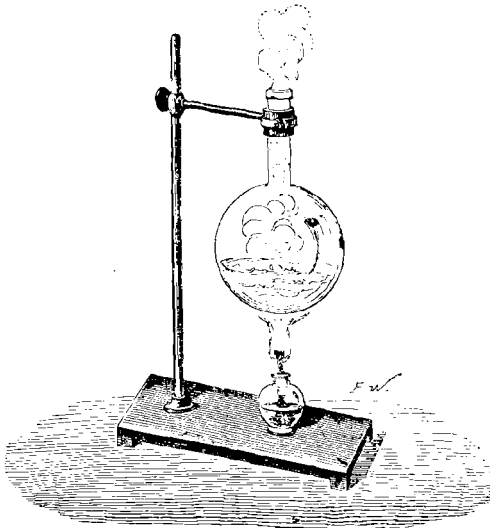


Fig. 50. — Essai de: eaux calcaires.

Lorsque la proportion de ces sels dépasse un demi-millième du poids de l'eau, celle-ci se trouble lorsqu'on la fait bouillir (fig. 50)

pendant quelque temps, parce qu'elle perd l'excès de son acide carbonique, et qu'ainsi les *bicarbonates* de chaux et de magnésie repassent à l'état de carbonates simples qui se déposent en poudre grenue ou demi-cristalline.

La même chose arrive en ajoutant quelques gouttes d'ammoniaque dans les eaux calcaires; il y a peu de trouble immédiat, mais au bout d'une heure ou deux de petits grains cristallins de carbonates de chaux et de magnésie s'attachent aux parois du verre dans lequel on opère.

On croit, généralement, que les eaux les plus pures, comme celles des torrents qui descendent des montagnes granitiques, ou celles qu'on appelle *eaux de roche*, sont les meilleures pour la boisson; c'est une erreur. On doit leur préférer des eaux moins pures qui contiennent une petite quantité de sels calcaires. Les expériences de M. Boussingault ont établi nettement que la chaux des eaux potables concourt, avec celle que contiennent les aliments, au développement du système osseux des animaux.

Si la présence du carbonate de chaux dans les eaux douces est utile, au point de vue de l'hygiène, lorsque sa proportion ne dépasse pas un demi-gramme par litre, il n'en est pas de même de celle du sulfate de chaux. Celui-ci, même aux doses les plus faibles, communique à ces eaux des propriétés fâcheuses. Dès que sa quantité s'élève à 25 centigrammes par litre, les eaux prennent une saveur terreuse et douceâtre, se digèrent mal, occasionnent souvent des tranchées, convertissent le savon en petits grumeaux sans le dissoudre, et durcissent les viandes et les légumes.

Les eaux de sources et surtout les eaux de puits creusés dans les terrains à plâtre, comme ceux des environs de Paris, sont pour ainsi dire saturées de sulfate de chaux. C'est à ces sortes d'eaux qu'on donne les noms d'*eaux crues*, d'*eaux dures*, d'*eaux séléniteuses*. On les reconnaît de suite parce qu'elles se troublent fortement par l'oxalate d'ammoniaque, par le chlorure de barium, et par une solution de savon.

Pour bonifier les eaux *crues*, et les rendre propres aux usages domestiques, on peut employer un des moyens suivants :

Pour les *eaux calcaires*, c'est-à-dire surchargées de bicarbonate de chaux : 1° on les agite au contact de l'air ; 2° ou bien on y

fait passer un courant de vapeur pendant quelques minutes ; 3^o ou bien enfin on y verse un dixième d'eau de chaux (en volume).

Ces divers procédés ayant pour résultat de précipiter la plus grande partie du carbonate de chaux, on laisse reposer ensuite le liquide, et on décante l'eau devenue claire.

Pour les *eaux séléniteuses*, on ajoute 1 gramme de carbonate de soude par litre d'eau, on agite bien, on laisse reposer et on décante ; l'eau ainsi purifiée peut servir à la cuisson des aliments et au savonnage.

Pour acquérir la preuve que les eaux douces renferment du chlorure de sodium, on y verse quelques gouttes d'azotate d'argent, qui, dans le cas de l'affirmative, détermine la production immédiate de grumeaux blancs (*fig. 51*) insolubles dans l'acide azotique, solubles dans l'ammoniaque, et devenant violets à la lumière.

Les eaux courantes ne contiennent jamais que des traces de matières organiques. Ce n'est que lorsqu'elles deviennent stagnantes que la proportion de ces matières augmente, au point de leur donner une odeur désagréable et même repoussante, dès qu'on les conserve pendant quelque temps en vases fermés.

On peut immédiatement reconnaître la présence de ces matières en versant dans l'eau, portée à l'ébullition, quelques gouttes de chlorure d'or ; il se produit une coloration brune, par suite de la mise en liberté d'or métallique excessivement divisé, qui est toujours d'un brun violacé dans cet état.

Lorsqu'on veut apprécier la quantité de limon, c'est-à-dire de matières terreuses en suspension dans les eaux de rivières, surtout au moment des crues de l'hiver, on remplit de ces eaux troubles un ballon de deux litres de capacité (*fig. 52*). On bouche ce vase avec un bouchon dans lequel on fait passer deux tubes, l'un *a* très-court, l'autre *b* descendant jusqu'au fond du ballon. L'orifice du tube *a* qui sert à l'écoulement du liquide ne doit pas dépasser la surface du bouchon dans l'intérieur du col. A l'extérieur, les deux tubes ont la même longueur.



Fig. 51. — Recherches du chlorure de sodium dans les eaux.

On établit sur un support un entonnoir en verre dans lequel on dispose convenablement un filtre double de papier blanc non collé, et on maintient au-dessus le flacon renversé, en faisant plonger les orifices des deux tubes dans le liquide qui s'est écoulé du flacon et qui remplit le filtre. Dès que le niveau de l'eau dans ce dernier s'est abaissé jusqu'à un certain point, l'air monte bulle à bulle par le tube *b*, et une quantité d'eau correspondante s'écoule dans le filtre par le tube *a*. Toutes les parties terreuses en suspension restent sur le filtre, tandis que le récipient inférieur reçoit de l'eau claire et limpide.

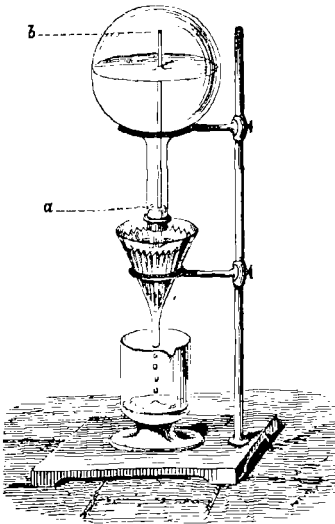


Fig. 52. — Appareil pour déterminer la quantité des matières terreuses en suspension dans les eaux de rivières.

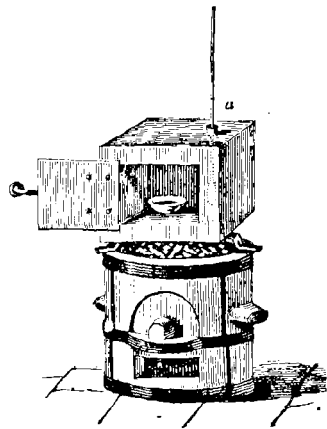


Fig. 53. — Étuve des laboratoires.

Le filtre double étant bien égoutté, est desséché à l'étuve à 100° (fig. 53), et en mettant du côté des poids d'une balance sensible le filtre extérieur qui sert de tare, le poids du filtre intérieur chargé de limon donne de suite, sans aucun calcul, la proportion de ce limon par litre d'eau trouble.

De l'ammoniaque. — Après l'eau, l'ammoniaque est certainement le composé de l'hydrogène le plus important, en raison

de ses propriétés chimiques si fortement accusées, de ses analogies curieuses avec les oxydes métalliques du potassium et du sodium, et de ses nombreux emplois dans les arts.

Vous le savez déjà, l'ammoniaque est un *acoture d'hydrogène gazeux* qui prend, quand il est dissous dans l'eau, le nom vulgaire d'*alcali volatil*. Mais vous ne connaissez pas encore le moyen de l'obtenir à l'état de pureté. Je vais vous renseigner à cet égard.

Préparation. — La préparation de ce gaz est une des plus faciles à exécuter ; elle nous a été indiquée par Priestley, à qui l'on doit la découverte de huit autres gaz et l'invention non moins heureuse pour produire, manier et étudier ces fluides élastiques.

On fait un mélange à parties égales de chaux vive et de *sel ammoniac* (chlorhydrate d'ammoniaque), tous deux en poudre ; on l'introduit rapidement dans un ballon en verre (fig. 54), qu'on

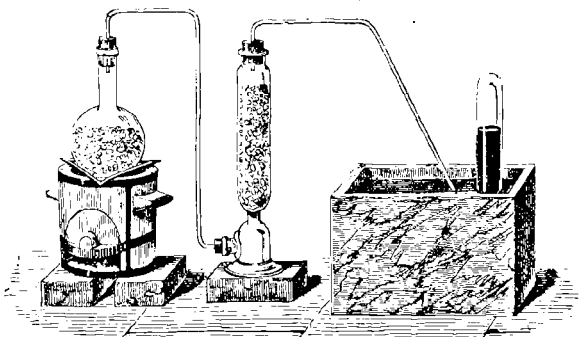


Fig. 54. — Préparation du gaz ammoniac.

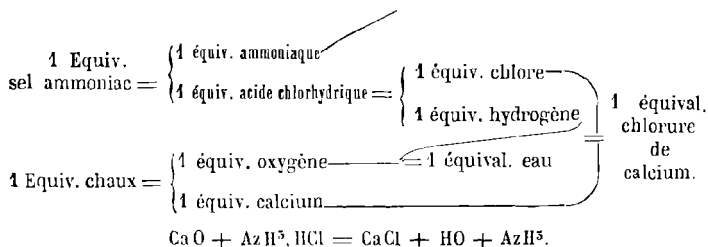
achève de remplir de petits fragments de chaux caustique destinés à dessécher le gaz. On adapte au ballon un tube recourbé qu'on met en communication avec la partie inférieure d'une éprouvette à dessiccation remplie de chaux vive en fragments ou de potasse fondue. Le gaz arrive ainsi très-sec dans des cloches pleines de mercure, et qu'on a eu soin de bien sécher à l'avance.

On chauffe légèrement. Déjà, à la température ordinaire, le gaz ammoniac se dégage du mélange. On ne doit le recueillir sous les cloches que lorsqu'il est entièrement absorbable par l'eau. — De 50 grammes de sel ammoniac, on obtient plusieurs litres de gaz pur. L'opération est terminée, lorsque le tube de dégagement s'é-

chauffe beaucoup ; c'est un signe qui indique qu'il ne passe plus que de la vapeur d'eau.

Le résidu se compose de chlorure de calcium, de chaux en excès, le tout fortement humecté d'eau. Il faut concevoir, d'après cela, que dès que le mélange de chaux et de sel ammoniac est opéré, la première de ces substances expulse le gaz ammoniac qui sature l'acide chlorhydrique, et réagit ensuite sur ce dernier de manière à produire de l'eau et du chlorure de calcium.

Voici la légende de cette théorie si simple :



Lorsqu'on veut obtenir, non le gaz ammoniac, mais l'eau saturée de ce gaz, ou ce qu'on appelle *l'ammoniaque liquide*, on em-

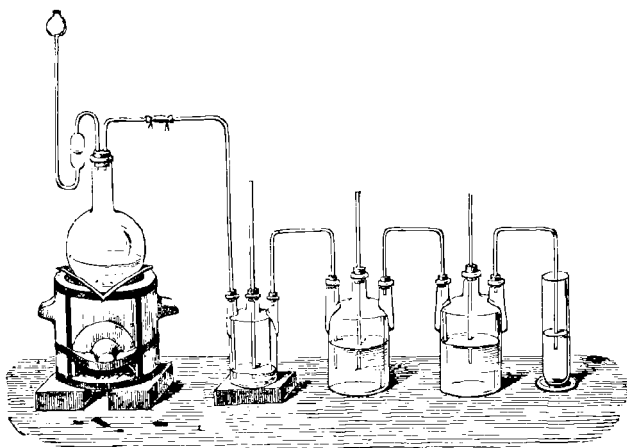


Fig. 55. — Appareil de Woulf pour la préparation de l'ammoniaque liquide.

ploie *l'appareil de Woulf* (fig. 55), qui sert à la dissolution de tous les gaz et dont on vous a donné la théorie dans le Cours de phy-

sique. Le premier flacon, dit *laveur*, ne contient que peu d'eau ; dans les deux suivants, on met autant d'eau distillée qu'il y a de sel ammoniac dans le ballon. Les flacons ne doivent être remplis qu'à moitié, parce que le volume du liquide augmente beaucoup par la combinaison du gaz avec l'eau, tandis que sa densité diminue. Comme cette combinaison est accompagnée d'une élévation de température assez marquée, il faut refroidir les vases pendant toute la durée de l'opération, en les plaçant dans des terrines pleines d'eau qu'on renouvelle souvent. L'appareil est terminé par un quatrième flacon, qui ne sert qu'à rendre la pression plus forte, afin que le gaz se dissolve plus complètement dans l'eau des premiers vases.

L'ammoniaque liquide du commerce marque 22° à l'aréomètre, et à ce degré elle renferme sur 100 parties en volume 20, 26 de gaz, ou le cinquième de son poids d'alcali réel. Elle est donc loin d'être saturée, puisque, comme je vous l'ai dit dans le Cours de première année, l'eau absorbe jusqu'à 670 fois son volume de gaz ammoniac. C'est généralement la solution à 22° qu'on emploie dans les arts, la médecine et les laboratoires.

Usages. — Ses principales applications sont : chez les teinturiers, de modifier certaines couleurs ; chez les dégraisseurs, d'enlever les taches de graisse déposées sur les vêtements ou de rétablir la couleur des étoffes rongées par les acides ; chez les fabricants de fausses perles, de préparer *l'essence d'Orient*, qui sert à donner aux globules de verre dans lesquels on l'insuffle, la propriété de réfléchir et de décomposer la lumière, à la manière des perles orientales ou naturelles ; c'est Jacquin, faiseur de chapelets sous Louis XIV, qui eut le premier l'idée de faire ramollir dans de l'ammoniaque les lamelles brillantes qu'on sépare par le frottement et le lavage du corps d'un petit poisson de rivière appelé *ablette* ; cette liqueur, additionnée de colle de poisson, constitue *l'essence d'Orient* ou de *perles*, qui est d'un prix assez élevé, puisqu'il ne faut pas moins de vingt mille ablettes pour en obtenir 500 grammes.

Les médecins utilisent l'ammoniaque liquide comme caustique, et, lorsqu'elle est étendue de beaucoup d'eau, pour calmer les douleurs atroces causées par les brûlures. Les vétérinaires s'en servent pour faire disparaître les gaz qui occasionnent le gonflement

de l'abdomen chez les bestiaux qui ont mangé, au printemps, une trop grande masse de fourrages verts et humides.

Le même agent, administré à la dose de cinq à six gouttes dans un verre d'eau sucrée, fait cesser presque immédiatement les effets de l'ivresse chez l'homme.

Une nouvelle application de l'ammoniaque, que je ne puis passer sous silence, c'est de servir à la production de froids considérables, et, par suite, à la fabrication économique de la glace.

Je vous l'ai dit antérieurement, l'azoture d'hydrogène n'est pas un gaz permanent. On savait déjà, depuis longtemps, qu'il se liquéfie par un froid de -41° , lorsqu'en 1823, Faraday parvint au même résultat en le soumettant à une pression de 6 atmosphères $1/2$, à la température de $+10^{\circ}$. Il constata, plus tard, qu'en exposant ce gaz liquéfié à une évaporation rapide dans le vide, on obtient une masse blanche, translucide, n'émettant presque plus d'odeur.

Lorsqu'on veut répéter l'expérience de Faraday, on commence par faire passer du gaz ammoniac sec sur du chlorure d'argent fondu qui en absorbe jusqu'à trois cent vingt fois son volume. On enferme alors une certaine quantité de ce chlorure ammoniacal dans l'une des branches A d'un tube coudé en verre C (fig. 56); on scelle à la lampe l'autre branche vide, B; puis on plonge celle-ci dans un bain de glace et de sel, tandis qu'on chauffe l'autre dans

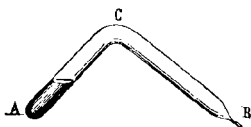


Fig. 56.

Tube et appareil pour opérer la liquéfaction du gaz ammoniac.

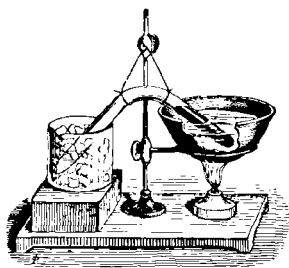


Fig. 57.

un bain-marie (fig. 57), à une température de $+40^{\circ}$. Le gaz ammoniac abandonne alors le chlorure d'argent, exerce sur lui-même une forte pression et se condense en un liquide transparent dans la branche refroidie.

Le gaz ammoniac liquéfié, lorsqu'il n'est plus soumis qu'à la pression de l'atmosphère, reprend subitement son état de fluide élastique, en produisant un froid intense qui descend jusqu'à — 40°.

Fabrication de la glace. — C'est sur ces principes que M. Carré, de Paris, a construit en 1860 des appareils pour congeler l'eau au moyen de l'ammoniaque. Voici le modèle d'un de ses petits appareils, à marche intermittente.

Il se compose d'une chaudière cylindrique A ou *générateur* (fig. 58), et d'un vase légèrement conique B ou *congélateur*, qui est placé au centre d'un grand bac rempli d'eau. Les deux premières pièces, en tôle étamée très-résistante, communiquent entre elles par un tube *c*.

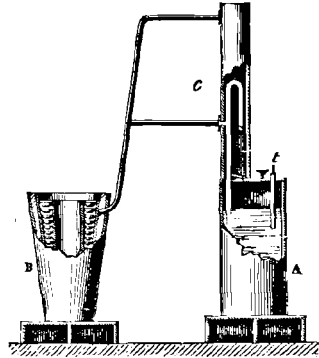


Fig. 58. — Petit appareil Carré pour la fabrication de la glace.

La chaudière A, placée sur un fourneau, est remplie aux trois quarts d'ammoniaque du commerce à 22°. En élevant peu à peu la température, la dissolution ammoniacale perd son gaz, qui passe par le tube *c* et va se liquéfier, par sa propre pression, dans de petites augettes qui se trouvent dans le congélateur B. Lorsque le thermomètre *t* accuse 130°, on est certain que le dégagement est terminé.

On enlève alors la chaudière A et on la plonge dans un bac rempli d'eau froide tenant en dissolution un peu de chlorure de calcium. D'un autre côté, on place dans la partie centrale du congélateur un vase en fer-blanc très-mince, contenant l'eau à congeler.

Comme il n'y a plus de pression dans l'appareil, l'ammoniaque liquéfiée qui remplit les augettes du congélateur retourne à l'état de gaz, en absorbant de la chaleur à tous les corps qui l'entourent et, par conséquent, à l'eau du vase en fer-blanc; celle-ci est donc convertie en une masse de glace.

Quant au gaz ammoniac régénéré, il rentre dans le générateur refroidi par le tube plongeur qu'on voit dans l'intérieur de la

chaudière A, et, en se dissolvant dans l'eau, il reproduit la solution ammoniacale primitive qui peut ainsi servir indéfiniment.

Les principaux glaciers de Paris et de la province ont maintenant de grands appareils Carré, qui fonctionnent d'une manière continue. On obtient plus de 3 kilogrammes de glace par kilogramme de charbon brûlé.

Caractères essentiels. — Le gaz ammoniac, dont la densité est moitié moins grande que celle de l'air, 0,59, éteint les corps en combustion et n'est point inflammable, dans les circonstances ordinaires; mais si on le fait arriver par un tube effilé dans un flacon d'oxygène pur (*fig.* 59), on peut alors y mettre le feu et il continue à brûler avec une flamme jaune.

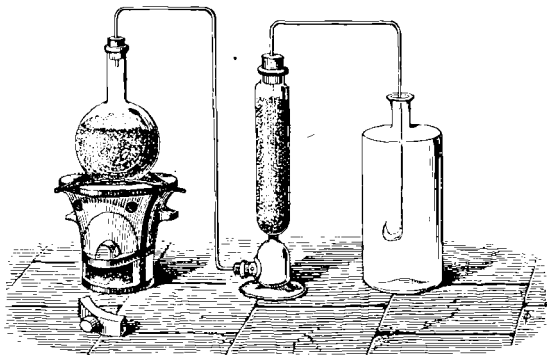
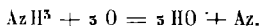


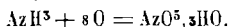
Fig. 59. — Combustion du gaz ammoniac dans l'oxygène pur.

Son mélange avec l'oxygène, à parties égales, détone assez fortement par l'approche d'une bougie ou l'arrivée d'une étincelle électrique.

Dans les deux cas, il se forme de l'eau et l'azote reste libre :



En faisant intervenir l'influence de l'éponge de platine légèrement chaude, l'oxygène ne se borne plus à brûler l'hydrogène de l'ammoniaque, il oxyde en même temps l'azote, de sorte que dans ce cas, ainsi que l'a vu M. Kuhlmann, tout se réduit en eau et en acide azotique, comme l'équation suivante le démontre :



Cette transformation s'effectue facilement en chassant l'oxygène

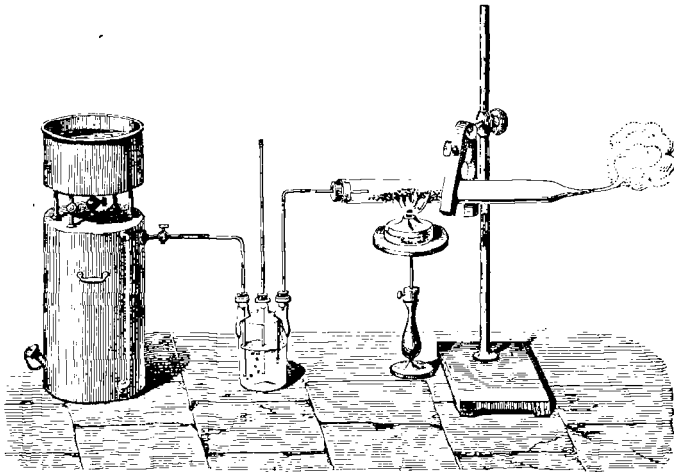


Fig. 60. — Conversion de l'ammoniaque en acide azotique par l'oxygène en présence de l'éponge de platine.

d'un gazomètre (fig. 60) à travers une solution concentrée d'ammo-

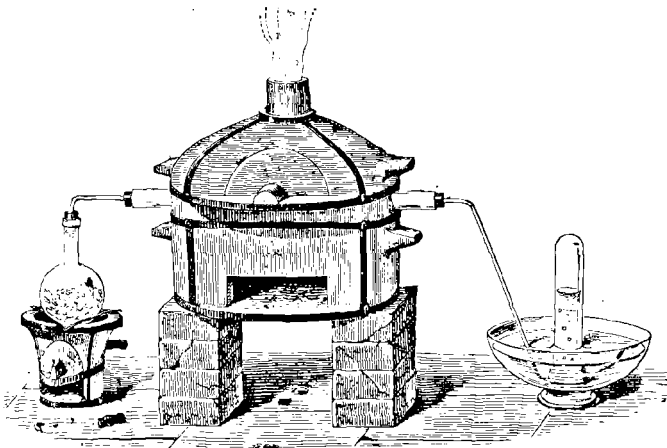


Fig. 61. — Décomposition du gaz ammoniac par la chaleur seule ou en présence du platine.

niaque, d'où il se rend ensuite dans un tube de verre contenant de l'éponge de platine maintenue chaude par une lampe à alcool.

Les vapeurs qui sortent du tube rougissent fortement un papier bleu de tournesol.

Une forte chaleur, une série d'étincelles électriques en opèrent la décomposition en doublant son volume; en effet, après l'expérience, on trouve, pour 100 volumes d'ammoniac, 200 volumes d'un mélange composé de 150 volumes d'hydrogène et de 50 volumes d'azote.

La décomposition du gaz par la chaleur est bien plus facile quand le tube de porcelaine, dans lequel on le fait passer (*fig. 61*), renferme ou des fragments de cette matière ou des fils de platine, de cuivre ou de fer. Ces deux derniers métaux deviennent friables et retiennent des traces d'azote.

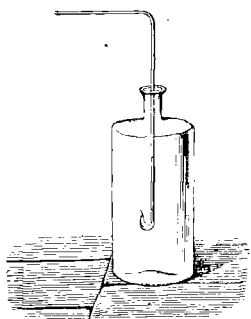
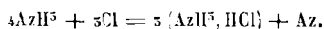


Fig. 62. — Combustion du gaz ammoniac dans le chlore gazeux.

La plupart des metalloïdes, chlore, brome, iode, soufre, carbone, en opèrent également la décomposition. Avec le chlore, surtout, l'action est immédiate, par suite de la grande affinité de ce corps simple pour l'hydrogène.

Qu'on fasse rendre dans un flacon plein de chlore sec le tube effilé par lequel s'échappe un jet de gaz ammoniac (*fig. 62*), aussitôt celui-ci s'enflamme, et il se produit d'abondantes fumées blanches, qui consistent en chlorhydrate d'ammoniaque entremêlé d'azote :



Il en sera de même en employant les gaz dissous dans l'eau; seulement la réaction aura lieu sans production de lumière. Qu'on remplisse un long tube, fermé par un bout (*fig. 65*), d'une dissolution de chlore, en ne laissant vide que 2 ou 3 centimètres de sa capacité pour y mettre de l'ammoniaque liquide, et qu'on retourne ensuite le tube pour opérer le mélange; une multitude de petites bulles s'élèveront à la partie supérieure, et dans l'espace de quelques minutes, on pourra recueillir une assez grande quantité de gaz azote pur. Le chlorhydrate d'ammoniaque formé ne sera pas visible dans ce cas, parce qu'il se dissoudra dans l'eau au fur et à mesure de sa production.

Vous voyez, d'après ce qui précède, qu'on peut appliquer l'action du chlore sur l'ammoniaque, soit pour obtenir du gaz azote pur dans les laboratoires, soit pour désinfecter une atmosphère chargée de gaz ammoniac, comme celle, par exemple, des lieux d'aisance.

Un dernier caractère essentiel de l'ammoniaque, c'est de s'unir aux acides en neutralisant complètement leurs propriétés et en formant des sels. C'est donc un corps éminemment basique, qui s'associe par cette propriété aux oxydes métalliques les plus puissants, tels que la potasse et la soude.

Vous vous rappelez sans doute qu'avec les acides gazeux, l'ammoniaque produit des vapeurs blanches très-épaisses, par suite de la formation de sels ammoniacaux solides (fig. 64).

Parmi ces sels, les plus importants sont : le chlorhydrate et le carbonate. J'en dirai quelques mots.

Chlorhydrate d'ammoniaque. — Ce sel, plus connu sous le nom de *sel ammoniac*, était déjà utilisé par les Égyptiens, les Grecs et les Romains. On le trouve tout formé aux environs des volcans et dans les mines de houille incendiées; l'Etna en a vomé quelquefois des quantités très-considérables. Les Kalmoucks trafiquent, depuis un temps immémorial, de celui qu'ils re-

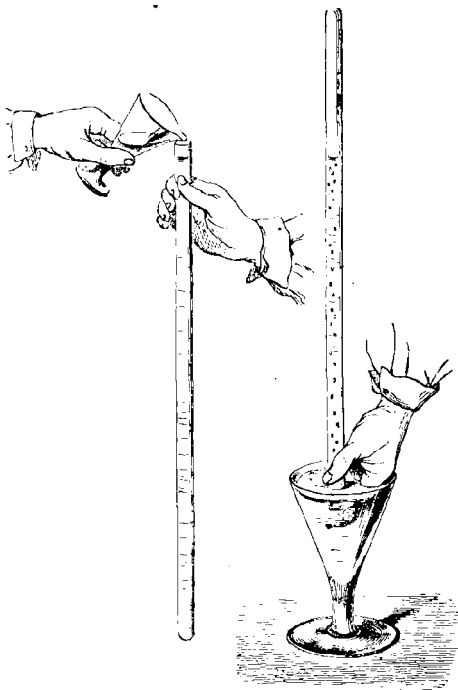


Fig. 65. — Action du chlore dissous sur l'ammoniaque liquide.

cueillent auprès de deux volcans encore brûlants de la haute Asie.

Comment les Égyptiens, à une époque fort ancienne de leur histoire, arrivèrent-ils à reconnaître la présence de ce même sel dans la fiente des chameaux, des bœufs et, en général, de tous les animaux qui mangent des plantes salées, et comment trouvèrent-ils

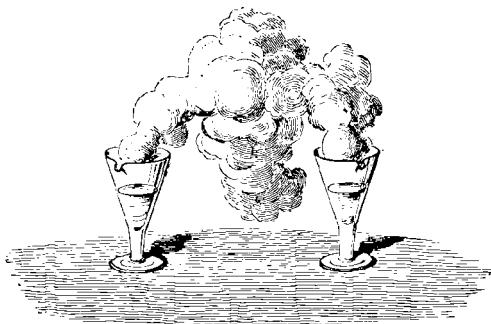


Fig. 64. — Action des acides gazeux et de l'ammoniac.

le procédé simple et rationnel d'extraction fondé sur sa volatilité? C'est ce qu'il est difficile d'expliquer. Ce n'est, au reste, que depuis 1719 qu'on connaît ce procédé, grâce à Le Mère, alors consul de France au Caire. Le voici en peu de mots.

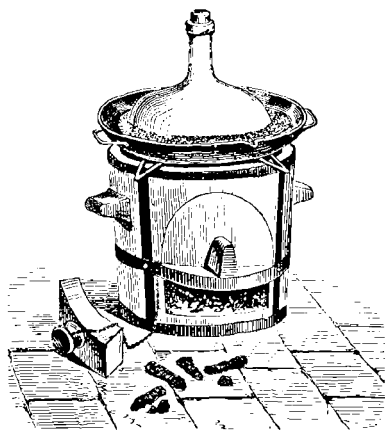


Fig. 65. — Matras de sublimation pour le sel ammoniac.

Dans la Basse-Égypte, où il n'y a pas de forêts, les fellahs recueillent soigneusement les excréments de leurs animaux domestiques qui se nourrissent de plantes maritimes ou salées, les font sécher en les appliquant à la surface des murs, et les brûlent ensuite dans leurs foyers, à défaut d'autres

matières combustibles. La suie qui en provient et dans laquelle s'est rassemblée la presque totalité du sel ammoniac con-

tenu dans les fientes, est vendue au Caire, où plusieurs ateliers s'occupent de son traitement. Là, on l'introduit dans de larges bouteilles de verre ou *matras*] (*fig. 65*) de près d'un demi-mètre de diamètre, terminées par un col de quelques centimètres de hauteur; on les remplit jusqu'à quatre doigts de leur col.

Ces matras sont ensuite placés sur une espèce de four où ils peuvent être chauffés fortement. On donne le feu par degrés pendant 72 heures. Le sel ammoniac se sublime vers le second jour et s'attache à la partie supérieure des vases. L'appareil étant bien refroidi, on casse ceux-ci, et on en retire des pains de sel qui font un peu moins du tiers de la suie ainsi chauffée.

Ces pains, moulés sur les matras, sont chargés de suie ou d'une huile empyreumatique¹ charbonneuse. C'est sous cette forme que, jusqu'au commencement de ce siècle, tout le sel ammoniac, consommé en Europe par les étameurs et les fondeurs de métaux, par les teinturiers, les médecins et les chimistes, venait du Caire. Grâce au pharmacien Baumé, de Paris, les fabriques françaises ont fait cesser le monopole dont jouissait cette antique industrie de l'Égypte. Plus tard, je vous décrirai le procédé qu'on y suit.

Le sel ammoniac, purifié par dissolution et cristallisation, est en longues aiguilles qui s'entre-croisent de manière à imiter des barbes de plume. Il est blanc, inodore, d'une saveur piquante, fraîche et amère. Il est très-soluble dans l'eau. Sur les charbons ardents, il se réduit en vapeurs blanches qui exhalent une odeur particulière. Il dissout facilement la plupart des oxydes métalliques, voilà pourquoi il est employé pour *décapier*, c'est-à-dire nettoyer la surface des métaux.

Carbonate d'ammoniaque. — Ce sel, qui est un *sesqui-carbonate*, de la formule $2\text{AzH}^5, 2\text{HO}, 3\text{CO}^2$, et qu'on appelle improprement dans le commerce *sous-carbonate d'ammoniaque*, se nommait autrefois *alkali volatil concret*.

Il est blanc, opaque, en masses irrégulières, compactes, il a une saveur caustique, une forte odeur ammoniacale, et il verdit le sirop de violettes. Il se volatilise à froid dans l'air. Il est très-soluble dans

¹ *Empyreumatique*, c'est-à-dire ayant l'odeur d'empyreume. Les anciens chimistes ont donné ce nom à l'odeur qu'exhalent les matières huileuses fortement chauffées et à demi-décomposées.

l'eau froide. On ne peut pas se servir d'eau bouillante pour sa dissolution, parce qu'alors il se vaporise. Lorsqu'on le vend sous la forme de petits cristaux grenus et transparents, pour les usages de la médecine, il est plus particulièrement désigné sous le nom de *sel volatil d'Angleterre*.

C'est un des produits constants de la décomposition des matières animales par le feu ; mais comme il est toujours très-impur, dans ce

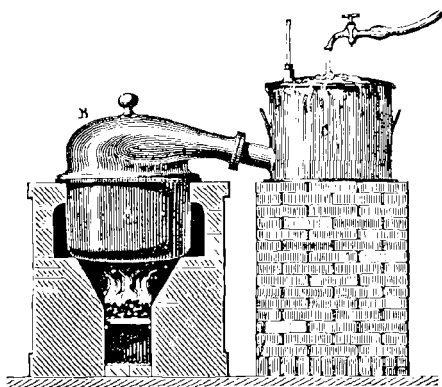


Fig. 65. — Préparation du carbonate d'ammoniaque.

cas, on le prépare de préférence par la réaction de parties égales de craie et de sel ammoniac, dans une cornue de grès et mieux dans une marmite de fonte A (fig 66), recouverte d'un chapiteau en plomb B ; celui-ci s'adapte à un récipient cylindrique en plomb C sur lequel tombe continuellement un filet d'eau froide d'un réservoir supérieur. C'est dans ce récipient que vient se condenser le carbonate d'ammoniaque qui se volatilise de la marmite. On fait plusieurs opérations successives, en renouvelant le mélange des matières premières dans la marmite, sans démonter le récipient. On enlève ensuite, à coups de ciseau, les plaques épaisses et opaques de carbonate blanc, qui se sont attachées aux parois du récipient.

Ce sel a de nombreux emplois. Les dégraisseurs le préfèrent à l'ammoniaque pour enlever les taches grasses sur les tissus de soie et celles produites par les acides végétaux. Les boulangers, les pâtisseries en font entrer dans la pâte des pains et pâtisseries qui doivent être très-légères, tels que les pains à café, les régences, les biscuits, les talmouses, les macarons, etc. On en tire aussi un parti avantageux pour faire lever les farines avariées.

On s'en sert encore pour donner du montant au tabac. Il a été reconnu, en effet, que l'ammoniaque est le véhicule d'un grand nombre d'odeurs.

Production constante de l'ammoniaque dans la nature. —

Je n'abandonnerai pas l'étude de l'ammoniaque et de ses composés salins, sans appeler un instant votre attention sur les circonstances nombreuses dans lesquelles ce corps prend à chaque instant naissance autour de nous, et arrive dans l'atmosphère, soit libre, soit combiné aux acides carbonique et sulphydrique.

C'est un des produits constants de la décomposition spontanée des matières animales; de là son dégagement permanent dans les fosses d'aisance, les charniers remplis d'immondices, les cimetières, les tas de fumier, etc.

Ces mêmes matières soumises à l'action de la chaleur ou à celle non moins puissante de la chaux, de la soude, etc., en fournissent encore. De même pendant la combustion de la houille, les fumées sont plus ou moins ammoniacales.

Dans les pays volcaniques, on remarque parfois des dégagements de carbonate d'ammoniaque, ainsi que cela a lieu près du lac d'Agnano, non loin de la *grotte du Chien*, et dans les fumerolles de l'Etna, en mélange avec le sel ammoniac.

Toutes les plantes contiennent dans leur tissu du gaz ammoniac, aussi leurs fleurs en exhalent constamment; il en est de même des hommes et des animaux, d'après MM. Viale et Latini, de Rome.

L'ammoniaque se forme encore, par suite de la décomposition de l'eau, pendant l'oxydation du fer et de quelques autres métaux au contact de l'air humide; aussi la rouille chauffée doucement dans un tube de verre avec un peu de soude ou de chaux caustique (*fig. 67*) fournit-elle des vapeurs qui ramènent au bleu un papier de tournesol rouge qu'on place à l'ouverture supérieure du tube à calcination.

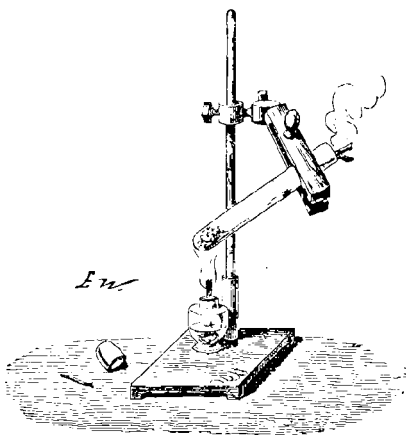


Fig. 67. — Calcination de la rouille pour en isoler l'ammoniaque.

Puisque, par toutes les causes de production que je viens d'énumérer, il se forme et se dégage continuellement de l'ammoniaque à la surface du sol, vous ne devez plus être surpris qu'il y ait toujours de l'ammoniaque dans l'air atmosphérique; elle s'y trouve à l'état de carbonate et, dans les temps d'orages, à celui d'azotate. C'est Théodore de Saussure qui, le premier en 1804, a signalé ces faits; mais c'est M. Liebig qui a indiqué le moyen de les constater.

Recherche de l'ammoniaque dans les eaux de pluie. — Ce n'est pas dans l'air qu'il faut rechercher l'ammoniaque, parce que la quantité de celle-ci en est presque nulle pour 1 mètre cube, mais bien dans l'eau des pluies et des neiges, puisqu'il est évident que les eaux pluviales, en traversant l'atmosphère, doivent entraîner avec elles tous les composés ammoniacaux qui s'y rencontrent. On peut s'en assurer d'une manière bien simple. Il suffit d'évaporer presque à siccité de l'eau de pluie récemment tombée, après y avoir ajouté un peu d'acide sulfurique. Cet acide, en se combinant avec l'ammoniaque, la prive de sa volatilité; le résidu contient alors du sulfate d'ammoniaque, que l'on reconnaît à l'odeur pénétrante qu'il dégage quand on le chauffe avec un peu de chaux dans un tube pareil à celui qui nous a servi pour calciner la rouille.

DU CARBONE.

Les variétés naturelles de ce corps simple méritent de nous arrêter quelques instants, en raison des nombreux services qu'elles nous rendent.

Diamant. — La plus chère de toutes, mais non la plus utile, c'est le *diamant*, qui n'est autre chose, vous le savez, que du carbone pur et cristallisé.

Il a une apparence vitreuse; il est transparent, et le plus ordinairement incolore; son éclat très-vif a quelque chose de gras et d'onctueux et se rapproche sous certains aspects de celui des métaux. La réfraction qu'il fait éprouver à la lumière qui le traverse est très-forte et même plus prononcée que celle d'aucun autre corps transparent, d'où Newton en avait conclu que le diamant devait être éminemment combustible, prévision admirable, qui

resta ignorée du monde savant jusqu'en 1792, c'est-à-dire longtemps après que la combustibilité du diamant fut constatée par l'expérience directe.

C'est en raison de son éclat, de sa belle transparence, de son pouvoir réfringent et dispersif que le diamant doit le rang qu'il occupe dans l'estime des femmes et des lapidaires qui l'ont regardé de tout temps comme la pierre précieuse la plus belle.

Sa pesanteur spécifique est de 3,52 à 3,55, d'après Brisson.

Mais son caractère le plus saillant consiste dans sa dureté qui est telle qu'il raye tous les corps sans être rayé par aucun ; aussi, les Grecs anciens, qui excellaient dans l'art de tailler les pierres dures, lui avaient-ils donné le nom d'*adamas*, qui veut dire *indomptable* parce qu'ils n'avaient pu réussir à l'entamer.

C'est dans des terrains de sable ou d'alluvion qui paraissent assez modernes, qu'on trouve presque toujours les diamants enveloppés ordinairement d'une croûte terreuse ; ils y sont accompagnés de différentes pierres précieuses, de paillettes d'or et de platine. Ces terrains diamantifères sont surtout situés dans les grandes Indes, au Dekhan et au Bengale, à Bornéo, à Sumatra, à l'île de Célèbes, au Brésil, dans les provinces de Minas-Géraës et de Bahia, dans la Colombie aux mines d'Antiaquia, à Carthagène, en Californie, dans les monts Ourals en Sibérie, enfin à Constantine et dans les environs du Cap. Quelquefois, comme dans la province de Bahia, au Brésil, les diamants sont empâtés en grand nombre dans des roches de grès.

L'extraction du diamant se fait d'une manière fort simple. On lave le sable qui renferme cette substance, pour entraîner la plus grande partie des matières terreuses. Le résidu est ensuite étendu sur le sol bien battu, et là des hommes nus font la recherche des diamants, en plein soleil, et sous la surveillance d'inspecteurs.

Les mines de l'Inde sont connues depuis un temps fort reculé, puisque les Grecs et les Romains portaient des diamants, mais elles n'ont été exploitées régulièrement que depuis trois siècles. Les mines de Golconde, les plus célèbres, occupaient déjà en 1622, trente mille ouvriers. C'est de là que nous sont venues les plus belles de ces pierres ; mais soit épuisement, soit cessation d'exploitation, c'est du Brésil qu'arrive maintenant

tout ce qui entre dans le domaine public, c'est-à-dire à peu près 5 à 6 kilogrammes par an.

Pendant bien longtemps, on ne porta que des diamants bruts, polis par un frottement naturel et dans leur état primitif de cristallisation, qui est, comme nous l'avons déjà vu, l'octaèdre (A (fig. 68), ou le cube (B), ou le dodécaèdre rhomboïdal (C), dont les faces sont souvent curvilignes ou courbes (D). On nomme ces diamants *pointes naïves*. Les quatre diamants qui enrichissent l'agrafe du manteau impérial de Charlemagne sont de ce genre.

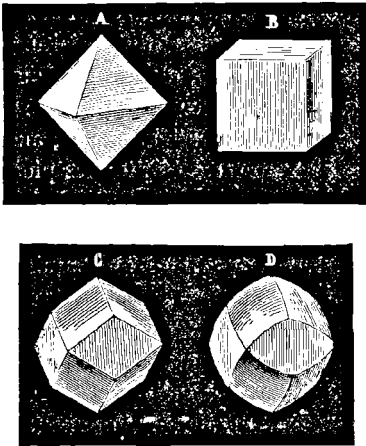


Fig. 68. Formes cristallines du diamant.

taille qu'elle acquiert au plus haut degré la puissance réfractive et la propriété de diviser à l'infini le faisceau lumineux à travers ses facettes.

Déjà, dès le milieu du quatorzième siècle, on commençait à porter des diamants grossièrement taillés, et dans les premières années du quinzième siècle, il y avait à Paris, un tailleur de diamants, nommé Hermann, qui se fit une grande célébrité dans son art. Enfin, en 1476, un jeune gentilhomme de Bruges, Louis de Berquem, acheva de le perfectionner en inventant les procédés réguliers de la taille actuelle.

On débite les diamants, comme les pierres dures, avec un archet sur lequel est tendu un fil de métal continuellement enduit de poudre de diamant ou *égrisée*. Celle-ci s'obtient en frottant pointe contre pointe deux de ces diamants bruts nommés *diamants de nature*, qui résistent à la taille; ils sont enchâssés dans des manches en bois; la poussière qui s'en détache tombe dans une petite boîte nommé l'*égrisoir*; elle vaut 60,000 francs le kilo-

gramme ; elle vient d'Amsterdam, où, depuis longtemps, s'est concentrée l'industrie de la taille du diamant.

Quant à cette taille, on la pratique au moyen d'une plate-forme horizontale, en fer ni trop dur, ni trop doux (*fig. 69*), qu'on re-

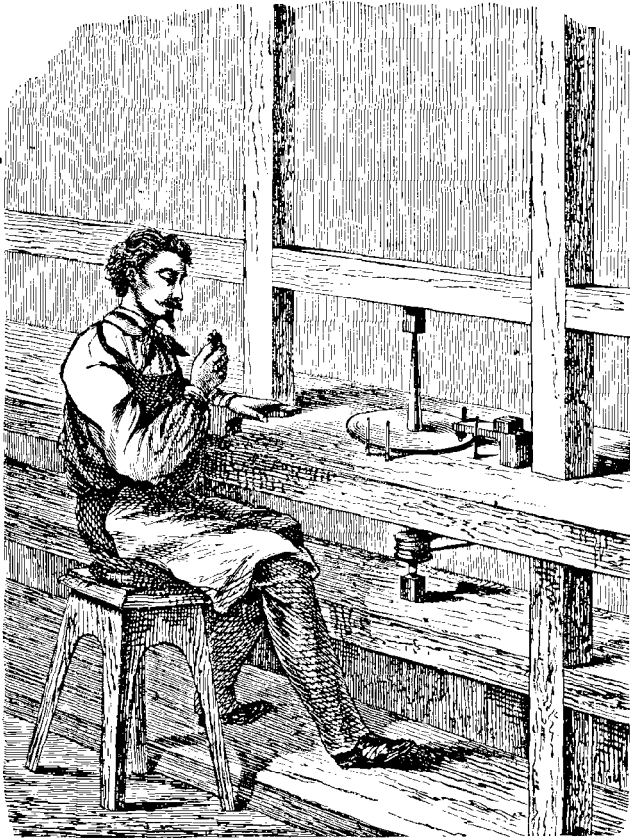


Fig. 69. — Taille et potissage du diamant.

couvre d'égrisée délayée dans de l'huile, et contre laquelle on appuie, pendant qu'elle tourne rapidement, le diamant qu'il s'agit de polir et de recouvrir de belles facettes. Lorsqu'une des faces est usée, on le change de position, et ainsi de suite.

Disons, à cette occasion, que c'est encore de la même manière, sur une meule de fer, de cuivre ou de plomb, recouverte d'égrisée, qu'on polit les rubis, les saphirs, les grenats, les agates.

Il n'y a aujourd'hui que deux sortes de taille :

La *taille en rose*, qui ne s'emploie que pour les pièces de peu d'épaisseur ; elle présente à son sommet une pyramide ou dôme à vingt-quatre facettes triangulaires, tandis que le dessous est plat ; on cache celui-ci dans la monture qui n'est jamais à jour (*fig. 70*).

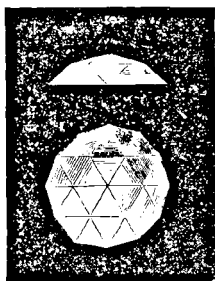


Fig. 70. — Diamant taillé en rose.

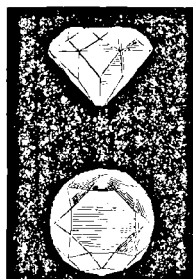


Fig. 71. — Diamant taillé en brillant.

La *taille en brillant*, plus recherchée (*fig. 71*), offre dans le haut une table ou face assez large, entourée de facettes triangulaires dites *dentelles* et de facettes en losange ; elle se termine inférieurement par une pyramide garnie aussi de facettes ou *pavillons*, destinés à réfléchir la lumière qui a traversé la pierre, et cette pyramide est tronquée par une autre petite table ou *culasse*. Les *brillants* sont montés à jour.

La grosseur des diamants est ordinairement peu considérable ; presque toujours ils ne dépassent pas le poids de 1 karat, c'est-à-dire 202 milligrammes¹. Ceux qui pèsent davantage, 5 à 6 karats, 12 à 20, sont rares ; on n'en connaît que quelques-uns qui dépassent 100 karats. Leur valeur commerciale est toujours très-grande :

¹ Ce nom de *karat* qui, dans le commerce de la joaillerie, représente l'unité de poids pour les diamants, les perles fines, les pierres précieuses et l'or, vient du mot *kuara*, qui désigne l'arbre (espèce d'*Erythrina*) du pays des Shanggallas, en Afrique, dont les graines de couleur rouge servent, depuis un temps immémorial, dans cette région, à peser l'or.

De 30 à fr. le karat pour les diamants bruts colorés ou destinés à faire de l'égrisée;

De 48 fr. le karat pour ceux qui peuvent être taillés et qui ne dépassent pas ce poids;

Au-dessus, le prix croit comme le carré de leur poids multiplié par 48;

De 60 à 125 fr. le karat pour les *roses*;

De 216 à 240 fr. et même jusqu'à 288 fr. le karat pour les *brillants*.

Ce haut prix du diamant s'explique par les frais considérables d'exploitation des mines, la difficulté de la taille et la perte qui en résulte. Vous ne serez donc pas surpris d'apprendre, d'après cela, que le fameux diamant du grand Mogol, trouvé dans la mine de Cooure près de Golconde, vers 1550, qui pesait, dit-on, 793 karats avant d'être taillé, et qui fut réduit à 279 2/11, est estimé à plus de 11 millions;

Le *Koh-i-Noor* (*montagne de lumière*), appartenant à la Compagnie des Indes, et pesant 102 karats 1/2, a été vendu 6 millions;

L'*Orlow*, qui sert d'ornement au sceptre de l'empereur de Russie, et pèse 193 karats, vaut plus de 3 millions;

Le plus beau diamant de la couronne de France, qu'on appelle le *Régent*, et qui pèse 136 karats, est estimé 8 millions, à cause de sa belle eau et de sa forme heureuse.

On en voit ici (*fig. 72*) la face en grandeur naturelle¹.

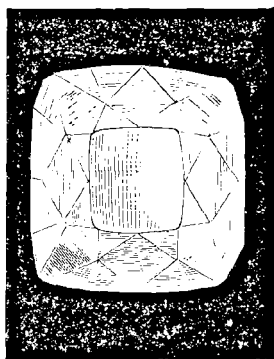


Fig. 72. — Le régent.

¹ L'histoire et les pérégrinations de certains de ces diamants exceptionnels sont assez curieuses. Ainsi l'*Orlow*, qui est de la grosseur d'un petit œuf de pigeon, formait jadis un des yeux de la fameuse idole de Scheringan, dans le temple de Brahma. Ce fut un grenadier français, au bataillon de Pondichéry, qui, ayant déserté et s'étant mis au service du Malabar, trouva moyen d'arracher cet œil précieux et de se sauver à Madras. Il vendit son diamant 50,000 fr. à un capitaine de vaisseau; celui-ci le céda, pour 300,000 fr. à un juif, qui le donna, pour une plus grande somme, à un marchand grec; enfin, ce dernier le vendit, en 1772, à l'impératrice Catherine, pour la somme de 2,500,000 fr. comptant, et 100,000 fr. de pension viagère.

Le premier diamant poli, connu sous le nom de *grand-duc de Toscane*, appartient à Charles, duc de Bourgogne, surnommé le Ténéraire, qui le perdit avec tous ses autres bijoux à la bataille de Morat, que les Suisses gagnèrent sur

Outre son emploi comme pierre d'ornement, on se sert encore du diamant, à cause de sa dureté, pour former des pivots dans les pièces délicates d'horlogerie et pour couper le verre. Dans ce dernier cas, on *monte* avec de l'étain au bout d'un petit manche de bois, un diamant brut, de manière qu'il présente en avant une des arêtes courbes qui lui sont naturelles; le manche a une face parallèle à cette arête, et en conduisant cette face le long d'une règle, l'arête glisse parallèlement sur le verre et entre dans le trait produit par le frottement; elle sépare alors les parties l'une de l'autre absolument comme le ferait un coin.

Graphite. — Cette variété de carbone doit son nom, dérivé du mot grec *grapho*, *j'écris*, au principal usage qu'on en fait, la fabrication des crayons.

Trompé par sa couleur d'un gris métallique plombé et son brillant presque métallique, le vulgaire l'appelle *plombagine*, *mine de plomb*, bien qu'elle ne renferme aucune trace de plomb.

lui. Il orne aujourd'hui la couronne d'Autriche; il est jaune et d'une belle forme; il pèse 159 karats et demi; son prix est évalué à 2,608,335 fr.

Le *Régent*, trouvé dans la mine de Pastéal à 32 kilomètres de Golconde, fut acheté pendant la minorité de Louis XV, par le duc d'Orléans, régent, d'un Anglais nommé Pitt, qui l'avait rapporté de l'Inde. Il fut payé 2,500,000 fr.; son poids à l'état brut, était de 410 karats; il exigea deux années de travail pour être taillé en brillant.

Un autre diamant célèbre de la couronne de France est le *Sancy*, qui brilla au casque de Charles le Téméraire, et qui, perdu à la bataille de Granson, fut trouvé par un Suisse et vendu 1 florin à un prêtre; celui-ci le revend 2 florins, mais alors on le perd de vue; en 1589 on le revoit aux mains d'Antoine, prieur de Crato, qui le donna en gage à Harlay de Sancy, trésorier général de France, lequel finit par l'acquérir pour la somme de 100,000 livres tournois. Ce diamant resta longtemps dans cette famille, à qui Henri III l'emprunta, afin qu'il servit de gage aux Suisses, dont il voulait lever un corps. Mais le roi ne put profiter de ce service, car le domestique, chargé de lui porter le diamant, disparut, et un assez grand laps de temps s'écoula avant qu'on pût savoir ce qui lui était arrivé. Enfin, on apprit qu'il avait été assassiné par des voleurs. Ce fidèle serviteur, se voyant sur le point de périr, avait avalé le diamant dont il était porteur pour le soustraire à la cupidité des assassins. L'autorité ayant fini par découvrir le lieu où son cadavre avait été enterré, on l'exhuma et, l'ayant ouvert, on trouva le diamant dans son estomac. Plus tard, le baron de Sancy, ambassadeur de France, en disposa en faveur de Jacques II, réfugié à Saint-Germain; ce roi déchu le vendit à Louis XIV pour 625,000 livres. Volé en 1792, puis acquis par la Russie, en 1835, au prix de 500,000 roubles d'argent, il est aujourd'hui dans les mains de la princesse Paul Demidoff.

On la nomme encore quelquefois *carbure de fer*, par suite d'une autre erreur, puisque ce n'est, en réalité, que du carbone altéré par un simple mélange de matières terreuses plus ou moins ferrugineuses. Le graphite de Barreros, au Brésil, n'en renferme pas; celui de Borowdale dans le Cumberland, l'un des moins impurs, en contient environ 15 pour 100.

Ce minéral forme des couches ou des amas, à une profondeur assez considérable, dans les terrains d'ancienne formation, notamment dans les Pyrénées, les Hautes-Alpes, le Piémont, à Passaw en Bavière, dans le Cumberland, à Marinski, non loin d'Irkoustk dans la Sibérie orientale. Ce dernier gisement, découvert depuis peu par un géologue français, M. Alibert, fournit en abondance un magnifique graphite qui prend dans le commerce européen la place de celui de Borowdale dont les célèbres mines sont aujourd'hui épuisées.

Ce qui donne de l'importance au minéral en question, c'est la foule de services qu'il rend dans les arts. Ainsi, c'est avec sa poudre délayée dans l'huile qu'on rend brillants et qu'on garantit de la rouille tous les ustensiles en fer, en tôle et en fonte; qu'on diminue le frottement des rouages, des engrenages, des pivots des machines. Cette même poudre, associée à l'argile, sert à faire d'excellents creusets réfractaires pour les fondeurs en cuivre, pour les ateliers monétaires. Sous le nom de *plomb de mer*, on l'utilise au vernissage du plomb de chasse. C'est la matière avec laquelle, dans les opérations galvanoplastiques, on rend conducteurs du fluide électrique les objets que l'on plonge dans le bain de cuivre, et on empêche l'adhérence entre les deux métaux à superposer.

Mais la plus grande consommation qu'on en fait, c'est évidemment pour la confection des crayons noirs, pour le *dessin à la mine de plomb* et l'écriture, qu'on fabriquait bien avant le seizième siècle, en divisant les masses informes de graphite, au moyen d'une scie, en petites baguettes enchâssées ensuite dans une enveloppe de bois. En 1795, un savant ingénieur normand, Conté, eut l'heureuse idée, pour donner plus de consistance et varier le degré de dureté des crayons, d'employer des mélanges convenables de plombagine et d'argile bien divisés, de les convertir en pâte et de mouler celle-ci dans des étuis en bois de cèdre. Voilà pourquoi on dit les *crayons Conté*.

Pour les crayons de charpentier, on mélange au graphite un tiers de son poids de sulfure d'antimoine.

Anthracite. — C'est un combustible minéral qu'on trouve en masses compactes, irrégulières, dans les terrains d'ancienne formation, mais dans un petit nombre de pays, notamment les Alpes du Dauphiné, la Savoie, la Saxe, la Bohême, quelques régions de l'Angleterre, les États-Unis, etc.

C'est une substance noire, opaque, d'un éclat métalloïde, friable, sèche au toucher, tachant les doigts en noir, brûlant difficilement, sans flamme ni fumée, et sans odeur bitumineuse.

Ce n'est pas du carbone pur, puisqu'elle renferme depuis 2 jusqu'à 12 p. 100 de matières terreuses.

On ne s'en sert que dans les usines où l'on a besoin d'un feu violent, comme dans les fonderies, mais il faut des foyers spéciaux, car elle se brise en petits fragments et obstrue ainsi les grilles. On en fait des briquettes et des bûches économiques, en l'unissant, après l'avoir pulvérisée, avec de la houille et de l'argile.

Houille ou charbon de terre. — La première pensée qui se présente à l'esprit en voyant un morceau de houille, c'est que cette substance est combustible ; aussi son usage remonte-t-il à la plus haute antiquité. Les Grecs l'appelaient *lithantrax* ou *charbon de pierre*. On reporte généralement à l'époque de l'occupation romaine l'exploitation des mines du nord de l'Angleterre et du bassin de la Loire, en France.

Dans nos temps modernes, les traditions placent les premières mines de charbon exploitées dans le pays qui fut industriel avant tous les autres, dans les Flandres, vers 1049, et dès la fin du douzième siècle, il y avait dans les environs de Liège des mines de houille en pleine exploitation. A Saint-Étienne, dans le département de la Loire, la houille était déjà employée dès le treizième siècle, et c'est en 1272 que les célèbres mines de Newcastle, en Angleterre, commencèrent à fournir leur précieux combustible. Celui-ci ne tarda pas à être exporté au loin, car un acte authentique établit qu'en 1315 « un vaisseau appartenant à un bourgeois de Pontoise, près Paris, apportait à Newcastle du blé et retournait en France avec une cargaison de charbon. » C'est seulement à la

fin du siècle dernier, toutefois, que s'est opérée la révolution industrielle qui devait donner la vie à nos houillères.

Caractères essentiels. — Vous savez tous que la houille est en fragments plus ou moins volumineux, irréguliers, ordinairement composés de feuillets superposés, ce qu'on désigne en disant qu'ils ont une *texture schisteuse*. Ces fragments, en général d'un beau noir, plus ou moins éclatant, sont fragiles et peu durs.

Ils s'allument assez facilement et brûlent avec une flamme d'un blanc jaunâtre accompagnée d'une fumée noire, et en répandant une odeur bitumineuse particulière. La flamme dure plus ou moins longtemps, selon la nature de la houille ; quand elle a disparu, il reste un charbon incandescent ou *coke*, qui continue à brûler, si la température du foyer est suffisamment élevée, et qui, enfin, se convertit en une cendre grisâtre mêlée de scories ou *mâchefers*.

Ce résidu, qui comprend les cendres proprement dites, les scories et les parcelles de coke, varie de 5 à 10 p. 100, en fabrique.

Les variétés de houille, qui sont très-nombreuses, ne se comportent pas tout à fait de la même manière pendant leur combustion :

Les unes se ramollissent et s'arrondissent sur leurs angles, ou bien se fondent complètement et se boursoufflent alors beaucoup ; elles laissent un coke volumineux, boursoufflé, quand on les chauffe hors du contact de l'air ; on les désigne sous les noms de *houilles grasses*, *charbons de forge* ou *de maréchal*, à cause de leur destination ; telles sont celles de Saint-Etienne, de Rive-de-Gier (Loire), d'Anzin, près Valenciennes, de Mons, de Poirier près Charleroi, de Newcastle, etc.

D'autres, plus difficiles à allumer, ne se déforment pas, se fendillent ou s'exfolient, mais sans éprouver de ramollissement ; elles donnent un coke léger, fritté ou coagulé, quelquefois pulvérulent ; elles prennent les noms de *houilles sèches* ou *maigres*, *houilles non collantes*, *charbons de grille* ; telles sont celles de Vieux-Condé (Nord), de l'Escarpelle, de Courrières (Pas-de-Calais), de Pont-de-Loup près Charleroi, d'Aix, de Blanzzy près le Creusot, de Durham, en Angleterre, etc.

Composition. — Cette différence dans les caractères des houilles tient surtout à la diversité de leur composition, c'est-à-dire aux proportions relatives du carbone, des sels minéraux (*cen-*

dres) et des matières volatiles (*bitume*) qu'elles contiennent. Plus elles sont riches en ces dernières substances, qui ne sont en réalité que des carbures d'hydrogène, plus elles sont ramollissables, collantes ou fusibles, plus leur coke est boursoufflé ; mais leur pouvoir échauffant est d'autant plus élevé qu'elles renferment plus de charbon, ou mieux qu'elles fournissent moins de matières volatiles et de cendres.

En voici la preuve dans le petit tableau suivant, qui donne la composition immédiate et la valeur de quelques houilles de Belgique et du nord de la France, qui nous intéressent plus particulièrement :

	Charbon sur 100.	Cendres sur 100.	Matières vo- latiles sur 100.	Coke sur 100.	Nature du Coke.	Pouvoir calo- rique exprimé en calories.
HOUILLES GRASSES.						
Bruai (Fleuu), Pas-de-Calais . . .	60.29	2.20	57.51	62.49	boursoufflé.	6 787
Fosse-Renard à Denain.	62.58	4.50	55.52	66.68	très-boursoufflé.	7.247
Haut Fleuu, bassin de Mons. . .	62.88	0.70	56.42	65.58	fritté.	6.920
Grand-Hornu id.	65.78	2.55	51.69	68.51	bien formé.	7.105
Lens, Pas-de-Calais	74.25	2.60	25.15	76.85	id.	7.537
Chauffour, à Anzin.	74.94	5.80	19.26	80.74	id., à peine bours.	7.222
Poirier, bassin de Charleroi. . .	77.08	6.52	16.40	83.60	id., boursoufflé.	7.296
HOUILLES SÈCHES.						
Courrières, Pas-de-Calais. . . .	79.02	8.60	12.58	87.62	pulvéulent.	7.536
L'Escarpelle id.	87.76	1.80	10.44	89.56	non formé.	7.462
Pont-de-Loup, près Charleroi.	88.45	1.57	10.18	89.82	pulvéulent.	7.231
Veine Toussaint, à Fresnes. . .	90.07	3.10	6.85	93.17	non formé.	7.495
Sartean, à Vieux-Condé.	90.88	1.40	7.72	92.28	id.	7.422

Dénominations commerciales. — Dans le commerce des charbons, il y a en usage certaines dénominations dont il est bon de connaître la signification. Ainsi :

En Belgique, on appelle *charbons durs* les variétés compactes, très-propres aux verreries, aux fonderies, aux hauts-fourneaux à fer ;

Fleuu, les variétés grasses et demi-grasses, très-propres à toutes les opérations dans lesquelles le chauffage des chaudières joue un rôle important, à l'extraction du gaz ;

Terroulé, les houilles très-chargées de terre de la superficie.

Dans le Nord, un charbon est dit *houille* ou *gaillette*, *gros à la*

main, lorsque ses morceaux sont assez gros pour être pris et chargés à la main ; c'est ce qu'on appelle le *péra* dans les houillères du Centre et du Midi ;

Gailleteux ou *forge gailleteuse*, quand ses morceaux, moins gros tiennent plusieurs sur une pelle : c'est ce qu'on nomme *chapelé* dans le Midi ;

Grêle, *grelassou* ou *forge braisette*, quand ses morceaux, plus petits, restent sur les cribles dont les barreaux sont écartés de 3 à 4 centimètres ;

Menu ou *fine forge*, quand tous ses fragments passent à travers ces cribles ;

Le *tout-venant* ou *malbrou* est un charbon dont on n'a extrait que les fragments à la main.

Impuretés des houilles. — Les gros morceaux de houille sont quelquefois assez purs, mais le plus ordinairement ce combustible renferme bien des substances étrangères. L'argile est de toutes la plus commune ; elle lui communique beaucoup de dureté quand elle lui est intimement mêlée. Les fragments de schiste sont aussi assez fréquents ; on les reconnaît à leur densité, à leur disposition en plaquettes et surtout à ce qu'ils résistent à la combustion. — Le carbonate de chaux est parfois en mélange intime, mais le plus souvent en feuillets intercalés entre les bancs de houille : — On y rencontre encore des sulfures de fer (*pyrites*) et de plomb, des sulfates de chaux et de baryte, etc.

Les *pyrites*¹ nuisent beaucoup à la qualité des houilles et en déprécient la valeur ; en effet, le soufre qu'elles contiennent altère rapidement le fond des chaudières, et l'acide sulfureux, presque toujours associé à de l'acide arsénieux, qu'elles produisent, modifie les propriétés des métaux avec lesquels le combustible est en contact.

Maintenant, dans la plupart des exploitations, on soumet les houilles de basse qualité, et notamment les *menus*, à des lavages effectués à l'aide de machines ingénieuses, ce qui leur enlève de 10 à 15 pour 100 de matières étrangères. On les rend ainsi pro-

¹ On désigne sous ce nom un bisulfure de fer qui accompagne presque toutes les substances minérales et qui s'offre habituellement en petits cristaux d'un jaune d'or et d'aspect métallique ; il est presque toujours en lames très-minces intercalées entre les feuillets du charbon.

pres à la fabrication du coke métallurgique et du coke d'usine, à la forge et à la fabrication des *agglomérés* ou *péras artificiels*.

