

TRAITÉ ÉLÉMENTAIRE
DES RÉACTIFS.

TOME PREMIER.

Librairie médicale de Germer Baillière.

OUVRAGES DES MÊMES AUTEURS.

- CHEVALLIER.** L'Art de préparer les chlorures désinfectants, les chlorures de chaux, de potasse et de soude. Paris, 1829, 1 vol in-8. 6 fr.
- CHEVALLIER.** Essai sur la dissolution de la gravelle et des calculs de la vessie. 1837, in-8. 3 fr. 50 c.
- CHEVALLIER et IDT.** Manuel du Pharmacien, ou Précis élémentaire de pharmacie; 2^e édition. Paris, 1831, 2 vol. in-8. 14 fr.
- CHEVALLIER et RICHARD.** Dictionnaire des drogues simples et composées. 5 vol. in-8, fig. 1827. 34 fr.
- CHEVALLIER et M. P. de MEZE.** Fastes de la Pharmacie française, ou Exposé des travaux scientifiques, publié par les pharmaciens français; suivi d'un Dictionnaire de l'analyse des substances végétales. In-8. 1830. 5 fr.
- CHEVALLIER et HENRY.** Mémoire sur le lait, sa composition, ses modifications, ses altérations. Paris, 1839, in-8. 1 fr. 50 c.
- CHEVALLIER.** Journal des connaissances nécessaires et indispensables aux industriels, aux manufacturiers, aux commerçants et aux gens du monde. 1839, 1840, 1841, 3 vol. in-8. 21 fr.
- CHEVALLIER et PAYEN.** Traité de la pomme de terre, sa culture et ses divers emplois dans la fabrication du sirop, de l'eau-de-vie, de la potasse. 1826, in-8, br. 3 fr. 50 c.
- PAYEN.** Chimie en 26 leçons; 3^e édition. 1825, 1 vol. in-12, br. 7 fr.
- PAYEN.** Cours de chimie élémentaire et industrielle, à l'usage des gens du monde. Paris, 1832, 2 vol. in-8. 15 fr.

-
- AUBER.** Hygiène des femmes nerveuses, ou Conseils aux femmes pour les époques critiques de la vie. 1841, 1 vol. in-18 de 540 p. 3 fr. 50 c.
- AIMÉ et BOUCHARDAT.** Manuel complet du baccalauréat ès-sciences physiques et mathématiques, rédigé d'après le programme de l'Université, contenant l'arithmétique, la géométrie, la trigonométrie rectiligne, la trigonométrie sphérique, l'algèbre, la géométrie analytique, les éléments de statique, la physique, la chimie, la zoologie, la botanique, la minéralogie et la géologie. 1838, 1 vol. gr. in-18 avec fig. 6 fr.
- BOUCHARDAT.** Cahiers de physique, de chimie et d'histoire naturelle, à l'usage des élèves de philosophie, rédigé d'après le nouveau programme de l'Université, pour le baccalauréat ès-lettres. 1842, 3 vol. gr. in-18 avec figures. — Chaque cahier contenant une des trois parties complète se vend séparément. 2 fr. 50 c.
- BOUCHARDAT.** Cours de chimie élémentaire, avec ses principales applications à la médecine et aux arts. 1 vol. in-8, de 850 pag., fig. 9 fr.
- BOUCHARDAT.** Éléments de matière médicale et de pharmacie, contenant la description botanique, zoologique et chimique, la préparation pharmaceutique, l'emploi médical et les doses des médicaments simples et composés; avec des considérations étendues sur l'art de formuler et l'indication détaillée des recettes contenues dans le *Codex* et les principales pharmacopées françaises et étrangères. 1839, 1 v. in-8, fig. 7 fr.
- BUSSY et BOUTRON CHARLAT.** Traité des moyens de reconnaître les falsifications des drogues simples et composées, et d'en constater le degré de pureté. 1829, 1 vol. in-8. 3 fr. 50 c.

Paris. Imprimerie de Bourgogne et Martinet, rue Jacob, 30.

TRAITÉ ÉLÉMENTAIRE DES RÉACTIFS

LEURS PRÉPARATIONS,

LEURS EMPLOIS SPÉCIAUX ET LEUR APPLICATION À L'ANALYSE,

Par **A. PAYEN**,

Chimiste-manufacturier, professeur du Conservatoire des arts et métiers,
chevalier de la Légion-d'Honneur, etc.;

et par **A. CHEVALLIER**,

Membre de l'Académie royale de Médecine et du Conseil de salubrité, professeur-adjoint
de l'École de pharmacie de Paris, chevalier de la Légion d'Honneur, etc.

TROISIÈME ÉDITION

AUGMENTÉE

d'un Supplément contenant les nouvelles recherches faites
1^o sur l'arsenic, à l'aide de l'appareil de Marsh, des modifications de cet appareil,
avec les rapports des Académies royales des Sciences et de Médecine,
2^o sur l'antimoine, 3^o sur le plomb, 4^o sur le cuivre,
5^o sur le sang, 6^o sur le sperme;

Avec 5 planches gravées sur cuivre et représentant 60 figures,

*Et avec 19 figures gravées sur bois et intercalées
dans le texte.*

TOME PREMIER.

PARIS.

GERMER, BAILLIÈRE, LIBRAIRE-ÉDITEUR,

RUE DE L'ÉCOLE-DE-MÉDECINE, N^o 17.

MONTPELLIER. CASTEL, SEVALLÉ, libraires. | LYON. SAVY, libraire, 48, quai des Célestins.
LONDRES. H. BAILLIÈRE, 219, Regent-Street. | FLORENCE. RICORDI et Cie, libraires.
LEIPZIG. BROCKHAUS et AVENARIUS, MICHELSEN, libraires.

1841.

A MONSIEUR

VAUQUELIN,

MEMBRE DE L'INSTITUT ROYAL DE FRANCE,

DE L'ACADÉMIE DE MÉDECINE ;

MEMBRE CORRESPONDANT DE LA SOCIÉTÉ ROYALE DE LONDRES,

PROFESSEUR DE CHIMIE, etc., etc.

*Nous dédions la troisième édition de cet
Ouvrage au Savant illustre qui a dirigé nos
études en Chimie. Puisse-t-il applaudir à nos
efforts, et reconnaître, du moins, à notre persé-
vérance dans toutes les recherches auxquelles*

nous nous livrons, l'amour du travail qu'il sait si bien inspirer! Notre première ambition est de nous rendre de plus en plus dignes de sa bienveillance.

Nous le prions d'agréer le témoignage de la plus vive reconnaissance pour les conseils qu'il a bien voulu nous donner dans la rédaction de ce TRAITÉ, et de croire à l'attachement inviolable de

Ses dévoués et très respectueux élèves ,

A. PAYEN. A. CHEVALLIER.

PRÉFACE.

L'accueil favorable que la première et la deuxième édition de cet Ouvrage ont reçu du public, a prouvé qu'un TRAITÉ SPÉCIAL SUR LES RÉACTIFS avait été jugé utile. Encouragé par ces succès, nous avons doublé nos efforts pour mériter, dans une troisième édition, la même bienveillance que nous avons été heureux d'obtenir; nous avons mis tous nos soins pour compléter ce qui manquait à la deuxième édition, et ajouter tous les faits nouveaux que les progrès de la Chimie ont apportés dans le domaine de la science; nous avons mis à profit les conseils de quelques-uns de nos collègues, pour introduire plusieurs modifications utiles.

La critique de quelques chimistes connus, qui s'est exercée sur notre TRAITÉ, a été réfutée dans quelques-unes de ses parties; dans d'autres, elle a été mise à profit pour le perfectionnement de cet Ouvrage.

Enfin, nous sommes assurés d'avoir offert au public toutes les garanties d'exactitude que l'on peut exiger, en revoyant avec soin toutes les parties de l'Ouvrage, celui-ci, lors de la publi-

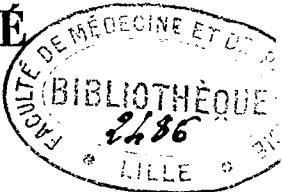
cation de la deuxième édition, ayant été déjà soumis à l'examen du Savant illustre qui a bien voulu en agréer la dédicace.

Ce TRAITÉ ÉLÉMENTAIRE est d'une grande utilité pour les médecins, les pharmaciens, et pour tous ceux qui ont un intérêt plus ou moins direct à s'assurer de la présence des poisons, de la pureté et de la bonne préparation de certains médicamens.

Les manufacturiers, les droguistes, les négocians, auxquels il importe beaucoup de connaître les diverses altérations que l'on a pu faire subir aux matières premières qu'ils emploient, aux produits fabriqués, et à certaines marchandises avariées, trouveront, dans ce volume, des notions qui leur seront très utiles pour arriver à cette connaissance.

Nous aurons atteint le but de nos travaux, si cet Ouvrage est consulté avec fruit par les personnes auxquelles il est destiné.

TRAITÉ
ÉLÉMENTAIRE
DES RÉACTIFS.



CHAPITRE PREMIER.

DE LA FORME CRISTALLINE DES CORPS.

Les cristaux des divers sels sont en général d'une homogénéité bien complète, et terminés par des faces planes et des angles. C'est par la mesure de leurs angles plans, au moyen de l'instrument nommé goniomètre, que l'on détermine la classe à laquelle ces cristaux se rapportent.

Cette forme doit être considérée comme constante dans les molécules intégrantes; du moins nous sommes portés à le croire par induction. En effet, tous les cristaux peuvent être amenés, par des divisions successives ou clivages, qui présentent diverses formes secondaires, à une forme primitive qui ne varie plus, à quelque point qu'on pousse la division; et l'on con-

çoit que l'union des atomes pour former un cristal bien homogène est possible en raison de l'identité des formes de ces atomes.

On explique ainsi comment, dans plusieurs sels mélangés, la forme semblable des atomes de chacun détermine la réunion de leurs rudimens, au point de les isoler parfaitement purs au moyen de la cristallisation ; c'est en raison de cette propriété qu'on peut séparer l'un de l'autre, dans une même solution, le sulfate de fer de l'alun, le borax du sulfate de soude, etc., etc. Quelques sels mélangés entre eux affectent la forme cristalline de l'un des composans, de celui même qui est en moindre proportion ; ainsi le sulfate de fer et le sulfate de cuivre cristallisant ensemble, la forme appartient au sulfate de fer tant que ce sel y est dans la proportion de 9 à 10 centièmes. Le même phénomène a lieu pour un mélange de sulfate de fer et de sulfate de soude, pourvu que la proportion de ce dernier sel soit au moins de 15 centièmes. Enfin, la forme du sulfate de fer est encore celle que prend un mélange de sulfate de fer, de sulfate de cuivre, et de sulfate de zinc, bien que l'analyse n'ait démontré dans ces cristaux que 3 centièmes de fer (*Beudant*). Plusieurs matières dérangent la forme cristalline de certains sels. Par exemple, l'urée détermine la cristallisation cubique de l'hydro-chlorate d'ammoniaque, et fait prendre au chlorure de sodium (sel marin) la forme octaédrique.

M. Boutron Charlard, pharmacien de Paris, a re-

marqué qu'un sel composé de 56,7 de sulfate de potasse et de 43,3 de chrômate de potasse vendu dans le commerce sous le nom de chrômate de potasse, était cristallisé en prismes à 4 ou 6 pans, terminés par des pyramides à 4 ou 6 faces, tandis que le chrômate de potasse pur cristallise en prismes rhomboïdaux, réguliers; on aurait donc pu reconnaître la fraude par l'observation seule de la forme cristalline.

En général, on peut reconnaître les sels cristallisables à la forme particulière que chacun d'eux affecte en cristallisant dans sa solution pure, et dans tous les ouvrages de Chimie on trouve indiquées les formes cristallines comme des caractères très utiles à observer. Nous citerons comme exemple les cristaux des sels formés de soude et de divers acides.

Sous-carbonate de soude : octaèdres rhomboïdaux composés de deux pyramides appliquées base à base.

Borate de soude à 0,47 d'eau : prismes hexaèdres dont deux des côtés sont beaucoup plus larges, ou quadrangulaires, et terminés par des pyramides trièdres.

Borate de soude à 0,30 d'eau (découvert par M. Payen) : octaèdres réguliers formés de deux pyramides opposées base à base.

Sous-phosphate de soude : prismes rhomboïdaux à angles aigus de 60° , et dont les angles obtus sont de 120° .

Sulfate de soude : prismes à six pans ordinairement cannelés, terminés par des sommets dièdres.

Sulfite de soude : prismes à quatre pans, deux

I..

très larges , deux très étroits , terminés par des sommets dièdres.

Arseniate de soude : prismes hexaèdres réguliers , qui ne sont pas terminés par des pyramides.

Chromate de soude : tables minces à six faces , dont deux longues et quatre courtes.

Tungstate de soude : lames hexaèdres allongées.

Le benzoate et le tartrate de la même base , ont aussi des formes particulières qui permettent de les distinguer.

On peut encore citer comme exemple de ces particularités dans l'arrangement des molécules , la cristallisation des sulfates de soude , de potasse et de magnésie. Le premier , comme nous l'avons vu , cristallise en prismes à 6 pans ordinairement cannelés , terminés par des sommets dièdres.

Le second cristallise en pyramides hexaèdres ou en prismes très courts à 6 pans , terminés par une ou plusieurs pyramides à 6 faces.

Enfin , le sulfate de magnésie est cristallisé en prismes à 4 pans terminés par des pyramides à 4 faces ou par des sommets dièdres.

Quelques sels se rapprochent les uns des autres par leurs formes , tels sont le sulfate et l'acétate de soude ; mais on peut , en général , profiter de la propriété qu'ont un grand nombre de corps de prendre une forme particulière bien déterminée pour les reconnaître. Il faut éviter cependant les erreurs que la forme cristalline pourrait causer si l'on donnait aux

indices qu'elle procure une extension inconsiderée. (Voyez le savant ouvrage d'Haüy sur la cristallographie.)

POIDS SPÉCIFIQUE.

C'est une propriété inhérente aux divers corps, d'avoir, sous le même volume, des poids différens, qui dépendent de la nature et du rapprochement plus ou moins grand des molécules, résultant de l'affinité, de la pression, de la température, etc. On conçoit que c'est en comparant entre eux les volumes des différens corps dans les mêmes circonstances, que l'on obtient cette relation, nommée *pesanteur spécifique*, ou mieux, *poids spécifique*; ainsi le poids spécifique des gaz s'obtient en emplissant successivement de chacun d'eux, un même ballon dans lequel on a fait le vide le plus parfait possible, c'est-à-dire à un demi-millimètre de pression; mais comme les poids spécifiques des gaz dépendent non-seulement de leur nature, mais encore de leur température et de la pression qu'ils supportent, il faut tenir compte de ces deux causes en déterminant ces poids. On doit observer encore quelques autres précautions, dont les principales sont indiquées dans l'exemple suivant.

Si l'on veut déterminer le poids spécifique de l'air, il faut prendre un ballon d'environ cinq litres et dont la capacité soit connue, bien sec et muni d'un robinet; on l'adapte en le vissant, sur le tuyau de la platine d'une excellente machine pneumatique, et l'on opère

le vide jusqu'à ce que l'éprouvette indique seulement $\frac{1}{2}$ millimètre de mercure de pression ; on ferme le robinet, on dévisse le ballon, on le pèse exactement, puis on adapte à la partie supérieure du robinet un petit tube recourbé qui communique avec un tube de 10 à 12 millimètres de diamètre, et de 7 à 8 décimètres de long, rempli de petits morceaux de chlorure de calcium (*muriate de chaux fondu*) ; on tourne alors doucement le robinet, afin que l'air atmosphérique traverse lentement les interstices que laissent entre eux les morceaux de chlorure de calcium, et qu'il se dessèche complètement par son contact avec ce corps avide d'eau. Lorsque le sifflement formé par l'introduction de l'air a cessé, on attend 4 ou 5 minutes, afin que la température intérieure du ballon soit la même que celle extérieure ; on tient compte de cette température ainsi que de la hauteur du baromètre ; on ferme le robinet, on enlève les tubes qui y sont adaptés ; on pèse de nouveau le ballon, on retranche le premier poids du second, et on divise le nombre qui exprime la différence par le nombre de litres que contient le ballon, on obtient le poids d'un litre d'air. On trouve ainsi qu'un litre de ce fluide pèse 1^{gr}, 2991 à la température de zéro et sous la pression de 76 centimètres.

S'il s'agit de déterminer le poids spécifique de la plupart des autres gaz, il faut modifier ce procédé de la manière suivante. Le gaz dégagé d'une cornue, d'un ballon ou de tout autre vase, se rend dans un

grand tube rempli de chlorure de calcium ; il se dépouille de toute son humidité et arrive sec, par un petit tube recourbé, sous une cloche placée sur la cuve à mercure ; de cette cloche, dont la capacité est ordinairement d'un litre environ, et qui est surmontée d'un robinet, il passe peu à peu dans le ballon qui est vide, et que l'on a préalablement pesé avec soin. Le ballon étant plein de gaz, et le mercure au même niveau intérieurement qu'extérieurement, on ferme le robinet du ballon et celui de la cloche, on le pèse, et l'on conclut le poids spécifique du gaz examiné (1). Si l'on prend l'air pour commune mesure, on a les rapports suivans :

(1) Pour donner plus d'exactitude à l'expérience, on ne doit recueillir le gaz dans la cloche que lorsqu'il est bien pur, c'est-à-dire quand tout l'air des vases est chassé, et rejeter les premières portions de gaz arrivées dans la cloche, afin d'entraîner les petites bulles d'air adhérentes aux parois ; faire passer le gaz de la cloche dans le ballon avec lenteur, et plutôt par intermittences que d'une manière continue.

Enfin, si les gaz essayés avaient quelque action sur le mercure, ou sur la cire des robinets, il faudrait introduire le tube recourbé de manière à ce qu'il plongeât au fond d'un flacon de deux à trois litres, et qu'il remplît presque toute la capacité de l'ouverture du flacon ; il faut, lorsque le gaz passe dans le flacon, le laisser se dégager pendant quelques minutes entre les parois de l'ouverture des flacons et celle de l'extérieur du tube, afin d'être assuré que tout l'air en est chassé ; enlever ensuite, avec adresse, le tube engagé dans le flacon, fermer celui-ci avec un bouchon à l'émeri, peser le flacon dans cet état, et comparer le poids net avec celui de l'air déterminé d'avance pour la capacité des flacons. (Voyez, pour plus de détails, les divers Traités de Physique.)

Air.	1,0000
Gaz hydriodique.	4,4430
— fluorique silicé.	3,5735
— chloro-carbonique.	3,3895
— chlore.	2,4700
— oxide de chlore.	2,3144
— fluo-borique.	2,3709
— sulfureux.	2,1930
— cyanogène.	1,8064
— protoxide d'azote.	1,5204
— acide carbonique.	1,5196
— acide hydro-chlorique.	1,2474
— hydro-sulfurique.	1,1912
— oxigène.	1,1036
— deutoxide d'azote.	1,0388
— hydrogène percarburé.	0,9795
— azote.	0,9691
— oxide de carbone.	0,9569
— hydrogène phosphuré.	0,8700
— ammoniac.	0,5967
— hydrogène proto-carburé.	0,5550
— hydrogène arsenié.	0,5290
— vapeur d'iode.	8,6195
— vapeur de térébenthine.	5,0150
— hydro-percarbure de chlore.	3,4434
— nitreux.	3,1764
— de sulfure de carbone.	2,6447
— d'éther sulfurique.	2,5860
— d'éther hydro-chlorique.	2,2190
— d'acide chloro-cyanique.	2,1113
— d'alcool absolu.	1,6133
— d'acide hydro-cyanique.	0,9476
— vapeur d'eau.	0,6235
— de carbone.	0,4160
— hydrogène.	0,0752

On peut déterminer par un procédé analogue le poids spécifique ou la densité des diverses vapeurs; les détails relatifs extraits du mémoire de M. Dumas, lu à l'Académie des Sciences, et approuvé sur les conclusions de MM. Dulong et Thénard, seront donnés dans le chapitre des appareils. Nous avons cru devoir donner ici le tableau du poids spécifique et absolu des gaz, tableau publié par Bischoff, dans le tome V, page 129 du journal *Kastner's archives*, et qui donne les résultats suivans :

Air atmosphérique.....	1	Gaz oxide d'azote.....	1,5273
Oxigène.....	1,1026	Gaz nitreux.....	1,0393
Azote.....	0,976	Cyanogène.....	1,8188
Hydrogène.....	0,0688	Gaz acide sulfureux....	2,247
Gaz acide carbonique....	1,524	Vapeur de soufre.....	1,1444
Gaz acide hydro-chlorique	1,247	Hydrogène sulfuré.....	1,2132
Gaz ammoniac.....	0,5912	Chlore.....	2,4252
Vapeur d'eau.....	0,6201	Euchlorine.....	2,3812
Gaz carboné.....	0,4214	Gaz oxide de chlore....	2,7194
Gaz oxide de carbone....	0,9727	Gaz acide hydriodique..	4,4430
Gaz hydrogène carboné..	0,5590	Gaz iodique.....	8,8172
Gaz oléfiant.....	0,9804	Gaz fluorique.....	3,3979.

POIDS SPÉCIFIQUE DES LIQUIDES.

On détermine le poids spécifique des liquides en pesant des volumes égaux d'eau et du liquide à essayer; on réduit ces poids à leurs équivalens dans le vide, à la température du maximum de condensation de l'eau, puis on les divise l'un par l'autre.

Pour être assuré d'avoir des volumes égaux, on emploie un flacon fermé par un bouchon usé à l'émeri, afin que la jonction soit exacte; on remplit successi-

vement ce flacon d'eau et du liquide à examiner ; après avoir déterminé avec soin le poids du flacon vide , on le pèse ensuite plein d'eau distillée à une température connue ; retranchant le premier poids du deuxième , on a le poids , dans l'air , de l'eau que contient le flacon à cette température. On le remplit alors avec le liquide , dont on observe aussi la température ; on obtient de la même manière le poids dans l'air du volume du liquide renfermé dans le flacon.

Avec ces données et les lois de la dilatation du liquide employé , on peut calculer son poids spécifique.

Si l'on négligeait toutes les réductions , rien ne serait plus facile à faire : on emploierait directement les deux pesées comme si elles étaient faites dans le vide et à la température du maximum de condensation ; il suffirait alors de diviser le poids du liquide par le nombre qui exprime celui de l'eau. Ainsi , par exemple , si le liquide est de l'éther , que le flacon en contienne 39,184 grammes , et qu'il ait été rempli avec 50,3 grammes d'eau , on dira : le poids de l'eau , 50,3 , est au poids de l'éther , 39,184 , comme 1 est à 0,779 ; ce qui revient à diviser le poids du liquide par celui de l'eau. En effet , de $50,3 : 39,184 :: 1 : x$, on tire $\frac{39,184}{50,3} = x = 0,779$.

On obtient ainsi une approximation dont on se contente dans la plupart des expériences (1).

(1) Pour parvenir à la connaissance du poids spécifique vrai dans les recherches délicates , on peut considérer la pesée de l'eau comme

Le poids spécifique ou densité des liquides , peut s'obtenir de même en emplissant successivement la même capacité avec différens liquides , et comparant les poids obtenus ; dans ces expériences, on prend pour unité ou commune mesure, le poids de l'eau distillée que l'on exprime par 1000 ; mais comme dans une foule d'opérations chimiques , il est utile de s'assurer de la densité d'une multitude de solutions salines , alcooliques , acides , etc , on a imaginé plusieurs instrumens qui peuvent indiquer immédiatement ces densités diverses , en ayant toujours égard à la température. Le *gravimètre de Nicholson*, fondé sur ce qu'un corps perd de son poids , un poids égal à celui du volume d'eau qu'il déplace , indique bien précisément le poids spécifique de tous les liquides sous le même volume ; mais

servant uniquement à calculer la capacité du flacon dont la deuxième pesée donnera le poids. On en tirera celui d'un centimètre cube du liquide, pour une température quelconque ; il n'y aura plus qu'à réduire ce poids, par le calcul, au vide et à la température du maximum de condensation de l'eau.

En appliquant les formules indiquées pour ces réductions à des pesées très exactes , M. Biot a déduit les résultats suivans : Poids d'un centimètre cube de mercure à 0°. 13gram.,597190.

Rapport du poids du mercure à l'eau , à volume égal et à la température de 0°. 13gram.,598207.

Rapport du poids du mercure à l'air atmosphérique, sous la pression de 0,76, à la température de 0°. 10466gram.,82.

Si l'on voulait obtenir le poids d'un centimètre cube des mêmes substances, pour une autre température que 0°, il faudrait réduire ces évaluations proportionnellement aux dilatations de chaque substance.

comme il fallait ajouter des poids pour faire enfoncer cet aréomètre dans tous les liquides plus pesans que l'eau, et ensuite faire un calcul de proportion pour rapporter tous les poids spécifiques à celui de l'eau prise pour unité, on a cherché un mode plus simple qui pût être à portée de tout le monde. L'aréomètre de Baumé, dont on se sert aujourd'hui le plus généralement, a été construit de manière à ce que, plongé dans l'eau distillée, il indique zéro degré : c'est le point de départ ; en le plongeant ensuite successivement dans une solution de sel marin contenant 1, 2, 3, 4, etc., centièmes de sel marin, Baumé forma une échelle qu'il continua sur des divisions à peu près égales pour les liquides d'une densité plus grande qu'une solution saturée de sel marin, et pour les liquides plus légers que l'eau distillée. On conçoit que cet instrument ne se rapporte directement qu'aux solutions de sel marin, entre certaines limites, et ne présente que des relations indirectes relativement aux autres liquides.

Les degrés de cet aréomètre peuvent être convertis en expressions de poids spécifique à l'aide de relations établies ; la table suivante présente ces rapports, auxquels le chimiste et le manufacturier sont souvent obligés de recourir.

On voit par cette table quel est le poids d'un volume connu d'un liquide quelconque d'après son degré à l'aréomètre. En effet, le chiffre zéro de l'échelle correspondant au poids de 1000 grammes pour 1 litre d'eau, un liquide qui marquera 15° à l'aréomètre de

Beaumé pèsera pour chaque litre 1109^{gr.},5 ou près de 1110 grammes ; à 27°, 1216 grammes ; à 35°, 1299,2 ou près de 1300 grammes , etc.

TABLE de la correspondance des poids spécifiques des liquides, avec les degrés de l'aréomètre de Baumé, pour 10° Réaumur.

PÈSE-ACIDE DE BAUMÉ.						PÈSE-ESPRIT DE BAUMÉ.			
Degr.	P. spécif.	Degr.	P. spécif.	Degr.	P. spécif.	Degr.	P. spécif.	Degr.	P. spécif.
0	1,0000	26	1,2063	52	1,5200	10	1,0000	36	0,8488
1	1,0066	27	1,2160	53	1,5353	11	0,9932	37	0,8439
2	1,0133	28	1,2258	54	1,5510	12	0,9865	38	0,8591
3	1,0201	29	1,2358	55	1,5671	13	0,9799	39	0,8343
4	1,0270	30	1,2459	56	1,5833	14	0,9733	40	0,8295
5	1,0340	31	1,2562	57	1,6000	15	0,9669	41	0,8249
6	1,0411	32	1,2667	58	1,6170	16	0,9605	42	0,8202
7	1,0483	33	1,2773	59	1,6344	17	0,9542	43	0,8156
8	1,0556	34	1,2881	60	1,6522	18	0,9480	44	0,8111
9	1,0630	35	1,2992	61	1,6705	19	0,9420	45	0,8066
10	1,0704	36	1,3103	62	1,6889	20	0,9359	46	0,8022
11	1,0780	37	1,3217	63	1,7079	21	0,9300	47	0,7978
12	1,0857	38	1,3333	64	1,7233	22	0,9241	48	0,7935
13	1,0935	39	1,3451	65	1,7471	23	0,9183	49	0,7892
14	1,1014	40	1,3571	66	1,7674	24	0,9125	50	0,7849
15	1,1095	41	1,3694	67	1,7882	25	0,9068	51	0,7807
16	1,1176	42	1,3818	68	1,8095	26	0,9012	52	0,7766
17	1,1259	43	1,3945	69	1,8313	27	0,8957	53	0,7725
18	1,1343	44	1,4074	70	1,8537	28	0,8902	54	0,7684
19	1,1428	45	1,4206	71	1,8765	29	0,8848	55	0,7643
20	1,1515	46	1,4339	72	1,9000	30	0,8795	56	0,7604
21	1,1603	47	1,4476	73	1,9241	31	0,8742	57	0,7565
22	1,1692	48	1,4615	74	1,9487	32	0,8690	58	0,7526
23	1,1783	49	1,4758	75	1,9740	33	0,8639	59	0,7487
24	1,1875	50	1,4902	76	2,0000	34	0,8588	60	0,7449
25	1,1968	51	1,4951			35	0,8538	61	0,7411

Quoique l'aréomètre de Cartier ne soit qu'une altération grossière de celui de Baumé, comme le premier, il est employé pour les solutions alcooliques du commerce (eau-de-vie, esprits, etc.) ; nous avons pensé

qu'une table présentant les rapports entre cet aréomètre et celui de Baumé, les proportions d'eau et d'alcool qu'ils indiquent, et le poids spécifique de ces mélanges, serait utile à consulter.

Nous ajoutons ici, qu'un instrument construit par M. Gay-Lussac, depuis la publication de l'édition précédente, donne directement les proportions d'alcool et d'eau contenues dans les mélanges de ces liquides (*V.* le chap. VIII, *Aréomètre.*)

TABLE pour l'aréomètre de Cartier, à 10° de Réaumur.

Degrés de Cartier.	Degrés de Baumé.	Mesures d'eau mélangées à 100 d'alcool.	Volume perdu.	Poids spécifique.	Var. de degrés p. 10 Réaumur.	Degrés de Cartier.	Degrés de Baumé.	Mesures d'eau mélangées à 100 d'alcool.	Volume perdu.	Poids spécifique.	Var. de degrés p. 10 Réaumur.
14°	13,47	359,67	6,40	0,9764	0,064	27°	27,33	36,14	3,04	0,8935	0,179
	14,00	291,24	6,71	0,9729	0,075		27,87	33,81	2,90	0,8906	0,180
15	14,53	243,31	6,88	0,9695	0,087	28	28,40	31,57	2,76	0,8877	0,182
	15,07	208,76	6,92	0,9661	0,096		28,93	29,46	2,62	0,8849	0,183
16	15,60	382,70	6,87	0,9627	0,106	29	29,47	27,42	2,48	0,8820	0,185
	16,13	162,18	6,74	0,9593	0,113		30,00	25,42	2,34	0,8791	0,186
17	16,67	146,95	6,60	0,9560	0,120	30	30,53	23,57	2,22	0,8763	0,188
	17,20	133,65	6,41	0,9526	0,125		31,07	21,78	2,09	0,8735	0,190
18	17,73	122,56	6,22	0,9493	0,130	31	31,60	20,06	1,97	0,8707	0,192
	18,27	112,85	6,02	0,9460	0,135		32,13	18,40	1,83	0,8679	0,194
19	18,80	184,31	5,82	0,9427	0,139	32	32,67	16,86	1,70	0,8652	0,196
	19,33	96,93	5,63	0,9395	0,143		33,20	15,37	1,58	0,8625	0,198
20	19,87	90,15	5,43	0,9363	0,147	33	33,73	13,92	1,47	0,8598	0,200
	20,40	84,12	5,24	0,9331	0,151		34,27	12,52	1,35	0,8571	0,202
21	20,93	78,69	5,03	0,9299	0,156	34	34,80	11,22	1,23	0,8545	0,204
	21,47	73,63	4,85	0,9268	0,157		35,33	9,93	1,11	0,8518	0,206
22	22,00	69,05	4,66	0,9237	0,159	35	35,87	8,67	0,98	0,8491	0,208
	22,53	64,72	4,48	0,9206	0,160		36,40	7,40	0,86	0,8465	0,208
23	23,07	60,67	4,31	0,9175	0,162	36	36,93	6,35	0,75	0,8439	0,208
	23,60	56,81	4,13	0,9144	0,164		37,47	5,24	0,63	0,8413	0,209
24	24,13	53,47	3,97	0,9114	0,167	37	38,00	4,19	0,51	0,8381	0,211
	24,67	50,16	3,81	0,9084	0,168		38,53	3,15	0,40	0,8362	0,212
25	25,20	47,01	3,65	0,9054	0,169	38	39,07	2,20	0,28	0,8333	0,213
	25,73	44,03	3,50	0,9024	0,172		39,60	1,27	0,16	0,8315	0,215
26	26,27	41,22	3,34	0,8994	0,175	39	40,13	0,36	0,05	0,8286	0,216
	26,80	38,57	3,19	0,8964	0,177		40,67	Alcool abs.			0,8277

La première colonne indique les divers degrés de l'aréomètre de Cartier ; la deuxième, les degrés de correspondance sur l'échelle de Baumé ; la troisième indique combien on doit mêler d'eau à 100 parties d'alcool pur pour produire les liquides qui marquent les degrés de l'aréomètre de Cartier. Le poids spécifique du mélange est donné par la cinquième colonne ; la sixième indique combien la liqueur varie en degré, par l'effet de la température.