On donne ces derniers noms à des mélanges de menus lavés et de *brai* (résidu de la distillation du goudron), qu'on introduit dans des moules en fonte dans lesquels on les soumet à une température de 500° pendant un temps variable. Sous l'influence de la chaleur et de la forte pression qu'ils éprouvent, ils se ramollissent assez pour faire corps et donner lieu à des briquettes, rondes ou carrées qui, refroidies, ont une grande dureté et ne se détériorent pas à l'air.

Ces *agglomérés*, qui ont une valeur marchande égale ou même supérieure à celle des *gillettes*, sont principalement utilisés pour la navigation à vapeur et pour le chauffage des locomotives. C'est l'ingénieur Marsais, directeur des mines de Saint-Étienne, qui a créé, il y a une vingtaine d'années, à Givors, la première usine de ces produits, qu'on fabrique maintenant sur une grande échelle, dans presque tous les pays.

Mode de vente. — Les houilles pèsent toujours plus que l'eau, mais leur densité varie de 1,16 à 1,60; les plus denses sont les plus riches en carbone. Il en résulte que le poids d'une mesure donnée n'est pas toujours le même. Les vides laissés pendant le mesurage, qui s'élèvent souvent du tiers à la moitié de la capacité de la mesure, apportent encore des variations considérables dans ce poids.

On vend la houille à des mesures différentes, selon les usages, mais qui toutes se rapportent, en France, à l'hectolitre, qui, mesuré comble, pèse environ 100 kilogrammes, ou à la *voie*, qui se compose de 15 hectolitres mesurés *ras* ou de 12 hectolitres mesurés *comble*.

La houille en gros blocs, ou la *gaillette*, se vend plus cher; on l'achète au poids et on la livre aux 1000 kilogrammes ou au quintal métrique, qui est de 100 kilogrammes.

L'hectolitre de houille, mesuré *ras*, à la manière des marchands, a un poids très-différent, suivant les espèces de houille, puisqu'il peut varier de 70 à 90 kilogrammes.

Gisement de la houille. — Les mines de houille ne se rencontrent ni dans les plus anciens terrains, ni dans les plus nouveaux, mais uniquement dans ceux que les naturalistes appellent *terrains de sédiment*, et principalement dans cette partie que la présence du charbon a fait nommer *groupe carbonifère*.

Ce groupe, placé à la partie supérieure du terrain de transition, se compose de lits alternatifs de grès noirâtres plus ou moins fins, de grès schisteux, de schiste argilo-bitumineux, d'argiles presque toujours feuilletées, de houille, de minéral de fer et, dans quelques circonstances, de calcaire.

Les couches de houille sont indifféremment intercalées dans les assises de grès et d'argile schisteuse. Le plus ordinairement, il en existe plusieurs, les unes au-dessus des autres ; ainsi, à Valenciennes, il y en a 11 ; à Saint-Étienne, 13 ; à Aniche, 24 ; à Mons, plus de 100, tandis que le bassin de Quimper n'a encore donné que des veines inexploitable.

Ces couches, dont l'épaisseur varie de quelques centimètres à plusieurs mètres, sont le plus souvent concaves et forment ce que les mineurs nomment le *bateau* ou le *cul de chaudron* (fig. 73).

On exploite les mines de houille en y creusant des puits ou des galeries.

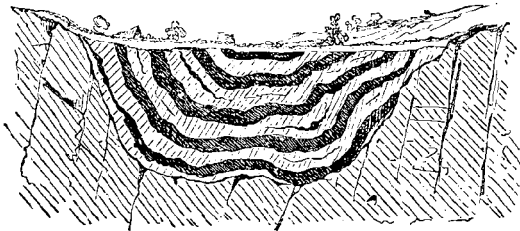


Fig. 73. — Disposition la plus habituelle des couches de houille.

L'Angleterre, les États-Unis, la Belgique et la France sont de beaucoup les contrées les plus favorisées sous le rapport de la richesse houillère. Leur production annuelle paraît être :

Pour l'Angleterre.	73 millions de tonnes ⁴ .
les États-Unis	8 à 9 millions.
la Belgique.	5 millions $\frac{1}{2}$.
la France.	4 millions $\frac{1}{2}$.

La quantité de charbon extraite dans toutes les houillères du globe représente plus d'un milliard de francs, chiffre très-supérieur à celui de la valeur des métaux précieux.

Origine de la houille. — Quelle est l'origine de ces immenses amas de charbon plus ou moins bitumineux, enveloppés dans les

⁴ Le tonneau ou la tonne de mer vaut, en nombres ronds, 1000 kilogr.

couches pierreuses de l'écorce du globe? On admet généralement aujourd'hui qu'ils sont le produit de l'altération plus ou moins profonde d'arbres et de plantes d'espèces diverses, existant dans les premiers âges du monde, avant l'apparition de l'homme. Ces



Fig. 74. — Fougère arborescente des houillères.

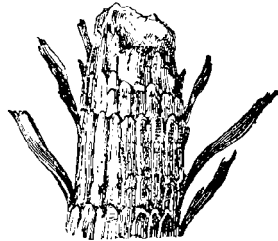


Fig. 75. — Tige de Prêle des houillères.

végétaux, dont les cinq sixièmes appartiennent, comme on l'a reconnu par les empreintes qu'ils ont laissées sur les grès et les schistes qui accompagnent la houille, aux cryptogames vasculaires,



Fig. 76. — Lycopode des houillères.

c'est-à-dire aux fougères arborescentes (fig. 74), aux prêles (fig. 75), aux lycopodes (fig. 76), entremêlés de palmiers et de pins, ont formé des espèces de tourbières que des eaux, chargées de matières sédimentaires, ont submergées et enfouies sous leurs dépôts. Ces détritux végétaux ont donc éprouvé tous les effets de la pourriture humide, puis ils ont été soumis, sous l'influence d'une forte pression, à l'action d'une chaleur assez élevée qui en a modifié la composition et les a amenés peu à peu à l'état de houille.

Lignite ou bois fossile. — On distingue sous ce nom des combustibles ayant beaucoup d'analogie avec les houilles sèches à

longue flamme, qui proviennent évidemment de la décomposition du bois sous terre, mais dans des conditions de température et de pression très-différentes de celles dans lesquelles ces houilles se sont produites. Ils se sont formés dans des terrains bien plus nouveaux, spécialement dans ceux qu'on appelle *tertiaires*.

Dans beaucoup de localités, comme aux environs de Laon, de Soissons, dans les Ardennes, dans les Bouches-du-Rhône, dans l'Isère, en Suisse, en Bohême, en Prusse, en Suède, etc., on exploite les amas plus ou moins considérables de lignites pour la production de la chaleur.

Cette matière charbonneuse brûle, en effet, très-bien, en donnant une flamme longue, mais peu chaude, accompagnée d'une fumée noire et d'une odeur particulière désagréable. Elle laisse un charbon semblable à la braise, et une cendre analogue à celle du bois : jamais elle ne se boursoufle en brûlant, et ses fragments ne contractent point d'adhérence entre eux comme ceux de la houille.

Une variété de lignite, noire, luisante et assez dure pour être travaillée au tour et polie, est très-connue dans le commerce des bijoux sous les noms de *jayet* ou *jais*, d'*ambre noir*, de *succin noir*. On en fait depuis longtemps divers objets d'ornement de deuil, comme des pendants d'oreille, des colliers, des boutons, des croix, des chapelets, des broches, des plaques pour décorer les meubles, etc., qu'on remplace aujourd'hui par le *jais artificiel*, verre noir tiré en tubes plus ou moins déliés, et par la *fonte de Berlin*, fonte de fer très-finement moulée en bijoux de toute espèce.

Dans tout le Soissonnais, les lignites friables, bruns et entremêlés de pyrites de fer, sont exploités pour fabriquer de l'alun, de la couperose, et enfin des cendres destinées à amender les terres.

Aux environs de Cologne, des lignites d'aspect terreux, d'un rouge noirâtre, forment des couches de 8 à 10 mètres d'épaisseur, qu'on exploite à la bêche. On les utilise surtout, comme couleur, dans la peinture en détrempe et même dans la peinture à l'huile ; ils constituent ce qu'on désigne dans le commerce sous les noms de *terre de Cologne* et de *terre de Cassel*. Les Hollandais s'en servent aussi pour falsifier le tabac.

Des charbons artificiels. — Vous savez que par la carbonisation en vases clos de toutes les matières organiques, on obtient

diverses espèces de charbon, *charbon de bois*, *charbon d'os* ou *noir animal*, *noir de fumée*, *coke*, etc., qui rendent des services de toutes sortes, soit en industrie, soit en économie domestique.

Je ne vous parlerai pas en ce moment de leurs modes de fabrication, parce qu'il vous manque la connaissance des matières végétales et animales d'où on les retire. Nous y reviendrons dans le Cours de quatrième année. Mais je dois ajouter de nouveaux faits à l'histoire physique et chimique du carbone sous ses divers états.

Application du charbon à la dépuratation des eaux. — Les propriétés désinfectantes et décolorantes des charbons artificiels, notamment du charbon de bois, ont été mises à profit, depuis le commencement de ce siècle, pour rendre potables les eaux les plus corrompues et les plus sales, pour leur enlever les matières sapides ou odorantes qui en altèrent le goût et en troublent la transparence.

Les eaux de la Seine, à Paris, sont tellement impures par suite de toutes les matières qu'y amènent à chaque instant les égouts,

que Beaumarchais a pu dire avec raison des habitants de Paris : « *qu'ils boivent le soir ce qu'ils ont vidé le matin.* »

On a imaginé, pour dépurier les eaux, de les filtrer sur des couches de sable et de charbon. La figure 77 donne une idée de ce que sont les *fontaines dépuratoires* en usage dans les grandes villes.

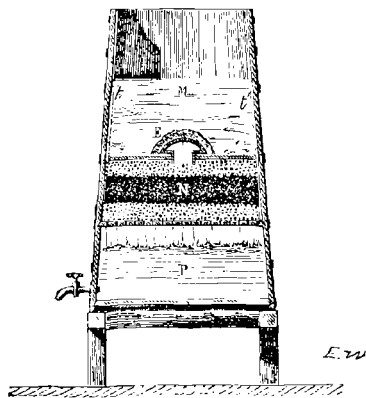


Fig. 77. — Fontaine dépuratoire au charbon.

C'est un vase en bois, en grès, en pierre calcaire ou en métal, dont l'intérieur est divisé en trois capacités M, N, P, par deux cloisons fixes. La première est garnie à son centre d'une tête d'arrosoir E, percée d'un grand nombre de trous ; elle est environnée d'une éponge destinée à retenir les parties les plus grossières des matières suspendues dans l'eau. La deuxième est également percée de petits trous cylindriques.

La première capacité reçoit l'eau impure ; la deuxième, deux

couches de sable séparées par une couche de charbon; la troisième, l'eau épurée qu'on fait couler par le robinet; contre les parois du vase règnent deux petits tubes *tt'*, destinés à faire évacuer l'air enfermé dans les espaces N, P, à mesure que l'eau y pénètre.

Cette fontaine peut être remplacée, par économie, par un simple tonneau posé sur un trépied (*fig. 78*), dans lequel les couches de sable et de charbon sont placées à la moitié de sa hauteur, sur un plateau criblé de trous et recouvert de drap. Un plateau supérieur les maintient, et porte des champignons percés de trous et entourés d'éponges.

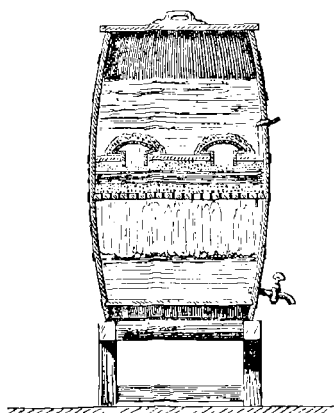


Fig. 78. — Tonneau-filtre dépurateur.

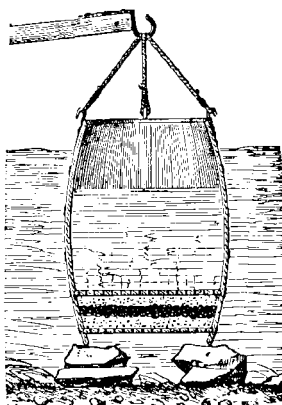


Fig. 79. — Tonneau-filtre établi dans une mare.

En plaçant ces couches filtrantes à la partie inférieure d'un tonneau dont le fond est criblé de trous, et descendant ce tonneau, au moyen d'une bascule, au centre d'une mare (*fig. 79*), en l'y maintenant plongé presque jusqu'à son ouverture supérieure, vous concevez que l'eau, entrant par les trous du fond, traversera bientôt les couches filtrantes, pour s'élever dans l'intérieur du vase jusqu'à son niveau extérieur, et qu'ainsi on aura un réservoir d'eau potable au milieu d'une mare infecte et bourbeuse.

Dans les filtres précédents, il y a nécessité de renouveler de temps en temps le charbon et toutes les couches filtrantes.

Dans les grands établissements où l'on s'occupe de la filtration

des eaux, on renouvelle presque tous les jours les couches dépuratrices dans les caisses prismatiques qui servent à cette opération. On augmente singulièrement le débit en eau pure de ces caisses en les fermant et en y faisant passer l'eau au moyen d'une forte pression. C'est là le principe du *filtre Fonvielle* en usage à l'Hôtel-Dieu de Paris.

L'eau qui a filtré sur le charbon n'est plus suffisamment aérée; on l'agite ou on la déverse en cascade dans les réservoirs; cela suffit pour lui rendre l'air qu'elle avait perdu.

Produits de la combustion du carbone. — Je vous ai montré, dans le Cours de première année, que les produits de la combustion des diverses variétés de carbone, sont l'acide carbonique et l'oxyde de carbone. Il est aisé de reconnaître que ces deux gaz se forment, presque toujours, simultanément.

On fait passer un courant d'air à travers une masse de charbon renfermée dans un tube de porcelaine porté à la chaleur rouge. On se sert, pour cela, de deux vessies adaptées, au moyen de petits tubes de verre, aux deux extrémités du tube (*fig. 80*); l'une est

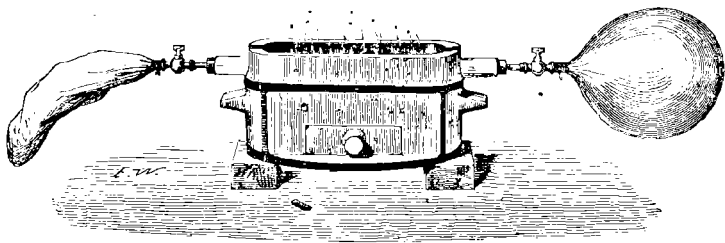


Fig. 80. — Appareil pour brûler les charbons et recueillir les produits.

pleine d'air et l'autre vide. On fait passer et repasser l'air à travers ce tube, en comprimant alternativement les deux vessies. En recueillant les gaz dans l'une d'elles et de là dans des cloches pleines d'eau, on constate qu'ils jouissent de la propriété de blanchir l'eau de chaux, ce qui indique la présence de l'acide carbonique; si alors on agite ces gaz avec de l'eau de soude, pour absorber complètement celui-ci, on constate encore que ce qui reste s'enflamme par le contact d'une bougie et brûle avec une flamme bleue; c'est là le caractère du gaz oxyde de carbone.

Si, dans cette expérience, on remplace le courant d'air par un courant d'acide carbonique, en faisant usage de l'appareil ci-dessous (fig. 81), l'acide gazeux cède la moitié de son oxygène au charbon incandescent et passe à l'état d'oxyde de carbone en même temps que le charbon qui s'oxyde, en sorte que le gaz qu'on recueille dans les cloches pleines d'eau est, à la fois, le produit d'une dés-oxygénation et d'une oxydation; son volume est exactement le double de celui de l'acide carbonique employé.

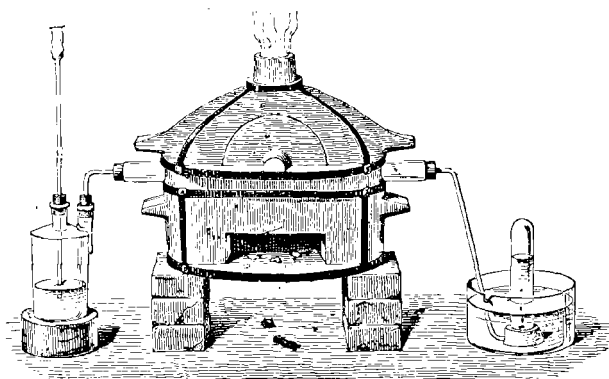


Fig. 81. — Décomposition de l'acide carbonique par le charbon.

C'est un phénomène de ce genre qui a lieu dans tous les fourneaux à courant d'air forcé, et, en général, dans tous les appareils où une quantité d'air limitée se trouve en contact, pendant quelque temps, avec un excès de charbon porté à la température rouge. Près de l'ouverture du foyer, où l'air afflue, c'est de l'acide carbonique qui se forme; mais dans les parties centrales et supérieures, les gaz se trouvant dépouillés d'oxygène, la combustion ne peut plus s'effectuer qu'aux dépens de l'acide carbonique fortement chauffé; alors celui-ci se convertit en oxyde de carbone, en produisant un abaissement considérable de température, puisqu'il double de volume.

C'est donc toujours dans les parties basses des fourneaux remplis de charbon, près des grilles que traverse l'air, que la température est la plus élevée.

Caractères distincts des deux gaz oxygénés du carbone. — Les deux gaz produits dans la combustion du carbone diffèrent

autant l'un de l'autre par leurs propriétés que par leur composition. Je résume, dans le tableau suivant, leurs principaux caractères différentiels :

ACIDE CARBONIQUE.	OXYDE DE CARBONE.
Gaz liquéfiable et même solidifiable.	Gaz permanent.
Rougeant faiblement la teinture bleue de tournesol.	Sans action sur les couleurs végétales.
Plus lourd que l'air. — densité = 1,52.	Plus léger que l'air — densité = 0,96.
Non inflammable, éteignant la bougie.	Inflammable ; brûlant avec flamme bleue.
Troublant fortement l'eau de chaux.	Sans action sur l'eau de chaux, mais la troublant après sa combustion.
Absorbé complètement par l'eau de potasse ou de soude.	Non absorbable par l'eau de potasse ou de soude.
Très-sensiblement soluble dans l'eau.	A peine soluble dans l'eau.
Son mélange avec l'oxygène n'est pas détonant.	Son mélange avec moitié de son volume d'oxygène détone par la bougie en donnant lieu à 1 vol. d'acide carbonique.
Ramené par le charbon incandescent à l'état d'oxyde de carbone.	Ne changé pas de nature par le contact du charbon incandescent.

COMPOSITION :

	En centièmes.	En équivalents.	En volumes.
Carbone .	27,27	1 équiv. = 6	2 vol.
Oxygène .	72,75	2 id. = 16	2 vol.
	100	1 équiv. = 22	2 vol.

La formule CO^2 correspond donc à 2 vol. de gaz.

COMPOSITION.

	En centièmes.	En équivalents.	En volumes.
	42,85	1 équiv. = 6	2 vol.
	57,15	1 id. = 8	1 vol.
	100	1 équiv. = 14	2 vol.

La formule CO correspond donc à 2 volumes de gaz.

Mais le trait le plus saillant dans l'histoire du gaz oxyde de carbone, c'est sa redoutable action sur nos organes. Non-seulement il est irrespirable, mais c'est un poison d'une bien plus grande énergie que l'acide carbonique. En effet, celui-ci ne rend l'air complètement asphyxiant que lorsqu'il forme à peu près le tiers du mélange, tandis que l'air devenu mortel par les vapeurs de la braise¹ n'en renferme pas au delà de 4 à 5 pour 100.

Il faut donc toujours avoir la précaution d'aérer les cuisines et autres appartements où l'on allume du charbon ou de la braise, afin de ne point être incommodé. Il ne faut jamais fermer les tuyaux de poêles dans lesquels le combustible n'est pas complète-

¹ La *braise* de boulanger n'est qu'un charbon éteint et en partie consommé. On croit généralement que la braise enflammée n'offre pas le même danger d'asphyxie que le charbon ordinaire; c'est une erreur qui coûte chaque année la vie à plusieurs personnes.

ment consumé. Il faut éviter d'employer ces mauvais calorifères dans lesquels il n'y a aucune issue pour porter au dehors les produits de la combustion.

Les fourneaux portatifs, les chaufferettes, les *braseros* des Espagnols et des Italiens, ne sont pas moins dangereux, quand il n'existe pas, dans l'endroit où ils sont placés, une suffisante ventilation.

Retenez bien que 1 kilogramme de braise ou de charbon, en combustion libre, peut rendre asphyxiant l'air d'une chambre fermée, de 25 mètres cubes de capacité. Ebelmen a constaté que la braise est le combustible qui produit le plus d'oxyde de carbone.

Préparation de l'oxyde de carbone. — Vous avez vu précédemment qu'on peut se procurer ce gaz en faisant passer de l'acide carbonique sur des charbons rouges. Il suffit ensuite d'agiter le gaz recueilli avec de l'eau de soude pour l'avoir sensiblement pur.

Il y a bien d'autres procédés que vous connaîtrez plus tard.

Préparation de l'acide carbonique. — Quant à l'acide carbonique, sa préparation est encore plus simple, puisqu'il suffit de faire réagir un acide quelconque sur une pierre calcaire quelle qu'elle soit, notamment sur la craie, qui est si commune. Habituellement, on donne la préférence au marbre blanc, parce que c'est le calcaire qui fournit le gaz le plus pur et le moins odorant.

On introduit donc dans un flacon (*fig. 82*) à deux tubulures un certain nombre de petits fragments de marbre, puis assez d'eau pour les recouvrir d'une épaisseur de quelques centimètres. On verse par le tube droit à entonnoir de l'acide chlorhydrique, qui produit aussitôt

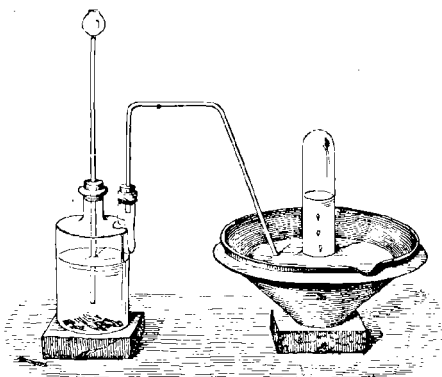
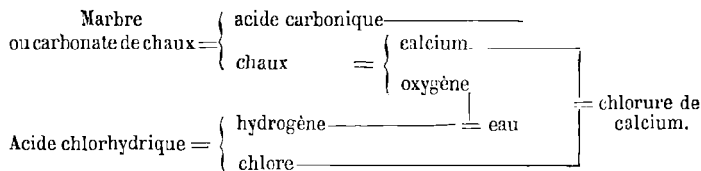


Fig. 82. — Préparation de l'acide carbonique.

une effervescence très-vive, et l'on recueille immédiatement des torrents de gaz sous les cloches pleines d'eau disposées à l'avance. On laisse perdre toutefois le premier litre, parce qu'il y a de l'air en mélange; on reconnaît qu'il n'en reste plus quand un petit fragment de soude caustique attaché à un fil métallique, qu'on introduit dans une cloche pleine du gaz, en détermine l'absorption complète.

Dans cette opération, outre l'acide carbonique, il se forme de l'eau et du chlorure de calcium qui restent dans le vase de production, d'où il suit que l'acide chlorhydrique chasse l'acide gazeux du marbre, pour réagir ensuite sur la chaux de la manière suivante :



D'où l'équation suivante :



Moyen de doser l'acide carbonique de l'air. — Avant d'abandonner l'acide carbonique, je crois devoir vous apprendre comment on peut déterminer les quantités de ce gaz contenues dans l'air, soit libre, soit confiné. C'est là un enseignement précieux au point de vue de l'hygiène.

La méthode la plus simple est due à MM. Brunner et Boussingault; elle permet de doser en même temps l'acide carbonique et la vapeur d'eau. Elle consiste à faire passer, à l'aide de l'aspiration produite par l'écoulement d'un liquide, un volume considérable, mais déterminé, d'air dans des tubes contenant des substances capables d'absorber complètement, les unes la vapeur aqueuse, les autres l'acide carbonique.

L'aspiration s'effectue au moyen d'un vase V (fig. 83) en tôle galvanisée, d'une capacité déterminée, entièrement rempli d'eau. En ouvrant avec précaution le robinet r du bas de l'*aspirateur*, l'eau s'écoule et force l'air extérieur à entrer par le tube c et à

traverser tous les tubes en U reliés à l'aspirateur au moyen du tube *a* muni d'un robinet *r'*. Les tubes FE contiennent de la ponce imbibée d'acide sulfurique pour condenser la vapeur d'eau; les tubes DCB sont remplis de ponce imprégnée de potasse caustique pour absorber l'acide carbonique; enfin, le tube A renferme de la ponce sulfurique pour retenir l'humidité qui pourrait provenir de l'aspirateur.

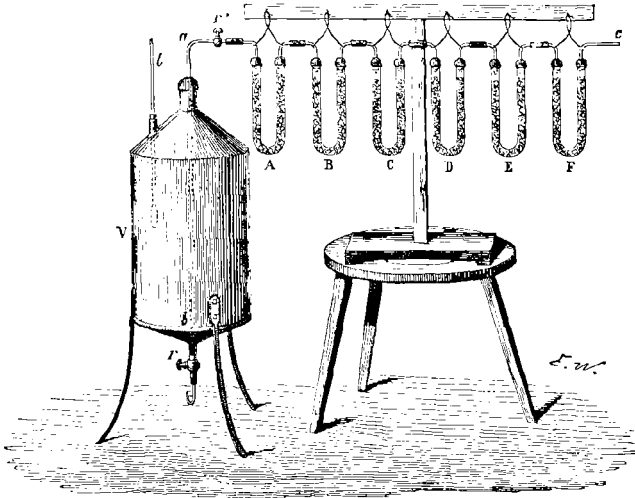


Fig. 83. — Appareil pour le dosage de l'acide carbonique et de l'humidité de l'air atmosphérique.

Tous ces tubes ont été pesés avec soin avant l'opération; on les pèse de nouveau lorsque celle-ci est terminée, c'est-à-dire quand l'aspirateur est vide. La différence de poids indique les proportions d'eau et d'acide carbonique contenues dans le volume d'air qui a passé dans l'appareil; ce volume est évidemment égal à celui de l'eau évacuée de l'aspirateur.

En moyenne, 100 parties en volume d'air atmosphérique normal contiennent, d'après M. Wohler :

Azote	73,492
Oxygène	20,627
Vapeur d'eau	0,840
Acide carbonique	0,041
	100,000

Après cette digression nécessaire, reprenons la suite de l'étude du carbone sous ses différents états.

Différences de combustibilité des charbons. — La combustibilité des diverses variétés de carbone varie singulièrement suivant leur texture plus ou moins serrée, leur densité plus ou moins grande. Elle est d'autant moins prononcée qu'elles sont plus denses ; c'est ce que vous allez reconnaître en comparant les deux colonnes du tableau suivant :

Ordre de densité.	Ordre de combustibilité.
Diamant.	Braise de boulanger.
Graphite.	Charbon de bois compacte.
Anthracite.	Houille.
Coke.	Coke.
Houille.	Anthracite.
Charbon de bois compacte.	Graphite.
Braise de boulanger.	Diamant.

Les charbons qui proviennent de bois légers (saule, peuplier, charme, bourdaine, etc.), et qui sont très-légers eux-mêmes, sont bien plus faciles à allumer que ceux qui sont fournis par des bois durs et compacts (chêne, orme, buis, acajou, etc.). En général, les charbons qui ont été préparés aux températures les plus basses sont les plus combustibles, et plus ils sont durs et serrés dans leur texture, plus ils dégagent de chaleur en brûlant.

Inflammation spontanée. — La grande division de leurs parties augmente encore leur combustibilité. Ainsi, tandis que le charbon de bois ordinaire ne commence à brûler que vers $+240^{\circ}$, celui qui a été amené à l'état de fine poussière pour la fabrication de la poudre de guerre s'enflamme parfois spontanément ; il est, comme on dit, *pyrophorique*. C'est ce qui arrive fréquemment dans les poudreries. Cela tient à la faculté qu'a le charbon d'absorber et de condenser l'air dans ses pores, ce qui n'a pas lieu sans que la température ne s'élève notablement.

Du reste, le charbon ordinaire mis en tas dans les magasins, les poussières placés en masse dans des caves, le noir de fumée, les lignites, le charbon de tourbe, la houille entassés dans la cale des navires, prennent aussi parfois feu spontanément, par suite de la même cause.

A l'exception de cette circonstance spéciale de grande division ou de porosité, on peut dire que le carbone, sous ses divers états,

est inaltérable à l'air, dans les conditions ordinaires. C'est ce que prouvent les encres et les peintures noires des anciens qui, après plus de vingt siècles, sont encore très-bien conservées.

Des composés de l'hydrogène et du carbone. — Vous connaissez déjà deux composés du carbone avec l'hydrogène ; nous les avons étudiés en partie, dans la première année du Cours, sous les noms d'*hydrogène carboné* et d'*hydrogène bicarboné*. Mais ce ne sont pas là, tant s'en faut, les seules combinaisons que forment les deux métalloïdes en question. Dans l'état actuel des choses, il y en a plus de cent espèces différentes, qu'on désigne sous le nom commun de *carbures d'hydrogène*.

Quelques-uns de ces carbures sont gazeux, d'autres solides, mais le plus grand nombre est à l'état liquide.

Tous ont une origine organique, car ils sont produits dans l'intérieur des organes des plantes, ou sont le résultat de la décomposition des matières végétales par différents moyens. Il n'y en a, jusqu'à présent, qu'un seul, l'*acétylène*, qui ait pu être produit directement par l'union du carbone et de l'hydrogène.

Du reste, presque tous ces carbures d'hydrogène ont reçu d'utiles applications ; les uns servent à nous éclairer ; d'autres sont des remèdes puissants ; beaucoup entrent dans la composition des peintures et des vernis.

Vous ne soupçonneriez jamais le moindre rapport de composition chimique entre le *caoutchouc* ou *gomme élastique*, et les huiles de rose, de genièvre, de girofle, de citron, de térébenthine ; entre ces matières et les *huiles de pierre* ou *pétroles*, la *benzine*, et les deux fluides qui constituent le gaz de l'éclairage. Eh bien ! cependant il est constant que ces substances, si diverses par leurs propriétés physiques, ne sont que des variétés de carbure d'hydrogène, différant seulement entre elles par les proportions de leurs deux principes constituants.

Il y a plus même, et ce n'est pas un des faits les moins curieux découverts par la chimie moderne : quelques-uns de ces carbures d'hydrogène contiennent les mêmes proportions des deux éléments, quoique leurs caractères physiques et chimiques soient fort différents et parfois même tout à fait opposés. C'est ainsi, par exemple, que la même formule

C^4H^4 représente l'hydrogène bicarboné et l'huile concrète de roses,
 $C^{10}H^8$ — l'essence de citron, si suave et l'essence de copahu, si infecte,
 $C^{20}H^{16}$ — les essences de térébenthine, de bergamotte, de girofle, etc.

Dans chacun de ces groupes, les composés mis en regard se ressemblent autant, sous le rapport du nombre et des quantités pondérales de leurs composants, que se ressemblent deux gouttes d'eau ou deux gouttes de lait.

Corps isomères. — Le nombre des corps qui présentent cette particularité d'avoir, avec la même composition chimique, des propriétés différentes, s'accroît de plus en plus. On les appelle, d'une manière générale, *corps isomères*, c'est-à-dire formés de parties semblables. Il est évident que c'est au mode d'arrangement de leurs molécules élémentaires, à la manière dont elles sont groupées, qu'il faut rapporter les différences que les *corps isomères* présentent dans leurs propriétés physiques et chimiques.

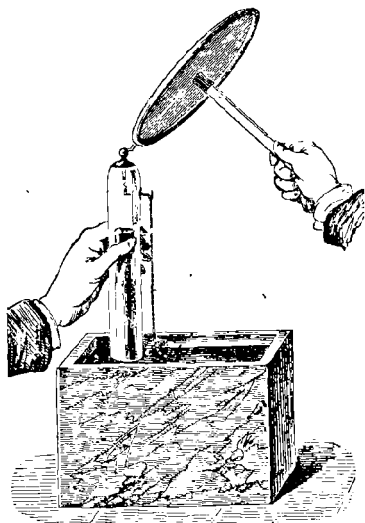


Fig. 84. — Détonation de l'hydrogène carboné avec l'oxygène par l'étincelle électrique.

Il ne serait pas raisonnable de faire, en ce moment, l'histoire de tous les carbures d'hydrogène, car vous ignorez en-

core la nature des matières qui fournissent la plupart d'entre eux ou qui servent à les préparer. Je me bornerai à compléter l'étude des deux carbures gazeux dont je vous ai parlé l'année dernière. Voici quelle est leur composition :

Hydrogène carboné ou protocarbure d'hydrogène.			Hydrogène bicarboné ou bicarbure d'hydrogène.		
	En centièmes.	En équivalents.	En centièmes.	En équivalents.	En volumes.
Carbone.	75,00	2 équiv. = 12	85,72	4 équiv. = 24	4 vol.
Hydrogène.	25,00	4 équiv. = 4	14,28	4 équiv. = 4	8 vol.
	<hr/> 100	<hr/> 1 équiv. = 16	<hr/> 100	<hr/> 1 équiv. = 28	<hr/> 4 vol.

La formule C^2H^4 correspond donc à 4 volumes.

La formule C^4H^4 correspond donc à 4 volumes.

Ce qui prouve qu'il en est ainsi, c'est qu'en faisant détoner dans l'eudiomètre (*fig. 84*) :

1 vol. d'hydrogène carboné
et 2 vol. d'oxygène,
on obtient :
1 vol. d'acide carbonique
et 2 vol. de vapeur d'eau.

1 vol. d'hydrogène bicarboné
et 3 vol. d'oxygène,
on obtient :
2 vol. d'acide carbonique
et 2 vol. de vapeur d'eau.

Je résume les caractères différentiels de ces deux gaz dans le tableau suivant :

Hydrogène carboné.	Hydrogène bicarboné.
Gaz permanent.	Gaz liquéfiable.
— inodore, insipide.	— ayant une odeur légèrement empyreumatique.
— plus léger que l'air — densité = 0,559.	— plus léger que l'air — densité = 0,97.
— sans action sur les couleurs végétales.	— sans action sur les couleurs végétales.
— inflammable par la bougie; brûle avec une lumière jaunâtre assez faible.	— inflammable par la bougie; brûle avec flamme blanche, très-éclatante, déposant du charbon sur les bords de la cloche.
— détone avec le double de son volume de chlore sous l'influence de la chaleur rouge; il se dépose du charbon et il reste de l'acide chlorhydrique.	— détone avec le double de son volume de chlore sous l'influence solaire; mêmes produits, mais dépôt de charbon plus abondant.
— avec 4 volumes de chlore et en présence de l'eau, sous l'influence solaire, réaction lente et production d'acides chlorhydrique et carbonique.	— avec volume égal de chlore, en présence de l'eau et dans l'obscurité, disparition des deux gaz et production d'un liquide oléagineux, incolore, d'odeur agréable et de saveur sucrée, très-inflammable, qu'on appelle : <i>Huile des Hollandais</i> et qui a pour formule = $C^4H^4Cl^2$. C'est donc un chlorure d'hydrogène bicarboné.
— à peine soluble dans l'eau.	— l'eau en dissout un sixième de son volume.
— insoluble dans l'alcool.	— l'alcool en absorbe trois fois son volume.
— insoluble dans l'acide sulfurique à 66°.	— se dissout assez facilement dans l'acide sulfurique.
— très-abondant dans la nature.	— n'existe pas dans la nature.

Préparation de l'hydrogène carboné. — L'hydrogène carboné, qui se dégage des marais, renferme toujours en mélange 14 à 15 pour 100 d'azote, d'acide carbonique, d'acide sulfhy-

drique et parfois d'oxygène. On le purifie en absorbant les deux gaz acides, au moyen d'une dissolution de soude, et l'oxygène à l'aide du phosphore qu'on y met séjourner pendant quelques heures; mais on ne peut en séparer l'azote.

Celui qu'on obtient en décomposant les matières organiques par le feu, ou l'eau par le charbon incandescent, est toujours mélangé d'hydrogène et d'oxyde de carbone, après la purification par la soude.

Le seul moyen d'avoir ce gaz pur, c'est de calciner au rouge dans une cornue de verre (fig. 85) 10 grammes d'acétate de soude cristallisé et 30 à 40 grammes de baryte caustique. L'acide acé-

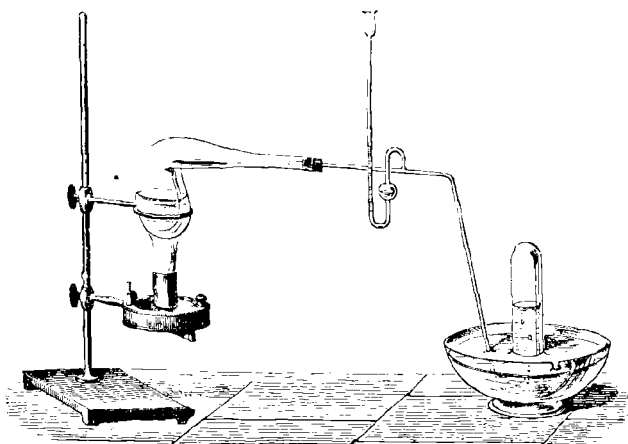
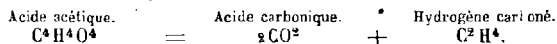


Fig. 85. — Préparation de l'hydrogène carboné.

tique du sel est alors transformé en acide carbonique, que la baryte retient, et en hydrogène carboné, qui se dégage; on voit, en effet, par l'équation suivante que dans un équivalent d'acide acétique, il y a juste de quoi constituer les deux gaz indiqués :



Préparation de l'hydrogène bicarboné.— Quant à l'hydrogène bicarboné, on l'obtient facilement en faisant bouillir dans une cornue en verre munie d'un tube propre à conduire les gaz (fig. 86), un mélange, fait à l'avance, de 1 partie d'esprit-de-vin rectifié et de 3 parties 1/2 d'acide sulfurique concentré.

Il se dégage, dès que le liquide bout, beaucoup d'hydrogène bicarboné, qu'on purifie en le faisant passer dans des flacons laveurs contenant : le premier, de l'eau de soude, le second de l'acide sulfurique à 66°. — Lorsque le liquide de la cornue devient noir et épais, on cesse l'opération.

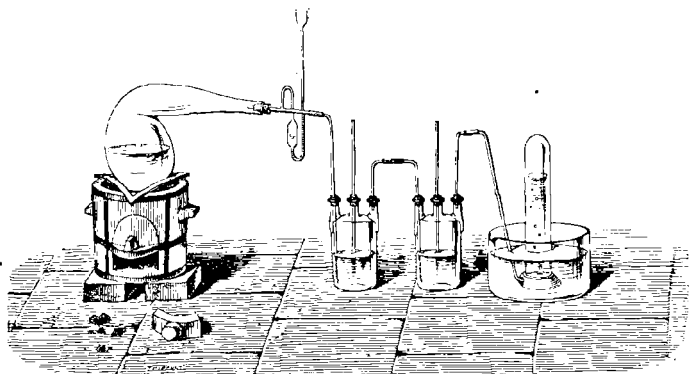
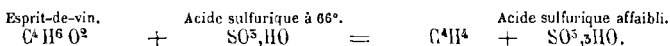


Fig. 86. — Préparation de l'hydrogène bicarboné.

Comme l'esprit-de-vin, $C^4H^6O^2$, renferme dans ses éléments de quoi faire de l'eau et de l'hydrogène bicarboné, et que, d'un autre côté, l'acide sulfurique est très-avide d'eau, vous concevrez facilement que, sous cette dernière influence, l'alcool soit décomposé et transformé en ces deux produits. On a donc l'équation suivante qui rend compte de la réaction, en dégageant celle-ci des autres faits accessoires :



Les deux carbures d'hydrogène, dont je viens de parler, offrent un intérêt majeur, puisqu'ils constituent essentiellement le gaz de l'éclairage et qu'ils jouent maintenant un très-grand rôle comme agent calorifique, se substituant peu à peu aux autres combustibles dans la plupart des usages domestiques et de laboratoire. Le chauffage au gaz, par sa commodité et sa propreté, se généralise de plus en plus.

Nature du grisou. — L'hydrogène carboné est encore intéressant à un autre point de vue. Vous savez que c'est lui qui constitue le gaz connu des mineurs sous les noms de *grisou*, *feu ter-*

rou ou *brissou*, gaz qui s'échappe des couches de houille et se mêle incessamment à l'air des galeries souterraines. Ce mélange devient parfois explosif par l'approche d'une lumière, et alors il survient ces *feux grisous*, c'est-à-dire ces violentes et subites explosions qui, chaque année, occasionnent la mort de tant de mineurs dans les houillères d'Angleterre, de France et de Belgique.

Pendant longtemps on a ignoré complètement la cause de ces accidents désastreux, ou du moins les moyens de paralyser leurs effets. Sir H. Davy, chargé, en 1815, par un comité philanthropique de faire des recherches à cet égard, et de trouver un moyen de porter de la lumière dans les mines, sans produire l'inflammation du grisou, détermina d'abord la nature du gaz inflammable des galeries, et s'assura que son mélange avec l'air devient explosif dès que ce dernier est dans une proportion 6 à 14 fois plus considérable.

Il reconnut ensuite que l'hydrogène carboné est de tous les gaz inflammables le moins combustible, puisque mêlé à l'air dans les proportions où il détone le mieux par l'approche d'une bougie (1 vol. de gaz pour 7 à 8 vol. d'air), il ne prend plus feu par le contact d'un charbon incandescent ou d'une tige de fer rouge de feu. Il pensa dès lors qu'en abaissant la température des corps enflammés, en contact avec ces mélanges détonants, au-dessous du degré où ceux-ci peuvent faire explosion, sans que pour cela la lumière s'éteigne, on pourrait pénétrer sans danger dans les galeries remplies de grisou.

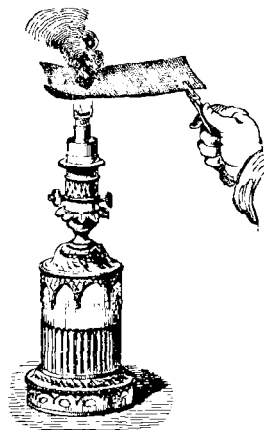


Fig. 87. — Effet refroidissant des toiles métalliques sur les flammes.

Lampe de sûreté de Davy. — Pour atteindre ce but, il eut l'heureuse idée d'emprisonner la lanterne ordinaire des mineurs dans une cage formée par une toile métallique percée de petits trous, et de ce moment le problème de l'éclairage des mines fut résolu.

En effet, le gaz inflammable qui pénètre dans l'intérieur de la lanterne y brûle, mais sa flamme ne peut en sortir pour communiquer l'inflammation au dehors, attendu que le tissu métallique

refroidit le gaz qui brûle de manière à réduire sa chaleur au-dessous du point où il est lumineux.

On constate aisément ce pouvoir refroidissant des toiles métalliques, en abaissant une de ces toiles sur une flamme quelconque; celle-ci ne traverse point la toile (*fig. 87*), et on aperçoit à travers cette dernière un cône tronqué de lumière dont l'axe et les parties environnantes sont obscures tandis que les bords évasés sont seuls éclairés. Les gaz combustibles refroidis et le charbon en excès traversent néanmoins les mailles de la toile et forment au-dessus un tourbillon de fumée.

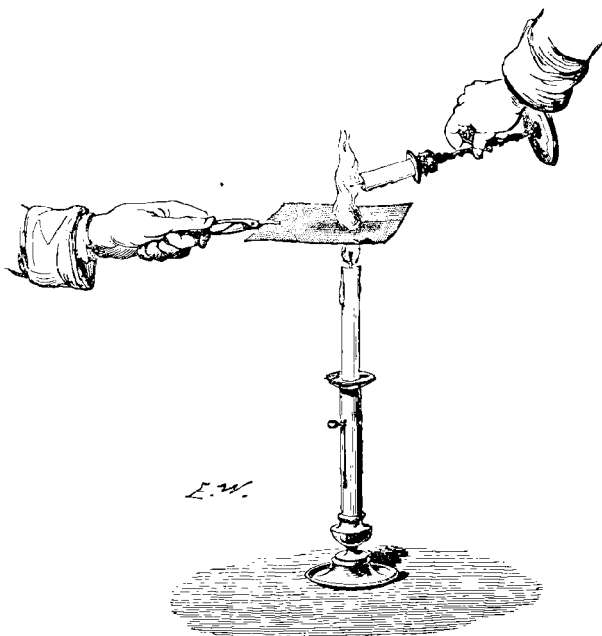


Fig. 88 — Nouvelle preuve de l'effet refroidissant des toiles métalliques sur les flammes.

Si, alors, on approche une chandelle allumée un peu au-dessus de la toile (*fig. 88*), les gaz qui la traversent, sans être visibles, s'enflamment aussitôt, preuve que le métal leur a enlevé beaucoup de leur chaleur et les a ramenés à une température où ils ne sont plus lumineux.

C'est après avoir vérifié tous ces faits, que Davy imagina la *lampe de sûreté* à laquelle, par reconnaissance, les mineurs ont donné son nom.

Cette lampe (fig. 89) se compose de quatre parties essentielles :

1° Le réservoir d'huile A, contenant 160 grammes d'huile, qui peuvent suffire à dix heures de travail ;

2° L'enveloppe imperméable à la flamme, BB, formée par une gaze métallique en laiton ou en fer, contenant 144 ouvertures rectangulaires par centimètre carré de surface. Le fil métallique peut avoir de $\frac{1}{4}$ à $\frac{1}{6}$ de millimètre de diamètre ;

3° La cage CC, qui sert à fixer l'enveloppe sur le réservoir, et à la garantir de tout choc ;

4° Un fil de fer recourbé D, qui traverse le réservoir et permet d'élever ou d'abaisser la mèche.

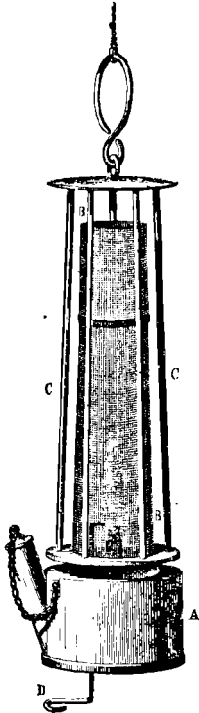


Fig. 89. — Lampe de sûreté de Davy.

Muni de cette lampe, le mineur peut pénétrer impunément dans les galeries où l'on peut craindre la présence de l'hydrogène carboné ; elle lui indique toujours l'état de l'atmosphère de ces galeries et l'avertit ainsi du moment où il doit se retirer. En effet, dès que ce gaz se mêle à l'air dans les plus petites proportions, on s'en aperçoit à l'augmentation du volume de la flamme de la lampe. Quand il forme le douzième du volume de l'air, le cylindre se remplit d'une flamme bleue très-faible, au milieu de laquelle on distingue la flamme de la mèche ; celle-ci cesse d'être visible, aussitôt que le gaz forme le cinquième ou le sixième du volume de l'air, le cylindre étant rempli par la flamme très-éclatante du mélange combustible qui prend feu ; enfin, quand la proportion du gaz est considérable, qu'il forme, par exemple, le tiers du volume de l'air, la lampe s'éteint complètement.

Depuis Davy, on a eu l'idée de placer autour ou au-dessus de la

mèche, plusieurs fils de platine roulés en spirale (*fig. 90*), et de trois dixièmes de millimètre environ d'épaisseur. C'est là un perfectionnement aussi curieux qu'utile. En effet, lorsque la lampe s'éteint, le platine se montre aussitôt incandescent, par suite de la propriété qu'il possède de déterminer la combustion des gaz inflammables au contact de l'air, et il conserve cet état, en répandant une clarté assez intense, tant qu'il y a de l'air dans les galeries. Les mineurs ont le temps de fuir ces lieux, guidés par cette lumière nouvelle.

L'enveloppe métallique qui entoure la flamme empêche cette dernière d'être aussi apparente ; aussi les lampes de sûreté éclairaient-elles moins bien que les lampes ordinaires. M. l'ingénieur Combes a remédié à cet inconvénient en enfermant la flamme dans un cylindre de cristal épais A (*fig. 91*), surmonté d'une enveloppe en gaze métallique B. L'air nécessaire à la combustion entre par des trous percés

circulairement dans le rebord en saillie du couvercle du réservoir C, et avant de pénétrer dans le cylindre de cristal, il traverse deux toiles métalliques superposées *d d*. Les gaz brûlés s'élèvent, suivant l'axe de la lampe, dans une cheminée en cuivre E, arri-



Fig. 90. — Spirale de fils de platine placée au-dessus de la mèche de la Lampe de Davy.

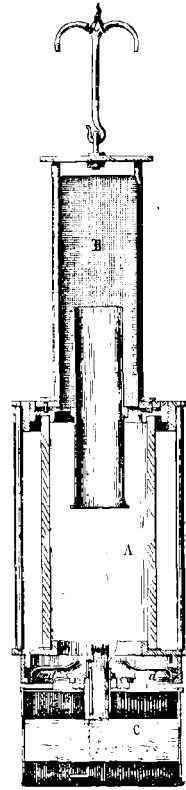


Fig. 91. — Lampe de sûreté perfectionnée par M. Combes.

vent dans l'enveloppe métallique et se répandent finalement dans l'atmosphère.

M. Dubrulle, lampiste à Lille, a encore perfectionné le modèle de M. Combes, en lui adaptant un mode de fermeture tel qu'on ne peut ouvrir l'appareil, sans préalablement faire rentrer la mèche. On est ainsi à l'abri, jusqu'à un certain point, des suites de l'imprudence des ouvriers qui, pour se procurer du feu ou pour y voir plus clair avec une lampe brûlant mal, enlèvent souvent le cylindre de cristal.

DU SOUFRE

État naturel. — Indépendamment de son abondance dans le règne minéral sous forme de composés, nommés *sulfures* et *sulfates*, le soufre, vous le savez, se montre libre de toute combinaison, sous la forme de poudre, de grains, de fragments plus ou moins volumineux, de cristaux, dans la plupart des terrains qui constituent l'écorce du globe, mais surtout dans ceux qu'on désigne sous le nom de *terrains volcaniques*.

Sa présence est aussi très-fréquente dans les plantes et les animaux. Parmi les premières, je citerai comme riches en soufre, le raifort, le radis, le cresson, le cochléaria, les navets, les choux, les oignons, la moutarde ; et parmi les matières animales : les œufs, la laine, les cheveux, les poils, les crins, la matière cérébrale, la fibre musculaire, le caillé du lait, etc.

Le soufre est donc nécessaire à la constitution des êtres organisés, depuis le zoophyte et l'infusion difforme, jusqu'aux mammifères aux élégantes proportions. On a constaté que le corps d'un homme représente, en moyenne, 11 kilogrammes de substance organique sèche, renfermant à peu près un centième de ce poids de soufre, c'est-à-dire 110 grammes.

Extraction. — Ce sont principalement les solfatares de l'Etna et du Vésuve qui fournissent la majeure partie du soufre dont le commerce a besoin. Comme ce corps simple est fusible et volatil, et que les matières terreuses dans lesquelles il est disséminé ne le sont pas, son extraction n'offre pas de difficultés réelles.

On se borne donc à l'isoler au moyen d'une fusion ou liquation assez grossière, parfois au moyen de la distillation dans des pots en terre ; puis on le raffine à l'aide d'une distillation plus soignée,

dans un appareil spécial, qui permet d'obtenir à volonté du *soufre en canon* ou du *soufre en fleur*.

Je vous parlerai en détail de cet ensemble d'opérations dans la quatrième partie du Cours. Ce qui précède suffit pour le moment.

Propriétés caractéristiques. — Le soufre, comme le carbone, nous offre cette particularité de se montrer sous plusieurs aspects différents.

Ainsi, on le trouve dans la nature en cristaux réguliers, qui sont des octaèdres appartenant au système du prisme droit à base rectangle (*fig. 92*). Il revêt également cette forme quand il se sépare lentement de sa dissolution dans le sulfure de carbone.

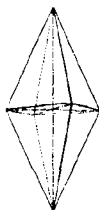


Fig. 92.

Forme cristalline du soufre naturel.

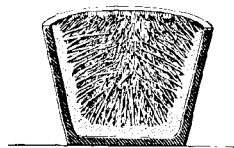


Fig. 93.

Soufre cristallisé par fusion et refroidissement.



Fig. 94.

Forme cristalline du soufre fondu et refroidi tranquillement.

Mais lorsqu'on le fait cristalliser par fusion et refroidissement, ainsi que je vous l'ai montré antérieurement (*fig. 93*), il apparaît en longues aiguilles transparentes, qui sont des prismes obliques à base rhombe (*fig. 94*), c'est-à-dire appartenant à un système cristallin tout différent du premier.

Et ce qu'il y a d'assez curieux, c'est que cette modification de forme produite dans le soufre par une température élevée, ne se conserve pas à la température ordinaire. En effet, au bout de quelques jours, les aiguilles, qui d'abord étaient transparentes et un peu flexibles, deviennent opaques et extrêmement friables. Au moyen d'une forte loupe, on voit très-bien qu'elles sont constituées par une multitude de petits octaèdres enchâssés les uns à la suite des autres, à la manière des grains d'un chapelet.

Sous l'influence de la chaleur, le soufre nous présente encore d'autres modifications physiques non moins singulières, et c'est

Lecat, célèbre chirurgien et physicien de Rouen, qui les a signalées en 1760 à l'attention du monde savant.

Ainsi, si, au lieu de laisser refroidir tranquillement le soufre fondu à la température de $+ 111^{\circ} 5$, on le chauffe peu à peu jusqu'à $+ 220^{\circ}$, il s'épaissit de plus en plus en se colorant en rouge, et il devient enfin tellement épais qu'il ne coule plus et qu'on peut renverser le vase sans qu'il s'en échappe une seule goutte.

Depuis $+ 250^{\circ}$ jusqu'au point d'ébullition, qui paraît être vers $+ 440^{\circ}$, il semble se liquéfier, mais il conserve toujours sa couleur rouge. Si, dans cet état, on le refroidit subitement en le faisant tomber goutte à goutte dans de l'eau froide, il reste mou, transparent et d'une belle couleur rouge. Il est alors assez mou et assez ductile pour qu'on puisse le tirer en fils aussi fins qu'un cheveu et de plusieurs décimètres de longueur.

Le soufre fondu à 111° , soumis au même traitement, devient au contraire cassant, opaque, et garde sa couleur jaune.

Dans toutes ces circonstances, le soufre n'a pas changé de nature ; ses propriétés extérieures sont seules modifiées. On rapporte ces différents états physiques d'un même corps à des groupements moléculaires distincts, c'est-à-dire qu'on admet que dans le soufre octaédrique, dans le soufre rouge et mou, les molécules ne sont pas arrangées les unes par rapport aux autres dans le même ordre, dans les mêmes positions que dans le soufre prismatique, dans le soufre jaune et dur.

Le diamant et le graphite, le phosphore jaune et le phosphore rouge, le *spath d'Islande* et l'*arragonite* (carbonate de chaux naturel), la pyrite de fer jaune et blanche (bisulfure de fer), etc., nous présentent les mêmes phénomènes.

Dimorphisme ou Polymorphisme. — On a donné le nom de *dimorphisme*, ou mieux de *polymorphisme*, à la loi qui régit ces modifications de forme et de propriétés physiques dans les corps de même nature chimique.

Toutes les fois donc que deux corps chimiques identiques se montrent avec des caractères différents sous le rapport de la forme cristalline, de la densité, de la dureté, de la couleur et autres propriétés essentiellement physiques, on les nomme *corps dimorphes* ou *polymorphes*, c'est-à-dire à deux ou à plusieurs formes, et

l'on rapporte leurs modifications à des changements, à des différences dans le groupement de leurs molécules.

M. Brame, en examinant au microscope la *fleur de soufre*, a reconnu que cette poussière n'est autre chose qu'un amas de globules ou *utricules*, formés d'une enveloppe contenant du soufre liquide ; celui-ci conserve cet état tant que l'enveloppe est intacte ; vient-on à la déchirer, à l'instant le soufre liquide cristallise.

Le soufre est insoluble dans l'eau et sans action sur elle à toute espèce de température.

Ses véritables dissolvants sont le naphte, l'essence de térébenthine, la benzine, l'essence de goudron rectifiée, mais surtout le sulfure de carbone. Ce dernier liquide en dissout 38 pour 100 à froid, 73 pour 100 à chaud. Mais, dans toutes les variétés de soufre qui ont subi l'action de la chaleur (soufre en canon, fleur de soufre, soufre mou ou vitreux, soufre prismatique), il y a une certaine quantité de matière qui résiste à l'action du dissolvant ; c'est un nouvel état moléculaire particulier, que M. H. Deville a nommé *soufre amorphe*. Ce serait vers $+140^{\circ}$, d'après M. Berthelot, que le soufre ordinaire se transformerait en soufre amorphe et insoluble.

Ainsi, d'après ce qui précède, le soufre affecte quatre états bien distincts : *cristallin*, *vitreux*, *utriculaire*, *amorphe*. C'est donc bien évidemment un corps polymorphe.

Usages. — Nécessaire à une foule d'opérations chimiques, le soufre est un objet d'immense consommation, qui croit avec le développement de l'industrie générale ; les chiffres suivants le démontrent. En 1820, en France, on avait besoin tout au plus de 7,000,000 kilogrammes de soufre ; en 1858, on en consommait 36,000,000 !

A l'état brut, on l'emploie à la fabrication des acides sulfurique, sulfureux et sulfhydrique, au scellement du fer dans la pierre.

A l'état raffiné, c'est un des ingrédients de la poudre à canon et de la plupart des poudres d'artifice. Vous vous ferez une idée approximative de la dépense qui doit en être faite en temps de guerre, en apprenant que chaque coup d'une pièce de 24 emploie 4 kilogrammes de poudre, qui renferment près de 500 grammes de soufre.

Le traitement des maladies de la peau, le soufrage de la vigne malade et des vins, le blanchiment des laines, de la soie, des chapeaux de paille en absorbent aussi beaucoup.

Les modeleurs et les graveurs se servent du soufre fondu pour prendre de belles empreintes de médailles. On l'unit au caoutchouc pour rendre celui-ci très-souple, élastique, non adhésif, autrement dit pour en faire ce qu'on appelle le *caoutchouc vulcanisé*, dont les applications usuelles sont innombrables.

On en compose un lut excellent pour mastiquer les joints des chaudières et des tuyaux en fonte, en l'unissant à la limaille de fer et au sel ammoniac.

Allumettes soufrées. — Enfin, sa grande combustibilité et son bas prix le font employer, depuis des siècles, pour déterminer la combustion des autres corps moins inflammables.

Les *allumettes* ordinaires ne sont autre chose que de petites bûchettes de tremble, de peuplier, de saule ou de bouleau, dont les extrémités ont été plongées dans du soufre fondu.

Théorie du briquet. — L'ancien *briquet* pour produire du feu

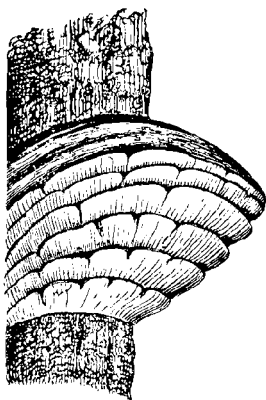


Fig. 95. — Bolet amadouvier du chêne.

et enflammer ces allumettes, se compose d'une lame d'acier façonnée en couronne ovale et plate, d'un fragment de silex ou *Pierre à fusil*, dont les bords sont taillés en tranchant, et d'une substance végétale très-combustible, connue sous le nom d'*amadou*. C'est la chair d'un champignon, le *bolet amadouvier*, qui croit sur les vieux chênes (fig. 95). On le divise en tranches peu épaisses qu'on dessèche, qu'on bat pour les amollir et les étendre en lames plus minces, et qu'on trempe dans une dissolution de salpêtre, ou qu'on roule

dans de la poudre à canon très-fine, pour les rendre plus inflammables.

Lorsqu'on passe rapidement la lame d'acier sur le silex, les aspérités tranchantes de cette pierre si dure, tracent un sillon dans le métal, en détachent de petits copeaux que le frottement chauffe

jusqu'à l'incandescence, et qui brûlent dans l'air en s'oxydant. C'est donc la combustion rapide des parcelles de l'acier échauffé par le choc de la pierre qui détermine ces étincelles qui tombent sur l'amadou et l'enflamment. C'est la même cause qui fait jaillir le feu sous les pieds des chevaux.

Composés oxygénés du soufre. — On ne connaît pas moins de sept composés du soufre et de l'oxygène; tous sont acides, mais deux seulement nous intéressent à cause de leur utilité journalière : l'*acide sulfureux* et l'*acide sulfurique*, dont vous connaissez quelques propriétés.

Acide sulfureux. — C'est le plus stable de tous les acides du soufre et le seul qui prenne naissance lorsque celui-ci brûle dans l'air ou l'oxygène sec (fig. 96). Dans le cas où l'on opère avec des matières pures, le soufre donne 1 volume d'acide sulfureux qui représente sensiblement le volume de l'oxygène absorbé; de sorte que 1 volume d'acide sulfureux contient 1 volume d'oxygène.

Voici la composition de cet acide en poids, en équivalents et en volumes :

Soufre.	50	1 équiv. = 16	$\frac{1}{5}$ de vol.
Oxygène.	50	2 équiv. = 16	2 vol.
	100	1 équiv. = 32	2 vol.

La formule SO_2 correspond donc à 2 volumes de gaz.

État naturel. — Cet acide se produit et se dégage en très-grande quantité dans les terrains soumis à l'action des feux souterrains. Tous les volcans en activité, excepté toutefois ceux de l'Équateur, en exhale de leurs cratères, mais surtout pendant et après leurs éruptions. Les solfatares en présentent un dégagement permanent. C'est lui qui rend l'approche de ces lieux si dangereuse, en raison de la suffocation qu'il détermine. On lui attribue la mort de Pline le naturaliste, qui périt pour avoir voulu examiner de trop près la fameuse éruption du Vésuve du 24 août de

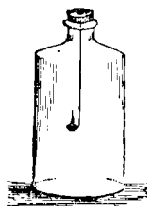


Fig. 96.
Combustion vive du soufre
dans l'oxygène.

l'année 79 de l'ère chrétienne, éruption qui ensevelit le même jour Herculanium, Pompeia et Stabia sous un déluge de cendres.

C'est bien certainement l'un des premiers acides connus ; néanmoins il n'a été obtenu à l'état de pureté qu'en 1774 par Priestley, et ce n'est qu'en 1777 que, grâce à Lavoisier, on a connu sa véritable composition.

Caractères distinctifs. — Son odeur piquante et désagréable suffit seule à le faire reconnaître.

Il éteint subitement les corps en combustion.

Il rougit la teinture de tournesol dont il dégrade bientôt la couleur.

Il est beaucoup plus lourd que l'air. Sa densité égale 2,247.

Il est absorbé assez promptement par l'eau, qui en dissout jusqu'à 50 fois son volume à la température de $+15^{\circ}$. Cette dissolution, qui a toutes les propriétés du gaz, fixe peu à peu l'oxygène de l'air et se change en acide sulfurique, d'où la nécessité de la conserver dans des flacons bouchés et remplis entièrement.

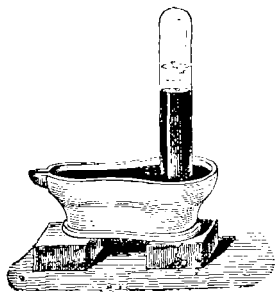


Fig. 97. — Absorption du gaz acide sulfureux par une solution alcaline.

L'eau de potasse ou de soude l'absorbe très-rapidement d'une manière complète (fig. 97).

C'est un des premiers gaz liquéfiés par Faraday. Un froid de -15° sous la pression ordinaire suffit pour cela, et à -40° 5, il devient solide et cristallin. L'acide liquéfié est excessivement volatil ; il bout à -10° en produisant par sa vaporisation instantanée dans l'air un froid de -57° , et dans le vide un froid de -68° . De là, la possibilité de congeler le mercure, de liquéfier l'ammoniaque, le chlore, l'acide sulfhydrique.

Préparation. — Dans les laboratoires, on obtient le gaz sulfureux, soit en oxydant le soufre, soit en désoxygénant l'acide sulfurique.

1^o Dans le premier cas, on chauffe dans une cornue de grès un mélange de 4 parties de fleur de soufre et de 5 parties de peroxyde de manganèse en poudre fine.

Une portion du soufre enlève l'oxygène à ce dernier et produit

le gaz sulfureux, qu'on reçoit dans les cloches placées sous la cuve à mercure, tandis que le restant du soufre s'unit au métal pour former un sulfure.

La réaction s'explique au moyen de l'équation suivante :



2° Dans le second cas, on chauffe dans un matras en verre 5 parties d'acide sulfurique à 66° sur 1 partie de mercure (fig. 98). Comme précédemment, on ne recueille le gaz que lorsqu'il se dissout sans résidu dans l'eau de soude.

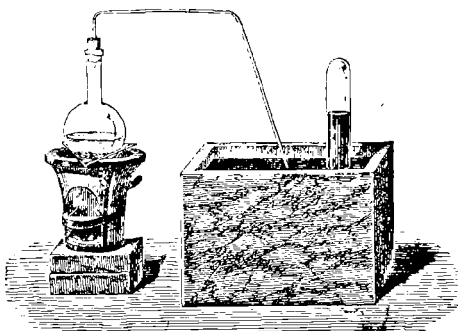
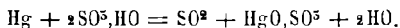


Fig. 98. — Préparation du gaz acide sulfureux.

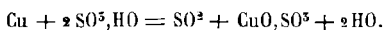
Le mercure opère en enlevant à l'acide sulfurique le tiers de son oxygène et en le

ramenant à l'état d'acide sulfureux. Le métal passe alors à l'état de bioxyde de mercure, et comme cet oxyde se trouve en présence d'acide sulfurique en excès, il s'y combine pour faire un sel blanc qui reste dans le matras ; c'est du sulfate de bioxyde de mercure.

Cette réaction est expliquée par l'équation suivante :



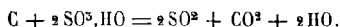
3° On peut remplacer le mercure par le cuivre moins cher, mais il faut chauffer très-modérément, parce que la réaction est plus violente qu'avec le mercure ; on a alors :



4° Lorsque le gaz doit être dissous dans l'eau, on remplace les métaux précédents par le charbon calciné ou la braise, ou même par de la sciure de bois. On adapte alors à la suite du ballon qui renferme les matières un appareil de Woulf pareil à celui qui sert pour l'ammoniaque liquide (voir la figure 55 de la page 82.)