ARÉOMÈTRE A DENSITÉ.

On peut obtenir directement ces relations au moyen d'un instrument gradué suivant les poids spécifiques ; sur cet aréomètre, le point de départ est le poids spécifique de l'eau exprimé par 1000 : la densité de tous les liquides plus pesans et plus légers y est rapportée ; par exemple, l'acide sulfurique concentré à 66° Baumé est indiqué sur cette échelle par 1845, d'où l'on tire directement cette relation entre les deux liquides : l'eau étant 1000, l'acide sulfurique égale 1845, c'est-à-dire qu'une capacité qui contiendrait 1000 grammes d'eau, ou *un litre*, contiendra 1845 grammes d'acide sulfurique concentré à 66°. Pour les liquides plus légers que l'eau, les degrés de l'échelle sont en sens inverse. En effet, l'aréomètre s'enfonce d'autant plus que le poids spécifique du liquide dans lequel on le plonge est moins considérable ; ainsi l'alcool anhydre ne marque sur l'échelle que 0,825, l'eau marquant 1000.

POIDS SPÉCIFIQUE DES SOLIDES.

Les poids spécifiques des solides sont souvent utiles à la connaissance de ces corps ; c'est du moins un indice employé fréquemment pour plusieurs d'entre eux : on l'obtient par leurs poids comparatifs avec celui de l'eau sous le même volume , à l'aide de la *balance hydrostatique* , ou par le procédé décrit plus bas.

C'est en comparant ainsi les poids des métaux , qu'Archimède découvrit que la couronne d'Hiéron , tyran de Syracuse , était un alliage , et non de l'or pur (1).

C'est encore par la connaissance des poids spécifiques , que Guyton-Morveau découvrit que des pièces de monnaie étaient de platine recouvert d'or au lieu d'être en or au titre.

Pour obtenir les poids spécifiques des solides , quelle que soit leur forme , qu'ils soient en poudre ou en morceaux , on détermine également le poids du corps dans l'air , en observant l'état du baromètre et du thermomètre ; on remplit exactement un flacon ou un vase quelconque d'eau distillée à une température connue , on place le corps et le flacon plein d'eau dans le plateau d'une balance ; on met des poids dans l'autre plateau jusqu'à ce que l'équilibre soit établi ; on tire du flacon une partie de l'eau qu'il contient , afin d'y pouvoir introduire le corps sans rien répandre ; on im-

(1) Dictionnaire de Biographie.

prime de petites secousses pour faciliter le dégagement des bulles d'air ; on remplit le flacon d'eau , on le replace sur le plateau de la balance : ce plateau est nécessairement plus léger du poids du volume d'eau que le corps a déplacé ; on ajoute les poids nécessaires pour rétablir l'équilibre ; on connaît ainsi le poids de l'eau et celui du corps dans l'air sous le même volume. Avec ces données et les lois de la dilatation , on peut calculer son poids spécifique.

Si l'on veut négliger les réductions , on fait directement usage des poids de l'eau et du corps , comme s'ils étaient obtenus dans le vide et à la température du maximum de condensation de l'eau : on est conduit , comme nous l'avons fait voir pour les liquides , à diviser le poids du corps solide par le nombre qui exprime celui de l'eau. Si le corps pèse dans l'air 450 grammes , et l'eau déplacée 90 grammes , son poids spécifique $\frac{450}{90} = 5$, le poids de l'eau étant 1 ; si l'on suppose le poids spécifique de l'eau égal à 1000 , celui du corps solide sera 5000.

Si ce corps était susceptible de s'imbiber d'eau parce qu'il y aurait des interstices entre ses parties , on n'aura , par le procédé ci-dessus , que le poids spécifique du volume du corps. Si l'on veut avoir celui de la matière imperméable , il faudra ou le diviser pour détruire les interstices , ou laisser à l'eau le temps de pénétrer ces interstices et d'en chasser l'air. Si l'on ignorait que le corps essayé pût être pénétré par l'eau , il faudrait , après 10 ou 12 heures , s'assurer si le vo-

lume a changé, et dans ce cas remplir d'eau, peser une seconde fois et recommencer le calcul. Si la substance dont on veut déterminer le poids est soluble dans l'eau, on choisit un autre liquide, tel que l'alcool ou l'huile, dans lequel il ne puisse se dissoudre, et l'on opère absolument de même. Pour rapporter au poids de l'eau, il suffit ensuite de connaître la densité du liquide dont on s'est servi, et de comparer le volume déplacé à un pareil volume d'eau; ou plus simplement, et ce qui revient évidemment au même, multiplier la densité (ou poids spécifique) du liquide, par le poids observé du corps dans le liquide.

Par exemple, la densité du liquide étant 0,886, le poids du corps relativement à ce liquide tel qu'on l'aurait obtenu étant de 3,278, on multiplie ces deux nombres l'un par l'autre, et l'on a pour produit 2,904,308, qui exprime le poids spécifique cherché. On peut aussi déterminer les poids spécifiques des solides par le moyen de l'aréomètre, et particulièrement de celui que l'on connaît sous les noms *d'aréomètre balance* ou *aréomètre de Nicholson*.

POIDS SPÉCIFIQUE DE QUELQUES SOLIDES.

Platine.	20,980
Or.	19,257
Tungstène.	17,6 à 17,5
Mercure.. . . .	13,568
Palladium écroui ou laminé. .	11,3 ou 11,8
Plomb.	11,352
Argent.	10,4743

Bismuth.	9,822
Urane.	9,0...
Cuivre.	8,895
Cobalt.	8,538
Cadmium.	8,6040
Arsenic.	8,308
Nickel.	8,279
Fer.	7,788
Molybdène.	7,400
Étain.	7,291
Zinc.	7,001
Manganèse.	6,850
Antimoine.	6,7021
Tellure.	6,115
Sodium.	0,97223
Potassium.. . . .	0,86507.

Le poids spécifique peut, dans une infinité de cas, donner des indices sur la pureté ou les altérations de divers corps; ainsi l'eau chargée de sels séléniteux ou autres pèsera plus de 1000 grammes le litre. La solution saturée d'un sel pur augmente de densité si l'on y ajoute quelques centièmes d'un autre sel.

En comparant des volumes égaux d'étain et de ses divers alliages avec le plomb, on a reconnu des différences marquées. Bergentierne a donné une table des poids spécifiques de 100 de ces alliages. Ce mode a été nommé *Essai à la Balle*. Le docteur Watson a donné une table, d'après ses propres expériences, qui a démontré que l'alliage de plomb et d'étain augmente de poids spécifique lorsque la proportion de plomb est plus grande. (*Thomson. 1^{er} volume.*)

On a essayé d'appliquer les poids spécifiques à reconnaître la nature et les mélanges de divers corps gras; on a trouvé qu'à 60° de température Réaumur, l'aréomètre, Baumé, à alcool marque dans la cire fondue 35°; le suif de mouton, 30°; le beurre de cacao, 29°; la graisse de porc, 27°. M. Duquesne de Lille a construit, d'après le même principe, un *élaïomètre* sur lequel les huiles marquent dans l'ordre suivant : huile de lin, 0°; huile de chènevis, 12°; huile d'œillette, 18°; huile de colza, 40°. Cadet, par le même procédé, a trouvé que l'huile d'amande douce marque 31,5.

M. Vauquelin a remarqué que les potasses qui contiennent le moins d'alcali réel donnent à l'eau une densité plus grande que celles qui en contiennent davantage. En effet, l'eau chargée d'alcali peut dissoudre encore différens autres sels; il en résulte qu'on pourrait, faute d'autres moyens, reconnaître approximativement la proportion d'alcali contenue dans une potasse, par la densité de sa solution saturée dans l'eau.

De l'influence des corps étrangers aux réactions.

Des corps, en apparence inertes dans les réactions que l'on opère, ont quelquefois une influence que l'on explique difficilement, mais dont on peut tirer parti, ou du moins dont on doit tenir compte. Ainsi, lorsqu'on verse un des acides sulfurique, nitrique, hydrochlorique, etc., dont l'affinité pour les oxides métalliques est beaucoup plus forte que celle de l'a-

cide carbonique, dans une solution de carbonate de soude, etc., il s'y produit d'abord une vive effervescence due au dégagement de l'acide carbonique gazeux; mais bientôt toute action cesse, quoique tous les principes qui ont une grande énergie les uns sur les autres soient en présence: que l'on introduise alors dans ce liquide un corps solide quelconque en poudre ou non divisé, on verra l'effervescence se manifester de nouveau et avec plus de force; enfin, tout le dégagement ne pourra s'opérer sans une vive agitation, soit à l'aide d'une baguette de verre ou de tout autre moyen.

M. Thénard a fait entrer dans l'eau 666 fois son volume d'oxygène. La densité de ce liquide était de 1452; en y ajoutant de l'or ou de l'argent en poudre, ou de l'oxide de ce dernier, l'oxygène s'en dégagait avec explosion.

L'ammoniaque se décompose à la chaleur rouge, par le concours du cuivre ou du fer; celui-ci devient très cassant, sans cependant avoir retenu aucune portion des principes constituans de l'ammoniaque. M. Vauquelin a observé que cet effet ne dépendait pas du métal, mais bien de sa température; il est parvenu à décomposer l'ammoniaque avec des morceaux de porcelaine placés dans un tube de la même matière, rougi au feu de réverbère.

M. Sourard a remarqué dans le cuivre et le fer exposés au courant d'ammoniaque, une diminution de poids spécifique.

L'acide sulfurique détermine la conversion de l'amidon en sucre, de l'alcool en éther, sans y rien ajouter de ses principes, etc., etc.

DE LA LUMIÈRE.

L'action de la lumière sur beaucoup de corps a la plus grande analogie avec celle du calorique. Ses effets, ainsi que la propriété particulière à cet agent de se changer en chaleur lorsque ses rayons sont rassemblés au moyen d'un verre lenticulaire, etc., ont fait regarder ces deux fluides comme de simples modifications l'un de l'autre. Sans consigner les phénomènes à l'aide desquels les physiciens ont cherché à démontrer l'une ou l'autre hypothèse, nous nous bornerons à rapporter ici les effets généraux de la lumière.

Un rayon de lumière peut déterminer la combinaison d'un volume de chlore à un volume d'hydrogène, et former de l'acide hydrochlorique; la combinaison a lieu rapidement et avec détonation. Cette expérience exige des précautions, car elle n'est pas sans danger. On opère la même combinaison, sans craindre aucun accident, en exposant le mélange des gaz à la lumière diffuse: en quelques jours leur union est effectuée.

La lumière décompose l'acide nitrique, et le convertit en acide nitreux et en oxygène; elle réduit les oxydes d'argent et d'or, décompose une partie des

sels d'or, d'argent et de mercure, détruit instantanément une partie de la matière colorante des toiles humectées. Le chlore produit un effet analogue, plus rapide, et avec d'autant plus d'énergie, qu'il pénètre dans tous les sens à la fois. La lumière vive détruit en quelques heures la couleur rose du carthame que l'on applique ordinairement sur la soie; en général, elle altère toutes les matières colorantes organiques appliquées sur divers corps.

La lumière est utile à la coloration de toutes les plantes vivantes; en effet, les végétaux qui en sont privés restent sans couleur, ou se décolorent lorsque déjà ils étaient colorés. La lumière a sur l'économie animale une action très sensible; son absence cause des maladies chez les hommes et les animaux.

Kasteleyn a remarqué que les fleurs ammoniacales martiales (*muriate* d'ammoniaque et de fer), exposées aux rayons du soleil, prennent une couleur orangée très foncée, qu'elles perdent ensuite par l'absence des rayons lumineux.

Dans ces derniers temps, on s'est beaucoup occupé des moyens les plus économiques de produire la lumière artificiellement, soit en combinant entre elles quelques-unes des substances grasses pour les brûler directement à l'aide de mèches appropriées, ou dans des lampes diverses, soit en décomposant à une haute température les huiles fixes ou essentielles, les matières résineuses, les graisses extraites des eaux de savon, la houille bitumineuse, etc., dans des appa-

reils susceptibles de fournir des quantités considérables de gaz hydrogène carboné, *gaz light* (1). Dans tous ces moyens d'éclairage, la lumière résulte toujours de la combustion de l'hydrogène carboné; et, en général, la combustion étant complète, on obtient d'autant plus de lumière que la proportion de carbone y est plus forte.

Mais, d'une part, dans la fabrication du *gaz light* on peut, en modifiant les procédés, obtenir des mêmes substances, un gaz plus ou moins carboné, dont il est plus commode d'essayer le pouvoir éclairant que de faire l'analyse. D'un autre côté, les mêmes substances grasses ou le même *gaz light* donnent plus ou moins de lumière, suivant différentes circonstances de leur combustion (2), que déterminent

(1) Afin de s'assurer de la quantité de gaz que ces établissemens fournissent journellement à ceux qui s'abonnent à ces modes d'éclairage, on a imaginé des instrumens à l'aide desquels on peut mesurer avec précision la quantité de gaz qui passe par un conduit dans un temps donné.

(2) L'un de nous a démontré que le maximum théorique de lumière produite par une flamme d'hydrogène carboné résulte du plus grand nombre de particules charbonneuses en ignition, pendant le plus de temps et au plus haut degré de température; mais que la combustion activée qui élève la température des particules charbonneuses tend à les détruire plus vite et même à brûler l'hydrogène carboné, sans précipitation préalable du carbone dans la flamme, et presque sans production de lumière; qu'enfin en ralentissant, par un accès d'air modéré, la combustion de l'hydrogène carboné, le plus possible, sans qu'elle cesse d'être complète, on obtient le maximum pratique de lumière pour une égale quantité de gaz. Dans ce cas, la flamme vire à la couleur rouge; elle est moins éclatante que dans une combustion plus rapide.

surtout, les formes et dimensions des mèches des lampes, des becs ; et, dans ce cas, c'est encore en essayant le pouvoir lumineux qu'il est facile de reconnaître le système qui mérite la préférence.

L'essai de la quantité de lumière est très facile ; et en prenant les précautions que nous allons indiquer, il donne des résultats suffisamment exacts dans la plupart des cas.

C'est toujours par comparaison entre deux lumières que l'on apprécie l'intensité relative de chacune d'elles ; et prenant pour base de tous les essais une même lumière, on peut y rapporter successivement un grand nombre d'autres, et reconnaître ainsi le pouvoir éclairant de toutes.

On choisit ordinairement, pour commune mesure, la lumière d'une lampe d'Argent ; mais comme la quantité de l'huile, l'état de l'air, de légères différences dans la construction, empêchent d'obtenir dans cette lumière une intensité constante, il convient de réunir, pour le faire successivement et le plus promptement possible, tous les essais dont on peut avoir besoin, et de n'y pas comparer d'autres résultats obtenus quelque temps après, sans avoir répété comparativement des essais sur plusieurs des lumières déjà examinées.

Pour comparer le pouvoir éclairant de deux lumières, il suffit de mesurer les distances auxquelles elles éclairent également un même objet.

On multiplie par lui-même le nombre (en pouces,

centimètres, etc.) qui indique chaque distance, et les produits de ces multiplications indiquent les rapports cherchés, en observant que le nombre le plus fort indique la plus faible lumière.

Ainsi, par exemple, ayant reconnu par le moyen ci-après indiqué, que deux lumières éclairent également une feuille de papier lorsque la première en est éloignée de 60 centimètres et la deuxième de 70, multipliant chacun de ces nombres par lui-même, on aura 360 et 490, et l'on pourra conclure que la première lumière est plus forte que la seconde dans le rapport de 490 à 360, ou à peu près de 7 à 5.

Voici comment on reconnaît la distance à laquelle deux lumières éclairent également : on place ces deux lumières A, B, Pl. 1, fig. 1, au même niveau, à peu près, et à environ 1 pied (33 centimètres) de distance l'une de l'autre ; on pose encore à peu près au même niveau, et dans une direction perpendiculaire à la ligne qui passerait par les deux lumières, et à la distance d'environ 3 pieds ou 1 mètre, un écran composé d'une feuille de papier blanc mat et opaque. Un petit cylindre métallique D, de la grosseur d'un crayon en bois ordinaire, noirci à la fumée, est maintenu perpendiculairement au plan de l'écran, et à une distance variable, à volonté, de 6 lignes à 2 ou 3 pouces.

Chaque lumière étant interceptée d'un côté par ce petit cylindre, et tout le reste de l'écran étant éclairé par les deux lumières, il se produit deux ombres qui chacune font voir une surface éclairée par une

seule des lumières. Il suffit donc de faire varier les distances de ces deux lumières à l'écran, jusqu'à ce que les ombres aient une intensité égale : alors on mesure chaque distance d'une ombre à la lumière du même côté, puis on fait le calcul facile indiqué ci-dessus.

La seule difficulté de cet essai consiste à bien juger de l'égalité des ombres. On y parviendra le plus approximativement possible, en arrangeant les positions relatives des lumières, de l'écran et du cylindre, de manière à ce que les ombres se touchent, ou soient séparées par un léger filet blanc (1), et les examinant plusieurs fois de suite du côté de chaque lumière.

DE L'ÉLECTRICITÉ.

Les effets de l'électricité ne sont pas encore tous bien connus (2) ; on ne leur a pas attribué toute l'importance qu'ils ont sans doute, et tout porte à croire que lorsque l'influence de ses actions attractives et répulsives sera étendue davantage, là où elle est ignorée au-

(1) Il sera même bien de produire ces deux effets, en éloignant ou rapprochant très peu le cylindre de l'écran, au moyen de ses supports à coulisse.

(2) On ne savait pas les mesurer ; mais dans un Mémoire lu ces jours-ci à l'Institut, M. Pouillet annonce les moyens d'obtenir la mesure des effets électriques, de même que l'on obtient la mesure des effets de la chaleur, par les thermomètres, les calorimètres, etc. Nous indiquerons ces moyens à la fin de ce Traité, d'après le rapport qui en sera fait.

jourd'hui, elle viendra expliquer une foule de phénomènes chimiques et d'anomalies apparentes. De la situation électrique des molécules des corps naîtra sans doute un système général sur les causes des affinités électives. Des expériences nombreuses, faites par nos plus habiles physiciens, ont fait concevoir cette espérance, et toutes les découvertes récentes la confirment.

On doit à la pile voltaïque la décomposition des alcalis, regardés naguère comme des corps simples, et qui pour nous sont devenus des oxides métalliques, et une foule d'autres faits importants.

L'action galvanique peut démontrer la présence d'un 200^e de zinc allié à l'étain; c'est sur cette propriété qu'est fondée l'application faite par Volta du *papier argenté*, qu'on prépare en Allemagne avec le zinc et l'étain pour les expériences galvaniques.

M. Rousseau a présenté à l'Institut une pile galvanique dont les effets sont durables, et qui, pouvant électriser par influence une aiguille aimantée, fait dévier rapidement celle-ci d'une portion considérable d'un arc de cercle, lorsque l'on établit une communication entre l'un des pôles de la pile et un conducteur qui s'approche d'une des extrémités de l'aiguille. Cet effet n'a pas lieu lorsqu'on interpose un corps non conducteur dans le conduit de la pile, et il se produit plus ou moins lentement, si le corps interposé est plus ou moins mauvais conducteur.

Cet ingénieux appareil pourra trouver plusieurs

applications utiles ; déjà l'auteur s'en est servi pour reconnaître l'huile d'olives entre toutes les autres huiles végétales. Cette huile est très peu conductible, et pour peu qu'elle contienne quelques centièmes d'une autre huile végétale, sa conductibilité est accrue d'une manière extrêmement sensible. Il est nécessaire que l'huile soumise à l'expérience soit totalement privée d'eau (ce qui n'a pas lieu lorsque l'huile est récemment préparée) : la présence de ce liquide influe sur les phénomènes qui se présentent, et sur les conclusions qu'on pourrait en tirer.

Il suffit de 10 ou 12 grammes d'une huile pour l'essayer par ce moyen. On voit qu'il est d'une simplicité très grande, et sa sensibilité, dans l'emploi cité, surpasse celle de tous nos moyens chimiques.

Nous croyons devoir attribuer à un effet électrique le mode ingénieux que le docteur Marcet a mis en usage pour reconnaître la magnésie dans un minéral où cette substance n'est qu'en très petite quantité. Ce mode d'opérer n'étant pas très connu, nous l'avons rapporté ici.

On fait dissoudre dans un verre de montre, à une douce chaleur, un petit fragment du minéral que l'on soupçonne contenir de la magnésie, la dolomite, par exemple, dans quelques gouttes d'acide hydrochlorique étendu. On ajoute ensuite de l'acide oxalique pour rendre la chaux insoluble ; on verse quelques gouttes de phosphate d'ammoniaque ou de soude ; on laisse le précipité déposer quelques instans ; on sépare

du liquide clair une goutte ou deux qu'on place sur un morceau de carreau de vitre ; on mêle à cette liqueur deux ou trois gouttes d'une solution de carbonate d'ammoniaque , qui détermine une effervescence ; on enlève avec un tube de verre un peu de liquide clair , on le met sur une partie du verre , et l'on trace avec une pointe de platine ou de verre des lettres ou des signes ; on expose à la chaleur la plus douce possible (comme on y pourrait parvenir en faisant couler sous le plan de glace un peu d'eau chaude) : les traces blanches paraîtront sur tous les points où l'on a fait des lignes , si le minéral essayé contient de la magnésie. Ces traces résultent de la combinaison double du phosphate de soude et de magnésie.

D'après les expériences récemment publiées par M. Muray , un barreau aimanté plongé dans une solution de perchlorure de mercure , en opère la décomposition , et le mercure est réduit à l'état métallique : on obtient une décomposition semblable dans une solution de muriate de platine.

L'argent est également réduit lorsque l'on plonge un barreau aimanté dans une solution du nitrate de ce métal.

Il paraît que ces phénomènes ont également lieu lors même que le barreau aimanté est recouvert d'un vernis de copale.

CHAPITRE II.

CALORIQUE OU CHALEUR.

On peut entendre sous les mêmes acceptions, ces deux mots, parce que la distinction établie entre eux, et qui fait considérer le deuxième comme un effet du premier, complique les phénomènes sans être utile à leur application.

La nature de la chaleur ne nous est pas connue, mais les réactions qu'elle détermine et ses divers effets, observés avec soin par des chimistes et des physiciens habiles, sont pour la plupart, très bien appréciés. Ces données acquises ont une grande importance dans l'étude de la Chimie, de la Physique et de leurs applications.

La nature de cet ouvrage ne nous permettant pas de nous étendre beaucoup sur ce sujet, nous rappellerons en peu de mots les lois suivant lesquelles le calorique agit; nous indiquerons comment on mesure quelques-uns de ses effets, et nous nous appliquerons surtout à décrire les phénomènes caractéristiques par lesquels la chaleur fait reconnaître différents corps.

Le calorique libre, éminemment élastique, invisible, impondérable, se meut, comme la lumière, sous forme de rayons. Le rayonnement du calorique, dé-

couvert par Scheèle, a lieu continuellement entre les corps différemment échauffés ; ceux qui sont plus chauds envoient plus de calorique qu'ils n'en reçoivent, et réciproquement, en sorte que l'équilibre tend sans cesse à s'établir. Les rayons qui arrivent sur les corps ne sont pas entièrement absorbés ; une partie sont réfléchis sous un angle égal à celui de leur incidence. On démontre cet effet à l'aide de miroirs qui concentrent en un point la plupart des rayons émanés d'un corps chaud. Ce point central plus chaud que tous les points intermédiaires entre le corps et le miroir se nomme le *foyer*.

Les corps opaques, rudes, que l'on peut considérer comme hérissés d'une infinité de pointes, absorbent et émettent très facilement le calorique ; ceux, au contraire, dont les surfaces polies réfléchissent beaucoup plus de rayons sans les absorber, en émettent beaucoup moins dans la même proportion.

M. Leslie, par une suite d'expériences rapportées dans les traités de Physique, a établi le pouvoir rayonnant et le pouvoir réflecteur de plusieurs substances dans l'ordre suivant.

RAYONNEMENT.	RÉFLEXION.
Noir de fumée..... 100	Cuivre jaune..... 100
Eau..... 100	Argent..... 90
Papier à écrire..... 98	Étain en feuilles..... 80
Glace à 0°..... 85	Acier..... 70
Mercure..... 20	Plomb..... 60
Plomb brillant..... 19	Étain mouillé de mercure.. 10
Fer poli..... 15	Verre..... 10
Étain, or, argent, cuivre.. 12	Verre huilé..... 5

D'après ce tableau , on voit que si l'on veut que la surface d'un corps s'échauffe vite , ou que celle d'un corps chaud perde rapidement sa chaleur acquise , il faut , dans les deux cas , les recouvrir d'une légère couche de noir de fumée ou de papier à écrire.

Si , au contraire , on désire qu'un corps conserve sa chaleur acquise , ou qu'il n'en acquière pas de nouvelle , on pourra recouvrir sa surface d'une feuille d'argent polie , d'étain , etc.

La tendance du calorique à s'échapper des corps , a été nommée *tension* ou *température* ; c'est en raison de la température des corps que leur chaleur devient sensible à nos organes , et que son action est plus forte sur différentes substances. L'écoulement de la chaleur est proportionnel aux différences de température entre les corps chauds et le milieu environnant ; la quantité de chaleur écoulee dans un même temps et à température égale est proportionnelle à la surface du corps d'où elle émane.

Ainsi un corps chaud se refroidit d'un nombre de degrés d'autant plus grand en un temps donné que sa température est plus élevée , toutes circonstances égales d'ailleurs.

Les corps inégalement chauds , mis en contact , donnent lieu à des échanges continuels de chaleur , en sorte que l'équilibre s'établit plus ou moins promptement , en raison de leur capacité pour la chaleur et de leur conductibilité , ou , pour les corps *non conducteurs* , tels que l'eau , les gaz , etc. , en raison de la mobilité

de leurs molécules. Cet échange de chaleur produit d'autant plus rapidement l'effet d'échauffer un des corps et de refroidir l'autre, que la différence entre leur température était plus grande.

Conductibilité. Tous les corps dans lesquels la chaleur pénètre facilement ont été nommés *bons conducteurs* : tels sont, en les plaçant dans l'ordre de leur conductibilité (d'après des expériences récentes faites avec soin par M. Despretz), 1°. l'argent, 2°. l'or, 3°. le cuivre, 4°. la platine, 5°. le fer, 6°. le zinc, 7°. l'étain, 8°. l'acier, 9°. le plomb.

Les corps que la chaleur ne pénètre que difficilement ont été appelés *mauvais conducteurs*; les gaz, les liquides, la porcelaine, la terre des poteries, conduisent moins qu'aucun des métaux ci-dessus; le charbon, les bois secs, le verre, les résines conduisent moins encore; et rien ne transmet plus difficilement la chaleur, suivant Rumfort, que les substances formées de filamens très fins, de petites écailles ou de parcelles qui se touchent par très peu de points, comme le cuir, la laine en flocons, la soie en brins, le duvet, etc.

Aussi l'un des meilleurs moyens de rendre un vase mauvais conducteur, c'est de multiplier autour de lui des enveloppes fermées en laissant entre chacune d'elles une couche d'air.

Dilatation. En général, les corps, en s'échauffant, occupent un volume plus considérable; et lorsque la température diminue, ils reprennent par degrés leurs

dimensions primitives. Cette variation de volumes a donné des moyens de comparer les températures à l'aide d'instrumens nommés thermomètres.

Comme on se sert dans divers endroits de thermomètres dont les graduations sont différentes, il est utile pour l'intelligence des diverses observations ou des expériences thermométriques, de connaître les rapports qui existent entre ces thermomètres. Le tableau suivant présente ces graduations comparatives.

TABLEAU DE COMPARAISON des trois thermomètres les plus en usage : celui de Réaumur, le thermomètre centigrade et celui de Fahrenheit, à partir du 40° degré au-dessous de la glace, ou — 40° R, qui est le terme où le mercure perd sa fluidité, et cristallise, jusqu'au 0° (centigrade), qui exprime la température de la glace fondue, et de là jusqu'au degré 100 du même thermomètre, qui indique la température de l'eau bouillante.

THERMOMÈTRE			THERMOMÈTRE		
Réaumur.	Centigrad.	Fahrenh.	Réaumur.	Centigrad.	Fahrenh.
-40°	-50°	-58	-27° 56	-34° 44	-30
39,56	49,44	57	27,11	33,89	29
39,11	48,89	56	26,67	33,33	28
38,67	48,33	55	26,22	32,78	27
38,22	47,78	54	25,33	32,22	26
37,78	47,22	53	25,78	31,67	25
37,33	46,67	52	24,89	31,11	24
36,89	46,11	51	24,44	30,56	23
36,44	45,56	50	24	30	22
36	45	49	23,56	29,44	21
35,56	44,44	48	23,11	28,89	20
35,11	43,89	47	22,67	28,33	19
34,67	43,33	46	22,22	27,78	18
34,22	42,78	45	21,78	27,22	17
33,78	42,22	44	21,33	26,67	16
33,33	41,67	43	20,89	26,11	15
32,89	41,11	42	20,44	25,56	14
32,44	40,56	41	20	25	13
32	40	40	19,56	24,44	12
31,56	39,44	39	19,11	23,89	11
31,11	38,89	38	18,67	23,33	10
30,67	38,33	37	18,22	22,78	9
30,22	37,78	36	17,78	22,22	8
29,78	37,22	35	17,33	21,67	7
29,33	36,67	34	16,89	21,11	6
28,89	36,11	33	16,44	20,56	5
28,44	35,56	32	16	20	4
28	35	31	15,56	19,44	3

THERMOMÈTRE			THERMOMÈTRE		
Réaumur.	Centigrad.	Fahrenh.	Réaumur.	Centigrad.	Fahrenh.
-15° 11	-18° 89	-2	+0° 89	+1° 11	+34
14,67	18,83	1	1,33	1,67	35
14,22	17,78	0	1,78	2,22	36
13,78	17,22	+1	2,22	2,78	37
13,33	16,67	2	2,67	3,33	38
12,89	16,11	3	3,11	3,89	39
12,44	15,56	4	3,56	4,44	40
12	15	5	4	5	41
11,56	14,44	6	4,44	5,56	42
11,11	13,89	7	4,89	6,11	43
10,67	13,33	8	5,33	6,67	44
10,22	12,78	9	5,78	7,22	45
9,78	12,22	10	6,22	7,78	46
9,33	11,67	11	6,67	8,33	47
8,89	11,11	12	7,11	8,89	48
8,44	10,56	13	7,56	9,44	49
8	10	14	8	10	50
7,56	9,44	15	8,44	10,56	51
7,11	8,89	16	8,89	11,11	52
6,67	8,33	17	9,33	11,67	53
6,22	7,78	18	9,78	12,22	54
5,78	7,22	19	10,22	12,78	55
5,33	6,67	20	10,67	13,33	56
4,89	6,11	21	11,11	13,89	57
4,44	5,56	22	11,56	14,44	58
4	5	23	12	15	59
3,56	4,44	24	12,44	15,56	60
3,11	3,89	25	12,89	16,11	61
2,67	3,33	26	13,33	16,67	62
2,22	2,78	27	13,78	17,22	63
1,78	2,22	28	14,22	17,78	64
1,33	1,67	29	14,67	18,33	65
0,89	1,11	30	15,11	18,89	66
0,44	0,56	31	15,56	19,44	67
0	0	32	16	20	68
+0,44	+0,56	33	16,44	20,56	69

THERMOMÈTRE			THERMOMÈTRE		
Réaumur.	Centigrad.	Fahrenh.	Réaumur.	Centigrad.	Fahrenh.
+16° 89	+21° 11	+ 70	+32° 89	+41° 11	+106
17,33	21,67	71	33,33	41,67	107
17,78	22,22	72	33,78	42,22	108
18,22	22,78	73	34,22	42,78	109
18,67	23,33	74	34,67	43,33	110
19,11	23,89	75	35,11	43,89	111
19,56	24,44	76	35,56	44,44	112
20	25	77	36	45	113
20,44	25,56	78	36,44	45,56	114
20,89	26,11	79	36,89	46,11	115
21,33	26,67	80	37,33	46,67	116
21,78	27,22	81	37,78	47,22	117
22,22	27,78	82	38,22	47,78	118
22,67	28,33	83	38,67	48,33	119
23,11	28,89	84	39,11	48,89	120
23,56	29,44	85	39,56	49,44	121
24	30	86	40	50	122
24,44	30,56	87	40,44	50,56	123
24,89	31,11	88	40,89	51,11	124
25,33	31,67	89	41,33	51,67	125
25,78	32,22	90	41,78	52,22	126
26,22	32,78	91	42,22	52,78	127
26,67	33,33	92	42,67	53,33	128
27,11	33,89	93	43,11	53,89	129
27,56	34,44	94	43,56	54,44	130
28	35	95	44	55	131
28,44	35,56	96	44,44	55,56	132
28,89	36,11	97	44,89	56,11	133
29,33	36,67	98	45,33	56,67	134
29,78	37,22	99	45,78	57,22	135
30,22	37,78	100	46,22	57,78	136
30,67	38,33	101	46,67	58,33	137
31,11	38,89	102	47,11	58,89	138
31,5	39,44	103	47,56	59,44	139
32 6	40	104	48	60	140
32,44	40,56	105	48,44	60,55	141

THERMOMÈTRE			THERMOMÈTRE		
Réaumur.	Centigrad.	Fahrenh.	Réaumur.	Centigrad.	Fahrenh.
+48° 89	+61° 11	+142	+64° 89	+81° 11	+178
49, 33	61, 67	143	65, 33	81, 67	179
49, 78	62, 22	144	65, 78	82, 22	180
50, 22	62, 78	145	66, 22	82, 78	181
50, 67	63, 33	146	66, 67	83, 33	182
51, 11	63, 89	147	67, 11	83, 89	183
51, 56	64, 44	148	67, 56	84, 44	184
52	65	149	68	85	185
52, 44	65, 56	150	68, 44	85, 56	186
52, 89	66, 11	151	68, 89	86, 11	187
53, 33	66, 67	152	69, 33	86, 67	188
53, 78	67, 22	153	69, 78	87, 22	189
54, 22	67, 78	154	70, 22	87, 78	190
54, 67	68, 33	155	70, 67	88, 33	191
55, 11	68, 89	156	71, 11	88, 89	192
55, 56	69, 44	157	71, 56	89, 44	193
56	70	158	72	90	194
56, 44	70, 56	159	72, 44	90, 56	195
56, 89	71, 11	160	72, 89	91, 11	196
57, 33	71, 67	161	73, 33	91, 67	197
57, 78	72, 22	162	73, 78	92, 22	198
58, 22	72, 78	163	74, 22	92, 78	199
58, 67	73, 33	164	74, 67	93, 33	200
59, 11	73, 89	165	75, 11	93, 89	201
59, 56	74, 44	166	75, 56	94, 44	202
60	75	167	76	95	203
60, 44	75, 56	168	76, 44	95, 56	204
60, 89	76, 11	169	76, 89	96, 11	205
61, 33	76, 67	170	77, 33	96, 67	206
61, 78	77, 22	171	77, 78	97, 22	207
62, 22	77, 78	172	78, 22	97, 78	208
62, 67	78, 33	173	78, 67	98, 33	209
63, 11	78, 89	174	79, 11	98, 89	210
63, 56	79, 44	175	79, 56	99, 44	211
64	80	176	80	100	212
64, 44	80, 56	177			

Les dilatations dans le thermomètre à mercure sont proportionnelles aux quantités de chaleur, de même que celles du thermomètre à air, entre certaines limites.

Mais les hautes températures ne sauraient être appréciées par ces thermomètres; pour remplir ce but, Wedgewood a imaginé un instrument fondé sur ce que, dans les températures élevées, les terres argileuses, et l'alumine particulièrement, prennent un retrait de plus en plus considérable (1). Le zéro du pyromètre de Wedgewood répond à $580^{\circ},56$ du thermomètre centigrade, ou à 1077° du thermomètre de Fahrenheit.

Chaque degré de variation du pyromètre de Wedgewood répond à un intervalle de $72^{\circ} 22' 22''$ du thermomètre centigrade, ou de 130° du thermomètre de Fahrenheit. Ainsi, par exemple, 185° du pyromètre de Wedgewood correspondent à 185 fois $72^{\circ} 22'$ ou $13360^{\circ},70$, plus les $580^{\circ},56$ centigrades, répondant au zéro du pyromètre : en tout, $13941^{\circ},26$. Cet instrument, employé dans les essais de fabriques, ne présente pas d'exactitude dans les expériences de recherches. La durée du temps influe singulièrement sur les résultats, toutes circonstances égales d'ailleurs. Nous verrons plus bas comment le calorimètre d'eau ou la méthode des mélanges peuvent procurer des

(1) Cet effet, qui semble une anomalie dans les lois de la chaleur, s'explique par une combinaison plus intime à des températures qui permettent dans un corps le rapprochement des molécules.

notions plus certaines sur les hautes températures rapportées au thermomètre centigrade. A l'article Pyromètre, nous décrirons celui de Mill, qui est très exacte.

Capacité des corps pour la chaleur, ou chaleur spécifique.

Black a observé le premier que, pour les différens corps, un même nombre de degrés d'élévation ou d'abaissement de température exige des quantités de chaleur différentes. En effet, si l'on fait absorber au mercure toute la chaleur dégagée d'un morceau de fer dont la température s'abaisse d'un degré, à masses égales, la température du mercure s'élèvera de 3°,8; il résulte nécessairement de là que, pour élever d'un même nombre de degrés des masses égales de ces deux métaux, il faut 3 fois 8 dixièmes plus de chaleur pour l'un que pour l'autre. Cette capacité pour la chaleur, qui est propre à chaque corps, et relativement auquel elle ne varie pas, est la *chaleur spécifique*.

Il est d'une grande utilité en Chimie, en Physique, et dans l'application de ces sciences, de connaître et de pouvoir comparer entre elles les chaleurs spécifiques des diverses substances. De ces notions dépend l'évaluation du combustible dans certaines opérations, le choix des matières qui doivent garder ou transmettre la chaleur, etc.

On parvient à ces données de plusieurs manières, et particulièrement à l'aide de trois procédés que nous

exposerons succinctement : la *méthode des mélanges*, le *calorimètre de glace* et le *calorimètre d'eau*.

La méthode des mélanges suppose la capacité des corps pour le calorique constante entre les limites des températures qu'ils éprouvent durant les expériences ; cette méthode s'applique, non-seulement à mesurer la capacité des corps d'après leurs températures, mais encore elle donne la température des corps d'après leur capacité ; elle indique ainsi des températures élevées auxquelles des thermomètres ne sauraient atteindre.

On conçoit aisément que si l'on mêle ensemble des masses connues de deux corps à des températures différentes, observant la température du mélange et connaissant la capacité pour le calorique de l'un des corps, on trouvera celle de l'autre par l'influence que ce corps a exercée sur la température du mélange. Réciproquement, connaissant la capacité des deux corps pour le calorique, la température du mélange et celle primitive de l'un des deux, il sera facile de conclure de ces données la température de l'autre corps ; éclaircissons ceci par quelques exemples.

Si l'on mêle un kilogramme d'eau à 34° au-dessus de 0° avec un kilogramme de mercure à 0°, il en résultera un mélange de 2 kilogrammes à 33° ; donc, à masses égales, un degré de température de l'eau équivaut pour la quantité de chaleur à 33° de température du mercure, ou, en d'autres termes, la capacité de l'eau pour la chaleur est à celle du mercure comme

33 est à 1. Si l'on représente la chaleur spécifique de l'eau par 1000, celle du mercure sera d'environ 30.

Si l'on plonge un kilogramme de verre à 86° dans 10 kilogrammes d'eau à 0°, et que la température de l'eau s'élève à 1°,47, on réduira d'abord à l'unité de masse, et l'on aura : 10 kil. d'eau marquant 1°,47 équivalent à 1 kil. qui marquerait 14,7. Or, d'après l'expérience, un kilogramme de verre à 84°,53 (ou 86°, température du verre observée d'abord, moins la température de 1,47 qu'il a après le mélange), équivaut, quant à la quantité de chaleur, à un kilogramme d'eau, dont la température est seulement de 14°,7; d'où la chaleur spécifique de l'eau est à celle du verre, comme 84,53, est à 14,7. La capacité de l'eau étant 1000, celle du verre est donc de 173,90 (1).

Ce mode d'opérer n'est praticable que lorsque les corps n'ont pas d'action chimique sur l'eau : s'il devait y avoir réaction, l'état des corps serait changé, et la combinaison donnerait lieu à un dégagement, ou à une absorption de chaleur; pour éviter cette cause d'erreur, on fait le mélange du corps que l'on

(1) Enfin, pour donner un exemple de la formule applicable à tous les résultats des expériences de ce genre, nous supposons un corps quelconque C; dont la chaleur spécifique cherchée = x , et dont 1 kil. à 60° aura élevé 10 kilogrammes d'eau à 2°; réduisant à la même masse, on aura 1 kilogramme d'eau à +20° = 1 kil. de C à +58° (ou 60° — 2); la chaleur spécifique étant A, on aura....
 $A : x :: 58 : 20$, d'où $x = \frac{20xA}{58}$. Si l'on fait $A = 1000$, on aura $x = 344,83$.

essaie, avec un autre sur lequel il n'ait pas d'action, et dont la chaleur spécifique soit connue d'avance.

Pour déterminer la chaleur spécifique de l'acide sulfurique, par exemple, supposons qu'en mêlant un kilogramme d'acide sulfurique à 12° avec un kilogramme de mercure à 0° , on ait un mélange à 11° ; il en résultera que la chaleur spécifique du mercure est à celle de l'acide comme 1 à 11 : or, la chaleur spécifique du mercure est à celle de l'eau comme 33 à 1; d'où, la chaleur spécifique de l'eau est à celle de l'acide sulfurique comme 1000 : 330. On voit ainsi qu'en choisissant un corps qui ne réagisse pas sur celui que l'on essaie, on pourra rapporter la capacité trouvée à la capacité de l'eau pour la chaleur (1).

Nous avons dit qu'à l'aide de la méthode des mélanges, on peut déterminer des températures que les

(1) Cette méthode, qui, comme on le voit, est susceptible de s'appliquer généralement à tous les corps, nécessite plusieurs précautions importantes : l'air extérieur et les vases dont on se sert doivent être à la température du mélange; le mélange doit être fait promptement et la température observée de suite avec beaucoup de soin. Pour remplir la première condition, on fait une expérience préalable, dans laquelle, l'eau étant à la température de l'air, on détermine approximativement le nombre de degrés dont le mélange s'élève; alors on abaissera la température de l'eau sur laquelle on doit opérer, de moitié d'autant de degrés que le corps chaud doit lui en communiquer, on la mettra dans un vase à minces parois; puis faisant l'expérience et les observations à l'instant, on obtiendra une compensation entre la chaleur que l'air aura d'abord fournie au mélange, et celle que le mélange lui aura ensuite rendue; les chances d'erreurs seront donc peu importantes.

thermomètres ne sauraient indiquer , et les conclure du rapport des chaleurs spécifiques par un calcul inverse. En effet , prenons pour exemple le verre et les données de l'expérience ci-dessus : nous avons dit que sa chaleur spécifique , l'eau étant 1, est 0, 1739, l'élévation de l'eau 1,47, réduite à l'unité de masse , était 14°,7. On voit qu'il suffit de diviser la chaleur spécifique du corps immergé par 0,1739 ; le quotient 84,53 exprime le nombre de degrés dont le corps doit être abaissé par l'immersion. Si l'on ajoute la température du mélange total 1,47, on remontera à la température primitive du corps qui était de 86°, comme nous l'avons vu.

C'est ainsi que Coulomb a déterminé les températures de la trempe qu'il donnait à ses barreaux, et que Delaroche déterminait la température des lingots qu'il mettait aux foyers de ses miroirs dans ses expériences sur le rayonnement du calorique (1).

On voit que cette méthode est susceptible de beau-

(1) Si l'on plonge dans l'eau un kilogramme de fer chauffé presque au terme de la fusion, ou fondu et près de se congeler, il répandra dans ce liquide une quantité de chaleur qui dépendra de sa température; supposons qu'il ait élevé de 20° la température de 9 kilogramm. 615 gramm. d'eau, on dira : 9 kilogramm. 615 gramm. à 20° équivalent à 192 kilogramm. 300 gramm. d'eau à 10; et en établissant la relation d'après la chaleur spécifique du fer (= 110 l'eau étant 1000), on aura 110 : 1000 :: 192,3 : x, d'où x = 1749. La température du fer, près de la fusion, peut donc être évaluée approximativement à 1749 degrés centigrades. C'est à ce résultat que sont parvenus MM. Désormes et Clément.

coup d'applications utiles; d'autres applications qu'elle ne comporte pas, sont du ressort des calorimètres, dont nous allons donner une idée.

Calorimètre de glace. On a reconnu, par l'expérience, que la glace fondante et l'eau en contact avec elle ont une même température fixe; que toute la chaleur communiquée à la glace dans cet état de choses n'altère en rien sa température; qu'elle est employée uniquement à sa liquéfaction, parce que, dans ce changement d'état, sa capacité pour la chaleur augmente. Si donc on enlève à chaque instant l'eau liquéfiée qui en résulte, et qu'une nouvelle quantité de glace se présente sans cesse à l'action du calorique, l'effet étant toujours identiquement égal à lui-même, il est évident qu'une quantité double, triple, etc., de chaleur opérera la fusion d'une quantité double, triple, de glace; en sorte que l'on évaluera la chaleur par le poids de la glace fondue. Tel est le but que Lavoisier et Laplace ont atteint en construisant leur calorimètre.

Nous ne donnerons pas ici la description de cet instrument que tout le monde connaît, et que l'on rencontre dans les cabinets de Physique. Chacun sait aussi que le corps soumis à l'expérience dans ce calorimètre est enveloppé de deux couches de glace, l'une extérieure qui prévient l'action de la chaleur de l'air sur la glace intérieure, et celle-ci qui seule peut être fondue par la chaleur que dégage le corps en se refroidissant à 0° , et dont on peut, à l'aide d'un robi-

net, recueillir toute l'eau qui s'en est écoulée durant l'expérience.

Nous indiquerons seulement ici les principales précautions que l'on doit prendre lorsqu'on veut faire usage du calorimètre, le mode de calcul à suivre pour déduire les quantités de chaleur de l'expérience que l'on a faite; enfin nous réunirons en un tableau les chaleurs spécifiques indiquées. Nous en ferons autant pour le calorimètre d'eau.

Avant de mettre la glace dans le calorimètre, il faut bien s'assurer qu'elle est à 0° dans toutes ses parties, et pour cela on doit la tenir dans l'eau pendant environ 20 minutes. Si les morceaux de glace étaient d'un volume trop considérable, la chaleur pourrait rayonner dans quelques-uns de leurs interstices et arriver à la deuxième enveloppe. S'ils étaient trop menus, la quantité d'eau écoulée pourrait être beaucoup plus grande que celle liquéfiée par le corps; en effet, la glace introduite est mouillée de toute l'eau qui ne peut s'égoutter, et dont la quantité est en raison de la surface des morceaux: or, après l'expérience, la surface des morceaux de glace est toujours moindre, puisque leur volume a diminué; et cette différence, en raison de laquelle il reste moins d'eau adhérente, est d'autant plus grande que la surface totale est plus considérable, et que, par conséquent, les morceaux sont plus petits. Une grosseur moyenne, à peu près égale à celle des noix, est convenable; on voit d'ailleurs que, dans tous les cas, il y aura une

correction à faire pour une trop grande quantité d'eau écoulée.

Plusieurs autres circonstances qu'il serait trop long de rapporter ici, deviennent des causes d'erreurs : pour éviter la plupart d'entre elles, on agit comparativement et à la fois sur deux calorimètres, dont l'un ne contient pas de corps chaud ; celui-ci laisse ordinairement écouler une petite quantité d'eau, que l'on retranche du résultat obtenu dans l'autre pour avoir la quantité réelle de glace liquéfiée par le corps essayé. On peut même, afin d'obtenir plus d'exactitude, répéter ce double essai en plaçant alternativement le corps dans chacun des calorimètres.

Lorsque le corps dont on veut déterminer la chaleur spécifique est solide et sans action sur l'eau, on peut le mettre immédiatement en contact avec la glace ; s'il est liquide ou qu'il ait de l'action sur la glace, on l'enferme dans un vase dont on a d'avance déterminé la chaleur spécifique. On plonge un thermomètre dans le vase, on élève sa température au degré voulu, on l'introduit dans le calorimètre, on recueille l'eau produite, on fait le calcul comme nous allons l'indiquer, et il ne reste plus qu'à tenir compte de la chaleur fournie par le vase.

Lorsque l'on est parvenu à recueillir toute l'eau provenant de l'action du calorique que les divers corps laissent dégager pendant que leur température s'abaisse jusqu'à 0° dans le calorimètre, il ne s'agit plus que de ramener tous ces résultats à une commune mesure pour les comparer entre eux.

Un kilogramme d'eau à 75 degrés centigrades (60 de Réaumur), en descendant à 0°, fond un kilogramme de glace. C'est à ce résultat, pris pour unité, qu'on est convenu de rapporter tous les autres. Il faut donc chercher combien un kilogramme du corps soumis à l'expérience fondra de glace en s'abaissant de 75°. Il suffit pour cela de diviser la quantité d'eau fondue, par le nombre de kilogrammes ou de parties de kilogramme du corps soumis à l'expérience; ensuite diviser le quotient par le nombre de degrés dont le corps était au-dessus de 0°, et enfin multiplier le nouveau quotient par 75 : le produit exprimera la quantité de glace qu'un kilogramme du corps pourra fondre en passant de 75° à zéro, ou la chaleur spécifique pour l'unité de masse.

Ainsi, par exemple, si l'on opère sur 5 kilogram., 5 de fonte de fer à 100°, l'on obtiendra par la fusion de la glace 81 centièmes de kil. d'eau; on établira la relation 5,5 est à 0,81, comme 1 est à 0,148, ce qui revient, comme on le voit, à diviser 0,81 kil. par 5,5.

On divisera le quotient 0,148 par 100, et l'on multipliera par 75 le nouveau quotient; le produit, 111 millièmes de kil., indiquera que la capacité de l'eau est à celle de la fonte de fer, comme $\frac{1}{75}$ est à $\frac{0,111}{75}$ ou comme 0,013333 est à 0,00148, c'est-à-dire environ 9 fois plus considérable.

La table suivante indique la capacité de diverses substances pour la chaleur, comparée à celle de l'eau.

1.

4

TABLE des chaleurs spécifiques des diverses substances,
celle de l'eau étant prise pour unité.

Suivant Lavoisier et Laplace.	Suivant MM. Petit et Dulong.
Eau..... 1,0000	Eau..... 1,0000
Soufre..... 0,2085	Bismuth..... 0,0288
Fer battu..... 0,1105	Plomb..... 0,0293
Étain..... 0,0475	Or..... 0,0298
Plomb..... 0,0282	Platine..... 0,0314
Mercurc..... 0,0290	Étain..... 0,0514
Oxide rouge (deutoxide de mercure)..... 0,0501	Argent..... 0,0557
Minium..... 0,0623	Zinc..... 0,0927
Chaux vive..... 0,2169	Tellure..... 0,0912
Verre sans plomb.... 0,1929	Cuivre..... 0,0949
Acide nitrique (à 12989). 0,6614	Nickel..... 0,1035
Acide sulfurique (à 1845). 0,3346	Fer..... 0,1100
(4 parties de ce dernier, plus 5 parties d'eau). 0,6031	Cobalt..... 0,1498
Nitre, 1 } Solution.... 0,8187	Soufre..... 0,1800
Eau, 8 }	
Huile d'olives..... 0,3096	

Les rapports de cette table peuvent servir immédiatement à comparer le calorique spécifique de l'une quelconque des substances, avec celui d'une autre. Ainsi, le mercure dont la température s'abaisse d'un degré, n'élève une masse égale d'eau que de 0,029; une même masse d'étain, en s'abaissant également de 1 degré, élèverait la température de la même masse d'eau de 0,0475; de là il suit que la chaleur dégagée d'une masse de mercure qui se refroidit d'un degré élèverait la température d'une masse égale d'étain de 0,029 divisé par 0,0475, ce qui donne 0,61....; ou encore que la quantité de chaleur capable d'élever

le mercure de 100 degrés n'échaufferait l'étain qu'à 61°.. ; ou enfin que, pour élever l'un et l'autre de ces métaux d'un même nombre de degrés, il faudrait pour le premier plus de chaleur que pour le deuxième dans le rapport de 100 à 61.

D'après MM. Clément et Désormes, les chaleurs spécifiques de divers corps seraient les suivantes, l'eau étant 1000.

SOLIDES.	LIQUIDES.
Glace..... 720	Eau..... 1000
Antimoine..... 51	Alcool..... 640
Argent..... 56	Huile..... 500
Cuivre..... 95	Sang..... 1000
Étain..... 95	Lait..... 1000
Fer, fonte, acier..... 112	Mercure..... 31
Laiton..... 90	Acide sulfurique..... 340
Or..... 30	Acide nitrique (1335)... 570
Plomb..... 31	Acide hydro-chl. (1120).. 680
Zinc..... 92	Solution de nitre saturée.. 646
Soufre..... 188	
Verre..... 174	
Briques..... 450	
Bois..... 500	
Fibrine..... 740	

D'après cette table, on voit que, pour élever d'un même nombre de degrés une même masse d'huile et d'eau, il faudrait, pour la première, moitié moins de chaleur que pour la deuxième; que, relativement au cuivre, à l'argent, à l'étain, au zinc, il faudrait moins que la dixième partie de la chaleur nécessaire à l'eau; et pour l'or, le plomb, le mercure, à peu près 3 centièmes seulement, etc.

Le calorimètre de glace peut servir, non-seulement à déterminer les chaleurs spécifiques des corps, mais aussi la quantité relative de calorique qui se dégage pendant l'action réciproque des solides et liquides, la combustion des corps, la respiration des animaux, etc.

La détermination de la chaleur dégagée pendant les réactions n'offre aucune difficulté. D'abord on amène les corps à 0° à l'aide de la glace pilée; on amène pareillement à ce degré le vase dans lequel la réaction doit s'opérer, puis, après l'avoir placé dans la capacité intérieure du calorimètre, on y introduit le corps et l'on opère rapidement le mélange. L'expérience se fait du reste comme nous l'avons dit précédemment.

Il est moins facile de déterminer la chaleur qui se dégage pendant la combustion et dans l'acte de la respiration. Cette dernière n'a pas de rapports directs avec le sujet que nous nous sommes proposé de traiter; quant à l'autre, on l'apprécie plus aisément à l'aide du calorimètre d'eau.

Calorimètre d'eau. Pour se servir de ce calorimètre, dû à Rumfort, et l'appliquer, par exemple, à chercher le pouvoir calorifique de la combustion de la cire, on l'emplit d'eau distillée, on place le thermomètre, puis on amène la température initiale de l'expérience à 5° au-dessous de celle de l'atmosphère; la cire étant pesée et formée en bougie à mèche fine, on l'allume, et en la plaçant sur l'entonnoir renversé

du calorimètre, les produits de la combustion se dirigent dans le serpentín. Lorsque la température de l'eau est venue d'autant de degrés au-dessus de celle de l'atmosphère, qu'elle en était au-dessous (afin de rendre à l'air la chaleur que l'eau en avait reçue d'abord), on éteint la bougie, on la pèse et l'on conclut de la différence des poids avant et après l'expérience, la quantité de cire brûlée. Ayant observé la température de l'eau, on détermine aisément la quantité de chaleur dégagée pendant la combustion : si, par exemple, l'eau contenue dans la caisse pèse 10 kilogrammes, que sa température se soit élevée de 6° , ce qui équivaut à 1 kilogramme élevé de 60° ; 1 kilogramme d'eau en s'abaissant de 75° de température fait fondre 1 kilogramme de glace; donc les 60° auraient fondu $\frac{60}{75}$ de kilogramme de glace ou 800 grammes.

Au lieu de convertir ainsi les résultats du calorimètre d'eau en résultats de calorimètre de glace, on peut, comme l'a fait M. Clément, prendre pour unité de chaleur 1 kilogramme d'eau élevé de 1° de température centigrade; on évite ainsi les réductions, et les résultats sont plus immédiatement comparables entre eux.

Ainsi dans l'expérience que nous venons de citer, si le poids de la cire brûlée était de 6 grammes, on dira : 6 grammes de cire en brûlant échauffent 6,000 grammes d'eau à 1° , d'où 1 kilogramme de cire échaufferait 10,000 kilogrammes d'eau à 1° , ou 100 kilo-

grammes d'eau à 100°. Cette quantité de chaleur est égale à celle qui serait nécessaire pour fondre 133 kil,33 de glace.

Quantités de chaleur produite par diverses substances brûlées sous le calorimètre de Rumfort, ou dans le calorimètre de Lavoisier, par MM. Lavoisier et Laplace, — Rumfort, — Clément et Désormes. Les lettres initiales indiquent ces noms.

SUBSTANCES.	UNITÉS (1) du calorimètre d'eau.	OBSERVATIONS.	
Gaz hydrogène.....	23400 ^o L. L.	Si l'on divise les nombres de cette table par 100, on aura le nombre de kil. à 0 qu'un kil. de chaque substance ferait bouillir par sa combustion; et si on les divise par 75, on aura le nombre de kil. de glace que cette combustion ferait fondre. Poids spécifique. 0,72834 à 20°.	
Huile d'olive.....	11166 L. L.		
	9044 R.		
Cire blanche.....	10500 L. L.		
	9479 R.		
Huile de colza épurée.	9307 R.		
Suif.....	8369 R.		
	7186 L. L.		
Éther sulfurique.....	8030 R.		
Phosphore.....	7500 L. L.		
Charbon.....	7226 L. L.		
Naphte.....	7338 R.		0,82713 } 1 3 1/2
Alcool à 42°.....	6195 R.		0,817624 } à 15,5
<i>Idem</i> , plus aqueux....	5422 R.		0,84714 } 0,85324 }
<i>Idem</i> , à 33°.....	5261 R.		
Bois de chêne.....	3146 R.		
Charbon de terre.....	7050 C. D.	Première qualité.	
Tourbe.....	2400 C. D.	(<i>terme moyen</i>).	
<i>Idem</i>	3200	Première qualité.	

Le calorimètre d'eau s'applique très utilement aussi

(1) Ou nombre de kilogrammes d'eau échauffés d'un degré centigrade, par un kilogramme de chaque substance.

à déterminer la chaleur spécifique des gaz ; mais pour obtenir dans ces essais un grand degré d'exactitude , il faut beaucoup de précautions minutieuses ; nous ne pourrions les indiquer toutes sans dépasser de beaucoup les limites que nous avons fixées à cet ouvrage ; nous renverrons au Mémoire de MM. Delaroché et Berard, Ann. de Chim. vol. LXXXV, pag. 72 et 224. Les auteurs , dans ce Mémoire qui a mérité le prix proposé par l'Institut , ont obtenu les résultats suivans :

Chaleur spécifique de différens gaz sous une même pression.

La chaleur spécifique de l'air étant prise pour unité.			Celle de l'eau étant 1000.
	VOLUMES égaux.	POIDS égaux.	POIDS égaux.
Air atmosphérique....	1,0000	1,0000	0,2669
Hydrogène.....	0,9033	12,3401	3,2936
Acide carbonique.....	1,2583	0,8280	0,2210
Azote.....	1,0000	1,0318	0,2754
Oxide d'azote.....	1,3503	0,8878	0,2369
Gaz oléfiant.....	1,5530	1,5763	0,4207
Oxide de carbone.....	1,0340	1,0008	0,2884
Oxigène.....	0,9765	0,8848	0,2361
Vapeur aqueuse.....	1,9600	3,1300	0,8470

Les corps solides se fondent à des températures différentes , et les différens liquides exigent , sous la même pression , des températures différentes pour se vaporiser ; les uns et les autres, en passant de l'état solide à l'état liquide, et de l'état liquide à l'état gazeux,

changent de capacité pour la chaleur. Ainsi, par exemple, la chaleur spécifique de l'eau étant à peu près la même à différens degrés de température entre certaines limites, si l'on mêle 1 kilogramme d'eau à 0° avec un kilogramme d'eau à 20° au-dessus de 0, le mélange des deux kilogrammes aura une température moyenne entre les deux températures primitives, c'est-à-dire 10°, tandis que si l'on mêle un kilogramme de neige à 0° avec un kilogramme d'eau à 75°, le mélange des deux kilogrammes sera liquide et la température sera 0°.

C'est ainsi que tous les corps en se fondant absorbent des quantités de chaleur assez considérables, sans que leur température s'élève, et cela explique pourquoi, dans la fusion de la glace, du plomb, de l'étain, du suif, etc., tant qu'il reste des morceaux solides, on peut continuer à faire du feu sous le vase qui les contient sans que la température du bain augmente (1).

Le même phénomène, dû à l'augmentation de capa-

(1) La chaleur spécifique de l'eau étant égale à..... 1000,
la chaleur spécifique de la glace est égale à..... 720.

La diminution de capacité résultant du passage de l'état —
liquide à l'état solide est de..... 280.