Les flacons sont remplis d'eau distillée bouillie aux deux tiers seulement de leur capacité.

Il se produit, dans ce cas, de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique qui se dégagent simultanément :



Le mélange des deux gaz n'a aucun inconvénient, parce que l'eau, saturée d'acide sulfureux, ne peut plus dissoudre d'acide carbonique.

Fumigations sulfureuses. — Pour les fumigations sulfureuses que le chimiste Glauber a conseillées dès 1659 pour la guérison de la gale, on place les malades dans une boîte de bois (fig. 99),

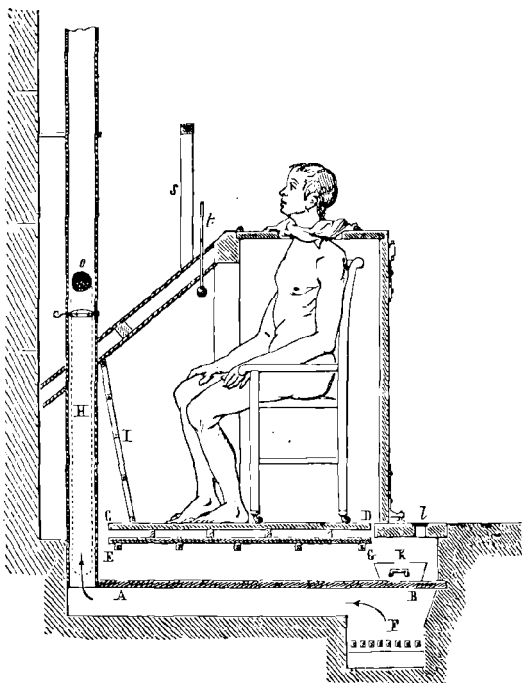


Fig. 99. — Boîte fumigatoire de d'Arcet.

sous laquelle on fait brûler du soufre qui remplit bientôt de gaz sulfureux tout son intérieur. Le couvercle horizontal est percé d'un

trou par lequel passe la tête du malade, afin qu'il ne soit pas incommodé par le gaz qui baigne le restant de son corps.

Usages. — Je vous ai déjà dit quelques-uns des emplois de l'acide sulfureux. Voici les autres :

On s'en sert pour blanchir les plumes, la baudruche, la colle de poisson, la gomme adragante, les intestins insufflés destinés à faire les cordes à boyaux, les éponges, la paille des céréales et les sparteries.

On s'en sert encore pour faire déposer et blanchir l'amidon des blés et la fécule de pommes de terre ; pour détruire les insectes qui attaquent les blés, les plumes, les diverses étoffes ; pour assainir les lieux remplis de miasmes putrides, comme les lazarets, la cale des vaisseaux ; pour désinfecter les hardes, couvertures, matelas, provenant de malades infectés de la peste, du choléra, de la gale ; pour soufrer les tonneaux dans lesquels on doit conserver le vin, la bière, le cidre, les solutions et sirops de glucose, le sang liquide, certains légumes cuits, etc. Ce soufrage empêche ces différentes matières de s'aigrir ou de se putréfier.

L'acide gazeux ou dissous dans l'eau enlève très-bien les taches de fruits sur les vêtements.

Acide sulfurique. — L'acide sulfurique est, sans contredit, l'agent le plus indispensable de la majeure partie des industries, comme il est aussi le plus énergique de tous les composés de sa classe. Vous vous formerez une idée assez exacte de son importance, en apprenant que le chiffre de sa production annuelle, pour la France seulement, dépasse actuellement 80 millions de kilogrammes.

C'est parce qu'il était inconnu des anciens, et qu'ensuite son prix resta fort élevé jusqu'à la fin du siècle dernier, que les arts industriels restèrent pendant si longtemps à l'état d'enfance.

Il est assez difficile de fixer l'époque précise de sa découverte. L'alchimiste Albert le Grand en a parlé au treizième siècle ; au milieu du quinzisième, le moine Basile Valentin a décrit sa préparation ; vers la fin du seizième, Gérard Dornœus a indiqué ses principaux caractères ; mais il faut arriver à Lavoisier pour trouver des notions exactes sur sa constitution. C'est lui qui, par ses

belles expériences, démontra qu'il est formé de soufre et d'oxygène, dans d'autres proportions que l'acide sulfureux.

État naturel. — Très-commun dans la nature à l'état de combinaison ou de sels qu'on désigne sous le nom de *sulfates*, il y est, au contraire, excessivement rare à l'état de liberté. Cela tient à ces deux circonstances : que les conditions de sa formation sont très-peu nombreuses, et qu'il tend toujours à s'unir avec les oxydes, avec la chaux, par exemple, qu'on trouve presque partout à la surface du sol.

La plupart des sources qui coulent dans le voisinage des volcans contiennent de l'acide sulfurique libre ; on cite, entre autres, le Rio Vinagre, le Paramo de Ruiz, les belles cascades de Genoi, dans l'Amérique du Sud ; certaines sources du comté de Genesée, de Tuscarora, de Cheppewa, du Niagara, l'eau de l'Alabama, dans l'Amérique du Nord ; le lac qui occupe le sommet du mont Idienne, à Java ; la mer qui baigne les îles de l'archipel grec, notamment Mylos et Santorin.

Il est évident que l'acide dissous dans ces eaux provient de l'oxydation par l'air humide du gaz sulfureux sorti des terrains volcaniques.

C'est également la même cause qui permet de comprendre la présence de l'acide sulfurique dans l'eau de pluie recueillie partout où l'on brûle de grandes masses de houille. Comme il y a toujours plus ou moins de pyrites dans celle-ci, le sulfure de fer grillé dans les foyers produit du gaz sulfureux qui monte, avec la fumée, dans l'atmosphère, où par l'action combinée de l'oxygène et de l'eau, il se convertit en acide sulfurique que les pluies ramènent sur le sol. D'après M. Smith, celles qui tombent à Manchester renferment jusqu'à 1 centigramme de cet acide par litre !

Il y a, dans le commerce, deux sortes d'acide sulfurique :

- 1° L'acide fumant de Saxe ou de Nordhausen ;
- 2° L'acide sulfurique proprement dit, nommé *Huile de vitriol, acide anglais* ¹.

1° Acide de Saxe. — On l'obtient en calcinant dans des cornues

¹ On ne sait pas trop pourquoi on conserve ce nom d'*acide anglais*, puisqu'on le fabrique par des procédés français.

en fonte ou en terre, à une haute chaleur, le sulfate de fer parfaitement desséché. Ce sel est un composé, comme l'indique son nom, d'acide sulfurique et de protoxyde de fer. Les produits volatils résultant de sa décomposition, au nombre desquels se trouvent l'acide sulfurique anhydre et l'acide sulfureux, sont reçus dans des vases en grès refroidis où l'on a déjà mis une certaine quantité d'acide sulfurique ordinaire ou liquide.

On retire par ce procédé 45 pour 100 d'un liquide oléagineux, presque toujours coloré en brun à cause des matières organiques qu'il a charbonnées, répandant à l'air de légères fumées blanches, bouillant à + 40 ou 50°, et ayant une densité de 1,89 à 1,90, ce qui correspond à 67° de l'aréomètre.

Quant au résidu de la calcination, c'est du peroxyde de fer, qu'on vend sous les noms de *colcothar*, de *rouge de Prusse*, pour la peinture commune et le polissage des glaces.

Bien que cette manière d'obtenir l'acide sulfurique ne se pratique plus qu'en Bohême, on a conservé au produit les noms d'*acide de Saxe*, d'*acide de Nordhausen*, parce que c'est à Nordhausen, petite ville de Saxe, qu'on a commencé à s'occuper de ce genre de fabrication.

Les usages de l'acide fumant sont limités à la teinture des laines en bleu dit *bleu de Saxe*, et à la préparation du *carmin d'indigo*.

Il doit toutes ses propriétés à sa composition spéciale ; il est constitué par un mélange d'acide anhydre ou solide et d'acide uni à de l'eau ou *huile de vitriol* ; il contient, mais accidentellement, de l'acide sulfureux. Lorsqu'on le chauffe doucement dans une cornue en verre (*fig. 100*), dont le col effilé s'engage dans un grand tube en U maintenu dans un mélange de glace et de sel, il donne, comme produit, une matière blanche, opaque, se déposant dans le tube en longs cristaux aiguillés, d'un éclat

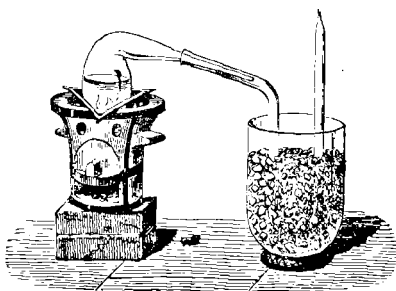


Fig. 100. — Isolement de l'acide sulfurique anhydre.

soyeux, très-fumante à l'air humide. C'est de l'acide sulfurique anhydre ou privé d'eau.

Cet acide solide et pur a la composition suivante :

	En centièmes.	En équivalents.
Soufre.	40,00	1 équiv. = 16
Oxygène.	60,00	3 équiv. = 24
	<hr/> 100,00	<hr/> 1 équiv. = 40

On peut très-bien le représenter par une combinaison de :

2 volumes de gaz acide sulfureux,
et 1 volume d'oxygène.

Mais il est très-difficile de le conserver solide, car il a une telle affinité pour l'eau, que dès qu'il a le contact de l'air, il condense subitement la vapeur aqueuse qu'il y trouve, s'y combine intimement en prenant la forme liquide et en se changeant en acide sulfurique ordinaire ou *huile de vitriol*, qu'il est impossible par la chaleur, ou par tout autre moyen, de ramener à l'état d'acide anhydre. — Quand on le projette dans l'eau, il fait entendre un bruit analogue à celui d'un fer rouge qu'on mouille.

2° **Acide sulfurique ordinaire ou huile de vitriol.** — Celui-ci, dans son état de plus grande concentration, a une densité de 1,845 à + 15°, et la composition suivante :

	En centièmes.		En équivalents.	
Acide anhydre.	81,68	{ soufre.	32,78	1 équiv. = 16
		{ oxygène.	48,90	3 équiv. = 24
Eau de combinaison.	18,32		18,32	1 équiv. = 9
	<hr/> 100,00		<hr/> 100,00	<hr/> 1 équiv. = 49

C'est donc un monohydrate très-stable, qui se congèle et cristallise à - 34°, qui bout à + 325° et distille sans éprouver aucune altération. Ce n'est qu'à une température rouge qu'il se décompose et donne :

2 volumes de gaz acide sulfureux,
1 volume d'oxygène,
et 2 volumes de vapeur d'eau.

Tous les métalloïdes avides d'oxygène, tels que l'hydrogène, le charbon, le soufre, le phosphore, opèrent la même transformation, à l'aide de la chaleur. Vous en avez eu antérieurement la preuve avec le charbon.

Il attaque tous les métaux, à l'exception des suivants :

Chrome.	Titane.	Palladium.	Or.
Tungstène.	Cérium.	Rhodium.	Iridium.
Tantale.	Osmium.	Platine.	Ruthénium.

Les métaux très-oxydables donnent lieu, en présence de cet acide, à un dégagement d'hydrogène, par suite de la décomposition de l'eau, et il reste en dissolution un sulfate. La réaction se fait à froid. Rappelez-vous la préparation de l'hydrogène au moyen du zinc ou du fer.

Les autres métaux n'agissent sur lui qu'entre 100 et 200°, mais sans que l'eau intervienne ; il se dégage, dans ce cas, de l'acide sulfureux et il se produit encore un sulfate. Témoin la préparation de l'acide sulfureux au moyen du mercure ou du cuivre.

Vous avez vu précédemment quel développement de chaleur l'acide sulfurique produit par son mélange avec l'eau. Cela indique évidemment une grande affinité entre les deux liquides. Cette affinité est encore démontrée par ce fait que dès qu'il est exposé à l'air, l'acide en question perd peu à peu de sa force acide, s'affaiblit considérablement en absorbant jusqu'à quinze fois son propre poids d'eau qu'il enlève à l'air.

On tire parti de cette avidité pour l'eau en l'employant comme agent de dessiccation des gaz, et comme moyen de déterminer la quantité d'eau d'interposition contenue dans les corps solides.

Dans le premier cas, comme vous l'avez déjà vu, on remplit des tubes en U (fig. 101) de fragments de pierre ponce, qu'on imbibé

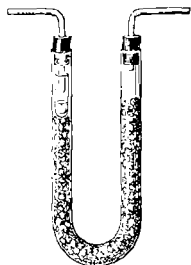


Fig. 101. — Tube à dessécher les gaz, rempli de ponce sulfurique.

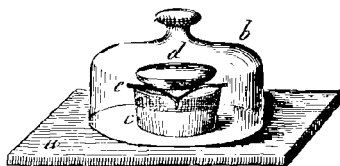


Fig. 102. — Dessiccation des substances solides par l'acide sulfurique.

d'acide sulfurique à 66°, et c'est dans ces tubes desséchants qu'on fait passer les gaz humides.

Dans le deuxième cas, on met dans une capsule *d* (fig. 102) un

pois déterminé de la substance à dessécher, on pose la capsule *d* sur un triangle de verre *e* qu'on place sur un vase *c* aux trois quarts rempli d'acide sulfurique. Le tout est mis sur une large plaque *a* de verre dépoli, et recouvert d'une grande cloche *b* dont les bords, usés à l'émeri et enduits de suif, s'appliquent exactement sur la plaque. — L'air de la cloche étant privé incessamment par l'acide des vapeurs aqueuses qu'émet la substance, la dessiccation de celle-ci s'effectue assez promptement ; on reconnaît qu'elle est complète, lorsque le poids de la substance ne change plus.

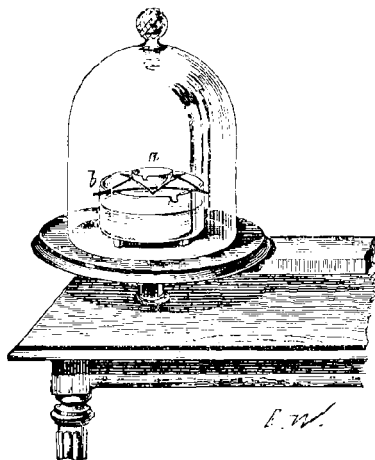


Fig. 105. — Dessiccation dans le vide.

L'opération est encore plus rapide, lorsqu'on place la substance dans le vide de la machine pneumatique en présence de l'acide sulfurique (fig. 105).

De ce qui précède, il faut tirer la conclusion que pour conserver l'acide sulfurique dans son état de concentration, on doit le renfermer dans des vases qu'on peut boucher hermétiquement.

Cette précaution est encore indispensable pour éviter qu'il ne se colore, car il devient bientôt brun au contact de l'air. Cet effet dépend de ce que les poussières organiques, qui flottent sans cesse dans l'atmosphère, tombent dans cet acide et sont promptement décomposées et carbonnées par lui.

Préparation. — Depuis sa découverte, la fabrication de l'acide sulfurique a subi des phases très-diverses. Préparé d'abord dans des ballons en verre de peu de capacité, il était, sinon rare, du moins tellement cher, que ses usages étaient forcément limités aux opérations chimiques des laboratoires. De perfectionnements en perfectionnements, qu'il serait trop long d'énumérer tant ils sont nombreux, on en est arrivé à le produire, par la combustion

du soufre, dans d'immenses rectangles de plomb, qui portent le nom de *chambres* (fig. 104).

La préparation de l'acide sulfurique, telle qu'on l'exécute actuellement dans nos fabriques, comprend trois opérations distinctes :

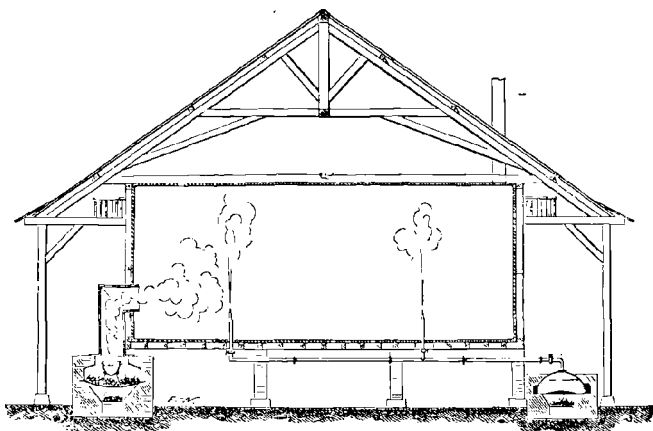


Fig. 104. — Chambre de plomb pour la fabrication de l'acide sulfurique.

- 1^o Combustion du soufre ou production de l'acide sulfureux ;
- 2^o Oxydation de l'acide sulfureux ou formation de l'acide sulfurique ;
- 3^o Concentration de l'acide faible obtenu.

Je remets à vous décrire ces opérations à la quatrième année du Cours, qui comprendra l'exposé des grandes industries chimiques. Mais je puis, dès à présent, vous faire connaître les principes sur lesquels elles reposent ; plusieurs déjà vous sont familiers.

Ainsi, vous savez que le soufre grillé à l'air se change en gaz acide sulfureux, mais que l'oxygène atmosphérique est impuissant à convertir ce gaz en acide sulfurique.

Cette conversion peut s'effectuer immédiatement au moyen d'un agent d'oxydation aussi peu stable que l'acide azotique. C'est ce que je vais vous démontrer en dirigeant un courant de gaz sulfureux à travers cet acide chaud (fig. 105) ; d'abondantes vapeurs rutilantes apparaissent, et au bout de quelque temps, on trouve

dans le liquide, une grande quantité d'acide sulfurique. C'est ce que nous allons reconnaître au moyen de l'eau de baryte, qui va déterminer un précipité blanc considérable dans le liquide, ce qu'elle ne faisait pas avant le passage du gaz sulfureux. Ce précipité blanc est du sulfate de baryte, et son apparition dans une liqueur quelconque est une preuve qu'elle renferme de l'acide sulfurique.

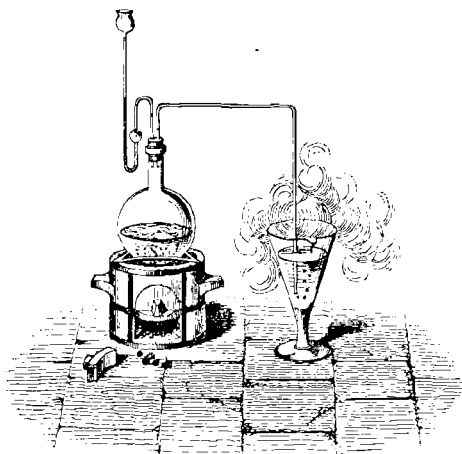
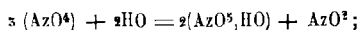


Fig. 105. — Conversion de l'acide sulfureux en acide sulfurique.

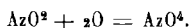
L'oxydation de l'acide sulfureux par l'acide azotique se comprend au moyen de l'équation :



Si cette réaction se passe dans un appareil clos contenant une suffisante quantité d'air et de vapeur d'eau, l'acide hypo-azotique se transforme au contact de celle-ci en acide azotique et en bioxyde d'azote :



mais, à son tour, le bioxyde d'azote arrivant dans l'air, reproduit immédiatement de l'acide hypo-azotique ,



Ces transformations successives s'accomplissant continuellement, tant qu'il y a de l'air et de la vapeur aqueuse, vous com-

prenez qu'avec une quantité initiale très-petite d'acide azotique, il est possible de changer en acide sulfurique une quantité indéfinie d'acide sulfureux; et qu'en définitive, c'est l'acide azotique, tour à tour détruit et régénéré, qui transporte l'oxygène de l'air sur l'acide sulfureux.

On peut réaliser en petit ces diverses réactions et produire de l'acide sulfurique en opérant dans l'appareil suivant (fig. 106).

C'est un ballon de verre de 15 à 20 litres de capacité, fermé par un bouchon que traversent quatre tubes. L'un d'eux amène du bioxyde d'azote produit dans le flacon A; le second introduit le gaz sulfureux provenant du matras B; le troisième sert à envoyer de l'air; le quatrième donne issue aux gaz chassés par l'insufflation.

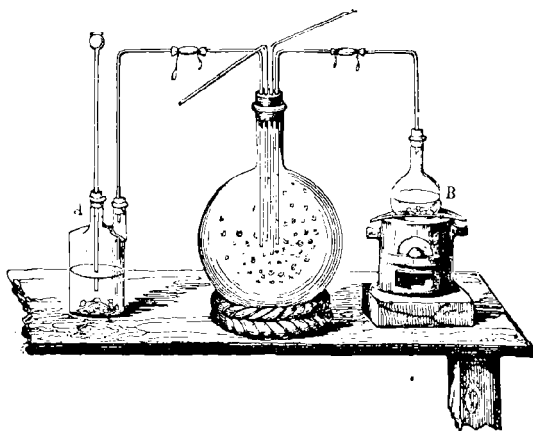


Fig. 106. — Production de l'acide sulfurique en petit.

On commence par diriger de l'acide sulfureux, pendant une demi-heure, dans le ballon où l'on a mis à l'avance un peu d'eau. On fait ensuite arriver le bioxyde d'azote, et on insuffle de l'air en certaine quantité.

On voit aussitôt apparaître des vapeurs rutilantes, qui disparaissent, pour se former de nouveau dès qu'on insuffle une nouvelle quantité d'air. Si alors on refroidit le ballon à l'aide d'un linge mouillé, il se dépose sur ses parois une multitude de petits cristaux blancs étoilés, qu'un courant de vapeur, ou le contact de

l'eau, détruit avec effervescence, en faisant apparaître de nouvelles vapeurs rutilantes.

L'eau du ballon contient, après quelque temps, beaucoup d'acide sulfurique, comme l'on peut s'en assurer avec l'eau de baryte.

Purification de l'acide commercial. — L'acide sulfurique, tel que le commerce le livre, est loin d'être pur. Cette circonstance n'empêche pas ses emplois industriels; mais dans les laboratoires, il y a nécessité de le purifier, et c'est au moyen d'une distillation conduite avec soin qu'on y parvient.

Cette distillation n'est pas sans danger, à cause des soubresauts qu'éprouve le liquide visqueux lorsqu'il entre en ébullition. On les évite en plaçant la cornue *c* (fig. 107) dans une grille circulaire *g* dont le centre est libre et dont la galerie extérieure reçoit le charbon; de cette manière, l'acide est chauffé latéralement et non par dessous. Pour éviter les courants d'air froid qui pourraient fracturer la cornue, on recouvre celle-ci d'une enveloppe échancrée en tôle *d*. On ne refroidit aucune partie de l'appareil, pour lequel, d'ailleurs, on n'emploie ni luts ni bouchons, afin de ne pas colorer l'acide.

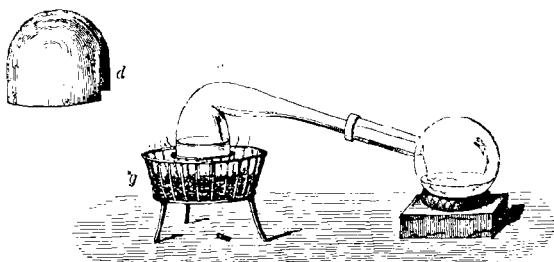


Fig. 107. — Appareil pour la distillation de l'acide sulfurique.

L'acide pur ne laisse aucun résidu par son évaporation dans une capsule de porcelaine ou de platine. Il ne se trouble pas par son mélange avec l'esprit-de-vin rectifié.

Composés du soufre et de l'hydrogène. — Le soufre s'unit, à l'état naissant, en deux proportions différentes avec l'hydrogène, et donne lieu : à un sulfure gazeux, qui est plus connu sous les noms d'*hydrogène sulfuré* et d'*acide sulfhydrique*, et à un bisul-

fure liquide. Ce dernier n'ayant qu'un intérêt purement scientifique, je ne m'occuperai que du premier.

Acide sulfhydrique. — Ce composé caractérisé essentiellement par son odeur infecte, d'où lui vint son premier nom d'*air puant*, n'a été isolé et étudié comme corps distinct que de 1773 à 1777 par Rouelle le jeune et Scheele. C'est Berthollet qui, le premier, en 1794, le rangea dans la classe des acides; on le nomma pendant longtemps *acide hydrosulfurique*.

Sa composition est fixée ainsi qu'il suit :

	En centièmes.	En équivalents.	En volumes.
Soufre.	94,18	1 équiv. = 16	$\frac{1}{3}$ de vol.
Hydrogène. . . .	5,82	1 équiv. = 1	2
	<hr/>	<hr/>	<hr/>
	100,00	1 équiv. = 17	2 volumes.

La formule HS correspond donc à 2 volumes de gaz.

État naturel. — Cet acide est toujours libre dans la nature, mais il ne s'y trouve jamais en grande quantité. Il existe dans quelques eaux sulfureuses. Il se dégage d'une manière permanente des entrailles de la terre, dans les localités volcaniques, dans les solfatares, où il constitue ce qu'on appelle les *fumerolles*; ce sont des traînées plus ou moins visibles de fumée provenant de la précipitation de la vapeur d'eau et du soufre très-divisé qui résultent de la décomposition par l'oxygène atmosphérique du gaz acide sulfhydrique qui sort de terre au travers de petites fentes souvent imperceptibles du sol.

Partout, autour de nous, le même gaz se produit et se dégage au sein de l'atmosphère; cela tient à ce que le soufre entrant dans la composition de presque toutes les matières organiques, lorsque celles-ci viennent à se putréfier, il se forme aux dépens de leurs éléments une certaine quantité d'hydrogène sulfuré qui prend la forme de gaz. Les fosses d'aisance, les tas d'immondices et de fumier, la vase des marais et des fossés, les égouts, en exhalent constamment. L'odeur fétide que répandent les œufs pourris est due à ce gaz acide. Il se forme encore dans les intestins de l'homme et des animaux à la suite du travail de la digestion.

Il y a donc toujours, d'après cela, de petites quantités d'hy-

drogène sulfuré dans l'air qui nous entoure, et cela nous explique la coloration brune que prennent les peintures à l'huile, l'altération des métaux au bout d'un certain temps. C'est bien certainement à cet hydrogène sulfuré atmosphérique qu'il faut rapporter l'origine du soufre qu'on rencontre dans les plantes.

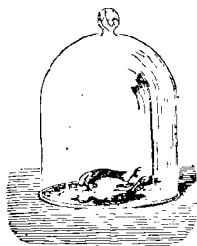


Fig. 108. — Mort instantanée d'un oiseau dans un air contenant un peu d'hydrogène sulfuré.

Son odeur est tellement intense qu'un millionième suffit pour rendre l'air infect.

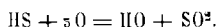
Caractères distinctifs. — Ce n'est pas un gaz permanent, puisqu'on peut le liquéfier et même le solidifier en masse blanche et translucide.

Il est à peine plus lourd que l'air. Densité = 1,19.

Il rougit légèrement le tournesol.

Il est si délétère, qu'il tue les animaux presque aussi rapidement que la foudre. Il suffit que l'air en renferme un quinze-centième de son volume pour qu'un oiseau y périsse instantanément (fig. 108); un huit-centième donne la mort à un chien de moyenne taille, un deux-centième à un cheval.

Il éteint les corps en combustion, mais il prend feu dans l'air au contact d'une bougie et brûle avec une flamme bleuâtre (fig. 109), en répandant alors l'odeur de l'acide sulfureux. C'est qu'en effet il se trouve converti, dans cette circonstance, en eau et en acide sulfureux :



Son mélange avec le double d'oxygène détone assez violemment par l'approche d'une bougie ou l'arrivée d'une étincelle électrique.

Quand on opère dans une cloche étroite, une portion du soufre

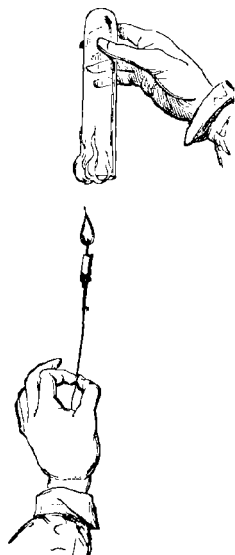
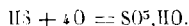


Fig. 109. — Inflammation de l'hydrogène sulfuré par la bougie.

se dépose en poudre jaune sur ses bords, parce que la quantité d'air étant insuffisante, l'hydrogène seul brûle entièrement, comme plus combustible que le soufre.

En présence des corps poreux et à une température de + 40 à 50°, l'acide sulfhydrique éprouve une oxydation plus complète de la part de l'air humide; il se trouve converti en eau et en acide sulfurique :



Ce phénomène se produit dans une infinité de circonstances naturelles, auprès des sources minérales sulfureuses (Enghien, Allevard, Bagnères-de-Luchon, etc.); mais nulle part il n'est plus apparent qu'aux bains d'Aix en Savoie, ainsi que M. Dumas l'a constaté. Les rideaux qui, dans les piscines de cet établissement thermal, servent à isoler les malades, s'imprègnent en quelques semaines d'une si grande quantité d'acide sulfurique, que la toile en est profondément altérée, si bien qu'elle tombe en poussière au moindre frottement, si l'on n'a pas le soin de la laver fréquemment. Les vapeurs des eaux d'Aix ne contenant que de l'hydrogène sulfuré, il est bien évident que c'est à l'oxydation de ce gaz, au contact du linge qui fait office de corps poreux, qu'il faut rapporter la production de l'acide sulfurique qui attaque et ronge le tissu végétal.

L'acide sulfhydrique est peu soluble dans l'eau, puisque celle-ci n'en dissout guère que 5 fois son volume. Elle en acquiert l'odeur et la saveur, mais elle s'altère rapidement au contact de l'air, parce que l'oxygène brûle l'hydrogène du gaz et fait déposer le soufre. Voilà pourquoi cette dissolution est toujours un peu trouble.

Il attaque et noircit la plupart des métaux à la température ordinaire. Cela dépend de ce que le soufre qu'il contient se combine avec eux et donne lieu à des composés noirs qu'on appelle *sulfures*. Voilà donc pourquoi dans nos demeures, où il y a constamment des dégagements d'hydrogène sulfuré, l'argenterie, la batterie de cuisine, les vases en plomb et en étain, les lambris peints à l'huile, les tableaux, se noircissent avec le temps. Vous avez tous remarqué sans doute que les vases d'argent, les fourchettes brunissent au contact des œufs cuits; c'est là encore un

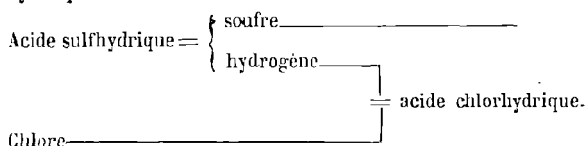
effet dû à l'hydrogène sulfuré dont les œufs émettent de petites quantités pendant la cuisson.

Lorsque les métaux sont en dissolution dans les acides, ce gaz agit sur eux encore plus rapidement et les précipite sous forme de poudres colorées qui consistent en sulfures métalliques.

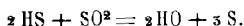
C'est à l'aide de dissolutions métalliques incolores, qu'on peut, par l'action du gaz sulfhydrique, faire apparaître, comme par magie, de l'écriture sur des papiers qui n'offrent à l'œil aucun caractère. C'est là le secret des prétendus sorciers qui disent la bonne aventure sur les places publiques. Ils plongent dans un vase contenant un peu de gaz sulfhydrique, qu'on ne voit pas, des papiers blancs sur lesquels ils ont tracé à l'avance leurs oracles avec une dissolution légère d'un sel de plomb. A l'instant même, le gaz exerçant son action sur les parties du papier qui ont été imprégnées du sel métallique, produit du sulfure de plomb qui apparaît avec sa couleur brune.

Il est très-facile de faire disparaître l'hydrogène sulfuré répandu dans un air limité et de se mettre ainsi à l'abri de sa funeste action. Un peu de chlore ou d'acide sulfureux, introduit dans l'endroit infect, suffit pour cela.

Le premier de ces gaz, en raison de sa grande affinité pour l'hydrogène, détermine immédiatement la décomposition de l'hydrogène sulfuré, en précipitant son soufre et formant de l'acide chlorhydrique :



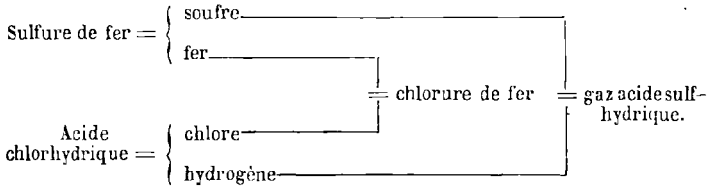
Quant à l'acide sulfureux, dès que les gaz sont humides, il provoque la destruction de l'hydrogène sulfuré et disparaît lui-même, en formant de l'eau, tandis que le soufre de l'un et de l'autre se dépose, ainsi que l'équation suivante le démontre :



Préparation. — Le plus simple des procédés pour obtenir le gaz sulfhydrique, et il y en a beaucoup, consiste à faire réagir, à

la température ordinaire, de l'acide chlorhydrique étendu de son volume d'eau sur du sulfure de fer en morceaux. On opère dans l'appareil à hydrogène (fig. 110). On reçoit le gaz qui se produit en abondance, soit sur la cuve à mercure, soit dans un appareil de Wouff, quand on veut avoir la dissolution.

La légende suivante donne la clef de cette réaction :



Soit en équivalents. $\text{FeS} + \text{HCl} = \text{FeCl} + \text{HS}$.

Le chlorure de fer formé se retrouve dans l'eau du flacon.

Usages. — L'acide sulfhydrique est un des réactifs les plus souvent employés dans les laboratoires, pour distinguer les uns des autres les métaux dissous dans les acides.

Quoique son action sur l'économie animale soit si meurtrière, on a su obtenir de son emploi habilement dirigé des effets heureux pour la santé. On en fait souvent usage pour imiter certaines eaux minérales sulfureuses.

A l'état de gaz, on peut l'employer avec un grand succès à la destruction des animaux nuisibles qui terrent ou se retirent dans des trous plus ou moins profonds, tels que taupes, mulots, fouines, blaireaux, rats, renards, guêpes, etc. Il suffit de faire arriver dans ces trous une suffisante quantité de gaz hydrogène sulfuré pour les asphyxier très-rapidement.

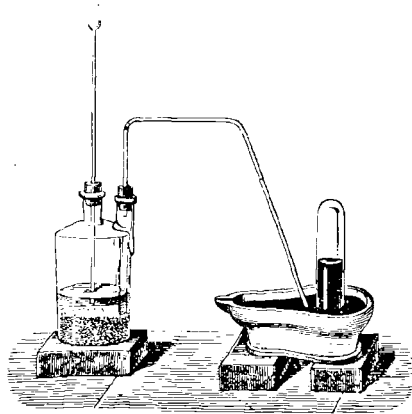
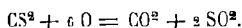


Fig. 110. — Préparation du gaz acide sulfhydrique.

Composés du soufre et du carbone. — Bisulfure de carbone. — Il y a deux sulfures de carbone; un seul a reçu des applications, surtout comme dissolvant des corps gras et du caoutchouc; c'est le bisulfure, CS_2 , contenant 84 pour 100 de soufre et 16 de carbone.

Il est sous la forme d'un liquide incolore, très-mobile, ayant une odeur infecte de choux pourris et une saveur âcre et brûlante. Il bout à $+ 48^\circ$, et comme sa vapeur a une grande force d'expansion, que d'un autre côté, il est éminemment combustible, son manquement n'est pas sans danger. Il brûle avec une flamme bleue, en se convertissant en acides carbonique et sulfureux; en effet :



Il est plus dense que l'eau (1,271); il n'y est pas soluble, mais il se dissout très-bien dans l'esprit-de-vin, l'éther et les huiles.

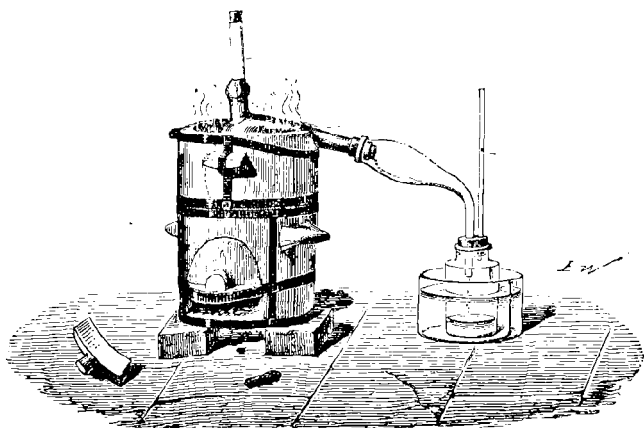


Fig. 111. — Préparation du sulfure de carbone.

C'est en calcinant des pyrites de fer avec du charbon que le chimiste allemand Lampadius découvrit ce composé en 1796. On l'obtient aujourd'hui en faisant tomber de temps en temps des fragments de soufre dans le fond d'une cornue en grès remplie de braise et maintenue au rouge dans un fourneau à réverbère (fig. 111). Le soufre vaporisé au milieu du charbon incandescent,

donne naissance au sulfure de carbone qui va se condenser dans un récipient entouré d'eau froide.

Dans cet état, le sulfure est jaune, parce qu'il a entraîné du soufre en dissolution; on l'en débarrasse par une distillation au bain-marie dans une cornue de verre (fig. 142).

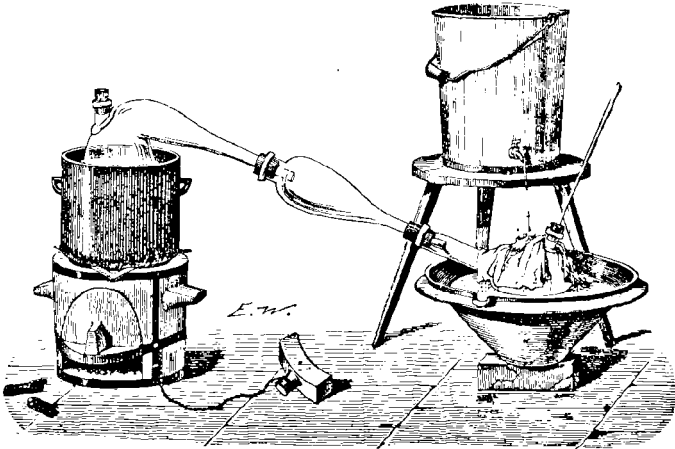


Fig. 142. — Rectification du sulfure de carbone par distillation au bain-marie.

Comme jusqu'à présent le sulfure de carbone n'a pu être solidifié, on l'emploie avec avantage pour construire des thermomètres destinés à indiquer de très-basses températures.

DU CHLORE.

Historique. — En 1774, l'un des plus grands chimistes de la Suède, Scheele, en étudiant une substance minérale dont la nature était encore inconnue et qu'on appelait *magnésie noire*, fut assez heureux pour découvrir du même coup trois corps simples nouveaux, à savoir : un métalloïde gazeux, le *chlore*, et deux métaux, le baryum et le manganèse ; ce dernier avait été confondu jusqu'alors avec le fer.

Seulement Scheele se trompa sur la véritable nature du chlore ; il le prit pour un acide particulier. Lavoisier, partageant la même erreur, lui imposa le nom d'*acide muriatique oxygéné*. Mais en 1811, les moyens d'analyse étant perfectionnés, Gay-Lussac et

Thenard, en France, sir H. Davy, en Angleterre, démontrèrent que le chlore est un véritable élément, pour lequel l'illustre physicien Ampère proposa le nom grec *chloros*, francisé, que tous les chimistes ont adopté. Ce nom rappelle sa couleur jaune verdâtre.

Préparation. — Voyons de suite comment on obtient cet élément à l'état de liberté.

On fait chauffer, dans un ballon de verre (*fig. 115*), 1 partie de *peroxyde de manganèse* réduit en poudre, et 4 à 5 parties d'acide chlorhydrique du commerce. L'action se détermine même à froid. Le chlore, mis en liberté, apparaît sous la forme d'un gaz jaune verdâtre, qu'on reçoit dans un vase bien sec, au fond duquel plonge le tube recourbé qui sert au dégagement. En raison de la plus grande densité du chlore, il se réunit à la partie inférieure du vase, pousse devant lui l'air qui remplit ce dernier, et finit par sortir au dehors ; on bouche alors le flacon qu'on remplace par un autre, et ainsi de suite.

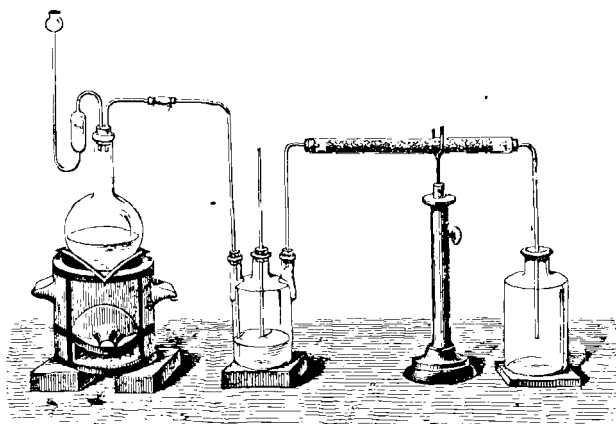
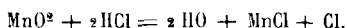
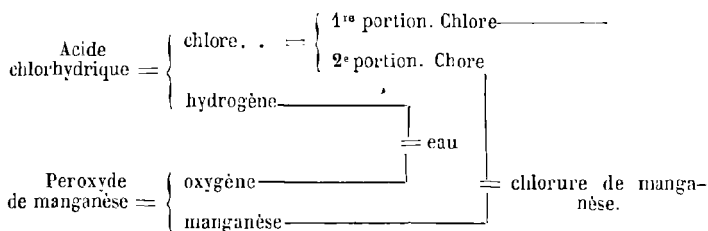


Fig. 115. — Préparation du chlore gazeux.

J'ajouterai que pour avoir le gaz aussi pur que possible, on le force à passer, au sortir du ballon, d'abord dans un flacon laveur contenant un peu d'eau pour retenir l'acide entraîné mécaniquement, puis au travers d'un tube horizontal rempli de fragments de chlorure de calcium fondu, qui le dessèche complètement.

La production du chlore dans cette opération bien simple à exécuter est très-facile à concevoir. L'acide et l'oxyde en présence se décomposent mutuellement; l'hydrogène du premier enlève au second tout son oxygène avec lequel il forme de l'eau; le chlore devient libre; une partie s'unit avec le métal pour former le *chlorure de manganèse* qui reste dans le ballon; l'autre partie s'échappe sous forme de gaz.

La légende suivante va vous aider à retenir cette réaction chimique :



Avec une centaine de grammes de peroxyde de manganèse, on obtient facilement plus de 30 litres de chlore.

On est obligé de recevoir ce gaz dans des flacons pleins d'air, parce que, d'une part, il est soluble dans l'eau, et que, de l'autre, il attaque le mercure et se combine avec lui.

La dissolution du chlore dans l'eau, qui est plus souvent employée que le gaz, s'obtient au moyen de l'appareil de Woulf.

Plus tard, je vous décrirai les appareils qui servent dans les fabriques pour se procurer de grandes quantités de chlore sous les deux états.

Caractères distinctifs. — Vous le savez, le caractère le plus saillant du chlore, c'est sa grande affinité pour l'hydrogène, affinité telle qu'il s'y combine immédiatement, dès qu'il le rencontre soit libre, soit combiné, pour former de l'acide chlorhydrique.

C'est là la cause pour laquelle il décompose l'eau, soit à froid, soit à chaud; qu'il détruit à froid les gaz ammoniac, hydrogène sulfuré et phosphoré; à froid et à chaud les hydrogènes carbonés; qu'il attaque toutes les matières organiques, colorées ou

non, inodores ou infectes ; de là, toutes les applications qu'on fait de cet élément pour blanchir, décolorer, désinfecter.

A cet égard, quelques développements ne seront pas inutiles.

Jusqu'ici je vous ai fait connaître trois corps qui ont la propriété d'enlever les couleurs aux liquides mis en contact avec eux : le *charbon*, le *gaz acide sulfureux* et le *chlore*. Leur action est toute différente.

En effet, le charbon s'empare des matières colorantes et s'y unit sans leur faire subir d'altérations sensibles ;

Le gaz acide sulfureux les fait disparaître, très-probablement en les désoxygénant ;

Le chlore les détruit en les déshydrogénant.

Du reste, de ces trois agents décolorants, c'est le chlore qui est le plus énergique et le plus général dans son action.

C'est l'illustre Scheele, comme je vous l'ai dit antérieurement, qui, le premier, découvrit cette puissante action décolorante du chlore ; mais c'est Berthollet qui, dès 1785, en entrevit toute la portée, et qui songea à l'utiliser pour le blanchiment des tissus végétaux.

Le procédé de Berthollet, répandu aujourd'hui dans toute l'Europe, est une des plus belles applications chimiques de la fin du dix-huitième siècle, qui a été si fécond en grandes inventions scientifiques et industrielles. Berthollet eût pu vendre son secret à haut prix ; il aima mieux publier gratuitement son nouveau mode de blanchiment, qui lui avait coûté tant de travaux et de dépenses pour le rendre pratique ; tout le profit qu'il en retira fut un petit ballot d'étoffes de coton blanchies par le chlore qu'un manufacturier anglais lui envoya en présent. Dans les ateliers, par un sentiment instinctif de reconnaissance, on appelle *Berthollet* la dissolution du chlore.

Je ne saurais appeler trop sérieusement votre attention sur les bons effets du chlore comme agent d'assainissement. Nulle autre substance n'est plus efficace pour faire disparaître, comme par enchantement, toutes les mauvaises odeurs répandues dans l'air.

Autrefois, pour se préserver des émanations susceptibles d'exercer une influence funeste sur la santé, pour empêcher les progrès du typhus et autres maladies contagieuses, pour désinfecter les lieux d'habitation, on n'avait recours qu'à des moyens insigni-

fians ou à de simples palliatifs qui masquaient le danger et ne le détruisaient pas. Ainsi, on faisait brûler des plantes aromatiques, du sucre, on employait des huiles essentielles, du camphre, les vapeurs du vinaigre. Ces substances sont encore souvent mises en usage ; mais leur emploi n'est guère propre qu'à rendre plus supportable le séjour dans un endroit malsain. Ces vapeurs aromatiques n'ont évidemment aucune action sur les miasmes ; elles ne les détruisent pas, elles ne font que dissimuler leur présence pour un temps très-court. Il n'y a vraiment que les fumigations de chlore qui puissent rendre à l'air sa pureté première.

On les pratique, en petit, au moyen de l'appareil imaginé par Guyton de Morveau et qui porte le nom d'*appareil permanent de désinfection*. Le voici (fig. 114).

C'est un flacon de cristal D, dans lequel on renferme 1 partie de peroxyde de manganèse en poudre fine et 4 à 5 parties d'acide chlorhydrique. Ce flacon est renfermé dans un étui de bois AAAA, dont le couvercle est traversé par une vis B ; mais le bouchon C, au lieu d'être cylindrique et tout à fait libre, comme dans les flacons ordinaires, est taillé en cône et reçu dans une ouverture analogue pratiquée dans le col du flacon qui est droit et très-épais. Au moyen de l'ajutage à l'aide duquel ce bouchon est fixé à la vis d'une manière solide, il s'enfonce dans l'ouverture du flacon et en sort à volonté.

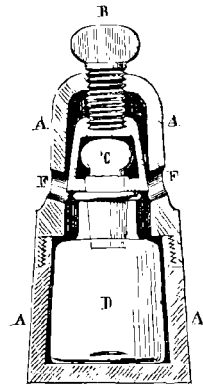


Fig. 114. — Appareil de Guyton de Morveau pour la désinfection.

Lorsqu'on veut faire une fumigation, on soulève le bouchon C en desserrant la vis B ; le chlore se dégage alors par les ouvertures latérales FF du couvercle. Si l'on veut interrompre ce dégagement, on redescend le bouchon. Quand le mélange est épuisé, on le renouvelle à peu de frais.

S'agit-il de pratiquer des fumigations dans un vaste local, un atelier, une salle de prison, de caserne, d'hôpital, la cale d'un vaisseau, etc., on met les matières dans une terrine de grès ou un poëlon de terre, placé sur un fourneau contenant des cendres chaudes. On ferme exactement le local, non habité, pendant vingt-

quatre heures, ou jusqu'à ce que le dégagement du chlore ait totalement cessé. On donne ensuite accès à l'air en ouvrant les portes et les croisées.

Pour désinfecter les vêtements ou les objets de coucher, on les suspend dans une pièce close où l'on dégage du chlore par le même moyen.

Chlorures décolorants et désinfectants. — Comme ces fumigations ont l'inconvénient, lorsqu'on les pratique dans des lieux qui ne peuvent être évacués, d'irriter les organes et de fortement incommoder, on les remplace maintenant avec avantage par des aspersions de liquides qu'on appelle vulgairement *chlorures de potasse, de soude et de chaux*.

Ces composés résultent de la combinaison de la potasse, de la soude et de la chaux avec le moins oxygéné des oxacides du chlore, l'*acide hypochloreux*. Ils doivent donc être appelés scientifiquement *hypochlorites* ; mais nous leur conserverons le nom de *chlorures*, sous lequel ils sont vulgairement connus.

On les obtient aisément en faisant passer, jusqu'à saturation, un courant de chlore gazeux dans une dissolution étendue de potasse, de soude, ou dans un lait de chaux placé dans de grandes cuves, ou dans de la chaux mouillée ou éteinte, contenue dans une chambre en maçonnerie.

Le chlorure de potasse n'est autre chose que l'*eau de Javelle* des blanchisseuses, si employée dans les ménages pour blanchir et détacher le linge. On lui donne quelquefois une teinte rose, qui n'ajoute rien à ses qualités, au moyen de quelques gouttes de la liqueur qui reste dans les vases où l'on prépare le chlore. Son nom lui vient de celui d'un petit village, près Paris, où, avant 1789, on le fabriquait déjà.

Le chlorure de soude, dite *Eau de Labarraque*, est principalement employé en médecine.

Quant au chlorure de chaux, indiqué en France par Descroisilles, pe Rouen, il fut introduit en Angleterre par G. Tennant, et préparé en grand, à l'état sec, en 1798, par Makintosh, sous les noms de *poudre de Tennant* et de *Knox, poudre de blanchiment*. Son usage ne fut adopté en France que longtemps après.

La fabrication des chlorures décolorants est aujourd'hui très-étendue, car ils ne remplacent pas seulement le chlore dans les

cas de désinfection et pour tous les emplois en médecine; ils lui sont aussi substitués pour le blanchiment des tissus, de la pâte à faire le papier, dans les fabriques d'indiennes. On consomme annuellement en France plus de 4,000,000 kilogrammes de chlorure de chaux solide.

Ce qui rend les chlorures préférables au chlore, c'est que l'odeur en est moins vive, moins suffocante; l'action en est lente, successive, continue, sans en être moins certaine, et peut être graduée à volonté; l'application en est simple; ils se conservent mieux et sont d'un transport plus facile.

Les chlorures ne se décomposent pas par eux-mêmes; ils n'abandonnent du chlore que quand ils sont en contact avec des acides, et l'acide carbonique que renferme l'air suffit pour produire cette décomposition.

Ils n'agissent sur les matières colorantes qu'autant qu'ils sont en présence de l'air ou d'un acide; alors ils les détruisent subitement.

C'est surtout avec ces chlorures, dont l'action est toujours plus facile à graduer que celle du chlore libre, qu'on peut aisément et promptement blanchir les vieilles estampes, restaurer les vieux livres, enlever les taches d'encre qui, très-souvent, diminuent la valeur de ces objets. On trempe ceux-ci dans une légère dissolution contenant tout au plus 1/100 de son poids de chlorure de chaux. Au bout de quelques minutes, on les lave à grande eau pour ôter toute odeur, et on fait sécher. Lorsqu'il s'agit d'opérer sur un livre, il faut nécessairement le découdre et le mettre en feuilles. Le chlore n'attaque aucunement l'encre d'imprimerie, l'encre lithographique, qui ont pour base des corps gras et du noir de fumée, et qui diffèrent beaucoup, sous ce rapport, de l'encre ordinaire.

Je n'en finirais pas si je voulais vous exposer tous les cas dans lesquels on peut mettre à profit les merveilleuses propriétés du chlore. Je vous apprendrai, en terminant ici son étude, que c'est le seul agent dont on puisse faire usage avec succès contre les asphyxies par l'hydrogène sulfuré et par les émanations qu'exhalent les fosses d'aisances. Dans ce cas, on trempe dans une faible dissolution de chlore, ou de chlorure de soude, une éponge ou un tampon de linge, qu'on place sous le nez du malade, jusqu'à ce qu'il soit revenu à la vie.

Enfin, rappelez-vous qu'il est avantageux de se frotter les mains, matin et soir, avec les mêmes liquides, lorsqu'on habite des lieux où se développent sans cesse des miasmes organiques; le chlore adhère aux mains, et l'on se trouve exposé, pendant tout le jour, à une faible émanation de ce gaz. C'est de cette manière que mon célèbre maître, Thenard, fit cesser les ravages d'une épidémie qui désolait, en 1815, une partie de la Hollande.

Acide chlorhydrique. — Le composé le plus important du chlore, c'est celui qu'il forme avec l'hydrogène, et que j'ai déjà signalé plusieurs fois sous le nom d'*acide chlorhydrique*.

Connu vaguement des alchimistes, ce n'est que vers la fin du dix-septième siècle qu'il a été étudié et décrit comme un composé distinct, sous le nom d'*esprit de sel*, par le chimiste allemand Glauber. Nommé plus tard *acide marin*, *acide muriatique*, noms dérivés du mot *muria*, qui, en latin, veut dire *eau salée*, *saumure*, qui rappellent son origine, puisqu'on emploie le sel marin pour l'obtenir, cet acide ne fut bien connu dans sa composition qu'à la suite des beaux travaux de Gay-Lussac, Thenard et Davy sur le chlore.

Composition. — Voici sa composition réelle :

	En centièmes.	En équivalents.	En volumes.
Chlore	97,26	1 équiv. = 55,5	2 vol.
Hydrogène	2,74	1 équiv. = 1,0	2 vol.
	<hr/>	<hr/>	<hr/>
	100,00	1 équiv. = 56,5	4 vol.

La formule HCl correspond donc à 4 volumes.

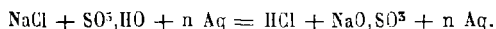
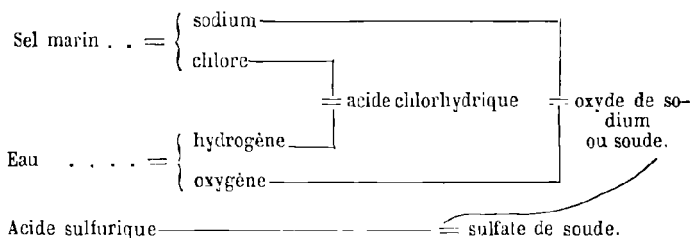
État naturel. — Cet acide se dégage incessamment des volcans, notamment du Vésuve, et se condense avec les vapeurs aqueuses, en formant alors des ruisseaux, des sources acides, quelquefois assez abondantes. On le connaît en dissolution dans les eaux de quelques rivières de l'Amérique méridionale qui sortent de terrains volcaniques; ces eaux en contiennent de 1 à 2 dix-millièmes.

Usages. — C'est un des acides les plus utiles, puisqu'il sert à la préparation du chlore et des chlorures décolorants, à celle du sel ammoniac et du sel d'étain, à l'extraction de la gélatine des os,

du gaz acide carbonique destiné à la fabrication des eaux gazeuses, à obtenir l'eau régale, ce dissolvant si général des métaux. On l'emploie encore pour faire disparaître les incrustations calcaires qui se déposent dans les conduits de distribution des eaux de sources, pour nettoyer les murs des édifices noircis par le temps, pour le blanchiment des toiles, comme aussi pour celui des soies destinées à la confection des blondes et des gazes.

Préparation. — Malgré cette multiplicité d'usages, il est rare qu'on prépare exprès l'acide chlorhydrique. Presque partout, on l'obtient comme produit secondaire d'une opération plus importante, la préparation de la soude artificielle. Les fabriques de soude produisent de si grandes quantités d'acide, que dans beaucoup de localités, comme à Marseille, par exemple, on ne se donne même pas la peine de le recueillir.

C'est du sel marin ou chlorure de sodium qu'on l'extrait, au moyen de l'acide sulfurique étendu d'eau. Je verse quelque peu de cet acide sur du sel marin ; immédiatement des vapeurs blanches très-acides apparaissent. Ces vapeurs sont produites par de l'acide chlorhydrique qui absorbe l'humidité atmosphérique. Cette production est le résultat de la décomposition de l'eau que contient l'acide sulfurique, ainsi que l'explique la légende suivante :



Ce qu'il est important de remarquer, c'est que le sel marin ne contient ni ne laisse dégager d'acide chlorhydrique, quand on le traite par un acide anhydre. Le chlore qu'il renferme se combine avec l'hydrogène de l'eau, et alors seulement l'hydracide prend naissance.

Vous concevez très-bien qu'en effectuant cette réaction de l'acide

sur le sel dans un ballon muni d'un tube recourbé, il sera possible de recueillir le gaz acide chlorhydrique sous des cloches pleines de mercure (*fig. 115*). C'est ce que l'on fait sous vos yeux

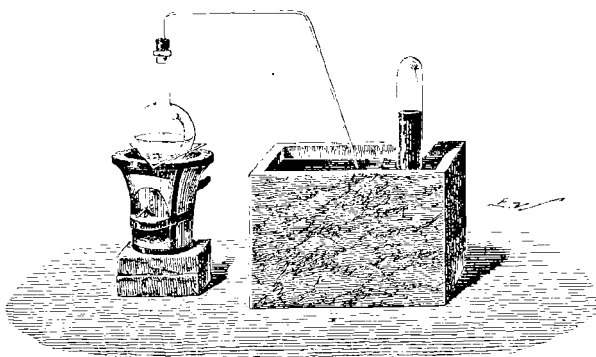


Fig. 115. — Préparation de l'acide chlorhydrique.

en ce moment. On a mis dans le ballon 3 parties de sel calciné et 3 parties d'acide sulfurique étendu de 4 partie d'eau. On ne recevra le gaz sous des cloches qu'après en avoir laissé perdre un litre environ, afin qu'il ne soit plus mélangé d'air. On reconnaît, du reste, qu'il en est ainsi lorsque le gaz est complètement absorbé par l'eau.

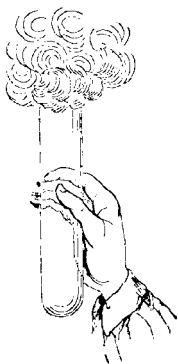


Fig. 116. — Cloche de gaz chlorhydrique ouverte dans l'air.

Nous verrons plus tard quels sont les appareils en usage dans les fabriques.

Caractères particuliers. — Ce gaz acide, répandant d'abondantes vapeurs blanches dans l'air humide (*fig. 116*), rougissant très-fortement la teinture de tournesol, a une odeur piquante qui excite la toux, et il est tellement délétère qu'il suffoque subitement les animaux qu'on plonge dans son atmosphère.

Sa densité est de 1,24. Il éteint les corps en combustion. On a pu le liquéfier, mais non le solidifier.

Il est indécomposable par la chaleur, inaltérable par l'air ou l'oxygène, à moins qu'il ne soit en présence de pierre ponce

chauffée au rouge; alors il se trouve converti en chlore et en vapeur d'eau.

Il est tellement soluble dans l'eau, qu'à 0 celle-ci en dissout 464 fois son propre volume; aussi peut-on répéter avec ce gaz la même expérience qu'avec le gaz ammoniac (*fig. 117*). La dissolution s'opère avec dégagement de chaleur, ce qui prouve qu'il se fait là une véritable combinaison chimique.

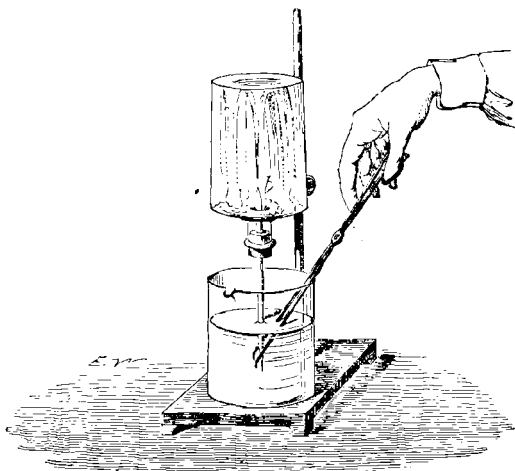


Fig. 117. — Absorption du gaz chlorhydrique par l'eau.

Cette dissolution saturée qui renferme 42 pour 100 d'acide réel, fume à l'air et bout à $+ 60^{\circ}$, en abandonnant une partie de son gaz. Mais, à une certaine époque, le dégagement s'arrête, et le liquide restant, qui est très-acide, bout à $+ 110^{\circ}$, et distille sans éprouver aucun changement (*fig. 118*). C'est alors un composé, un hydrate à proportions fixes, représenté par la formule $\text{HCl} + 16\text{H}_2\text{O}$.

Dans les laboratoires et dans l'industrie, c'est toujours cette dissolution qui est employée; on l'appelle *acide chlorhydrique liquide*; elle marque entre 22 et 25° à l'aréomètre. On s'en sert surtout pour dissoudre les métaux très-oxydables (fer, zinc, étain, etc.), qu'elle convertit en chlorures, avec dégagement d'hydrogène.

Eau régale. — Vous savez déjà que son mélange avec l'acide azotique constitue le liquide puissant que les alchimistes du moyen âge nommèrent *eau régale*, parce qu'ils s'en servaient pour dissoudre l'or, qu'ils qualifiaient du nom de *roi des métaux*.

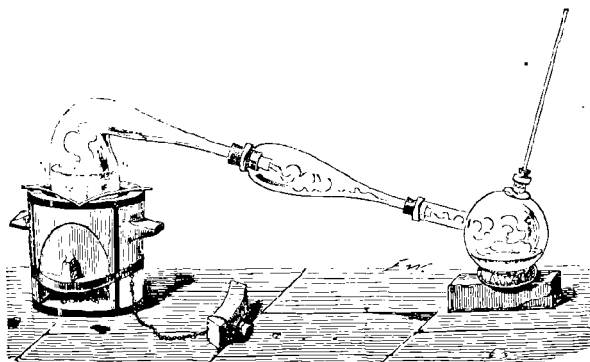
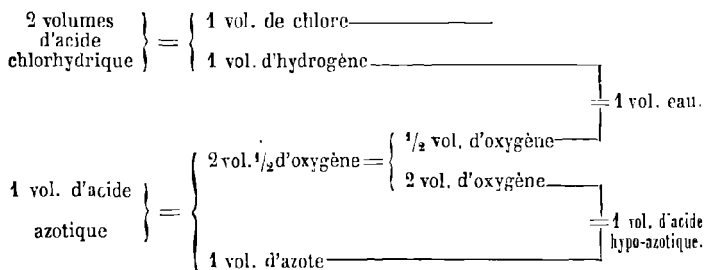


Fig. 118. — Distillation de l'acide chlorhydrique liquide.

Mais ce que vous ne savez pas encore, c'est que cette *eau régale*, faite le plus habituellement avec 1 partie d'acide azotique à 55° et 4 parties d'acide chlorhydrique à 22°, n'est pas un simple mélange des deux acides. Ceux-ci réagissent immédiatement l'un sur l'autre, de manière à donner naissance à de l'eau, du chlore et de l'acide hypo-azotique, ainsi que le montre la légende suivante :



Ce n'est qu'à la longue, toutefois, que les deux acides sont entièrement convertis en ces trois produits.

Cette eau régale a une couleur jaune rougeâtre : elle exhale

une forte odeur de chlore; elle agit avec violence sur les corps que l'acide hypo-azotique et le chlore attaquent isolément, et même sur beaucoup d'autres qui résistent à leur action, ainsi qu'à celle des acides azotique et chlorhydrique. Son action a lieu généralement à la température ordinaire; elle est accompagnée d'un dégagement considérable de vapeurs rutilantes (*fig. 119*).

Il n'y a que cinq métaux qui résistent à son action, à savoir :

Tantale.	Titane.	Rhodium.
Chrome.		Iridium.

A l'exception de l'argent, qu'elle attaque, mais ne dissout pas, tous les autres, même l'or, le platine, le palladium, insensibles à l'action des autres acides, s'y dissolvent en passant à l'état de *chlorures*. Si son action est plus vive et plus générale que celle du chlore isolé, cela tient uniquement à ce que celui-ci s'y trouve dans un grand état de condensation ou à l'état naissant.

L'eau régale est donc un des dissolvants les plus précieux. On s'en sert à chaque instant dans les arts, notamment dans les ateliers de teinture et d'impression sur tissus, dans les manufactures de porcelaine, pour faire ce qu'on appelle les *compositions d'é-tain* et pour dissoudre l'or.

Vous allez voir avec quelle rapidité ce dernier métal est attaqué et dissous. J'introduis quelques feuilles d'or dans ces deux fioles contenant l'une de l'acide chlorhydrique, l'autre de l'acide azotique. J'ai beau chauffer, pas une parcelle de métal ne disparaît; mais aussitôt que je verse le contenu de la première de ces fioles dans la seconde, la dissolution de l'or s'effectue, parce qu'il s'est fait de l'eau régale, et que le chlore, qui s'y est produit, possède à l'état naissant une action sur les métaux bien plus grande que sous toute autre forme. L'or est maintenant à l'état de *chlorure* dans la liqueur.



Fig. 119.

Action de l'eau régale sur les métaux.

DU PHOSPHORE.

Voici, sans contredit, le plus curieux de tous les corps simples combustibles, ainsi que vous l'avez pu entrevoir par ce que je vous en ai déjà dit dans le Cours de première année. Son affinité pour l'oxygène est telle, qu'il ne peut être mis en présence de l'air sans éprouver immédiatement une combustion lente ou rapide qui l'acidifie; voilà pourquoi on ne saurait le rencontrer dans la nature à l'état de liberté.

Historique. — Vous vous rappelez sans doute que sa découverte remonte à l'année 1669, et qu'elle est due à plusieurs chimistes de cette époque, notamment à Brandt et à Kunckel, qui le retirèrent de l'urine. Mais, jusqu'en 1769, ce corps resta fort rare et d'un prix très-élevé. Ce furent deux Suédois, Gahn et Scheele, qui parvinrent à l'extraire des os des animaux, avec beaucoup plus de facilité et d'abondance que de toute autre matière.