Cette différence de 280, dans la capacité, paraît être la même pour différens corps qui passent de l'état solide à l'état liquide; elle a été vérifiée, autant que cela est possible, pour le plomb, le bismuth et la cire. L'expérience est facile à faire avec le plomb, parce que ce métal pur acquiert immédiatement une grande fluidité, sans prendre un état pâteux intermédiaire. (*M. Clément.*)

cité pour la chaleur , se représente lorsque les liquides portés à l'ébullition se réduisent en *vapeurs*.

D'après ce que nous avons dit , on conçoit que la pression atmosphérique s'opposant à la force expansive de la chaleur , la température à laquelle les liquides s'évaporent doit être d'autant plus élevée que la pression qu'ils supportent est plus grande ; en effet , l'eau , par exemple , entre en ébullition à 0° dans le vide ; à 100° sous la pression atmosphérique de 0^m,76 centimètres , et à 165° sous la pression de cinq atmosphères.

Sous ces différentes pressions et à ces différens degrés de température , la quantité de chaleur employée à la vaporisation de l'eau est la même ; elle est égale , d'après les expériences de MM. Désormes et Clément , quelles que soient la température et la pression , à 650 unités du calorimètre d'eau , et réciproquement , la même masse de vapeur constituée dégage en se condensant à 0° , 650 unités de chaleur ; elle élèverait donc de 100° , 6 fois et demie son poids d'eau , ou de 50° 13 parties d'eau à 0°.

De là MM. Désormes et Clément ont conclu que cette quantité de chaleur est constante pour toutes les températures , même celles au-dessous de 0° (1) ; et

(1) En faisant l'expérience dans un calorimètre , ils ont trouvé qu'un kilogramme de vapeur d'eau faisait fondre 9 kil.,66 de glace , d'où retranchant le kilogramme de vapeur condensée , il reste 8 kil.,66 ; or , cette quantité de glace liquéfiée représente 8 kil.,66 d'eau à 75° , ou $8,66 \times 75 = 650$ unités de chaleur. Ils ont vérifié cette quan-

d'après la grande analogie que présentent toutes les vapeurs dans leur constitution, ils ont généralisé ces résultats sous cette forme :

Une masse donnée de vapeur constituée jusqu'à saturation de l'espace qui la renferme, contient la même quantité de chaleur, quelles que soient la température et la force élastique.

Cette loi ne s'applique, comme on le pense bien, qu'aux différens états d'une même vapeur, puisque la formation des vapeurs exige des quantités de chaleur propres à chacune d'elles. Ainsi il faut, d'après MM. Désormes et Clément, pour constituer les vapeurs suivantes :

d'eau.	650 unités de chaleur.
d'alcool.	265
d'éther.	268
de térébenthine.	200
d'acide nitrique.	400
de mercure.	50

Les diverses altérations que la chaleur apporte dans l'état des corps, donnent lieu à des phénomènes remarquables qui procurent des indices sur la nature

tité de chaleur dans la vaporisation de l'eau à zéro, en mesurant la quantité de glace formée dans l'expérience de Leslie, relativement à une quantité de vapeur constituée dans le vide; elle s'est trouvée, pour un gramme d'eau vaporisée, égale à 8gram.,66 de glace formée. Donc, la quantité de chaleur enlevée par la formation de la même masse de vapeur à 0° dans le vide est encore de $8,66 \times 75^{\circ} = 650$ unités.

de ces corps. Nous allons décrire les principaux caractères que l'on reconnaît ainsi.

ACÉTATE D'ALUMINE. Sa dissolution dans l'eau étant exposée à l'action de la chaleur, une partie de l'alumine s'en précipite, mais elle s'y redissout lors du refroidissement. L'acétate sec au-dessous de la chaleur rouge laisse dégager son acide sans qu'il y ait de décomposition; on a attribué ce phénomène à ce que cet acétate retient une certaine quantité d'eau. On obtient l'alumine pour résidu.

ACÉTATE D'AMMONIAQUE. Soumis à la distillation, laisse dégager de l'eau, de l'ammoniaque, de l'acétate acide sous forme de cristaux déliés, se sublime et se dépose sous forme de longs cristaux déliés et aplatis.

ACÉTATE DE BARYTE. Chauffé à une chaleur rouge, on en opère la décomposition, on obtient des produits analogues à ceux résultant de la décomposition des matières végétales, plus du vinaigre; on obtient pour résidu du carbonate de baryte.

ACÉTATE DE CHAUX. Les résultats sont les mêmes que pour l'acétate de baryte. Le résidu est de la chaux carbonatée. Mais si l'on chauffe davantage, le carbonate est décomposé et l'on obtient de l'oxide de calcium.

ACÉTATE DE CUIVRE. Soumis à la distillation, on obtient de l'acide acétique, de l'esprit pyro-acétique; le résidu est du cuivre métallique mêlé à du charbon. Quelquefois, pendant la distillation, les parois de la cornue se recouvrent de petits cristaux floconneux

blancs. M. Vogel a reconnu que ces cristaux étaient de l'acétate de cuivre anhydre.

ACÉTATES DE FER. Ces acétates, exposés à l'action de la chaleur, sont décomposés; on obtient pour produits de l'acide acétique, de l'esprit pyro-acétique, de l'acide carbonique, de l'hydrogène carboné; le résidu est de l'oxide de fer.

ACÉTATE DE MAGNÉSIE. Décomposé par la chaleur, il fournit des produits liquides analogues à ceux qu'on obtient de la décomposition des matières végétales, et du carbonate de magnésie pour résidu. Si l'on continue de chauffer, le carbonate de magnésie passe à l'état d'oxide de magnésium (magnésie caustique).

ACÉTATE DE MERCURE. Ces sels sont facilement décomposés, en fournissant de l'acide acétique; le mercure est ramené à l'état métallique, et si l'on chauffe convenablement on peut l'obtenir par la distillation.

ACÉTATE DE PLOMB. On obtient de l'eau, de l'acide acétique, de l'esprit pyro-acétique, de l'huile empyreumatique tenant de l'ammoniaque; il y a dégagement d'acide carbonique et d'hydrogène carboné. Le plomb métallique reste dans la cornue, ainsi qu'une petite quantité de charbon.

ACÉTATE DE POTASSE. Par l'action de la chaleur, ce sel se fond; à une température plus élevée, il est décomposé. Si l'on opère à l'aide d'une cornue, on obtient dans le récipient un liquide fétide. Le résidu est un mélange de charbon et de sous-carbonate de potasse.

ACÉTATE DE SOUDE. Se conduit à peu près de la même manière. Le résidu est du sous-carbonate de soude mêlé de charbon.

ACÉTATE DE STRONTIANE. Se conduit comme l'acétate de baryte. Le résidu est du carbonate de strontiane.

L'ACIDE ACÉTIQUE, même à la température ordinaire de l'atmosphère, se volatilise, et l'odeur piquante et agréable qu'il développe suffit pour le faire reconnaître; étendu d'eau, sa température d'ébullition est au-dessus de celle de ce fluide, et à la distillation l'eau s'en sépare la première; le contraire a lieu lorsqu'il est très concentré.

L'ACIDE AMNIOTIQUE. A l'action de la chaleur il se boursoufle, se décompose en donnant du sous-carbonate et de l'hydro-cyanate d'ammoniaque. Il laisse pour résidu un charbon très volumineux.

L'ACIDE ARSENIQUEUX, *le deutoxide d'arsenic*, se volatilise au-dessous de la chaleur rouge-grise. En se volatilisant il donne naissance à des vapeurs blanches d'une forte odeur alliagée; si l'on opère dans un matras ou dans un tube, une partie de l'acide qui se volatilise se condense à la partie supérieure du tube en donnant lieu à un amas blanc et à de petits cristaux détachés, demi-transparents, ayant la forme de tétraèdres.

L'ACIDE ARSENIQUE, fixe d'abord, se fond à une haute température, conserve sa transparence, prend la forme vitreuse, attaque fortement les vaisseaux dans lesquels on le chauffe. Lorsque la température est portée au rouge, il y a décomposition, dégagement d'oxygène

gazeux ; de l'acide arsenieux se volatilise, et il peut être recueilli.

L'ACIDE BENZOÏQUE est volatilisé ; il répand une odeur forte, piquante, particulière, qui provoque la toux. Exposé à l'action de la chaleur dans une cuiller de platine, il éprouve la fusion, devient liquide et se volatilise. Si, lorsqu'il est fondu, on le laisse refroidir, il se concrète, et présente à sa surface des cristaux rayonnés. Chauffé de nouveau, il se fond encore. Si l'on prolonge l'action de la chaleur, il finit par se volatiliser entièrement. Si l'on approche une bougie allumée, il s'enflamme. Chauffé à vase clos, il se divise en deux portions, l'une qui se sublime sans altération, l'autre qui se décompose en fournissant de l'huile, de l'acide acétique, de l'hydrogène carboné.

L'ACIDE BORIQUE perd de l'eau de cristallisation. A une forte chaleur il devient transparent, donne naissance à une matière vitreuse qui devient opaque à l'air, mais qui n'en attire pas l'humidité. La calcination de l'acide borique doit se faire dans un creuset de platine.

L'ACIDE CHLORIQUE à une douce chaleur n'éprouve aucune altération ; à une température plus élevée il est en partie décomposé. Lorsqu'on le soumet à la distillation, il se divise en deux parties : l'une passe à la distillation sans se décomposer ; l'autre se convertit en chlore et en oxygène qui se dégagent.

L'ACIDE CHOLESTÉRIQUE entre en fusion à 58°, se décompose à une température bien supérieure à celle de

l'eau bouillante (100°). Lors de sa décomposition , il fournit de l'eau , de l'huile , de l'acide carbonique , du gaz hydrogène carboné.

L'ACIDE CHROMIQUE soumis à l'action d'une chaleur prolongée , se décompose , du gaz oxygène se dégage , et l'oxide vert de chrôme reste dans le creuset.

L'ACIDE CITRIQUE est décomposé en partie ; il y a formation d'acide pyro-citrique , d'hydrogène carboné , d'eau , d'huile , etc. Plusieurs acides végétaux présentent les mêmes phénomènes , et donnent naissance à de nouveaux composés nommés *pyro-acides*.

L'ACIDE FLUOBORIQUE ne se décompose pas , même à une très haute température.

L'ACIDE GALLIQUE se sublime en partie , sans donner lieu à la formation d'un acide particulier. Si la chaleur est appliquée trop brusquement , il y a décomposition partielle avec dégagement d'acide carbonique , d'hydrogène carboné et formation d'eau. Par des distillations répétées , on peut le décomposer en totalité.

L'ACIDE HYDRIODIQUE , à l'état de gaz , se réduit en vapeurs blanches en se comportant d'une manière analogue à celles du gaz hydro-chlorique. Soumis à l'action de la chaleur rouge , il y a décomposition incomplète ; une partie de l'iode devient libre. Si ce gaz est mélangé avec l'oxygène , la décomposition devient complète.

L'ACIDE HYDRO-CHLORIQUE se réduit en vapeurs piquantes , qui agissent sur l'économie animale. Ces

vapeurs sont blanches et opaques, parce qu'elles condensent dans l'air l'eau qu'elles y rencontrent. L'acide hydro-chlorique à l'état de pureté est un gaz permanent pour nous.

L'ACIDE HYDRO-CYANIQUE bout à une température de $26^{\circ}5$. Il se congèle à environ 15° au-dessous de 0° . Le froid qui résulte de son évaporation à la température de 20° , suffit pour déterminer sa congélation. L'odeur d'amandes amères qui caractérise cet acide suffirait pour le faire reconnaître.

ACIDE HYDRO-SULFURIQUE GAZEUX. Son odeur forte et caractérisée peut le faire reconnaître. Soumis à l'action de la chaleur dans un tube de porcelaine placé dans un fourneau de réverbère, ce gaz se décompose : on obtient du soufre et de l'hydrogène.

ACIDE HYPO-PHOSPHOREUX. Amené par une évaporation convenable en un liquide visqueux, puis soumis à l'action de la chaleur dans une cornue de verre, il se décompose en fournissant du gaz hydrogène phosphoré, du phosphore et de l'acide phosphorique.

L'ACIDE HYPO-SULFURIQUE peut être concentré sous la cloche à l'aide de la machine pneumatique jusqu'à ce qu'il soit à la densité de 1,347 ; alors il commence à se décomposer en donnant naissance à de l'acide sulfureux qui se dégage, et à de l'acide sulfurique qui reste dans la liqueur.

ACIDE IODIQUE. A une chaleur un peu inférieure à celle qui détermine l'ébullition de l'huile d'olives, il

se fond, se décompose et se transforme en gaz oxygène et en iode.

ACIDE IODO-SULFURIQUE. Exposé à l'action d'une douce chaleur, il se fond, cristallise par refroidissement en rhomboïdes de couleur jaune pâle. A une température plus élevée, il se sublime et se décompose en partie, la portion décomposée fournit de l'oxygène, de l'iode et de l'acide sulfurique.

ACIDE KINIQUE. Par l'action de la chaleur et dans une cornue, il se fond, bouillonne, se noircit, se décompose en fournissant des produits analogues à ceux qui résultent de la décomposition des matières végétales, et de plus, selon quelques chimistes, un acide pyrogéné, l'acide *pyro-kinique*.

ACIDE LITHIQUE. *V. Acide urique.*

ACIDE MALIQUE, *Acidesorbique.* Exposé à l'action de la chaleur, il noircit, se boursoufle, se décompose en exhalant une fumée âcre; il laisse pour résidu un charbon volumineux. Les produits résultant de sa décomposition sont, de l'eau acide, une petite quantité de gaz hydrogène carboné, et une très grande d'acide carbonique.

ACIDE MARGARIQUE. Fusible à 60°; cristallise par refroidissement en aiguilles entrelacées, plus rapprochées les unes des autres et moins brillantes que ne le sont les aiguilles d'acide stéarique. Chauffé dans une cornue, il entre en ébullition, laisse dégager une vapeur élastique d'abord liquide, mais qui se solidifie. Il reste au fond de la cornue une petite quantité de charbon.

ACIDE MÉCONIQUE. Fusible de 120 à 125°. Lorsqu'il est fondu, il commence à se sublimer ; si l'on ménage la chaleur, cette sublimation peut être continuée sans que l'acide soit altéré en aucune manière. Lorsque l'on opère à l'aide d'une cornue, cet acide sublimé se présente sous forme de cristaux ; mais bientôt après ces cristaux finissent par se réunir et ne plus présenter qu'une seule masse blanche.

ACIDE MUCIQUE. Soumis dans une cornue à l'action de la chaleur, il se gonfle, noircit, fond et se décompose en donnant naissance à des produits analogues à ceux qui résultent de la décomposition des matières végétales et à une substance blanchâtre qui se sublime et qui se condense dans le col de la cornue sous forme de lames. (Scheele.) Cette matière sublimée avait été regardée par Tromsdorff comme de l'acide succinique ; mais M. Houton la Billardière a fait voir que ce produit acide était de nature particulière. Il lui donna le nom d'*acide pyro-mucique*.

ACIDE MURIATIQUE. *V. Acide hydro-chlorique.*

ACIDE MURIATIQUE OXIGÉNÉ OU déphlogistiqué.
V. Chlore.

ACIDE NITRIQUE. Il est volatilisé par la chaleur, et donne par un commencement de décomposition de l'oxigène et du gaz acide nitreux. Ce dernier gaz fait prendre une couleur rouge au mélange et aux vapeurs qui s'en dégagent (vapeurs rutilantes). La vapeur de l'acide nitrique est délétère et d'une odeur particulière facile à reconnaître.

ACIDE OLÉIQUE. Il se prend à quelques degrés au-dessous de 0° en une masse blanche aiguillée. Chauffé dans le vide, il passe à la distillation sans éprouver de décomposition ; distillé à la manière ordinaire, il se décompose en partie.

ACIDE OXALIQUE. Il se fond dans son eau de cristallisation qui forme 0,273 de son poids, s'épaissit et se décompose en partie en donnant lieu à des gaz dans lesquels la portion non décomposée qui se vaporise presque complètement est anhydre ; elle se condense sous forme de cristaux radiés vers les parois et le col de la cornue ou du ballon dans lequel on opère.

ACIDE PHOSPHATIQUE, *Acide hypo-phosphorique.* Soumis à l'action de la chaleur, il se convertit en acide phosphorique en laissant dégager du gaz hydrogène phosphoré ; si cette décomposition a lieu dans une fiole ouverte, le gaz s'enflamme à la partie supérieure du col, au point de contact avec l'air.

Lorsque l'on opère cette décomposition, soit à vase ouvert, soit à vase clos, le verre dans lequel on opère est attaqué.

ACIDE PHOSPHOREUX. Porté à l'ébullition, une partie de son radical uni à l'hydrogène, brûle avec flamme ; il reste de l'acide phosphorique dans le vase où l'opération s'est faite.

ACIDE PHOSPHORIQUE. Il se vitrifie sans décomposition. Cette opération doit être faite dans un creuset de platine ; si l'on opère dans un creuset de terre, l'acide se combine avec les bases, il en résulte un produit vitrifié.

ACIDE PURPURIQUE. Il se fond à une douce chaleur : prend l'aspect d'une gomme, reste sec, cassant et transparent après son refroidissement.

ACIDE ROSACIQUE. Mis sur les charbons incandescens, il se décompose en donnant lieu à une vapeur piquante dont l'odeur ne ressemble pas à celle produite par les matières animales.

ACIDE SORBIQUE. *V. Acide malique.*

ACIDE STÉARIQUE. Il entre en fusion à 70°, et forme un liquide incolore, limpide, qui se prend, par refroidissement, sous forme de belles aiguilles brillantes, entrelacées et du plus beau blanc ; chauffé dans le vide d'un tube fermé, recourbé en forme de cornue, il bout et se volatilise sans s'altérer. Soumis à la distillation ordinaire, il se volatilise et se décompose en partie, laissant pour résidu une petite quantité de charbon.

ACIDE SUBÉRIQUE. Il se volatilise et se condense en aiguilles allongées, qui se déposent à la partie supérieure du vase.

ACIDE SUCCINIQUE. Exposé à l'action de la chaleur au-dessus de 100°, il se fond, se divise en deux parties, l'une qui se décompose en fournissant des produits analogues à ceux que l'on obtient de la décomposition des matières végétales, l'autre qui se sublime et se condense sur les parois du vase distillatoire.

ACIDE SULFUREUX LIQUIDE. Exposé à l'action de la chaleur, il laisse dégager avec effervescence la plus grande partie de l'acide qu'il contient, laissant de l'eau acide, pour résidu.

ACIDE SULFURIQUE. A une température très élevée, il se réduit en vapeurs blanches très denses, causant une grande altération dans l'économie animale. Soumis à une plus forte chaleur (au rouge-blanc) dans un tube de porcelaine, il se décompose et donne naissance à de l'acide sulfureux et à de l'oxygène. (Gay-Lussac.)

ACIDE TARTRIQUE ou *tartarique*. Soumis à l'action de la chaleur, il se fond, se boursoufle, se décompose, en répandant une odeur particulière, ayant de l'analogie avec celle du sucre brûlé. Indépendamment des produits analogues à ceux résultans de la décomposition des acides végétaux, il y a production d'un acide nouveau, l'acide *pyro-tartrique*.

ACIDE URIQUE. Il est décomposé, il se forme de l'acide pyro-urique, de l'eau, de l'huile, du carbonate, de l'hydro-cyanate et du pyro-urate d'ammoniaque.

ALBUMINE. Soumise à l'action de la chaleur, elle prend une odeur qui lui est particulière et qui peut servir à la faire reconnaître. Si elle n'est unie qu'à une petite quantité d'eau, comme dans le blanc d'œuf, et qu'elle soit portée à 74° c., elle se prend en une masse dure, opaque et blanche. Lorsqu'elle est étendue dans une plus grande quantité d'eau, elle se prend et se présente sous la forme d'une pellicule, et sous celle de flocons lorsqu'il y a très peu de ce principe pour une grande quantité de liquide, exemple, l'albumine qui se sépare lorsqu'on fait cuire de la fibre

musculaire dans l'eau, et qui est désignée vulgairement par le nom d'*écume*.

ALCOOL à 36° (esprit-de-vin). Il se réduit en vapeur à une température plus basse que celle de l'eau, et que l'on évalue à 78° centigrades. On se sert de cette propriété pour séparer ce liquide, par distillation. La vapeur de l'alcool est plus dense que celle de l'eau. (On doit avoir égard à cette propriété dans la construction des alambics.)

ALUMINE, *Oxide d'aluminium*. Lorsque cet oxide est hydraté et qu'on l'expose à l'action de la chaleur, il perd par cette opération l'eau qu'il retenait. Selon que l'alumine hydratée est *spongieuse* ou *gélatineuse*, elle perd des quantités différentes d'eau : l'alumine spongieuse perd les 0,58 de son poids d'eau ; gélatineuse, elle n'en perd que 0,43. Chauffée à un feu de forge, l'alumine est infusible.

ALUN (*sulfate d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque, ou d'alumine, de potasse et d'ammoniaque*). Est décomposé en partie par la chaleur. La matière spongieuse que l'on obtient (alun calciné) contient une quantité notable de sous-sulfate d'alumine, formé par la volatilisation d'une partie de son acide ; et du sulfate de potasse s'il était à base de potassé. A une température plus élevée, l'acide sulfurique se sépare de l'alumine en se décomposant en acide sulfureux et en oxigène ; on obtient pour résidu du sulfate de potasse et de l'alumine, ou de l'alumine pure, si l'alun employé était à base d'ammoniaque seulement.

L'alun à base de potasse et d'alumine, chauffé fortement avec du charbon très divisé, ou mieux encore avec de la farine, dans une fiole de verre lutée, donne un produit particulier nommé *pyrophore*. Cet effet n'a pas lieu avec l'alun à base d'ammoniaque. (Ce serait un moyen de distinguer ces deux sels.)

AMBRÉINE. Elle est fusible à 30°.

AMIDON. A la température de 50 à 55°, il change de nature et devient susceptible de se dissoudre dans l'eau, et d'être employé dans les arts, pour remplacer la gomme. A une température plus élevée, il est décomposé et réduit en charbon; l'hydrogène, l'oxygène et une partie du carbone se réunissent et donnent naissance à des produits secondaires (eau, acide acétique, huile, hydrogène carboné, etc.).

AMMONIAQUE. C'est un gaz permanent aux températures de l'atmosphère : dissous dans l'eau, il est séparé de ce liquide à l'état gazeux par la chaleur. Soumis à un degré de température élevé dans un tube de porcelaine rempli de tessons de grès, de porcelaine ou de rognures de fer, le gaz ammoniac se décompose et donne naissance à du gaz hydrogène et de l'azote, dont le volume est plus considérable que celui du gaz employé. Cette augmentation de volume est due à ce que dans la combinaison du gaz azote avec l'hydrogène, pour former l'ammoniaque, il y a condensation de la moitié du volume des deux gaz : ainsi, 100 parties de gaz ammoniac décomposé donnent en volume 200

parties de gaz, composé de 150 d'hydrogène et de 50 d'azote.

AMMONIURE D'ARGENT. A l'aide d'une chaleur des plus faibles, il détone. Si cette décomposition a lieu sur une lame de cuivre, celle-ci est argentée dans quelques-unes de ses parties.

AMMONIURE DE MERCURE. Porté à une douce chaleur, il laisse dégager de l'ammoniaque sans produire de détonation; si, au contraire, on le chauffe brusquement, il donne lieu à une détonation.

AMMONIURE D'OR. Il détone par la chaleur avec une très grande force. Si la détonation se fait en chauffant l'ammoniure sur une lame d'argent, celle-ci est dorée en quelques endroits.

AMMONIURE DE PLATINE. Il détone fortement à l'aide de la chaleur. Selon le procédé suivi pour l'obtenir, il se décompose avec plus ou moins de bruit.

ANTIMOINE. Il est fusible à 432° c. Lorsqu'il est fondu, si on le laisse refroidir lentement, il se prend en un culot qui, à sa surface, présente des cristaux oblongs perpendiculaires, groupés de manière à représenter des arborisations que les anciens chimistes désignaient sous le nom de *feuilles de fougère*. Chauffé plus fortement, il s'en sublime une très petite quantité. Tenu en fusion avec le contact de l'air, il absorbe de l'oxygène et s'élève en une fumée blanche qui se condense sous forme de petites aiguilles, connues autrefois sous le nom de *fleurs argentines d'antimoine* ou *antimoniales*. Lorsque l'antimoine est chauffé au rouge:

blanc et qu'on le projette sur le sol, ou sur un plan incliné, le métal se divise en petits globules qui brûlent avec un éclat très vif en laissant des traces blanches qui sont formées d'oxide d'antimoine.

ARGENT. Il entre en fusion à 538° c. de température (un peu moins que le rouge cerise), correspondant au 22^m degré du pyromètre de Wedgewood. Par un refroidissement lent, il cristallise en prismes quadrilatères; chauffé fortement au contact de l'air, il se volatilise: une lame d'or exposée à la vapeur qui s'en élève est blanchie et argentée.

ARSÉNIATES. Ils sont plus ou moins fusibles à des températures diverses, sauf le cas où il y a décomposition du sel. Les arséniate qui éprouvent cette décomposition sont: 1°. ceux dont les oxides peuvent se réduire spontanément; 2°. ceux préparés avec des oxides qui absorbent une nouvelle quantité d'oxigène à l'aide de la chaleur. Dans le premier cas, l'oxide est réduit, et l'acide est amené à l'état d'oxide moins oxigéné. Il y a dégagement d'oxigène dans le deuxième. L'acide cède une portion de son oxigène à l'oxide, et de là un oxide plus oxigéné et de l'oxide d'arsenic, de l'acide arsénieux au lieu d'acide arsenique.

ARSÉNIATE ACIDE DE POTASSE. Exposé à une haute température (dans un creuset de platine), il se fond, passe à l'état d'arséniate neutre, et par conséquent abandonne l'acide en excès qui est transformé en *gaz oxigène* et en acide arsénieux.

ARSÉNIATE D'AMMONIAQUE. Exposé à une légère chaleur, il laisse dégager une partie de la base; il passe à l'état d'arséniate avec excès d'acide. A la température rouge, il y a décomposition avec production de gaz azote, d'ammoniaque, d'eau, d'acides arsenieux et arsenique.

ARSÉNIATE D'ARGENT. A une haute température, l'argent est réduit; il y a dégagement d'oxygène et volatilisation de l'acide arsenieux.

ARSENIC. S'il est à l'abri du contact de l'air, il se volatilise à l'état métallique avant de se fondre; dans le cas contraire, il brûle avec flamme, absorbe l'oxygène de l'atmosphère, et passe à l'état d'oxide. L'odeur alliécée qui se dégage quand on chauffe l'arsenic avec le contact de l'air, le fait distinguer de tous les autres métaux. Sa volatilité s'oppose à ce qu'on puisse déterminer le degré de température auquel il entre en fusion.

ARSENITES. Ces sels soumis à l'action de la chaleur dans des vaisseaux fermés, se comportent de deux manières: les uns laissent dégager l'acide qui se volatilise; l'oxide est mis à nu: dans les autres, une portion de l'acide est décomposée; il en résulte de l'arsenic et un arséniate.

ARSENITE D'ARGENT. Chauffé dans un tube de verre, il y a volatilisation d'acide arsenieux qui se condense sur les parois du tube, en affectant la forme de petits cristaux octaédriques; on a pour résidu un arséniate qui, à une plus forte chaleur, pourrait être décomposé.

ARSENITE DE CUIVRE , *Vert de Scheèle*. Soumis à l'action de la chaleur, il se décompose ; il y a dégagement de vapeurs arsenicales ; on obtient pour résidu de l'oxide de cuivre.

BENZOATES. Ils sont décomposés. Une partie de l'acide se volatilise, l'autre est décomposée et donne des produits analogues à ceux que l'on obtient de la décomposition des matières végétales. Si la base est fixe, elle reste à l'état de sous-carbonate, dans le vase où la décomposition s'est opérée (les benzoates de potasse ou de soude), et à l'état métallique, si le benzoate contient un oxide qui ait peu d'affinité pour l'oxigène.

BISMUTH. Il se fond à 247° cent. ; il est susceptible, en refroidissant, de cristalliser en octaèdres. On peut distinguer ce métal de l'antimoine, avec lequel il a quelque ressemblance, en ce que, lorsqu'il est chauffé fortement et projeté sur le sol, il ne brûle pas avec un éclat aussi vif.

Le BORATE DE SOUDE (sous-) éprouve la fusion aqueuse, puis la fusion ignée ; cette dernière le rend propre à être employé comme fondant dans les essais minéralogiques, et aussi pour souder les métaux.

BLEU DE PRUSSE. *V. Hydro-cyanate de fer.*

CALCULS URINAIRES.

On peut, à l'aide du chalumeau, reconnaître la nature des concrétions formées dans les urines des malades et sur lesquelles les chimistes, comme les médecins et les pharmaciens, sont souvent consultés.

Nous présentons ici un extrait des procédés indiqués par M. Berzelius (1).

Les calculs d'*acide urique*, chauffés sur une feuille de platine ou sur un morceau de charbon (2), fument en répandant une odeur animale, se charbonnent; leur masse diminue à la flamme. Vers la fin du grillage, on les voit brûler avec un accroissement de lumière. Le résidu est une petite quantité de cendres très alcalines. Jusque là ces calculs ne sont pas suffisamment caractérisés, puisque d'autres substances se comportent de même; on les essaie alors par la voie humide.

On met un dixième de grain du calcul sur une feuille de platine mince ou de verre, avec une goutte d'acide nitrique; on chauffe à la flamme de la lampe: l'acide nitrique le dissout avec effervescence; on dessèche avec précaution pour ne pas brûler, et l'on obtient une belle couleur rouge.

Si la matière essayée contient seulement une faible proportion d'acide urique, elle donne un résidu noir à l'aide de ce procédé; il faut alors dessécher plus lentement, et exposer la matière desséchée avec un peu d'ammoniaque affaiblie.

Si le calcul provient d'un mélange d'*acide urique*, de *phosphate de chaux* ou de *magnésic*, il se charbonne et se consume de même; mais le résidu de la com-

(1) *De l'emploi du chalumeau*, un vol. in-8°.

(2) M. Bailly se sert avec avantage de petites coupelles de 79 millimètres, composées de terre à porcelaine fine et de belle terre à pipe. (Voyez le chapitre des *Appareils*.)

bustion n'est ni alcalin ni soluble à l'eau. Ces calculs présentent d'ailleurs avec l'acide nitrique et l'ammoniaque, la belle couleur rouge comme l'acide urique. Les cendres contiennent des phosphates de chaux ou de chaux et de magnésie. Ceux-ci chauffés plus fortement éprouvent la fusion; la masse fondue est comme vitreuse.

Les *calculs d'urate de soude*, chauffés sur le charbon, noircissent en donnant une odeur animale empyreumatique. Les cendres sont fortement alcalines et capables de vitrifier la silice; lorsque ces calculs contiennent des phosphates, ils donnent un verre blanchâtre ou d'un gris opaque.

Les *calculs d'urate d'ammoniaque* se comportent au chalumeau comme ceux d'acide urique: la potasse caustique, à une douce chaleur, leur fait exhaler beaucoup d'ammoniaque dont l'odeur est facile à distinguer de celle que développe la potasse dans la plupart des produits animaux. On trouve aussi dans ces calculs de l'urate de soude.