Je ne vous dirai pas comment on opère pour obtenir ce résultat, car vos connaissances chimiques ne sont pas assez avancées pour que vous puissiez bien comprendre le mode d'extraction dans sa pratique et dans sa théorie. Je remets à vous en parler à l'époque où il sera question des os.

État naturel. — Ce n'est pas seulement dans l'urine et les os qu'on rencontre le phosphore; il existe dans toutes les autres parties du corps des animaux, non pas libre, mais à l'état de combinaison. Il y est sous deux formes distinctes.

Tantôt il est principe accessoire des organes et sous forme de sels (*phosphates*), comme dans les urines, les os, la chair, le sang, le lait.

Tantôt il est principe essentiel et intimement uni aux quatre éléments constitutifs des matières animales, à savoir: l'oxygène, l'hydrogène, le carbone et l'azote. C'est ainsi qu'il se trouve dans la substance du cerveau et des nerfs, dans la laitance, le foie et les œufs des poissons, dans les œufs des oiseaux, dans certains mollusques, tels que les huîtres, dans les éponges, dans la fibre musculaire des animaux parfaits.

On rencontre aussi quelques-uns de ses composés dans les plantes et dans le règne minéral; mais ils sont moins communs que chez les animaux.

Propriétés caractéristiques. — Comme le carbone et le soufre, le phosphore est un corps polymorphe, et c'est de tous les corps simples celui qui présente, sous le rapport de la couleur, les modifications les plus nombreuses.

Ainsi, comme l'a observé d'abord Thenard, si l'on verse dans de l'eau très-froide du phosphore fondu et chauffé à $+70^{\circ}$, on obtient une masse d'un brun foncé dont la consistance est très-différente de celle du phosphore ordinaire.

Si l'on conserve ce dernier sous de l'eau privée d'air, il devient opaque et farineux à la lumière diffuse, tandis qu'à la lumière directe et vive du soleil, il se colore rapidement en rouge, sans perdre, toutefois, sa translucidité. Cette coloration rouge se produit encore sous l'alcool, les huiles et autres liquides, dans des gaz qui ne peuvent l'altérer chimiquement, tels que l'hydrogène, l'azote, et même dans le vide. Elle est accélérée par la lumière violette.

Ces modifications sont d'une nature purement physique, puisque le phosphore, noir, blanc ou rouge, redevient incolore par la fusion et un refroidissement lent.

Phosphore rouge. — C'est surtout sous l'influence d'une température prolongée comprise entre 230 et 250° , à l'abri du contact de l'air, que la conversion du phosphore ordinaire en phosphore rouge s'effectue d'une manière plus complète, ainsi que M. Schroetter, de Vienne, l'a montré en 1849.

L'appareil dont on se sert en grand pour préparer économiquement le *phosphore rouge*, dit aussi *phosphore amorphe*, est le suivant (fig. 120) :

La pièce principale est un cylindre en fonte C, qui fait office de cornue; on le remplit de phosphore ordinaire, puis on le ferme avec un couvercle qui s'adapte au moyen d'une vis de pression et qui est percé d'une tubulure, dans laquelle s'engage le tube recourbé E, à robinet, aboutissant dans du mercure *v*. Le cylindre C plonge dans un second vase en fonte B, rempli de sable, et ce dernier est entouré d'un bain d'alliage de plomb et d'étain contenu dans le vase A.

On chauffe d'abord lentement pour chasser l'air et l'eau; la température étant plus élevée, on voit apparaître des gaz qui s'enflamment à l'air après avoir traversé le mercure, et quand ils

cessent de se produire, on chauffe à 240° , et on maintient cette température pendant une dizaine de jours.

On a soin de chauffer le tube E avec une lampe *l* pour éviter qu'il ne s'obstrue. Quand l'opération est terminée, on ferme le robinet *r* pour empêcher le passage du mercure dans le cylindre C.

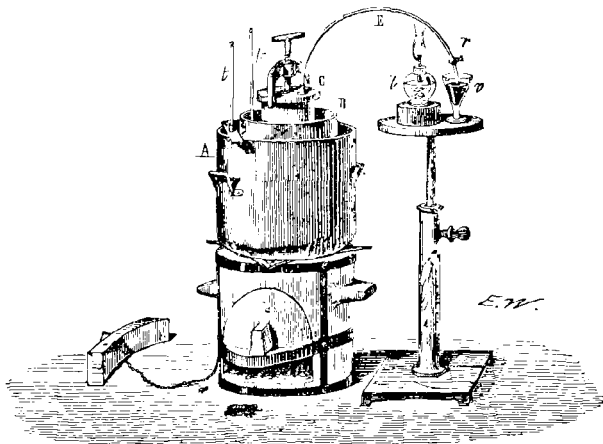


Fig. 120. — Préparation du phosphore rouge.

On trouve alors dans celui-ci une masse d'un rouge brun, qui est un mélange de phosphore ordinaire et de phosphore rouge; on le broie, et on le dépouille du phosphore non transformé en le lavant à plusieurs reprises avec du sulfure de carbone et avec une dissolution bouillante de soude caustique. On termine par des lavages à grande eau, et on fait sécher.

Vous allez voir, par le tableau suivant, combien les propriétés, même chimiques, du phosphore sont modifiées par cette action prolongée de la chaleur :

Phosphore ordinaire.	Phosphore rouge.
Densité 1,83.	Densité 1,96.
Odorant à l'air et phosphorescent.	Inodore et non phosphorescent.
S'acidifie promptement à l'air humide.	Est très-lent à s'acidifier à l'air humide.
Prend feu vers 60° .	Ne prend feu qu'à 260° .
Fusible à $44^{\circ},2$.	Non fusible.
Bout à 290° .	Ne bout pas.
Cristallise en dodécaèdres rhomboïdaux.	Amorphes.
Très-soluble dans le sulfure de carbone.	Insoluble dans le sulfure de carbone.

Attaqué par les solutions alcalines faibles. Non attaqué par les solutions alcalines.

Attaqué par l'acide azotique faible. Non attaqué par cet acide.

Se combine avec explosion au soufre à $+ 112^{\circ}$. S'y combine lentement vers 260° .

Très-vénéneux.

Sans aucune action toxique.

Chauffé à 260° le phosphore rouge repasse à l'état de phosphore ordinaire.

Nous verrons plus tard le parti avantageux qu'on peut tirer de l'inertie du premier.

Composés oxygénés du phosphore. — Il y a trois composés oxygénés du phosphore, tous acides, à savoir :

1^o *L'acide phosphorique*, PhO^3 , qui prend naissance dans la combustion vive du phosphore dans l'oxygène ou dans l'air.

2^o *L'acide phosphoreux*, PhO^2 , que se forme pendant la combustion lente du phosphore dans l'air humide; il est toujours accompagné dans ce cas d'acide phosphorique;

3^o *L'acide hypo-phosphoreux*, PhO , qui n'est produit que par l'action, à chaud, de la potasse ou de la soude sur le phosphore en présence de l'eau.

L'acide phosphorique est le seul qui mérite de nous arrêter un instant.

Quand on veut se le procurer, on pose sur une assiette, placée sur la cuve à mercure (fig. 124), une petite coupelle bien sèche, dans laquelle on met des morceaux de phosphore essuyés; on les allume, et on recouvre le tout d'une grande cloche en verre, dont on a préalablement desséché l'air en y laissant séjourner, pendant plusieurs heures, un morceau de chaux vive. Les flocons, légers et

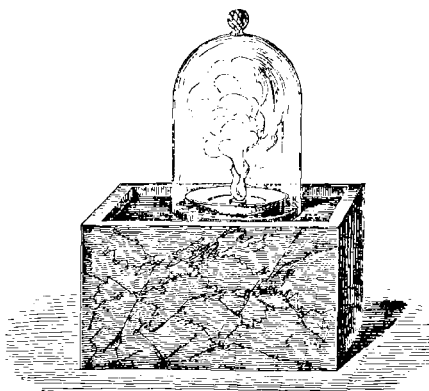


Fig. 124. — Préparation de l'acide phosphorique anhydre.

blancs d'acide phosphorique formé, se déposent sur l'assiette et les parois de la cloche. Lorsque la combustion cesse, par suite de

l'absorption de l'oxygène de l'air, on enlève la cloche, on rassemble rapidement les flocons, et on les renferme dans un vase sec et un peu chaud qu'on ferme hermétiquement.

Cet acide est tout à fait privé d'eau, ou, comme on le dit, *anhydre*, mais pour peu qu'il soit laissé au contact de l'air pendant quelques instants, il s'humecte, et chaque flocon se réduit en une gouttelette liquide. Projeté dans l'eau, il produit, en s'y dissolvant, beaucoup de chaleur et un sifflement analogue à celui qu'occasionne l'immersion d'un fer rouge dans l'eau froide.

On tire parti, à chaque instant, dans les laboratoires, de cette grande affinité de l'acide phosphorique pour l'eau; on l'emploie pour dessécher les gaz et priver d'eau certains liquides de nature organique, notamment les carbures d'hydrogène.

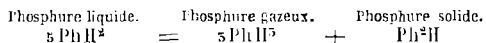
Cet acide est très-stable, et ce qu'il offre de particulier, c'est qu'en se combinant intimement à un, deux et trois équivalents d'eau, il constitue, pour ainsi dire, trois acides distincts, au moins par certaines propriétés spéciales; aussi leur donne-t-on des noms différents; voici les formules et les noms de ces acides :

PhO^5	acide phosphorique anhydre.
PhO^5, HO	— métaphosphorique.
$\text{PhO}^5, 2\text{HO}$	— pyrophosphorique.
$\text{PhO}^5, 5\text{HO}$	— phosphorique ordinaire.

De ces trois hydrates d'acide phosphorique, un seul conserve énergiquement l'eau qu'il renferme, c'est l'*acide métaphosphorique*, à moins qu'on ne le mette en présence des bases.

Composés du phosphore et de l'hydrogène. — Des trois composés que forme le phosphore avec l'hydrogène, l'un est gazeux, permanent, d'odeur d'ail, de la formule PhH^3 ; un autre est liquide, spontanément inflammable à l'air, PhH^2 ; le troisième est solide, jaune, moins combustible que les deux autres; sa formule est Ph^2H .

C'est le phosphore liquide qui donne au gaz hydrogène phosphoré la propriété de s'enflammer spontanément à l'air, puisque ce gaz fortement refroidi, perd cette propriété en déposant du phosphore liquide, composé si instable qu'exposé à la lumière, il se dédouble aussitôt en phosphore gazeux et en phosphore solide :



Les deux premiers composés se produisent simultanément dans

les circonstances naturelles que je vous ai indiquées l'année dernière¹, et vous devez vous souvenir que c'est en faisant bouillir de la lessive de potasse ou de soude avec des fragments de phosphore qu'on les crée artificiellement (fig. 122). C'est Gengembre qui, en 1793, découvrit, de cette manière, cet hydrogène phosphoré spontanément inflammable qu'il nomma *gaz phosphorique*.

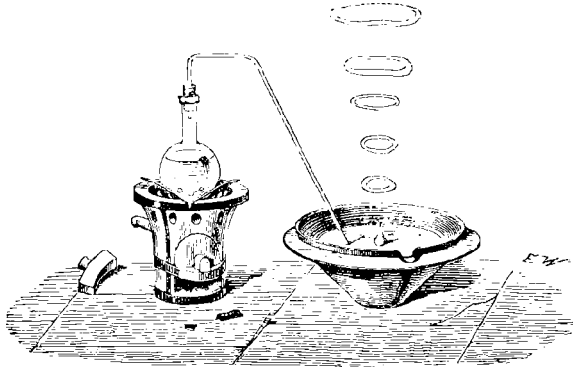


Fig. 122. — Préparation du gaz hydrogène phosphoré.

Il y a une autre manière de se procurer ce gaz, qui est bien faite pour surprendre étrangement les personnes qui ne sont pas initiées aux réactions si curieuses de la chimie. Qu'on jette dans un verre plein d'eau, ainsi que je le fais (fig. 125), quelques petits fragments du composé solide et noirâtre que nous désignons sous le nom de *phosphore de calcium*, parce qu'il résulte de l'union du phosphore avec le métal de la chaux, presque aussitôt de l'hydrogène phosphoré se produit et monte à la surface de l'eau sous forme de petites bulles qui crèvent en prenant feu. Il en résulte une succession d'éclairs ou de lames de feu, qui ne cessent d'apparaître que lorsque tout le phosphore de calcium est détruit.

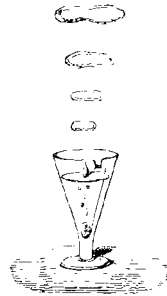


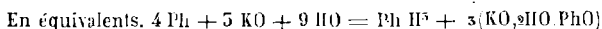
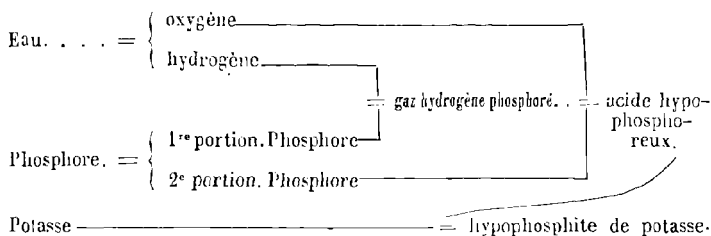
Fig. 125. — Décomposition du phosphore de calcium par l'eau.

Peu de temps après la découverte de ce composé métallique,

¹ Voir *Première année du cours*, p. 82.

Schmeisser, professeur de chimie à Hambourg, se trouvant à Londres, fit voir dans une leçon publique la décomposition de ce corps par son immersion dans l'eau, et la combustion spontanée du gaz hydrogène phosphoré qui en provient. « Il faudra, s'écria un des spectateurs, renvoyer tous ces Allemands, sans quoi ils finiront par mettre le feu à la Tamise ! »

La production de l'hydrogène phosphoré dans les deux expériences que je viens de pratiquer s'explique aisément par la décomposition de l'eau. Son hydrogène s'unit à du phosphore pour former le gaz inflammable; quant à son oxygène, il se porte sur le restant du phosphore et le change en un acide peu oxygéné, qu'on appelle *acide hypo-phosphoreux*. Cet acide se combine, à mesure qu'il se produit, avec la potasse ou avec le calcium oxydé par l'eau, et il en résulte un sel qui prend le nom d'*hypophosphite de potasse* ou de *chaux*. La légende suivante va vous faire mieux comprendre cette réaction :



Usages du phosphore. — Indépendamment de ses emplois fréquents dans les laboratoires pour faire l'analyse de l'air, préparer l'acide phosphorique et les autres composés dont il est le radical, le phosphore a deux autres applications qui ont porté le chiffre de sa production annuelle, en France, à plus de 60 mille kilogrammes; je veux parler de la fabrication des *allumettes chimiques* ou à *friction*, et de la *pâte à tuer les rats*.

Ce n'est pas le moment de décrire l'industrie si importante des allumettes chimiques; mais je vous dirai, en quelques mots, comment on prépare les *boulettes au phosphore* ou la *mort aux rats* nouvelle, si nécessaire dans la plupart de nos habitations.

On fait cuire 750 grammes de farine de blé ou de seigle avec

autant d'eau, et, dans l'empois chaud, on ajoute 8 grammes de phosphore coupé par morceaux. On remue jusqu'à ce que ce corps soit fondu et bien incorporé dans la masse, et alors on y mélange 180 grammes de beurre fondu ou de lard divisé et 125 grammes de cassonade. On divise ensuite la pâte consistante en petites boulettes qu'on roule dans de la farine.

Les rats et les souris, qui maugent avidement ces boulettes, éprouvent des ballonnements et ne tardent pas à succomber.

DE L'ARSENIC.

L'arsenic, qui a tant d'analogie avec le phosphore par ses propriétés chimiques et qui, par ses caractères extérieurs, ressemble plus à un métal qu'à un métalloïde, est vénéneux au plus haut degré sous toutes les formes qu'il revêt ; néanmoins plusieurs de ses composés jouent un rôle important dans l'industrie, voire même en médecine.

Composés de l'arsenic.—Ainsi, de ses deux acides, l'un, l'*acide arsénieux* (arsenic blanc), AsO^3 , sert à combattre les fièvres intermittentes rebelles, à guérir les cancers, diverses maladies de la peau, puis dans les verreries à blanchir la pâte du verre, en agriculture pour le *chaulage* des grains ; enfin, dans les cabinets d'histoire naturelle, à conserver tous les objets de nature animale ;

L'autre, l'*acide arsénique*, AsO^5 , est un agent fort utile aux imprimeurs sur tissus et aux teinturiers, et dans ces derniers temps il est devenu la matière première de la production de magnifiques couleurs, au moyen de plusieurs dérivés du goudron des usines à gaz, notamment du *rouge d'aniline*.

Les deux sulfures de l'arsenic, l'un rouge, nommé *réalgar*, AsS^2 , l'autre jaune, appelé *orpiment*, AsS^3 , sont employés dans la peinture à l'huile, dans l'impression des toiles, pour la confection de pâtes ou de savons dépilatoires, dans la pyrotechnie, etc.

Tous les composés de l'arsenic sont reconnaissables à la forte odeur d'ail, aux fumées blanches qu'ils répandent quand on les grille au contact de l'air sur des charbons rouges, et à ce que, calcinés dans un petit tube, avec un mélange de charbon et de carbonate de soude sec, ils fournissent de l'arsenic libre qui va se subli-

mer dans la partie supérieure *a* (fig. 124) de ce tube et y former un anneau miroitant gris d'acier, d'aspect métallique.

Arséniure d'hydrogène. — Un autre moyen, encore plus com-

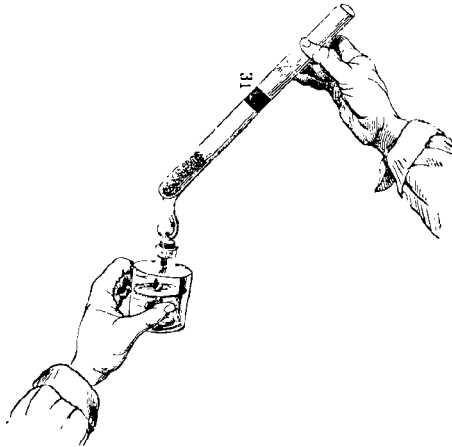


Fig. 124. — Essai des composés arsenicaux.

mode et qui permet de reconnaître les plus petites traces d'arsenic dans un mélange quelconque, consiste à introduire le composé arsenical (excepté cependant s'il est à l'état de sulfure), dans un appareil à hydrogène en fonction.

Ce gaz, à l'état naissant, s'empare de l'arsenic, avec lequel il forme un composé gazeux analogue à l'hydrogène phosphoré, et qu'on appelle *hydrogène arsénié*.

Ce gaz, AsH^3 , incolore, d'odeur alliagée, brûle avec une flamme blafarde, volumineuse, répandant des vapeurs blanches

d'acide arsénieux et laissant déposer sur les corps froids qu'on place sur elle un dépôt brun et brillant d'arsenic (fig. 125).

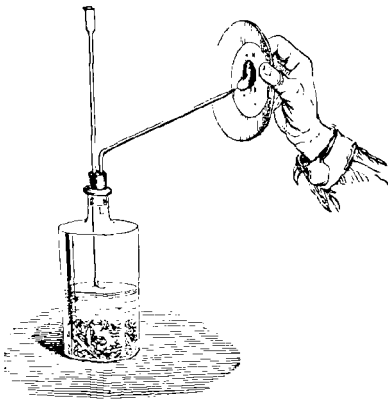


Fig. 125. — Production du gaz hydrogène arsénié.

Ces taches se forment parce que, dans l'intérieur de la flamme, le gaz est décomposé par la chaleur et abandonne de l'arsenic qui, ne trouvant pas d'oxygène pour sa combustion, se dépose sur la surface froide et blanche d'une soucoupe de porcelaine qu'on

place directement sur la flamme (fig. 126).

Il en serait de même si l'on faisait passer le gaz sortant de l'appareil dans l'intérieur d'un tube chauffé au rouge dans un de ses points; seulement, dans ce cas, l'arsenic s'attacherait, un peu au delà de ce point, aux parois du tube, sous la forme d'un anneau brun et brillant, comme on le voit en *g* dans la figure 127.

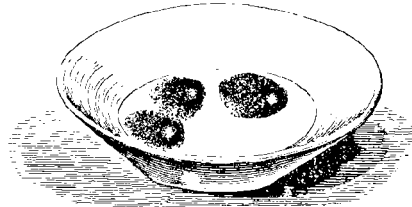


Fig. 126. — Soucoupe de porcelaine couverte de taches d'arsenic.

Appareil de Marsh.

— Dans cet appareil, le tube de dégagement

porte une petite boule *b*, remplie de coton, qui a pour effet de retenir l'eau et les portions de liqueur que le gaz entraîne avec lui; il s'engage ensuite dans un autre *c*, plus large, rempli d'amiante, destinée à arrêter toutes les matières étrangères en suspension. Le tube *de*, plus étroit et assez long, effilé à son extrémité *e*, est enveloppé d'une feuille de clinquant sur une partie de sa longueur *dg*. C'est cette partie que l'on chauffe au rouge pour décomposer l'hydrogène arsénié.

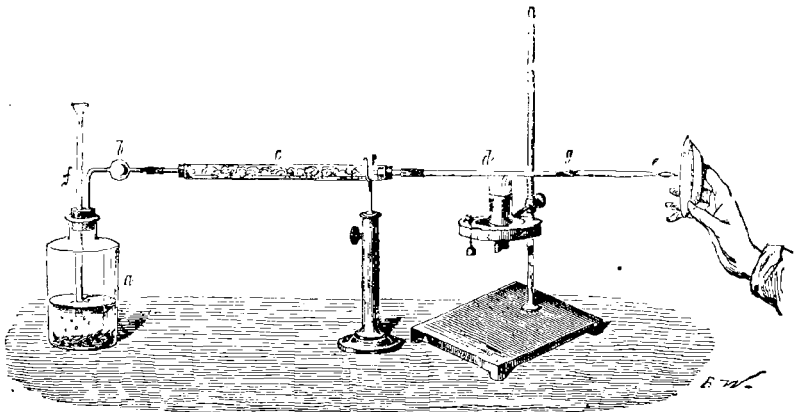


Fig. 127. — Appareil de Marsh perfectionné.

Ce sont ces appareils et la méthode de les faire fonctionner qui constituent ce qu'on appelle le *procédé de Marsh*, pour la recherche de l'arsenic, dans les opérations de médecine légale. C'est

en 1836 qu'ils ont été imaginés par le chimiste anglais Marsh ; ils ont été aussitôt adoptés par tous les toxicologistes, à cause de la facilité qu'ils offrent pour découvrir les traces les plus minimes d'arsenic, moins d'un millionième, dans les matières suspectes.

Empoisonnements par l'arsenic. — Les empoisonnements par les composés de l'arsenic, notamment par l'acide arsénieux, sont malheureusement très-fréquents, parce que, d'une part, on peut se procurer très-aisément ce poison, et que, d'une autre, on en connaît généralement la puissance par suite de son usage, depuis le seizième siècle, à la destruction des souris et des rats. *L'acquetta di Napoli* et *l'acqua Toffana*, poisons célèbres à la fin du dix-septième siècle, en Italie, n'étaient autre chose qu'une solution d'acide arsénieux, à divers degrés de concentration¹.

On combat les redoutables effets de l'arsenic, au moyen de l'hydrate de peroxyde de fer, et surtout de la magnésie légèrement calcinée, qu'on fait boire en suspension dans l'eau. Ces antidotes agissent en entraînant l'acide arsénieux dans une combinaison insoluble qui, dès lors, n'a plus d'action sensible sur l'économie animale.

On reconnaît de suite la présence de l'acide arsénieux dans l'eau en y versant un excès d'acide sulfhydrique dissous, puis quelques gouttes d'acide chlorhydrique ; il se produit immédiatement des flocons d'un beau jaune (*sulfure d'arsenic*), qu'une addition d'ammoniaque fait disparaître sur-le-champ.

Préparation de l'acide arsénieux. — L'acide arsénieux du commerce nous arrive principalement d'Allemagne. On l'obtient en grillant, dans des fours à réverbère où l'air circule, les minerais arsénifères, et principalement le *fer arsenical* ou *mispickel*, mélange de sulfure et d'arséniure de fer. Les métaux étrangers passent à l'état d'oxydes, l'arsenic se change en acide arsénieux qui se volatilise dans une longue cheminée horizontale, ou dans une série de chambres de condensation, placées en étages *e, f, g,*

¹ La *Toffana*, fameuse empoisonneuse napolitaine, fit périr, dit-on, avec sa solution arsenicale, plus de six cents personnes. Soumise à la question en 1718 à Rome, elle déclara qu'elle ne communiquerait son secret qu'au pape et à l'empereur Charles VI, qui se trouvait alors en Italie. L'empereur le communiqua à son tour à Garelli, son médecin, qui lui-même s'empressa d'en faire part à son ami le chimiste Hoffmann, dont l'ouvrage publié en 1729 contient ce curieux renseignement.

h, i, k (fig. 128), où il se dépose en poudre blanche et fine, désignée par les ouvriers sous le nom de *fleurs d'arsenic*.

On raffine ce produit par une sublimation dans des cucurbites de fonte surmontées de tuyaux en fonte ou en tôle, sur lesquels l'acide arsénieux se condense et se concrète en masses compactes et vitreuses, qui sont mises dans le commerce sous le nom d'*arsenic blanc*.

Ce sont généralement des criminels condamnés à mort qui exécutent en Saxe, en Bohême, en Silésie, ces dangereuses opérations.

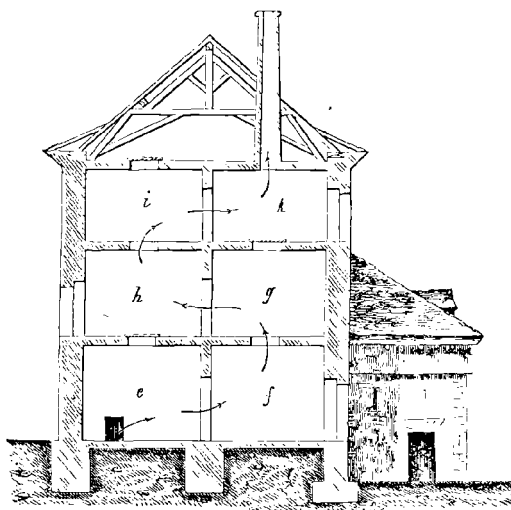


Fig. 128. — Chambre de condensation pour l'acide arsénieux.

Une des plus utiles applications de l'acide arsénieux à l'industrie, c'est celle que Gay-Lussac a imaginée, en 1835, pour déterminer la valeur commerciale des chlorures décolorants, c'est-à-dire leur richesse en chlore. Je vous en parlerai dans le Cours de quatrième année.

CHAPITRE IV

DES MÉTAUX

Classification. — Vous savez que, dans l'état actuel de nos connaissances, le nombre des métaux s'élève à cinquante. Il serait bien difficile de conserver le souvenir des faits nombreux qui composent l'histoire de chacun d'eux. Il y a donc nécessité de les disposer méthodiquement, en classes ou sections, d'après certains de leurs caractères faciles à constater et, dans tous les cas, comparables.

L'année dernière, je vous ai indiqué une classification pour ainsi dire empirique¹; en voici une autre plus scientifique puisqu'elle repose sur certains caractères physiques ou chimiques très-saillants; elle est d'un usage assez journalier.

On appelle :

Métaux nobles, ceux qui sont inoxydables directement, tels que l'argent, l'or, le platine, l'iridium;

Métaux alcalins, ceux dont les oxydes sont très-solubles dans l'eau et verdissent fortement le sirop de violettes, tels que le potassium, le sodium, le lithium, le thallium;

Métaux terreux, ceux dont les oxydes, insolubles dans l'eau, ont un aspect terreux, comme l'aluminium, le glucynium, le zirconium, le thorium, l'yttrium, l'erbium, le terbium, le cérium, le lanthane, le didymium, le niobium, le pélopium;

Métaux alcalino-terreux, ceux dont les oxydes, qui ont l'aspect terreux, sont sensiblement solubles et verdissent le sirop de violettes, mais moins énergiquement que les métaux alcalins; tels sont le baryum, le strontium, le calcium;

Enfin, on appelle **métaux proprement dits** tous les autres, qui ne sont pas compris dans les classes précédentes.

¹ Voir la première année du Cours, p. 162.

Mais la meilleure et la plus commode de toutes les classifications proposées pour l'étude des métaux, celle qui a été adoptée généralement, c'est celle que l'illustre Thenard a imaginée il y a une cinquantaine d'années.

Elle est fondée sur l'une des propriétés les plus importantes des métaux, à savoir leur affinité plus ou moins grande pour l'oxygène.

On l'évalue par différents moyens :

1° Par la manière dont ils se comportent à l'égard de l'oxygène libre ; les uns pouvant s'unir à lui à différents degrés de température pour se transformer en *oxydes* ; les autres étant, au contraire, inhabiles à s'y combiner dans les mêmes circonstances ;

2° Par la facilité plus ou moins grande avec laquelle la chaleur décompose ou *réduit*¹ les oxydes une fois formés ; les uns étant désoxygénés à des températures plus ou moins élevées, tandis que d'autres ne peuvent éprouver cet effet, à quelque température que ce soit ;

3° Par le mode d'action des métaux sur l'eau ou sur sa vapeur ; les uns pouvant la décomposer et s'emparer de son oxygène ; les autres n'exerçant aucune action sur elle dans quelque circonstance que ce soit ;

4° Par la manière dont ils réagissent sur le même liquide en présence des acides énergiques ; les uns opérant, dans ce cas, sa décomposition, et donnant lieu à un dégagement d'hydrogène, tandis que les autres ne peuvent produire ces résultats.

C'est en faisant usage de ces quatre caractères, qui permettent de mesurer assez bien la tendance relative des différents métaux pour l'oxygène, que Thenard les a groupés en six sections. Mais je dois vous avertir que tout en conservant les principes de ce maître, les chimistes modernes ont apporté certains changements dans les places assignées par lui à plusieurs métaux, si bien que le tableau suivant est un perfectionnement de la classification primitive :

¹ *Réduction* est le plus souvent, dans le langage des chimistes, synonyme de *désoxygénation*. On *réduit* un oxyde métallique, c'est-à-dire, qu'on le ramène à l'état de métal pur, soit en expulsant son oxygène à l'aide de la chaleur, soit en enlevant cet oxygène au moyen de certains corps qui ont une très-grande affinité pour lui, tels par exemple que l'hydrogène, le charbon, etc. Les corps qui agissent ainsi sur les oxydes sont désignés, d'une manière générale, par le nom d'*agents réducteurs*.

CLASSIFICATION DES MÉTAUX, D'APRÈS LES PRINCIPES DE THENARD.

1 ^{re} SECTION	2 ^e SECTION.	3 ^e SECTION	4 ^e SECTION	5 ^e SECTION	6 ^e SECTION
	Métaux qui absorbent l'oxygène à la température la plus élevée, et par conséquent dont les oxydes sont irréductibles par la chaleur.				
Décomposent l'eau même à 0°, avec une très-vive effervescence.	Décomposent l'eau au dessus de + 50°.	Ne décomposent plus l'eau qu'à la chaleur rouge sombre, ou à froid en présence des acides.	Ne décomposent plus l'eau qu'à la chaleur rouge sombre, et n'agissent pas sur elle en présence des acides; mais ils la décomposent en présence des acides; des bases énergiques.	Ne décomposent l'eau qu'au rouge blanc; sans action sur elle en présence des acides et des bases.	Ne décomposent l'eau dans aucune circonstance.
Potassium. Sodium. Lithium. Thallium. Cæsium. Rubidium. Baryum. Strontium. Calcium.	Manganèse. Magnésium. Zinc. Cadmium. — Yttrium. Erbium. Terbium. Thorium. Cérium. Lanthane. Didymium. Zirconium.	Fer. Nickel. Cobalt. Chrome. Vanadium. Glucinium. Uranium. Indium.	Aluminium. Tungstène. Molybdène. Osmium. Tantale. Titane. Etain. Antimoine. Niobium. Iuménium.	Cuivre. Plomb. Bismuth.	Mercure. Palladium. Rhodium. Ruthenium. Argent. Or. Platine. Iridium.

Caractères chimiques. — Le caractère chimique qui distingue particulièrement les métaux des métalloïdes est de former avec l'oxygène des combinaisons *basiques*, susceptibles de produire des sels en s'unissant aux oxacides.

Je n'ai pas à revenir ici sur l'action de l'oxygène sur les métaux, ni sur celle de l'eau, puisqu'il vient d'en être question suffisamment à propos de la classification. Retenez ce principe général, absolu : c'est qu'un métal n'est soluble dans l'eau ou dans un oxacide qu'autant qu'il est oxydé.

Action de l'air. — Mais il est une circonstance particulière que présente l'action de l'air sur les métaux. Dans quelques cas le produit auquel elle donne lieu est, non un oxyde pur, mais un carbonate plus ou moins hydraté, ce qui dépend de l'existence dans l'air libre de l'acide carbonique, de la vapeur d'eau et de l'absorption de ces deux corps par l'oxyde formé d'abord.

La couche verdâtre qui apparaît à la surface des statues de bronze et de tous les objets en cuivre, n'est autre chose que du carbonate hydraté de cuivre (*vert-de-gris*), produit de cette manière;

La couche blanche terreuse qu'on remarque sur le plomb des bassins, immédiatement au-dessus de la ligne d'eau, est du carbonate et de l'hydrate de plomb;

Le potassium, le sodium, le zinc, etc., que l'on chauffe au contact de l'air libre, donnent des oxydes qui sont toujours mêlés de carbonates.

A une température élevée, il n'y a que le potassium, le sodium, le lithium et le baryum qui absorbent tout à la fois l'oxygène et l'acide carbonique de l'air, par la raison que les carbonates des autres bases ne peuvent exister à de hautes températures.

Inflammation spontanée. — L'état d'agrégation des particules d'un métal a singulièrement d'influence sur son oxydabilité par le contact de l'air. C'est ainsi que le fer, le cobalt, le nickel, etc., qui, lorsqu'ils sont en masses denses n'éprouvent que très-peu d'altération par l'air ou l'oxygène, à la température ordinaire, s'enflamment spontanément et s'oxydent lorsqu'ils sont dans un grand état de division et que leurs particules sont elles-mêmes très-poreuses. Presque tous les métaux réduits par l'hydrogène, même le cuivre, sont *pyrophoriques*, en raison de leur

grande division, d'après Magnus, et ce phénomène s'explique comme l'inflammation spontanée du charbon très-divisé des poudreries.

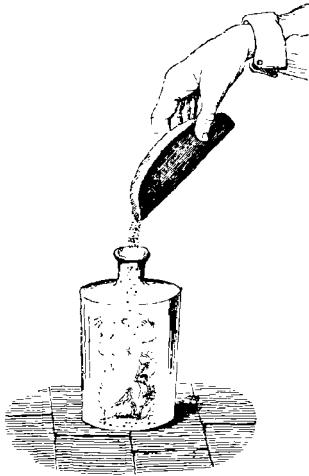


Fig. 129. — Inflammation du bismuth et de l'antimoine pulvérisés dans le chlore gazeux.

Action des métalloïdes. — Il en est des autres métalloïdes comme de l'oxygène; ils ne manifestent pas la même tendance pour tous les métaux indistinctement. S'il en est, en effet, qui peuvent s'unir avec presque tous ces corps et former des composés à proportions définies, il en est d'autres aussi qui ne paraissent pouvoir se combiner qu'avec un petit nombre d'entre eux, jamais ou presque jamais d'une manière directe, et souvent sans suivre de proportions déterminées.

On peut donc faire deux groupes distincts des métalloïdes, d'après cette manière d'être :

1. Métalloïdes ne s'unissant qu'à quelques métaux, rarement d'une manière directe :

Hydrogène.
Bore.
Carbone.
Silicium.
Tellure.
Azote.

2. Métalloïdes s'unissant à presque tous les métaux, et d'une manière directe :

Chlore.
Brome.
Iode.
Soufre.
Sélénium.
Phosphore.
Arsenic.

Le chlore, le brome, l'iode et le soufre sont surtout ceux qui agissent avec le plus d'énergie. La combinaison se fait toujours avec un fort dégagement de chaleur, souvent avec ignition, même à la température ordinaire pour quelques-uns. Ainsi :

Le chlore enflamme :

1° A la température ordinaire : Potassium, antimoine, bismuth (fig. 129).

2° A l'aide de la chaleur : Sodium, zinc, fer, étain, manganèse, cobalt, cuivre, mercure, etc.

Le brome enflamme à froid : potassium, étain, antimoine.

Le soufre s'unit avec lumière aux métaux de la 1^{re} et de la 5^e section.

Action des acides. — Vous savez, par ce que je vous en ai dit antérieurement, comment les principaux acides agissent sur eux. Ils les convertissent en *oxydes*, et par suite en *sels*, ou en composés binaires qu'on appelle *chlorures*, *sulfures*, etc. Voyons les caractères généraux de ces nouveaux produits.

DES OXYDES MÉTALLIQUES.

Tous les métaux peuvent se combiner directement (c'est le cas du plus grand nombre), ou indirectement avec l'oxygène, souvent même en plusieurs proportions, aussi le nombre des oxydes métalliques est-il assez considérable.

Classification. — Relativement à leur manière d'être et à leur composition, ces oxydes des métaux peuvent être répartis en cinq classes principales, à savoir :

1. Les *oxydes acides* ou *acides proprement dits*, c'est-à-dire ceux qui ont des propriétés manifestement acides, et qui, par conséquent, ne s'unissent pas aux acides des métalloïdes, mais se combinent, au contraire, avec les bases, formant des sels cristallisables avec plusieurs, notamment avec la potasse et la soude.

Le nombre de ces *acides métalliques* est assez restreint, puisqu'il n'y a guère que le manganèse, le chrome, le vanadium, le tungstène, le molybdène, le tantale, l'étain, l'antimoine, le titane, l'osmium, l'iridium, qui soient susceptibles de s'acidifier.

Ce qu'il faut surtout retenir, c'est que quand un métal peut former en même temps des composés oxygénés *acides* et *non acides*, ce sont toujours les premiers qui contiennent le plus d'oxygène, mais qui sont aussi les moins stables. Prenons pour exemple les oxydes du manganèse :

Protoxyde	Mn O	irréductible par la chaleur.
Sesquioxyde	Mn ² O ³	converti par la chaleur rouge en un oxyde double très-stable Mn ³ O ⁴ .
Bioxyde	Mn O ²	désoxygéné en partie par la chaleur rouge.
Acide manganique. . . .	Mn O ³	se décompose immédiatement dès qu'il devient libre.
Acide permanganique	Mn ² O ⁷	est désoxygéné à froid par le papier, les corps gras, les corps non saturés d'oxygène, etc.

2. Les *oxydes basiques*, ou plus simplement *bases*, sont ceux qui se combinent facilement aux acides, ou autrement dit qui neutralisent le mieux les propriétés de ces derniers, avec lesquels ils forment des sels définis, cristallisables. En général, ce sont tous les protoxydes contenant habituellement 1 équivalent d'oxygène pour 1 équivalent de métal.

Je citerai surtout, comme exemple, les protoxydes des métaux alcalins et alcalino-terreux, auxquels, dans le langage vulgaire, on donne des noms univoques qu'il est utile de connaître. Ainsi, au lieu de dire :

Protoxyde de potassium, ou dit.	<i>Potasse.</i>
— de sodium	<i>Soude.</i>
— de lithium.	<i>Lithine.</i>
— de baryum.	<i>Baryte.</i>
— de strontium	<i>Strontiane.</i>
— de calcium.	<i>Chaux.</i>
Oxyde de magnésium	<i>Magnésie.</i>
— d'yttrium	<i>Yttria.</i>
— de thorium.	<i>Thorine.</i>

3. Les *oxydes indifférents* sont ceux qui sont capables de jouer à la fois le rôle d'*acides* avec les bases puissantes, et le rôle de *bases* avec des acides énergiques.

Ce sont, en général, des sesquioxydes, comme ceux du manganèse, du fer, du chrome, de l'aluminium (alumine), du glucynium (glucyne), et plus rarement des protoxydes, comme celui du zinc.

4. Les *oxydes salins, composés* ou *intermédiaires*. Ce sont des composés de deux oxydes du même métal, dont l'un joue le rôle d'*acide* et l'autre celui de *base*. Ce sont, à vrai dire, de véritables sels.

On a des exemples de ce genre dans les oxydes suivants :

<i>Oxyde noir de fer</i> , nommé souvent oxyde <i>ferroso-ferrique</i> .	
<i>Oxyde rouge de manganèse</i>	<i>mangano-manganique.</i>
<i>Oxyde rouge de plomb</i> ou <i>minium</i>	<i>plomboso-plombique.</i>

5. Les *oxydes singuliers*, sont ceux qui ne se combinent ni avec les acides, ni avec les bases, et qui, en présence des premiers, abandonnent une partie de leur oxygène pour se changer en *oxydes basiques*, tandis qu'en présence des secondes, ils absorbent de l'oxygène pour former habituellement des *acides métalliques*.

Tels sont les peroxydes ou *suroxydes* de potassium, de sodium, de baryum, de strontium, de calcium, de manganèse, de zinc, de cobalt, de cuivre, de plomb.

En général, les oxydes de la formule MO (M désignant un métal quelconque), sont des bases puissantes; exemples : KO, BaO, CaO, AgO;

• Les oxydes de la formule M²O⁵ sont des bases faibles, ou des oxydes indifférents; exemples : Mn²O⁵, Fe²O⁵, Al²O⁵, etc.

Les oxydes de la formule MO² sont ou des acides : SnO², TiO², ou des oxydes singuliers : MnO², PbO², etc.

Les oxydes de la formule MO⁵ sont presque toujours des acides : MnO⁵, FeO⁵, CrO⁵, TuO⁵, VO⁵, etc.

Enfin, les oxydes qui ont des formules plus complexes sont ordinairement des oxydes salins. Exemples :

L'oxyde noir de fer	Fe ⁵ O ⁴ = FeO, Fe ² O ³
L'oxyde rouge de manganèse. . . .	Mn ⁵ O ⁴ = MnO, Mn ² O ³
Le minium	Pb ⁵ O ⁴ = PbO ² , ₂ PbO.

Propriétés générales. — Si l'on a égard à l'ensemble de leurs propriétés chimiques, on peut ranger les oxydes en autant de sections que les métaux, et voici alors les caractères généraux qu'on peut leur assigner.

Action de la chaleur. — 1. Les oxydes des cinq premières sections sont irréductibles par la chaleur la plus élevée, c'est-à-dire qu'on ne peut en chasser tout l'oxygène et obtenir leurs métaux purs. — Ceux de la sixième section, au contraire, sont facilement réductibles, à une température qui ne dépasse pas la chaleur rouge. Ainsi, l'oxyde rouge de mercure chauffé dans une cornue en verre abandonne tout son oxygène et se convertit en mercure coulant.

2. Les suroxydes des cinq premières sections, exposés à une chaleur élevée, perdent une partie de leur oxygène et sont alors ramenés à un moindre degré d'oxygénation. Ainsi, en calcinant dans une cornue de grès le suroxyde de manganèse, on obtient du gaz oxygène et il reste pour résidu indécomposable un oxyde mangano-manganique = Mn⁵O⁴.

A chaque instant, dans les laboratoires, on se procure du gaz oxygène par ce moyen, qui a été indiqué par Priestley. Voici l'appareil dont on se sert (*fig. 150*).

L'oxyde, réduit en poudre, est renfermé dans une bonne cornue

de grès qu'on place au centre d'un fourneau à réverbère et qu'on chauffe ensuite graduellement jusqu'au rouge vif, après toutefois y avoir adapté un tube de Woulf devant conduire le gaz sous des cloches pleines d'eau.

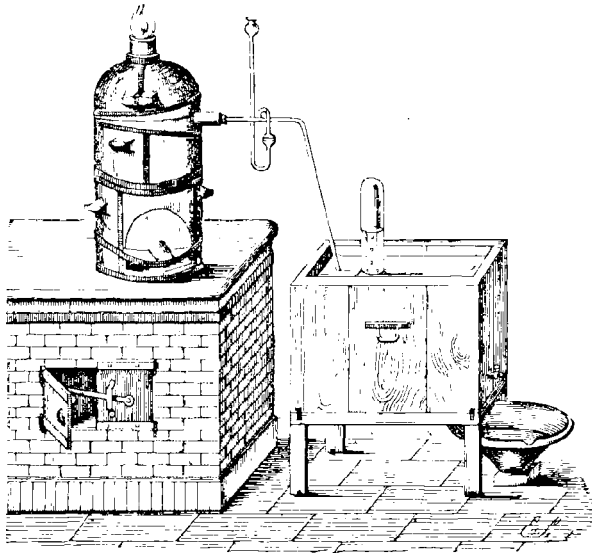
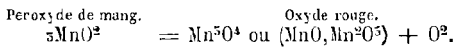


Fig. 150. — Extraction de l'oxygène par la calcination du peroxyde de manganèse.

Dans la pratique, 1 kilogramme de peroxyde de manganèse du commerce ne fournit, en moyenne, que 40 à 45 litres de gaz oxygène pur; cela tient à ce qu'il est très-impur, car il devrait en donner au moins 85 litres.

Dans cette opération, l'oxyde n'abandonne réellement que le tiers de l'oxygène qu'il renferme. Le résidu, qui est une poudre d'un rouge brun, est un composé de protoxyde de manganèse et de sesquioxyde, c'est-à-dire un oxyde double, intermédiaire ou salin, qu'on appelle à cause de cela *oxyde manganomanganique*.

L'équation suivante représente ces faits :



Action de l'oxygène. — En général, les protoxydes peuvent ab-

sorber l'oxygène gazeux pour passer à un état d'oxydation plus avancé.

Quelques-uns se suroxygènent à la température ordinaire, lorsque l'oxygène est humide, tels sont les protoxydes de fer, de manganèse, de cobalt, de cuivre, etc.

Les autres exigent la chaleur du rouge naissant. C'est ainsi qu'en chauffant la baryte, BaO, au sein du gaz oxygène, l'oxyde absorbe le gaz en devenant incandescent et en passant à l'état de suroxyde de barium, BaO² ;

Que le protoxyde de plomb ou *litharge* chauffé convenablement se trouve converti en *minium* ou oxyde *plomboso-plombique* PbO², 2PbO.

Action de l'air. — Dans l'air, les mêmes effets se produisent, seulement, en raison de l'acide carbonique toujours existant dans ce fluide, il se produit des carbonates avec beaucoup d'entre eux, surtout avec ceux des quatre premières sections.

Action des métalloïdes. — 1. Le chlore décompose, à l'aide de la chaleur, tous les oxydes, à l'exception de ceux de la deuxième section, l'alumine et quelques autres, en chasse l'oxygène, et se combine avec le métal pour former ce qu'on appelle un *chlorure*.

Le brome et l'iode se comportent de même ; mais, moins énergiques, ils n'agissent que sur un petit nombre d'oxydes.

2. Le carbone et l'hydrogène décomposent aussi les oxydes, à l'aide de la chaleur, moins ceux de la deuxième section, l'alumine et quelques autres, mais par une action inverse de celle des trois métalloïdes précédents ; ils s'emparent de l'oxygène et mettent le métal en liberté. L'hydrogène forme de l'eau ; le carbone se transforme en acide ou oxyde carbonique.

C'est en traitant ainsi les oxydes par l'hydrogène qu'on obtient les métaux parfaitement purs. On opère avec l'appareil suivant (*fig. 151*).

L'oxyde est placé dans une nacelle de porcelaine que l'on introduit dans un tube de même matière *a b*, chauffé au rouge dans un fourneau long D, et dans lequel passe un courant d'hydrogène sec provenant de l'appareil ABC. On reconnaît que la réduction est terminée lorsqu'il ne sort plus de vapeur d'eau par le tube effilé *c*. — Avec l'oxyde noir de cuivre, la réduction a lieu avec chaleur et lumière.

C'est en traitant ces mêmes oxydes par le charbon dans des fourneaux appropriés qu'on obtient la plupart des métaux usuels.

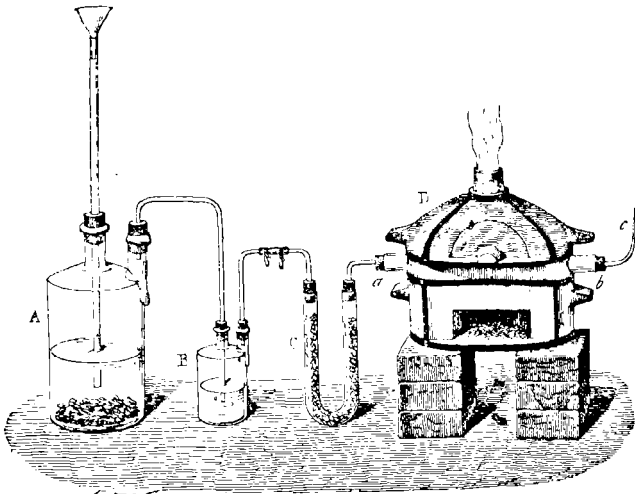


Fig. 151. — Réduction des oxydes métalliques par l'hydrogène.

Avec les oxydes des cinquième et sixième sections, la réduction s'effectue à une basse température, et il ne se produit que de

l'acide carbonique, comme on peut s'en convaincre en chauffant le mélange bien intime de charbon et d'oxyde de cuivre dans un tube de verre peu fusible (fig. 152).

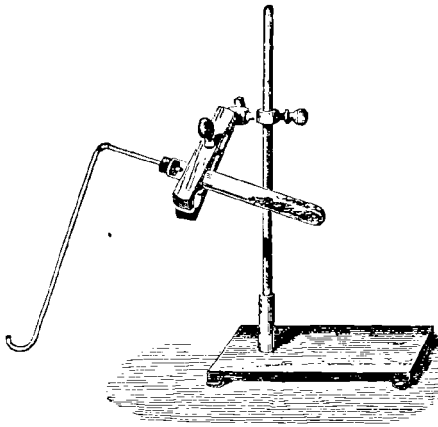


Fig. 152. — Réduction de l'oxyde de cuivre par le charbon.

avec les oxydes difficilement réductibles, tels que ceux de la première, de la troisième et de la quatrième sections, il y a nécessité de recourir à une température très-élevée, et alors il se produit une grande quantité d'oxyde de carbone.

On opère, dans ce cas, dans une cornue de grès disposée comme dans la figure 150. C'est en calcinant de cette sorte un mélange à parties égales d'oxyde de zinc et de charbon, que Priestley a découvert le gaz oxyde de carbone; toutefois ce gaz est toujours mêlé d'acide carbonique et d'hydrogène carboné.

En opérant dans un creuset de grès (fig. 155), et lorsqu'on agit sur des oxydes dont les métaux sont fusibles, comme les oxydes de plomb, par exemple, on trouve, une fois la calcination terminée, un culot métallique de plomb régénéré.

5. Le soufre, le sélénium et le phosphore chauffés avec les oxydes présentent des phénomènes plus compliqués. Ils les décomposent, en s'unissant à leurs deux éléments, de telle sorte qu'on obtient, d'une part, des sulfures, séléniures ou phosphures métalliques, et de l'autre, des composés oxygénés des trois métalloïdes.

Si le carbone et l'hydrogène ne présentent rien de semblable, c'est qu'ils se combinent difficilement aux métaux, et si, d'un autre côté, le chlore, le brome et l'iode chassent l'oxygène sans s'y unir, c'est qu'ils ne s'unissent qu'avec peine à ce gaz et seulement dans quelques circonstances particulières, et que, d'ailleurs, les composés oxygénés qu'ils peuvent produire sont tous détruits à la température à laquelle la décomposition des oxydes est opérée.

4. Les autres métalloïdes sont sans action sur les oxydes.

Action combinée du chlore et du charbon. — Les oxydes terreux, notamment ceux de la deuxième section, qui résistent à l'action des métalloïdes isolés, même sous l'influence d'une haute température, sont décomposés lorsqu'on fait agir simultanément sur eux un métalloïde qui peut s'unir aux métaux et un autre métalloïde qui peut s'unir à l'oxygène. C'est ainsi que le chlore et le charbon, par leur réaction simultanée sur ces oxydes, les transforment en chlorures métalliques en donnant, en outre, du gaz oxyde de carbone.

Le mode d'opérer consiste à mêler l'oxyde avec le charbon, à le

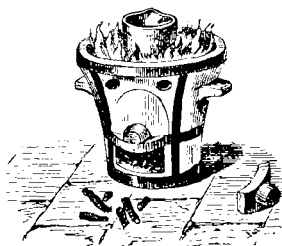


Fig. 155. — Réduction des oxydes des métaux fusibles par le charbon.

porter à une température élevée dans un tube de porcelaine et à faire passer au-dessus d'eux un courant de chlore sec. Il se produit à l'instant du gaz oxyde de carbone et un chlorure métallique qui, étant volatil, va se rendre dans un récipient entouré de glace où il se condense.

C'est en agissant ainsi, dans un appareil que représente la figure 154, qu'on se procure les chlorures de magnésium, d'yttrium,

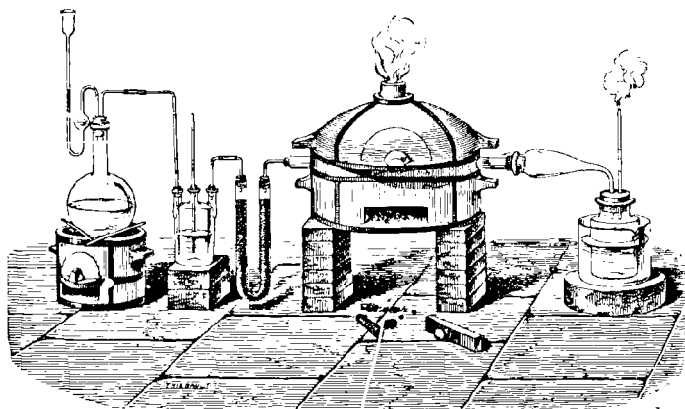
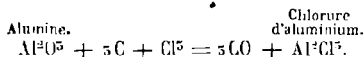


Fig. 154. — Décomposition des oxydes ter-eux par l'action simultanée du charbon et du chlore.

d'uranium, de chrome, d'aluminium, de glucynium, de titane, de tungstène, de molybdène, etc. La réaction se traduit ainsi, en prenant l'alumine comme exemple :



Action de l'eau. — Les oxydes de la première section sont les seuls qui soient solubles dans l'eau ; ce sont les seuls aussi qui aient de la saveur et qui agissent sur les couleurs végétales.

Quand on verse sur eux de l'eau, ils l'absorbent en en solidifiant une partie, et en produisant un grand dégagement de chaleur. C'est ce qu'on observe surtout en délitant la *chaux*, la *baryte*, etc.

Quand on ajoute, ensuite, une plus grande proportion de liquide, l'oxyde se dissout en tout ou en partie. On donne vulgai-

rement à ces dissolutions les noms d'eaux de chaux, de baryte, de potasse, de soude, etc.

Ces dissolutions, abandonnées au contact de l'air, ne tardent pas à absorber l'acide carbonique, et à perdre en tout ou en partie leur saveur caustique; aussi faut-il les renfermer dans des flacons hermétiquement bouchés. Il en est de même pour les oxydes solides.

Hydrates métalliques. — Toutes les fois qu'on sépare d'une de leurs combinaisons solubles les oxydes des cinq dernières sections, ils se précipitent au sein du liquide sous la forme d'une poudre gélatiniforme ou de flocons qui retiennent de l'eau en combinaison, et, comme cette eau y est combinée en proportions constantes et définies, il en résulte des composés qui portent le nom d'*hydrates*.

Ces hydrates sont composés de telle manière qu'il y a un rapport très-simple entre la quantité d'oxygène contenue dans l'oxyde et la quantité d'oxygène renfermée dans l'eau; l'oxygène de celle-ci est en proportion égale, ou double, ou multiple, avec l'oxygène de l'oxyde; exemples :

Hydrate de chaux	CaO, HO
— d'alumine naturel (<i>gybsite</i>)	Al ² O ³ , 3HO
— de baryte	BaO, HO
— — cristallisé	BaO, 10HO
— de fer naturel (<i>gæthite</i>)	Fe ² O ³ , HO
— — artificiel	Fe ² O ³ , 2HO

A l'exception des *hydrates de potasse et de soude*, tous les autres laissent dégager leur eau de combinaison, à des températures variables et repassent à l'état d'oxydes secs. Pour quelques-uns, cet effet a lieu à la température de l'ébullition; tel est entre autres l'*hydrate de bioxyde de cuivre* qui, de bleu, devient noir.

Action des oxacides. — Dans le plus grand nombre des cas, les oxacides s'unissent aux oxydes métalliques, surtout aux oxydes basiques, et forment avec eux des sels.

Mais parfois ils leur enlèvent tout ou partie de leur oxygène, et les ramènent alors ou à l'état métallique, ou à un état d'oxydation moins avancée.

C'est ainsi que les acides sulfureux, phosphoreux, hypoazotique, en contact avec les *oxydes singuliers* ou les *suroxydes*, se trans-

forment en acides sulfurique, phosphorique, azotique, qui s'unissent ensuite aux protoxydes produits.

Ainsi, l'acide phosphoreux, chauffé légèrement dans un tube de verre avec le bioxyde de mercure, le réduit en mercure coulant et se convertit en acide phosphorique.

Avec les acides saturés d'oxygène (sulfurique, phosphorique, azotique, etc.), ces mêmes oxydes laissent dégager une partie de leur oxygène pour redescendre à l'état de protoxydes qui neutralisent ensuite les premiers.

Ainsi, lorsqu'on fait chauffer dans un ballon (*fig. 155*) une partie de peroxyde de manganèse en poudre fine avec six à sept fois

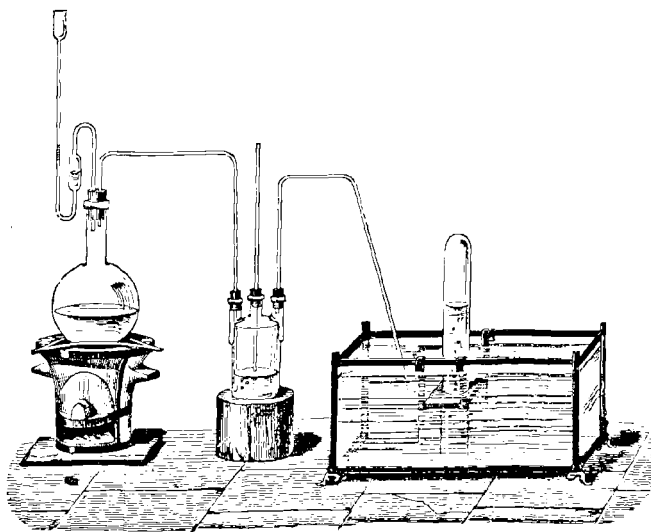
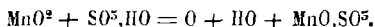


Fig. 155. — Préparation de l'oxygène par le procédé de Scheele.

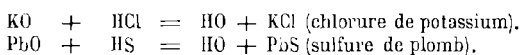
son poids d'acide sulfurique, on obtient, ainsi que Scheele l'a reconnu le premier, une grande quantité de gaz oxygène, et il reste dans le ballon du sulfate de protoxyde de manganèse, comme le montre l'équation suivante :



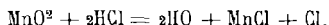
Action des hydracides. — Les hydracides se comportent tout autrement que les oxacides. Ils ne s'unissent jamais aux oxydes

métalliques ; ils les décomposent en même temps qu'ils sont détruits eux-mêmes, c'est-à-dire que leur hydrogène s'empare de l'oxygène de ces composés pour former de l'eau, tandis que leurs radicaux s'unissent aux métaux pour constituer des chlorures, bromures, iodures, sulfures, etc., métalliques, solubles ou insolubles.

C'est ainsi qu'agissent les acides chlorhydrique, sulfhydrique, etc., sur les protoxydes, la composition des uns et des autres étant telle que, par l'échange de leurs éléments, il peut se faire de l'eau et des chlorures ou sulfures métalliques. Exemples :



Avec les suroxydes, la réaction est la même ; seulement il y a une portion du métalloïde de l'hydracide qui reste en excès et se dégage quand il est gazeux. C'est ce qui arrive, si vous vous le rappelez, quand on verse de l'acide chlorhydrique sur du peroxyde de manganèse :



En traçant l'histoire des principaux métaux, je vous ferai connaître les différents procédés qui servent à obtenir les oxydes.

DES CHLORURES MÉTALLIQUES.

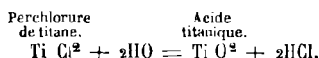
Loi de composition. — Nous avons déjà vu que le chlore possède une très-grande affinité pour les métaux. Comme l'oxygène, il peut s'unir avec chacun d'eux en plusieurs proportions ; il y a généralement autant de chlorures que d'oxydes du même radical métallique, et ces deux genres de composés se correspondent si bien, qu'un métal prend autant d'équivalents de chlore que d'équivalents d'oxygène.

Lors donc qu'un métal exige 1 équivalent d'oxygène, ou 8 en poids, pour s'oxyder, il prend 1 équivalent de chlore, ou 35,5 pour se chlorurer. Exemples :

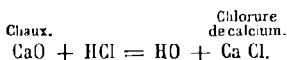
Oxyde de potassium. =	{ K... 39 O... 8	Chlorure de potassium =	{ K... 39 Cl... 35,5
Protoxyde de fer . . =	{ Fe... 28 O... 8	Protochlor. de fer . =	{ Fe... 28 Cl... 35,5
Sesquioxyde de fer . =	{ Fe ³ ... 56 O ³ ... 24	Sesquichlor. de fer . =	{ Fe ³ ... 56 Cl ³ ... 106,5

Ces rapports se reconnaissent facilement quand les chlorures décomposent l'eau ou que l'acide chlorhydrique réagit sur les oxydes.

Dans le premier cas, l'hydrogène de l'eau s'unit au chlore pour former de l'acide chlorhydrique, et l'oxygène se combine au radical du chlorure pour former un oxyde ou un acide correspondant. Exemple :



Dans le second cas, l'hydrogène de l'acide chlorhydrique s'unit à l'oxygène de l'oxyde pour former de l'eau, tandis que le chlore s'unit au radical de l'oxyde pour constituer un chlorure. Exemple :



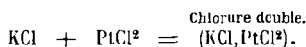
Or, vous voyez bien que dans l'une et dans l'autre réaction, l'oxyde et le chlorure formés sont proportionnels au chlorure et à l'oxyde décomposés.

Classification. — Il y a trois classes de chlorures, à savoir :

1. Les *chlorures neutres* ou *basiques*, correspondant aux oxydes basiques et contenant, en général, 1 équivalent de chlore pour 1 équivalent de métal (chlorures de potassium, de sodium, de baryum, de calcium, etc.); ils n'ont aucune action sur le tournésol et se dissolvent intégralement dans l'eau.

2. Les *chlorures acides* ou *chlorides*, formés par les métaux qui donnent, avec l'oxygène, des acides (chlorides d'étain, d'antimoine, de titane, etc.); ils rougissent fortement le tournésol, décomposent l'eau à froid ou à chaud, et peuvent s'unir aux précédents.

3. Les *chlorures doubles* ou *salins* qui résultent de la combinaison d'un chlorure et d'un chlorure; ce sont donc des composés analogues aux sels ordinaires, et pour les en distinguer, on les appelle souvent des *chlorosels*. Ainsi, le chlorure de platine, versé dans une dissolution de chlorure de potassium, fournit un précipité jaune qui est un chlorure double de potassium et de platine :



Caractères généraux. — Les chlorures neutres et les chlorures

doubles sont solides, inodores ; les chlorides sont presque tous liquides, odorants, répandant dans l'air des fumées blanches. Ces derniers sont toujours plus fusibles et plus volatils que les premiers.

Tous sont solubles dans l'eau, à l'exception du chlorure d'argent, et des protochlorures de cuivre et de mercure. Le chlorure de plomb, les protochlorures d'or et de platine sont peu solubles.

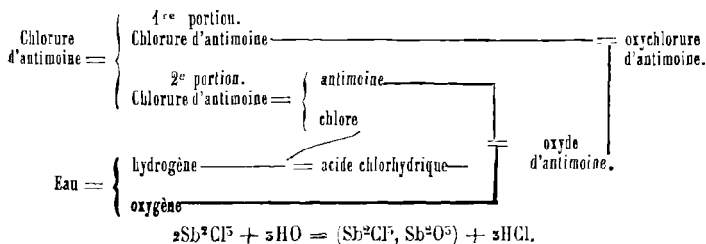
Presque tous jouissent d'une grande stabilité, quand ils sont secs. Il n'y a que ceux d'or, de platine et des métaux analogues de la dernière section, qui soient décomposés par la chaleur rouge. On peut dire que le chlore donne des composés qui résistent mieux à la chaleur que ceux produits par l'oxygène. Ainsi :

Les deux chlorures de mercure sont indécomposables, tandis que les deux oxydes de ce métal sont réductibles ;

Le chlorure d'argent est indécomposable, tandis que l'oxyde d'argent est réduit à une température peu élevée.

La présence de l'eau modifie ces résultats. Il arrive souvent que son oxygène oxyde le métal, tandis que son hydrogène se dégage en combinaison avec le chlore, c'est-à-dire à l'état de gaz acide chlorhydrique. C'est ainsi que se comportent les chlorures terreux de la 2^e section. Les chlorures hydratés de zinc et d'étain, le perchlorure de fer, éprouvent une décomposition analogue, mais elle est moins complète ; il se fait du gaz chlorhydrique et un composé d'oxyde et de chlorure qu'on connaît sous le nom d'*oxychlorure*.

Il est certains chlorures qui, en présence d'une grande quantité d'eau froide, éprouvent le même genre de transformation ; tels sont, entre autres, ceux d'étain, d'antimoine, de bismuth. Il apparaît aussitôt des flocons blancs qui consistent en *oxychlorures*, et la liqueur devient excessivement acide. Cette décomposition s'explique de la manière suivante :



Cet oxychlorure d'antimoine, ainsi obtenu en poudre blanche, fut longtemps nommé, bien improprement, *mercure de Vie*, et plus rationnellement *poudre d'Algaroth*, du nom d'Algarothi, médecin et chimiste italien qui, le premier, l'employa comme médicament émétique et purgatif.

Action de l'hydrogène. — L'hydrogène est sans action sur les chlorures alcalins et terreux (1^{re} et 2^e sections). Il réduit, au contraire, tous les autres, à une température plus ou moins élevée, par une action semblable à celle qu'il exerce sur les oxydes (*fig. 156*).