Calculs de phosphate de chaux. Ils noircissent en laissant exhaler une odeur empyreumatique animale; au feu de charbon, ils ne fondent pas, ils blanchissent comme le phosphate calcaire. Avec la soude, ils se gonflent sans se vitrifier. Si on les dissout dans l'acide borique et qu'on les fasse fondre avec un peu de fer, on obtient un culot de phosphure de fer.

Les calculs de *phosphate ammoniaco-magnésien*, chauffés seuls sur une plaque de platine, répandent

une odeur d'huile empyreumatique animale ; ils se noircissent , se gonflent , deviennent d'un blanc gris ; enfin on obtient , en dernier résultat , un émail d'un blanc grisâtre.

Le borax les réduit à l'aide de la chaleur en un verre transparent , qui vire au blanc laiteux en se refroidissant. La soude les amène en une sorte de scorie blanche , boursouflée ; un excès de soude les rend infusibles ; avec le fer , ils donnent du phosphore de fer ; avec le nitrate de cobalt , un verre d'un rouge foncé ou brun. Le mélange est moins fusible quand ces calculs contiennent de la chaux.

Les calculs d'*oxalate de chaux* exhalent d'abord l'odeur urineuse ; ils prennent une couleur mate qui s'éclaircit lorsqu'on les a chauffés modérément. Le résidu fait effervescence avec l'acide nitrique. Chauffés plus fortement , on obtient de la chaux pour résidu ; celle-ci réagit sur les couleurs végétales comme les alcalis , et s'éteint avec l'eau , ce qui n'a pas lieu quand le résidu contient du phosphate de chaux.

Les *calculs siliceux* chauffés seuls laissent une cendre infusible ; traitée avec un peu de soude , elle se fond lentement et avec effervescence ; on obtient une bulle de verre gris peu transparent.

Les calculs d'*oxide cystique* donnent à peu près les mêmes résultats que ceux d'acide urique. Au chalumeau , ils s'enflamment en donnant une couleur verte ; ils sont infusibles , répandent une odeur acide , vive , particulière , et qui a quelque rapport avec

celle du cyanogène ; leur cendre n'est pas alcaline, elle se réduit, par un coup de feu, en une masse blanche-grisâtre ; l'acide n'y développe pas de couleur rouge comme dans le traitement des calculs d'acide urique.

Le CAMPHRE se volatilise à une température assez basse ; l'odeur forte qui lui est tout-à-fait propre peut être considérée comme un caractère distinctif. A la température ordinaire de l'atmosphère, il se réduit en vapeurs. Ce fait peut être remarqué par l'examen des vases qui le contiennent : on voit le camphre cristallisé sur les parois dans la partie opposée à la lumière.

Les CAMPHORATES sont décomposés comme les autres sels végétaux.

Les CARBONATES peuvent être rangés en quatre classes : 1°. ceux qui sont décomposés en laissant pour résidu leurs oxides, le *carbonate de chaux*, celui de *magnésie* (1) ; 2°. ceux qui sont volatilisés à une basse température et sans décomposition, le sous-carbonate d'ammoniaque (2) ; 3°. enfin, ceux qui subissent une altération partielle, et passent à l'état de sous-carbo-

(1) C'est sur cette propriété qu'est basée la préparation de la chaux vive et de la magnésie caustique.

(2) Le *carbonate de chaux*, fondu dans un vase clos, à une très haute température, avec pression, se fond et donne lieu, par un refroidissement lent, à une cristallisation semblable à celle du marbre. C'est probablement par un procédé fondé sur ce fait qu'on a fabriqué des statues de marbre moulé.

nate en perdant une partie de leur acide (*ex.* le bi-carbonate de soude, ceux de potasse et d'ammoniaque) (1); 4°. ceux qui n'éprouvent aucune altération, le carbonate de baryte et celui de strontiane.

Le CÉRIUM entre en fusion d'une manière imparfaite à une très haute température. Plusieurs expériences constatent sa volatilité.

Le CHLORE humide, tel qu'on le prépare, se condense à la température de 2 au-dessus de 0°. Son odeur forte et caractéristique suffit pour le faire reconnaître. Dans l'état des connaissances actuelles, il n'est décomposable à aucune température lorsqu'il est sec. A la température ordinaire, il a une énergie très forte sur les matières animales. On a fait une application utile de cette propriété pour détruire les miasmes qu'il désorganise en s'emparant de leur hydrogène. Cette décomposition suffit pour priver ces substances de leurs propriétés nuisibles.

CHLORURES. Les uns sont fixes, ceux de barium, de calcium; d'autres sont volatils, ceux de mercure, de fer, d'antimoine; enfin, d'autres sont décomposés, le chlorure d'or, celui de platine, etc. (2).

CHROMATE NEUTRE DE POTASSE. Chauffé au rouge,

(1) C'est en le volatilissant dans des vases convenables, qu'on obtient le sous-carbonate d'ammoniaque purifié.

(2) La propriété que possèdent quelques chlorures, de se volatiliser par l'action de la chaleur, est un moyen de les obtenir à l'état de pureté. (Les chlorures de mercure, d'antimoine.)

il perd une certaine quantité d'eau, qui a été évaluée à 0,32. A une température plus élevée, il se fond et acquiert une légère couleur verte : on attribue cette coloration à la décomposition d'une petite quantité d'acide qui, en perdant de l'oxygène, a donné naissance à de l'oxide de chrome.

CHROMATE DE MERCURE. Soumis à l'action d'une assez forte chaleur, il se décompose; le mercure réduit se volatilise. L'acide chromique décomposé se convertit en oxide de chrome qui reste dans le vase où l'on a fait l'opération.

CHROME. Très difficile à fondre; il n'a pas encore été obtenu en culots, mais en masse poreuse. A une température rouge, il absorbe l'oxygène et se convertit en oxide vert. Cette opération se fait à l'aide de l'oxygène que l'on fait passer dans un tube de porcelaine contenant le métal chauffé au rouge, ou bien encore à l'aide de l'air atmosphérique, en agissant à l'air libre et à l'aide d'une température très élevée.

CITRATES. Se comportent comme les sels végétaux; ils se décomposent en fournissant des produits volatils, et en laissant des résidus qui varient selon la nature de ces sels.

COBALT. Se fond à 130° du pyromètre; il est fixe à toutes les températures. On peut obtenir ce métal cristallisé en prismes irréguliers. A une température élevée, il absorbe l'oxygène de l'air et fournit un oxide noir. Il devient ductile par l'action de la chaleur.

CUIVRE. Il se fond à 788° cent. environ, ou 27° du pyromètre de Wedgwood ; passé ce degré de température, il commence à se volatiliser, et communique à la flamme une couleur verte : par le refroidissement, on peut l'obtenir cristallisé ; sa forme est un prisme quadrangulaire. La couleur de l'iris qu'il prend à une température moins élevée que celle de la fusion, est due à un commencement d'oxidation.

EAU. Elle est ordinairement solide au zéro des thermomètres Réaumur et centigrade et au-dessous ; elle est liquide au zéro de ces mêmes thermomètres et au-dessus ; à 80 Réaumur et 100° centigrades, 212 Fahrenheit, elle se réduit en vapeur. A cet état, elle contient une très grande quantité de chaleur, qui peut être mesurée par le calorimètre de Lavoisier et Laplace, et par celui de Rumford ; elle est égale, suivant ce dernier, à 567 unités, et suivant Clément, à 650 unités. [*V. Chaleur* (1).]

ÉMÉTIQUE, Tartrate de potasse et d'antimoine. Exposé à l'action de la chaleur, ce sel se décompose ; il résulte de cette décomposition de la potasse et de

(1) La vapeur d'eau a une densité relative à la température et à la pression qu'elle subit. La table suivante, dressée d'après des expériences de M. Taylor, donne approximativement ces relations ; elle peut être consultée utilement, pour calculer la force à donner aux chaudières, la puissance de la vapeur dans les différens systèmes de machines, etc.

La vapeur d'eau, à toutes les températures et à toutes les pressions, contient, sous le même poids, la même quantité de chaleur. On doit la connaissance de ce fait à MM. Désormes et Clément, en

l'oxide d'antimoine. Ce résidu traité par le charbon à l'aide de la chaleur, fournit de l'antimoine métallique.

ESPRIT PYRO-ACÉTIQUE. Il bout à la température de 74° c. Il brûle avec flamme : cette flamme est blanche à l'extérieur, et d'un blanc bleu à l'intérieur.

ÉTAIN. Il se fond à 228° centigrades ; à une température beaucoup plus élevée, il se réduit en vapeurs ; porté au rouge, si on le jette sur le sol, il se divise en globules incandescens ; mais ces globules brûlent moins vivement que ceux d'antimoine : il se distingue encore de ce dernier métal, en ce qu'il laisse un oxide de couleur grisâtre, et qui est plus pesant. Fondu à une température élevée et avec le contact de l'air, il

France, et Watt, en Angleterre ; ils l'ont observé dans le même temps.

Température centigrade.	Pression.	Volume d'un kilogr.	Poids d'un mètre cube.
165°	5 atmosph.	400 litres.	2 ^k , 500 gr.
160	4,50	440	2,273
152,25	4	486	2,062
145,50	3,55	545	1,835
139	3	627	1,596
130,50	2,50	740	1,351
122	2	900	1,111
112	1,50	1169	0,855
100	1	1700	0,588
82	0,50	3235	0,309
66	0,25	6171	0,162
51,50	0,125	12,800	0,078
38	0,0625	22,600	0,044,5
25,5	0,03125	43,370	0,021,9
12	0,0156	87,880	0,011,4

peut être oxidé en totalité. Il faut avoir soin d'enlever l'oxide à mesure qu'il se forme à la surface du bain métallique.

ÉTHAL. Solide à la température ordinaire, entre en fusion à 48° . Cristallise par refroidissement en petites lames brillantes sur lesquelles on distingue quelquefois des aiguilles radiées. Chauffé sur un bain de sable, dans une petite capsule, il se volatilise en totalité sans se décomposer; il s'enflamme à la manière des huiles.

ÉTHER ACÉTIQUE. Sous la pression de $0^m,75$, il entre en ébullition à 71° . Mis en contact avec un corps enflammé, il prend feu et brûle au contact de l'air avec une flamme d'un blanc jaunâtre. Il y a production d'acide acétique.

ÉTHER BENZOÏQUE. Liquide à la température ordinaire, il est presque aussi volatil que l'eau.

ÉTHER HYDRIODIQUE. Il entre en ébullition à la température de $78^{\circ},8$, sous la pression de $0^m,76$. Il ne s'enflamme point par l'approche d'un corps en combustion. Il exhale des vapeurs pourpres lorsqu'on le fait tomber goutte à goutte sur des charbons incandescens. Soumis à l'action de la chaleur, dans un tube chauffé au rouge, il se décompose et se convertit en un gaz inflammable carburé, en acide hydriodique très brun, en charbon et en une matière floconneuse ayant une odeur éthérée; ces flocons se fondent comme la cire et se solidifient par refroidissement.

Éther hydro-chlorique. Sous la pression de 0^m,76 et au-dessus de la température de 11°, il est toujours gazeux ; il est liquide au-dessous. Versé sur la main, il entre instantanément en ébullition en donnant lieu à un froid considérable. Exposé au rouge-brun, il y a décomposition ; cet éther est transformé en gaz acide hydro-chlorique et en hydrogène bi-carboné. Une chaleur plus forte modifie les produits de cette décomposition. Mis en contact avec une bougie allumée, cet éther prend feu, et brûle avec une flamme verte, en donnant pour résultat de la combustion : de l'eau, du gaz acide hydro-chlorique et de l'acide carbonique. Tous les éthers sont inflammables, même à quelque distance de la flamme. Cette propriété, due à leur extrême volatilité, nécessite des précautions de la part de ceux qui les emploient.

Éther nitrique. Il bout à une température de 20°. Versé sur la main, il entre en ébullition ; il s'évapore ensuite, en produisant un très grand froid. En contact avec un corps enflammé, il prend feu, et brûle avec une flamme blanche. Soumis à la distillation, il passe en se décomposant en partie. Lorsqu'on fait passer cet éther à travers un tube incandescent, il se décompose complètement. 41^{gr},5 d'éther soumis à cette opération ont fourni : 1°. eau contenant un peu d'acide hydrocyanique, 5,63 ; 2°. ammoniacque, 0,40 ; 3°. huile, 0,80 ; 4°. charbon, 0,30 ; 5°. acide carbonique, 0,75 ; 6°. gaz formé de deutoxide d'azote, d'azote, d'hy-

drogène carboné et d'oxide de carbone, 27,90 ; perte 3,72.

ÉTHER SULFURIQUE. Il se volatilise à la température de l'atmosphère, même au-dessous de 0. Il entre en ébullition à 36° : son odeur pénétrante suffit pour le faire reconnaître (1). La densité de sa vapeur est plus grande que celle de la vapeur d'alcool et de mercure. (Dalton et Gay-Lussac.)

FER. Il se fond à 158° du pyromètre ; il reste fixe à tous les degrés de température auxquels on a pu le soumettre : on ne connaît pas le point où il est susceptible de se vaporiser. Chauffé au rouge-blanc et exposé à l'air, il brûle en scintillant et forme l'oxide noir, dur et cassant, que l'on connaît sous le nom de *battitures de fer*. C'est en essayant de faire fondre, dans des creusets, une quantité de 3 à 6 kil. de fer, que l'on éprouve la qualité réfractaire et la ténacité de ces vases.

FLUATES. La chaleur n'opère point la décomposition de ces sels. Le fluaté d'ammoniaque seul passe à l'état de sel avec excès d'acide en perdant une partie de sa base par l'action de la chaleur. Celui de chaux se fond en un émail blanc.

(1) On peut facilement reconnaître l'impureté de l'éther du commerce (qui, assez ordinairement, contient une matière huileuse) en en mettant sur la main : l'éther se vaporise et laisse une odeur plus ou moins désagréable, selon ce degré de pureté. S'il ne laisse pas d'odeur, c'est un indice de sa bonne préparation ; s'il contient de l'alcool, on peut en déterminer la présence et la proportion, par la diminution de son volume, après l'avoir mêlé avec de l'eau dans un tube gradué, et avoir fortement *battu*.

GALLATES. Comme les autres sels végétaux, ils éprouvent une décomposition et une désunion partielle de leurs principes constituans ; une partie de l'acide gallique se volatilise sans décomposition, et se condense dans la partie supérieure du ballon ou de la cornue dans lesquels on opère.

GAZ. Les gaz, comme l'air, augmentent de volume dans la proportion de $\frac{1}{868-67}$, ou de 0,00375, par chaque degré du thermomètre centigr. C'est sur cette propriété d'une dilatation régulière qu'est fondée la construction du thermomètre à air. Plusieurs sont décomposés par l'influence d'une température très élevée. C'est ainsi que le gaz hydrogène bi-carboné dépose une grande partie de son carbone.

A une température très basse et sous une grande pression, la plupart sont liquéfiés : l'acide carbonique, l'acide sulfureux, le cyanogène, l'ammoniaque, l'hydrogène bi-carboné, etc.

GLUCINE. Elle est infusible et inaltérable à tous les degrés de température connus.

GLUTEN. Soumis à l'action d'une douce chaleur, il perd une partie de l'eau qui le gonfle, il diminue de volume, durcit, devient cassant et imputrescible ; chauffé plus fortement, il se décompose en donnant lieu à tous les produits qui résultent de la décomposition des matières animales, en laissant pour résidu un charbon très volumineux.

GLYCÉRINE. Soumise à l'action du feu dans une cornue, elle se vaporise et se décompose en partie. Pro-

jetée sur des charbons ardents, elle s'enflamme et brûle à peu près de la même manière que les huiles.

GOMMES. Elles sont décomposées et donnent les produits des végétaux, plus une petite quantité d'ammoniaque. (Vauquelin.)

La **GRAISSE** est décomposée, et donne une huile qui se volatilise, de l'acide sébacique, etc. On n'a pu jusqu'à présent découvrir, dans ce produit obtenu des matières animales, la présence de l'azote. La graisse, exposée à la chaleur, répand une odeur âcre, suffocante, désagréable et très nuisible. Cet inconvénient est grave dans plusieurs industries; on l'évite en grande partie à l'aide d'un condenseur.

HUILES VOLATILES OU ESSENTIELLES. Elles peuvent être en partie distillées. Leur odeur assez forte, surtout quand on les chauffe, les fait reconnaître. Quand elles sont chaudes, elles s'enflamment facilement par le contact d'un corps en ignition, et brûlent en dégageant beaucoup de carbone, entraînant souvent une partie d'huile dont les propriétés sont modifiées; elles donnent les produits de la décomposition des végétaux.

HYDRATE D'ALUMINE. Formé de 100 d'oxide et de 52,67 parties d'eau; celle-ci à l'aide de la chaleur se dégage.

HYDRATE DE BARYTE. Il entre en fusion au-dessous de la chaleur rouge cerise. Il n'est point volatil.

HYDRATE DE CHAUX. Cet hydrate contient presque le quart de son poids d'eau; il n'abandonne cette

eau qu'à une haute température; alors il diminue de poids et de volume.

HYDRATE DE CHLORE. Il est très volatil ; sous la pression atmosphérique de 0,76, il se condense en une matière d'apparence butyreuse.

HYDRATE DE MAGNÉSIE. Il perd par la chaleur rouge l'eau qu'il contient et qui a été évaluée à 43,51 parties en poids, combinées avec 100 d'oxide de magnésium.

HYDRATE DE POTASSE. Il entre en fusion bien au-dessus de la chaleur rouge ; il attire l'oxigène de l'air en même temps que l'acide carbonique ; il laisse dégager de l'eau , devient d'un jaune verdâtre et passe à l'état de peroxide. Cette opération se fait dans un creuset d'argent ou de platine.

HYDRATE DE SOUDE. Il se comporte à peu près de la même manière que le précédent.

HYDRIODATE D'AMMONIAQUE. Il peut être sublimé en vaisseaux fermés , sans éprouver de décomposition. Si la chaleur est appliquée avec le contact de l'air , il est en partie décomposé ; alors il se colore. On peut le décolorer en ajoutant un peu d'ammoniaque.

HYDRIODATE DE BARYTE. Chauffé dans des vaisseaux fermés, même jusqu'à la chaleur rouge, il reste neutre, n'entre point en fusion. Si on lance dessus un courant d'air ou d'oxigène, il se manifeste des vapeurs d'iode, la matière devient alcaline. Voici ce qui se passe : l'hydriodate de baryte se transforme en eau et iodure de barium ; ce dernier, à une température élevée, ab-

sorbe de l'oxygène, il laisse dégager de l'iode et passe à l'état de sous-iodure.

HYDRIODATE DE CHAUX. Il entre en fusion à une température un peu au-dessus de la chaleur rouge, se transforme, lorsqu'on opère à vase clos, en iodure de calcium légèrement alcalin. Si au contraire on agit à vase ouvert, il y a dégagement de beaucoup d'iode; l'iodure se transforme en sous-iodure.

HYDRIODATE DE MAGNÉSIE. Chauffé au rouge dans des vases clos, il est décomposé; l'acide se volatilise. On obtient pour résidu de l'oxide de magnésium.

HYDRIODATE DE POTASSE. Il est converti par la chaleur en eau et iodure de potassium. Celui-ci se fond et se volatilise à la température rouge sans éprouver d'altération sensible, quoiqu'en contact avec l'air.

HYDRIODATE DE SOUDE. Il se transforme par l'action de la chaleur en eau et en iodure de sodium.

HYDRIODATE DE STRONTIANE. Il entre en fusion au-dessous de la température rouge et se transforme en iodure de strontiane légèrement alcalin si l'on opère à vase clos, ou en sous-iodure avec dégagement d'iode si l'on opère avec le contact de l'air.

HYDRO-CHLORATE D'ALUMINE. Soumis à l'action de la chaleur, il se fond, perd son acide et laisse pour résidu de l'alumine pure.

HYDRO-CHLORATE D'AMMONIAQUE. Soumis à l'action de la chaleur, il se sublime sans éprouver de décomposition, et sous forme de fumée blanche d'une odeur particulière. Si l'on fait sublimer ce sel avec une

feuille d'or, on obtient dans le col de la cornue une matière de couleur améthyste tirant sur le pourpre. Si l'on fait dissoudre ce produit dans l'eau distillée, on obtient une solution pourpre qui, par la filtration, est décolorée en laissant sur le filtre une poudre de la même couleur.

HYDRO-CHLORATE D'ANTIMOINE (PROTO-). Exposé à la chaleur, il se convertit en eau et en proto-chlorure très volatil. Le deuto-chlorure, dans les mêmes circonstances, laisse dégager beaucoup d'acide et fournit un résidu de couleur blanche et qui contient beaucoup d'oxide.

HYDRO-CHLORATE D'ARSENIC. Ce sel est liquide et très acide; lorsqu'on le chauffe, l'acide se dégage et l'oxide d'arsenic se précipite.

HYDRO-CHLORATE DE BARYTE, Chlorure de barium. Par l'action de la chaleur, il décrépité au feu, se dessèche; à une température très élevée, il se fond, mais quel que soit le degré de température auquel on l'expose, il ne se décompose pas.

HYDRO-CHLORATE DE BISMUTH. Il se décompose en fournissant de l'acide hydro-chlorique, de l'eau, un chlorure qui se sublime et un résidu fixe qui contient beaucoup d'oxide de bismuth.

HYDRO-CHLORATE DE CHAUX. Soumis à l'action de la chaleur, il se boursoufle, se fond et se dessèche. On doit le regarder alors comme un chlorure de calcium. Soumis à une violente chaleur, il perd une petite portion de son acide. Lorsqu'il a été chauffé aussi for-

tement, il acquiert la propriété de luire dans l'obscurité. Ce dernier caractère a été observé pour la première fois par Homberg; aussi lui a-t-on donné le nom de *phosphore de Homberg*.

HYDRO-CHLORATE DE CHRÔME. Chauffé fortement, il est décomposé. On obtient pour résidu l'oxide de chrome, très reconnaissable.

HYDRO-CHLORATE DE COBALT. Chauffé au rouge dans une cornue de verre, les parties seules de ce sel en contact avec le verre sont décomposées; il y a dégagement et de chlore et d'acide hydro-chlorique. Une partie du verre se colore en bleu, le surplus de l'hydro-chlorate se sublime et se condense sur les parois de l'appareil. La partie sublimée se dissout plus difficilement dans l'eau; cependant elle fournit une solution d'hydro-chlorate de cobalt.

HYDRO-CHLORATE DE FER (PROTO-). Desséché et soumis à l'action de la chaleur dans une cornue, il se transforme en eau et en proto-chlorure qui se sublime en petites paillettes blanches.

L'*hydro-chlorate de deutoxide* exposé à une chaleur rouge, se décompose; il y a dégagement de chlore, d'acide hydro-chlorique et d'eau, et formation de proto-chlorure qui se volatilise et se condense sous forme de paillettes.

HYDRO-CHLORATE DE MAGNÉSIE. Ce sel est décomposé par l'action de la chaleur. On obtient la magnésie pure en résidu.

HYDRO-CHLORATE DE NICKEL. Évaporé à siccité, il se

convertit en proto-chlorure. Celui-ci est d'un vert jaunâtre. Introduit dans une cornue et fortement calciné, il se divise en deux parties bien distinctes : l'une fixe est d'un vert olivâtre ; l'autre volatile, se sublime en petites paillettes brillantes d'une couleur jaune analogue à celle de l'or.

HYDRO-CHLORATE D'OR. Soumis à l'action d'une douce chaleur, il laisse dégager de l'acide hydro-chlorique ; par ce dégagement il passe en partie à l'état d'hydro-chlorate neutre, de couleur rouge foncé ; chauffé plus fortement encore, il abandonne une nouvelle quantité de chlore, et le métal est réduit.

HYDRO-CHLORATE DE PLATINE. Chauffé dans des vaisseaux clos, il se décompose, fournit du chlore et de l'acide hydro-chlorique ; on obtient du platine pour résidu.

HYDRO-CHLORATE DE PLATINE ET D'AMMONIAQUE. Chauffé dans un creuset, ce sel se décompose, l'hydro-chlorate à base d'ammoniaque se volatilise, et l'on obtient en résidu du platine métallique ayant une forme spongieuse.

HYDRO-CHLORATE DE STRONTIANE. Soumis à la calcination, il se transforme en eau et en chlorure, qui entre facilement en fusion.

HYDRO-CYANATES. Quelques-uns se transforment en cyanures, d'autres se décomposent par la chaleur. L'hydro-cyanate de fer laisse pour résidu de l'oxide de fer : cette propriété peut faire distinguer le bleu de Prusse de l'indigo, dont la couleur est à peu près semblable.

HYDRO-CYANATE D'AMMONIAQUE. Il est volatil. Lorsqu'on le chauffe, il se décompose cependant en partie, en laissant un résidu charbonneux.

HYDRO-CYANATE DE POTASSE. Chauffé en vases clos, il passe à l'état de cyanure de potassium. Il en est de même de l'hydro-cyanate de soude.

HYDRO-FERRO-CYANATES.

HYDRO-FERRO-CYANATE D'AMMONIAQUE. Exposé à l'action de la chaleur dans une cornue, il se divise en deux parties : l'une se sublime, l'autre se décompose et donne lieu à la formation du cyanure de fer. Celui-ci se décompose ensuite en gaz azote et en carbure de fer qui brûle lorsqu'on le chauffe jusqu'au rouge.

HYDRO-FERRO-CYANATE DE BARYTE. A 40°, il perd environ 15 pour 100 d'eau et se convertit en un double cyanure de fer et de barium. Chauffé jusqu'au rouge dans une cornue, il se décompose complètement. Il résulte de cette décomposition un dégagement de gaz azote, et pour résidu un mélange de cyanure de barium et de quadri-carbure de fer.

HYDRO-FERRO-CYANATE DE CHAUX. Exposées à l'action de la chaleur au bain de sable, 100 parties de ce sel perdent 49,61 d'eau de cristallisation, et il est converti en cyanure double ; celui-ci calciné avec le contact de l'air, laisse pour résidu des oxides de calcium, de fer, et du carbonate de chaux.

HYDROGÈNE. Mis en contact avec un corps en igni-

tion, une bougie allumée, il brûle avec le contact de l'air en donnant naissance à de l'eau. Il y a détonation quand le gaz est mélangé d'avance avec l'air. Si l'on mêle ce gaz avec l'oxygène dans les proportions convenables, la combustion qui s'opère à l'aide d'une bougie, donne lieu à une forte détonation.

HYDROGÈNE ARSENIÉ. Mis en contact avec un corps en ignition, il brûle avec une flamme bleue. Si le col du vaisseau dans lequel on opère la combustion est étroit, il s'y dépose de l'hydrure d'arsenic. Si l'on a mêlé à l'hydrogène de l'oxygène et qu'on opère sa combustion, il y a formation d'eau et d'acide arsenieux. Selon M. Stromeyer, l'hydrogène arsenié se liquéfie lorsqu'on l'expose à une température d'environ 30° au-dessous de 0.

HYDROGÈNE CARBONÉ (PROTO-). Allumé, il brûle avec une flamme de couleur jaune pâle, et en fournissant de l'eau et de l'acide carbonique, formé aux dépens de l'oxygène et de l'air.

HYDROGÈNE CARBONÉ (DEUTO-). Exposé à différens degrés de chaleur, il perd presque tout son carbone en augmentant successivement de volume. Il brûle avec une flamme bleuâtre et en donnant naissance à de l'eau et à de l'acide carbonique. Le mélange de ce gaz avec l'air atmosphérique, dans les proportions de $\frac{1}{4}$ au moins du volume de l'air, brûle en détonant au contact d'une flamme. Il en résulte de l'eau et de l'acide carbonique.

HYDROGÈNE QUADRI-CARBONÉ. Il fait partie du gaz

•

light obtenu de la décomposition des huiles. Sa combustion donne, dans les appareils ordinaires, deux fois plus de lumière que le gaz deuto-carboné, et contient deux fois autant de carbone. Comprimé sous une pression de 30 atmosphères, il se condense en une huile essentielle qui se met subitement en vapeur à la pression ordinaire.

HYDROGÈNE SULFURÉ. Il brûle avec le contact de l'air avec une flamme bleuâtre, en donnant lieu à de l'eau et à du soufre hydraté qui se dépose sur les parois du vase où s'est opérée la combustion.

INDIGO. Il se volatilise sous forme de vapeurs d'une belle couleur pourpre, qui se condensent si on leur présente un corps froid. Cette volatilisation est d'autant plus complète que l'indigo est plus pur; mais elle n'est jamais totale. (M. Chevreul.)

IODATE D'AMMONIAQUE. Les cristaux de ce sel mis sur des charbons rouges ou sur une lame de fer chauffée, détonent avec sifflement et répandent des vapeurs violettes (de l'iode), en laissant dégager du gaz azote et du gaz oxygène.

IODATE DE POTASSE. Projeté sur des charbons incandescens, comme le nitrate de potase, il en avive la combustion. Chauffé dans une petite cornue, il y a dégagement d'oxygène; le résidu est de l'iodure de potassium.

L'IODATE DE SOUDE se décompose par la chaleur. Il y a dégagement d'oxygène et formation de l'iodure de sodium.

L'IODE se volatilise sous forme de vapeurs violettes qui diffèrent de celles de l'indigo par la couleur, l'odeur et par la forme de lamelles que présente le produit de leur condensation. C'est à cette couleur violette qu'est dû le nom d'*iode* donné à cette substance.

LITHARGE. *V. Oxide de plomb.*

La MAGNÉSIE est infusible et indécomposable par la chaleur à tous les degrés : mêlée à d'autres oxides métalliques (la chaux, l'alumine), elle devient fusible.

Le MANGANÈSE est très réfractaire ; on peut cependant le fondre à 160° du pyromètre.

Le MERCURE est fluide à la température ordinaire de l'atmosphère ; il se solidifie de 39 à 40° au-dessous de zéro ; il entre en ébullition à 350° centig., et est susceptible de se réduire totalement en vapeur. La vapeur du mercure est plus légère que celle de l'éther. Si on la reçoit sur l'or et le cuivre, elle s'y condense et les blanchit. Les métaux blanchis par le mercure sont plus doux au toucher que les métaux argentés ; mais cette espèce d'argenture change bientôt de couleur, devient terne. Le mercure divisé et mêlé à des poudres donne lieu aux mêmes phénomènes : c'est un des moyens de reconnaître la présence de ce métal. Le mercure exposé à la chaleur avec l'air dans un vase de forme particulière (dont Boyle s'est servi le premier, et que l'on a nommé *Enfer de Boyle*), s'oxide, prend une couleur rouge, donne des cristaux qui sont plus ou moins gros, plus ou moins réguliers, suivant

que la température à laquelle s'est faite cette oxidation est plus égale ; ces cristaux, exposés à une plus haute température, perdent l'oxygène qu'ils avaient absorbé et passent de nouveau à l'état métallique. Il est très peu d'oxides métalliques susceptibles de présenter ce phénomène d'une manière aussi marquée. D'après des expériences de M. Vauquelin, cet oxide rouge de mercure est soluble dans 1500 parties d'eau environ, et la solution, qui est incolore, donne par refroidissement des cristaux en forme de lames jaunes-grisâtres. Cette solution est alcaline ; elle est précipitée par l'hydrogène sulfuré en flocons noirs. Exposée au contact de l'air, elle absorbe l'acide carbonique sans être précipitée. Elle a une saveur mercurielle.

Les MURIATES (*Hydro-chlorates*), celui d'ammoniaque excepté, sont considérés comme réduits en chlorure par l'action de la chaleur. Dans ce cas, l'oxygène de leur oxide se porte sur l'hydrogène de l'acide pour former de l'eau qui se dégage ; le chlore et le métal s'unissent (1). Le muriate de soude décrépite.