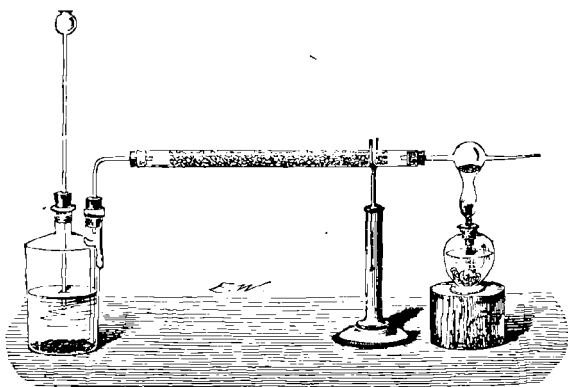


Fig. 156. — Réduction des chlorures de fer et d'argent par le gaz hydrogène.

Il se dégage de l'acide chlorhydrique, et le métal est mis à nu.

Il peut même opérer cet effet sur quelques-uns à une très-faible température, principalement sur ceux de la dernière section. Arfwedson nous a appris qu'en mêlant du chlorure d'argent, du zinc en limaille et de l'acide sulfurique étendu, l'argent est ramené à l'état métallique par le gaz hydrogène qui se dégage ; le zinc se dissout aisément dans un excès d'acide, et l'argent est obtenu pur, après avoir été lavé. Cette opération est souvent pratiquée dans les laboratoires, où l'emploi fréquent des sels d'argent donne lieu à la production d'une quantité considérable de chlorure d'argent qui a peu d'usages.

Action des métaux. — Les métaux paraissant posséder la même tendance relative pour le chlore que pour l'oxygène, il s'ensuit que les métaux de la 1^{re} section enlèvent le chlore à tous ceux des

autres sections ; que les métaux qui décomposent l'eau enlèvent le chlore à ceux qui ne la décomposent pas, et ainsi de suite. C'est, en effet, ce qui a lieu, sauf quelques légères exceptions. Aussi, en chauffant dans un tube de verre du potassium avec du chlorure de plomb, une vive incandescence se manifeste, et il se produit du chlorure de potassium et du plomb métallique.

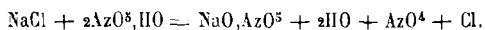
C'est en traitant ainsi les chlorures d'aluminium, de glucinium, d'yttrium, de magnésium, de thorium, d'uranium, qu'on est parvenu à obtenir dans ces dernières années ces métaux jusqu'alors inconnus.

Les chlorures volatils de la 3^e et de la 4^e sections se préparent depuis longtemps en décomposant le bichlorure de mercure par les métaux que l'on veut convertir en chlorures.

On révivifie très-bien le chlorure d'argent en le chauffant avec le zinc dans un creuset à une température de 50° environ, ou plus simplement encore en le mettant dans un vase de zinc ou de fonte bien décapée, avec un peu d'eau, et chauffant légèrement. Cette réduction, facilitée par un peu d'acide sulfurique, se fait en très-peu de temps, même sur des morceaux considérables de chlorure.

Action des acides. — L'action que les acides exercent sur les chlorures a la plus grande analogie avec leur mode de réaction sur les sels. Ils les décomposent toujours sous l'influence de l'eau ; ils produisent un dégagement d'acide chlorhydrique et un nouveau sel, par suite de la décomposition de l'eau dont les deux éléments se portent sur ceux des chlorures. La théorie de la préparation de l'acide chlorhydrique peut s'appliquer à la réaction de tous les oxacides énergiques sur eux.

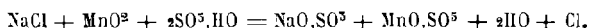
Il faut en excepter, toutefois, l'acide azotique qui, lui, sans l'intervention de l'eau, les convertit en azotates en produisant de l'eau régale :



C'est ce qu'on met en évidence, en introduisant quelques feuilles d'or dans le mélange ; elles ne tardent pas à se dissoudre complètement à l'aide d'une légère chaleur.

Préparation du chlore par le procédé de Berthollet. — Tous les chlorures neutres solubles, mélangés de bioxyde de manga-

nèse et chauffés légèrement avec de l'acide sulfurique étendu d'eau, donnent, non de l'acide chlorhydrique, mais du chlore, ainsi que l'a reconnu, le premier, Berthollet ; et cela se conçoit, puisque l'acide chlorhydrique provenant de l'action de l'acide sulfurique sur le chlorure, par suite de la décomposition de l'eau, se trouve à l'état naissant en présence du peroxyde de manganèse, et vous savez que dans ce cas il doit en résulter du chlore, de l'eau et du chlorure de manganèse. Toutefois, ici, comme il y a un excès d'acide sulfurique, ce dernier composé ne se produit pas, et il reste dans le vase un mélange de sulfates de soude et de peroxyde de manganèse, comme on le voit par l'équation suivante :



C'est là le procédé que Berthollet conseilla de substituer au procédé de Scheele pour obtenir le chlore, à une époque où l'acide chlorhydrique avait un prix très-élevé ; et ce procédé est encore suivi dans toutes les localités où il n'existe pas de fabriques de soude artificielle, qui produisent accessoirement, et conséquemment à bas prix, une énorme quantité d'acide chlorhydrique.

Du reste, l'appareil de production est le même (fig. 157). Les

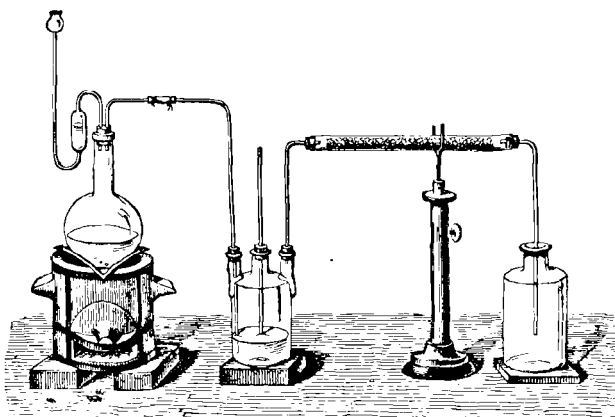


Fig. 157. — Préparation du chlore par le procédé de Berthollet.

meilleures proportions à employer sont : 12 parties de sel marin, 40 parties de peroxyde de manganèse, 20 parties d'acide sulfurique à 66° étendu de 20 parties d'eau.

Ce procédé a l'avantage de fournir proportionnellement plus de chlore que celui de Scheele.

Chlorures en dissolution. — Les chlorures en dissolution intégrale dans l'eau se comportent absolument avec les acides, les bases et les sels oxygénés comme s'ils étaient eux-mêmes constitués par une combinaison d'acide chlorhydrique et d'oxyde. C'est ce que je vous prouverai en traitant des oxysels.

Ils ont encore pour caractères distinctifs de produire :

1° Dans la solution d'azotate d'argent, des flocons blancs, cailloteux, insolubles dans les acides, mais solubles dans l'ammoniaque et dans l'hyposulfite de soude ;

2° Dans les sels de protoxyde de mercure, un précipité blanc soluble dans l'eau de chlore, et noircissant par l'ammoniaque.

État naturel. — Il n'y a qu'un petit nombre de chlorures dans la nature, mais, parmi eux, il en est un très-abondamment répandu : c'est le chlorure de sodium.

DES SULFURES MÉTALLIQUES.

Tous les métaux peuvent se combiner au soufre directement, à l'exception du zinc, de l'aluminium et de l'or qui exigent des méthodes particulières.

État naturel. — Les sulfures métalliques sont connus depuis la plus haute antiquité, parce que la plupart des métaux usuels sont sous cette forme dans la nature ; aussi les anciens mineurs regardaient-ils le soufre comme l'un des *minéralisateurs des métaux*. C'est encore de ces sulfures naturels qu'on retire aujourd'hui le zinc, l'antimoine, le plomb, le cuivre, le mercure, l'argent.

Classification. — Les sulfures possèdent une composition analogue à celle des oxydes. On en distingue 4 classes :

1. Les *sulfures basiques* ou *sulfobases*, qui contiennent 1 équivalent de soufre pour 1 équivalent de métal. Ils correspondent donc aux protoxydes ou oxydes basiques, si bien que quand on les met en contact avec l'eau, si l'on admet qu'ils la décomposent, ils se convertissent en acide sulfhydrique et en protoxydes, comme le montre l'équation suivante :



Les sulfures des métaux alcalins et alcalino-terreux sont généralement doués de propriétés basiques. On les nomme souvent des *monosulfures* en raison de leur composition.

2° Les *sulfures acides* ou *sulfacides* correspondent par leurs propriétés et leur composition aux oxacides des métaux qu'ils renferment. Exemple : sulfures d'étain, d'antimoine, d'or, de platine, etc. Ils contiennent ordinairement plus d'un équivalent de soufre pour 1 équivalent de métal, et à cause de cela on les nomme encore des *Polysulfures*.

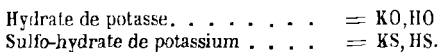
3° Les *sulfures doubles* ou *salins*, nommés encore *sulfosels*, sont ceux qui résultent de la combinaison des sulfures basiques et des sulfures acides. Qu'on traite un sulfure acide insoluble, tel que celui d'or par la dissolution d'un sulfure alcalin, il s'y dissout parce qu'il se forme un sulfure double ou salin :



Ces sulfures doubles sont très-fréquents dans la nature.

4° Enfin, les *sulphydrates de sulfures* ou les *sulfo-hydrates*, qui résultent de l'union de l'acide sulphydrique avec les monosulfures alcalins. Ce sont donc encore des sulfures doubles ou sulfosels, dans lesquels l'acide et la base contiennent une égale quantité de soufre. Leur formule générale est donc : $\text{MS} + \text{HS}$.

Vous pouvez remarquer l'analogie qu'il y a entre ces composés et les hydrates d'oxydes ; ce sont les mêmes formules, sauf les lettres :



Caractères généraux. — Les sulfures sont solides, cassants, même lorsque les métaux qui les constituent sont ductiles. Ils peuvent presque tous cristalliser. Ils sont diversement colorés et quelques-uns, comme ceux de plomb, d'antimoine, etc., ont le brillant métallique. Ils sont inodores et insipides, à l'exception des sulfures alcalins et alcalino-terreux, qui, humides ou dissous, ont une saveur et une odeur rappelant celles de l'hydrogène sulfuré.

Action de l'eau. — Ces derniers sont également les seuls qui soient solubles dans l'eau. Leur dissolution possède des propriétés vénéneuses très-prononcées ; celle des monosulfures se colore en

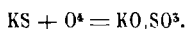
jaune à l'air, parce qu'une partie du métal étant oxydé par lui, le soufre mis en liberté convertit le reste du sulfure en polysulfure qui est coloré. A la longue, tout est oxydé par l'air, de sorte que la liqueur ne contient plus qu'un sulfate incolore.

Les sulfures de la troisième section sont convertis peu à peu, au contact de l'air humide, en sulfates. La pyrite de fer, FeS_2 , offre un exemple bien remarquable de ce genre d'altération.

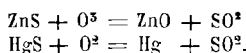
Action de la chaleur. — En général, les sulfures sont plus fusibles que les métaux qui les constituent, quand ceux-ci ne fondent qu'au rouge ou au-dessus. Ils le sont moins dans le cas contraire.

Les monosulfures sont très-stables à la chaleur, à l'exception de ceux de la sixième section. Mais les polysulfures des quatre dernières abandonnent une portion de leur soufre et repassent à l'état de monosulfures ou de sulfures salins.

Quand on grille les sulfures au contact de l'air, ceux de la première section se changent en sulfates :



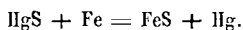
Les autres donnent des oxydes ou des métaux, et de l'acide sulfureux, bien reconnaissable à son odeur :



Action des métalloïdes. — Le chlore attaque tous les sulfures en produisant des chlorures métalliques et du chlorure de soufre, à l'aide de la chaleur, et du soufre seulement si l'on opère à froid en présence de l'eau.

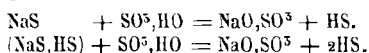
L'hydrogène et le charbon réduisent, à chaud, un certain nombre de sulfures, en donnant de l'eau ou du sulfure de carbone.

Action des métaux. — Les métaux qui ont beaucoup d'affinité pour l'oxygène, en ayant également une très-prononcée pour le soufre, enlèvent ce dernier à ceux qui en ont une moins grande. Le métal du sulfure est mis en liberté et un nouveau sulfure se produit. Ainsi le fer décompose les sulfures d'antimoine, de plomb, de mercure. Ce genre de réaction est appliqué dans les usines pour obtenir ces derniers métaux à l'état de pureté; exemple :

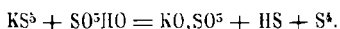


Action des acides. — Les sulfures dissous sont décomposés par tous les acides qui produisent, par suite de la décomposition de

l'eau, un dégagement d'acide sulfhydrique, et un sel qui se dissout ou se précipite suivant sa nature. Exemples :



Les polysulfures alcalins dissous donnent, en outre, un dépôt de soufre, presque blanc, parce qu'il est très-divisé :



Les sulfures insolubles ne sont attaqués que par les acides puissants, et même, le plus ordinairement, que sous l'influence de la chaleur. Les acides azotique et hypoazotique les transforment tous en sulfates, avec dégagement de vapeurs rutilantes. Les autres oxacides donnent avec eux, par suite de la décomposition de l'eau, un dégagement d'hydrogène sulfuré et un sel soluble ou insoluble. — Les hydracides concentrés se décomposent en les attaquant et produisent un dégagement d'hydrogène sulfuré ; il reste des composés binaires (chlorures, bromures, iodures métalliques).

Préparation de l'acide sulfhydrique. — Très-souvent, dans

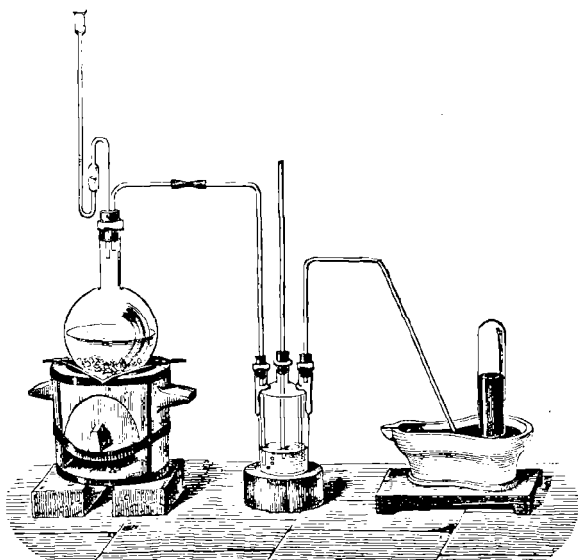
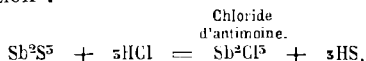


Fig. 158. — Préparation de l'hydrogène sulfuré par le sulfure d'antimoine.
 les laboratoires, pour obtenir de l'acide sulfhydrique très-pur, on

fait réagir 4 à 5 parties d'acide chlorhydrique sur 1 partie de sulfure d'antimoine pulvérisé. On se sert de l'appareil suivant (fig. 158).

Voici la réaction :



Le résidu fournit, par la concentration et la distillation, le chlorure d'antimoine en une masse blanche, demi-transparente, d'un éclat gras et comme onctueux. C'est cette substance que les alchimistes appelaient *beurre d'antimoine*, caustique violent, employé par les chirurgiens, et dont les armuriers se servent aussi pour donner aux canons de fusil cette teinte jaune brunâtre connue sous le nom impropre de *bronze*.

DES SELS OXYGÉNÉS OU OXYSELS.

Lorsqu'on verse de l'acide sulfurique dans une dissolution de potasse (fig. 159), il arrive un moment où la dissolution ne réagit plus sur le sirop de violettes et la teinture de tournesol; les deux corps en présence ont perdu leurs caractères distinctifs; dans ce cas, on dit qu'ils se sont neutralisés réciproquement.

Le résultat de cette action remarquable, c'est la production d'un nouveau composé, doué de propriétés nouvelles; c'est ce qu'on appelle un *sel* d'une manière générale.

Eh bien! tous les acides peuvent ainsi s'unir aux différents oxydes, pour former autant de sels distincts, qu'on désigne par le nom commun d'*oxysels*.

Je vous l'ai déjà dit, les oxysels sont partagés en *genres* et en *espèces*. Les *genres* sont la réunion des oxysels qui possèdent le même acide, et les *espèces* sont caractérisées par la nature de l'oxyde uni à cet acide. Il y a donc autant de *genres* de sels qu'il y a

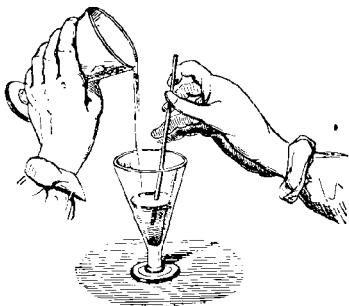


Fig. 159. — Neutralisation d'un acide par une base.

d'acides, et autant d'*espèces* qu'il y a d'oxydes ou de *bases* susceptibles d'union avec l'acide qui constitue le genre.

Le grand avantage de cette distinction, c'est de pouvoir embrasser d'un seul coup d'œil les caractères propres à toutes les espèces d'un même genre, ce qui simplifie beaucoup l'étude de chacune d'elles en particulier. La connaissance des propriétés d'un genre de *sels* peut, dans bien des cas, en effet, dispenser d'étudier chaque espèce isolément, attendu que les bases ont des propriétés analogues.

Lois de composition. Tous les oxysels sont soumis dans leur composition à une loi fort simple, qui n'est, d'ailleurs, qu'une conséquence de la loi des *proportions définies*. Cette loi, qu'on appelle *loi de Berzelius*, du nom de celui qui l'a établi, se formule ainsi :

Dans tous les sels d'un même genre, il y a toujours un rapport simple et constant entre l'oxygène de la base et l'oxygène de l'acide, et, par une conséquence naturelle, un rapport également simple et constant a lieu entre la quantité d'oxygène de la base et la quantité d'acide du même sel.

Ainsi, dans les carbonates, les sulfites, les sélénites, les stannates neutres, la quantité d'oxygène de l'oxyde est à la quantité d'oxygène de l'acide :: 1 : 2 ;

Dans les sulfates, les séléniates, les azotites, les phosphites, les arsénites, les silicates, les chromates, etc., le rapport est de 1 à 5 ;

Dans les azofates, les métaphosphates, les arsénates, les chlorates, etc., le rapport est de 1 à 5 ;

Dans les perchlorates, il est de 1 à 7 ;
et ainsi des autres genres de sels. En voici des preuves :

Un carbonate neutre se compose de :

1 Équiv. de base contenant 1 équiv. ou 8 d'oxygène	=	NO
1 Équiv. d'acide contenant 2 équiv. ou 16 d'oxygène	=	CO ² .

Le rapport de 8 à 16 = 1 : 2.

Un sulfate neutre se compose de :

1 Équiv. de base contenant 1 équiv. ou 8 d'oxygène	=	NO
1 Équiv. d'acide contenant 3 équiv. ou 24 d'oxygène	=	SO ⁵

Le rapport de 8 à 24 = 1 : 3.

Et ainsi de suite.

Il suit, d'après cela, que le même acide exige pour sa neutralisation une quantité de chaque base renfermant la même proportion d'oxygène, ce qu'on exprime en disant que chaque acide a pour toutes les bases la même *capacité de saturation*.

Sels neutres, acides et basiques. — Pendant longtemps on a distingué l'état de saturation des sels par la manière dont ils se comportent avec les réactifs colorés. Ainsi, on appelait *sels neutres* ceux dans lesquels l'acide et l'oxyde se font mutuellement équilibre, de telle sorte que leurs caractères distinctifs disparaissent complètement, aussi ne rougissent-ils plus le tournesol, et ne verdissent-ils point le sirop de violettes, toute trace d'acidité et d'alcalinité n'existant plus dans ces sortes de sels.

Par opposition, on nommait *sels acides* ou *sursels* ceux qui rougissent le tournesol, et *sous-sels* ou *sels basiques* ceux au contraire qui verdissent le sirop de violettes.

Mais cette manière d'envisager la neutralité est tout à fait inexacte, et conduit à des conséquences erronées. En l'adoptant, en effet, on est porté à conclure qu'un sel qui rougit le tournesol, contient plus d'acide que tel autre sel du même genre, qui n'a pas d'action sur cette couleur, et il arrive souvent cependant que la proportion d'acide est la même dans les deux composés. Exemples :

KO, SO ⁵	sel <i>neutre</i> aux réactifs colorés.
CuO, SO ⁵	} sels <i>acides</i> aux réactifs colorés.
HgO, SO ⁵	
CaO, CO ²	sel <i>neutre</i> aux réactifs colorés.
NaO, CO ²	} sels <i>basiques</i> aux réactifs colorés.
KO, CO ²	

Vous voyez bien que les trois sulfates et les trois carbonates ont, chacun dans leur genre, le même mode de composition, quelle que soit leur action sur le tournesol et sur la violette. La différence d'action qu'ils exercent sur la couleur dépend tout simplement du plus ou moins d'affinité de la base pour l'acide, et de la plus ou moins grande facilité avec laquelle le sel se décompose.

Maintenant on établit avec raison la neutralité, d'après la composition des sels, et pour chaque genre en particulier, d'après la *loi de Berzelius*.

On regarde donc comme *neutre* tout sulfate qui offre le rapport de 1 à 3 entre l'oxygène de sa base et l'oxygène de son acide ;

Tout carbonate qui offre le rapport de 1 à 2 entre l'oxygène de sa base et l'oxygène de son acide, etc.

Lorsque la quantité d'acide dépasse celle qui se trouve dans le sel neutre pour la même quantité de base, le sel est dit *sel acide*. Quand c'est l'inverse, le sel est dit *sel basique*.

Comme, dans les sels du même genre, les proportions de l'acide combinées avec la même proportion de base sont, entre elles, dans des rapports simples et multiples, on distingue les différents sels acides de ce genre par les expressions *sesqui*, *bi*, *tri*, *quadri*, qu'on place devant le nom du sel. Exemples :

<i>Carbonate neutre</i> de soude	= NaO, CO ²
<i>Sesquicarbonat</i> e de soude, contenant 1 fois $\frac{1}{2}$ plus d'acide que le premier	= 2NaO, 3CO ²
<i>Bicarbonat</i> e de soude, contenant 2 fois plus d'acide que le premier	= NaO, 2CO ²

De même, comme les quantités de base qui constituent les différents *sels basiques* de la même espèce, offrent également entre elles et celle du sel neutre, des rapports simples et multiples, on se sert des expressions précédentes, mais en les plaçant devant l'adjectif *basique*. Exemples :

<i>Azotate neutre</i> de plomb	= PbO, AzO ⁵
— <i>bibasique</i> de plomb, contenant 2 fois plus de base que le précédent	= 2PbO + AzO ⁵
— <i>tribasique</i> de plomb, contenant 3 fois plus de base	= 3PbO + AzO ⁵
— <i>quadribasique</i> de plomb, contenant 4 fois plus de base	= 4PbO + AzO ⁵

Un autre fait important à bien retenir, c'est qu'un sel est à proportions définies ou constantes, lorsqu'il est susceptible de bien cristalliser, tandis que généralement tout sel à proportions indéfinies est incristallisable. Ainsi, on admet, par exemple, un bisulfate de potasse, parce qu'on peut l'obtenir à l'état cristallisé ; mais il n'y a pas de trisulfate, de quadrisulfate de potasse, parce que la potasse ne donne pas de produit cristallin avec 3 et 4 proportions d'acide sulfurique.

Eau de cristallisation. — Les sels cristallisés sont tantôt *anhydres*, c'est-à-dire privés d'eau (sulfate, azotate de potasse, azotates de baryte, de plomb), tantôt combinés intimement à une certaine quantité d'eau, si bien que cette eau fait partie de leur constitu-

tion, et ne peut en être chassée que par une chaleur de 100°. Ce sont alors des *hydrates* dont la proportion d'eau ne varie jamais dans le même sel cristallisé. Il y a plus, c'est qu'il existe toujours un rapport simple entre l'oxygène de l'eau et celui de la base du sel ; le premier est un multiple ou un sous-multiple par un nombre entier du second. Exemples :

Carbonate de soude cristallisé	=	NaO,CO ²	+	10H ⁰
Sulfate de soude	id.	NaO,SO ⁵	+	10H ⁰
Sulfate de magnésie	id.	MgO,SO ⁵	+	7H ⁰
Sulfate de protoxyde de fer	id.	FeO,SO ⁵	+	7H ⁰
Sulfate de cuivre	id.	CuO,SO ⁵	+	5H ⁰
Alun	id.	KO,SO ⁵	+	Al ² O ⁵ ,5SO ⁵ +24H ⁰ .

C'est dans cette *eau de cristallisation* ou de *combinaison* que les sels se liquéfient à des températures peu élevées, et qu'ils éprouvent ce qu'on a nommé improprement la *fusion aqueuse*. Cette eau étant vaporisée, ils restent sous la forme d'une poudre.

C'est souvent aussi à cette eau qu'ils doivent la couleur qu'ils affectent ; ainsi le sulfate de protoxyde de fer est vert d'émeraude, le sulfate de cuivre est d'un beau bleu, quand ils sont en cristaux, tandis que, desséchés, ils sont d'un blanc sale.

Efflorescence des sels. — Enfin, c'est à cette même eau qu'il faut rapporter le phénomène désigné sous le nom d'*efflorescence*, présenté par certains sels cristallisés abandonnés au contact de l'air sec.

Tantôt, en perdant tout ou partie de cette eau, ils tombent en poussière ; tantôt, tout en conservant leur forme, ils se recouvrent d'une *poudre farineuse* et cessent d'être transparents. Presque tous les sels de soude, notamment le sulfate, le phosphate et le carbonate, jouissent de cette propriété.

Eau d'interposition. — **Décrépitation.** — Outre cette eau de combinaison, les cristaux contiennent encore une certaine quantité d'eau simplement engagée entre leurs particules, et qu'on nomme pour cette raison *eau d'interposition*. Cette eau est en proportions variables, mais toujours très-faibles. C'est à elle qu'ils doivent la propriété d'humecter le papier entre lequel on les comprime, ainsi que celle de se fendiller brusquement et de sauter en éclats, quand on les expose subitement à une forte chaleur.

Ce dernier phénomène est connu sous le nom de *décrépitation*.

Jetez une poignée de sel de cuisine dans le feu, vous entendrez aussitôt un bruit spécial, une sorte de pétilllement sec et continu, et vous courrez le risque d'être criblé de piqûres aux mains et au visage, par la projection des cristaux brisés du sel.

Loi de l'isomorphisme. — Si généralement chaque espèce de sel revêt toujours la même forme cristalline, de telle manière qu'on peut dire que cette forme peut servir à la caractériser, comme par exemple le *cube* pour le sel marin, l'*octaèdre régulier* pour l'alun, le *rhomboèdre* pour le carbonate de chaux, le *prisme rhomboïdal oblique* pour la couperose, etc.; cependant, il est des cas où deux sels de nature différente cristallisent absolument de la même manière et peuvent se remplacer mutuellement dans leurs cristaux respectifs, sans qu'il soit possible de s'en apercevoir à l'œil.

Ainsi, par exemple :

L'alun de potasse	=	$\text{K}_2\text{O}, \text{SO}_5 + \text{Al}^2\text{O}_3, 3\text{SO}_5 + 24\text{H}_2\text{O}$
L'alun d'ammoniaque	=	$\text{AzH}_3, \text{H}_2\text{O}, \text{SO}_5 + \text{Al}^2\text{O}_3, 3\text{SO}_5 + 24\text{H}_2\text{O}$
L'alun de chrome	=	$\text{K}_2\text{O}, \text{SO}_5 + \text{Cr}^2\text{O}_3, 3\text{SO}_5 + 24\text{H}_2\text{O}$

donnent des octaèdres réguliers, identiques (*fig. 140*), et peuvent se mêler dans toutes les proportions, sans cesser de fournir des cristaux de même forme.

De même :

Le carbonate de chaux	=	$\text{Ca O}, \text{CO}^2$
— de magnésie	=	$\text{Mg O}, \text{CO}^2$
— de manganèse	=	$\text{Mn O}, \text{CO}^2$
— de fer	=	$\text{Fe O}, \text{CO}^2$
— de zinc	=	$\text{Zn O}, \text{CO}^2$

se montrent dans la nature sous forme de *rhomboèdres obtus*

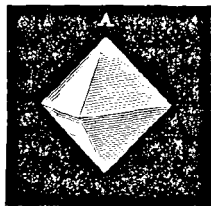


Fig. 140. — Forme cristalline des aluns.

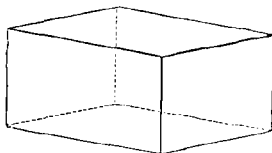


Fig. 141. — Rhomboèdre obtus du spath d'Islande.

(*fig. 141*), dont les angles offrent des différences si minimes, qu'il est impossible de les distinguer au simple aspect.

Cette identité de formes cristallines dans des substances de nature différente, tient à ce que leur mode de constitution chimique est elle-même identique, comme le montrent leurs formules chimiques. Ce n'est donc pas la nature des atomes, mais leur nombre et leur position relative, qui déterminent la forme cristalline des corps.

On peut dire que le même nombre d'atomes, combinés de la même manière, produit la même forme cristalline.

Il est par conséquent facile de comprendre que les corps de même forme puissent se substituer l'un à l'autre dans un cristal, sans que celui-ci s'altère ; le vide laissé par la substance qui disparaît étant exactement rempli par la substance qui s'ajoute.

Il résulte de là que les sels, et en général les corps qui ont la même formule chimique, c'est-à-dire qui contiennent le même nombre d'équivalents, ont aussi la même forme cristalline fondamentale.

Cette loi, connue sous le nom d'*isomorphisme*, a été formulée, en 1819, par Mitscherlich de Berlin, et les corps qui y sont soumis s'appellent *isomorphes*, de deux mots grecs qui signifient *forme égale* ou *semblable*.

La potasse et l'ammoniaque sont *isomorphes*, puisqu'elles peuvent se remplacer dans l'alun et dans les autres sels, sans modifier leurs formes cristallines.

Les sesquioxides d'aluminium, de manganèse, de fer, de chrome, ayant la même formule M^2O^3 sont *isomorphes*, et se remplacent les uns les autres dans le même cristal.

Le soufre et le sélénium sont *isomorphes*, aussi chaque sulfate MO,SO^5 a un séléniate MO,SeO^5 , correspondant, ayant et la même composition et la même forme cristalline.

C'est à cause de l'*isomorphisme* que les espèces minérales sont toujours complexes, et qu'elles renferment plusieurs métaux et d'autres substances à la fois. Ainsi, dans les cristaux de *fer magnétique* naturel, $FeO,2Fe^2O^3$, une partie du protoxyde de fer est souvent remplacée par du protoxyde de manganèse ou par de l'oxyde de zinc, sans que le type ni la forme du composé soient changés.

Couleur des sels. — Parmi les propriétés physiques des sels, il en est deux qui ont une certaine importance, parce qu'elles peu-

vent, jusqu'à un certain point, faire reconnaître les sels de même base : ce sont la couleur et la saveur.

En effet, les sels de même base offrent généralement les mêmes nuances. Ainsi :

Les sels de protoxyde de fer, dissous ou cristallisés sont d'un vert d'émeraude.

— de sesquioxyde de fer neutres . . .	— d'un jaune rougeâtre.
— de protoxyde de manganèse . . .	— légèrement roses.
— neutres et acides de cobalt . . .	— d'un rose violet.
— basiques de cobalt	— d'un bleu violacé.
— neutres de nickel	— verts ou verdâtres.
— de cuivre	— bleus ou d'un bleu verdâtre.
— d'or	— d'un jaune plus ou moins intense.
— de platine	— d'un jaune un peu orangé.
— de rhodium, de palladium . . .	— d'un rose rouge.
— de l'iridium dissous	— rouges ou bleus, etc.

Saveur des sels. — Il en est de même pour la saveur; ainsi :

Les sels d'alumine	ont une saveur	astringente.
— de zinc	—	styptique.
— de magnésie	—	amère.
— de glucyne, d'yttria	—	sucrée.
— de plomb, de nickel	—	sucrée, puis âpre et styptique.
— de chaux, de strontium, de baryte	—	piquante et âcre.
— des métaux des 4 dernières sections, autres que les précédents	—	métallique, c'est-à-dire, âcre, styptique, excitant fortement la salivation.

Certains acides modifient quelquefois la saveur due à la base ; ainsi les sulfates de potasse et de soude sont amers ; l'azotate de potasse a une saveur fraîche et piquante ; le phosphate de soude est un peu salé ; le citrate de magnésie est à peine sapide ; de là son usage si fréquent comme purgatif, à la place du sulfate qui a une amertume insupportable.

Action de l'eau. — Parmi les sels solubles, les uns jouissent de cette propriété à un haut degré, tandis que d'autres ne la possèdent que dans des limites très-restreintes. La plupart des *sels efflorescents* sont plus solubles que beaucoup d'autres, par la seule raison qu'ils ont moins de cohésion.

L'unique moyen d'évaluer avec quelque certitude l'affinité relative des sels pour l'eau, c'est de comparer le retard que des

quantités égales de ces corps dissous dans une même quantité d'eau apportent dans son ébullition. L'affinité est en raison directe de l'élevation de température.

Voici quelques exemples des variations que certains sels produisent dans le point d'ébullition de l'eau, d'après Legrand :

	Température de l'ébullition.	Poids du sel dans 100 p. d'eau.
Carbonate de soude.	104°6	48,5
Chlorure de sodium.	108°4	41,2
Chlorhydrate d'ammoniaque . . .	114°2	88,9
Azotate de potasse	115°9	335,1
Azotate de soude	121°0	224,8
Carbonate de potasse	135°0	205,0
Azotate de chaux	151°0	362,0
Chlorure de calcium.	179°5	525,0

Les sels anhydres, et susceptibles de se combiner avec l'eau, développent toujours de la chaleur au contact de ce liquide, parce qu'ils reprennent alors l'eau de cristallisation qu'on leur avait fait perdre. Tel est le sulfate de chaux récemment calciné (*plâtre*) que l'on gâche avec de l'eau; tel est encore le chlorure de calcium fondu.

Les sels pourvus, au contraire, de leur eau de cristallisation, produisent du froid au moment où ils sont en présence de l'eau, parce que, pour devenir liquides, ils absorbent du calorique latent à l'eau et aux corps environnants. Le même effet se produit avec la glace et la neige; de là l'application qu'on fait de ce phénomène à la préparation des *mélanges frigorifiques*, dont on vous parlera dans le Cours de physique.

Action de la chaleur. — Les sels anhydres ou ceux qui ont perdu leur eau de cristallisation par une première application de la chaleur, peuvent, lorsqu'on les expose à une température convenable, et qu'ils ne sont pas décomposables, fondre et éprouver ce qu'on appelle la *fusion ignée*. Ainsi liquéfiés par la chaleur, ils se figent par le refroidissement en un verre qui, le plus souvent, perd sa transparence en peu de temps (azotate de potasse, borate de potasse, sulfate de soude, phosphates).

En général, les sels contenant des acides gazeux ou décomposables par la chaleur (carbonates, sulfites, azotates, azotites, chlorates, perchlorates, etc.), se décomposent à une température plus ou moins élevée.

Les sels contenant des acides fixes et des bases irréductibles par la chaleur sont très-stables (silicates, borates, phosphates, arséniates, etc.).

Tous les sels des métaux de la 6^e section sont réductibles par le feu, quel que soit l'acide qu'ils renferment (sels de mercure, d'argent, d'or, etc.).

Action de l'électricité. — Tous les sels sont décomposés par le courant électrique, mais non avec la même facilité.

1. Quand le courant est suffisamment fort et que les sels sont constitués par des acides et des oxydes très-stables (sels de la 1^{re} et de la 2^e section en dissolution), il y a isolement des uns et des autres, puis transport des acides au pôle positif et des oxydes au pôle négatif.

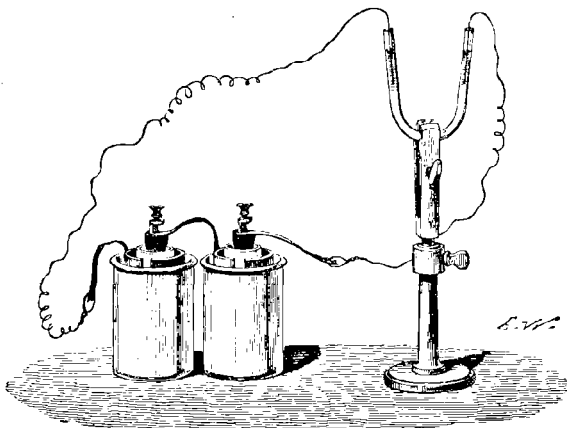


Fig. 142. — Décomposition du sulfate de soude par la pile.

C'est ce que l'on constate aisément en remplissant un tube en U d'une dissolution de sulfate neutre de soude à laquelle on a ajouté du sirop de violettes, et en faisant plonger, dans chacune des branches de ce tube, un fil de platine en communication avec l'un des pôles d'une pile en activité (fig. 142). Au bout de quelque temps, la liqueur rougit dans le tube positif et verdit dans le tube négatif. Si l'on interrompt le courant, et si l'on mêle le liquide des deux branches, la teinte bleue reparait par la neutralisation de l'acide et de la base isolés.

2. Dans d'autres circonstances, il arrive que non-seulement le sel est décomposé en ses deux principes constituants, mais encore que l'oxyde métallique est réduit, en sorte que le métal seul se rend au pôle négatif, et qu'au pôle positif se réunissent l'oxygène de l'oxyde et l'acide indécomposé.

La plupart des sels des quatre dernières sections en dissolution, ceux de la 1^{re} section quand ils sont humectés, éprouvent ce genre de décomposition.

Avec les premiers, l'expérience se fait encore de la même manière en plongeant dans une dissolution de sulfate de cuivre, par exemple, deux électrodes de platine, introduisant le courant produit par deux couples de Bunsen (fig. 143); on verra du cuivre métallique se déposer sur l'électrode négative, tandis que des bulles d'oxygène se dégageront le long de l'électrode positive, en même temps que le liquide entourant cette dernière se chargera d'acide sulfurique libre.

Si l'on opère avec un sel de la 1^{re} section, on l'humecte légèrement, puis on le met en contact avec les deux électrodes d'une pile de 80 à 100 paires récemment chargée. A l'instant même, on voit apparaître au pôle négatif des globules métalliques. Pour recueillir ceux-ci, on se sert du mercure, ainsi

que le docteur Seebeck l'a indiqué le premier, et, dans ce cas, on forme avec le sel une petite coupelle *e* dans laquelle on place le mercure; le fil négatif plonge dans ce métal, tandis que le fil positif est en communication avec une plaque de platine *d* qui supporte la coupelle (fig. 144). Il se produit bientôt un amalgame plus ou moins riche.

Je n'insiste pas davantage sur cette action décomposante de

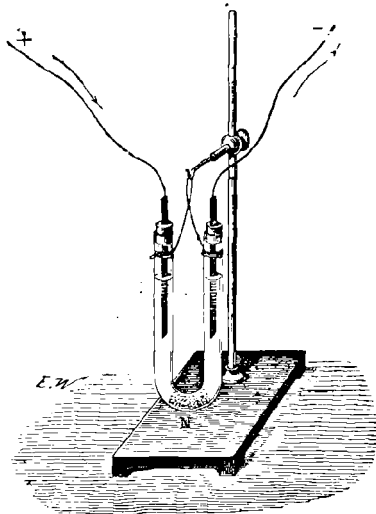


Fig. 145. — Décomposition du sulfate de cuivre en dissolution par la pile.

l'électricité sur les sels, parce qu'on vous en parlera en détail dans le Cours de physique, où l'on vous dira les belles applica-

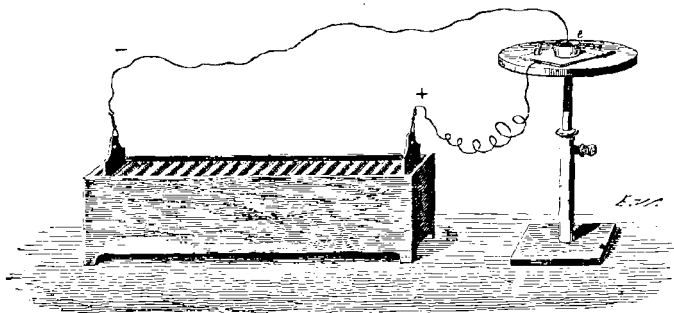


Fig. 144. — Décomposition des sels alcalins solides par la pile.

tions qui en ont été faites par Jacobi à la galvanoplastie, par de la Rive, Perrot, de Ruolz à la dorure et à l'argenture des métaux vulgaires.

Action de l'air. — L'air agit physiquement et chimiquement sur un grand nombre de sels.

Ainsi, tantôt il enlève aux sels *efflorescents* tout ou partie de leur eau de cristallisation, tantôt il cède à ceux qui sont anhydres et qui ont beaucoup d'affinité pour l'eau, la vapeur aqueuse qu'il contient toujours, et dans ce cas, ces sels s'humectent, puis se liquéfient; tel est le cas du carbonate et de l'acétate de potasse, des azotates de chaux et de magnésie, des sels solubles d'alumine, du chlorure de calcium. On dit de ces sels qu'ils sont *déliquescents*.

D'autres fois, l'oxygène de l'air se porte sur l'acide ou l'oxyde des sels, quand ils sont susceptibles de se suroxyder, et les transforme alors en nouveaux genres ou en nouvelles espèces.

C'est ainsi qu'il fait passer les sulfites, les phosphites, les azotites à l'état de sulfates, de phosphates, d'azotates; c'est encore ainsi qu'il change les sels de protoxyde de fer en sous-sels de sesquioxyde.

Action des métalloïdes. — L'action des métalloïdes sur les sels est trop variable pour qu'il soit possible de vous en parler dans ces généralités.

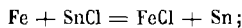
Tout ce que je puis dire ici c'est que le chlore agit de la

même manière que l'air ou l'oxygène en présence de l'eau, parce qu'en la décomposant, il met en liberté de l'oxygène naissant, tandis qu'il s'unit à son hydrogène pour former de l'acide chlorhydrique.

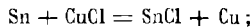
Action des métaux. — Les métaux pris sous forme de lames bien polies, ou, comme on dit, *décapées*, donnent lieu, avec les dissolutions métalliques des quatre dernières sections, à des phénomènes généraux qu'il est important de connaître.

En thèse générale, lorsqu'on plonge dans une dissolution saline un métal qui manifeste plus d'affinité pour l'oxygène et les acides que le métal qui fait partie du sel dissous, le premier précipite ordinairement le second à l'état métallique et le remplace dans la dissolution, équivalent pour équivalent.

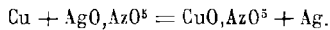
C'est ainsi qu'une lame de fer (métal de la 3^e section) plongée dans la dissolution d'un sel d'étain (métal de la 4^e), donne lieu à un dépôt d'étain métallique en petits cristaux brillants :



Qu'une lame d'étain plongée dans la dissolution d'un sel de cuivre (métal de la 5^e), se recouvre bientôt de cuivre en petites lamelles rouges :



Qu'une lame de cuivre placée dans la dissolution d'un sel d'argent (métal de la 6^e) fait déposer de l'argent en beaux cristaux brillants :



Le tableau suivant vous indique les dissolutions métalliques irréductibles et réductibles par les lames métalliques :

Dissolutions irréductibles. Sels des 2 premières sections	Dissolutions réductibles. Sels d'étain.	Métaux réducteurs.
— de zinc.	— d'antimoine.	} Fer, zinc.
— de fer.	— de bismuth.	
— de cobalt.	— de plomb.	
— de nickel.	— de cuivre.	} Fer, zinc et tous les métaux qui précèdent le mercure.
— de chrome.	— de mercure.	
— de titane.	— d'argent.	
	— de platine.	
	— d'or.	

On se procure, par ce moyen, ces belles végétations métalliques désignées depuis longtemps dans les laboratoires par les

noms d'*arbre de Saturne*, d'*arbre de Diane*, d'*arbre philosophique*.

La 1^{re} s'obtient en introduisant dans un bocal, d'assez grandes dimensions et à large goulot, une dissolution d'*acétate de plomb* ne renfermant qu'un 50^e de son poids de ce sel, et rendue préalablement acide par l'*acide acétique*. On fixe au bouchon du bocal des

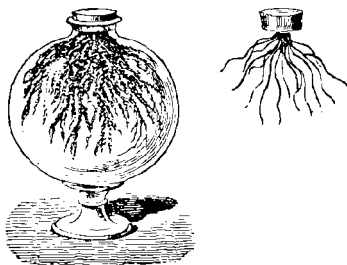


Fig. 145. — Arbre de Saturne.

bandes ou des fils de zinc qui plongent dans le liquide à une certaine profondeur (fig. 145). Au bout de quelques instants, l'action commence, les bandes ou fils de zinc se recouvrent de paillettes brillantes de plomb révivifié, qui augmentent incessamment et s'accablent à la

partie la plus extrême de la lame et produisent bientôt des ramifications très-bizarres. L'opération dure quelques jours.

L'*arbre de Diane* se fait en versant sur du mercure une dissolution peu concentrée d'azotate d'argent. Au bout de quelques jours, l'argent se montre en houppes très-légères et brillantes, composées d'une multitude de tout petits cristaux.

Ces faits de laboratoire ont passé dans l'industrie. Ainsi, on effectue le dépôt du cuivre contenu à l'état de sulfate dans les eaux de certaines exploitations métallurgiques, au moyen de vieilles ferrailles qu'on y plonge. C'est là ce qu'on appelle le *cuivre de cémentation*. — Dans les hôtels des monnaies, on jette des feuilles de cuivre, qui ont servi au doublage des vaisseaux, dans les solutions sulfuriques d'argent provenant du traitement des anciennes monnaies, afin d'en précipiter le métal précieux sous forme d'une mousse cristalline d'un gris blanchâtre, qu'on fond ensuite et qu'on coule en lingots.

Dans toutes ces précipitations des métaux les uns par les autres, il est bien évident qu'une autre cause que l'affinité intervient; car une fois que le métal précipitant est recouvert du métal précipité, toute action devrait cesser; or, c'est à ce moment qu'elle paraît être plus énergique. Cela tient à ce que les deux métaux superposés composent un couple voltaïque qui détermine la décomposition ultérieure de la dissolution métallique;

couple dans lequel le métal précipité étant électro-négatif attire le métal de la liqueur qui s'ajoute incessamment à la partie la plus éloignée du centre primitif d'action.

Il résulte donc de là qu'une seconde condition pour qu'un métal en précipite un autre de sa dissolution, c'est qu'il faut qu'il joue à son égard le rôle de métal électro-positif.

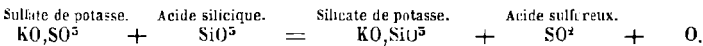
Action des oxacides. — Cette action est variable, et les causes qui la déterminent sont, comme l'a signalé Berthollet, plutôt physiques que chimiques. Voici les principaux cas.

1. Les acides en contact, à froid ou à chaud, avec les oxysels dont l'acide est gazeux ou gazéifiable, chassent toujours celui-ci de ses combinaisons en prenant sa place. Ainsi les acides sulfurique, phosphorique, arsénique, etc., expulsent l'acide des carbonates, des sulfites, des azotates, en formant des sulfates, des phosphates, des arséniates, etc. (*fig. 146*).

Vous devez vous rappeler que c'est sur ce principe que sont fondés les procédés de préparation des acides carbonique, azotique, etc.

La même décomposition se produit encore à la chaleur rouge, lorsqu'on fait intervenir sur les sels à acides gazeux ou réductibles en éléments gazeux, des acides fixes et indécomposables.

Voilà pourquoi les acides silicique, borique, phosphorique, etc., qui sont dans ce cas, décomposent à une température élevée les carbonates, les sulfites, même les sulfates; exemple :

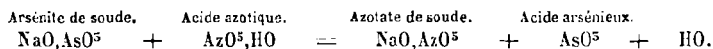


2. Les acides en contact avec les oxysels dont l'acide est peu soluble, et à plus forte raison insoluble dans l'eau, isolent toujours celui-ci, lorsqu'ils peuvent former avec sa base un nouveau sel soluble. C'est pour cette raison que les acides sulfurique, azotique, phosphorique, arsénique, etc., séparent l'acide arsénieux des arsénites dissous, l'acide antimonique des antimoniates,

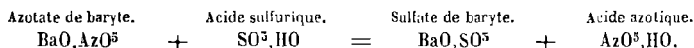


Fig. 146.
Décomposition d'un carbonate par un acide.

l'acide silicique des silicates, l'acide borique des borates, etc. ;
exemple :



3. Les acides décomposent encore les sels dans le cas où ils peuvent former avec la base de ceux-ci des sels insolubles. Ainsi l'acide sulfurique décompose tous les sels de baryte dissous dans l'eau, parce qu'il donne naissance à du sulfate de baryte insoluble ; l'acide phosphorique agit de même sur les sels solubles de plomb, de cuivre, etc., parce que les phosphates de ces bases sont insolubles, etc. Exemple :



Il est facile de voir que, dans ces réactions diverses, les causes déterminantes sont des différences dans la volatilité, l'insolubilité, la stabilité au rouge des acides employés et de ceux qui se trouvent dans les sels.

4. Il arrive souvent qu'un acide ne s'unit qu'à une portion de la base d'un sel ; il en résulte alors deux nouveaux sels acides. Or, comme tous les sels acides sont solubles, il s'ensuit que presque tous les sels basiques ou neutres, qui sont insolubles par eux-mêmes, doivent se dissoudre dans les acides azotique, chlorhydrique, etc.

C'est ce qui arrive avec les phosphates de chaux, de baryte, que l'eau ne peut dissoudre, mais qui disparaissent sur-le-champ dans l'eau aguisée d'acide azotique ou chlorhydrique.

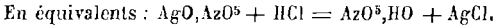
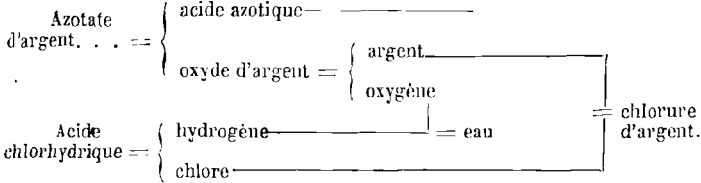
Les acides sont donc aussi des dissolvants pour les sels, et, sous ce rapport, ils rendent des services importants aux chimistes et aux industriels.

Action des hydracides. — Les hydracides ne se bornent pas à isoler l'oxyde et l'acide d'un sel, ils réagissent en particulier sur l'oxyde comme s'il était libre, et le décomposent en formant de l'eau et un composé binaire insoluble.

C'est ainsi que l'acide chlorhydrique se comporte à l'égard des sels d'argent, de protoxyde de mercure, de plomb, etc. ; il donne naissance, ainsi que vous allez le voir, à des précipités

blancs, lourds, plus ou moins caillebottés (fig. 147), consistant en chlorures insolubles d'argent, de mercure ou de plomb.

La légende suivante fait bien comprendre cette réaction :



Parmi les hydracides, il en est un dont l'action est beaucoup plus générale sur les dissolutions salines, et qui opère complètement leur décomposition, en précipitant les métaux dissous,

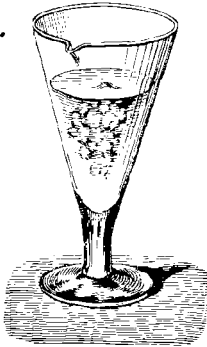


Fig. 147. — Précipités caillebottés formés par l'acide chlorhydrique dans les sels d'argent, de mercure et de plomb.

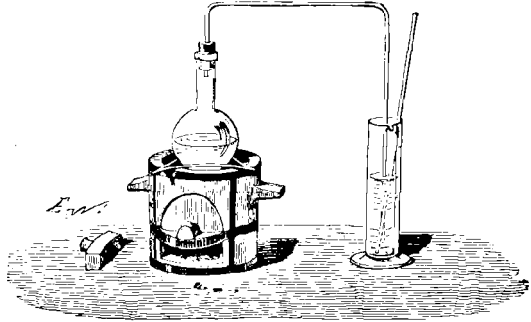
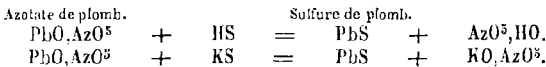


Fig. 148.
Décomposition des dissolutions métalliques par le gaz acide sulphydrique.

à l'état de sulfures insolubles ; c'est l'acide sulphydrique, gazeux ou dissous. Les monosulfures alcalins opèrent absolument comme lui ; exemple :



On tire parti de cette action dans les analyses qualitatives et quantitatives.

La figure 148 représente l'appareil qui sert à décomposer une dissolution métallique par le gaz acide sulfhydrique.

Voici le tableau de la couleur des précipités que forment cet acide et les monosulfures alcalins dans les dissolutions métalliques. Ces couleurs sont les mêmes pour les deux réactifs, mais vous allez voir qu'il est plusieurs dissolutions sur lesquelles l'hydrogène sulfuré n'agit pas et qui sont décomposées par les sulfures :

Dissolutions métalliques.	Action de l'acide sulfhydrique.	Action des monosulfures alcalins
Sels de protoxyde de manganèse.	nulle.	précipité blanc rosé.
— de zinc neutres.	précipité blanc.	— blanc.
— — acides.	nulle.	— blanc.
— de fer	nulle.	— noir.
— de cadmium.	précipité jaune.	— jaune.
— de protoxyde d'étain.	— brun chocolat	— brun chocolat.
— de bioxyde ou <i>stannates</i> .	— jaune.	— jaune.
— de cobalt.	nulle.	— noir.
— de nickel.	nulle.	— noir.
— de chrome.	nulle.	— vert.
— de vanadium.	nulle.	— noir.
— d'antimoine.	précipité orangé.	— orangé.
— de bismuth.	— brun noir.	— brun noir.
— de cuivre.	— brun foncé.	— brun foncé.
— de plomb.	— brun noir.	— brun noir.
— de protoxyde de mercure.	— noir.	— noir.
— de bioxyde de mercure.	— blanc, orangé, puis noir.	— noir.
— d'argent.	— noir.	— noir.
— de platine.	— noir.	— noir.
— d'or.	— noir.	— noir.

Action des bases. — 1. Les oxydes qui neutralisent mieux les acides que d'autres ont la propriété de séparer ces derniers de leurs dissolutions. Les bases alcalines de la première section, la magnésic, les protoxydes de fer, de manganèse, de zinc, de nickel, de plomb, le bioxyde de mercure, l'oxyde d'argent étant les oxydes qui manifestent cette propriété au plus haut degré et dans l'ordre à peu près que je viens de citer, il arrive de là qu'ils décomposent les autres dissolutions métalliques, en s'emparant de l'acide et en précipitant l'oxyde à l'état d'hydrate.

Les oxydes alcalins de la première section décomposent sans exception les dissolutions salines des cinq dernières sections. L'ammoniaque agit de même et peut être placée sur la même ligne, sous ce rapport, que la potasse et la soude. Mais il est

utile de savoir que l'oxyde hydraté, mis en liberté par ce moyen, est quelquefois soluble dans un excès de la base précipitante. C'est ce qu'on voit par le tableau suivant :

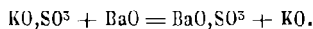
Oxydes solubles dans la potasse et la soude	Oxydes solubles dans l'ammoniaque.
Oxydes de glucinium,	Oxydes de zinc.
— d'aluminium,	— de nickel.
— de zinc.	— de cobalt.
— de chrome.	— de cadmium.
— d'étain.	— d'argent.
— d'antimoine.	— de platine.
— de plomb.	Bioxydes d'étain.
— de platine.	— de cuivre.

D'après cela, comme il faut toujours ajouter dans la dissolution saline que l'on décompose un excès de potasse, de soude, ou d'ammoniaque, pour que l'oxyde précipité ne retienne plus aucune trace de l'acide auquel il était uni, il n'est pas indifférent d'employer l'un ou l'autre de ces alcalis, lorsqu'on veut se procurer des oxydes purs par ce moyen.

Par conséquent, pour obtenir de l'alumine, on précipitera ses sels solubles, non par la potasse et la soude, mais par l'ammoniaque.

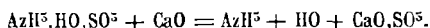
Au contraire, pour avoir l'hydrate de cuivre, on le précipitera de sa dissolution, non par l'ammoniaque, mais par la potasse ou la soude.

2. Il arrive souvent que certaines bases qui neutralisent moins bien les acides que d'autres, possèdent néanmoins la faculté de décomposer leurs dissolutions salines; cela arrive lorsque ces bases peuvent former avec l'acide qui est combiné aux dernières un sel insoluble; et la décomposition est alors d'autant plus complète que le nouveau sel jouit d'une plus grande insolubilité. C'est pour cette raison que la baryte et la strontiane décomposent les carbonates, les sulfates, et les phosphates de soude et de potasse. La soude et la potasse sont mises en liberté, tandis qu'il se précipite du carbonate, du sulfate, du phosphate de baryte ou de strontiane :



On voit que, dans ce cas, la cause déterminante de la réaction réside dans la cohésion ou l'insolubilité du sel de baryte ou de strontiane qui tend à se former.

3^o Il est encore une autre cause qui peut, dans certaines circonstances, déterminer la décomposition de quelques sels, même hors du contact de l'eau ; c'est lorsque la base du sel tend à reprendre la forme gazeuse qui lui est propre. Or, il n'y a que les sels ammoniacaux qui soient dans ce cas, parce que l'ammoniaque est la seule base expansible. Triturés avec la potasse, la soude, la baryte, la strontiane, la chaux et la magnésie, tous ces sels abandonnent l'ammoniaque et répandent par conséquent des vapeurs irritantes faciles à reconnaître :



Action mutuelle des sels. — Les sels, dans leur réaction mutuelle, donnent lieu à de nombreux phénomènes dont il est important de bien connaître les causes, car cette connaissance jette un très-grand jour sur l'ensemble des réactions chimiques.

J'examinerai successivement cette action par la voie humide et par la voie sèche.

A. *Par la voie humide.* — Ce n'est jamais qu'entre deux sels solubles, ou entre un sel insoluble et un sel soluble qu'il y a de l'action. Les sels insolubles n'exercent aucune action les uns sur les autres, à la température ordinaire.

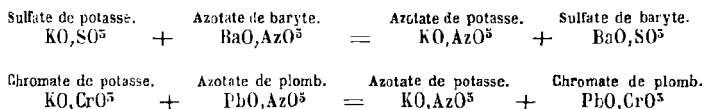
1. Les sels solubles offrent dans leur contact deux circonstances très-distinctes.

Tantôt ils s'unissent un à un, de manière à former un *sel double*. C'est ainsi qu'en versant une dissolution de sulfate d'alumine dans une autre de sulfate de potasse ou de sulfate d'ammoniaque, il en résulte bientôt un dépôt d'*alun*, qui n'est autre chose qu'un sulfate double d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque = $\text{KO}, \text{SO}^5 + \text{Al}^2\text{O}^5, 3 \text{SO}^5$.

Tantôt, au contraire, ils se décomposent réciproquement. Cela arrive toutes les fois que les deux sels solubles mélangés peuvent donner lieu à un sel insoluble ou à de nouveaux sels insolubles. Alors l'acide de l'un s'empare de la base de l'autre, et réciproquement. Exemples :

Sulfate de potasse	}	=	{	Azotate de potasse	sel soluble.
Azotate de baryte				Sulfate de baryte.	sel insoluble.
Arsénite de potasse	}	=	{	Sulfate de potasse	sel soluble.
Sulfate de cuivre				Arsénite de cuivre.	sel insoluble
Chromate de potasse	}	=	{	Azotate de potasse.	sel soluble.
Azotate de plomb				Chromate de plomb.	sel insoluble.

Dans ce cas, qu'on appelle *double décomposition*, la neutralité des sels n'est jamais changée, et les nouveaux sels produits ont une composition correspondante à celle des sels détruits ; c'est ce que vous démontrent les équations suivantes :



Il est bien facile d'apercevoir quelle est, dans ces circonstances, la cause déterminante de la double décomposition ; c'est évidemment, comme l'a dit Berthollet, la cohésion ou l'insolubilité de l'un des sels ou des sels nouveaux qui se produisent.

2. L'action des sels solubles sur les sels insolubles dépend encore de la loi précédente découverte par Berthollet. Ces sels se décomposent aussi, au moyen de la chaleur, toutes les fois que l'échange de leurs principes immédiats peut donner naissance à un nouveau sel insoluble, dont la cohésion est plus grande que celle du premier, ou à deux nouveaux sels insolubles.

Ainsi l'expérience démontre que quand on fait chauffer un sel insoluble de baryte, de strontiane, de chaux, etc., avec une dissolution de carbonate de potasse ou de soude en excès, on opère la transformation du sel insoluble en carbonate insoluble.

Si donc je fais bouillir dans un ballon de verre, pendant une heure ou deux 1 partie de sulfate de baryte en poudre fine, avec 4 à 5 parties de carbonate de soude, dissous dans 30 ou 40 parties d'eau, tout le sulfate de baryte sera changé en carbonate de baryte insoluble, et la liqueur surnageante contiendra une quantité correspondante de sulfate de soude mêlée à l'excès de carbonate de soude employé.

Pour que la décomposition du sel insoluble par le carbonate alcalin soit complète, il faut de toute nécessité que ce dernier soit en grand excès.

B. *Par la voie sèche.* — 1. Le phénomène de double décomposition se produit encore entre deux sels solides, toutes les fois qu'en les chauffant ils peuvent donner lieu, par l'échange de leurs principes immédiats, à un sel volatil ou plus volatil que ceux qu'on emploie. Exemple :

Carbonate de chaux } = { Carbonate d'ammoniaque. sel très-volatil.
Sulfate d'ammoniaque } = { Sulfate de chaux sel très-fixe.



Ce qui prouve bien que c'est la volatilité du sel à naître qui, dans ce cas, détermine la décomposition réciproque des sels employés, c'est que par la voie humide l'inverse a lieu. Ainsi :

Solution de carbonate d'ammoniaque } = { Carbonate de chaux. sel insoluble.
— de sulfate de chaux } = { Sulfate d'ammoniaque. sel soluble.

2. La décomposition mutuelle de deux sels fixes a encore lieu, par la voie sèche, lorsqu'il peut se former un nouveau sel fusible ou plus fusible que ceux qu'on emploie, ou enfin lorsque outre une différence de fusibilité, il y a aussi une différence dans la densité des sels à naître.

C'est ainsi qu'en calcinant fortement au rouge blanc dans un creuset de platine (*fig. 149*) un mélange de carbonate de soude et

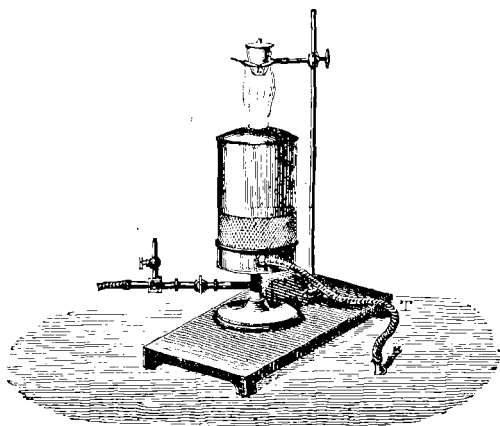


Fig. 149. — Attaque d'un silicate infusible par le carbonate de soude.

de silicate de chaux, il en résulte du carbonate de chaux et du silicate de soude, sel éminemment fusible :



C'est encore ainsi qu'en calcinant fortement dans un creuset de grès, un mélange de chlorure de calcium fondu et de sulfate de

baryte en proportions égales, il en résulte : sulfate de chaux et chlorure de baryum, qui se déposent en deux couches distinctes, le dernier étant très-pesant et se réunissant dans le fond du creuset :



Je crois devoir vous faire remarquer que ces deux derniers sels, qui sont produits ici par la voie sèche se décomposeraient, au contraire, par la voie humide, et reproduiraient du sulfate de baryte et du chlorure de calcium; ce qui démontre bien que la réaction est déterminée par les deux causes énumérées plus haut.

3. Quelquefois les sels se combinent entre eux sous l'influence de la chaleur. Berthier a obtenu par voie de fusion un grand nombre de sels doubles dont quelques-uns sont cristallisés et identiques avec certaines espèces minérales.

Grâce à tout ce que je viens de vous dire sur les réactions des acides, des bases et des composés salins sur les sels, vous connaissez la plupart des causes qui influent sur ces réactions, à savoir: la cohésion, la différence de solubilité, la volatilité, la fusibilité, la densité; ce sont là autant de forces qui interviennent d'une manière énergique et donnent lieu à des résultats qu'il est facile de prévoir et d'expliquer.

L'étude de ces causes et leur interprétation ont été faites avec une rare intelligence par Berthollet, au commencement de ce siècle; voilà pourquoi on donne le nom de *Lois de Berthollet* à l'ensemble des principes que j'ai essayé de vous faire comprendre. Leur connaissance n'est pas moins nécessaire à l'industriel qu'au chimiste théoricien.

État naturel. — Les sels sont les composés chimiques les plus communs dans la nature; on les trouve solides dans l'intérieur ou à la surface de la terre, dissous dans les eaux naturelles, et encore comme parties constituantes ou accessoires dans un très-grand nombre de substances organisées végétales ou animales.

CHAPITRE V

ÉTUDE DES PRINCIPAUX GENRES DE SELS.

Je vous ai déjà dit que les différents sels d'un même *genre* offrent un certain nombre de propriétés communes dépendantes de l'acide qui les constituent. Il y a donc une grande utilité à connaître les caractères distinctifs, sinon de tous les *genres*, au moins des plus importants. C'est le complément en quelque sorte de l'histoire générale des sels que je viens d'esquisser.

CARBONATES.

Le gaz acide carbonique forme 5 classes de sels : des carbonates neutres, acides et basiques. Dans les premiers, le rapport de l'oxygène de la base est à l'oxygène de l'acide :: 1 : 2.

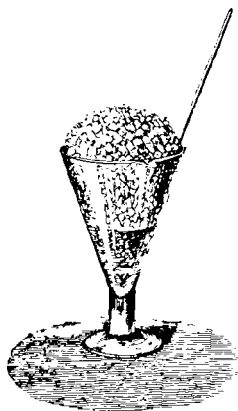


Fig. 150. — Action des acides sur les carbonates.

1^o Carbonates neutres. — Comme l'acide carbonique est un des acides les plus faibles, tous ses sels, solubles ou insolubles, sont décomposés par les autres acides, même à froid, en produisant une vive effervescence (*fig. 150*). Il n'y a guère que certains carbonates naturels, qui ont beaucoup de cohésion, tels que le carbonate de baryte, le fer spathique, la dolomie, qui soient difficilement attaqués par les acides.

La chaleur décompose tous les carbonates, en chassant l'acide carbonique, à l'exception de quatre qui résistent à la température la plus élevée, à savoir : carbonates de potasse, de soude, de lithine et

de baryte. Mais ceux-ci ne résistent pas plus que les autres à l'action de la chaleur, quand on fait intervenir la vapeur d'eau. C'est ce que l'on constate facilement en faisant passer un courant de vapeur sur du carbonate de soude chauffé au rouge dans un tube de porcelaine (*fig. 151*). On recueille de l'acide carbonique et il reste dans le tube de l'hydrate de soude.

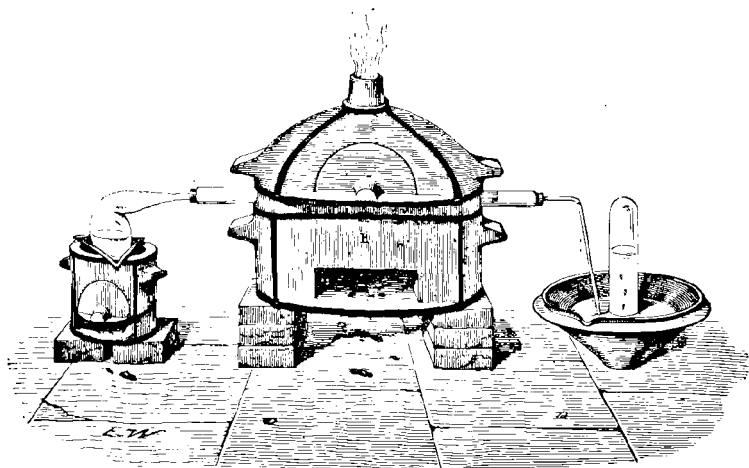


Fig. 151. — Décomposition du carbonate de soude par la vapeur d'eau.

Les carbonates de la première section, calcinés au rouge avec du charbon ou de la limaille de fer (*fig. 152*), dégagent du gaz oxyde de carbone, reconnaissable à ce qu'il brûle par l'approche d'une bougie avec une flamme bleue et laisse dans la cloche un gaz qui trouble l'eau de chaux.

Chauffés dans un petit tube (*fig. 153*) avec une suffisente quantité de potassium ou de phosphore, les carbonates noircissent, et le résidu, épuisé par un acide, consiste en une poudre noire et fixe qui est du charbon facile à reconnaître.

Il n'y a que les carbonates de potasse, de soude, de lithine et d'ammoniaque qui soient solubles dans l'eau. — Quelques-uns, comme ceux de chaux, de magnésie, de baryte, de strontiane, de protoxyde de fer, de protoxyde de manganèse, peuvent se dis-

soudre à la faveur d'un excès d'acide carbonique. C'est ce qui explique la présence de ces carbonates insolubles dans les eaux natu-

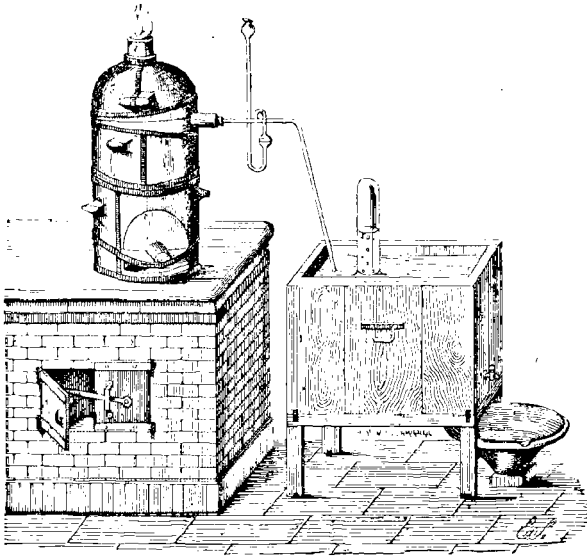


Fig. 152. — Décomposition du carbonate de chaux en présence du charbon ou du fer.

relles. Mais par l'ébullition, l'agitation ou le simple contact des corps divisés, ces carbonates, abandonnés par le gaz carbonique en excès qui les tenait en dissolution, se déposent; c'est ainsi quese produisent les dépôts calcaires dans les chaudières à vapeur et dans les tuyaux de conduite des eaux.

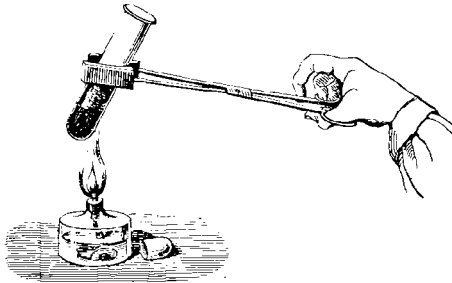


Fig. 153. — Décomposition des carbonates par le potassium ou le sodium.

Tous les carbonates solubles ont une réaction alcaline aux réactifs colorés.

La dissolution des carbonates produit dans les sels de magnésie un précipité blanc, très-abondant, à froid comme à chaud.

2° **Bicarbonates.** — Ils contiennent deux fois autant d'acide carbonique que les carbonates neutres = $MO, 2CO^2$.

Ils ont les caractères généraux de ces derniers ; ils en diffèrent par les propriétés suivantes :

1° Chauffés, même lorsqu'ils sont en dissolution, ils laissent dégager de l'acide carbonique en abondance, et repassent à l'état de *sesquicarbonates*.

2° Exposés à la chaleur rouge, les bi-carbonates alcalins perdent la moitié de leur acide, et se transforment en *carbonates neutres*.

3° Dissous dans l'eau, ils déterminent dans les sels de baryte, de chaux, de cuivre, un précipité de carbonate neutre insoluble, et il y a en même temps un dégagement d'acide carbonique avec effervescence.

4° Ils ne produisent pas de précipité dans les sels de magnésie, parce qu'il y a formation de bicarbonate de magnésie soluble.

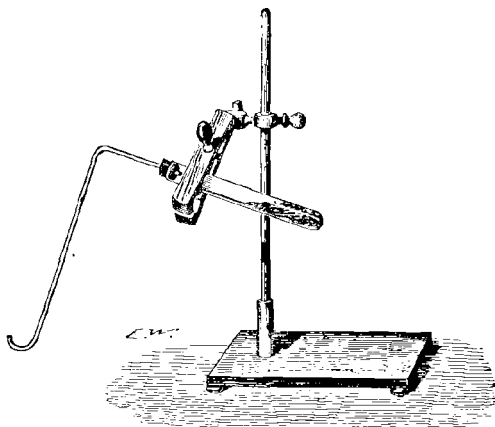


Fig. 134. — Décomposition par la chaleur des sesquicarbonates.

Mais par la chaleur, la précipitation a lieu, parce qu'alors l'excès d'acide se dégage et qu'il se dépose un carbonate neutre de magnésie. — Le même effet se produit par l'exposition à l'air.

3° **Sesquicarbonates.** — Ils contiennent une fois et demie autant d'acide carbonique que les carbonates neutres = $2MO, 3CO^2$.

Ils ont les caractères généraux des carbonates et des bicarbonates. Ils en diffèrent parce que, calcinés dans un tube disposé pour recueillir les gaz (*fig. 154*), ils donnent moitié moins d'acide carbonique que les bicarbonates et moitié plus que les carbonates neutres.

Ils se distinguent des bicarbonates parce qu'ils précipitent les sels solubles de baryte et de plomb, sans produire d'effervescence sensible.

SULFATES.

Il y a trois classes de sulfates : des sulfates neutres, acides et basiques.

Dans les sels neutres, la quantité d'oxygène de la base est à la quantité d'oxygène de l'acide :: 4 : 3.

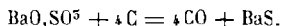
A l'exception des sulfates de la première section, et des sulfates de magnésie, de protoxyde de manganèse et d'argent, tous les sulfates neutres rougissent le tournesol.

Tous, à l'exception des sulfates de la première section, des sulfates de magnésie et de plomb, sont décomposés par la chaleur et laissent dégager de l'acide sulfureux, avec ou sans oxygène; quelques sulfates se décomposent à une température assez basse pour qu'il se dégage de l'acide sulfurique anhydre (sulfates de fer, de zinc, de cuivre, etc.).

Tous chauffés fortement avec du sable quartzenx donnent de l'acide sulfureux et de l'oxygène, mêlés d'un peu d'acide sulfurique.

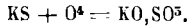
Calcinés dans un creuset avec du charbon en poudre à une haute température, il en résulte une masse noirâtre, de laquelle les acides les plus faibles dégagent avec effervescence de l'acide sulfhydrique. Cette masse légèrement humectée, posée sur une lame d'argent, la noircit. — Pour les sulfates métalliques des quatre dernières sections, il faut ajouter au mélange de la potasse ou de la soude :

Voici la réaction du charbon :



L'expérience peut se faire, ainsi que l'a montré Smithson, sur les plus petites quantités de sulfate, en plaçant le mélange dans la cavité d'un charbon sur lequel on dirige le dard du chalumeau (*fig. 155*).

Si l'on chauffe du sulfate de potasse ou de l'alun desséché avec beaucoup plus de charbon que n'en exige sa réduction, par exemple 2 parties de sel avec 1 partie de noir de fumée, en opérant dans une cornue ou un creuset de grès bien fermé, on obtient un sulfure de potassium qui, en raison du grand état de division dans lequel il se trouve et des particules de charbon interposées dans sa masse, s'enflamme spontanément dans l'air et y produit une gerbe de feu, en se convertissant en sulfate :



C'est à ces mélanges subitement inflammables qu'on donne les noms de *Pyrophore de Gay-Lussac*, *Pyrophore de Homberg*.

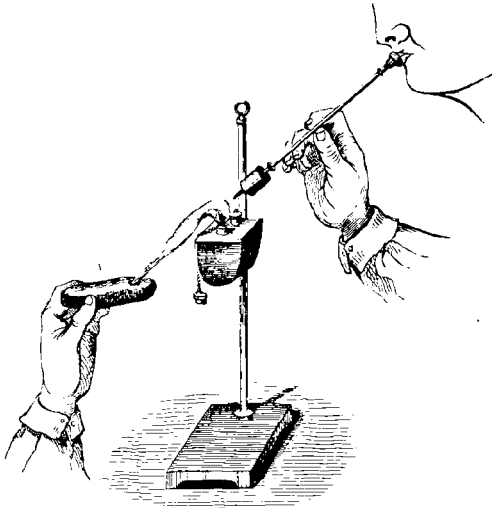


Fig. 155. — Essai des sulfates au chalumeau.

La plupart des sulfates neutres et les sulfates acides sont solubles dans l'eau.

Ils sont absolument insolubles dans l'alcool, à très-peu d'exception près (sulfates ferrique, chromique, etc.), et ce liquide, quand il est concentré et employé en quantité suffisante, les précipite complètement de leur dissolution dans l'eau. C'est ce qu'on voit très-bien avec une eau chargée de sulfate de chaux.

Leur solution donne avec les sels solubles de baryte un précipité

blanc, abondant, insoluble dans l'acide azotique et dans l'acide chlorhydrique étendus. Les séléniates seuls présentent ce caractère.

Avec les sels solubles de plomb, leur solution donne un précipité blanc insoluble dans l'acide azotique étendu, ce qui le distingue de tous les autres précipités d'oxyde de plomb.

Les sulfates ne répandent aucun gaz, soit à froid, soit à chaud, avec les autres acides ou l'acide sulfurique.

Quand le sulfate à essayer est insoluble, on le convertit en sel soluble en le faisant bouillir avec un carbonate alcalin. On filtre, on sursature le liquide avec de l'acide chlorhydrique, et on l'essaye par les sels de baryte.

AZOTATES.

L'acide azotique ne forme que des sels neutres ou basiques, jamais de sels acides.

Dans les azotates neutres, l'oxygène de la base est à l'oxygène de l'acide :: 1 : 5.

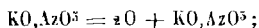
Dans les azotates basiques, pour 1 équivalent d'acide, il peut y avoir 2, 3 et même 6 équivalents de base.

Les azotates restent neutres en cristallisant dans l'acide azotique le plus concentré.

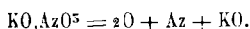
Comme tous sont solubles dans l'eau, sauf quelques azotates basiques (plomb, bismuth, mercure, etc.), on ne peut pas précipiter l'acide azotique de ses dissolutions en y versant des dissolutions d'autres sels, ainsi qu'on le fait pour l'acide sulfurique, l'acide carbonique, etc.

Tous les azotates sont détruits par la chaleur, avec dégagement d'oxygène, accompagné d'azote ou d'un des composés oxygénés de l'azote, suivant la température et la nature du sel.

Ainsi, les azotates alcalins donnent d'abord, au rouge, de l'oxygène et des azotites :

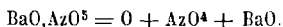


Puis, en poursuivant l'action du feu, il se dégage de l'oxygène, de l'azote, et il ne reste plus finalement qu'un oxyde alcalin :

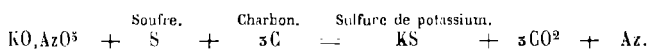
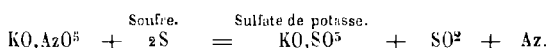
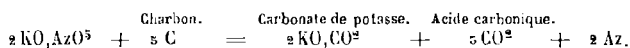


Les azotates anhydres de baryte, de plomb, donnent, dans les

mêmes circonstances, de l'oxygène, de l'acide hypoazotique et des oxydes :



Mélangés avec tous les corps très-avides d'oxygène, charbon, soufre, phosphore, arsenic, certains métaux, ils constituent des poudres qui déflagrent et produisent souvent de violentes explosions quand on les projette dans un têt (*fig. 156*) rouge de feu. Les produits varient avec les corps employés ; ainsi :



Ce dernier mélange, comme nous le verrons bientôt, n'est autre chose que la *poudre à canon*.

Il n'est donc pas étonnant que les azotates projetés sur les charbons ardents, fusent, scintillent plus ou moins fortement et en activent singulièrement la combustion, puisqu'ils sont une source abondante d'oxygène.

Les azotates peuvent être reconnus par un procédé très-sensible, qui consiste à les chauffer graduellement jusqu'au rouge dans un tube, ou mieux dans un petit appareil distillatoire, après les avoir préalablement mêlés avec le double de leur poids de potasse ou de soude caustique et une faible quantité de charbon.



Fig. 156 — Têt pour la déflagration des mélanges de nitre et de matières combustibles.

La décomposition de l'azotate et celle de l'eau en présence du charbon et d'un alcali produit du carbonate de potasse ou de soude et un dégagement d'ammoniaque. Ce dégagement d'ammoniaque facile à constater indique la présence de l'azotate, si l'on a pris soin de s'assurer, avant l'essai, que le corps examiné ne contient pas de sels ammoniacaux ni de matières organiques azotées.

Tous les azotates pulvérisés et arrosés d'acide sulfurique concentré laissent dégager à froid, et sans effervescence, des vapeurs blanches, d'une odeur piquante et rougissant le papier humide de tournesol placé au milieu d'elles.

En faisant chauffer leur dissolution avec le même acide, en même temps qu'on y introduit un tuyau de plume ou quelques débris de laine, ces objets de nature animale prennent une couleur jaune prononcée.

Si l'on ajoute de la limaille de cuivre aux azotates pulvérisés, et qu'on humecte le tout d'acide sulfurique étendu de son poids d'eau, il se produit des vapeurs rutilantes (fig. 157) à froid ou à l'aide d'une douce chaleur.

Si l'on ajoute dans leur dissolution concentrée de l'acide chlorhydrique et une feuille d'or, et qu'on chauffe légèrement ou qu'on abandonne pendant un certain temps, l'or se dissout en colorant la liqueur en jaune.

Si l'on verse dans leur dissolution un peu d'acide sulfurique et qu'on y introduise des cristaux entiers de sul-



Fig. 157. — Vapeurs rutilantes produites par un mélange d'azotate et de limaille de cuivre humecté d'acide sulfurique.



Fig. 158. — Matras d'essai.

fate de protoxyde de fer, au bout de peu de temps, à froid ou à chaud, la liqueur qui entoure immédiatement les cristaux prend une teinte pourpre ou d'un brun noir, due au bioxyde d'azote dissous, et cette teinte se communique à la masse entière du liquide, quand la quantité de l'azotate est suffisante.

Suivant M. Liebig, un bon moyen de découvrir les plus petites quantités d'azotate dans une liqueur, c'est d'ajouter à celle-ci un peu d'acide chlorhydrique pur ou de sel marin et de la faire chauffer dans un petit matras d'essai (fig. 158) avec quelques gouttes de sulfate d'indigo. Celui-ci de bleu qu'il était devient incolore, ou jaune si l'azotate est peu abondant. — Un 500^e d'acide azotique est aisément reconnu par ce moyen.

CHAPITRE VI

**ÉTUDE PARTICULIÈRE DES MÉTAUX ET DE LEURS
COMPOSÉS.**

De même que nous avons étudié en particulier les métalloïdes qui présentent de l'intérêt par leurs applications usuelles, de même nous devons nous occuper des métaux qui jouent un rôle plus ou moins direct dans l'industrie, la médecine et l'économie domestique. Les généralités qui précèdent nous faciliteront et abrègeront cette étude.

Sur les 50 métaux connus, 16 tout au plus méritent une mention spéciale, et encore, sur ce nombre, en est-il qui n'ont d'intérêt que par quelques-uns de leurs composés. Tels sont, entre autres, ceux des deux premières sections, dont je dois vous parler pour terminer cette seconde année du Cours.

DU POTASSIUM ET DU SODIUM.

Ces deux métaux, dont la découverte ne remonte, comme vous le savez, qu'à 1807, et est due à sir H. Davy, qui fit alors un si ingénieux emploi de la prodigieuse action décomposante du fluide électrique, sont les agents les plus puissants que la chimie possède, et, sous ce rapport, ils lui ont rendu d'immenses services et contribué à ses rapides progrès.

Leur affinité pour l'oxygène est si prononcée, qu'ils détruisent presque tous les composés oxygénés, les oxydes, les acides, les sels, les matières organiques. C'est grâce à eux qu'on a pu mettre en liberté plusieurs corps simples engagés dans des combinaisons très-stables, et qui avaient résisté jusque-là à tous les procédés ordinaires de décomposition.

Ainsi, le bore, le silicium, l'aluminium, le magnésium, le zirco-

nium, le glucynium, l'yttrium, l'uranium, n'ont été obtenus à l'état de pureté que depuis la découverte du potassium et du sodium.

Vous concevez bien qu'en raison de la promptitude avec laquelle ces deux métaux absorbent l'oxygène, il est impossible de les trouver dans la nature autrement qu'à l'état de combinaison; et, comme, d'un autre côté, leurs oxydes ont une très-grande affinité pour les acides, eux aussi ne se montrent jamais qu'à l'état de sels (carbonates, sulfates, phosphates, azotates, silicates, borates). Les chlorures de sodium et de potassium sont peut-être encore plus répandus, puisque toutes les eaux en renferment, et parfois, comme celles des mers, en de très-fortes proportions. Enfin, dans tous les organes des plantes et des animaux, il y a de ces divers composés du potassium et du sodium, qui paraissent être nécessaires à leur développement.

Lorsqu'on fait brûler à l'air libre les végétaux ligneux et herbacés, vous savez tous qu'on obtient pour résidu une poudre grisâtre qu'on appelle *endre*. Ce résidu se compose de toutes les substances minérales, fixes et indécomposables, que les végétaux avaient empruntées à la terre. Mais la nature de ces cendres varie suivant la composition des terrains où les plantes se sont développées. C'est ainsi que les plantes marines donnent des cendres plus ou moins riches en sels de soude, tandis que les plantes qui croissent dans l'intérieur des terres fournissent des cendres qui ne renferment guère que des sels de potasse.

En tous cas, dans ces deux espèces de cendre, on trouve des substances solubles dans l'eau et des substances insolubles. Voici, en général, leur composition :

Matières solubles.	Matières insolubles.
Carbonate de potasse,	Carbonates de chaux et de magnésie.
ou Carbonate de soude,	Phosphates de chaux et de magnésie,
Sulfate et phosphate de potasse,	Chaux et magnésie caustiques,
Chlorure de potassium ou de sodium,	Silice,
Silicate de potasse ou de soude,	Oxydes de fer et de manganèse,
	Charbon divisé.

Lorsqu'on lessive les cendres avec de l'eau, jusqu'à épuisement de toute matière soluble, on obtient des liqueurs qui ont une saveur âcre, une causticité plus ou moins forte; elles verdissent le sirop de violettes, font effervescence avec les acides qu'elles

neutralisent complètement. Elles peuvent aussi dissoudre les principes colorants, les substances grasses, et voilà pourquoi, depuis si longtemps, dans les ménages, on les fait servir, sous le nom de *lessives*, au nettoyage du linge. Elles doivent toutes leurs propriétés aux carbonates de potasse et de soude qui en forment la majeure partie.

Quant au résidu insoluble des cendres, on l'appelle communément *charrée*, et on en fait un grand usage comme engrais.

Potasses et sodes du commerce. — Les lessives de cendres des plantes terrestres évaporées jusqu'à siccité donnent une matière alcaline d'apparence saline qu'on désigne, dans les arts, sous le nom de *salin*, et sous celui de *potasse* quand il a été calciné au rouge dans des fours à réverbère¹. Il y a, dans le commerce, un grand nombre d'espèces de potasse, qu'on désigne par les noms des pays où elles sont fabriquées (*potasses d'Amérique, de Russie, de Pologne, de Riga, de Toscane, etc.*).

Les cendres des plantes marines ou maritimes, plus ou moins agglomérées et partiellement fondues, sont mises telles quelles dans le commerce sous le nom de *soude*², avec les noms des pays de production (*soude d'Alicante, de Ténériffe, de Narbonne, de Normandie ou de varechs, etc.*).

Les potasses sont colorées, au moins partiellement, en bleu verdâtre, en rouge, en jaune, par des oxydes métalliques; les sodes sont généralement brunes ou grises en raison du charbon qui s'y trouve interposé.

Les unes et les autres sont plus ou moins riches en carbonates alcalins, et c'est là seulement ce qui doit en établir la qualité et la valeur vénale. Plus une potasse ou une soude sature d'acide, meilleure elle est. C'est là le principe qui sert de base à l'*alcalimétrie*, ou à l'art d'apprécier la richesse de ces matières com-

¹ Le mot *potasse* vient de deux mots allemands, *potl-asche*, qui veulent dire *cendre de pot*, parce que autrefois la calcination du *salin* était opérée dans des pots de fer. Ce n'est que depuis 1787 que le mot *potasse* a remplacé dans les arts le nom d'*alkali végétal* ou *fixe*.

² Le mot *soude* vient du latin *soda* qui servait et qui sert encore à désigner, une espèce de plante marine, nommée en latin *salsola soda*, et en français vulgaire *kali*. Les cendres calcinées de cette plante reçurent les noms d'*alkali minéral, de salicote, de pierre de soude, etc.*, et, en 1787, Guyton de Morveau proposa celui de *soude* qui a été définitivement adopté.

merciales en alcali pur. Je vous en parlerai en détail dans le Cours de quatrième année.

On reconnaît les potasses et les sodes du commerce à leur saveur âcre et urineuse, à leur grande solubilité dans l'eau, à leur action sur le sirop de violettes qu'elles verdissent, et sur le tournesol rouge qu'elles ramènent au bleu, à la vive effervescence qu'elles font avec les acides les plus faibles. On les distingue les unes des autres par les caractères suivants :

Les potasses s'humectent au contact de l'air, et ne tardent pas à tomber en déliquescence. Leur solution étant filtrée et concentrée, ne donne pas de cristaux ; ce n'est que par l'évaporation à siccité qu'on peut obtenir le carbonate de potasse solide ; il est alors en poudre blanche, très-déliquescente.

Les sodes, au lieu d'attirer l'humidité de l'air, sont au contraire très-efflorescentes ; leur dissolution concentrée donne des cristaux qui sont des prismes rhomboïdaux, dont la forme rappelle à peu près celle d'une navette de tisserand (fig. 159).

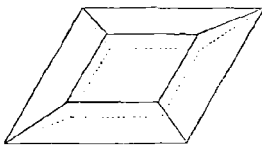


Fig. 159. — Forme cristalline du carbonate de soude.

Ces cristaux transparents et incolores deviennent bientôt opaques au contact de l'air, et se recouvrent d'une poussière farineuse, autrement dit, ils sont très-efflorescents.

Lorsque les guerres de la première révolution eurent interrompu le commerce entre la France et l'Espagne, les sodes de ce dernier pays cessèrent d'alimenter les savonneries de Marseille, les nombreuses verreries de l'intérieur, et il en résulta une perturbation générale dans l'industrie de cette époque. La Convention nationale fit alors un appel aux chimistes français, en réclamant d'eux des moyens d'extraire avec avantage la soude du sel marin.

De tous les procédés qui furent proposés à la Convention, c'est celui de Leblanc qui fut agréé et c'est encore celui qu'on suit de nos jours dans les grandes fabriques de Marseille, de Rouen, de Dieuze, de Lille, de Paris, etc., avec les heureuses modifications apportées dans son exécution par d'Arcet et Anfray.

Cette industrie de la soude artificielle, toute française, et l'une des plus importantes de nos temps modernes, que nous étudierons

avec soin dans la quatrième année du Cours, repose sur deux réactions qui se succèdent :

1° La conversion du sel marin en sulfate de soude et en acide chlorhydrique ;

2° La transformation du sulfate en carbonate de soude par sa calcination avec des proportions convenables de charbon et de craie.

Le résultat de cette dernière opération est une matière d'un noir rougeâtre, friable, d'une odeur un peu sulfureuse, qu'on appelle *soude brute*.

Cette soude raffinée fournit la poudre blanche connue dans le commerce sous le nom de *sel de soude* = NaO, CO^2 .

Enfin cette poudre étant dissoute dans l'eau, et la solution étant mise à cristalliser (*fig. 160*), donne un carbonate de soude presque pur, qu'on appelle vulgairement *cristaux de soude* = $\text{NaO}, \text{CO}^2 + 10 \text{HO}$. Ces cristaux renferment 62 pour 100 d'eau de cristallisation.

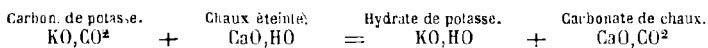
Il est peu de substances qui aient reçu autant d'applications utiles que les potasses et les sodes. Leur emploi le plus ancien et le plus fréquent est de servir au blanchissage du linge, au blanchiment de presque tous les tissus. — Les sodes sont la base des savons durs, et les potasses celle des savons mous. — Les unes et les autres sont indispensables à la fabrication du verre, des glaces, des cristaux. — Les potasses concourent à la préparation de plusieurs sels très-utiles (nitre, alun, bleu de Prusse, eau de Javelle, etc.). — Le *sel* et les *cristaux de soude* sont utilisés journellement dans les ateliers de teinture et d'impression, notamment pour dissoudre certaines matières colorantes et pour disposer les laines à recevoir celles-ci.

Potasse et soude caustiques. — Pour rendre les potasses et les sodes plus aptes à la fabrication des savons et au blanchiment des tissus, on les *caustifie*, c'est-à-dire qu'on leur enlève l'acide carbonique qui neutralise en partie leurs propriétés. Pour cela, on fait bouillir leurs dissolutions très-étendues avec une suffisante quantité de chaux vive (1 partie de potasse ou de soude, 10 à 12 parties d'eau et 1 partie de chaux éteinte), jusqu'à ce que la liqueur claire ne fasse plus effervescence avec les acides.



Fig. 160. — Cristallisation du carbonate de soude.

Dans ces conditions, la chaux s'empare de l'acide carbonique, passe à l'état de carbonate insoluble, et laisse dans la liqueur la potasse et la soude dépouillées de l'acide qui leur était combiné :



C'est à ces liqueurs caustifiées par la chaux, filtrées et concentrées rapidement hors du contact de l'air jusqu'à 36° de l'aréomètre, qu'on donne le nom de *lessives caustiques* ou des *savonniers*, et on appelle *potasse caustique à la chaux*, *soude caustique à la chaux*, les alcalis solides obtenus par l'évaporation à siccité des lessives. Si l'on soumet ces alcalis à la fusion ignée, et qu'on coule la matière fondue sur une plaque de cuivre ou dans une lingotière (*fig. 161*), le produit en plaques ou en cylindres prend

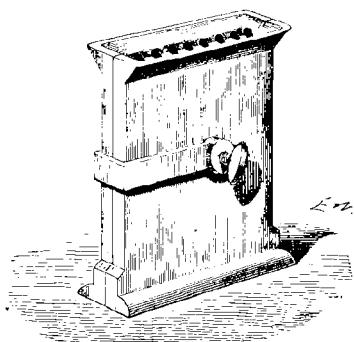


Fig. 161. — Lingotière.

le nom de *Pierre à cautères*, à cause de l'usage qu'on en fait en chirurgie pour ronger et désorganiser les tissus animaux.

On obtient les alcalis dans un plus grand état de pureté en versant de l'alcool bouillant sur la potasse ou la soude à la chaux et laissant en contact pendant quelque temps dans un flacon bouché à l'émeri. L'alcool dissout la potasse ou la soude caustique à l'exclusion de toute autre matière. La solution alcoolique décantée lorsqu'elle est devenue claire (*fig. 162*), évaporée dans un ballon jusqu'aux deux tiers de son volume en condensant les vapeurs alcooliques dans un récipient (*fig. 163*), puis chauffée dans une bassine d'argent jusqu'à la fusion ignée, et coulée dans cet état sur une plaque d'argent, fournit le produit qui porte dans les laboratoires le nom de *potasse* ou de *soude à l'alcool*.

Dans cet état, la potasse et la soude diffèrent beaucoup des matières qui portent les mêmes noms dans le commerce, puis-

qu'elles ne sont pas combinées à l'acide carbonique. Ce sont des hydrates, ainsi constitués :

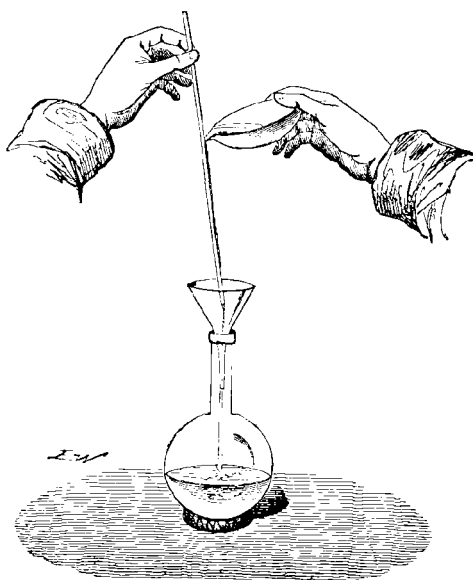


Fig. 162. — Décantation d'une liqueur et moyen de l'introduire dans un ballon sans en répandre au dehors.

Hydrate de potasse.

	En équivalents.	En centièmes.
Protoxyde de potassium . . .	1 équival. = 47	84
Eau combinée	1 équival. = 9	16
	1 équival. = 56	100

Hydrate de soude.

	En équivalents.	En centièmes.
Protoxyde de sodium	1 équival. = 31	77,66
Eau combinée	1 équival. = 9	22,34
	1 équival. = 40	100,00

Ces hydrates, très-stables puisqu'ils résistent à la température la plus élevée, sont en fragments, blancs et opaques. On doit les conserver à l'abri de l'air, parce qu'ils en absorbent rapidement l'acide carbonique. Celui de potasse y tombe, en outre, en déliquescence, tandis que celui de soude s'y effleurit.

Extraction du potassium et du sodium. — C'est en faisant réagir le fer décapé sur ces hydrates, à une très-haute tempé-

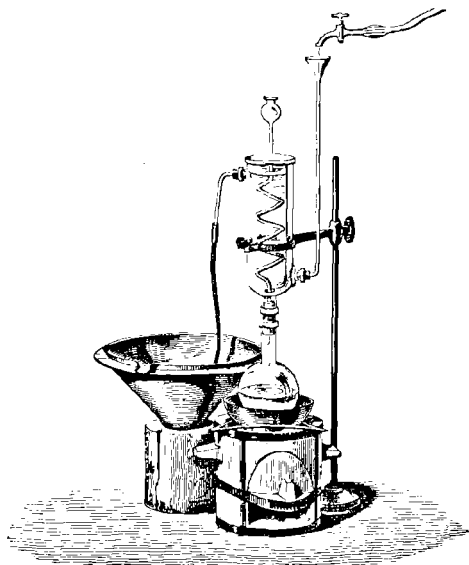
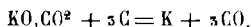


Fig. 165. — Concentration de la solution alcoolique de potasse hors du contact de l'air.

rature, que Gay-Lussac et Thenard ont obtenu, les premiers, en 1808, le potassium et le sodium en assez grande quantité pour en faire une étude complète.

Aujourd'hui, on suit dans les laboratoires, comme dans les fabriques, un procédé plus commode et plus productif, dont l'idée première est due à Curaudeau, mais qui a été très-heureusement perfectionné d'abord par Brunner de Berne, puis par M. H. Sainte-Claire Deville. Il repose sur ce fait qu'un mélange intime de carbonate alcalin et de charbon, suffisamment chauffé, donne des vapeurs de potassium ou de sodium et du gaz oxyde de carbone :



Comme le sodium est beaucoup moins oxydable que le potassium, qu'il est plus maniable par conséquent et d'une conservation plus facile, que son équivalent est moindre, que la matière première est moins chère, et qu'enfin il peut remplacer le potas-

sium dans toutes ses réactions, c'est exclusivement lui qu'on extrait en grand, avec une telle perfection qu'on réalise le rendement indiqué par la théorie, soit près de 436 grammes de métal par chaque kilogramme de carbonate de soude sec. Aussi son prix qui était, il y a vingt-cinq ans, de 7000 francs le kilogramme, en 1853 de 800 à 1000 francs, est-il descendu aujourd'hui à 6 ou 8 francs !

Voici, très en abrégé, comment on opère dans les usines :
On fait un mélange aussi intime que possible de :

1000 kil. de carbonate de soude sec,
450 — de houille sèche à longue flamme,
150 — de craie.

On le calcine, au préalable, 'au rouge vif dans des pots de fonte, afin d'en chasser toutes les matières volatiles et de réduire consi-

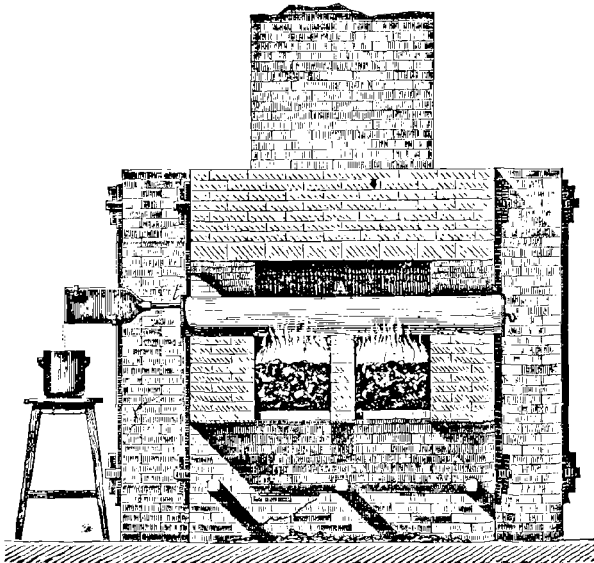


Fig. 161. — Extraction en grand du sodium.

dérablement son volume. Après son refroidissement, on l'introduit dans de longues cartouches de papier gris, du poids de 18 à 20 kilogrammes.

L'opération définitive s'effectue dans de gros cylindres de tôle

rivée, analogues aux tuyaux de poêle dont ils ont à peu près l'épaisseur. Ces cylindres A sont disposés horizontalement dans un long fourneau à réverbère (fig. 164). Lorsqu'ils sont parvenus à la température du rouge blanc, on y introduit rapidement les cartouches au moyen d'une rigole de tôle, et on ferme immédiatement l'orifice de chargement.

Les gaz carbonés provenant de la combustion du papier et de la réaction du charbon sur l'eau que le mélange a absorbée par

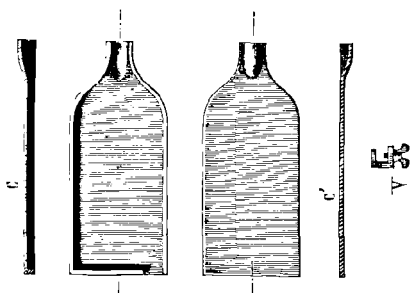


Fig. 165. — Récipient de MM. Donny et Mareska pour le potassium et le sodium.

son contact avec l'air, sortent par le trou de la bonde antérieure *t* et s'enflamment. Quand le sodium commence à se dégager, et on s'en aperçoit à la teinte jaune que prend la flamme, on ajuste au tube *t* un récipient formé de deux

plaques de tôle (fig. 165) dont l'une *C* forme le corps d'une boîte plate, et l'autre *C'* le couvercle. Ces plaques, disposées de champ, sont serrées par des vis *v v*, mais laissent une ouverture dans le bas pour que le sodium, qui s'y condense à l'état liquide, puisse couler dans une marmite de fonte *V* contenant de l'huile de schiste.

La calcination, qu'on pousse rapidement, dure de 1 heure 1/2 à 4. Le sodium est purifié par une simple fusion sous une couche d'huile de schiste; on le moule ensuite dans une lingotière en cylindres qu'on conserve dans l'huile de schiste ou de naphte.

Passons maintenant en revue les principaux composés du potassium et du sodium. Le plus important de tous, c'est le *chlorure de sodium*.

Chlorure de sodium, NaCl. — Voici certainement le corps le plus anciennement connu et le plus commun dans la nature. Son emploi, comme assaisonnement, remonte, en effet, aux premiers âges du monde, et il s'offre à l'homme sous deux états: en couches plus ou moins considérables dans le sein de la terre, et en

dissolution dans presque toutes les eaux superficielles, mais surtout dans celles des mers, de nombreux lacs et de certaines fontaines salées.

On donne les noms de *sel de roche*, de *sel gemme* au chlorure de sodium qu'on trouve à l'état solide dans les mines de l'Allemagne méridionale, de la Hongrie, de la Pologne, de l'Espagne, de l'Angleterre, de la France, de l'Afrique, des deux Amériques, etc.

L'exploitation de ces mines a lieu comme celle des carrières de pierres, soit à ciel ouvert, soit à l'aide de galeries souterraines ; on détache des masses plus ou moins considérables qu'on verse immédiatement dans le commerce. Quand le sel est impur, on le dissout et on le met à cristalliser. Souvent, comme dans les salines de la Souabe, de la Bavière, du Wurtemberg, de Bex en Suisse, de Salins dans le Jura, etc., on fait séjourner de l'eau dans les galeries, et quand elle est saturée de sel, on la soutire à l'aide de pompes et on la fait évaporer pour en obtenir le produit solide.

Une autre partie du *sel commun* ou *sel de cuisine* provient de l'exploitation de certaines sources salées, très-répandues dans toute l'Allemagne, ainsi qu'en France (Moselle, Meurthe, Doubs, Jura, Ariège, Basses-Alpes, Basses-Pyrénées).

Quand ces sources sont assez riches en sel marin, presque toujours, d'ailleurs, associé à des sulfates de chaux et de magnésie, on les fait immédiatement évaporer dans de grandes chaudières en fer, carrées, peu profondes et très-larges.

Lorsqu'elles sont trop peu salées, on les concentre d'abord, d'une manière économique, en les faisant passer à plusieurs reprises sur des masses de fagots d'épines jusqu'à ce qu'elles marquent de 18 à 20° au pèse-sel de Baumé. On termine alors leur concentration dans des chaudières en fer, ou bien, comme cela se pratique à Moutiers, dans la Tarentaise, en les faisant couler le long de cordes tendues verticalement sous des hangars.

Mais c'est surtout des eaux des mers que dans beaucoup de pays, en France notamment, on retire la majeure partie du sel marin nécessaire aux besoins de l'économie domestique, de la médecine, des arts industriels et de l'agriculture.

Composition des eaux de mer. — Les eaux de mer, vous le savez, ont une saveur salée, un peu amère et nauséabonde, et

par cela même elles sont impropres à la boisson, à la cuisson des aliments et à la dissolution du savon. Cela tient à ce qu'elles renferment un grand nombre de sels dont la quantité varie depuis 3 jusqu'à 4 pour 100 du poids de l'eau, et dont le chlorure de sodium fait la plus grande partie, quoiqu'il ne s'élève jamais à plus de 3 pour 100.

Voici, comme exemples, la composition des eaux de la Méditerranée et de l'Océan :

	Eau de la Méditerranée.	Eau de l'Océan.
Chlorure de sodium	27,22	25,10
— de potassium	0,70	0,50
— de magnésium	6,14	3,50
Sulfate de magnésie.	7,02	5,78
— de chaux	0,15	0,15
Carbonate de magnésie.	0,19	0,18
— de chaux	0,01	0,02
— de potasse.	0,21	0,23
Iodures, bromures et matières organiques .	traces	traces
Eau	958,36	964,54
	<hr/>	<hr/>
	1000,00	1000,00

Extraction du sel de mer. — Voici, en abrégé, comment on isole le sel marin de ces eaux.

Dans l'ouest de la France, dans les départements de la Charente-Inférieure, de la Loire-Inférieure, du Morbihan et de la Vendée, sur les bords de l'Océan; dans le Midi, sur les côtes de la Méditerranée, dans les départements de l'Aude, des Bouches-du-Rhône, du Gard, de l'Hérault, des Pyrénées-Orientales, du Var, de la Corse, on fait arriver l'eau de la mer dans des bassins assez profonds creusés sur la plage et tapissés d'argile; on les nomme *jas* dans l'Ouest, et *chauffoirs* dans le Midi. Elle y abandonne des sels de chaux et des substances étrangères en suspension. De là, elle est dirigée par des rigoles dans des bassins de moins en moins profonds, puis dans une infinité de compartiments où, par suite de l'évaporation continue qu'elle a éprouvée dans son immense parcours, elle ne tarde pas à abandonner du sel en cristaux.

On donne à l'ensemble de ces bassins évaporatoires le nom de *marais salants*. Je reviendrai plus en détail sur leur construction et le travail qu'on y exécute, dans la quatrième année du Cours. Ce qui précède suffit pour le moment.

Lorsque le dépôt du sel est assez considérable, on le ramasse

sur les bords des bassins, où on en forme des tas appelés *pilots* ou *mulons*, qu'on recouvre de paille ou de terre glaise et qu'on abandonne ainsi plusieurs mois. Le sel s'égoutte, se dépouille des corps déliquescents et se dessèche. On le livre ensuite au commerce. C'est le *sel gris*, dont la couleur est due à une petite quantité d'argile.

Ce sel gris, outre les matières terreuses qui le colorent, renferme toujours des sels de magnésie qui lui communiquent une saveur amère et la propriété de s'humecter à l'air, de là la nécessité de le *raffiner*. Ce raffinage consiste à précipiter la magnésie en ajoutant un lait de chaux à sa dissolution, à filtrer et à évaporer dans des chaudières à fond plat jusqu'à ce que le chlorure de sodium se dépose en cristaux blancs confus, qu'on enlève avec des écumoirs et qu'on fait sécher.

C'est alors le *sel blanc* du commerce qui, malgré un préjugé populaire, donne aux mets, sous le même poids et dans le même état de sécheresse, une saveur franche et salée plus prononcée que le *sel gris*.

Caractères essentiels. — Le chlorure de sodium cristallise en cubes (*fig. 166*) incolores, translucides, qui ne contiennent que de l'eau d'interposition, dont la quantité n'est jamais considérable. Ce n'est que dans les grandes chaudières de concentration des salines, maintenues à la température de 50 à 60°, qu'il prend la forme de *trémies* volumineuses (*fig. 167*), c'est-à-dire de pyramides creuses produites par la juxtaposition des cubes le long de leurs bords. Le sel cristallisé ainsi est très-recherché pour la salaison des morues.

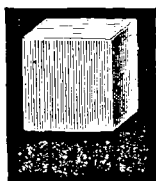


Fig. 166. — Cube de sel marin.



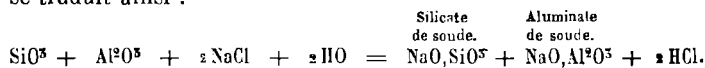
Fig. 167. — Trémie de sel marin.

L'eau froide en dissout presque autant que l'eau chaude, de 35 à 40 pour 100. Sa solution saturée ne bout qu'entre + 108 et

109° et ne se congèle que bien au-dessous de 0°. Cette circonstance, due à la grande affinité du sel pour l'eau, explique pourquoi l'eau de mer conserve sa liquidité dans les grands froids, tandis que l'eau des rivières se congèle.

Le chlorure de sodium éprouve la fusion ignée un peu au-dessus de la chaleur rouge. Chauffé plus fortement encore, il se volatilise dans un courant d'air, y répand des fumées blanches qui se condensent sur les corps froids qu'elles touchent. Refroidi, après sa fusion, il se présente en masse d'apparence cristalline et opaque.

La volatilité du sel marin a été mise à profit dès 1690 par les frères Ellers, pour vernir certaines poteries et quelques faïences. Vers la fin de la cuisson de ces poteries, on jette dans le four du sel marin qui se volatilise aussitôt et vient s'attacher, en poudre fine, aux parois des différents vases. Là, il se décompose sous l'influence de l'argile; l'eau en vapeur répandue dans le four, en se portant sur le sel, le transforme en acide chlorhydrique qui se dégage, et en soude qui produit, avec la silice et l'alumine des poteries, un enduit vitreux, mince et très-adhérent. Cette réaction se traduit ainsi :



Pour vous donner une idée de l'importance du composé dont je viens de vous parler, j'aurai recours à quelques chiffres concernant sa production et sa consommation.

La production française était évaluée, il y a cinq à six ans, à 650,000,000 kilogrammes, se répartissant ainsi :

Salines du Midi	300 millions.
— de l'Ouest	250
— de l'Est et des Pyrénées	100.

D'un autre côté, la consommation annuelle en absorbait 547,000,000 kilogrammes, à savoir :

Pour l'alimentation	370 millions.
— les diverses industries chimiques	50
— la grande et la petite pêche	60
— les salaisons de poissons sous la surveillance des douanes	7
— l'exportation	60
Reste en magasins	103
Total égal à la production	650

Azotate de potasse. — Un sel de potasse, qui joue dans nos sociétés modernes un rôle non moins grand que le chlorure de sodium, c'est l'azotate de potasse, plus connu sous les noms vulgaires de *nitre*, *sel de nitre*, *salpêtre*, *sel de pierre*.

Mais celui-ci, loin de servir à l'alimentation et à la conservation des matières utiles à l'homme, est presque toujours un instrument de destruction, puisqu'il est la base des poudres de chasse et de guerre, et en général de toutes les compositions pyrotechniques ou incendiaires.

Connu dans l'Orient dès l'antiquité la plus reculée, il reçut des Grecs et des Romains les noms de *nitron*, *nitrum*, d'où est venu notre mot français *nitre*.

État naturel. — Il se forme continuellement à la surface du sol dans une infinité de localités. Ainsi, dans les régions chaudes, comme en Chine, dans les Indes, en Perse, en Arabie, en Égypte, dans l'île de Ceylan, en Hongrie, en Espagne, etc., les grandes plaines se recouvrent, après la saison des pluies, d'abondantes efflorescences blanches de nitre, semblables au givre, qui se forment à mesure qu'on les enlève.

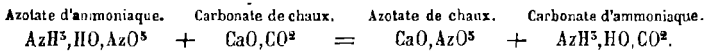
Dans nos climats tempérés, il se produit dans tous les lieux habités, bas, sombres et humides, où se rencontrent à la fois des matières organiques azotées et des bases alcalines, ainsi que cela a lieu dans les écuries, les étables, les bergeries, les caves, les celliers, les rez-de-chaussée des maisons ; mais alors il est ordinairement associé à des azotates de chaux, de magnésie, d'ammoniaque qui prennent naissance en même temps que lui.

Toutes les plantes qui croissent près des murailles ou dans les lieux pierreux, telles que la pariétaire, la mercuriale, l'ortie, la bourrache, la buglosse, la ciguë, le grand soleil, la morelle, le tabac, l'orge, le pastel, le raifort, le cochlearia, etc., en renferment abondamment.

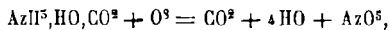
Nitrification. — Dans plusieurs contrées du Nord, on en provoque la formation, en construisant, à l'abri des courants d'air et dans un milieu humide, de petits murs peu épais avec de la terre calcaire poreuse, gâchée avec des charrées et de la paille ; on les couvre d'un toit et on les arrose de temps en temps avec

des urines. Au bout de l'année, ces matériaux sont très-riches en azotates qui viennent s'effleurir à leur surface.

La nitrification des terres dans les pays chauds se comprend très-bien quand on se rappelle que la foudre, en traversant l'air chargé de vapeurs aqueuses, détermine la formation d'une grande quantité d'acide azotique. Or, dans ces régions, les orages violents sont pour ainsi dire journaliers. L'acide azotique, rencontrant, au moment de sa naissance, l'ammoniaque de l'air, produit de l'azotate que les pluies amènent sur le sol; alors réagissant sur les carbonates alcalins qui s'y trouvent, ce sel donne lieu à des doubles décompositions, d'où résultent des azotates de potasse, de chaux, de magnésie, et du carbonate d'ammoniaque, ainsi que l'équation suivante le démontre :

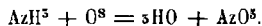


A son tour, le carbonate d'ammoniaque, se réduisant en vapeurs, est brûlé par l'oxygène de l'air, et fournit ainsi une nouvelle quantité d'acide azotique :



qui attaque directement les carbonates alcalins du sol et les change encore en matériaux salpêtrés.

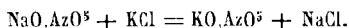
Dans les pays tempérés et froids, où les matières animales sont pour ainsi dire indispensables à la nitrification, il est évident que c'est l'ammoniaque qu'elles émettent pendant leur putréfaction qui est changée par sa combustion lente en acide azotique :



Extraction. — Dans les pays chauds où les terres sont naturellement salpêtrées et renferment beaucoup d'azotate de potasse, l'extraction de ce sel est fort simple. On enlève la couche superficielle du sol et on la lessive; les liqueurs claires fournissent immédiatement par la concentration et le refroidissement du nitre cristallisé en petites aiguilles d'un blanc grisâtre, qui nous arrive en Europe sous le nom de *salpêtre de l'Inde*. Il renferme parfois jusqu'à 20 pour 100 de sel marin et de matières terreuses. On est donc obligé de le raffiner.

Aujourd'hui en France et dans les autres parties de l'Europe, on tire parti de l'azotate de soude, ou *salpêtre du Chili*, que le commerce nous apporte en grandes quantités, et on le change en nitre au moyen du chlorure de potassium, résidu d'une foule d'opérations chimiques.

On fait dissoudre dans la plus petite quantité d'eau bouillante possible, 100 parties d'azotate de soude et 87,4 de chlorure de potassium et on concentre la liqueur par l'ébullition. La double décomposition suivante s'établit entre les deux sels :



Le sel marin se dépose pendant l'évaporation ; on l'enlève à mesure au moyen d'écumoirs, et quand il ne s'en sépare plus,

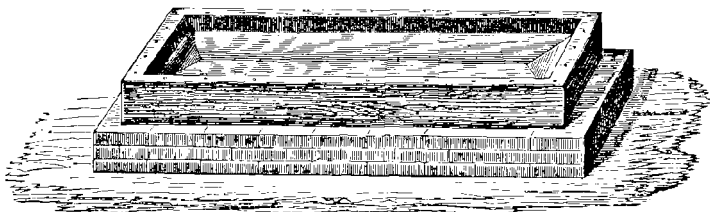


Fig. 168. — Bassin pour le refroidissement et la cristallisation confuse du nitre.

que la liqueur marque, d'ailleurs, 45° Baumé, on la fait couler dans de grands bassins (*fig. 168*). Là, on l'agite avec des râteliers de bois pendant son refroidissement pour n'avoir que des cristaux sableux, faciles à purifier.

Voilà, comme vous le voyez, une application industrielle de la *loi de Berthollet* sur les doubles décompositions des sels par la voie humide.

Je vous dirai plus tard quels sont les autres procédés pour obtenir le nitre, et le mode de raffinage qu'on applique aux salpêtres bruts pour les amener à l'état de sel pur.

Caractères essentiels. — On trouve l'azotate de potasse raffiné sous deux formes dans le commerce : 1° en masses blanches saccharoïdes, c'est-à-dire formées, comme le sucre en pain, par l'agglomération de particules grenues, cristallines et sans beaucoup d'adhérence entre elles ; 2° en poudre sableuse, parce qu'on a

écrasé ces masses et qu'on les a criblées à travers un tamis de laiton.

Ce sel est reconnaissable à sa saveur fraîche et piquante, à son inaltérabilité à l'air, à son peu de solubilité dans l'eau froide, mais à sa grande solubilité dans l'eau bouillante; sa solution saturée, qui bout à 115° 9, en renferme 335 parties pour 100 d'eau. Cette solution donne par le refroidissement des cristaux réguliers qui sont des aiguilles demi-transparentes ou de longs prismes à 6 pans terminés par des pyramides à 6 faces (fig. 169), souvent cannelés. Ces cristaux sont anhydres.

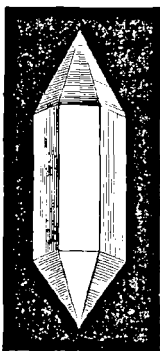


Fig. 169. — Forme cristalline de l'azotate de potasse.

Je n'ai pas à revenir sur ses caractères chimiques, puisqu'ils ont été exposés dans l'étude du genre *azotate*. En raison de sa composition et de la facilité avec laquelle il se décompose, on peut dire que c'est un véritable magasin d'oxygène à l'état solide, où l'industrie puise largement et commodément pour ses besoins. Ce n'est donc pas à tort que sa vivacité a fait dire d'un homme sujet à des mouvements de colère : « *Il est pétri de salpêtre.* »

Son principal emploi, c'est la fabrication de la poudre à tirer, qui offre trop d'intérêt pour que je n'y m'arrête pas quelques instants.

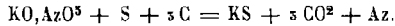
Poudre à tirer. — Cette poudre est un mélange intime de salpêtre raffiné, de soufre pur et de charbon léger et très-combustible, en proportions déterminées. Voici celles qui sont adoptées en France, pour 100 parties en poids :

	Salpêtre	Charbon.	Soufre.
Poudre de chasse	76,9	15,5	9,6
— de guerre	75,0	12,5	12,5
— de mine.	62,0	18,0	20,0

Le dosage que la pratique a trouvé pour la poudre de guerre s'éloigne peu de celui qu'indique la théorie :

1 équivalent d'azotate de potasse, =	101, soit en centièmes	74,8
— de soufre, =	16,	11,9
3 équivalents de charbon, =	18,	13,3
	<hr/>	<hr/>
	135	100,0

Lorsque ce mélange détone vivement, le soufre s'empare du potassium du salpêtre pour former un sulfure solide, tandis que tout l'oxygène du sel convertit le charbon en acide carbonique qui se dégage en même temps que l'azote; c'est ce que représente l'équation suivante :



C'est ce passage subit des éléments de la poudre de l'état solide à l'état gazeux, c'est l'expansion considérable des gaz qu'elle fournit due à la haute température développée par la réaction chimique, qui produisent, lors de sa détonation, une force si grande qui agit sur le mobile placé au-devant d'elle; cette force le chasse avec d'autant plus de rapidité que le développement des gaz est plus instantané et qu'il s'opère complètement avant que le mobile soit sorti du canon ou du fusil.

L'inflammation de la poudre a lieu vers 300°. Le grenage qu'on lui donne a pour but de rendre cette inflammation plus rapide et instantanée, car lorsqu'elle est en fines particules ou en morceaux compactes, elle ne s'enflamme que successivement et fait *long feu*.

Ce qui précède suffit en ce moment; dans le Cours de quatrième année, je vous apprendrai comment on fabrique la poudre dans les ateliers du gouvernement.

Cette composition explosive est d'origine chinoise, mais ce sont les Européens qui l'ont appliquée à l'art de la guerre dans le courant du treizième siècle et qui en ont perfectionné la préparation. Les Chinois ne l'employaient que pour les feux d'artifice. C'est encore de nos jours la base principale de ces mélanges pyrotechniques.

C'est à l'aide de la poudre ou des différents ingrédients qui lui sont analogues, que l'on parvient à projeter les bombes, à donner une puissance ascensionnelle aux fusées volantes, à imprimer un mouvement de rotation aux soleils tournants.

C'est en associant à la poudre ou au salpêtre des limailles de fer, d'acier, de cuivre et de zinc, de la résine, du camphre, du lycopode, du noir de fumée, etc., qu'on obtient des *feux* de diverses couleurs et des effets de combustion très-variés.

La limaille de fer donne de brillantes étincelles rouges et blanches, plus vives et plus nombreuses encore avec les limailles d'acier et de fonte.

La limaille de cuivre procure une flamme verte; celle de zinc une belle couleur bleu verdâtre; le sulfure d'antimoine une flamme plus bleue.

Le succin, la colophane et le sel marin produisent un feu jaune;

Le noir de fumée, une couleur rouge de diverses nuances;

Le vert-de-gris, un vert léger;

Le sulfate de cuivre associé au sel ammoniac, un vert olive;

L'azotate de strontiane, un rouge pourpre magnifique;

L'oxalate de soude, un très-beau jaune;

Le sulfure d'arsenic, un blanc très-éclatant;

Le camphre, une flamme très-blanche et aromatique;

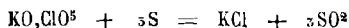
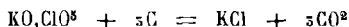
Le mica jaune, de très-belles étincelles jaunes, ce qui sert à faire les pluies d'or;

Le lycopode, une couleur rose et une flamme étendue; c'est cette dernière substance qu'on emploie sur les théâtres, à cause de sa grande inflammabilité, pour simuler les éclairs et les torches des féeries.

Chlorate de potasse. — Un sel de potasse qui a beaucoup d'analogie avec l'azotate pour la facilité avec laquelle il abandonne tout l'oxygène qu'il contient, c'est le *chlorate*, KO, ClO^5 , découvert par Berthollet en 1786 et étudié par Gay-Lussac en 1814. Nous nous en sommes déjà servi pour obtenir le gaz oxygène pur.

Ce sel s'offre en lames ou paillettes très-brillantes, inaltérables à l'air, d'une saveur fraîche, puis acerbe, et assez peu solubles dans l'eau. Il déflagre et augmente la combustion des charbons ardents encore plus vivement que le nitre.

Son mélange avec tous les corps combustibles (soufre, charbon, phosphore, métaux pulvérisés, sulfures métalliques, bois, résines, etc.), donne lieu à des poudres qui s'embrasent et détonent avec la plus grande facilité, soit par la chaleur, soit par le choc du marteau (*fig.* 170), soit par la trituration dans un mortier. C'est surtout la poudre faite avec 3 parties de chlorate, 1/2 partie de soufre et 1/2 partie de charbon, qui produit les détonations les plus brusques et les plus violentes. Dans tous ces cas, le chlorate passe à l'état de chlorure de potassium, en cédant tout son oxygène aux corps combustibles; exemples :



C'est vainement qu'on a essayé, à diverses reprises, de substituer le chlorate à l'azotate de potasse dans la fabrication de la poudre à tirer. La rapidité et l'énergie de la détonation détériorent

et font éclater les armes; et puis, d'ailleurs, la préparation, la conservation, le transport de cette poudre au chlorate présentent trop de dangers pour qu'on ait persisté à en faire usage. Les artificiers seuls continuent à faire entrer le chlorate dans certaines de leurs compositions, surtout dans celles destinées aux fusées.

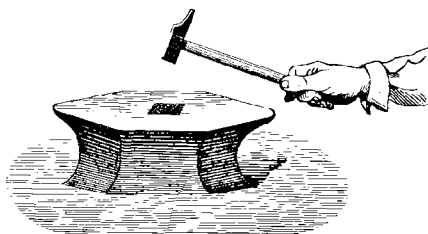


Fig. 170. — Poudre au chlorate détonant par le choc.

Ce sel jaunit et décrépite violemment au contact de quelques gouttes d'acide sulfurique, en émettant un gaz jaune, lourd et fétide, qui n'est autre que l'acide hypochlorique ClO^{h} . Si, à l'avance, le sel est mélangé de résine, de soufre ou de sciure de bois, une goutte d'acide sulfurique en détermine l'inflammation immédiate, parce qu'il met en liberté l'acide chlorique qui cède aussitôt son oxygène à la matière combustible.

On peut de la même manière faire brûler le phosphore sous l'eau. On exécute cette jolie expérience de la manière suivante :

On met dans un verre à pied 1 décilitre d'eau, 8 à 10 grammes de chlorate de potasse et quelques fragments de phosphore. On plonge ensuite au fond du verre l'extrémité effilée d'un petit entonnoir par lequel on fait écouler de l'acide sulfurique concentré (fig. 171). Dès que celui-ci arrive dans le liquide, il s'échauffe, réagit sur le sel et le phosphore, en déter-



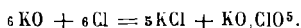
Fig. 171. — Combustion du phosphore sous l'eau au moyen du chlorate de potasse.

minant aussitôt la production de nombreux jets de lumière d'un fort bel effet.

C'est sur les réactions précédentes qu'étaient fondés les *briquets oxygénés* qui, dès 1808, entrèrent en concurrence avec les anciens briquets à pierre pour procurer de la lumière. Ils consistaient en allumettes soufrées imprégnées d'un mélange de chlorate, de matières combustibles, de gomme, qu'on mettait en contact avec de l'amiante imbibée d'acide sulfurique concentré et placée au fond d'un petit flacon d'étain. La décomposition du chlorate déterminait l'inflammation du mélange adhérent au bois. Ces briquets ont été remplacés avec avantage, vers 1832, par les *allumettes chimiques allemandes* dont il sera question plus tard.

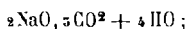
Préparation. — Le chlorate de potasse prend naissance toutes les fois qu'on fait passer un courant de chlore dans une dissolution concentrée de potasse caustique ou carbonatée. Il se forme, dans ce cas, par suite de l'élévation de température provoquée par la réaction, du chlorure de potassium très-soluble et du chlorate de potasse peu soluble, qui se dépose en écailles lorsque sa proportion dans la liqueur devient un peu considérable.

L'eau n'intervient, dans cette circonstance, que pour faciliter l'action du chlore sur l'oxyde métallique, qui se traduit ainsi :



Nous verrons dans le Cours de quatrième année que l'industrie produit ce sel d'une manière plus commode et plus économique.

Sesquicarbonat de soude. — On trouve en dissolution dans les eaux de plusieurs lacs d'Égypte, du Fezzan, de Hongrie, de la Perse, de la Mongolie, du Tibet, des Indes, du Vénézuéla (Amérique méridionale), un sel de soude, ainsi constitué :



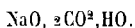
C'est donc du *sesquicarbonat de soude*.

Quand les lacs se dessèchent pendant la saison des chaleurs, ce sel se montre en efflorescences blanches, au fond de leur lit. La récolte s'en fait en Égypte et dans l'intérieur de l'Afrique, et le sel nous arrive à Marseille, en masses d'un blanc jaunâtre et d'apparence saline, d'une saveur à la fois salée et alcaline. Il est mêlé d'une assez forte proportion de sel marin.

Ce sel était autrefois beaucoup plus employé qu'il ne l'est aujourd'hui. Les anciens, qui ne connaissaient pas d'autre carbonate de soude, et qui le nommaient *natron* ou *nitrum*, l'appliquaient à la fabrication du verre et des lessives. On s'en sert encore, à Marseille, dans la fabrication du savon dur. — En Égypte, on le mêle au tabac en poudre, pour lui donner du montant, et lorsque l'art des embaumements était pratiqué dans ce pays, le natron servait à saler les cadavres et à aider ainsi à leur conservation. — Les Indiens du Vénézuéla le mâchent avec du tabac, pour exciter la salivation.

Bicarbonate de soude. — Un seul bicarbonate est employé, c'est celui de soude, qui existe dans un grand nombre de sources naturelles, notamment dans celles de Vichy et du mont Dore en Auvergne. — On en fait grand usage en médecine comme digestif et dans le traitement des affections calculeuses. C'est lui qui est la base des *pastilles de d'Arcet ou de Vichy*. Il sert aussi, comme vous l'avez vu précédemment, à la préparation des eaux gazeuses artificielles, du *soda-water* des Anglais.

On l'obtient, pour ces différents emplois, en soumettant à l'action de l'acide carbonique les cristaux de carbonate de soude du commerce qu'on humecte d'une petite quantité d'eau ; ils sont renfermés dans un vase en cuivre. En se saturant d'acide carbonique, le carbonate neutre abandonne 9 équivalents d'eau, et prend alors la composition suivante :



Il se présente en masses amorphes et opaques.

Borate de soude ou Borax. — Ce sel, que les Arabes nous ont fait connaître sous le nom de *Baurach*, d'où est venu notre mot français *borax*, est en dissolution dans nombre de lacs de l'Asie, notamment du Tibet, d'où il arrive en Europe en petits cristaux agglomérés, d'un jaune verdâtre, d'un toucher gras et onctueux ; c'est ce qu'on appelle le *borax brut* ou *Tinkal*, qu'on raffine en grand par solution et cristallisation.

C'est le chimiste hollandais Homberg qui, le premier, en 1702, reconnut que le borax est formé de soude et d'un acide particu-

lier qui prit, plus tard, le nom *d'acide borique*, lorsque Gay-Lussac et Thenard eurent démontré que c'est un composé de bore et d'oxygène.

Le borate de soude raffiné, $\text{NaO},_2\text{BO}^5 + 10\text{HO}$, est en cristaux prismatiques, volumineux (*fig. 172*), ayant une cassure vitreuse et une demi-transparence. Ils sont légèrement efflorescents, ont une saveur très-peu alcaline et douceâtre. L'eau les dissout assez facilement, et la solution verdit le sirop de violettes.

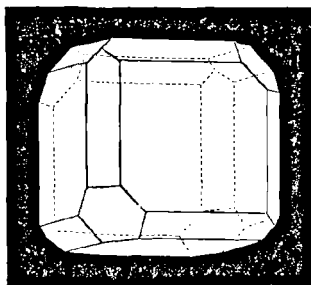


Fig. 172. — Borax prismatique.

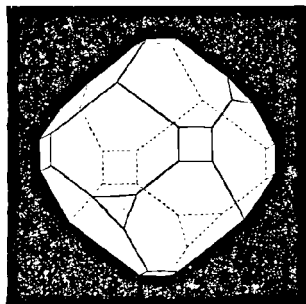


Fig. 175. — Borax octaédrique.