(1) C'est ici le lieu de rapporter ce qui est arrivé à l'un de nous : voulant s'assurer si les hydro-chlorates fondus étaient véritablement privés d'eau, il a traité les chlorures de sodium, de potassium et de calcium par l'acide borique fondu et tenu long-temps en fusion dans un creuset de platine. Ayant introduit dans une cornue le mélange d'acide borique sec et de chlorure fondu, ce mélange, chauffé, laissait dégager une très grande quantité d'un gaz qui avait toutes les propriétés du gaz acide hydro-chlorique. Ne pourrait-on pas inférer de ce fait, que les hydro-chlorates fondus qui présentent ces phénomènes ne peuvent être regardés comme des chlorures ? ou

Le NICKEL est susceptible de fondre à 160° du pyromètre de Wedgewood ; il se volatilise à une plus haute température. Pendant sa réduction, il se volatilise une partie du métal que l'on retrouve en grains attachés au couvercle du creuset. A la température rouge, il absorbe l'oxygène de l'air ; il résulte de cette combinaison un oxide d'un vert brunâtre. On peut constater l'action de l'oxygène en faisant arriver ce gaz dans un tube de porcelaine contenant ce métal chauffé au rouge.

NITRATES. Ces sels sont tous décomposés à une température plus ou moins élevée. Les uns donnent de l'oxygène et se transforment en nitrites. Si l'on continue de chauffer, on obtient de l'oxygène, du gaz azote, un peu d'acide nitreux et ils se convertissent en oxides. D'autres laissent dégager en même temps du gaz oxygène, du gaz acide nitreux, et laissent pour résidu un oxide. Enfin, d'autres perdent leur acide qui se volatilise sans se décomposer. (*V. les divers nitrates suivans.*)

NITRATE D'ALUMINE. Exposé à l'action de la chaleur, il est décomposé ; son acide se dégage, et l'on obtient pour résidu l'oxide d'aluminium.

NITRATE D'AMMONIAQUE. Soumis à l'action de la chaleur, il se liquéfie à une température d'environ 150°

bien encore que la quantité d'eau retenue par l'acide borique donne lieu à ce dégagement ? Cependant la quantité de gaz acide hydrochlorique dégagé nous a paru considérable.

centig. De 180° à 205 il entre en ébullition sans éprouver aucun changement ; au-delà de 232°, le sel se décompose peu à peu sans perdre son eau de cristallisation. Lorsque ce sel est à l'état de cristaux et non fondu, il peut être chauffé jusqu'à la température de 127° sans éprouver d'altération. De 135 à 150°, il se sublime lentement sans se liquéfier. Enfin, à 160° il se divise en deux parties, l'une qui se sublime, l'autre qui se décompose. Le caractère le plus important et auquel on peut reconnaître le nitrate d'ammoniaque, est celui de brûler avec flamme lorsqu'on le projette sur une lame de fer rouge, ou dans un creuset de platine chauffé au rouge ; dans ce cas, le nitratē est décomposé avec dégagement d'azote et de deutoxide d'azote, et de vapeur d'eau. Ce caractère a fait donner à ce sel le nom de nitre inflammable, *nitrum flammans*.

NITRATE D'ARGENT. Exposé à une chaleur d'environ 160° centig., il se boursoufle, perd son eau de cristallisation, éprouve ensuite la fusion ignée et se prend par refroidissement en une masse formée de cristaux radiés. Le nitrate d'argent ainsi fondu et coulé dans une lingotière, se solidifie en petits cylindres que l'on connaît sous le nom de *nitrate d'argent fondu* (*Pierre infernale*). Exposé à une température plus élevée, à la chaleur rouge, il se décompose et on obtient de l'argent métallique. Cette décomposition est très prompte lorsqu'on jette un petit fragment de nitrate d'argent sur un charbon incandescent.

NITRATE DE BARYTE. Mis sur les charbons ardents, il

décépité, éprouve une espèce de fusion et se dessèche. Chauffé dans un creuset, il éprouve la fusion ignée, se décompose et laisse pour résidu de l'oxide de barium (de la baryte) ayant une forme spongieuse. Si l'on dessèche doucement dans une capsule le nitrate de baryte, qu'on l'introduise dans une cornue de porcelaine à laquelle on adapte alors un tube de Welter dont l'extrémité va se rendre sous une cloche pleine de mercure, que l'on chauffe graduellement à la température rouge jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de dégagement de gaz nitreux et de gaz azote, mais seulement d'oxigène, on obtient en résidu du deutoxide de barium qui, traité par l'eau à 100°, fournit du gaz oxigène. (M. Quenesville fils.)

NITRATE DE CHAUX. Déliquescent; chauffé à une basse température, il éprouve la fusion aqueuse; à une température plus élevée, il se dessèche. Chauffé plus fortement, ce sel acquiert la propriété de luire dans l'obscurité.

NITRATE DE CINCHONINE. Le nitrate neutre concentré, se sépare sous forme de gouttelettes ayant l'apparence oléagineuse. Ces gouttelettes se figent par refroidissement, comme le ferait la cire. Recouvert de quelques lignes d'eau, ce sel absorbe peu à peu ce liquide sans se dissoudre; il donne naissance à des groupes de cristaux prismatiques réguliers.

NITRATE DE COBALT. Déliquescent; exposé à une forte chaleur, il se décompose en laissant pour résidu de l'oxide de cobalt.

NITRATE DE CUIVRE. Cristallise en parallélépipèdes allongés, d'une belle couleur bleue. Ces cristaux exposés à l'air, en attirent l'humidité; exposés à une chaleur de 38° centig., ils éprouvent la fusion aqueuse. Si l'on continue de chauffer, de l'eau et une partie de l'acide se volatilisent; le sel est converti en sous-nitrate. Les cristaux de ce nitrate, projetés sur des charbons ardents, détonent faiblement; mêlés avec du phosphore et soumis à une percussion à l'aide du marteau, ils ne produisent qu'un bruit très faible; enveloppés dans une feuille d'étain après avoir été humectés, ils agissent avec une très grande énergie sur ce métal. Il y a dégagement de deutocide d'azote, production de chaleur; la feuille métallique est lacérée en tous sens; très souvent elle s'enflamme et brûle avec production de lumière. (HIGGINS.)

NITRATE DE FER. Le pernitrate de fer soumis à l'action de la chaleur, se décompose; on obtient pour résidu de l'oxide d'une belle couleur rouge.

NITRATE DE GLUCINE. Chauffé fortement, il est décomposé; on obtient la glucine pour résidu.

NITRATE DE MAGNÉSIE. Déliquescent; à une température peu élevée, il éprouve la fusion aqueuse, se dessèche en une poudre blanche. Une température plus élevée le décompose; il y a dégagement de gaz oxigène, de deutocide d'azote, et l'on obtient de l'oxide de magnésium pour résidu.

NITRATE DE MERCURE. Mis sur des charbons ardents, il détone faiblement en donnant lieu à une flamme

vive, en répandant des vapeurs blanches ; celles-ci recueillies sur une lame de cuivre, la blanchissent. Soumis à l'action de la chaleur assez long-temps prolongée, dans une petite cornue ou dans une fiole, ce sel se décompose et laisse un résidu de couleur rouge, qui est l'oxide rouge de mercure (*le précipité rouge*).

NITRATE DE NICKEL. Soumis à l'action de la chaleur, ce sel se décompose, et l'on obtient pour résidu de l'oxide de nickel.

NITRATE D'OR. Il se décompose très facilement, en laissant de l'or métallique pour résidu.

NITRATE DE PLOMB. Ses cristaux, mis sur des charbons incandescens, décrépitent avec bruit en offrant des scintillations. Si l'on triture ce sel avec du soufre dans un mortier chauffé préalablement, une faible détonation est produite et le plomb est ramené à l'état métallique.

NITRATE DE POTASSE. Exposé à une forte chaleur, il éprouve la fusion ignée et se solidifie par refroidissement en une masse opaque, connue sous le nom de *cristal minéral*. Chauffé plus fortement encore (à la chaleur rouge), il se décompose en abandonnant d'abord de l'oxigène, puis du gaz azote. Maintenu assez long-temps à ce haut degré de température, sa décomposition est complète et l'on obtient de l'oxide de potassium pour résidu. Selon MM. Bridges et Richard Philips, en calcinant convenablement le nitre, on peut obtenir du protoxide de potassium. Cet oxide, mis en contact avec l'eau, s'y dissout en laissant dégager

du gaz oxygène que l'on peut recueillir. (V. le Journal de Chimie médicale, 1828, tome IV, page 381.)

NITRATE NEUTRE DE QUININE. Soumis à une douce chaleur, il se réduit, comme le nitrate de cinchonine, en gouttelettes d'apparence oléagineuse qui, recouvertes d'eau, fournissent peu à peu des cristaux prismatiques rhomboïdaux très courts, inclinés sur leur base et qui ne se prêtent pas à une division mécanique. Les cristaux fournis par le nitrate de cinchonine sont aussi des prismes inclinés sur leur base; mais celle-ci est parfaitement rectangulaire; deux des faces du prisme présentent un éclat nacré. Ces derniers se laissent parfaitement *cliver* et se divisent parallèlement aux faces nacrées.

NITRATE DE SOUDE. Il se comporte au feu comme le nitrate de potasse; mais il exige pour se fondre une plus haute température.

NITRATE DE STRONTIANE. Projeté sur les charbons ardents, il fuse; chauffé dans un creuset, il décrépite doucement et se fond ensuite; chauffé plus fortement (au rouge), il bouillonne, se décompose en laissant dégager du deutocide d'azote, de l'oxygène, et laisse pour résidu de l'oxide de strontium. Un cristal de ce sel mis dans la mèche d'une chandelle communique à la flamme une belle nuance purpurine.

NITRATE D'URANE. Exposé à l'action de la chaleur, il éprouve la fusion aqueuse, se dessèche, se convertit en sous-nitrate, et finit par se décomposer complètement en laissant pour résidu de l'oxide d'urane.

NITRATE DE ZINC. Chauffé, il se fond ; projeté sur les charbons, il détone avec émission de flamme rougeâtre ; soumis à la distillation, ce sel exhale des vapeurs rouges d'acide nitreux et prend une forme gélatineuse. Il est entièrement décomposé par une température élevée.

L'OR est fusible à 32° de Wedgwood ; chauffé à un plus haut degré de température, et tenu en fusion au contact de l'air, il se volatilise. Si l'on place au-dessus du vase où ce métal est fondu une lame d'argent, l'or s'y condense et cette lame se trouve dorée. La valeur de ce métal est très grande, aussi traite-t-on les suies des cheminées des orfèvres pour extraire une petite quantité d'or qu'elles contiennent.

ORPIMENT. *V. Sulfure d'arsenic.*

LES OXALATES sont décomposés comme les autres sels végétaux. Ceux de cuivre, d'argent et de mercure donnent de l'acide carbonique, de l'eau et du métal ; les oxalates de plomb, de zinc, donnent de l'oxide de carbone, de l'acide carbonique, de l'huile et un oxide moins oxidé que celui qui était combiné à l'acide oxalique. (Dulong.)

OXALATE D'AMMONIAQUE. Soumis à la distillation, il se décompose ; il y a formation de carbonate d'ammoniaque ; une portion de l'acide oxalique se sublime et se condense sur les parois de la cornue. On obtient du charbon pour résidu.

OXALATE DE BARYTE. Est décomposé par la chaleur ; il donne de l'eau, de l'acide carbonique, de l'oxide

de carbone, de l'acide acétique, de l'huile, de l'hydrogène carboné; le résidu est un sous-carbonate de baryte mêlé avec un peu de charbon.

OXALATE DE CHAUX. On obtient les mêmes produits gazeux et un sous-carbonate de chaux mêlé de charbon. Le sous-carbonate chauffé plus fortement peut être amené à l'état d'oxide de calcium (*chaux vive*).

OXALATE DE COBALT. Se décompose à l'aide de la chaleur, en laissant de l'oxide pour résidu.

OXALATE DE NICKEL. Se décompose en dégageant des produits gazeux, et en laissant pour résidu de l'oxide de nickel.

OXALATES DE POTASSE. Soumis à l'action de la chaleur, ils sont décomposés, fournissent des produits gazeux et laissent pour résidu du sous-carbonate de potasse.

OXALATES DE SOUDE. Se décomposent par l'action de la chaleur; outre les produits gazeux, on obtient du sous-carbonate de soude.

OXIDES. Les oxides présentent divers phénomènes : les uns, ceux qui ont peu d'affinité pour l'oxigène, sont réduits; d'autres absorbent une nouvelle quantité d'oxigène; enfin, d'autres encore sont ramenés à un état d'oxidation moindre. Les degrés de température influent beaucoup sur les combinaisons de l'oxigène avec les métaux : tel oxide peut absorber l'oxigène à un certain degré de température, et laisser dégager ce gaz à un degré de température plus élevé; l'oxide de mercure est dans ce cas.

OXIDES D'ANTIMOINE. Le *protoxide* entre en fusion au rouge-brun ; le liquide jaunâtre qu'il forme répand des fumées épaisses dans l'air ; par refroidissement, il se prend en une masse cristalline presque blanche, analogue à l'asbeste.

Le *deutoxide* n'est pas aussi fusible que le précédent ; il se volatilise à une température moins élevée, et fournit des cristaux blancs prismatiques. Le *tritoxide*, à une haute température, perd une partie de son oxygène et passe à l'état de deutoxide.

OXIDE D'ARGENT. Décomposable par la chaleur, qui le revivifie à une basse température.

OXIDE DE BISMUTH. Jaunâtre ; exposé à une haute température, il se fond et acquiert une couleur plus foncée ; à une chaleur moins forte que celle nécessaire à sa fusion, il se volatilise.

OXIDES DE COBALT. Le *protoxide* chauffé au rouge-brun, absorbe de l'oxygène et passe à l'état de *peroxide*.

Ce dernier, à une température plus élevée, abandonne une portion d'oxygène.

OXIDES DE CUIVRE. Le *protoxide* (jaune-orangé) est fusible : à une température plus élevée que la chaleur rouge, il se prend en une masse rougeâtre ; à une température moins élevée, il absorbe du gaz oxygène et passe à l'état de deutoxide. Le *deutoxide* (brun-noir) entre en fusion à une température plus élevée que la chaleur rouge ; mais il est décomposé, dégage de l'oxygène et se convertit en protoxide. Le *tritoxide* (jaunâtre) se décompose à une température

au-dessous de 100° ; il laisse dégager de l'oxygène et passe à l'état de deutoxide ; jeté sur les charbons incandescens, il en augmente à l'instant la combustion.

OXIDES D'ÉTAIN. Le *protoxide* (gris-brunâtre) chauffé avec le contact de l'air, brûle et se convertit en peroxide. Le *deutoxide* (blanc) est fusible à l'aide de la chaleur sans se décomposer ; fortement chauffé, il prend une couleur jaune.

OXIDES DE FER. Le *deutoxide* (noir) fusible à une haute température, absorbe de l'oxygène et passe à l'état de tritoxide. Le *tritoxide* (rouge-violet), fusible à une très haute température, est indécomposable par la chaleur.

OXIDES DE MANGANÈSE. Le *peroxide* (brun-noirâtre) est ramené par une forte chaleur à l'état de deutoxide ; il y a dégagement d'oxygène. Le *tritoxide* à une haute température abandonne une partie de son oxygène et passe à l'état de deutoxide ; chauffé seulement au rouge naissant, il paraît au contraire jouir de la propriété d'absorber l'oxygène. Selon Scheèle, si, lorsqu'il est divisé et porté à cette température, on le met en contact avec l'air, il y a développement de lumière. Le *deutoxide* (brun-rouge), à une température voisine du rouge-brun, absorbe le gaz oxygène et passe à l'état de peroxide.

OXIDES DE MERCURE. Selon M. Guibourt, il n'y a qu'un oxide de mercure que l'on puisse obtenir isolé, le protoxide n'existant que dans les sels (qui résultent de la combinaison de cet oxide avec les acides),

celui que l'on croyait avoir préparé n'étant qu'un mélange de mercure et de deutocide. Le *deutocide* (oxide rouge) exposé à l'action de la chaleur, est décomposé; on obtient et de l'oxigène et du mercure métallique; celui-ci se volatilise; il peut être condensé et recueilli à l'état métallique. (*V. Mercure*, chap. de la préparation.)

OXIDES DE NICKEL (brun). Cet oxide est très difficile à fondre; il est réductible par l'hydrogène à la chaleur de la lampe.

OXIDE D'OR. Il est facilement réductible à une température peu élevée: l'oxigène se dégage, et l'on obtient l'or divisé.

OXIDE D'OSMIUM. Un des plus faciles à reconnaître par son odeur analogue à celle du chlore. Cet oxide est très fusible, très volatil, réductible par la chaleur. Jeté sur des charbons incandescens, il active leur combustion et présente des phénomènes semblables à ceux que détermine le nitre dans les mêmes circonstances.

OXIDE DE PLATINE. Réductible par la chaleur; il laisse le métal pour résidu.

OXIDES DE PLOMB. Le *protoxide* (jaune), fusible un peu au-dessus de la chaleur rouge-brun; par le refroidissement, il cristallise en lames de couleur jaune; à l'aide d'une chaleur ménagée, il absorbe de l'oxigène et passe à l'état d'oxide rouge (minium). Le *deutocide* (rouge-jaunâtre); au-dessus de la chaleur rouge-brune, il se transforme en protoxide avec déga-

gement d'oxygène. Le *tritoxide* (oxide puce) passe à l'aide d'une chaleur rouge obscure à l'état de deutoxide; à l'aide d'une température plus élevée, il est ramené à l'état de protoxide (1).

OXIDES DE POTASSIUM. Le *protoxide* (potasse) est blanc, fusible à une température un peu supérieure à celle de la chaleur rouge, indécomposable par la température la plus élevée, à moins qu'on ne le mette en contact avec du fer; on obtient alors du potassium. Le *peroxide* est jaune; il diffère du précédent par cette couleur; il est fusible au-dessus du rouge-blanc; mis en contact avec l'eau, il est décomposé, perd une partie de son oxygène qui se dégage à l'état gazeux.

OXIDES DE SODIUM. Le *protoxide de sodium* (la soude) est fusible à une température assez élevée; il est indécomposable par la chaleur; mais il peut être décomposé par le fer et fournir du sodium. Le *peroxide* (jaune-verdâtre) est fusible à une chaleur plus forte que celle nécessaire pour fondre le protoxide; mis en contact avec l'eau, il se décompose avec dégagement d'oxygène; il reste une solution de protoxide de sodium.

OXIDES DE STRONTIUM. Le *protoxide* (blanc-grisâtre) jeté sur des charbons incandescens, n'en active pas la combustion, tandis que le *peroxide* (blanc brillant, nacré) dans les mêmes circonstances fait brûler

(1) Selon M. de Labillardière, il existe un quatrième oxide de plomb.

le carbone avec vivacité, à la manière des nitrates. Chauffé fortement, il se décompose, il laisse dégager de l'oxygène, et l'on obtient un résidu de protoxide de strontium.

OXIDE DE TELLURE (blanc). Fusible un peu au-dessous de la chaleur rouge.

OXIDE DE TUNGSTÈNE. Soumis à l'action de la chaleur, il s'enflamme, absorbe l'oxygène et se convertit en acide tungstique.

PHOSPHATES. Les phosphates sont indécomposables par la chaleur, à l'exception du phosphate d'ammoniaque et de ceux de ces sels qui résultent de l'union de l'acide phosphorique avec les bases salifiables végétales; mais ces sels sont peu connus.

PHOSPHATE D'AMMONIAQUE. Soumis à l'action de la chaleur dans un creuset, il se décompose; l'ammoniaque se dégage, l'acide phosphorique reste dans le creuset, sous forme vitreuse. Si l'on opère dans un vase de terre, l'acide n'est pas pur; il contient des substances terreuses qu'il a dissoutes.

PHOSPHATE DE BARYTE. Indécomposable au feu; à une très haute température, il se fond en un émail coloré en gris.

PHOSPHATE DE CHAUX. Inaltérable par l'action du feu; à une très haute température, il se convertit en un émail blanc, demi-transparent, analogue à la porcelaine.

PHOSPHATE DE CUIVRE (vert-bleuâtre). Chauffé au rouge, il perd son eau de cristallisation et acquiert

une couleur brune; à une violente chaleur, il se convertit en phosphure de cuivre.

PHOSPHATE DE MAGNÉSIE. Cristallisable en prismes hexaèdres, dont les côtés sont inégaux. Exposé à l'air, il perd son eau de cristallisation; à une chaleur modérée, il se réduit en poussière; à une très haute température, il se convertit en un verre transparent.

Le *phosphate ammoniaco-magnésien*, cristallise en petits prismes tétraèdres terminés par des pyramides irrégulières à deux faces. Chauffé doucement, il se réduit en une poudre blanche en laissant dégager de l'ammoniaque; à une haute température, il se convertit en un globule transparent.

PHOSPHATE DE PLOMB. Soumis à l'action de la chaleur, il se fond, et par refroidissement il se solidifie et offre un polyèdre régulier; porté à une chaleur rouge après l'avoir mêlé à du charbon, il y a décomposition, volatilisation du phosphate; le plomb passe à l'état métallique.

PHOSPHATE DE POTASSE. Fusible au chalumeau, il éprouve la fusion ignée et se convertit en globules transparens qui deviennent opaques lors du refroidissement.

PHOSPHATE DE SOUDE. Soumis à l'action de la chaleur, il se conduit comme le précédent, et au rouge-cerise il se réunit en globules transparens d'abord, mais qui, par refroidissement, deviennent opaques.

PHOSPHATE DE STRONTIANE. Soumis à l'action du

chalumeau, il se convertit en un émail blanc en émettant dans le même moment une lueur phosphorique.

PHOSPHITES. Les phosphites soumis à l'action de la chaleur, présentent les phénomènes suivans : 1°. ceux qui sont acides produisent une belle flamme jaune ; 2°. ceux qui sont neutres donnent naissance au même phénomène, mais il est moins intense ; 3°. ceux qui sont avec excès de base donnent lieu à ce phénomène, mais d'une intensité encore moins grande.

Soumis à l'action de la chaleur en vase clos, les sous-phosphites laissent dégager de l'hydrogène phosphoré et du phosphore en petite quantité, et quelle que soit la base du sous-phosphite, on obtient pour résidu un sous-phosphate d'un jaune fauve : cette couleur est inaltérable. Ce résidu est soluble dans les acides, à l'exception d'une petite quantité d'une matière rouge, qu'on a regardée comme de l'oxide de phosphore. Le phosphite neutre de potasse, soumis à la calcination, fournit un résidu jaune ; mais ce résidu, en contact avec les acides, se décompose avec effervescence et dégagement de gaz hydrogène phosphoré.

PHOSPHORE. Est fusible à 43° centigrades ; porté à une chaleur de 60° à 70°, et soumis à un refroidissement subit, il devient noir, ce qui n'arrive pas lorsqu'on le laisse refroidir lentement. Par un refroidissement modéré, il prend un aspect corné. La couleur noire qu'acquiert le phosphore a été attribuée à l'arrangement des molécules ; en effet, lorsqu'on

fait fondre ce corps ainsi coloré, il redevient incolore, et peut, par un refroidissement opéré de diverses manières, être coloré en noir ou avoir l'apparence cornée. Chauffé sans le contact de l'air, à une température plus élevée, il est susceptible de passer entièrement à la distillation; exposé au contact de l'air humide, à la température ordinaire, en morceaux isolés, il brûle lentement et forme de l'acide phosphatique ou *hypo-phosphorique*; à une température plus élevée, il brûle rapidement et donne lieu à un grand dégagement de chaleur et à la formation des acides phosphoreux et phosphorique. Cette combustion se faisant avec facilité, et souvent avant qu'on ait pu le prévoir, lorsque des morceaux de phosphore sont mis en masse et abandonnés à l'air libre, elle cause des accidens terribles, des incendies, des brûlures graves. On peut arrêter en partie la gravité de ces dernières, en mettant d'abord sur les brûlures occasionées par ce corps combustible des solutions étendues d'ammoniaque, de soude, de potasse, ou de carbonates alcalins, qui saturent l'acide formé pendant la combustion; cet acide, lorsqu'il n'est pas saturé, détermine une irritation extrêmement vive qui fait souffrir le malade.

PHOSPHURES. Ces combinaisons du phosphore avec des corps combustibles varient par leur degré de fusibilité; ils sont plus fusibles que le métal qu'ils contiennent, lorsque celui-ci est difficilement fusible, et moins fusibles au contraire, quand le métal est

très fusible. Plusieurs de ces combinés se décomposent en totalité ou en partie à une haute température; quelques-uns peuvent être distingués par l'examen des phénomènes qui se présentent.

PHOSPHURE D'ANTIMOINE. Décomposable par l'action de la chaleur. Exposé à l'action du chalumeau, on aperçoit une petite flamme verte; il y a aussi production de vapeurs blanches. (Pelletier.)

PHOSPHURE D'ARGENT. Décomposable à une haute température, le phosphore se volatilise et on obtient le métal.

PHOSPHURE DE BISMUTH. A une haute température il est décomposé.

PHOSPHURE DE COBALT. Décomposé à une haute température, on obtient pour résidu de l'oxide de cobalt.

PHOSPHURE DE CUIVRE. Exposé à l'air, il perd son éclat, noircit et tombe en morceaux. Si on lui fait subir un degré de chaleur suffisant, le phosphore brûle et le cuivre reste sous forme de scories noires.

PHOSPHURE D'ÉTAİN. Décomposable par la chaleur. Réduit en limaille et jeté sur des charbons, le phosphore brûle et laisse l'oxide pour résidu.

PHOSPHURE DE FER. Soumis à l'action de la chaleur, ce phosphore est décomposé. Le phosphore brûle, et l'on obtient pour résidu de l'oxide.

PHOSPHURE D'IODE. Il y a plusieurs combinaisons de l'iode avec le phosphore. La première, faite avec 1 de phosphore et 8 d'iode, est d'un rouge brunâtre;

8. .

elle est fusible à 100° , volatile à une température un peu plus élevée; mise en contact avec l'eau, elle la décompose en fournissant du gaz hydrogène phosphoré qui se dégage, et un liquide qui contient des acides phosphoreux et hydriodique. La seconde, composée de 1 partie de phosphore et de 16 d'iode, est noire, cristallisable, fusible à 29° , décomposant l'eau, fournissant de l'acide phosphoreux et de l'acide hydriodique incolore. La troisième, formée par l'union de 1 partie de phosphore et de 24 parties d'iode, est noire, fusible à 46° ; elle décompose l'eau en donnant lieu à une production de chaleur, et se transformant en acide phosphoreux et en acide hydriodique ioduré, qui se dissolvent dans le liquide et le colorent en brun-jaunâtre.

PHOSPHURE DE MERCURE. Il est peu consistant, se ramollit à la température de l'eau bouillante; exposé à l'air, il laisse exhaler l'odeur de phosphore; il se décompose à une température supérieure à celle de l'eau bouillante.

PHOSPHURE DE NICKEL. Décomposable par la chaleur, en laissant pour résidu de l'oxide de nickel.

PHOSPHURE D'OR. Se décompose par la chaleur: le phosphore se volatilise, on obtient l'or métallique pour résidu.

PHOSPHURE DE PLATINE. Décomposable en partie à une très haute température. Exposé au contact de l'air et de la chaleur, il se convertit en platine et en acide phosphorique.

PHOSPHURE DE PLOMB. Décomposable par une forte chaleur ; calciné avec le contact de l'air, on obtient un phosphate de plomb.

PHOSPHURE DE POTASSIUM. A une température élevée, il passe à l'état de proto-phosphate de potasse ; il décompose l'eau à la température ordinaire, en fournissant du protoxide de potassium qui se dissout dans ce liquide, et du gaz hydrogène phosphoré qui se dégage et brûle à la surface du liquide. Le phosphure de sodium se comporte de même ; mais l'examen du liquide, à l'aide du muriate de platine, démontre si la solution contient de la soude ou de la potasse.

PHOSPHURE DE SÉLÉNIUM. Très fusible et volatil lorsque le soufre ne prédomine pas ; mis en contact avec l'eau, il la décompose peu à peu, et donne lieu à de l'acide hydro-sélénique qui communique à ce liquide une odeur désagréable ; il y a production d'un acide à base de phosphore.

PHOSPHURE DE SOUFRE. Volatil lorsqu'on le chauffe suffisamment : la première partie qui passe à la distillation contient plus de phosphore. A une température peu élevée et en contact avec l'air, il se décompose ; il y a production d'acide phosphorique solide et de gaz acide sulfureux qui se dégage ; il y a développement de lumière et de chaleur. L'inflammation a aussi lieu lorsqu'on chauffe ce produit avec le contact de l'air.

PHOSPHURE DE ZINC. A une haute température, il brûle comme le ferait le zinc lui-même ; mis sur un

tas d'acier et frappé avec un marteau, il laisse exhiler une odeur de phosphore.

PIERRE A BATIR. *V. Carbonate de chaux.*

PIERRE A CAUTÈRE. *V. Oxide de potassium.*

PIERRE A PLATRE. Calcinée, elle jouit de la propriété de se durcir lorsqu'on en fait une pâte avec de l'eau.

PIERRE INFERNALE. *V. Nitrate d'argent.*

PLATINE. Exposé à l'action de la chaleur la plus violente, il n'éprouve pas de fusion. On est cependant parvenu à le fondre, mais en alimentant le feu à l'aide d'un courant de gaz oxygène. A l'état spongieux, le platine jouit de la propriété d'enflammer un jet de gaz hydrogène dans l'air; il peut aussi enflammer un mélange d'hydrogène et d'oxygène.

PLOMB. Fusible à 260°, il s'oxide et passe d'un degré d'oxidation inférieur à un degré plus avancé; il forme ainsi un protoxide, la *litharge*, ou le *massicot*, et un deutoxide, le *minium*. La température de fusion de l'*étain* a donné occasion d'unir ces métaux pour en former un alliage plus facile à fondre que le plomb et moins que l'*étain*, mais à des degrés différens de température, selon les quantités relatives des deux métaux, et d'autant plus difficile à fondre que la proportion d'*étain* est moins considérable. Cet alliage est destiné principalement à souder ensemble et à recouvrir la surface de plusieurs métaux. Cette soudure se sépare des lames qu'elle recouvre, à des degrés de température intermédiaires entre la fusion du

plomb et celle de l'étain. Les plombiers, les chaudronniers connaissent cette analyse pratique, et ils en font utilement l'application.

POTASSE. *V. Oxide de potassium.*

RÉALGAR. *V. Sulfure d'arsenic.*

RÉSINES. Elles se décomposent en donnant les produits des matières végétales; on obtient du charbon très divisé (noir de fumée), qui est entraîné par les produits de la combustion.

RHODIUM. Ce métal est infusible. M. Vauquelin ne l'a pas fait fondre, même en employant un courant d'oxygène, moyen qui avait réussi pour opérer la fusion du platine.

SÉLÉNIUM. Solide à la température ordinaire de l'atmosphère, il se ramollit à 100°; à quelques degrés au-dessus, il se fond complètement; si on le retire du feu, il est mou, et si on le malaxe dans cet instant, on reconnaît qu'il peut se pétrir comme de la cire d'Espagne et être amené par extension en fils qui paraissent d'une couleur rouge lorsqu'ils sont vus par transmission; gris et d'un brillant métallique, lorsqu'ils sont vus par réflexion. Chauffé dans une cornue de verre, son ébullition a lieu au-dessus de la chaleur rouge; il se transforme ensuite en un gaz d'un jaune foncé, qui va se condenser dans le récipient sous forme de gouttelettes noires. Lorsque la température est assez élevée pour que le gaz se rende de suite dans des récipients où il puisse se solidifier instantanément, il en résulte une fumée de couleur rouge

qui n'a pas d'odeur. Cette fumée, en se condensant, fournit un produit qui a de la ressemblance avec la fleur de soufre.

SODIUM. Fusible à 90°. Au moment où il entre en fusion, la combustion s'opère avec le contact de l'air; il y a formation d'oxide de *sodium*.

SOUFRE. Ce corps, suivant les divers degrés de température qu'il éprouve, présente des phénomènes particuliers. A la température de 25 à 30 degrés (à la chaleur de la main, par exemple), il fait entendre un cri particulier, il éclate et se brise en morceaux; à 108° centigrades, il se fond et acquiert une couleur rouge-hyacinthe, qui varie d'intensité : cette couleur est due à un commencement d'oxidation (1). Par un refroidissement lent, il cristallise. Tenu en fusion pendant quelque temps, et coulé dans l'eau, il reste dans un état de mollesse qui permet de le malaxer : cette propriété dure un certain temps, qui peut être assez long pour qu'on puisse prendre des empreintes avec ce soufre semi-solide. A une température plus élevée, il entre en ébullition, se volatilise et se condense sous forme de flocons jaunes légers, auxquels on a donné le nom de *fleurs de soufre*. A 150°, avec le contact de l'air, il brûle avec une flamme bleue, et donne

(1) Des expériences faites à cet effet ont démontré la présence de l'oxigène; mais nous n'avons pu encore déterminer exactement la quantité d'oxigène contenue dans ce soufre, qui a déjà subi un commencement d'oxidation.

lieu à de l'acide sulfureux (1), que son odeur pénétrante, très sensible, même lorsqu'on fait brûler le peu de soufre qui est placé aux extrémités des petits morceaux de bois connus sous le nom d'*allumettes*, fait reconnaître. Il a la propriété de suffoquer, d'exciter la toux. On se sert de la facilité qu'a ce corps de se volatiliser pour apprécier la quantité de soufre pur contenue dans le soufre brut du commerce. Beaucoup de négocians estiment le soufre au coup d'œil, c'est-à-dire suivant sa couleur, son poids, sa forme (terne ou cristalline). On conçoit que ces caractères ne peuvent donner des indices certains, et en effet, il arrive fréquemment que le soufre auquel on a donné la préférence est le moins riche en soufre réel. Le prix de cette substance devrait toujours être déterminé par l'un des essais que nous allons indiquer.

Le premier procédé, le plus simple, est à la portée de tout le monde : on pulvérise un échantillon commun pris dans vingt endroits différens du tas de soufre dont on veut apprécier la valeur, on en pèse exactement une quantité quelconque, 100 grammes, par exemple; on le dessèche à l'étuve, sur un bain de sable, ou sur la table d'un poêle. On reconnaît la perte qu'il a éprouvée par l'évaporation de l'eau qu'il

(1) Il y a, pendant la combustion du soufre dans l'air libre, formation d'une petite quantité d'acide sulfurique; on n'a donné jusqu'ici, sur la formation de cet acide, aucune théorie.

contenait ; nous supposons qu'elle soit égale à 4 centièmes (elle est quelquefois plus considérable) ; on opère la combustion complète des 96 de soufre dans une capsule de terre cuite, ou de platine, placée sur des charbons ardents et à l'air libre, sans élever la température jusqu'au rouge-brun. Après le refroidissement, on pèse le résidu de la combustion et l'on ajoute le poids trouvé à celui perdu par la dessiccation. Si, par exemple, le poids du résidu est égal à 5 grammes, en additionnant ces 5 grammes avec les 4 grammes perdus par la dessiccation, on aura une perte égale à 9 grammes. On pourra conclure de cette expérience que le soufre essayé contenait au plus 100—9 ou 91 centièmes de soufre pur ; mais il serait possible qu'il en contînt moins encore. En effet, quelques matières étrangères peuvent être altérées pendant la combustion du soufre, de manière à diminuer le poids que formerait le résidu (1). Si l'on veut obtenir des résultats plus exacts, on pourra suivre le procédé suivant.

On prend un poids donné de soufre, on l'introduit dans une petite cornue de verre ; on adapte à la partie inférieure de la cornue un ballon surmonté d'un tube de sûreté, dont on fait plonger l'extrémité dans l'eau ; on lute les jointures ; on chauffe la cornue

(1) Comme le soufre sec ne contient que très peu de matières étrangères combustibles ou susceptibles de diminuer de poids par la chaleur, l'erreur serait très légère.

pour volatiliser le soufre. Quand toutes les parties volatiles sont passées, on arrête le feu, on laisse refroidir l'appareil, on le délute ensuite, on coupe la panse de la cornue et l'on recueille le résidu, que l'on pèse; on détermine séparément le poids du soufre. On voit par les rapports obtenus quel était le degré de pureté de ce corps.

Le meilleur procédé consiste à peser les vases avant l'opération, puis à les peser après avoir coupé la cornue pour enlever le résidu, qu'on pèse à part.

STÉARINE. Fusible à 44° , à l'aide de la chaleur : dans le vide, elle se volatilise sans se décomposer; soumise à l'action de la chaleur à la manière ordinaire, et dans une cornue, elle se vaporise et se décompose en partie, en fournissant du gaz hydrogène carboné, des acides acétique, carbonique, sébacique, margarique, oléique, des huiles colorées mêlées d'une matière très odorante; on obtient en outre de l'eau et du charbon. Chauffée à un certain degré, elle prend feu avec le contact de l'air.

SUBÉRATES. Exposés à l'action de la chaleur, ils se décomposent : une partie de l'acide décomposé donne des produits analogues à ceux qu'on obtient de la décomposition des matières végétales, et à des cristaux qui sont de l'acide subérique échappé à la décomposition.

SUBLIMÉ CORROSIF. *V. Deuto-chlorure de mercure.*

SUBSTANCES ANIMALES. Elles se décomposent ; leurs élémens, l'hydrogène, l'oxigène, le carbone et l'azote, se combinent dans des proportions nouvelles pour former de l'eau, de l'huile, de l'ammoniaque, en partie libre et en partie à l'état de sous-carbonate et d'hydro-cyanate. Pour constater si un corps contient de l'azote, il faut introduire ce corps dans un tube de verre fermé par un bout, puis le chauffer, en ayant soin de placer à l'extrémité ouverte de ce tube un morceau humide de papier de tournesol rougi par un acide : si ce papier, mis en contact avec les vapeurs résultantes de la décomposition du corps dont on cherche la nature, passe à la couleur bleue, on peut être assuré de la présence de l'azote qui entre dans la composition de l'ammoniaque, et par conséquent que ce corps est animalisé. Il arrive cependant quelquefois que la quantité d'azote contenue dans le corps soumis à cet essai est trop peu considérable pour donner naissance à la quantité d'ammoniaque nécessaire pour saturer les acides qui se forment en même temps (c'est ce qui a lieu pour certaines matières végétales azotées) ; dans ce cas, pour s'assurer s'il n'y a pas eu d'ammoniaque formée, il faut traiter le produit de la distillation par la potasse caustique, observer si ce mélange est suivi d'un dégagement d'ammoniaque, ce qui a lieu si cet alcali est combiné avec un acide. On reconnaît l'ammoniaque libre, 1°. à son odeur, 2°. aux vapeurs blanches qu'elle produit lorsqu'elle est en contact avec l'acide nitrique

ou hydro-chlorique affaibli (1). On peut encore démontrer la présence de l'ammoniaque dans une substance, en introduisant le produit soupçonné contenir cet alcali dans une cornue avec de l'eau et un excès d'alcali, soumettant ce mélange à la distillation : si l'eau distillée obtenue contient de l'alcali volatil, elle est alcaline, bleuit le papier de tournesol rougi, verdit les papiers bleus de mauves, de dalhias, etc. ; saturée par un acide, et évaporée, elle donne lieu à un sel à base d'ammoniaque ; enfin, elle précipite en blanc le proto-nitrate de mercure (2).

SUBSTANCES VÉGÉTALES. Toutes sont solides ou liquides à la température ordinaire. Leurs autres propriétés physiques varient. Plusieurs sont volatiles et entrent en ébullition : telles sont l'alcool, l'éther et les huiles essentielles ; d'autres se vaporisent facilement dans les différens gaz : de ce nombre sont le camphre, l'acide benzoïque, l'acide oxalique, l'acide gallique. Soumises à la distillation, les premières n'éprouvent aucune altération ; les secondes se décomposent et se volatilisent en partie ; les troisièmes se décomposent complètement, en fournissant un grand

(1) Ces vapeurs sont le résultat de la combinaison de l'acide et de l'ammoniaque (nitrate et hydro-chlorate), qui se précipite dans l'air, en absorbant l'eau qui y était contenue en vapeurs invisibles.

(2) Dans le cas où la substance essayée contiendrait trop peu d'azote pour qu'on pût reconnaître la formation de l'ammoniaque par les réactifs, il faudrait l'essayer par sa combustion à l'aide de l'oxide de cuivre. (V. l'analyse des matières organiques.)

nombre de produits, qui sont de l'eau, du gaz acide carbonique, de l'acide acétique, du gaz oxide de carbone, de l'huile plus ou moins colorée et plus ou moins épaisse, du gaz hydrogène carboné, du charbon pour celles qui ne contiennent pas d'azote; ces dernières fournissent en outre de l'acide hydro-cyanique, de l'ammoniaque et du gaz azote. A une très haute température, toutes se décomposent, en fournissant principalement du gaz oxide de carbone, du gaz hydrogène carboné et du charbon.

SUCRE. Le *sucre* se décompose, et donne les mêmes produits que les autres matières végétales; quelquefois il laisse un charbon qui contient une certaine quantité de chaux provenant des opérations qu'on lui a fait subir pendant le raffinage. Un sucre qui laisserait un tel charbon ne devrait pas être employé, en Pharmacie, pour préparer indistinctement tous les sirops; il verdrait celui de violettes, de pensées, etc. Le sucre doit contenir maintenant moins de chaux, parce qu'on ne se sert plus guère de ce produit dans l'opération du raffinage, surtout depuis que l'on emploie avec succès le charbon animal pour décolorer les sirops.

SULFATES. Ces sels présentent divers phénomènes. Les uns n'éprouvent aucune décomposition et perdent seulement leur eau de cristallisation. Le sulfate de chaux est dans ce cas : sa force de cohésion est détruite; de transparent qu'il était, il devient blanc, opaque, pulvérulent, susceptible de former avec l'eau une pâte qui se prend et se solidifie presque immédiatement (le

plâtre). Il est une espèce de sulfate de chaux (sulfate de chaux anhydre) qui ne jouit pas de cette propriété.

D'autres sulfates se décomposent en partie : l'alun à base de potasse perd de l'eau et une portion de son acide sulfurique ; il est converti en un sel avec excès de base, nommé *sous-sulfate* ; l'alun à base d'ammoniaque perd non-seulement une portion de son acide , mais encore tout le sulfate d'ammoniaque qu'il contenait ; il reste de l'alumine. Enfin, un grand nombre d'autres sulfates se décomposent et abandonnent leurs oxides. L'art d'obtenir l'acide sulfurique glacial est fondé sur la propriété qu'a le per-sulfate de fer, de se décomposer au moyen de la chaleur : l'acide sulfurique, qui est séparé de l'oxide de fer avec lequel il était combiné, passe dans des vases destinés à le recueillir. C'est à Nordhausen, en Saxe, que l'on fait cette opération ; l'acide qui en résulte est très estimé pour dissoudre l'indigo. On se sert aussi du calorique pour séparer le sulfate de fer du sulfate de manganèse, et obtenir l'un des oxides métalliques ; mais cette séparation n'est pas facile à opérer. Pour l'obtenir, on introduit dans un creuset les sulfates de fer et de manganèse, et l'on calcine de manière à décomposer le sulfate de fer seulement. Il faut, pour y parvenir, que la chaleur soit modérée et son action long-temps continuée. Si l'on ne chauffe pas assez, une partie du sulfate de fer n'est pas décomposée ; si au contraire on chauffe trop fortement, il y a du sulfate de manganèse qui est décomposé.

On se sert de ce procédé lorsqu'on a obtenu un précipité composé d'oxide de fer et de manganèse : on convertit ces oxides en sulfates, et on leur fait subir la calcination ; lorsqu'elle a été suffisamment prolongée, on retire le creuset du feu, on lave le produit calciné, on filtre la solution. L'oxide de fer reste sur le filtre et le sulfate de manganèse reste en dissolution ; on le fait sécher, ou bien on précipite l'oxide pour apprécier sa quantité.

SULFATE D'ALUMINE. Soumis à l'action de la chaleur, il perd son eau de cristallisation et se réduit en poussière ; à une plus haute température, il se décompose complètement ; l'acide se volatilise, l'oxide reste dans le vase où s'est faite la calcination.

SULFATE D'ALUMINE ET D'AMMONIAQUE. Soumis à la calcination, il est décomposé. L'ammoniaque et l'acide se volatilisent, l'oxide d'aluminium reste dans le creuset de platine, à l'aide duquel on a opéré la calcination.

SULFATE D'ALUMINE ET DE POTASSE, *Alun*. Pris en cristaux et exposé à l'action d'une douce chaleur, il éprouve la fusion aqueuse et se convertit en un liquide qui se prend en masse par refroidissement, et qui est connu sous le nom d'*alun de roche* ; à une température plus élevée, il perd son eau de cristallisation, se soulève, se boursoufle considérablement, prend la forme de champignons, devient blanc, opaque, très cohérent, susceptible de résister pendant quelque temps à l'action de l'eau ; à cet état, on

lui a donné le nom d'*alun calciné*; à une température plus élevée encore (à la chaleur rouge), il laisse dégager du gaz oxygène, du gaz acide sulfureux, qui entraîne de l'acide *sulfurique anhydre*, et il laisse pour résidu du sulfate de potasse et de l'alumine.

SULFATE D'AMMONIAQUE. Exposé à l'action de la chaleur, il perd une partie de sa base, même à une température qui n'excède pas 100° centigrades; il passe alors à l'état de sulfate acide, décrépité légèrement. A une chaleur voisine du rouge-cerise, il se décompose entièrement, en donnant lieu à un dégagement de gaz azote, de vapeur d'eau, et à du sulfite d'ammoniaque qui se dégage sous forme de fumées blanches. Ce sel, comme ceux d'ammoniaque, mis en contact avec la soude ou la potasse, se décompose avec dégagement d'ammoniaque gazeux.

SULFATE AMMONIACO-MAGNÉSIEN. Soumis à l'action de la chaleur, il est décomposé, en laissant pour résidu de la magnésie; il fournit des produits gazeux analogues à ceux qu'on obtient lorsqu'on calcine le sulfate d'ammoniaque simple.

SULFATE D'ARGENT. Exposé à l'action de la chaleur, il se fond d'abord, se décompose ensuite, en fournissant de l'acide sulfureux et de l'oxygène qui se dégagent, et l'argent métallique qui reste dans le vase qui a servi à la calcination. On emploie un vase de porcelaine pour calciner ce sel.

SULFATE DE BARYTE. A une température très élevée, il éprouve la fusion ignée, mais il n'est pas décomposé.

Calciné avec du charbon, il est converti en sulfure. Réduit en poudre et amené en plaques minces après avoir été mêlé à de l'eau et de la farine, puis chauffé fortement, on obtient le produit connu sous le nom de *phosphore de Bologne*, qui luit dans l'obscurité.

SULFATE DE CADMIUM. Exposé au degré de température du rouge naissant, il n'est pas décomposé; il ne laisse dégager son acide qu'à une température très élevée. Si l'on continue de chauffer, on parvient à le décomposer complètement; si l'on arrête l'opération au moment où une partie de l'acide se dégage, on obtient un sous-sulfate qui se présente sous forme de paillettes.

SULFATE DE CHAUX CRISTALLISÉ. Soumis à l'action d'une forte chaleur, il perd sa transparence, et il finit par se convertir en un émail de couleur blanche.

SULFATE DE CUIVRE. Exposé à l'action de la chaleur, il éprouve la fusion aqueuse, devient blanc (1). Si l'on continue la calcination, on peut le décomposer entièrement: on obtient pour résidu de l'oxide noir de cuivre.

SULFATE DE FER. Lorsqu'on chauffe ce sel, il se fond, perd peu à peu son eau de cristallisation, acquiert la couleur blanche. A une température plus élevée, l'acide s'en dégage, et l'on obtient pour résidu une poudre rouge à laquelle on a donné le nom de *colcothar*;

(1) Cette poudre blanche, mise en contact avec l'eau, fournit de nouveau un sel de couleur bleue.

c'est un mélange de per-sulfate et de tritoxide de fer. Si la calcination est continuée dans un vase distillatoire, on obtient, 1°. de l'eau acidulée; 2°. ensuite un acide très fort et fumant, et qui, dans le commerce, est connu sous le nom d'*acide sulfurique de Nordhausen*.

SULFATE DE MAGNÉSIE. Il s'effleurit à l'air; soumis à l'action du feu, il éprouve la fusion aqueuse, perd son eau de cristallisation et se réduit en poudre. Au chalumeau, il se fond difficilement en un globule vitreux, opaque. (Bergman.)

SULFATE DE MANGANÈSE (PROTO-). Se décompose à une température supérieure au rouge-cerise, en donnant lieu à un dégagement d'acide sulfureux et d'oxygène, et en laissant de l'oxide pour résidu.

SULFATES DE MERCURE. Il y a plusieurs sulfates à base de mercure. Ces sels sont tous décomposés à l'aide de la chaleur. Si l'opération se fait dans un creuset, il y a vaporisation du métal: si le mercure est reçu sur des lames de cuivre ou d'or, il les blanchit.

SULFATE DE PLATINE. Évaporé jusqu'à siccité et soumis à une température inférieure à celle du rouge-cerise, il y a dégagement d'acide sulfurique et d'oxygène; le platine est ramené à l'état métallique.

SULFATE DE TELLURE. La solution de ce sel, soumise à l'action de la chaleur, est décomposée: de rouge cramoisi qu'elle était, elle devient incolore; le métal est précipité sous forme d'une poudre blanche.

SULFATE D'URANE. Ce sel cristallisé, chauffé jusqu'au rouge, perd $\frac{14}{100}$ de son poids. Si la température est portée plus haut, l'acide se dégage, et l'on obtient pour résidu de l'oxide d'urane.

SULFITES. Ces sels, soumis à l'action de la chaleur, se conduisent différemment selon leur nature. 1°. Si l'on expose à l'action de la chaleur un sulfite dont la base a beaucoup d'affinité pour l'acide sulfurique, par exemple, la potasse, la soude, la magnésie, ce sulfite abandonnera une partie de soufre et passera à l'état de sulfate avec excès de base. Si le sulfite est avec excès d'acide, il y aura en outre dégagement d'acide sulfureux; 2°. si l'oxide du sulfite a peu d'affinité pour l'acide, ce dernier se dégage, et l'on obtient pour résidu ou l'oxide ou le métal réduit.

SULFURES. Ces combinaisons sont en général plus fusibles que les métaux qui en font partie, quand ceux-ci ne se fondent qu'au-dessus ou à la chaleur rouge; ils le sont moins dans le cas contraire. Plusieurs sulfures sont volatils, même à une température inférieure à la chaleur rouge; de ce nombre sont les sulfures d'arsenic et de mercure. D'autres ne se volatilisent pas; parmi ces derniers, il en est un grand nombre que la chaleur peut décomposer, du moins en partie.

SULFURE D'ANTIMOINE. Exposé à l'action de la chaleur en vase clos, il entre en fusion à une température moindre que celle exigée pour la fusion du métal. Chauffé avec le contact de l'air, il absorbe de

l'oxygène; le soufre brûle avec dégagement d'acide sulfureux; on obtient pour résidu de l'oxide d'antimoine.

SULFURE D'ARGENT. Soumis à l'action de la chaleur en vase clos, il se fond à une température moins élevée que l'argent. Exposé à une forte chaleur avec le contact de l'air, il se décompose avec production d'acide sulfureux; on obtient l'argent à l'état métallique.

SULFURE DE BISMUTH. Moins fusible que le bismuth. A l'aide de la chaleur, il se décompose en fournissant de l'acide sulfureux qui se volatilise, et de l'oxide de bismuth.

SULFURE DE CUIVRE. Il est décomposé à une haute température avec le contact de l'air, comme le précédent, en laissant pour résidu de l'oxide de cuivre. Il en est de même du sulfure d'étain.

SULFURE DE MERCURE. Soumis à l'action de la chaleur, avec le contact de l'air, le soufre brûlé donne naissance à de l'acide sulfureux; le mercure est ramené à l'état métallique; il se volatilise.

SULFURE DE PLATINE. Soumis à l'action de la chaleur, dans un vase clos, il se fond et n'éprouve aucune altération. Calciné à vase ouvert, le soufre passe à l'état d'acide sulfureux; le platine est ramené à l'état métallique, et il forme le résidu qu'on trouve dans le vase où s'est faite la calcination.

SULFURE DE ZINC. Soumis à l'action de la chaleur, il est moins fusible que le zinc; à une haute tempéra-

ture, il se décompose en fournissant de l'acide sulfureux, volatil et de l'oxide de zinc fixe.

TARTRATES. Soumis à l'action de la chaleur, ces sels se comportent comme tous les autres sels végétaux. Ceux qui sont avec excès d'acide répandent une odeur particulière, analogue à celle du caramel; ils donnent un peu d'acide pyro-tartrique.

TARTRATE D'ANTIMOINE ET DE POTASSE, Émétique. Exposé à l'action de la chaleur, il se décompose, en donnant lieu à divers produits volatils et à un résidu formé d'antimoine et d'oxide de potassium.

TELLURE. Ce métal est fusible à un degré de température qu'on évalue à 324° centigrades. Il se recouvre, en passant de l'état de liquide à l'état solide, de petites aiguilles cristallines. A une température plus élevée, il bout, s'évapore et se condense en globules qui s'attachent aux parois supérieures de la cornue. A l'air libre, il brûle avec une flamme d'un bleu vif, en répandant une odeur de raifort (cette odeur, selon M. Berzélius, est due à une certaine quantité de sélénium qui se trouve unie au tellure). Le tellure fondu présente en se refroidissant une surface étoilée.

TITANE. Est infusible. Dans les nombreuses expériences que MM. Vauquelin et Laugier ont faites, quelque degré de chaleur qu'ils aient fait subir à ce métal, au moyen de forges construites de manière à verser rapidement de l'air sur le combustible et à augmenter l'intensité de la chaleur, ces chimistes n'ont obtenu que quelques points métalliques de cou-

leur jaune d'or, mais jamais ils n'ont pu obtenir de culot métallique.

TUNGSTÈNE. Exige pour être fondu une température égale à 70° du pyromètre de Wedgewood ; il est susceptible de cristalliser en se refroidissant ; on l'obtient le plus souvent en grains agglutinés les uns aux autres.

L'URANE à 170° du pyromètre acquiert une forme métallique poreuse ; on n'a pu jusqu'à présent l'obtenir fondu. Chauffé avec le contact de l'air, il s'oxide et acquiert une couleur noire.

VÉRATRINE. Soumise à l'action de la chaleur, elle se fond à 50° ; par le refroidissement, elle se prend en une masse blanche qui ressemble à de la cire. A une plus haute température, elle se décompose et fournit des produits analogues à ceux qu'on obtient des matières végéto-animales.

VERT DE SCHEÈLE. Exposé à l'action du feu, il répand une odeur d'arsenic très prononcée ; il laisse un résidu brun, composé de deutoxide de cuivre.

Le **ZINC** est fusible à 360° centigrades ; si l'on augmente la chaleur, on peut le distiller. Cette opération doit se faire dans des vaisseaux fermés. Il est susceptible, quand il a été fondu, de cristalliser en se refroidissant. Chauffé au rouge et tenu en fusion avec le contact de l'air, il brûle en produisant une flamme d'un vert-jaunâtre ; il donne alors un oxide blanc floconneux, que les anciens chimistes nommèrent, à cause de sa légèreté, *nihil album*, *lana philosophica*, etc.,

(Dioscorides). On connaît aujourd'hui sous le nom de *fleurs le zinc*, l'oxide qui se forme pendant la volatilisation du métal. (L'oxide de zinc formé est fixe.)

Nous avons borné là l'examen des phénomènes que l'on observe pendant la réaction de la chaleur sur quelques-unes des substances prises dans les trois règnes. Ces phénomènes, comme on l'a vu, peuvent servir à caractériser la plupart de ces substances.

CHAPITRE III.

PREMIÈRE PARTIE.

Des Corps combustibles simples non métalliques.

BROME.

HYDROGÈNE.

CARBONE.

IODE.

CHLORE.

PHOSPHORE.

LE BRÔME.

Ce produit, découvert en 1826 par M. Ballard, a été indiqué comme pouvant servir de réactif.

Il peut faire reconnaître l'acide hydriodique : mis en contact avec cet acide, il le décompose, s'unit à l'hydrogène de cet acide, forme de l'acide hydro-bromique; l'iode mis à nu se précipite, on peut ensuite le séparer du liquide où il a été précipité.

Le brôme peut, selon M. Donné, faire reconnaître plusieurs alcalis végétaux. Pour cela, on place une petite quantité de brôme dans une capsule de verre et l'on introduit cette capsule sous une cloche de verre; on place aussi sous le même vase de petites cartes dont les bords sont relevés, et dans lesquelles on place un grain ou deux de ces alcalis; on abandonne ensuite l'appareil à la tempé-

rature ordinaire jusqu'au lendemain ; alors ces alcalis ont pris des couleurs qui leur sont particulières.

La morphine devient d'un beau jaune serin ; la brucine passe à la couleur tabac d'Espagne ; la narcotine acquiert une couleur jaune, tirant un peu sur le rouge. On doit avoir la précaution d'entourer la cloche de sable, afin que le brôme ne puisse pas s'évaporer et se répandre au dehors de l'appareil. Si les alcalis végétaux dont nous venons de parler sont cristallisés, les nuances sont un peu différentes, mais le fond de la couleur est le même.

Le brôme jouit de la propriété de précipiter les solutions alcalines végétales en jaune serin, couleur qui disparaît ensuite. On doit cependant excepter la brucine, qui fournit une belle couleur rouge qui ne s'efface plus. M. Donné a retrouvé cette même couleur après avoir mêlé une petite quantité de brucine à des substances alimentaires (1).

Le brôme peut aussi être employé pour faire reconnaître l'amidon. Mis en contact avec cette substance, il y a production d'une couleur cramoisie très intense qu'on peut distinguer facilement de la couleur bleue déterminée par l'iode (2).

(1) Le travail de M. Donné n'étant pas achevé, nous aurons soin de faire connaître dans un appendice à la suite de cet ouvrage, des nouvelles recherches que l'auteur nous fait espérer, et qui ne peuvent manquer d'être très intéressantes.

(2) M. Pomier, pharmacien de Salins, qui, le premier, a fait reconnaître ce fait, pense qu'on a pu confondre, dans les analyses des eaux minérales, l'iode avec le brôme.

CARBONE.

Le carbone (ou *charbon*) est employé pour enlever l'oxygène aux oxides, à l'aide de la chaleur, et les ramener à l'état métallique.

Il est mis en usage pour décolorer les liquides, qui, lorsqu'ils sont colorés, ne peuvent être examinés à l'aide des réactifs. On a attribué cette décoloration à l'affinité de ce corps pour les matières colorantes.

Il sert à empêcher l'eau de passer à la fermentation putride, et il enlève à ce liquide l'odeur qui s'en exhale lorsqu'elle contient des matières animales putréfiées.

CHLORE.

Ce corps, connu pendant long-temps sous le nom d'*acide muriatique oxigéné*, est employé, soit à l'état gazeux, soit en solution dans l'eau, pour servir de réactif. Son application dans ce cas est basé sur son affinité pour l'hydrogène, qu'il sépare de ses combinaisons en donnant lieu à des phénomènes particuliers.

Il est mis en usage pour faire reconnaître l'acide hydriodique. En contact avec cet acide, il s'empare de son hydrogène, passe à l'état d'acide hydro-chlorique, tandis que l'iode qui formait partie de ce composé est mis à nu et se précipite.

Le chlore sert aussi à démontrer la présence et

à déterminer les proportions de l'acide hydro-sulfurique. Mis en contact avec cet acide, il le décompose; il y a formation d'acide hydro-chlorique et précipitation du soufre.

Le chlore peut être employé pour décomposer le gaz hydrogène proto-carboné. Au rouge obscur, il s'empare du gaz hydrogène; il y a formation d'acide hydro-chlorique; le charbon est mis à nu. Son action est tout autre à la température ordinaire et lorsque les gaz sont secs. Elle est nulle dans l'obscurité; il en est de même lorsque la lumière est diffuse. Elle est également nulle dans l'obscurité, lorsque les gaz mis en expérience sont humides; mais si le mélange de ces gaz humides est exposé à la lumière directe ou indirecte, il y a production de phénomènes particuliers. Si le mélange est formé de 1 volume d'hydrogène proto-carboné et d'un peu plus de 4 volumes de chlore, il en résultera peu à peu du gaz hydro-chlorique et 1 volume de gaz acide carbonique; si la quantité d'hydrogène carboné étant la même, celle du chlore est un peu moindre, tout l'hydrogène carboné ne sera pas détruit, et outre de l'acide hydro-chlorique et de l'acide carbonique, il y aura formation d'oxide de carbone.

Le chlore a été recommandé pour reconnaître la présence de l'acide hydro-bromique. Mis en contact avec ce corps, il le décompose; il y a formation d'acide hydro-chlorique; le brôme est mis à nu.

Le chlore gazeux, dissous dans l'eau, sert à faire

passer les dissolutions métalliques dans lesquelles on le verse, d'un état d'oxidation moindre à un degré d'oxidation plus avancé (par la décomposition de l'eau). C'est ainsi que dans une solution de protoxide de fer, la teinture de noix de galle ne donne qu'une couleur brunâtre; couleur qui passe instantanément au bleu foncé, lorsqu'on ajoute à la dissolution une petite quantité de chlore, qui décompose l'eau, s'empare de son hydrogène, tandis que l'oxigène se porte sur l'oxide.

Le chlore est employé pour détruire les matières colorantes et reconnaître celles qui résistent davantage à l'action de ce corps et qui peuvent résister plus long-temps à l'action de l'air; il est probable que ce principe, appliqué à l'essai des draps, pourrait faire reconnaître ceux qui sont bien ou mal *teints*.

On peut s'en servir, faute d'autres moyens, pour reconnaître le gaz hydrogène; il forme avec ce gaz un mélange qui, mis en contact avec une bougie allumée, ou exposé seulement aux rayons solaires, détone avec force et donne lieu à une combinaison nouvelle (de l'acide hydro-chlorique) que l'on trouve dans le flacon où la détonation s'est faite. (Cette opération exige des précautions de la part du manipulateur, car elle est dangereuse.)

Le chlore peut être employé à reconnaître si des étoffes blanches, dites de coton, contiennent de la laine. Pour s'en assurer, on expose à l'action du

chlore l'étoffe que l'on a l'intention d'examiner, et l'on voit la laine, lorsqu'il y en a, passer au jaune, tandis que le coton reste blanc.

La soie est aussi jaunie par le chlore; on pourrait donc s'en servir pour reconnaître la présence de la soie et sa quantité approximative dans les étoffes de soie et coton.