Quelquefois le borax est en cristaux octaédriques (*fig. 175*), non efflorescents, et beaucoup plus durs et plus denses que les premiers. Dans ce cas, il contient moitié moins d'eau de cristallisation et possède la formule suivante : $\text{NaO},_2\text{BO}^5 + 5\text{HO}$.

Ces deux variétés ont d'ailleurs les mêmes propriétés chimiques.

Ce qui caractérise surtout ce sel, c'est sa fusibilité au rouge en un liquide limpide qui, par le refroidissement, se fige en un verre incolore et transparent ; et de plus, sa propriété de dissoudre à chaud les oxydes métalliques et de fournir alors des verres diversement colorés suivant la nature de ceux-ci ; ainsi :

L'oxyde de manganèse le colore en violet ou en bleu, suivant sa proportion,
 — de fer — en vert bouteille ou en jaune,
 — de cobalt — en bleu violet très-intense,
 — de nickel — en vert émeraude clair,
 — de chrome — en vert émeraude foncé,
 — d'antimoine — en jaune,
 — de cuivre — en vert clair,
 — d'étain lui donne l'apparence de l'opale.

Vous concevez, d'après cela, le parti qu'on peut tirer de ces faits pour l'analyse des minéraux. Il suffit donc de fondre une petite quantité de la matière minérale avec du verre de borax sur un charbon à l'aide du chalumeau (fig. 174), pour obtenir une coloration qui indique la nature de l'oxyde métallique qui s'y trouve.

Lorsqu'on n'a à sa disposition que des parcelles de matière, on se sert d'un fil de platine dont l'un des bouts est courbé en

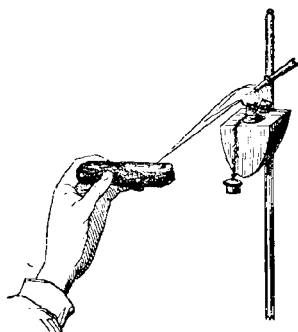


Fig. 174. — Essai d'un minéral par le verre de borax au chalumeau.

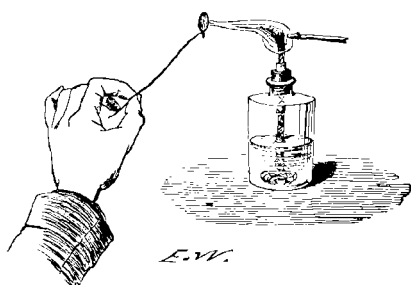


Fig. 175. — Essai avec le verre de borax en petit.

forme d'anneau (fig. 175) ; on fait rougir celui-ci au chalumeau et on le roule dans du verre de borax pulvérisé ; on le reporte ensuite dans la flamme qui forme une perle incolore entre les branches de l'anneau. Sur cette perle, on fait tomber la poussière minérale, et en chauffant de nouveau à la lampe, on obtient la coloration du verre.

Voilà ce qu'on appelle un essai de *docimasie*, art qui a pour objet, comme son nom tiré du grec (*j'éprouve*) l'indique, de déterminer la nature chimique d'un minéral métallique.

C'est surtout comme dissolvant des oxydes métalliques que tous les ouvriers qui travaillent les métaux, orfèvres, bijoutiers, serruriers, chaudronniers, etc., font un si grand usage du borax pour *décapier* et maintenir à l'abri de l'oxydation par l'air les pièces métalliques qu'il s'agit de souder.

D'un autre côté, il entre comme fondant dans la composition de certains verres, du strass, des émaux, des vernis ou couvertes des faïences fines et des porcelaines tendres de fabrication an-

glaise, enfin dans celle des couleurs employées sur le verre et la porcelaine.

Acide borique. — Il est vrai que fort souvent il est remplacé par son acide, l'*acide borique*, que l'on extrait maintenant en grandes quantités de plusieurs lacs ou *lagoni* de Toscane.

Cet acide qui, lorsqu'il est pur, est en jolies écailles d'un éclat nacré, sans odeur, à peine sapides et très-peu solubles dans l'eau, a pour caractères distinctifs d'être indécomposable par le feu, fusible au rouge, volatil dans un courant de vapeur, et de communiquer à l'alcool, à l'esprit de bois, la propriété de brûler avec une flamme d'un beau vert.

Dans le Cours de quatrième année, je vous dirai comment on exploite les *lagoni* de la Toscane pour en retirer l'*acide borique*, et l'usage que l'on fait de celui-ci pour la fabrication en grand du borax artificiel qui remplace actuellement le borax de l'Inde.

DU CALCIUM.

Il en est du calcium, comme de tous les métaux des deux premières sections, on ne le trouve jamais dans la nature qu'à l'état salin.

Ses composés sont nombreux et plus répandus peut-être que ceux du potassium et du sodium, puisque ce sont eux qui constituent ce qu'on appelle les *terrains* et les *roches calcaires*, les plus communs à la surface du globe, les bancs de *pierres à plâtre*.

Ce sont eux encore qui forment le squelette osseux des grands animaux, la coquille des œufs des oiseaux, la carapace des crustacés (*écrevisses*, *homards*, etc.), le test ou coquille des mollusques (*colimaçons*, *huîtres*, *moules*, etc.), les polypiers (*coraux*, *madrépores*, etc.); ces derniers se développent parfois avec une telle abondance qu'ils produisent des îles émergentes et des récifs qui gênent la navigation dans les vastes mers du Sud.

Enfin, ces mêmes composés entrent comme partie essentielle dans les organes de presque toutes les plantes.

De tous ces composés du calcium, le plus abondant, le plus

utile, sans contredit, c'est le *carbonate de chaux*. Commençons donc par lui.

Carbonate de chaux. — J'ai déjà parlé trop souvent du carbonate de chaux pour qu'il soit nécessaire de revenir sur sa composition. Vous savez que c'est lui qu'on désigne sous le nom général et vulgaire de *calcaire*.

Mais il s'offre dans la nature sous des formes bien variées, et sous chacune d'elles il reçoit un nom différent et des applications spéciales.

1. Calcaire spathique ou cristallisé. — Il se montre fréquemment cristallisé régulièrement, et, chose curieuse, il affecte alors deux formes incompatibles, à la manière du soufre. En effet, tantôt ses cristaux dérivent d'un rhomboïde obtus (*fig. 176*), et quand

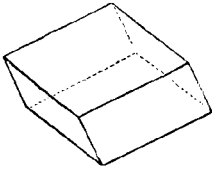


Fig. 176. — Forme primitive du spath d'Islande.

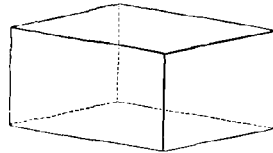


Fig. 177. — Forme primitive de l'Arragonite.

ils sont incolores et transparents, ils sont connus sous le nom de *spath d'Islande*. Tantôt ses cristaux sont des prismes rectangulaires (*fig. 177*), d'un blanc laiteux, qui portent le nom d'*Arragonite*.

C'est donc un nouvel exemple de dimorphisme; c'est même le premier cas connu dans la science.

2. Calcaire saccharoïde ou marbre blanc. — Fréquemment le carbonate de chaux est en masses saccharoïdes, c'est-à-dire formées de grains brillants, comme le sucre, et le plus ordinairement d'un beau blanc, ou à peine colorées, demi-transparentes et assez dures. Ces masses ont évidemment éprouvé une ébauche de cristallisation.

Cette variété de calcaire constitue les *marbres blancs ou statuaires*, qui servent exclusivement aux sculpteurs; tels sont ceux de Carrare, dans le duché de Modène, de l'île d'Elbe, de l'île de Paros en Grèce, etc.

3. Calcaire compacte ou marbre de couleur. — Quant aux *marbres* de toutes couleurs destinés à la décoration et à l'ameublement des édifices, ils appartiennent à une autre variété de calcaire qui est en masses compactes, à tissu serré, sans aucun indice de cristallisation.

Il y en a de colorés en noir par un peu de bitume, tels sont ceux de Namur, de Dinant (Belgique); d'autres offrent sur un fond noir des veines ou des taches blanches, comme dans les environs de Mons; beaucoup, colorés en rouge par l'oxyde de fer, montrent des veines ou des taches nuancées, comme la *griotte d'Italie*, le *marbre du Languedoc*, le *surancolin* des Pyrénées; plusieurs sont formés de fragments de diverses couleurs réunis par un ciment calcaire; c'est alors ce qu'on appelle des *brèches* ou *brocatelles* (marbres de l'Ariège, d'Aix, d'Andalousie, etc.); enfin certains sont uniquement composés de coquilles brisées; on les nomme *lumachelles* (environ de Troyes, de Narbonne, Jura, Brest, etc.)

Ces marbres compactes se trouvent dans presque toutes les chaînes de montagnes; les plus connus et les plus employés sont ceux d'Italie, de Belgique et de France. Ils sont l'objet d'une branche de commerce de la plus haute importance.

On leur donne le poli en frottant leur surface avec des poudres dures (grès, sable argileux, pierre ponce, émeri, colcothar, limaille de plomb mélangée de noir de fumée). Les frictions avec ces diverses substances sont répétées un très-grand nombre de fois.

4. Calcaire lithographique. — C'est encore un calcaire compacte, susceptible de poli, qui sert à la *lithographie* et qui permet de remplacer les planches de cuivre par des pierres polies sur lesquelles on dessine, avec un crayon gras, l'image que l'on veut reproduire sur le papier. C'est un chanteur du théâtre de Munich, Senefelder, qui a créé cet art au commencement du siècle. Les meilleures pierres lithographiques se trouvent en Bavière sur les bords du Danube; il y en a aussi en France, notamment à Avèze près le Vigan (Gard), à Châteauroux (Indre), etc.

5. Pierre à bâtir. — Plus fréquemment on rencontre le carbonate de chaux amorphe disposé par bancs ou assises d'une plus ou moins grande épaisseur dans les terrains secondaires et tertiaires, tantôt enfoncés sous le sol, tantôt s'élevant à sa surface en colli-

nes, en montagnes et même en chaînes de montagnes, comme les Pyrénées, le Jura, les Vosges, les Apennins, une grande partie des Alpes.

Cette sorte de calcaire, d'une texture et d'une dureté variables, entamée facilement par les instruments tranchants, et non susceptible de poli, constitue les diverses variétés de *pierre à bâtir*, depuis les plus tendres des environs de Rouen, de Lille et de Paris, jusqu'aux pierres dures de Château-Landon (Seine-et-Marne), des environs de Caen, de Sainte-Ylie (Jura), de Grimaud (Yonne), de Soignies et de Rombaux en Belgique, etc.

Ces pierres calcaires, dont les couleurs sales varient entre le blanc, le gris et le jaune isabelle, sont bien certainement celles qui rendent le plus de services à la société, car elles forment les meilleurs matériaux pour l'architecture, et partout où elles se trouvent ou peuvent être amenées à peu de frais, il est rare qu'on en emploie d'autres pour les constructions.

On les nomme *pierres de taille* lorsqu'elles sont en *gros blocs*, et *moellons* lorsque les fragments ne dépassent pas 17 décimètres cubes. On les distingue en *pierres dures* et en *pierres tendres*; les premières, très-compactes, pouvant être mises en usage au sortir de la carrière, sont des calcaires *siliceux*, c'est-à-dire mêlés d'une certaine quantité de silice à laquelle ils doivent leur dureté et leur compacité. Les secondes sont des calcaires *coquilliers*, c'est-à-dire entremêlés de nombreux débris de coquilles ou d'empreintes d'animaux marins ou fluviaux; elles ont un tissu lâche, plus ou moins poreux, à grains grossiers; elles contiennent beaucoup d'eau, aussi les laisse-t-on sécher longtemps à l'air après leur extraction, afin d'éviter des lézardes dans les constructions. La plupart, d'ailleurs, éclatent par la gelée; aussi les désigne-t-on par le nom spécial de *pierres gélisses* ou *gélives*.

6. **Craie.** — La *craie* est une variété de carbonate de chaux à tissu lâche, à cassure terreuse, de couleur blanche, si tendre et si friable qu'elle tache les doigts, aussi l'emploie-t-on surtout pour écrire ou dessiner sur le bois, et pour toutes les peintures à la colle, dites *peintures en détrempe*.

On a soin, toutefois, d'en séparer autant que possible le sable qu'elle contient; pour cela, on l'écrase, on la délaye dans une

grande masse d'eau, et, après quelque temps de repos, on décante le liquide blanc, comme lactescent, qui la tient en suspension. Les figures 178 et 179 représentent en petit cette opération qui porte le nom de *lévigation*. Une fois la craie déposée, on la fait sécher et, lorsqu'elle est en consistance convenable, on la moule en cylindres ou en *pains* dont on achève la dessiccation à l'air. C'est alors ce qu'on appelle à Paris le *blanc d'Espagne*, le *blanc de Meudon*, à Rouen le *blanc de Dieppedalle*, à Lille le *petit blanc*, en Champagne le *blanc de Troyes*, etc.



Fig. 178. — Vase où la craie délayée dans l'eau abandonne son sable.

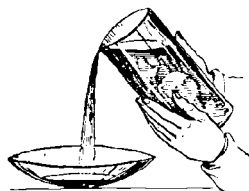


Fig. 179. — Décantation de l'eau tenant la craie en suspension pour la séparer du sable.

Les couches de craie, placées à la partie supérieure des terrains de sédiment moyen, forment le sol de contrées entières, comme en Pologne, en Angleterre, en France (Champagne, côtes de la Manche, environs de Rouen, etc). D'après les observations d'Ehrenberg de Berlin, il y a dans la craie deux parties bien distinctes, l'une minérale, l'autre organique ou, autrement dit, composée de l'accumulation d'une quantité infinie de débris d'animaux microscopiques à coquilles appartenant à deux familles distinctes, les *polythalamies* et les *nautilites*.

7. Calcaire incrustant. — Tufs. — Travertins. — Je vous ai déjà dit que le carbonate de chaux est en dissolution dans la plupart des eaux terrestres à la faveur d'un excès d'acide carbonique. Eh bien ! il y a des sources qui en sont tellement chargées, qu'elles le laissent déposer dès qu'elles ont le contact de l'air. C'est ce qui donne lieu à ces amas plus ou moins considérables de calcaire qu'on désigne sous les noms de *tuf* et de *travertin*, et à ces *inscrustations*, appelées improprement *pétrifications*, qu'on remarque sur le trajet de ces sources ; les fragments de bois, les mousses, les coquilles, les objets de toute sorte mouillés par elles se recouvrent promptement de particules calcaires qui se moulent

sur eux de manière à en reproduire les formes extérieures et à leur donner l'apparence de la pierre.

Ces sources *incrustantes* sont assez communes dans les terrains calcaires; les plus célèbres sont celles de Saint-Philippe en Toscane, de Sainte-Allyre et de Saint-Nectaire dans le Puy-de-Dôme, du Sprudel à Carlsbad, etc.

8. **Stalactites.** — **Stalagmites.** — Les espèces de cristallisations qu'on admire dans nombre de grottes des terrains calcaires, et qu'on désigne sous les noms de *stalactites* et de *stalagmites*, ont la même origine, ainsi que vous allez facilement le comprendre.

Les eaux saturées de carbonate de chaux venant à s'infiltrer dans les fissures des pierres situées à la voûte des cavités souterraines, et à suinter à travers le tissu lâche et poreux de cette voûte, elles laissent par leur évaporation les molécules de calcaire à sec. Celles-ci se recouvrent incessamment de nouvelles molécules, et il résulte bientôt de cette agglomération continuelle des tubes, des cylindres qui pendent à la voûte des cavernes, et qui souvent descendent jusqu'à terre, absolument comme ces concrétions de glace qui se forment en hiver sous l'égoût des

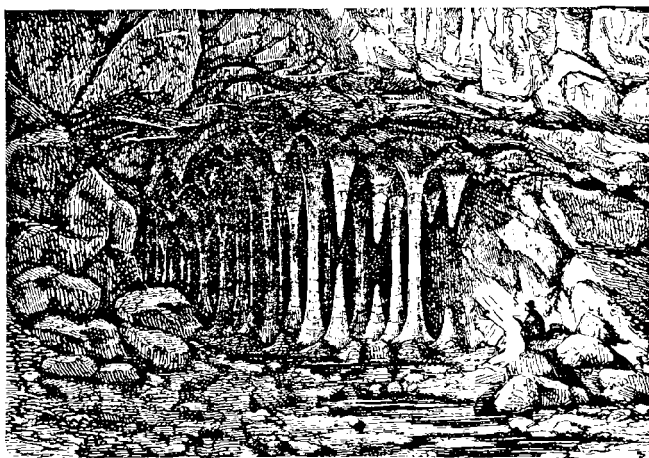


Fig. 180. — Grotte à stalactites et à stalagmites.

toits auxquels elles restent suspendues. Mais une partie du liquide, en tombant de la voûte sur le sol, y produit d'autres dépôts

composés de couches ordinairement ondées, ou des protubérances, des extensions, dont les figures varient à l'infini.

On appelle *stalactites* les concrétions qui pendent ainsi à la voûte des cavernes, et *stalagmites* celles dont la formation est due à la chute du liquide sur le sol (fig. 180). Lorsque ces dernières sont en grandes masses susceptibles d'être taillées et polies, elles constituent ce qu'on appelle l'*albâtre* dans les arts; on en fait des coupes, des vases élégants, des châssis de pendule, et une foule d'objets pour la décoration des édifices.

Fabrication de la chaux. — Quelles que soient les variétés, les formes, l'origine du carbonate de chaux, il possède toujours les mêmes propriétés chimiques. La plus importante, au point de vue pratique, est sa décomposition sous l'influence de la chaleur.

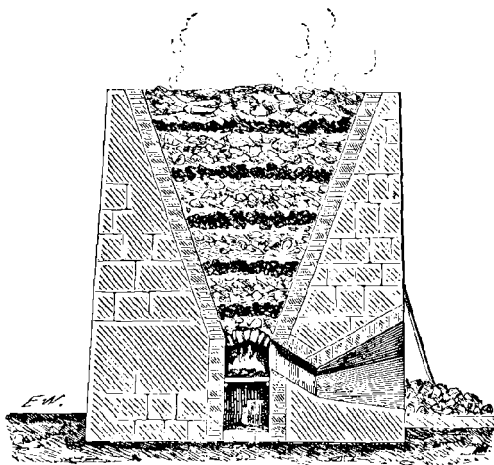


Fig. 181. — Four à chaux continu à la houille.

Nous avons déjà vu que le résultat de cette décomposition est ce qu'on appelle la *chaux caustique*. Dans les arts, on choisit de préférence, pour obtenir cette matière si utile, les *calcaires grossiers* ou la *Pierre à chaux*, et l'on opère la cuisson ou calcination de ces pierres dans des constructions en maçonnerie qu'on appelle, pour cette raison, *fours à chaux*. Il faut que les pierres soient humides pour qu'elles abandonnent plus facilement leur acide car-

bonique ; dans tous les cas, la température doit s'élever jusqu'au rouge.

Fours à chaux continus. — On introduit la pierre à chaux, avec de la houille, par lits alternatifs, dans des fours tantôt coniques, tantôt ovoïdes, qu'on remplit jusqu'à la partie supérieure qu'on laisse ouverte, et on allume par le bas ; le charbon prend successivement feu dans toute la hauteur ; la vapeur d'eau et l'acide carbonique sortent par le haut entraînés par le courant d'air qui s'élève dans le four (*fig. 181*). Celui-ci marche d'une manière continue, car au fur et à mesure qu'on enlève la chaux cuite par le bas, on enfourne par le haut de nouvelles quantités de calcaire et de charbon.

Fours à chaux intermittents. — On opère quelquefois d'une manière intermittente, surtout quand on cuit au bois. Dans ce cas, on dispose la pierre à chaux en gros morceaux, sous forme de voûte, de manière à laisser libre le bas du four, puis on achève de remplir la cavité avec des morceaux de moins en moins gros, en ayant soin qu'ils laissent entre eux assez d'interstices pour le passage de la fumée. On emploie comme combustible des fagots, et, par économie, des bottes de bruyères, de joncs marins ou des

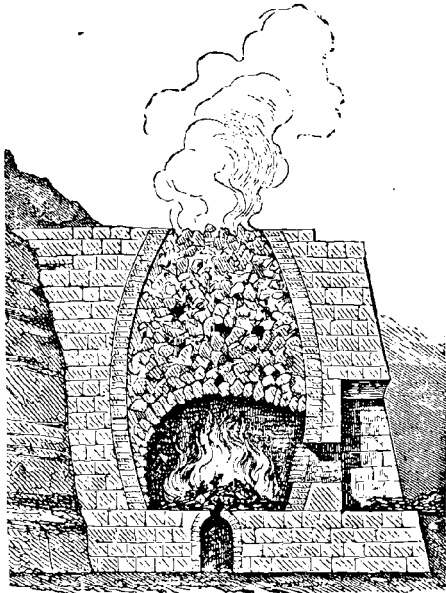


Fig. 182. — Four à chaux intermittent au bois.

bouffées de brindilles de bois et menus débris des coupes dans les forêts, qu'on introduit successivement dans le foyer par une ouverture latérale de la maçonnerie (*fig. 182*).

Dès que la flamme sort du haut du four sans être accompa-

gnée de fumée, on diminue progressivement le feu, on laisse un peu refroidir, puis on tire la chaux, afin de recommencer une autre opération, sans attendre que les parois du massif soient trop refroidies.

Chaux vive ou caustique. — La chaux, récemment cuite, porte le nom de *chaux vive*; c'est du protoxyde de calcium anhydre, CaO . Elle est en fragments irréguliers, d'un blanc grisâtre. Elle a une grande causticité, qu'elle perd peu à peu au contact de l'air, en absorbant tout à la fois de l'humidité et de l'acide carbonique; elle tombe en poussière, ou se *délite*, comme on dit vulgairement; elle est alors changée en hydrate et en carbonate de chaux :



Elle a une si grande affinité pour l'eau, qu'elle l'absorbe avec promptitude, s'échauffe jusqu'à près de 300° , se fendille en craquant et en émettant d'abondantes vapeurs aqueuses; elle augmente beaucoup de volume ou *foisonne*, comme l'on dit en termes techniques, et finalement elle se réduit en une poudre blanche et légère qui n'est presque plus caustique; c'est alors un hydrate, CaO,HO , contenant 25 pour 100 d'eau, que les maçons désignent sous le nom de *chaux éteinte*.

Cette chaux éteinte ou hydratée, délayée dans une grande quantité d'eau, forme ce qu'on appelle vulgairement le *lait de chaux*. En laissant reposer ce liquide trouble, la partie claire constitue l'*eau de chaux* des laboratoires. Ce liquide n'est pas très-riche en chaux, car celle-ci est fort peu soluble, et chose curieuse, l'eau froide en dissout plus que l'eau bouillante; en effet, à 15° , une partie de chaux n'exige que 778 parties d'eau pour se dissoudre, tandis qu'à 100° , il lui en faut 1270 parties. — L'eau sucrée s'en charge d'une bien plus grande quantité que l'eau pure.

Diverses sortes de chaux commerciales. — La chaux obtenue en grand dans les fours dont il a été question précédemment est loin d'être pure, et, suivant la nature des calcaires employés, les substances étrangères qu'elle renferme et ses qualités présentent d'assez grandes différences.

Sous ce dernier rapport, on distingue trois sortes de chaux, à savoir : la *chaux grasse*, la *chaux maigre* et la *chaux hydraulique*.

1^o Chaux grasse. — La première est la plus pure de toutes ; elle provient de la calcination de la craie, des marbres et des calcaires compactes les moins souillés de matières étrangères. Elle se délite facilement et foisonne beaucoup par l'extinction, jusqu'à 2 fois $1/2$ son volume, en donnant une poudre blanche, qui forme avec l'eau une bouillie très-liante et onctueuse qui lui a valu le nom de *chaux grasse*.

Mortiers ordinaires. — C'est cette chaux qu'on emploie en agriculture pour donner aux terres trop argileuses l'élément calcaire indispensable à la plupart des plantes domestiques ; c'est elle aussi qui, associée à des proportions convenables d'eau et de sable, entre dans la confection des *mortiers*, servant depuis les temps les plus reculés à réunir et à souder, pour ainsi dire, les moellons et les pierres de construction.

Ces mortiers doivent leur durcissement à l'action lente de l'acide carbonique de l'air qui transforme la chaux en carbonate, mais la solidification ne pénètre pas toujours dans toute la masse qui, dans l'intérieur, reste humide et pâteuse. Dans tous les cas, pour que ces mortiers agrègent suffisamment les matériaux, il faut que la *carbonatation* s'opère peu à peu et non d'une manière brusque.

2^o Chaux maigre. — On appelle *chaux maigre* celle qui, provenant des calcaires siliceux et magnésiens, renferme beaucoup de sable, de magnésie et d'oxyde de fer, ce qui l'empêche de se déliter et de foisonner sensiblement ; elle ne forme avec l'eau qu'une pâte courte et peu liante, aussi les mortiers dans lesquels elle entre n'ont que peu de ténacité.

3^o Chaux hydrauliques. — Quant aux *chaux hydrauliques*, ce sont celles qui donnent avec l'eau une pâte courte ne prenant à l'air qu'une médiocre consistance, tandis qu'elle durcit considérablement sous l'eau au bout de quelques jours. C'est cette dernière propriété qui les rend si précieuses pour toutes les constructions hydrauliques.

Ce sont uniquement les calcaires argileux qui les produisent, et suivant les proportions relatives de silice, d'alumine, et, dans quelques cas, de magnésie qu'ils renferment, ils donnent des chaux

plus ou moins hydrauliques, c'est-à-dire qui demandent un temps plus ou moins long pour faire *prise dure* sous l'eau.

Avec 10, 15, 35 pour 100 d'argile, les chaux deviennent de plus en plus hydrauliques, et quand elles n'en renferment pas naturellement, il suffit de leur en ajouter avant la cuisson pour qu'elles acquièrent cette propriété à un degré plus ou moins prononcé.

Par conséquent c'est bien l'argile qui est la cause de l'hydraulicité de certaines chaux. D'après le célèbre ingénieur français Vicat, la solidification de ces chaux sous l'eau tient à ce que, par la cuisson des calcaires argileux, il se forme des silicates de chaux, d'alumine et de magnésie disséminés au milieu de la chaux vive en excès. Plus tard, lorsqu'on vient à gâcher ce mélange avec l'eau, les silicates s'hydratent, cristallisent et enlacent dans leurs aiguilles, qui s'entre-croisent en tous sens, les particules de chaux vive en excès, de sorte qu'il se produit par là un tout solidaire, excessivement dur et compacte, que l'eau, même l'eau de mer, ne peut plus attaquer.

On fabrique de très-bonne chaux hydraulique en cuisant convenablement un mélange intime de 4 parties de craie et 1 partie d'argile. C'est cette chaux, mise en pâte consistante et additionnée de 2 parties de sable, qui sert à la construction des égouts, des réservoirs d'eaux, des canaux, des écluses, des ponts, des fortifications, etc.

Ciments. — Lorsqu'on associe au calcaire de 33 à 40 pour 100 d'argile et qu'on cuit convenablement, on obtient une chaux éminemment hydraulique qui acquiert sous l'eau la dureté de la pierre, souvent au bout d'un quart d'heure. On lui donne le nom de *ciment romain*, bien improprement, puisque les Romains ne l'ont pas connu. Le *ciment Portland* des Anglais est analogue à cette chaux hydraulique artificielle.

On rend instantanément la chaux grasse hydraulique, en la gâchant avec des proportions convenables de ces argiles poreuses ou arénacées qu'on appelle *pouzzolanes* et *trass*, qui existent en abondance auprès des volcans, au Vésuve, en Auvergne, à Andernach sur les bords du Rhin.

Mortiers hydrauliques. — **Bétons.** — C'est avec ces mélanges de chaux grasse et de pouzzolanes qu'on fait les mortiers hydrauliques modernes, supérieurs, ou tout au moins égaux en qualité

aux mortiers des Romains. En y ajoutant 2 à 3 fois leur volume de pierres poreuses ou cavernueuses en petits fragments anguleux, on en forme ce qu'on nomme des *bétons*, qui prennent en quelques jours une très-grande solidité. C'est avec eux qu'on établit les fondations de ces digues, de ces jetées, de ces murs, de ces piles de ponts qui s'enfoncent sous la mer.

Vicat, l'auteur de toutes ces belles découvertes, a fait réaliser à l'État des économies qui se traduisent par des millions.

Sulfate de chaux. — Un autre sel de chaux qui, comme le carbonate, joue un rôle important dans les constructions, c'est le *sulfate*, qui porte les noms vulgaires de *gypse*, de *sélénite*, de *Pierre à plâtre*.

Ses diverses espèces naturelles — Bien moins commun que le précédent, il ne se trouve que dans certaines localités, favorisées sous ce rapport, et dans quelques étages des terrains secondaires et tertiaires. C'est surtout dans ces derniers qu'il se montre en grande quantité, en bancs plus ou moins épais, séparés les uns des autres par des couches de marne et d'argile. Le bassin de Paris est très-riche en cette espèce minérale, et les collines arrondies qui sont au nord de la capitale, telles que celles de Montmartre, de Pantin, de Belleville, de Ménilmontant, sont exploitées, dès avant le quatorzième siècle, pour fournir de la pierre à plâtre, non-seulement à presque toute la France, mais même à l'Angleterre et à l'Amérique. On peut dire que Paris doit une grande partie de sa richesse à ses carrières de calcaire et de gypse.

Ce gypse se présente le plus souvent en masses d'un blanc jaunâtre, à structure grenue, dans lesquelles on voit miroiter de petites lames brillantes et comme nacrées. Ces masses sont assez friables et si tendres que l'ongle y trace aisément un sillon. C'est là la *Pierre à plâtre des Parisiens*, le *plâtre cru* du commerce, qui n'est jamais chimiquement pur; car il renferme de 3 à 15 pour 100 d'argile, de carbonate de chaux et d'oxyde de fer.

D'autres fois, il est en masses saccharoïdes, d'un blanc de neige, ayant tout à fait l'apparence du marbre statuaire, mais avec une forte translucidité qui lui donne un aspect particulier. C'est alors l'*albâtre blanc* ou *gypseux* qu'on travaille et qu'on polit pour en faire des objets d'ornement. On le distingue très-bien de l'*albâtre*

calcaire, dont il a été question précédemment, à sa tendreté, à sa fragilité, et surtout à ce qu'il ne fait pas effervescence, comme ce dernier, avec les acides. Les albâtres de Volterra en Toscane sont exploités et mis en œuvre de toute antiquité; ils sont uniques au monde.

On trouve aussi le gypse sous forme de cristaux prismatiques volumineux, ou en fines aiguilles, en lames, en rosaces, en lentilles. Parfois ses lames atteignent à d'assez grandes dimensions et présentent la forme des anciens fers de lance ou d'un fer de flèche (fig. 185). Elles peuvent se subdiviser en feuillets excessivement minces, au moyen d'un couteau; elles sont alors transparentes et décomposent la lumière en produisant de fort jolis effets de couleur; les Romains s'en servaient en guise de vitres, avant l'invention du verre, de là le nom de *Pierre spéculaire* qu'ils donnaient au gypse lamelleux, du mot latin *speculum*, qui veut dire *miroir*. Les carriers donnent à cette variété les singuliers noms de *Pierre à Jésus*, de *miroir d'âne*.

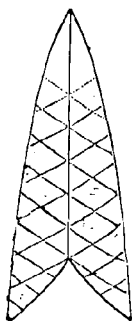


Fig. 185.
Gypse en fer de lance.

Sous les diverses formes que je viens de vous signaler, le sulfate de chaux est un hydrate contenant 20 pour 100 d'eau de combinaison: on le représente par la formule $=\text{CaO},\text{SO}^5,2\text{HO}$.

On trouve dans les terrains anciens un sulfate de chaux anhydre, CaO,SO^5 , que les minéralogistes appellent *anhydrite* ou *karsténite*; on l'utilise seulement comme pierre de construction.

Propriétés. — Le sulfate de chaux ordinaire ou hydraté est si peu soluble dans l'eau, qu'il faut 1 litre de ce liquide à $+55^\circ$ (point maximum de solubilité du sel) pour en dissoudre 2 grammes $1/2$. Mais sitôt qu'on y ajoute son volume d'alcool, tout le sel se dépose en poudre blanche.

Je vous ai déjà dit que les eaux naturelles chargées de sulfate de chaux sont dites *séléniteuses*, *dures* ou *crues*, et que ce sont les plus mauvaises de toutes. Vous savez comment on les rend propres aux usages domestiques.

Lorsqu'on délaye dans l'eau ce sel en poudre fine, il s'y comporte comme du sable ordinaire, et ne peut former ainsi une pâte

liée et consistante. Pour lui donner la propriété de *faire-prise* avec l'eau, c'est-à-dire de former une masse ferme, qui devient bientôt très-dure et résistante, il faut l'exposer à une température comprise entre 100 et 150°, de manière à lui faire perdre les 20 pour 100 d'eau de cristallisation qu'il contient.

Plâtre. — Sa cuisson. — Dans cet état, il prend, dans les arts, le nom de *plâtre cuit* ou simplement de *plâtre*, d'un mot grec qui veut dire *façonner, mouler*, et il sert comme matière plastique dans les constructions.

La *cuisson* du plâtre, qui n'est en réalité qu'une simple dessiccation, s'effectue habituellement dans des fours qui ressemblent

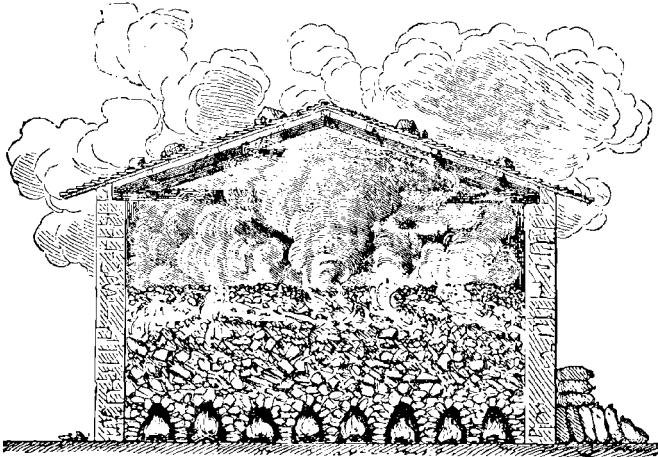


Fig. 184. — Four à plâtre

beaucoup aux fours à chaux (*fig. 184*). Le plus ordinairement on ne fait usage que de bois, et on conduit le feu doucement pour obtenir une température aussi égale que possible dans toute la masse. La flamme, en traversant les intervalles des blocs de *plâtre cru*, fait dégager l'eau. Mais cette calcination est toujours très-imparfaite ; aussi le plâtre obtenu est-il un mélange de 3 qualités, dont deux sont inertes pour le maçon : ce sont celles du haut du four qui n'ont pas été assez chauffées, et celles du bas, voisines du foyer, qui l'ont été trop ; elles ne font pas prise avec l'eau.

On obtient de meilleurs résultats en utilisant la chaleur perdue des fours à coke, comme on le voit dans la figure 185, qui repré-

sente un four à coke *a*, envoyant sa flamme et ses gaz chauds par les conduits *b*, *c* à la partie inférieure d'une grande chambre placée en arrière *f*, remplie de plâtre cru en morceaux.

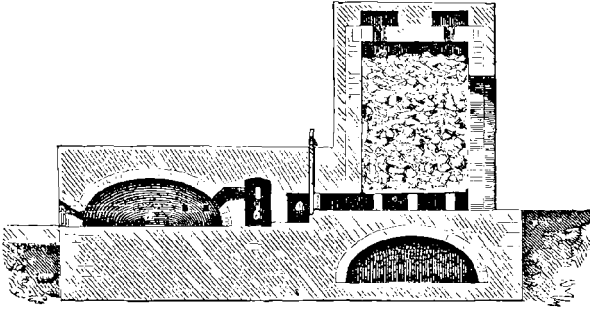


Fig. 185. — Four à coke et à plâtre des environs de Paris.

Quel que soit le mode employé, lorsque la cuisson est terminée, on broie le plâtre et on le conserve à l'abri de l'air, afin qu'il ne s'évente pas, c'est-à-dire qu'il ne reprenne pas d'humidité, ce qui lui ôterait, en grande partie du moins, sa propriété de faire prise avec l'eau quand on le *gâche*.

Le plâtre récemment cuit et bien préparé dégage toujours de la chaleur lorsqu'on le met en présence de son volume d'eau, ainsi que le font les maçons lorsqu'ils veulent l'employer soit comme ciment, soit pour revêtir les murs de briques ou de moellons, les cloisons intérieures et les plafonds des appartements.

La solidification du plâtre gâché s'explique aisément. Le sulfate anhydre reprend assez rapidement les deux équivalents d'eau que la cuisson lui a fait perdre, se solidifie par conséquent, et cristallise en fines aiguilles qui s'entrelacent, se feutrent pour ainsi dire et forment bientôt une masse très-serrée.

Le plâtre se gonfle toujours au moment de sa solidification, surtout s'il est pur; c'est l'effet qui accompagne ordinairement les cristallisations confuses. Cette propriété le rend très-propre au *moulage*, parce qu'en augmentant de volume il prend mieux l'empreinte des traits les plus fins du moule.

Pour diminuer ce gonflement, dans le cas où il deviendrait nuisible à leurs travaux, les ouvriers ajoutent au plâtre, au moment du gâchage, diverses poussières, cendres, suie, etc.

Quand on veut le durcir, on y ajoute de l'alun, du sulfate de zinc, ou du silicate de potasse.

Stuc. — Quand on veut en faire du *stuc*, qui imite si bien le marbre dont il possède le poli, la finesse et les belles couleurs, mais sans en avoir la dureté, *stuc* qu'on emploie avec avantage dans l'intérieur des appartements pour faire des lambris, des colonnes, des parquets, etc., on gâche le plâtre le plus fin avec une solution chaude de colle de Flandre, et on y ajoute des oxydes métalliques différemment colorés suivant les teintes des marbres que l'on veut reproduire. On moule ensuite ce mélange et, quand il est sec, on en polit les surfaces.

Emploi du plâtre en agriculture. — Indépendamment de l'immense consommation qu'on en fait pour les travaux du bâtiment, le sulfate de chaux a reçu une autre destination non moins intéressante; depuis 1765, grâce au pasteur Mayer, de Kupferzell en Argovie, on l'emploie à la dose de 200 à 400 kilogrammes par hectare pour activer le développement et augmenter le rendement des prairies artificielles, notamment des sainfoins, trèfles et luzernes. On se sert généralement dans ce cas du plâtre cuit; mais le plâtre cru est tout aussi efficace, pourvu qu'il soit réduit en poudre fine.

Inconvénients des eaux calcaires et séléniteuses. — Je n'abandonnerai pas les sels de chaux sans vous apprendre combien ils sont quelquefois préjudiciables aux travaux de l'industrie.

1^o *Engorgement des conduites d'eau.* — Non-seulement les eaux qui les contiennent en dissolution ne sont plus propres, comme vous le savez, aux principaux usages domestiques, quand elles en sont très-chargées, mais encore elles deviennent la cause d'inconvénients fort graves, tels que l'engorgement des tuyaux de conduite de certaines sources, les dépôts et incrustations dans les chaudières et les générateurs à vapeur.

Ainsi, par exemple, la source d'Arcueil, près Paris, a obstrué bien des fois, par ses concrétions calcaires, les tuyaux qui amènent ses eaux dans l'intérieur de la capitale, et il a fallu faire passer dans ces tuyaux des torrents d'acide chlorhydrique pour dissoudre le carbonate de chaux déposé en couches assez dures, en le transformant en chlorure de calcium soluble.

2^o *Incrustation des chaudières à vapeur.* — Ainsi, encore tous les jours, dans nos usines, les parois internes des chaudières à vapeur se trouvent revêtues, incrustées de couches plus ou moins épaisses d'une matière dure qu'on appelle *calcin* dans les ateliers et qui est un mélange, à proportions variables, de sulfate et de carbonate de chaux, de carbonate de magnésie, de silice, d'alumine et d'oxyde de fer. Ces différentes substances s'isolent de l'eau bouillante par suite de leur peu de solubilité, et pendant les intervalles de repos, dans la nuit, les sels cristallisent et forment un dépôt dur et adhérent au métal, qu'on ne peut enlever qu'avec peine avec des instruments acérés.

Ce calcin, s'interposant entre le métal et l'eau des chaudières, retarde la transmission de la chaleur, nécessite plus de frais de chauffage; de plus, il détermine souvent l'altération des vases ou du moins la dislocation des joints de la tôle; enfin, il devient parfois la cause d'explosions redoutables.

Il faut donc éviter, autant qu'on le peut, de faire servir des eaux calcaires et séléniteuses à l'alimentation des chaudières à vapeur, et lorsqu'il n'en peut être autrement, il faut les purifier. Le moyen le plus simple, c'est de les recevoir dans de vastes réservoirs et d'y ajouter assez de chlorure de baryum ou d'hydrate de baryte, que le commerce livre aujourd'hui à bas prix, pour précipiter à la fois la chaux, l'acide sulfurique, l'acide carbonique, l'alumine et l'oxyde de fer. L'eau séparée du dépôt est alors utilisable.

Une bûche de chêne qu'on enferme dans la chaudière, en même temps que l'eau calcaire et séléniteuse, suffit pour empêcher les incrustations de s'y former. Seulement, tous les mois, on *purge* la chaudière, en faisant écouler le dépôt boueux qui s'y trouve, et qui n'adhère plus au métal.

On parvient également à détacher et à dissoudre les incrustations anciennes, et on s'oppose ensuite à leur formation, en introduisant, de temps en temps, dans les chaudières une certaine quantité de sel ammoniac.

DU MAGNÉSIUM.

État naturel. — Voici un métal qui n'est connu dans son état de liberté que depuis 1830, grâce à M. Bussy, et qui offre ceci de

remarquable que ses composés naturels, carbonate, sulfate, azotate, phosphate, silicates, chlorure, accompagnent presque partout les composés correspondants du calcium avec lesquels, d'ailleurs, ils sont isomorphes.

Ainsi, la plupart des calcaires renferment plus ou moins de carbonate de magnésie en mélange, et il y a même une roche fort abondante dans les Alpes du Saint-Gothard, en couches puissantes dans nos départements du Sud et du Sud-Ouest, qui est un carbonate double de chaux et de magnésie, $\text{CaO}, \text{CO}^2 + \text{MgO}, \text{CO}^2$; les minéralogistes lui ont donné le nom de *dolomie*.

Les mêmes sels sont associés dans les eaux calcaires, et avec eux se trouvent dans les eaux des mers du sulfate de magnésie et du chlorure de magnésium.

Le sulfate de magnésie suit habituellement le sulfate de chaux dans les couches terrestres, mais il domine dans plusieurs lacs d'Asie et dans certaines sources, à Epsom en Angleterre, à Sedlitz, à Egra, à Seidchutz en Bohême. On l'en extrait depuis longues années pour les besoins de la médecine, ce qui lui a valu dans le commerce, les noms de *sel d'Epsom* ou *d'Angleterre*, *sel de Sedlitz*.

L'azotate de magnésie se forme en même temps que celui de chaux et se montre dans les *matériaux salpêtrés*.

Avec le phosphate de chaux, qui constitue presque entièrement le squelette osseux des animaux, apparaît encore du phosphate de magnésie.

Les silicates de chaux et de magnésie sont les principes essentiels des minéraux désignés sous les noms de *pyroxène* et *d'amphibole*. Plusieurs autres espèces minérales ne contiennent toutefois que des silicates de magnésie presque purs; telles sont, entre autres :

Le *talc* ou *craie de Briançon*, $\text{MgO}, 2\text{SiO}^5$, employé comme fard pour adoucir la peau, pour faire les crayons pastels, pour satiner le papier, apprêter les tissus de coton, dégraisser la soie, composer certaines couleurs; les bottiers s'en servent en guise de savon;

L'*écume de mer*, $\text{MgO}, \text{SiO}^5, \text{HO}$, qui se trouve en Asie Mineure, et dont on fait des pipes très-estimées;

La *stéatite* ou *Pierre de lard*, $3\text{MgO}, 4\text{SiO}^5, n\text{Aq.}$, qui sert comme pierre à porcelaine dans les fabriques anglaises, et dans certains

pays à faire des crayons, à détacher les étoffes : les femmes indiennes en font des galettes qu'elles mangent avec délices ;

La *magnésite de Salinelle* ou *Pierre à détacher*, $MgO, 2SiO_5, 5H_2O$, qui se trouve dans le département du Gard, et y remplace la terre à foulon et même le savon pour nettoyer et détacher les étoffes de laine ;

La *serpentine*, silicate et hydrate de magnésie, qui forme des couches considérables dans les terrains anciens, qu'on exploite pour la décoration, la confection des mortiers de pharmacien, de marmites, de poêles, de fourneaux, qui résistent d'autant mieux à l'action du feu qu'ils sont infusibles et durcissent par son action prolongée. C'est à cause de ces derniers emplois qu'on l'appelle vulgairement *Pierre ollaire*.

Il est remarquable que toutes les roches magnésiennes, et notamment les silicates dont je viens de parler, ont un toucher gras et onctueux comme le savon.

Oxyde du magnésium. — Le magnésium ne forme qu'un seul oxyde, qui est une base énergique et qui, malgré sa presque insolubilité dans l'eau, verdit très-bien le sirop de violettes et possède une saveur amère qu'il communique à tous ses sels ; voilà pourquoi les anciens chimistes le nommaient *terre amère* ; on l'appelle habituellement *magnésie caustique* ou *calcinée*. C'est l'Écossais Black qui, en 1755, l'a distingué de la chaux avec laquelle on l'avait confondu jusqu'alors.

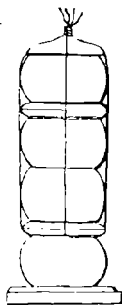


Fig. 186.
Préparation de la magnésie caustique.

Magnésie caustique. — La magnésie est une poudre blanche, légère, sèche au toucher, infusible. On l'obtient en calcinant au rouge sombre le carbonate de magnésie hydraté.

On introduit ce sel, sans le tasser, dans des pots en terre qu'on superpose au nombre de 5 ou 6 (*fig. 186*), après avoir usé leurs bords avec du sable pour qu'ils s'adaptent exactement les uns sur les autres. A l'exception du pot inférieur, tous les autres sont percés d'une large ouverture à leur fond ; l'ensemble est maintenu par des fils de fer.

Au bout de deux heures environ, toute l'eau et l'acide carbo-

nique du sel sont expulsés, et la poudre qui reste ne fait plus d'effervescence avec les acides. Quand elle a été trop chauffée, elle est devenue presque insoluble dans ces derniers.

Les médecins l'administrent à la dose de 8 à 16 grammes pour purger, et, à plus petites doses, pour faire disparaître les *aigreurs* de l'estomac, c'est-à-dire pour neutraliser les acides qui s'y développent par suite de digestions laborieuses. C'est également le meilleur contre-poison de l'eau forte, de l'acide sulfurique, de l'acide arsénieux. Dans tous ces cas, on la délaye dans l'eau avant de la faire avaler aux malades.

Magnésie blanche. — La *magnésie blanche* des pharmaciens est un mélange de carbonate et d'hydrate de magnésie = $3(\text{MgO}, \text{CO}^2) + (\text{MgO}, \text{HO}) + 3\text{HO}$, qu'on obtient en versant un excès de carbonate de soude dans une solution bouillante de sulfate de magnésie: il se dégage de l'acide carbonique et il se forme un précipité floconneux, qui devient pulvérulent par l'ébullition; on le lave, et quand il est suffisamment égoutté, on le moule en gros pains prismatiques qu'on fait sécher rapidement pour les avoir blancs et très-légers.

On s'en sert aussi pour combattre les *aigreurs* de l'estomac, et dans l'impression des tissus.

Extraction du magnésium. — Quant au magnésium métallique, MM. Deville et Caron nous ont appris, en 1857, à l'obtenir en assez grande quantité en décomposant le chlorure de magnésium anhydre par le sodium. Voici l'interprétation de la réaction :



On pratique l'opération en mélangeant intimement 600 grammes de chlorure de magnésium anhydre, 100 grammes de sodium en morceaux, 100 grammes de sel marin fondu et 100 grammes de fluorure de calcium pur, et introduisant le tout dans un creuset de terre bien rouge de feu qu'on couvre aussitôt. Un bruit strident annonce la réaction; quand elle est terminée, on retire le creuset du feu, on agite la matière, pendant qu'elle se refroidit, avec une tige de fer, pour rassembler le magnésium en un seul culot qui vient nager à la surface.

Comme dans cet état il n'est pas pur, on le chauffe au rouge vif

dans une nacelle de charbon, enfermée elle-même dans un tube de même nature dans lequel on fait passer lentement un courant d'hydrogène; le métal se volatilise et va se condenser dans les parties froides de l'appareil.

600 grammes de chlorure de magnésium fournissent, par ce moyen, 45 grammes de magnésium.

Lorsque le courant d'hydrogène est rapide, il entraîne un peu de poussière métallique tenue en suspension, et si l'on y met le feu, on a une des plus belles flammes qu'on puisse produire.

Propriétés du magnésium. — Le magnésium a la blancheur et l'éclat de l'argent. C'est le plus léger de tous les métaux en usage, puisque sa densité est de 1,75. Il est plus malléable que ductile; il se lime très-bien et se brunit à merveille. Il fond à 500° et se volatilise vers 1000°.

Il se conserve assez bien à l'air, quand il est pur et que sa surface est polie; mais lorsqu'on le chauffe un peu au-dessus de son point de fusion, ou quand il est en fils, lorsqu'on l'approche d'une flamme, même celle d'une bougie, il s'enflamme en produisant une lumière blanche, éclatante, au milieu de laquelle on distingue de temps en temps des aigrettes d'un bleu indigo. Le produit de la combustion est de la magnésie infusible.

Légèrement chauffé, il s'enflamme dans le chlore, sur l'acide chlorhydrique. Il se dissout facilement dans les sels ammoniacaux, en dégageant de l'hydrogène.

L'ensemble de ses propriétés le rapproche plus du zinc que de tout autre métal.

Usages. — Le magnésium peut être appelé le *métal de l'éclairage*, car la lumière qu'il produit dans sa combustion est bien plus intense que celle de tout autre combustible.

A cet égard, M. Bunsen a constaté : 1° qu'un fil d'un tiers de millimètre de diamètre répand en brûlant autant de lumière que 74 bougies ordinaires du poids de 100 grammes chacune; 2° qu'un décigramme de ce métal, brûlant au sein du gaz oxygène, a un éclat égal à celui de 110 bougies.

On peut donc se servir avec avantage d'une lampe au magnésium pour l'éclairage des mines et des carrières, pour celui des phares et pour les signaux en mer pendant la nuit. Les physiiciens l'utilisent maintenant pour leurs expériences d'optique, de même que

les photographes l'ont adopté pour reproduire les objets pendant la nuit ou dans des cavités souterraines, car son action photogénique est tout à fait comparable à celle du soleil, sauf qu'elle est 36 fois moins énergique. C'est avec un éclairage pareil qu'on a pu photographier l'intérieur des égouts de Paris, des catacombes, des pyramides d'Égypte, des églises gothiques, etc.

DU BARYUM

Il a été question bien des fois, dans les leçons antérieures, de la baryte et de ses sels, l'azotate et le chlorure, comme des meilleurs réactifs pour constater dans les liquides la présence de l'acide sulfurique libre ou combiné.

C'est le moment de vous apprendre comment on prépare ces composés. Ils proviennent de deux espèces minérales du baryum, dont je dois vous dire quelques mots.

Sulfate de baryte. — Il y a, dans une infinité de gites métallifères, notamment dans ceux de cuivre, d'argent, de plomb, d'antimoine, de la Saxe, de la Bohême, de la Hongrie, de la Styrie, de la Sibérie, du Tyrol, de l'Angleterre, de la France (Puy-de-Dôme), un minéral remarquable par ses masses saccharoïdes, ses cristaux volumineux, transparents, le plus souvent en octaèdres à base cunéiforme (fig. 187) et sa grande densité, qui s'élève jusqu'à 4,7. Désigné par les naturalistes, à cause de ce dernier caractère, d'abord sous le nom de *spath pesant*, puis sous celui de *barytine*, il porte en chimie celui de *sulfate de baryte*, et il est représenté par la formule BaO, SO^2 .

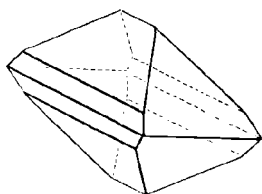


Fig. 187. — Sulfate de baryte en octaèdres cunéiformes.

Ce furent les chimistes suédois Scheele, Gahn et Bergmann qui en découvrirent la nature et qui firent connaître sa base sous le nom de *terre pesante*; le mot *baryte*, créé par les chimistes français, veut dire la même chose (du mot grec *baros*, pesant).

Ce sulfate de baryte naturel n'a d'abord servi que comme fondant dans les usines à cuivre de Birmingham, pour la fabrication

de certains verres, pour allonger la céruse, pour l'apprêt des calicots, et enfin pour l'obtention de la baryte et de ses sels. Mais aujourd'hui on le prépare artificiellement, afin de l'avoir plus divisé et plus blanc, et sous les noms de *blanc de baryte*, de *blanc fixe*, il sert au satinage des papiers de tenture, à la glaçure des cartes et cartons, à la peinture en détrempe, à la peinture siliceuse, au blanchiment des plafonds. Sa blancheur et son inaltérabilité à l'air expliquent l'énorme consommation qu'on en fait pour ces dernières applications.

Telle est l'insolubilité du sulfate de baryte dans l'eau, même acidulée, que l'acide sulfurique et les sulfates alcalins produisent un précipité dans un liquide qui ne contient que $\frac{1}{200000}$ d'un sel de baryte en dissolution. Ce précipité, je vous l'ai déjà montré, est insoluble dans l'acide azotique ou autre.

Le sulfate de baryte naturel réduit en pâte avec de la farine et de l'eau, et chauffé au rouge blanc, fournit un sulfure de baryum qui est phosphorescent dans l'obscurité. Ce fait a été découvert en 1602, par un cordonnier italien, nommé Vincenzo Casciarolo. Cet homme ayant trouvé au pied du mont Paterno, près Bologne, un morceau de sulfate de baryte, crut que cette pierre renfermait de l'argent, à cause de son poids et de son éclat. Voulant en extraire ce métal, il la soumit à l'action du feu, après l'avoir mélangée à de la farine, d'autres disent avec du blanc d'œuf et du charbon, et il ne fut pas médiocrement surpris de voir le résidu de la calcination répandre, après son refroidissement, une lueur phosphorescente. C'est ce qui fit donner au sulfate de baryte le nom de *phosphore de Bologne*. On ignore encore la cause de cette phosphorescence, car le sulfure de baryum ne possède pas cette propriété, et ce n'est qu'avec le sulfate naturel qu'on peut la faire naître.

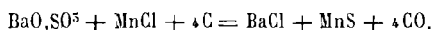
Préparation de la baryte et de ses sels. — Dans tous les cas, c'est avec le sulfure de baryum, obtenu par la calcination du sulfate en poudre fine avec du charbon au rouge vif dans un creuset couvert, qu'on obtient tous les composés barytiques.

En effet, en épuisant le résidu de la calcination par l'eau, filtrant, et faisant bouillir cette solution concentrée avec de l'oxyde de cuivre, il se forme du sulfure de cuivre insoluble, et il se

dépose des cristaux d'hydrate de baryte ($BaO, 10H_2O$) par le refroidissement de la liqueur filtrée.

Si l'on traite la même solution de sulfure de baryum par un léger excès d'acide chlorhydrique ou d'acide azotique étendu, il se dégage de l'hydrogène sulfuré, et il reste en solution du chlorure de baryum ou de l'azotate de baryte, qu'on peut avoir à l'état de cristaux par évaporation et refroidissement de la liqueur filtrée.

M. Kuhlmann prépare plus économiquement ces mêmes sels de baryte, en calcinant dans un four à réverbère le sulfate de baryte avec du charbon et du chlorure de manganèse provenant de la fabrication du chlore. Il se produit, dans ce cas, du chlorure de baryum, du sulfure de manganèse insoluble, et de l'oxyde de carbone :



Il suffit de traiter par l'eau la masse calcinée pour isoler le chlorure de baryum, qu'on peut ensuite faire cristalliser.

Si maintenant on fait dissoudre ensemble du chlorure de baryum et de l'azotate de soude, et qu'on évapore à chaud, il y a double décomposition, dépôt de sel marin, et il reste en dissolution de l'azotate de baryte qui cristallise par refroidissement.

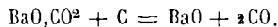
Si, enfin, dans la dissolution étendue de chlorure de baryum, on verse, en agitant continuellement, de l'acide sulfurique faible, il se forme un abondant précipité de sulfate de baryte excessivement divisé et très-blanc, qu'on lave bien pour lui enlever jusqu'aux dernières traces d'acide chlorhydrique, et qu'on transforme en une pâte ferme au moyen d'un filtre à sac. C'est cette pâte contenant 50 à 52 p. 100 d'eau, qu'on livre au commerce sous le nom de *blanc fixe*.

Carbonate de baryte. — Un autre minéral, moins répandu que le sulfate, c'est le carbonate de baryte, que le docteur Withering a découvert dans la mine de plomb de Snaibach, dans le nord de l'Angleterre, ce qui lui a fait donner le nom de *Witherite*. Il a été retrouvé depuis en plusieurs autres points, dans le Cumberland et dans la Haute-Styrie.

En mettant ce carbonate en contact avec les vapeurs d'acide

chlorhydrique qui s'échappent des fours à décomposer le sel marin, ou avec les vapeurs nitreuses qui sortent des chambres de plomb dans lesquelles se produit l'acide sulfurique, M. Kuhlmann a montré qu'on peut le transformer, à volonté, en chlorure de baryum ou en azotate de baryte.

On s'en sert encore pour obtenir la baryte, en le calcinant dans un fourneau à réverbère avec 1/10^e de son poids de charbon. On obtient :



On traite la masse calcinée par l'eau bouillante, on filtre et on laisse refroidir en vases fermés. Il se dépose de beaux cristaux d'hydrate de baryte.

Le carbonate de baryte est un poison pour les animaux, aussi est-il connu en Angleterre sous le nom de *Pierre contre les rats*. Comme il n'a ni goût, ni odeur, et ne présente aucun danger pour l'homme, il serait à désirer que son usage se répandit en France, où nous perdons chaque année un quart de la récolte par les dents des mulots et des autres rongeurs.

Baryte caustique ou protoxyde de baryum. — La baryte caustique, BaO, s'extrait de l'azotate cristallisé par une calci-

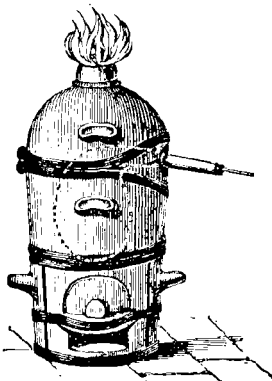


Fig. 188. — Préparation de la baryte caustique par la calcination de l'azotate.

nation au rouge dans une cornue de porcelaine (fig. 188); il se dégage de l'oxygène et de l'acide hypoazotique qui boursoufflent la matière fondue et laissent la baryte sous forme d'une masse grise et poreuse. On a soin de la renfermer dans des flacons à l'émeri, car elle absorbe rapidement l'humidité et l'acide carbonique de l'air.

Elle a une telle affinité pour l'eau, que lorsqu'on verse un peu de ce liquide à sa surface, il est absorbé instantanément avec un bruit comparable à celui d'un fer rouge plongé dans l'eau, et avec un tel dégagement de chaleur que les fragments de baryte deviennent incandescents, puis se fendent et

ournissent un hydrate qui adhère tellement au vase qu'on ne peut l'en détacher qu'avec peine.

Cet hydrate, BaO,HO , très-blanc, caustique, est indécomposable par le feu; il se dissout dans 20 parties d'eau froide et dans 10 parties d'eau bouillante. C'est alors ce qu'on appelle l'*eau de baryte*, qui est encore plus prompte que l'eau de chaux à absorber l'acide carbonique.

• La baryte anhydre ou hydratée sature les acides avec une grande énergie. Si l'on verse de l'acide sulfurique sur un fragment de la première, il en résulte une incandescence des plus vives, l'oxyde reste rouge pendant quelques minutes, des vapeurs épaisses d'acide sulfurique apparaissent, et le vase dans lequel on opère est brisé.

Bioxyde de baryum. — Lorsque, dans un tube de verre un peu épais, rempli de fragments de baryte caustique, et porté au rouge sombre, on fait passer un courant d'oxygène sec et pur, celui-ci est absorbé en produisant une vive incandescence, et il en résulte un nouvel oxyde du baryum, BaO^2 , qu'on appelle *bioxyde*.

C'est un oxyde singulier qui, en présence des acides, abandonne la moitié de son oxygène et repasse à l'état de protoxyde; il en est de même lorsqu'il est porté à la chaleur du rouge vif; et comme, dans ce dernier cas, la baryte régénérée peut de nouveau absorber l'oxygène au rouge sombre, pour l'abandonner au rouge vif, il en résulte qu'avec la même quantité de baryte, on peut, en agissant sur de l'air sec et dépouillé d'acide carbonique, obtenir d'assez grandes quantités d'oxygène. C'est ce qu'a montré M. Boussingault. Toutefois, au bout de quinze à vingt expériences, la baryte devenant compacte doit être renouvelée, parce qu'elle n'absorbe plus que des quantités insignifiantes d'oxygène.

Bioxyde d'hydrogène. — Si l'on délaye du bioxyde de baryum dans de l'acide chlorhydrique étendu et refroidi, il se forme du chlorure de baryum et du *bioxyde* ou *suroxyde d'hydrogène* :



C'est Thenard qui a découvert et étudié ce composé, en 1818, sous le nom d'*eau oxygénée*.

Il est remarquable par son instabilité, car sous les moindres influences il tend à repasser à l'état d'eau, en abandonnant la moitié de son oxygène. C'est donc un oxydant des plus énergiques.

Thenard a fait une brillante application de sa facile désoxygénation à la restauration des vieux tableaux, dont les parties blanches ont été noircies avec le temps. Cette altération des peintures est due à ce que le carbonate de plomb ou *céruse*, employé pour couvrir la toile en blanc, se convertit en sulfure de plomb noir par les émanations sulfureuses. Si l'on passe légèrement sur ces parties noires un pinceau imbibé de suroxyde d'hydrogène étendu d'eau, elles disparaissent comme par enchantement, parce que l'oxygène de ce composé transforme le sulfure noir de plomb en sulfate qui est blanc. Le dessin ne souffre nullement de cette retouche. Mais l'eau oxygénée employée ne doit pas contenir plus de 8 fois son volume d'oxygène. C'est en agissant ainsi que Thenard a restauré parfaitement un beau tableau de Raphaël, endommagé par le temps.

D'après M. Chevallier, le chlore liquide ou gazeux, les chlorures de chaux et de soude, agissent de la même manière et peuvent par conséquent remplacer économiquement le bioxyde d'hydrogène pour nettoyer et blanchir les boiseries et les tableaux non vernis. D'après Pelouze, la dissolution d'acide hypochloreux est encore plus énergique et plus rapide dans son action. Les beaux-arts pourraient tirer un grand parti de ces découvertes.

DE L'ALUMINIUM.

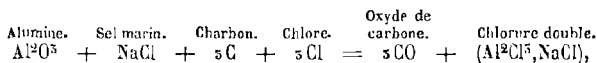
Historique. — Bien que ce métal soit certainement le plus abondamment et le plus universellement répandu dans la nature, puisqu'il est la base de toutes les *argiles*, et que par conséquent il se rencontre, sous cette forme, dans toutes les terres de culture et dans une infinité de roches de diverses époques de formation, il n'a pu être isolé et obtenu à l'état de pureté que depuis 1854. C'est que son extraction nécessite des réactions assez compliquées et l'emploi du sodium, réactions et agent qu'on ne sait produire et utiliser que depuis les progrès inespérés de la science contemporaine.

C'est M. Henry Sainte-Claire Deville, qui, en modifiant très-habilement le procédé qu'avait indiqué en 1827 M. Wohler, est

parvenu à mettre, pour ainsi dire, dans les mains de tout le monde, dans un état de très-grande pureté, le curieux métal des argiles, dont le prix actuel ne dépasse pas 100 fr. le kilogramme.

Extraction. — Voici comment on en opère l'extraction :

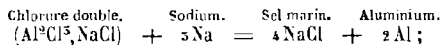
On commence par se procurer un chlorure double d'aluminium et de sodium, qui sert pour ainsi dire de matière première, en faisant passer un courant de chlore sec sur un mélange intime et sec d'alumine, de sel marin et de charbon. Ce mélange est renfermé dans un cylindre vertical en terre réfractaire chauffé au rouge, dans lequel le chlore arrive par le bas, tandis que le chlorure double formé, par suite de la réaction suivante :



distille, s'échappe par une ouverture placée dans le haut, et va se condenser à l'état liquide dans un réservoir conique en terre, où il se prend en masse par le refroidissement.

On prend alors 10 parties de ce chlorure double, 2 parties de sodium en lingots, et on y ajoute comme fondants 5 parties de sel marin desséché et de *cryolite*¹. On introduit ce mélange dans un four à réverbère chauffé au rouge blanc, qu'on ferme aussitôt, en même temps qu'on interrompt le passage de la flamme du foyer sur la sole.

Un bruit sourd se fait entendre ; il annonce la réaction très-vive qui se produit entre le sodium et le chlorure double :



et, quand elle est terminée, on rétablit le passage de la flamme dans le four, afin de faire fondre la matière et de permettre à l'aluminium de se rassembler en une seule masse sur la sole convenablement creusée. On fait alors écouler le sel marin fondu tenant en dissolution du fluorure d'aluminium, puis le métal lui-même. Dès que la masse est refroidie, on sépare l'aluminium, à coups de marteau, de la scorie qui le recouvre encore ; on le fond de nouveau dans un creuset et on le coule dans une lingotière.

¹ La *cryolite* est un minéral très-commun au Groenland, que l'on fait venir maintenant en très-grandes quantités. C'est un fluorure double d'aluminium et de sodium représenté par la formule $(\text{Al}^2\text{F}^3, 3\text{NaF})$. Il est très-fusible.

Il faut au moins 5 kilogrammes à 5 kilogrammes 1/2 de sodium pour obtenir 1 kilogramme d'aluminium.

Propriétés caractéristiques. — Ce métal a presque la blancheur de l'argent, mais avec une teinte légèrement bleuâtre. Comme l'argent encore, il peut prendre un très-beau mat qui se conserve indéfiniment à l'air ; voilà pourquoi il est très-propre à faire des groupes et des objets ciselés, des bijoux dont les détails apparaissent avec une grande douceur de ton.

Il est malléable comme l'argent, ductile comme l'or, et ses fils possèdent une ténacité remarquable, intermédiaire entre celle de l'argent et du cuivre. Il se moule admirablement.

Sa dureté, comparable à celle de l'argent, s'accroît considérablement par le laminage. C'est un des corps les plus sonores, aussi l'applique-t-on à la confection des diapasons.

Sa densité, 2,56, est à peine supérieure à celle du verre, mais par la percussion ou le laminage, elle s'élève à 2,67. On tire parti de cette grande légèreté pour en faire des lunettes de spectacle, des pince-nez, les divisions du gramme pour les pesées délicates, et tous les instruments ou ustensiles d'un grand volume, ce qui en diminue le prix, puisqu'à volume égal, l'aluminium offre la même résistance et est 4 fois moins lourd que l'argent. On s'en sert encore pour la confection de certains appareils de chirurgie.

Il est inaltérable à l'air, même humide. Il ne noircit pas par le contact de l'acide sulfhydrique. Il n'y a guère que l'acide chlorhydrique, que l'acide acétique mêlé au sel marin, que les solutions alcalines qui le dissolvent.

Il s'allie très-bien au cuivre, à l'argent, à l'or, au platine et donne des alliages pourvus de qualités précieuses dont il sera question plus tard.

Oxyde d'aluminium ou alumine. — Si l'aluminium métallique offre déjà tant d'intérêt, il est peut-être encore plus utile de connaître le seul composé qu'il forme avec l'oxygène, c'est-à-dire l'*alumine*, puisque c'est la base d'un de nos sels industriels les plus importants, l'*alun*, des matières terreuses désignées sous le nom d'*argiles*, la base enfin de presque tous les produits céramiques.

Vous savez déjà que l'alumine est un sesquioxyde, isomorphe

avec les sesquioxides de fer, de manganèse, de chrome, et qu'on le représente par la formule Al^2O^3 . Son équivalent est par conséquent de 51,5.

État naturel. — Cet oxyde est assez rare dans la nature à l'état de pureté. Anhydre et cristallisé, il constitue le *corindon* des lapidaires, qu'on tire des Indes orientales et qui vient après le diamant et le bore pour la dureté.

Le corindon prend le nom de *rubis*, quand il a une teinte rouge de feu; *saphir*, quand il est bleu; *topaze orientale*, quand il est d'un beau jaune citron; *améthyste orientale*, quand sa teinte est pourpre ou violette. — Ces couleurs sont dues à de très-petites quantités d'oxydes métalliques. — Toutes ces pierres précieuses sont les plus recherchées après le diamant. — En 1861, on a trouvé, dans la commune de Saint-Eble (Haute-Loire), un magnifique saphir du poids de 54 grammes, dont la valeur a été estimée par les connaisseurs à 1 million 1/2.

Quand le corindon est opaque, en grains irréguliers, colorés par beaucoup d'oxyde de fer, il constitue le minéral nommé *émeri* ou *éménil*, qu'on emploie avec tant d'avantage dans les arts, à cause de sa dureté, pour user et polir les glaces, les cristaux, les métaux, l'acier, le marbre. Les *flacons bouchés à l'émeri* sont des vases dont le col et le bouchon ont été soumis alternativement sur un tour à l'action corrodante de l'émeri. — Le *papier de verre*, si commode pour faire disparaître la rouille de la surface des ustensiles de fer et d'acier, n'est autre chose que du papier sur lequel, au moyen d'une forte dissolution de colle-forte, on a fait adhérer de la poudre fine d'émeri, qu'on remplace souvent par du grès, du verre, de la ponce.

Je dois vous dire que l'émeri est surtout très-abondant dans l'île de Naxos, au cap Émeri, dans les îles de Jersey et de Guernesey, à Ochsenkopf, près de Schwartzenberg en Saxe, à Gumuch-Dagh, près d'Ephèse en Asie Mineure. Aujourd'hui la plus grande partie de l'émeri que fournit le commerce vient des Indes.

On trouve l'alumine combinée à la magnésie, MgO, Al^2O^3 , dans le *rubis spinelle* ou *rubis balais*, pierre précieuse de Ceylan, assez estimée des lapidaires à cause de sa belle teinte rouge qui paraît due à des traces d'acide chromique.

Un très-grand nombre de *silicates d'alumine* simples, doubles,

triples, quadruples, existent dans la nature et constituent des espèces minérales plus ou moins communes, dont l'étude appartient au minéralogiste. Parmi ces minéraux, les plus intéressants pour nous sont ceux que l'on désigne sous le nom générique de *feldspath*, silicates doubles chez lesquels une des deux bases est toujours l'alumine, tandis que l'autre base, qui est variable, est tantôt alcaline (potasse, soude, lithine), tantôt alcalino-terreuse (*chaux*, magnésie).

Le caractère le plus remarquable des *feldspaths*, c'est d'éprouver, sous l'influence des agents extérieurs, une altération telle que les deux bases se séparent en se partageant l'acide silicique d'après des lois particulières, d'où il résulte que le silicate primitif se dédouble en deux silicates indépendants l'un de l'autre. Le silicate alcalin ou alcalino-terreux est dissous ou entraîné par les eaux, tandis que le silicate d'alumine, qui est toujours le plus abondant et complètement insoluble, reste le plus ordinairement sur place et forme des couches de matières d'apparence terreuse qu'on désigne sous le nom spécial d'*argiles*.

Il est nécessaire de bien définir ce qu'on entend par ce nom.

Argiles. — Les *argiles*, sur lesquelles l'art du potier s'exerce, sont des substances terreuses qui peuvent former avec l'eau une pâte ou bouillie glutineuse, ayant assez de ténacité pour se laisser allonger en différents sens, et qui, par la cuisson, se durcit au point de ne pouvoir plus se délayer dans l'eau et d'étinceler par le choc du briquet.

Toutes, par la calcination, éprouvent un retrait plus ou moins grand, suivant les variétés, mais d'autant plus prononcé que la température est plus élevée. C'est sur cette propriété qu'est fondé le *pyromètre de Wedgwood*.

Presque toutes absorbent l'eau avec promptitude, et même avec sifflement. C'est à la grande affinité qu'elles manifestent pour ce liquide, qu'elles doivent la propriété de s'attacher à la langue, en s'emparant de l'humidité qui recouvre cet organe. Cette propriété, on l'appelle *happement à la langue*.

C'est encore à la même affinité qu'elles doivent d'attirer fortement la vapeur aqueuse atmosphérique et de la retenir énergiquement dans leurs pores, en même temps que l'armoniaque et les

matières salines de l'air. Et comme de plus, ces argiles possèdent, ainsi que le charbon, la propriété d'enlever aux liquides des engrais les matières organiques et les sels minéraux qui s'y trouvent, de les emmagasiner, pour ainsi dire, au profit des racines des plantes, vous devez comprendre combien, par tous ces motifs, les argiles exercent d'influence salutaire sur les terres de culture ; comme elles s'y trouvent toujours en quantité variable, elles leur permettent de mieux résister à la sécheresse de l'air, et de conserver l'humidité, les principes azotés et salins des engrais, si nécessaires à l'entretien de la végétation.

La plupart des argiles répandent une odeur particulière par l'insufflation de l'haleine. C'est cette odeur que l'on perçoit, dans l'été, aussitôt après les premières ondées d'une pluie modérée.

Presque toutes sont douces et onctueuses au toucher, se laissent facilement couper et polir par le frottement de l'ongle.

Leur composition est extrêmement variable. Dans leur plus grand état de pureté, elles consistent en un silicate de la formule : $Al^2O^3, SiO^2, 2HO$.

Mais il est bien rare que ce silicate d'alumine hydraté ne soit pas mélangé accidentellement de sable, de carbonates de chaux et de magnésie, d'oxydes de fer et de manganèse, parfois de matières organiques, avec des pyrites, du mica, des débris de feldspath ; il y a même toujours des traces de potasse. C'est à la présence et aux proportions de ces substances étrangères qu'il faut rapporter la variabilité des caractères que présentent les diverses sortes d'argiles.

Celles qui sont incolores, ou peu colorées, et qui, par la calcination, prennent une teinte rouge, doivent cette propriété à la présence de protoxyde ou de sulfure de fer, qui passent à l'état de peroxyde par la chaleur et le contact de l'air.

Il en est d'autres, très-colorées naturellement, qui, par la calcination, perdent cette couleur. Ce sont celles qui contiennent des bitumes, ou autres matières organiques, que le feu détruit et convertit en produits volatils.

On ne peut donc pas juger de la coloration que les argiles prendront au feu par la teinte qu'elles ont naturellement.

Très-répandues à la surface de la terre, les argiles appartiennent en quelque sorte à tous les terrains. Dans ceux de transition

et à la partie inférieure des terrains secondaires, on voit assez souvent des collines d'argile, remarquables en ce qu'elles ne présentent jamais le moindre escarpement et sont d'une stérilité complète. Dans les terrains secondaires plus modernes, elles forment, comme dans les terrains tertiaires, des couches ordinairement horizontales, souvent fort étendues et généralement situées à peu de profondeur. La densité de ces couches et leur disposition, qui ne permettent pas à l'eau de les traverser, influent beaucoup sur la direction des eaux souterraines et déterminent la formation de ces grandes nappes d'eau que la sonde du mineur va chercher pour faire ce qu'on appelle les *puits jaillissants* ou *artésiens*.

Il existe, parmi les argiles, un très-grand nombre de variétés dont chacune a reçu quelque application particulière dans les arts, en raison de ses propriétés dépendantes de sa composition. On peut les partager en quatre grandes divisions :

- Les argiles *infusibles* ou *apyres*, nommées aussi argiles *plastiques*,
- plus ou moins fusibles ou *figulines*,
 - plus ou moins calcaires ou *effervescentes*, dites *marnes*,
 - ocreuses ou *ocres*.

Voici la composition et les applications des principales espèces :

§ 1. — Argiles infusibles ou plastiques.

	Alumine.	Silice.	Ox. fer.	Eau.	Potasse.	Emplois.
Kaolin ou terre à porcelaine.	57,5	46,8	»	15,0	2,5	porcelaine.
Argile plastique de Forges.	27,0	75,0	traces	»	»	creusets de verrerie, poteries de grès, pipes.
Argile plastique de St-Amand.	24,0	75,5	2,7	»	»	poteries de grès.
Argile plastique de Montereau.	27,0	73,0	traces	»	»	faïence fine ou Anglaise.

§ 2. — Argiles fusibles.

	Alumine.	Silice.	Ox. fer.	Calcaire.	Eau.	Emplois.
Terre à foulon d'Angleterre.	10,4	52,8	5,2	58,4	19,6	dégraissage des draps.
Argile figuline de Provins.	37,0	57,0	1,7	4,0	»	poteries rouges, poteries communes, fourneaux ordinaires, moulages.
Argile figuline de Livernon.	30,0	60,0	7,6	2,4	»	briques, tuiles, carreaux, moulages.
Terre glaise.	52,0	65,0	0,4	»	»	

§ 3. — Argiles effervescentes ou Marnes.

	Alumine.	Silice.	Ox. fer.	Carbonate de chaux.	Emplois.
Marne des environs de Paris	17	46	6	28	moulages, constructions, fourneaux.
— de Viroflay	41	29	6	52	
— des environs de Rouen	5,10	6	2	88,90	agriculture.

§ 4. — Argiles ferrugineuses ou Ogres.

Sanguine ou crayon rouge	} employée par les menuisiers.
Bol d'Arménie ou argile ocreuse rouge	
Terre Sigillée ou argile ocreuse pâle	} employés en médecine.
Ocre jaune	
Terre d'Ombre	} peinture grossière en bâtiments.
Terre de Siemie	
Farine fossile	} peinture en détrempe, papiers peints.

Préparation de l'alumine. — Comme on ne trouve pas, à proprement parler, d'alumine pure, il faut l'extraire de ses sels. Le moyen le plus simple consiste à calciner fortement au rouge l'*alun ammoniacal*, qui est, si vous vous le rappelez, un sulfate double d'alumine et d'ammoniaque. Mais alors on obtient de l'alumine anhydre, tellement dense qu'elle ne se dissout ni dans les acides ni dans les alcalis.

Le plus habituellement, on se procure l'alumine à l'état d'hy-

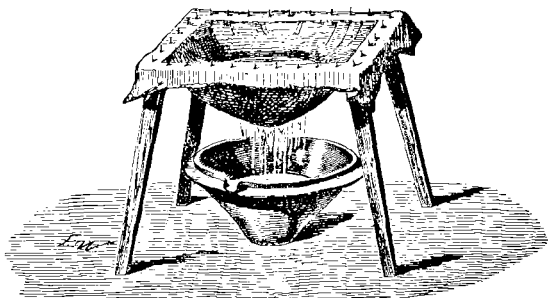


Fig. 189. — Toile sur carrelet pour le filtrage et l'égouttage des précipités.

drate ou de gelée, parce que c'est sous cette forme qu'elle se

prête le mieux aux réactions. On verse, pour cela, un excès de carbonate d'ammoniaque dans une dissolution étendue d'alun à base d'ammoniaque. Il se forme un dépôt gélatineux qui doit être bien lavé à l'eau bouillante et mis à égoutter sur une toile (fig. 189). On le conserve sous orme de pâte humide, ou en bouillie dans l'eau.

Cet hydrate retient fortement l'eau et ne l'abandonne complètement qu'au rouge vif. Il se dissout très-bien dans les acides, ainsi que dans la potasse et la soude. Avec les premiers, l'alumine joue le rôle de *base*, avec les alcalis celui d'*acide*; dans ce dernier cas, les composés qu'elle forme sont des *aluminates*, qui ont ordinairement pour formule, $3MO, 2Al^2O^5$. L'alumine est le type des *oxydes indifférents*.

Parmi les acides, il en est un qui ne se combine pas avec elle; c'est l'acide carbonique. C'est là un caractère commun aux sesquioxides de fer, de chrome, etc., et qui explique pourquoi l'on peut précipiter ces oxydes, ainsi que l'alumine, de leurs dissolutions par l'acide carbonique et les carbonates alcalins.

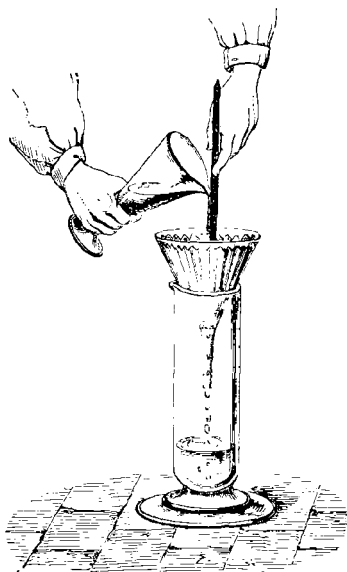


Fig. 190. — Décoloration d'une liqueur colorée de cochenille, je chauffe légèrement et je jette le tout sur un filtre (fig. 190). Voilà la liqueur décolorée, et l'alumine se trouve actuellement combinée à la belle couleur rouge de la cochenille.

A l'état de gelée, l'alumine montre une très-grande affinité pour les matières colorantes, si bien qu'elle les enlève à l'eau et aux autres substances qui leur sont unies. En voici la preuve :

Je délaye une certaine quantité d'hydrate d'alumine en bouillie dans une décoction de cochenille, je chauffe légèrement et je jette le tout

sur un filtre (fig. 190). Voilà la liqueur décolorée, et l'alumine se trouve actuellement combinée à la belle couleur rouge de la cochenille.

C'est à ces composés insolubles d'alumine et de matières colorantes qu'on donne, dans les arts, le nom de *laques*. On en fait un grand usage pour la peinture et l'impression des papiers de tenture. Ce sont des composés de ce genre qui se fixent sur les tissus, quand après les avoir imprégnés d'*alun* ou de tout autre sel d'alumine, on les plonge dans les bains de teinture : on peut donc dire que libre ou combinée, l'alumine constitue un des *mordants* les plus précieux et le plus fréquemment employés.

Aluns. — Je rappellerai à vos souvenirs que, sous ce nom univoque, on comprend des sulfates doubles qui contiennent, à l'état de cristaux cubiques ou octaédriques : l'équivalent d'un sulfate de protoxyde, MO, SO^5 , l'équivalent d'un sulfate de sesquioxyle, $M^2O^5, 5 SO^5$, et 24 équivalents d'eau.

Le type de ce groupe de sels doubles est l'alun du commerce, qui est tantôt à base de potasse, tantôt à base d'ammoniaque. En voici la composition centésimale :

Alun à base de potasse.		Alun à base d'ammoniaque.	
Sulfate d'alumine	56,20	Sulfate d'alumine	58,64
— de potasse	18,54	— d'ammoniaque. . . .	12,88
Eau combinée.	45,46	Eau combinée.	48,48
	100,00		100,00
$KO, SO^5 + Al^2O^5, 5 SO^5 + 24 Aq.$		$AzH^5, HO, SO^5 + Al^2O^5, 5 SO^5 + 24 Aq.$	

L'alun à base de potasse est bien plus anciennement connu que le second. Ce sont les Orientaux qui l'ont employé les premiers et qui l'ont transmis aux Européens, vers le quinzième siècle.

Il est peu de sels dont les usages soient aussi multipliés que ceux de l'alun. C'est un agent journalier dans les mains des teinturiers, des imprimeurs de tissus, des fabricants de laques végétales. Il est utile en médecine comme astringent et comme caustique, et dans l'industrie, pour la conservation des peaux et fourrures, pour le collage du papier à écrire, l'épuration et le durcissement du suif à chandelles, la clarification de différents liquides, de l'eau trouble, la fabrication du bleu de Prusse.— Ces différents emplois en consomment annuellement 6 millions de kilogrammes.

Je vous dirai plus tard comment on le prépare dans les usines. Vous savez qu'il cristallise facilement en beaux octaèdres régu-

liers, incolores, transparents, efflorescents, souvent d'un assez grand volume (fig. 191).

Dans le commerce, il est ordinairement en grosses masses blanches et translucides, qu'on obtient en fondant les cristaux dans leur eau de cristallisation, et coulant le liquide dans de grands vases où il se fige.

Il a une saveur astringente et styptique. Il est beaucoup plus soluble à chaud qu'à froid, puisque 100 parties d'eau bouillante en dissolvent 357 parties, tandis qu'à $+ 10^{\circ}$ la même quantité d'eau n'en prend que 9 parties $\frac{1}{2}$. La dissolution rougit le papier de tournesol.

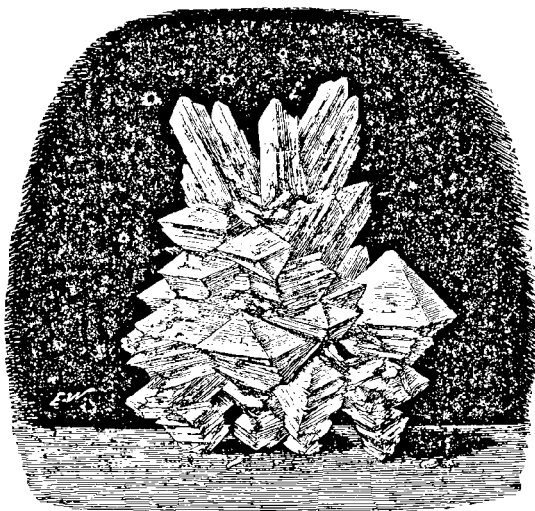


Fig. 191. — Bloc d'alun cristallisé.

Quand on le chauffe, il éprouve à $+ 92^{\circ}$ la fusion aqueuse; au-dessus de 100° il abandonne de plus en plus de son eau, en se boursoufflant et en formant une sorte de champignon qui s'élève progressivement au-dessus du creuset à une assez grande hauteur (fig. 192). Il devient alors presque anhydre et constitue ce qu'on appelle, dans les pharmacies, l'alun calciné, que les médecins emploient comme caustique pour ronger les ulcères et les chairs baveuses.

Si l'on pousse la chaleur jusqu'au rouge, le sel se décompose, dégage de l'acide sulfureux et de l'oxygène avec un peu d'acide sulfurique anhydre, et laisse pour résidu un mélange d'alumine et de sulfate de potasse, ou simplement de l'alumine, si c'est de l'alun à base d'ammoniaque qu'on calcine.

Un autre moyen de distinguer les deux sortes d'alun, c'est de les réduire en poudre et de les triturer avec de la chaux éteinte humectée d'eau ; avec l'alun ammoniacal, il y a un dégagement d'ammoniaque.

Clarification des eaux troubles par l'alun.

— Un des usages économiques de l'alun, que j'ai cité plus haut, mais sur lequel je crois devoir insister en finissant, c'est de servir à clarifier les eaux bourbeuses ; pratique bien ancienne, puisqu'elle appartient aux Chinois. Les blanchisseuses des environs de Paris la connaissent.

Il suffit de jeter dans l'eau de Seine la plus trouble, pendant les crues de l'hiver, 2 décigrammes d'alun par litre, soit 20 grammes par hectolitre, pour la clarifier en moins d'une heure et la rendre propre au lavage du linge.

On explique cet effet par la réaction sur l'alun du bicarbonate de chaux dissous dans l'eau, réaction qui donne lieu à la formation d'un sous-sulfate d'alumine ; comme celui-ci est insoluble, il entraîne avec lui, dans sa précipitation, toutes les matières terreuses et organiques qui flottaient dans le liquide.

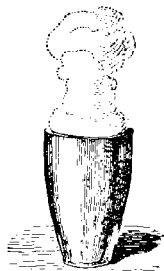


Fig. 192. — Alun calciné.

ACIDE SILICIQUE ET SILICATES.

Bien que le *silicium* et l'*aluminium* soient éloignés l'un de l'autre dans la classification chimique, puisque le premier est rangé parmi les métalloïdes et le second parmi les métaux, les grands traits de ressemblance qu'ils offrent dans l'ensemble de leurs réactions, leur association presque constante dans la nature, leur rôle commun dans plusieurs de nos grandes industries, notamment dans les arts du bâtiment, de la céramique et de la verrerie, m'engagent à placer ici l'*acide silicique* et les *silicates* dont

je n'ai fait qu'ébaucher l'étude dans les leçons précédentes et dans le Cours de première année.

État naturel. — Je vous l'ai déjà dit, l'acide silicique, SiO_2 , est peut-être encore plus commun dans la nature que l'alumine, et il s'y montre surtout sous des formes plus variées dans son état de liberté; ainsi :

1° Pur, incolore ou légèrement coloré par des traces d'oxydes de fer et de manganèse, il constitue le *quartz hyalin* ou *crystal de roche*, la *topaze du Brésil*, le *rubis de Bohême*, l'*améthyste*, que les joailliers taillent et montent pour la parure des femmes ;

2° Associé à des matières étrangères, il forme les espèces minérales, utilisées aussi dans la bijouterie, qui portent les noms d'*agate*, de *calcédoine*, de *cornaline*, d'*héliotrope*, de *chrysoptase*; et lorsque ces matières deviennent encore plus abondantes, il en résulte des minéraux qu'on appelle *silex pyromaque* ou *Pierre à feu*, *meulière*, *Pierre de touche*, *jaspe*, *grès*, *sable*, *tripoli*;

3° Combiné à l'eau en diverses proportions, il forme des hydrates désignés par les minéralogistes sous les noms d'*opale*, d'*hydrophane*, de *résinite*, etc.;

4° Les silicates naturels sont très-nombreux; je citerai, entre autres, les suivants, qui sont pour la plupart utilisés comme *gemmes* ou *pierres précieuses* :

Jargon	}	Silicates de zircon.
Hyacinthe		
Disthène	}	Silicates simples ou composés d'alumine.
Epidote		
Grenat		
Tourmaline		
Pyroxène	}	Silicates doubles de chaux.
Idocrase		
Axinite		
Émeraude	}	Silicates doubles de glucyne.
Aigue-marine		
Euclase		
Péridot	}	Silicates composés de magnésie.
Hypersthène		
Saphir d'eau		
Outre-mer		
Jade	}	Silicates doubles de soude.
Pierre de Labrador		
Amphigène	}	Silicates doubles de potasse.
Macle		

Les minéraux connus sous les noms de *mica*, de *feldspath*, d'*amiante* ou *asbeste*, *amphibole*, *chlorite*, etc., sont encore des silicates.

Les roches des terrains ignés, tels que les *granites*, les *gneiss*, les *micaschistes*, les *porphyres*, les *basaltes*, les *laves* des volcans, etc., ne sont encore autre chose que des agglomérations de silicates.

On peut donc dire que ces sels forment à eux seuls la moitié au moins des minéraux connus, et puisque le silicate d'alumine est la base des argiles, on peut ajouter qu'ils se rencontrent dans toutes les terres superficielles, consacrées ou non à la culture.

5° Bien que l'acide silicique soit insoluble par lui-même, il y en a toujours plus ou moins dans les eaux qui coulent à la surface du globe, et il paraît que c'est l'acide carbonique en excès qui suffit à le maintenir en dissolution complète. Toutes les eaux thermales surtout en contiennent, et souvent dans des proportions si considérables, qu'elles en déposent, tout autour d'elles, des masses

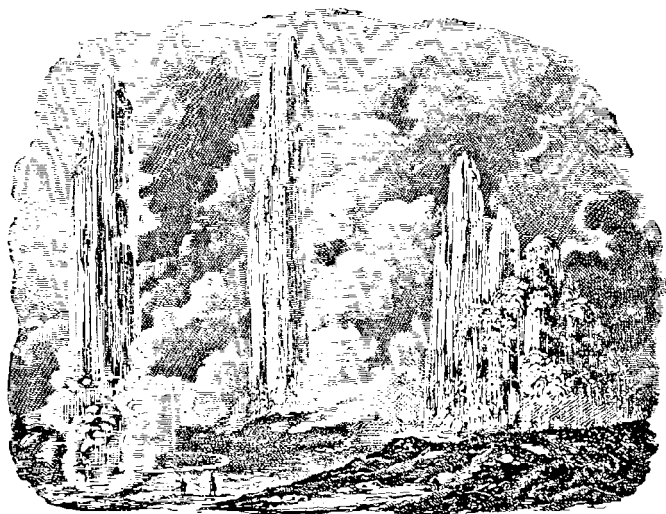


Fig. 193. — Geysers ou sources bouillantes et jaillissantes de l'Islande.

énormes sous forme de concrétions, et qu'elles incrustent tous les objets sur lesquels elles passent.

On peut citer comme les plus remarquables, sous ce rapport : les eaux jaillissantes ou les *geysers* de la vallée de Rikun en Islande, qui forment des jets de 48 mètres de hauteur et parfois de 5 mètres $1/2$ de diamètre, au nombre de plus de 100, dans une circonférence de 2000 mètres (*fig.* 195) ; les sources bouillantes qui s'élèvent en immenses gerbes dans le district des lacs de la Nouvelle-Zélande ; celles des îles de la Cordillère de Vénézuéla, etc.

C'est à la silice, ainsi dissoute dans l'eau, qu'il faut rapporter l'origine de ces bois *pétrifiés* ou *fossiles*, qu'on trouve en si grande abondance dans la plupart des couches terrestres. Toute la matière organique a été remplacée, molécule à molécule, par la silice, de telle manière que les tissus les plus délicats, les pores les plus fins, les linéaments les plus déliés ont été admirablement conservés. Ce n'est pas là, dans les bois fossiles, une imprégnation ou une simple superposition de matière minérale comme dans les incrustations calcaires, mais une véritable substitution qui laissé reconnaissables les moindres fibres et les plus petits vaisseaux.

Les coquilles fossiles présentent le même fait.

6^o L'acide silicique est encore très-répandu dans le règne organique ; on le trouve, pour ainsi dire, dans toutes les parties des animaux et des plantes. Les enveloppes protectrices de certains insectes, les carapaces des animalcules aquatiques, les barbes des plumes des oiseaux en sont exclusivement formées ; parfois les *calculs* ou *pierres*, qui prennent naissance dans la vessie de l'homme, en contiennent une forte proportion.

Il est surtout très-abondant dans l'épiderme des graminées, des prêles, des palmiers, dont les feuilles et les tiges sont fermes, consistantes et difficilement altérables. La paille de blé en renferme jusqu'à 70 pour cent ; c'est à cela, sans aucun doute, qu'elle doit de se tenir debout, droite, et de soutenir un épi toujours lourd pour un chaume aussi délié. Les chasseurs savent bien que dans les champs couverts d'*êteules* après la moisson, leurs souliers sont coupés comme par une espèce de verre. Qui ne s'est ensanglanté les mains en essayant d'arracher les feuilles plates et minces des roseaux de marais, de la prêle ou *queue de renard* des fossés ? Nous savons, par M. Boussingault, qu'il y a dans les steppes de l'Amé-

rique méridionale un arbre, le *chapparral*, dont les feuilles sont tellement siliceuses qu'on les emploie à polir les métaux.

Caractères essentiels. — Ce qui distingue l'acide silicique de tous les autres, c'est, d'une part :

Qu'il est insipide, inodore, transparent et incolore quand il est cristallisé (*fig. 194*), opaque et rude au toucher quand il est en poudre, qu'il n'a aucune action sur le tournesol, qu'il est insoluble dans l'eau quand il a été calciné, et qu'il n'est attaqué et dissous que par un seul liquide, l'*acide fluorhydrique* ;

Et d'autre part :

Qu'il est infusible et fixe au feu de forge, mais fusible au chalumeau à gaz sous forme de globules incolores qui conservent leur transparence après le refroidissement; qu'au rouge vif, il est entraîné en quantité assez considérable par un courant de vapeur d'eau; enfin, qu'il forme avec la potasse et la soude des masses vitreuses par la calcination et le refroidissement, masses solubles dans l'eau et dont les solutions additionnées d'acide laissent déposer de l'acide silicique en gelée blanche.

Cette silice gélatineuse est un hydrate, $\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ manifestement soluble dans l'eau et les acides.

Les silicates sont les sels les plus stables. A l'exception de ceux à bases de potasse et de soude, ils sont insolubles; mais comme ils sont attaqués à une haute température par les alcalis qui les convertissent en silicates alcalins, on se sert de cette propriété pour rendre solubles dans l'eau et les acides un grand nombre de substances minérales.

Dans ce cas, on fond celles-ci au creuset d'argent avec 3 à 4 fois leur poids de potasse ou de soude caustique, ou bien on les calcine avec du carbonate de soude ou de baryte dans un creuset de platine au-dessus d'une lampe à gaz à courant d'air forcé (*fig. 195*). Le produit de la réaction est alors soluble dans l'acide chlorhydrique.

Tous les silicates, de même que l'acide silicique libre, se dis-

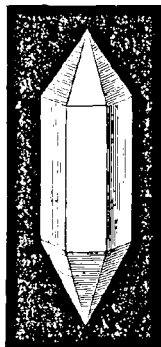


Fig. 194. — Acide silicique cristallisé ou cristal de roche.

solvent à froid, ou à l'aide d'une douce chaleur, dans l'*acide fluorhydrique*. Il est nécessaire de vous donner ici quelques renseigne-

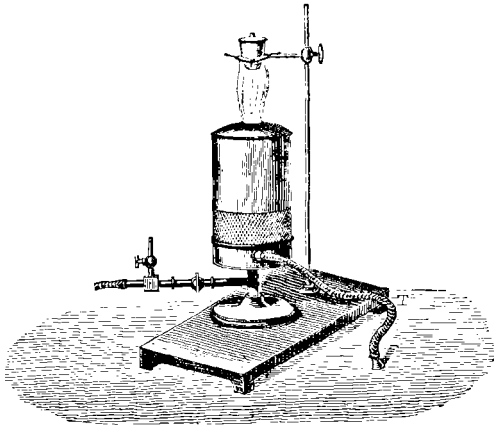


Fig. 195. — Attaque d'un silicate par la potasse ou la soude.

ments sur ce dernier composé dont je viens de prononcer le nom pour la seconde fois.

Acide fluorhydrique. — Comme son nom l'indique, c'est un composé d'hydrogène et du métalloïde non encore isolé, le *fluor*, qui, par l'ensemble de ses réactions chimiques, se place dans la classification à côté du chlore, du brome et de l'iode.

Le nom de ce métalloïde vient d'un minéral très-anciennement connu, le *fluor* ou *spath fluor*, c'est-à-dire *Pierre qui fait couler*, ainsi désigné parce qu'on l'employait comme fondant de certains minerais siliceux.

Ce *spath fluor* accompagne nombre de minerais métalliques ; il

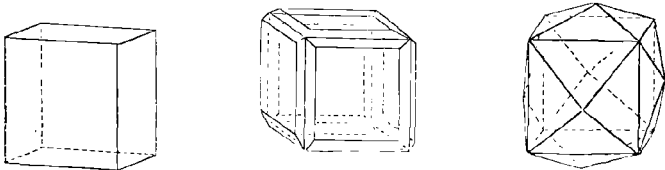


Fig. 196. — Formes cristallines les plus fréquentes du spath fluor.

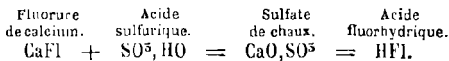
est ordinairement en gros cubes ou en cubo-octaédres (fig. 196)

transparents, colorés en vert ou en violet. Ce n'est autre chose que du fluorure de calcium, qu'on retrouve, d'après M. Nicklès, en quantités infinitésimales toutefois, dans toutes les eaux courantes qui renferment du bicarbonate de chaux.

C'est un chimiste de Nuremberg, Schweinkhardt, qui, vers 1670, reconnut le premier que ce minéral, chauffé avec l'acide sulfurique, exhale une vapeur qui corrode le verre. Cette vapeur, Scheele en fit l'étude en 1771 et en 1780, et l'appela *acide fluorique* ; mais ce n'est néanmoins qu'en 1808 que sa véritable nature fut découverte par Gay-Lussac et Thénard qui la rangèrent parmi les hydracides sous le nom d'*acide hydrofluorique*, remplacé aujourd'hui par celui d'*acide fluorhydrique*.

Voici comment on l'obtient. On chauffe doucement dans un appareil distillatoire en platine ou en plomb (fig. 197) 1 partie de spath fluor très-finement pulvérisé avec 3 parties 1/2 d'acide sulfurique concentré. On ne tarde pas à recueillir dans le récipient, refroidi par de la glace (fig. 198), l'acide en question qu'on ne peut conserver que dans de petites bouteilles en plomb, en argent ou en platine munies de bouchons de même matière.

Sa production, dans ce cas, s'explique comme celle de l'acide chlorhydrique ; en effet :



L'acide fluorhydrique est gazeux, incolore et très-soluble dans

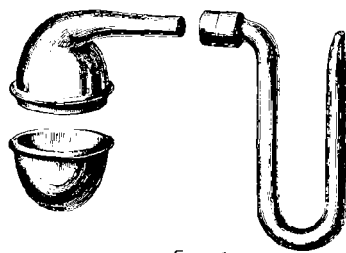


Fig. 197. — Diverses parties de l'appareil en plomb pour la préparation de l'acide fluorhydrique.

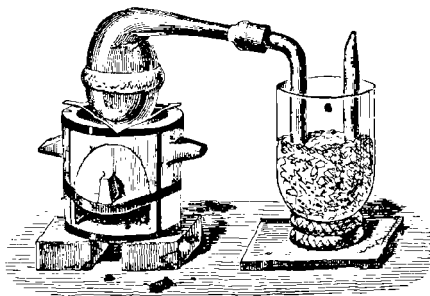


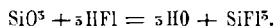
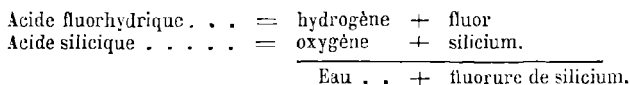
Fig. 198. — Appareil en fonction.

l'eau ; mais tel qu'on l'obtient dans l'opération précédente, il est liquide parce qu'il a rencontré un peu d'eau ; il répand à l'air des fumées blanches épaisses, qui rougissent fortement le papier de tournesol ; il bout entre 15 et 20°. Une goutte qui tombe dans l'eau produit un sifflement comparable à celui d'un fer rouge plongé dans ce même liquide.

C'est le plus énergique de tous les poisons corrosifs ; il détruit les tissus animaux avec une violence et une promptitude difficiles à concevoir, aussi a-t-on le soin de se garnir les mains de gants de caoutchouc lorsqu'on doit le manier. Ses vapeurs sont mortelles, et alors même qu'elles sont répandues dans un grand espace, elles provoquent des douleurs sous les ongles, à l'extrémité des doigts, ainsi qu'une inflammation des yeux plus ou moins grave.

Il attaque presque tous les métaux, les dissout avec une vive effervescence, par suite d'un dégagement d'hydrogène, et donne naissance à des fluorures métalliques. Il n'y a guère que le platine, le plomb et l'argent, sur lesquels il soit sans action.

Ce qu'il offre de plus singulier, c'est qu'il dissout immédiatement l'acide silicique libre ou combiné, en donnant lieu à de l'eau et à du fluorure de silicium gazeux, qu'on appelle habituellement gaz acide fluosilicique. Voici la réaction :



Voilà pourquoi l'acide fluorhydrique attaque, ronge, dépolit et troue tous les vases de verre, de cristal, les porcelaines et autres poteries, tous les objets enfin dans lesquels se trouve de l'acide silicique, par suite de la double décomposition qui s'établit entre ces deux corps.

Les arts, comme je vous le montrerai plus tard, tirent un merveilleux parti de cette propriété pour dessiner sur verre, graver les divisions sur les tiges des thermomètres, sur les burettes et pipettes graduées, pour la gravure des pierres dures, des poteries, des métaux, etc. Le chimiste, de son côté, fait servir le même acide

pour attaquer d'une manière complète les silicates et autres minéraux naturels dont il veut faire l'analyse.

Acide fluosilicique. — Le fluorure de silicium ou l'acide fluosilicique, qui se forme dans tous ces cas, est un gaz acide, incolore, excessivement fumant à l'air en raison de son extrême affinité pour l'eau, et qui, au contact de ce liquide, laisse déposer de la silice en flocons blancs. En voici la preuve :

On a introduit dans un ballon en verre A (fig. 199), 1 partie de sable blanc, 1/2 partie de fluorure de calcium et 2 parties d'acide

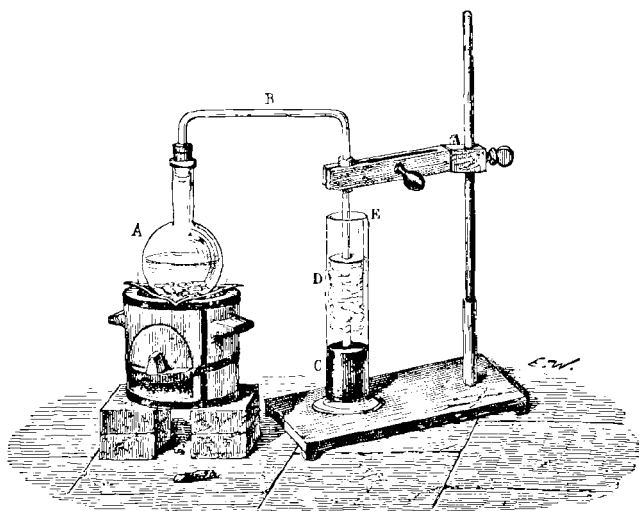
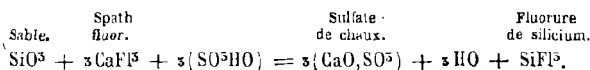


Fig. 199. — Production de l'acide fluosilicique et sa décomposition par l'eau.

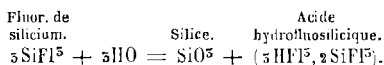
sulfurique concentré. En chauffant légèrement, la réaction se détermine et donne lieu à la production du fluorure de silicium gazeux ou acide fluosilicique :



Le gaz est conduit du ballon dans une éprouvette E contenant une colonne de mercure C de 2 ou 3 centimètres surmontée d'eau distillée D. Le tube abducteur B plonge dans le mercure afin qu'il ne soit pas obstrué pendant l'opération.

Chaque bulle de gaz qui sort du mercure et arrive au contact de l'eau est à l'instant même détruite et donne des petits flocons blancs, très-légers, qui restent en suspension dans le liquide qui devient acide; au bout d'un certain temps l'eau se prend presque en masse, par suite de la grande quantité de silice gélatineuse mise en liberté.

Si l'on jette le tout sur un filtre (*fig. 200*), on retient cette dernière; la liqueur claire renferme une combinaison de fluorure de silicium et d'acide fluorhydrique; c'est ce qu'on appelle *l'acide hydrofluosilicique*. L'équation suivante donne la clef de cette curieuse action de l'eau sur le fluorure de silicium :



L'eau peut absorber ou décomposer 265 fois son volume de fluorure de silicium gazeux ou 1 fois $\frac{1}{4}$ son poids.

La silice ainsi obtenue, est, après de nombreux lavages, dans un très-grand état de pureté et de division.

Quant à la liqueur acide, on la concentre jusqu'à ce qu'elle commence à répandre des vapeurs blanches et on la filtre pour la séparer d'un peu de silice qu'elle a laissé déposer. Dans cet état, c'est un réactif fréquemment employé pour distinguer les sels

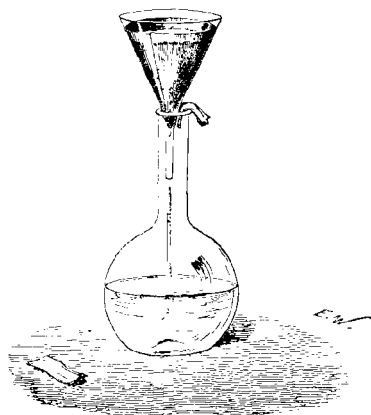


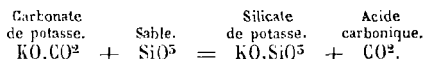
Fig. 200. — Filtre en fonction.

de potasse des sels de soude, attendu qu'il forme un précipité blanc gélatineux dans les premiers et ne trouble pas les seconds.

On fait servir quelquefois cet acide au décapage de certains métaux. On a récemment essayé de l'appliquer au durcissement, c'est-à-dire à la *silicatisation* des pierres de taille et du plâtre.

Silicates alcalins. Mais, et ceci me ramène naturellement à l'acide silicique et aux silicates, on obtient plus habituellement ce résultat en faisant usage du silicate de potasse, qu'on prépare

en fondant ensemble, au feu de forge, 15 parties de sable blanc, 10 parties de carbonate de potasse et 4 parties de charbon. Celui-ci n'agit que mécaniquement pour aider la réaction, que l'équation suivante représente assez clairement sans qu'il soit besoin de plus d'explications :



La masse calcinée se dissout dans l'eau bouillante, et donne une liqueur incolore, alcaline, que les anciens chimistes nommaient *liqueur des cailloux*, parce qu'ils employaient les *silex pyromiques* ou *cailloux* pour sa préparation.

C'est cette dissolution qui, évaporée jusqu'à siccité, fournit la matière vitreuse, blanche, translucide, que le chimiste bavarois Fuchs a nommée *Wasserglass* ou *verre soluble*, et qu'il a employée, en 1820, pour préserver toutes les matières combustibles des atteintes du feu. Les bois, les toiles, le papier, etc., imprégnés de sa solution sirupeuse, et ensuite desséchés, se trouvent recouverts d'un enduit vitreux, fusible par la chaleur, qui les garantit du contact de l'air nécessaire à leur combustion.

C'est la même dissolution dont M. Kullmann s'est servi, dans ces dernières années, pour durcir la pierre à bâtir, le plâtre, et pour fixer des matières colorantes à la surface des pierres, du verre, des métaux, du papier et des tissus.

Lorsqu'un calcaire tendre et poreux est badigeonné avec cette dissolution et reste exposé à l'air, il devient peu à peu compacte et acquiert une dureté excessive. Cela est dû à ce que l'acide carbonique atmosphérique, enlevant la potasse au silicate alcalin, met en liberté de la silice qui opère à son tour la décomposition du carbonate de chaux et sa transformation en silicate de chaux très-dur et très-résistant.

Mais pour éviter que le carbonate de potasse, qui se forme dans cette circonstance, n'entretienne la pierre dans un état d'humectation défavorable et ne finisse par éprouver la nitrification, on l'imprègne, après son durcissement, d'une solution de plus en plus forte d'acide hydrofluosilicique, qui donne lieu à du fluosilicate de potasse insoluble, dont l'effet conservateur s'ajoute à celui du silicate de chaux.

Voici donc en quoi consiste ce qu'on appelle la *silicatisation*. Vous comprenez facilement l'immense portée que l'art de bâtir peut en retirer. Déjà dans les travaux du nouveau Louvre, pour les statues de pierre qui en ornent les façades, de même que pour les principaux ornements de Notre-Dame de Paris, etc., on a utilisé l'ingénieux moyen de M. Kulhmann pour en assurer la conservation. La silicatisation des murs et des lambris ne revient qu'à un franc par mètre carré de surface.

Le silicate de potasse est livré au commerce en solution marquant 55°, au prix de 50 francs les 100 kilogrammes. On le prépare aujourd'hui d'une manière bien simple en faisant réagir à chaud, sous la pression de plusieurs atmosphères, la lessive caustique de potasse sur le silex pulvérisé ; la dissolution s'en opère, dans ces conditions, avec une merveilleuse facilité.

Le silicate de soude peut être obtenu de la même manière. Lui, à son emploi dans les fabriques d'indiennes comme *sel à bouser* et comme *réserve*, applications dont je vous parlerai ultérieurement. On s'en sert aussi pour recoller la porcelaine et le verre.

Du verre. — Les silicates jouent encore un rôle très-important dans les usages de la vie, puisque ce sont eux qui sont la base des arts céramiques et de l'art du verrier. Je me bornerai, en ce moment, à quelques notions générales sur ce dernier.

Le mot *verre*, pris dans son sens le plus général, désigne une matière transparente, dure, cassante, fusible à une température élevée, insoluble dans l'eau et les acides, formée par la combinaison de silicates alcalins et terreux ou métalliques, dans laquelle on peut remplacer l'une des bases terreuses ou métalliques par une autre, pourvu qu'il reste toujours une base alcaline.

Par conséquent le verre est un véritable sel double, un silicate de potasse ou de soude uni à un silicate de chaux ou d'alumine, d'oxyde de fer ou d'oxyde de plomb. Suivant la nature du silicate terreux ou métallique, combiné au silicate alcalin, le verre présente des propriétés différentes ; de là, plusieurs sortes dont les applications sont très-diverses. En voici le tableau :

ESPECES DE VERRE.	MATIERES AVEC LESQUELLES ON LES FUSÉ.	NATURE CHIMIQUE de CES ESPECES DE VERRE.	USAGES DE CES VERRES.
Verre à vitres et à glaces	Sable blanc, sel de soude ou sulfate de soude, rognures de verre blanc, un peu de craie ou de chaux et d'oxyde de manganèse.	Silicates de soude et de chaux, pres-que toujours mélangés d'alumine, d'oxydes de fer et de manganèse.	Vitrerie, fabrication des miroirs et des glaces. Vases à boire, flacons, cornues, vases d'ornement. Le <i>Crown-glass</i> sert à faire les lunettes de spectacle, les lentilles grossissantes et les instruments d'astronomie.
Verre à gobeleterie. Verre de Bohême Crown-glass	Mêmes matières, si ce n'est carbonate de potasse en place du sel de soude.	Silicates de potasse et de chaux.	Bouteilles communes.
Verre à bouteilles	Sable ferrugineux, cendres neuves, charrées, soude brute de Varechs, argile jaune et lessons de bouteilles.	Silicates de potasse ou de soude, de chaux, d'alumine et d'oxyde de fer. Sa couleur est due, partie au fer, partie au charbon.	Vases à boire, d'ornement, flacons, etc.
Cristal	Sable blanc, carbonate de potasse purifié, oxyde rouge de plomb (<i>minium</i>), un peu de nitre et de borax.	Silicates de potasse et de plomb.	Lentilles achromatiques pour lunettes astronomiques, tous les objets d'optique.
Flint-glass	Idem.	Silicates de potasse et de plomb, plus riches en plomb que le cristal.	Imitation des pierres précieuses.
Strass	Cristal de roche ou sable blanc, potasse pure, minium, borax et acide arsénieux.	Silicates de potasse et de plomb, plus riches en plomb que le flint-glass.	

Ce n'est que dans le Cours de 4^e année que je vous donnerai tous les détails nécessaires sur la fabrication des diverses espèces de verre, des verres colorés et des verres peints.

Je me bornerai ici à vous signaler les propriétés les plus générales du verre.

Caractères essentiels. — Le verre est très-sonore, d'une densité bien supérieure à celle de l'eau, 2,396 (*verre de Bohême*) à 4,000 (*strass*).

Maintenu pendant longtemps à l'état de fusion pâteuse, le verre ordinaire perd sa transparence, devient opaque, acquiert l'aspect de la porcelaine et paraît formé d'une agglomération de cristaux aiguillés qui changent complètement sa structure intérieure. C'est alors ce qu'on appelle *le verre dévitrifié* ou *la porcelaine de Réaumur*. Cette modification est purement physique; c'est un simple effet de dimorphisme, car la nature chimique du verre n'est aucunement changée.



Fig. 201. — Larme batavique.

Si, pendant que le verre est en fusion, on le fait tomber goutte à goutte dans de l'eau froide, il se solidifie brusquement et forme des espèces de poires terminées par une queue mince et allongée; c'est ce qu'on nomme des *larmes bataviques* (fig. 201). Par cette *trempé*, le verre a acquis une grande dureté, puisque la larme résiste dans sa partie épaisse à un choc violent; mais dès qu'on brise sa pointe, la larme entière se réduit bruyamment en poussière.



Fig. 202. — Fiole philosophique.

Ce dernier effet provient de ce que les parties centrales sont dans un grand état de tension, dans une sorte d'équilibre instable, dû à ce que leur solidification s'étant effectuée longtemps après celle des parties extérieures, elles n'ont pu subir le retrait qu'éprouve le verre en se refroidissant, en raison de leurs points d'adhérence avec la couche externe, sur laquelle elles exercent une traction très-forte. En brisant la pointe, cet état normal cesse à l'instant, et alors les molécules centrales en se contractant, entraînent avec elles toutes les autres, et déterminent ainsi une foule de points de rupture.

C'est ce qui arrive également avec les *foles philosophiques* ou

flacons de Bologne (fig. 202), qui sont fort épais et dont le refroidissement a été brusque. Ils se réduisent en poussière dès qu'on laisse tomber dans leur intérieur un corps dur pouvant les rayer.

On rend les verres moins cassants, moins sujets à se fendre spontanément, en les faisant *recuire* ou *détremper*, c'est-à-dire en les plaçant, aussitôt après leur fabrication, dans des fours chauffés au rouge sombre, où ils se refroidissent très-lentement.

L'eau froide n'exerce pas sensiblement d'action sur le verre ordinaire, mais l'eau bouillante l'attaque, et d'autant plus facilement qu'il est plus riche en alcali. C'est ce qu'on observe très-bien en maintenant longtemps de l'eau en ébullition dans un ballon ; elle devient alcaline au point de bleuir le papier rouge de tournesol, elle est laiteuse parce qu'elle tient en suspension un silicate terreux qu'elle a enlevé aux parois du vase qui a perdu sa transparence. L'eau produit donc la séparation des deux silicates, qui composent essentiellement le verre, et cet effet est dû à la tendance qu'elle a pour le silicate alcalin, qui est soluble.

L'humidité qui se dépose continuellement sur les vitres, sur les glaces, produit peu à peu les mêmes effets, aussi remarque-t-on qu'elles perdent leur transparence. Le phénomène est encore plus visible sur les anciens carreaux de vitre, sur les verres placés dans les endroits humides et habituellement chauds, comme les écuries, les étables, etc. Les moindres changements de température en font éclater de petites écailles brillantes, des pellicules tellement minces qu'elles décomposent la lumière, se colorent et s'irisent à la manière des bulles de savon.

Le peuple attribue ces changements à l'influence de la lune, de même que la détérioration des murs envahis par le salpêtre ; car, lorsqu'il ne sait à qui et à quoi s'en prendre, c'est ordinairement à la lumière douce et mystérieuse de la lune qu'il a recours !

Histoire du verre. — Les Phéniciens et les Égyptiens pratiquèrent l'art de la verrerie avant tous les autres peuples et en conservèrent longtemps le monopole. Les verreries de Tyr, de Sidon, d'Alexandrie furent célèbres et produisirent des ouvrages très-perfectionnés ; c'est dans les deux premières villes qu'on inventa les miroirs de verre, ainsi que les verres de diverses couleurs.

Mais je veux vous mettre en garde contre un conte de l'invention de Pline le naturaliste, à propos de la découverte du verre, conte que tous les ouvrages classiques ont adopté.

Suivant l'encyclopédiste romain, des marchands de soude phéniciens, ayant pris terre sur les bords du fleuve Bêlus, voulurent préparer leurs aliments sur le rivage. Faute de mieux, ils se servirent de quelques blocs de *natron*, pour supporter le vase qui contenait ces aliments, et, pendant la cuisson, ces blocs fondirent et transformèrent en verre le sable sur lequel ils reposaient.

Il est bien évident, par la température rouge nécessaire à la préparation du verre le plus fusible, que ce composé n'a pu prendre naissance dans les circonstances rapportées par Pline. Ce qui a donné lieu à cette fable, c'est que le sable du Bêlus était probablement plus propre que tout autre à la fabrication du verre. Un passage de Tacite appuie cette manière de voir.

Les Grecs et les Romains tiraient leurs verres d'Alexandrie ; ce n'est que du temps de Pline, c'est-à-dire dans le premier siècle de l'ère chrétienne, qu'on commença à établir des verreries dans les Gaules et en Espagne. L'emploi du verre à vitres ne date que du troisième siècle ; il était en pleine vigueur au sixième.

C'est des Français, et vers le septième siècle, que les Anglais apprirent l'art de la verrerie et de la vitrerie. A leur tour, ils en enrichirent la Germanie, d'où il pénétra dans le Nord. Pendant de longues années, Venise s'empara presque exclusivement, à partir de l'époque des croisades, du monopole de la fabrication et du commerce des verres de toutes sortes ; mais au seizième siècle, cette industrie passa en Bohême, où elle acquit peu à peu une importance et une perfection qui se sont maintenues jusqu'à nos jours.

C'est à Colbert, l'habile ministre de Louis XIV, qu'on doit l'établissement en France de grandes verreries et de manufactures de glaces, d'abord à Tourlaville, près Cherbourg, puis à Paris et à Saint-Gobain. La fabrication du cristal ne doit pas remonter plus haut que la fin du dix-septième siècle ; les Anglais furent les premiers qui s'en occupèrent parmi les modernes ; c'est vers 1784 que des fours à cristal furent établis en France, à Saint-Cloud, près Paris, et à Saint-Louis dans la Moselle.

TABLE DES MATIÈRES

CHAPITRE PREMIER		Application des équivalents.	26
Considérations générales.	1	Symboles et formules chimiques.	27
Grandes découvertes et applications modernes.	2	CHAPITRE III	
Des actions chimiques.	3	Étude des corps simples.	51
Découverte capitale de Lavoisier	4	A. des métalloïdes	52
Phénomènes accompagnant les actions chimiques	4	De l' Oxygène	52
1. Dégagement de chaleur	5	État naturel.	52
Combustion vive. — Combustion lente	6	Importance de cet élément.	53
2. Développement d'électricité	7	Phénomènes chimiques qui accompagnent ses combinaisons	55
3. Changement de propriétés dans les corps	8	Chaleur dégagée par les divers combustibles.	54
Circonstances qui influent sur les actions chimiques.	8	Préparation	57
1. Influence de l'état des corps	8	Usages	58
2. — de la chaleur.	9	De l' Azote	59
3. — de l'électricité	10	Historique.	59
4. — de la lumière	15	Caractères essentiels.	59
5. — de la pression.	15	Préparation	59
6. Phénomènes de contact.	16	Air atmosphérique	42
CHAPITRE II		1. Eudiométrie au moyen du phosphore à froid	42
Lois de la combinaison.	18	2. Eudiométrie au moyen du phosphore à chaud	45
1 ^{re} loi. Théorie des proportions définies	19	3. Eudiométrie au moyen de l'hydrogène.	45
2 ^e loi. Théorie des Proportions multiples	19	Permanence de la composition de l'air.	46
3 ^e loi. — Loi des gaz.	21	Composés oxygénés de l'azote.	48
Équivalents chimiques ou nombres proportionnels.	22	Acide azotique.	48
		Préparation.	49
		Acide monohydraté	50
		— anhydre.	51

Acide quadrhydraté	51	Inflammation spontanée.	118
Action des métalloïdes	52	Des composés de l'hydrogène et du	
— des métaux	54	carbone.	119
Acide azoteux	56	Corps isomères.	120
— hypoazotique.	56	Préparation de l'hydrogène carboné	121
Préparation.	58	— — bicar-	
Propriétés caractéristiques.	59	boné.	122
Oxydes d'azote	59	Nature du grison.	123
Protoxyde.	59	Lampe de sûreté de Davy.	124
Préparation.	61	— de Combes.	127
Bioxyde.	62	Du Soufre	128
Préparation	65	État naturel.	128
De l' Hydrogène	64	Extraction.	128
Production continue de ce gaz.	64	Propriétés caractéristiques.	129
Purification	66	Dimorphisme ou polymorphisme.	150
De l' Eau	67	Usages.	131
Analyse.	68	Allumettes soufrées.	152
Synthèse : A. par l'eudiomètre.	69	Théorie du briquet.	152
— B. par l'action de l'hydro-		Composés oxygénés du soufre.	153
gène sur l'oxyde de cuivre.	70	Acide sulfureux.	155
Essai des eaux naturelles.	73	État naturel.	155
Pureté comparative de plusieurs es-		Caractères distinctifs.	154
pèces d'eaux potables.	76	Préparation.	154
De l' Ammoniaque	80	Fumigations sulfureuses.	156
Préparation.	81	Usages.	157
Usages.	85	Acide sulfurique.	157
Fabrication de la glace.	85	État naturel.	158
Caractères essentiels.	86	Acide de Saxe.	158
<i>Chlorhydrate d'ammoniaque</i>	89	— sulfurique anhydre	159
<i>Carbonate</i> —	91	— ordinaire ou huile de vitriol.	140
Production constante de l'ammonia-		Moyens de dessécher les corps.	141
que dans la nature.	95	Préparation.	142
Recherche de l'ammoniaque dans les		Chambres de plomb.	145
eaux de pluie.	94	Théorie de la fabrication.	143
Du Carbone	94	Purification de l'acide commercial.	146
Diamant.	94	Composés du soufre et de l'hydro-	
Graphite.	100	gène.	146
Anthracite.	102	Acide sulfhydrique.	147
Houille ou charbon de terre.	102	État naturel.	147
Caractères essentiels.	105	Caractères distinctifs.	148
Composition.	105	Préparation.	150
Dénominations commerciales.	104	Usages.	151
Impuretés des houilles.	105	Composés du soufre et du carbone.	152
Mode de vente.	106	Bisulfure de carbone	152
Gisements.	106	Du Chlore	155
Origine.	107	Historique.	155
Lignite ou bois fossile.	108	Préparation.	154
Des charbons artificiels.	109	Caractères distinctifs.	155
Application du charbon à la dépu-		Appareil permanent de désinfection.	157
ration des eaux	110	Chlorures décolorants et désintec-	
Produits de la combustion du car-		tants.	158
bone.	112	Acide chlorhydrique.	160
Caractères distincts des deux gaz		Composition.	160
oxygénés du carbone.	115	État naturel.	160
Préparation de l'oxyde de carbone.	115	Usages.	160
De l'acide carbonique.	115	Préparation.	161
Moyen de doser l'acide carbonique		Caractères particuliers.	162
de l'air	116	Eau régale.	164
Différences de combustibilité des		Du Phosphore	166
charbons.	118	Historique.	166

État naturel.	166	Caractères généraux.	200
Propriétés caractéristiques.	167	Action de l'eau.	200
<i>Phosphore rouge</i>	167	— de la chaleur.	201
Composés oxygénés du phosphore.	169	— des métalloïdes.	201
Acides phosphorique, phosphoreux, hypophosphoreux.	169	— des métaux.	201
Composés du phosphore et de l'hydrogène.	170	— des acides.	201
Gaz hydrogène phosphoré spontanément inflammable.	171	Préparation de l'acide sulfhydrique.	202
Phosphure de calcium.	171	Des Sels oxygénés ou oxysels	205
Usages du phosphore.	172	Loi de composition.	204
Boulettes au phosphore.	172	Sels neutres, acides et basiques.	205
De l' Arsenic	173	Eau de cristallisation.	206
Composés de l'arsenic.	175	Efflorescence des sels.	207
Acides arsénieux et arsénique.	175	Eau d'interposition. Décrépitation.	207
Sulfures : réalgar, orpiment.	175	Loi de l'isomorphisme.	208
Caractères des composés de l'arsenic.	175	Couleurs des sels.	209
Arséniure d'hydrogène ou hydrogène arsénié.	174	Saveur des sels.	210
Appareil de Marsh.	175	Action de l'eau.	210
Empoisonnements par l'arsenic.	176	— de la chaleur.	211
Préparation de l'acide arsénieux.	176	— de l'électricité.	212
B. Des Métaux	178	— de l'air.	214
Classification.	178	— des métalloïdes.	214
— de Thénard, modifiée.	179	— des métaux.	215
Caractères chimiques.	181	— des oxacides.	217
Action de l'air.	181	— des hydracides.	215
Inflammation spontanée.	181	— des bases.	220
Action des métalloïdes.	182	— mutuelle des sels.	222
— des acides.	185	État naturel des sels.	225
Oxydes métalliques	185		
Classification.	185		
Propriétés générales.	185		
Action de la chaleur.	185		
Préparation de l'oxygène par le procédé de Priestley.	185		
Action de l'oxygène.	186		
— de l'air.	187		
— des métalloïdes.	187		
— combinée du chlore et du charbon.	189		
— de l'eau.	190		
— hydrates métalliques.	191		
— des oxacides.	191		
— des hydracides.	192		
Des Chlorures métalliques	195		
Loi de composition.	195		
Classification.	194		
Caractères généraux.	194		
Action de l'hydrogène.	196		
— des métaux.	196		
— des acides.	197		
Production du chlore par le procédé de Berthollet.	197		
Chlorures en dissolution.	199		
État naturel.	199		
Des Sulfures métalliques	199		
État naturel.	199		
Classification.	199		
		CHAPITRE V	
		Étude des principaux genres de sels.	226
		— Carbonates.	226
		— Bicarbonates.	229
		— Sesquicarbonates.	229
		— Sulfates.	230
		— Azotates.	232
		CHAPITRE VI	
		Étude particulière des métaux et de leurs composés.	235
		Du Potassium et du Sodium	235
		Des potasses et sodes commerciales.	237
		— caustiques à la chaux.	239
		— à l'alcool.	240
		Composition des hydrates de potasse et de soude.	241
		Extraction du potassium et du sodium.	242
		Chlorure de sodium.	244
		Composition des eaux de la mer.	245
		Marais salants.	246
		Sel gris. — Sel blanc.	247
		Caractères essentiels.	247
		Azotate de potasse.	249

État naturel	249	Emploi du plâtre en agriculture.	275
Nitrication	249	Inconvénients des eaux calcaires et	
Extraction, — Production artificielle.	250	séléniteuses	275
Caractères essentiels	251	Du Magnésium	276
Poudre à tirer	252	État naturel.	278
Feuil d'artifice	255	Oxyde de magnésium.	278
Chlorate de potasse.	254	Magnésie caustique.	278
Mélanges détonants.	255	— blanche	279
Briquets oxygénés	256	Extraction.	279
Préparation du chlorate de potasse.	256	Propriétés. — Usages	280
Sesquicarbonate de soude.	256	Éclairage au magnésium.	280
Bicarbonate de soude	257	Du Baryum	281
Borate de soude ou borax	257	Sulfate de baryte.	281
Verre de borax. — Sa coloration		Phosphore de Bologne.	282
par les oxydes	258	Préparation de la baryte et de ses	
Acide borique	260	sels.	282
Du Calcium	260	Carbonate de baryte.	285
Carbonates de chaux	261	Baryte caustique ou protoxyde de	
1. Calcairespathique ou cristallisé.	261	baryum	284
2. — saccharoïde ou marbre		Bioxyde de baryum	285
blanc	261	Bioxyde d'hydrogène, ou eau oxygé-	
3. Calcaire compacte ou marbre de		née.	285
couleur.	262	De l' Aluminium	286
4. Calcaire lithographique.	262	Historique.	286
5. Pierre à bâtir.	262	Extraction.	287
6. Craie.	265	Propriétés caractéristiques.	288
7. Calcaire incrustant. — Tuf. —		Oxyde d'aluminium ou alumine.	288
Travertin	264	État naturel.	289
8. Staéactites. — Stalagmites. —		Argiles.	290
Albâtre calcaire.	265	Classification — Composition.	292
Fabrication de la chaux	265	Préparation de l'alumine.	293
Fours à chaux continus.	267	Aluns.	295
— intermittents.	267	Alun calciné.	297
Chaux vive ou caustique.	268	Clarification des eaux troubles.	297
— éteinte.	268	Acide silicique et silicates	297
Diverses sortes de chaux commerciales		État naturel de l'acide silicique.	298
1. Chaux grasse	269	Silicates naturels.	298
Mortiers ordinaires.	269	Silice en dissolution dans les eaux.	299
2. Chaux maigre.	269	Geysers d'Islande.	300
3. — hydrauliques.	269	Bois pétrifié ou fossile.	300
Ciments.	270	Caractères essentiels de l'acide sili-	
Mortiers hydrauliques. — Bétons.	270	ciue	301
Sulfate de chaux.	271	— des silicates.	304
Gypse ou pierre à plâtre des Pari-		Acide fluorhydrique.	302
siens, plâtre cru.	271	Spath fluor ou fluorure de calcium.	302
Albâtre blanc.	271	Préparation de l'acide fluorhydrique.	305
Sulfate de chaux hydraté.	272	Acide fluosilicique	305
— — anhydre ou karsté-		Silicates alcalins	306
nite.	272	Silicatation.	307
Propriétés	272	Du verre.	308
Plâtre. — Sa cuisson.	275	Tableau des diverses espèces de	
Fours à plâtre au bois.	275	verre	309
— à coke et à plâtre	274	Larme batavique.	310
Plâtre gâché.	274	Virole philosophique	310
Stuc.	275	Histoire du verre.	312