Ce corps simple peut encore servir à reconnaître la présence de l'albumine et de la gélatine, qu'il précipite de ses dissolutions; le précipité qui se forme après quelques instans est blanc, floconneux, composé de filamens déliés, flexibles, élastiques, nacrés; les caractères chimiques de ces précipités sont d'être insipides, insolubles dans l'eau et dans l'alcool, faiblement acides, imputrescibles, de dégager du chlore spontanément et pendant plusieurs jours (ce dégagement peut être accéléré par une température un peu plus élevée), de brûler sur les charbons en donnant les produits des matières animales; enfin ce *coagulum* est soluble dans les alcalis, avec lesquels il forme des hydro-chlorates; on peut le considérer comme composé d'albumine, de chlore et d'acide hydro-chlorique. (M. Thénard) (1).

(1) Guyton-Morveau a appliqué le chlore à la désinfection de l'air contenant des miasmes. Dans ce cas, ce corps s'unit à l'hydrogène et il désorganise les matières en décomposition.

HYDROGÈNE.

L'hydrogène sert à apprécier la proportion d'oxygène contenu dans l'air atmosphérique ou dans tout autre gaz : pour cela, on prend une certaine quantité de l'air ou du mélange gazeux à examiner, on le fait passer dans un instrument appelé *eudiomètre* ; on y ajoute ensuite de l'hydrogène en excès, et l'on y fait passer une étincelle électrique : la combinaison de tout l'oxygène s'opère à l'instant avec une partie de l'hydrogène ; il se forme de l'eau qui se condense. Connaissant le volume du gaz absorbé par suite de la réaction, on trouve par le calcul la quantité d'oxygène qui était contenue dans le mélange ; en effet, la combinaison de l'hydrogène avec l'oxygène se faisant toujours dans les proportions définies d'un volume d'oxygène avec deux volumes d'hydrogène, s'il y a eu 90 parties d'absorbées, on peut conclure que le mélange contenait 30 parties d'oxygène et 60 d'hydrogène. Si le mélange gazeux ne contenait qu'une faible proportion d'oxygène, il n'y aurait point inflammation par l'étincelle électrique ; il faudrait alors ajouter une quantité donnée de ce gaz, dont on tiendrait compte dans les résultats obtenus.

Il faut, dans ces analyses, quand on fait le mélange de l'air à examiner, avec le gaz hydrogène, mettre un excès de ce dernier, pour être bien assuré que tout l'oxygène sera brûlé.

IODE.

L'iode est employé pour reconnaître la présence de l'amidon, et réciproquement. La combinaison de ces deux corps prend une couleur qui varie du bleu au noir, suivant les quantités relatives de chacun d'eux. Pour reconnaître si une racine contient de l'amidon, on coupe transversalement cette racine, et on laisse tomber sur la partie coupée une goutte de la solution alcoolique d'iode : si la portion de la surface imprégnée d'iode prend une couleur bleue ou violette, ce phénomène indique que cette racine contient de la fécule amidonnée. Ce réactif est très sensible, et c'est par lui qu'on a reconnu la présence de l'amidon dans la gomme adragante. Pour constater ce fait, on peut faire l'expérience suivante : on verse dans quatre onces d'eau deux ou trois gouttes de solution alcoolique d'iode, on y ajoute ensuite quelques morceaux de gomme : si cette substance contient de l'amidon, elle prend une couleur qui varie selon les proportions relatives d'iode et d'amidon. De quatre morceaux sur lesquels nous avons agi, deux ont été colorés en violet, un en bleu, le quatrième n'avait pas changé de couleur. Ayant répété plusieurs fois cette expérience, nous avons toujours trouvé parmi ces morceaux de gomme quelques-uns qui ne donnaient pas de traces d'amidon.

La solution d'iode peut servir à faire distinguer le

palladium métallique du platine : à cet effet, on met sur des lames qu'on suppose être de l'un ou de l'autre de ces métaux, une petite quantité de teinture d'iode, et on laisse réagir. Cette solution produit sur les deux métaux une tache noire; mais, par l'action de la chaleur, cette tache disparaît sur la lame de platine, ce qui n'a pas lieu sur celle de palladium. Ce moyen a été indiqué par un de nos savans les plus modestes, M. Lebaillif.

L'iode peut servir à reconnaître si un sirop de fécule contient encore de cette substance, ou si la conversion en sirop est complète. Dans le premier cas, la liqueur prend une couleur bleue qui indique la présence de la fécule; dans le second, il n'y a pas coloration.

PHOSPHORE.

Le phosphore est employé, de même que l'hydrogène, pour faire l'analyse de l'air atmosphérique et des mélanges de gaz contenant de l'oxygène. Il est nécessaire que dans le mélange à analyser la quantité d'oxygène soit dans une proportion moindre que les deux tiers du volume total; s'il est en proportion plus considérable, on doit ajouter de l'azote, sans quoi l'absorption n'aurait pas lieu. Pour s'assurer de la quantité d'oxygène contenue dans un mélange gazeux, on en fait passer 100 parties dans une cloche graduée placée sur une cuve à mercure; on introduit dans cette cloche des morceaux de phosphore supportés par des

tubes de verre, qui les isolent les uns des autres; on fait ensuite entrer dans la cloche une petite quantité d'eau; on abandonne le tout aux réactions spontanées, pendant un certain temps. On voit dès vapeurs blanches qui se forment; elles deviennent de plus en plus intenses; enfin elles se condensent dans l'eau. L'opération est terminée lorsque le phosphore placé dans la cloche ne donne plus, dans l'obscurité, de lueur phosphorescente. On retire alors les tubes qui portent le phosphore, et le volume du mercure introduit dans la cloche, la pression étant la même, représente la quantité d'oxygène absorbée par le phosphore. Ce gaz, en se combinant avec le corps combustible, l'a transformé en acide phosphatique. Ce moyen d'analyse n'est pas le meilleur pour reconnaître la quantité d'oxygène contenue dans un gaz; car il y a toujours une petite quantité d'oxygène qui échappe à la combinaison; en outre, du gaz azote reste combiné à une petite quantité de phosphore; on doit donc de préférence employer l'hydrogène.

Le phosphore a été indiqué par Witting, comme pouvant être employé pour faire reconnaître la présence du cuivre en dissolution; voici le mode d'opérer. On suspend à l'aide d'un fil, dans la liqueur que l'on soupçonne contenir du cuivre en dissolution, un morceau de phosphore: après quelque temps une coloration bleue se manifeste, et au bout de quelques jours un dépôt brun se forme à la surface du phosphore. Ce dépôt est du cuivre à l'état métallique. 5 centigrammes

(1 grain) de sulfate de cuivre dissous dans 750 grammes (24 onces) d'eau, ont présenté ce phénomène de réduction ; le cuivre dans cette solution était dans la proportion de $\frac{1}{35,000}$. Sage et Bullion avaient déjà démontré que le phosphore précipitait plusieurs solutions métalliques, et Pelletier avait reconnu qu'on obtenait de l'oxide au lieu d'obtenir le métal. Les solutions dans lesquelles le métal est réduit sont celles d'or, d'argent, de cuivre et de mercure. Ces moyens de réaction ne peuvent guère être mis en usage, et si nous les avons fait connaître, c'est pour qu'on ne soit pas en droit de nous reprocher de ne les pas avoir mentionnés dans un ouvrage qui traite des réactifs en général. On a aussi remarqué dans ces précipitations que le cuivre et l'argent, en se réduisant, se combinent à une petite quantité de phosphore ; ainsi pour précipiter 6 décigrammes (12 grains) d'argent, de leur solution dans un acide, on a employé 16 centigrammes (3 grains) de phosphore. L'évaporation de la liqueur dans laquelle la précipitation avait été faite, ayant représenté environ 5 centigrammes (1 grain) de phosphore modifié, on a dû en conclure que 10 centigram. (2 grains) avaient dû se combiner à l'argent. (*V. le Mém. de Berthollet fils, Ann. de Chimie, t. XXXVII, p. 221.*)

DEUXIÈME PARTIE.

DES MÉTAUX ET ALLIAGES.

ANTIMOINE.	MERCURE.
ARGENT.	OR.
BISMUTH.	PLOMB.
CUIVRE.	POTASSIUM.
ÉTAIN.	ZINC.
FER.	AMALGAME DE ZINC.

L'ANTIMOINE.

L'antimoine, selon M. Fischer, peut ramener à l'état métallique le carbonate et le nitrate d'argent.

L'ARGENT.

Ce métal est employé pour reconnaître, dans un gaz ou dans un liquide, la présence de l'acide hydrosulfurique libre ou combiné. Lorsqu'on veut constater dans une solution la présence de cet acide, ou des sels qui résultent de sa combinaison avec les bases, on y plonge une pièce d'argent bien décapée. Après un séjour plus ou moins long dans le liquide contenant de cet acide, on voit qu'elle est altérée; le soufre se combine au métal et lui communique une couleur noire plus ou moins intense, selon que la couche de sulfure est plus ou moins consi-

dérable. Pour s'assurer que la coloration est due à la formation d'un sulfure, on enlève, à l'aide du *grattage*, la couche noire qui recouvre la pièce; on la traite par l'acide nitrique affaibli, qui dissout l'argent et met le soufre à nu; ou bien encore on calcine, avec le contact de l'air, le sulfure séparé et pesé exactement: l'argent restant après la calcination fait connaître la quantité de soufre qui était unie au métal.

L'argent peut être mis en usage pour indiquer la présence de l'acide sélénique, dont il décèle de très petites quantités. Selon M. Fischer, il peut indiquer $\frac{1}{50,000}$ de cet acide mêlé à l'acide sulfurique. L'argent, mis en contact avec ce mélange, se colore plus ou moins promptement, comme lorsqu'il est en contact avec l'acide hydro-sulfurique: si les substances ont été employées dans les proportions convenables, il y a séparation de séléniure d'argent en petites lames; ces lames doivent être examinées afin de reconnaître leur nature.

Le même métal peut être employé pour décomposer la solution d'or dans l'acide hydro-chlorique; mais l'action de l'argent est plus lente que celle du fer, employé dans les mêmes circonstances.

LE BISMUTH.

Selon M. Fischer, ce métal peut, 1°. ramener à l'état métallique la solution d'or dans l'acide hydro-

chlorique ; 2°. l'argent contenu dans le carbonate et le nitrate d'argent.

LE CUIVRE.

Ce métal est employé pour ramener à l'état métallique l'argent tenu en dissolution dans les acides. Par ce procédé, on obtient ce métal sous forme de mousse, d'éponges, et quelquefois de petits cristaux dont la forme varie. Il est nécessaire, pour que cette précipitation ait lieu, que la dissolution d'argent soit avec un léger excès d'acide (1). L'argent obtenu de cette manière n'est pas aussi pur que celui obtenu de la décomposition du chlorure d'argent, à l'aide de l'oxide de potassium et de la chaleur. On peut cependant, d'après des expériences dues à M. Gay-Lussac, obtenir l'argent suffisamment pur, en lavant le métal précipité avec une solution saturée de nitrate d'argent. Cette solution, sans action sur le métal dont elle est saturée, enlève facilement les dernières portions de cuivre qui altéreraient la pureté de l'argent.

Le cuivre peut servir à analyser le carbure de soufre : le procédé à suivre consiste à faire passer sur une quantité connue de copeaux de cuivre, placés dans un tube de verre ou de porcelaine, une quantité donnée de carbure de soufre en vapeur ; à démonter

(1) Selon M. Fischer, le cuivre réduit toutes les solutions d'argent, surtout par l'addition de l'ammoniaque. — Le chromate d'argent, dit cet auteur, n'est réductible qu'à l'aide de cet alcali.

l'appareil, et à traiter par l'acide nitrique le cuivre sulfuré mêlé de charbon, provenant de la décomposition du carbure. Cet acide dissout le soufre et le cuivre, en laissant le charbon, dont on prend le poids, après l'avoir lavé et séché.

Ce métal peut aussi être mis en usage pour ramener à l'état métallique la solution d'or dans l'acide hydro-chlorique.

On se sert aussi du cuivre pour reconnaître les sels mercuriels en poudre ou dissous dans l'eau : la lame de cuivre, frottée avec ces sels ou placée dans la solution acide, prend alors une couleur blanche qui devient, par le frottement, brillante et douce au toucher ; cette couleur disparaît lorsqu'on expose la lame blanche à l'action de la chaleur. On s'en sert encore lorsqu'on fait l'analyse des substances végétales et animales. (*Voyez* la partie de cet ouvrage qui traite de l'application des réactifs à l'analyse.)

L'ÉTAIN.

L'étain est employé comme réactif à cause de la propriété qu'il a de précipiter l'or de ses dissolutions ; ce précipité, dans quelques circonstances, est d'une belle couleur (pourpre de Cassius) ; mais cette couleur varie suivant que les dissolutions d'or sont plus ou moins concentrées. Si la quantité d'eau est considérable, la couleur sera d'un pourpre tirant sur le rose ; et si la dissolution est très concentrée, elle est noire. M. Proust pense que ce précipité est un mé-

lange d'or et d'oxide d'étain; d'autres chimistes prétendent que l'or y est à l'état d'oxide.

L'étain sert encore à reconnaître la présence d'un tungstate. Dans ce cas, ce sel, mis en contact avec l'étain, donne sur-le-champ un précipité bleu. Le même métal est employé avec succès dans les essais au chalumeau; il ramène le deutoxide de cuivre à l'état de protoxide, qui est d'une belle couleur rouge.

L'étain peut être employé, 1°. pour décomposer les sels d'argent et en précipiter le métal: l'argent corné fait cependant exception, l'étain n'agit sur lui que très lentement, et la décomposition est incomplète; 2°. pour ramener à l'état métallique le cuivre dissous dans les acides nitrique, hydro-chlorique et sulfurique; il n'agit pas de la même manière sur le sulfate de cuivre et d'ammoniaque.

LE FER.

Le fer est employé pour précipiter de leurs solutions les oxides d'or, d'argent, de cuivre, de tellure, d'antimoine, etc., à l'état métallique. Ces métaux réduits jouissent de propriétés physiques et chimiques qui les font reconnaître.

On s'en sert particulièrement pour reconnaître le cuivre dans diverses substances du commerce, qui pourraient en contenir d'après le mode suivi pour leur préparation: telles sont, par exemple;

le suc de réglisse,
le vinaigre distillé,
quelques acides végétaux (1),
le phosphate de soude,
le nitrate d'argent fondu (pierre infernale),
le sulfate de fer.

Il suffit, pour ces essais, de plonger dans une solution acidulée de la substance que l'on soupçonne contenir du cuivre, une lame de fer bien décapée. Si cette lame se recouvre, après quelques minutes, d'une couche de cuivre métallique, reconnaissable à sa couleur, on peut avoir la conviction que la substance essayée contient du cuivre. On peut également reconnaître le cuivre oxidé mêlé à diverses substances sèches et solides; il suffit pour cela de les délayer dans un acide étendu (l'acide sulfurique) et d'y plonger une lame de fer.

Si l'on veut reconnaître la présence des sels cuivreux dans la pulpe de tamarin, et dans quelques autres substances humides et acides, il suffit encore de plonger une lame de fer décapée dans ces substances.

Le fer, chauffé au rouge-blanc, sert à faire l'analyse de l'eau. La manière d'opérer étant assez importante, pour le succès de l'opération, nous avons

(1) Les diverses préparations alimentaires dans lesquelles il entre beaucoup de vinaigre, telles que les fruits verts confits, les cornichons, les câpres, etc.

cru devoir en donner la description. On introduit dans un tube de porcelaine placé dans un fourneau, des morceaux de fer ; on chauffe au rouge-blanc ; on fait lentement passer sur le métal l'eau en vapeur (1) : cette eau est décomposée ; son oxygène se porte sur le fer, se combine avec lui, le convertit en oxide ; l'hydrogène mis à nu se dégage. L'augmentation du poids du fer, due à l'absorption de l'oxygène, détermine le poids de ce gaz ; l'hydrogène recueilli dans une cloche graduée donne par son volume, qu'on obtient directement, d'après sa densité, sa proportion en poids : les résultats qu'on obtient de cette manière sont, sur 100 parties,

$$\begin{array}{l} \text{en poids} \left\{ \begin{array}{l} 88,90 \text{ oxygène,} \\ 11,10 \text{ hydrogène ;} \end{array} \right. \\ \text{en volume} \left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ vol. oxygène,} \\ 2 \text{ vol. hydrogène.} \end{array} \right. \end{array}$$

Le fer réagit sur l'eau, à l'aide de divers acides, la décompose, s'empare de l'oxygène qui lui est nécessaire pour se dissoudre ; l'hydrogène se dégage. On introduit dans un matras de la limaille de fer ; on verse dessus de l'acide sulfurique étendu. La réaction a lieu, l'eau est décomposée ; son oxygène se porte sur le fer ; l'oxide qui en résulte se dissout dans l'acide sulfurique ; l'hydrogène se dégage. Ce moyen

(1) Il faut que l'eau en vapeur passe lentement, pour qu'elle soit entièrement décomposée.

est celui qu'emploient les physiciens pour se procurer le gaz destiné à remplir leurs ballons. (Dans les laboratoires, on se sert du zinc pour obtenir le gaz hydrogène pur. *V. ZINC.*)

On peut, dans l'analyse des fontes de fer, connaître, par le volume ou le poids de gaz hydrogène dégagé, quel est le degré de pureté de ces fontes, c'est-à-dire les proportions de fer pur qu'elles contiennent. En effet, on sait qu'un gramme de fer, en se dissolvant dans l'acide sulfurique faible, dégage un volume d'hydrogène de 458 centimètres cubes à 0° T, et 76 millimètres de pression, qui pèsent 0,038 grammes.

MERCURE.

Le mercure est employé, comme l'argent, pour reconnaître la présence et la quantité du soufre contenu dans un liquide. L'expérience se fait comme avec l'argent; mais au lieu d'employer une pièce d'argent, on se sert d'un globule de mercure.

La propriété dont jouit ce métal, de s'amalgamer facilement avec l'or et l'argent, le rend utile pour séparer ces métaux des substances terreuses et des métaux qui ne forment pas d'amalgame avec le mercure. Pour cela, on réduit en poudre le minerai ou les substances qui contiennent ces métaux, et l'on met en contact toutes les parties métalliques répandues dans la masse, avec le mercure qu'on y ajoute, en triturant fortement ce mélange à l'aide d'un moulin

auquel on imprime un mouvement de rotation continué pendant un certain temps : on lave l'amalgame, on sépare les matières hétérogènes qui y sont mêlées ; on passe dans une peau de chamois pour séparer l'excès du mercure ; on soumet le résidu à la distillation dans une cornue dont le bec plonge dans l'eau : le mercure se volatilise et va se condenser dans ce liquide ; les autres métaux fixes restent dans la partie inférieure de la cornue. On opère ensuite le départ de l'or et de l'argent, en suivant la méthode accoutumée.

Le mercure sert encore à reconnaître et à séparer le protoxide de chlore (*l'Euchlorine de Davy*) du chlore, dans le mélange de ces deux gaz ; le chlore réagit sur le mercure, s'y combine, tandis que le protoxide de chlore, qui n'a aucune action sur ce métal, reste libre. L'opération se fait ainsi : on expose dans une cloche sur un bain de mercure, pendant vingt-quatre heures, le mélange des deux gaz ; au bout de ce temps, la séparation est complète, on mesure le protoxide de chlore restant, et l'on connaît le volume du gaz absorbé. Ce métal s'emploie encore pour séparer l'excès de chlore qui peut exister dans l'acide chloro-cyanique liquide. (*Annales de Chimie.*)

Le mercure peut être mis en usage pour ramener à l'état métallique l'oxide d'or en dissolution dans l'acide hydro-chlorique ; mais pour que l'action ait lieu, il faut avoir soin de remuer de temps en temps, pour mettre la solution en contact avec la surface métallique.

L'OR.

L'or peut servir à faire reconnaître la présence des oxides ou des sels de mercure. Si l'on met dans une goutte d'acide hydro-chlorique posée sur une lame d'or, un peu de sel ou d'oxide de mercure, et qu'on y trempe une petite lame d'étain, il se forme promptement un amalgame de mercure et d'or.

L'emploi de l'or et de l'étain a été recommandé par M. Smittson, pour découvrir des atomes d'un sel mercuriel, en plongeant, dit ce chimiste, dans la dissolution supposée contenir une petite quantité de ces sels, une *petite pile électrique* composée d'une lame ou d'un anneau d'or, que l'on a recouvert en spirale d'une feuille d'étain roulée, ajoutant au liquide une ou deux gouttes d'acide hydro-chlorique. Au bout de quelques minutes, ou de plusieurs heures, selon qu'il y a plus ou moins de sublimé corrosif ou de sel mercuriel en dissolution, on voit le mercure du sel se porter au pôle résineux (sur l'or), et *blanchir le métal* : il suffira ensuite de chauffer la lame ou l'anneau d'or, séparé de l'étain, pour volatiliser le mercure et faire reprendre la couleur jaune à la portion de l'or qui aurait été blanchie.

Le procédé de M. Smittson a déjà été appliqué dans un cas de Médecine légale, par M. Nicole de Dieppe, qui signale ce moyen, qu'il employa concurremment avec d'autres, comme un des plus sen-

sibles, et comme devant être mis en usage lorsqu'on est appelé à déterminer la présence des sels mercuriels, dans un cas d'empoisonnement.

Des expériences faites dans un cas d'expertise, par MM. Orfila, Pelletier, Barruel, et par l'un de nous, A. Chevallier, nous ayant fait suspecter la fidélité de ce réactif, M. le professeur Orfila s'est occupé d'expériences qui l'ont porté à conclure *que si, à l'aide de cette petite pile, on peut découvrir des atomes d'un sel mercuriel, il est également vrai que l'emploi de l'appareil décrit par Smittson est susceptible d'induire en erreur, en se comportant avec une dissolution qui ne contient point de mercure, comme il le ferait avec un sel mercuriel.* Voici les expériences sur lesquelles cette assertion est fondée.

1°. Une préparation improprement nommée *Sirop régénérateur du sang* ayant été soumise à l'examen, dans le but de reconnaître si ce produit ne contenait pas de mercure, et l'examen, par les réactifs les plus sensibles, n'ayant point décélé la présence de sels de ce métal, on eut alors recours à la pile composée d'or et d'étain, en ajoutant au rob, comme l'indique M. Smittson, quelques gouttes d'acide hydro-chlorique. Au bout de deux heures de séjour, la pile fut démontée : on reconnut que la lame d'or était blanchie dans quelques-unes de ses parties, et qu'elle présentait quelques plaques semblables à celles qu'aurait fait naître une faible dissolution mercurielle; l'or, chauffé, reprit sa couleur jaune, comme cela a lieu

lorsqu'on chauffe une lame d'or blanchie par le mercure. Ce résultat conduisit à faire de nouvelles recherches sur le produit qui avait donné lieu à ce phénomène. Ces essais firent voir que le rob. essayé ne contenait aucune trace de mercure.

Ce résultat constaté, on répéta l'expérience sur du sirop préparé à l'instant et qui ne pouvait pas contenir de sel de mercure; on obtint, en suivant le même mode d'agir, des résultats tout-à-fait semblables. La lame fut blanchie, et la couleur blanche disparut lorsqu'on exposa ce métal à l'action d'une forte chaleur.

Des essais furent encore tentés avec la pile, 1°. sur un mélange préparé avec 4 onces d'eau et 15 gouttes d'acide hydro-chlorique pur et concentré. Au bout de vingt-quatre heures, la lame était blanchie. (Le même effet n'a pas lieu lorsque l'eau n'est pas acidulée.) 2°. Sur 1 once $\frac{1}{2}$ d'eau saturée d'hydrochlorate de soude. Au bout de vingt-quatre heures, la lame d'or offrait quelques taches blanches semblables à celles qui avaient été remarquées lorsqu'on avait agi sur le rob. Les parties blanches de la lame d'or ayant été mises en contact avec une petite quantité d'un mélange d'acide nitrique et d'acide hydro-chlorique concentré, l'or reprit sa belle couleur jaune, et cet acide laissait précipiter, par l'ammoniaque, quelques flocons blancs excessivement légers, qui furent considérés comme de l'oxide d'étain.

Le blanchiment de la lame, par l'étain, étant dé-

montré d'une manière positive, on crut devoir tenter de nouvelles expériences, 1°. pour reconnaître l'action d'un sel mercuriel sur la lame d'or séparée de l'étain, et sur la même lame formant partie de la pile; 2°. pour s'assurer des moyens de caractériser l'action du mercure et de l'étain sur l'or. A cet effet, on suspendit dans 4 onces d'eau distillée, à laquelle on avait ajouté 4 gouttes d'une dissolution concentrée de sublimé corrosif et 15 gouttes d'acide hydro-chlorique, deux lames métalliques, l'une d'or, l'autre d'étain, en ayant soin de les placer à une distance d'environ deux pouces l'une de l'autre, et aussi à la même distance du fond du vase. Au bout de vingt-quatre heures, la lame d'or placée dans le liquide paraissait blanchie; mais en la retirant et en la lavant avec de l'eau, elle reprenait sa couleur jaune et il s'en détachait une légère couche d'une poudre d'un blanc-grisâtre formée de proto-chlorure de mercure. Il s'était aussi déposé au fond du vase une petite quantité de ce chlorure, qui provenait de ce que le proto-hydro-chlorate d'étain qui s'était formé avait ramené le per-chlorure de mercure à l'état de proto-chlorure, qui n'est pas susceptible de se combiner avec l'or; aussi n'y avait-il pas eu combinaison entre ces deux corps, mais simplement application de l'un sur l'autre. Une seconde expérience fut faite en suspendant la lame d'étain au milieu de la liqueur, et en mettant au fond du verre la lame d'or; les résultats furent les mêmes.

De ces faits, il est bien prouvé que pour obtenir un amalgame de mercure et d'or, et par conséquent le blanchiment de cette lame, il fallait faire usage de la pile et renoncer à l'emploi des deux lames séparées l'une de l'autre; il devenait alors important de savoir quels étaient les moyens à employer pour reconnaître lequel des deux métaux, le mercure ou l'étain, avait blanchi l'or. L'action de la chaleur ne pouvant être employée dans ce cas, après divers essais, on reconnut, 1°. que l'acide hydro-chlorique concentré dissolvait les taches blanches formées sur la lame d'or par l'étain, et que le métal reprenait sa couleur jaune; 2°. que cet effet n'avait pas lieu sur la lame d'or blanchie par le mercure; en effet, vingt heures après la mise en expérience, la lame était encore d'un blanc grisâtre. L'acide hydro-chlorique peut donc servir pour reconnaître si la lame d'or de la petite pile est blanchie par du mercure ou par de l'étain (1). Un moyen bien plus certain de parvenir à reconnaître par quel métal la lame d'or a été blanchie, consiste à placer cette lame au fond d'un petit tube de verre recourbé, en forme de cornue, après l'avoir roulée pour qu'elle occupe moins

(1) Il est à remarquer que lorsque la petite pile est restée dans une dissolution mercurielle, et que la lame d'or a été blanchie *dans toute son étendue*, les portions de cette lame que l'étain recouvrait sont blanchies par de l'étain, tandis que les autres le sont par le mercure : or celles-ci *seulement* résistent à l'action de l'acide hydro-chlorique.

d'espace, puis à soumettre le tube à l'action de la chaleur. Lorsqu'on chauffe la lame blanchie par le mercure, ce métal se volatilise et il vient se condenser à la partie inférieure du tube, dont l'extrémité a été préalablement tirée à la lampe. On n'obtient rien de semblable lorsque l'or est blanchi par l'étain.

De ces faits, on peut conclure que le petit appareil (la pile d'or et d'étain) dû à M. Smittson ne peut servir à affirmer la présence d'atomes d'une préparation mercurielle dans une liqueur suspecte, *qu'autant qu'on retire du mercure métallique par l'introduction de la lame d'or dans un tube, en la soumettant ensuite à la distillation.*

LE PLOMB.

Ce métal peut servir à précipiter l'or métallique contenu dans la solution de muriate d'or.

Il peut aussi être employé, 1°. pour précipiter les sels d'argent; 2°. les sels d'argent et d'ammoniaque; mais la réduction du métal, dans ce dernier cas, est beaucoup plus lente; 3°. pour décomposer le nitrate de cuivre et revivifier le métal.

LE POTASSIUM.

Le potassium a été recommandé par M. Beral, pharmacien, comme pouvant être employé avec certitude pour démontrer promptement la présence de l'alcool dans les huiles essentielles.

Ce pharmacien a vu, 1°. que lorsqu'on mêle une petite quantité de potassium avec une huile volatile pure, il n'y a pas d'action bien sensible, même lorsqu'on laisse le métal en contact avec l'huile pendant dix minutes et plus; 2°. qu'au contraire, le potassium, plongé dans une huile volatile contenant un quart d'alcool à 35° ou 40°, prend une forme ronde, un aspect brillant (il peut alors être comparé à un globule de mercure); il s'agite, s'oxide très promptement et disparaît; un léger bruit accompagne ces phénomènes; 3°. que lorsque l'alcool n'entre dans le mélange que pour un sixième, un huitième, un douzième, et même un vingt-cinquième, les mêmes phénomènes ont lieu, mais plus lentement et avec quelques modifications, comme le moins d'intensité du bruit, en raison de la plus grande quantité d'huile.

L'auteur dit qu'à l'aide de ce moyen simple et peu dispendieux, et par l'examen des phénomènes qui se produisent lors du contact, on peut non-seulement reconnaître la présence de l'alcool dans les huiles essentielles, mais encore déterminer approximativement la quantité d'alcool ajoutée.

Les huiles volatiles de *Carvi*, de *Pouliot*, de *Menthe*, de *Camomille*, de *Valériane*, de *Laurier cerise*, de *Citron*, de *Bergamote*, de *Sauge*, de *Genièvre*, de *Roses*, d'*Hysope* et de *Romarin*, pures ou mêlées à dessein à de l'alcool, puis soumises à ces épreuves, ont fourni des résultats si conformes

à ceux annoncés, qu'il est à présumer que l'emploi de ce moyen pourra être appliqué à l'essai de toutes les autres huiles essentielles (1).

D'après les expériences de M. Beral, on pourra reconnaître avec certitude la présence d'un douzième d'alcool dans toutes les huiles volatiles, ainsi que la présence de moins d'un quarantième dans le plus grand nombre, mais non dans toutes, parce qu'il en est quelques-unes qui, dans leur état de pureté, ont sur le potassium une action faible, mais analogue à celle qui est exercée sur ce métal par les huiles qui contiennent un douzième d'alcool, comme cela a été observé avec l'huile de girofle anciennement préparée.

L'huile médiante de *succin* et le *copahu* n'ont pas plus d'action sur le potassium que les huiles volatiles pures; il en est de même des huiles volatiles tenant du camphre en dissolution.

L'huile volatile de térébenthine se comporte, par exception, avec le potassium, comme le font les huiles qui contiennent une petite quantité d'alcool: ce phénomène permet de reconnaître sa présence dans les huiles volatiles, lorsqu'elles en contiennent un quart ou un tiers.

Des résultats fournis par les essais qu'il a faits,

(1) Nous pensons que les huiles essayées par M. Beral avaient été extraites depuis quelque temps; il est probable qu'une huile volatile obtenue récemment, à l'aide d'une petite quantité d'eau qu'elle pourrait retenir, donnerait lieu à la décomposition du potassium.

M. Beral a posé en principe, 1°. que toute huile volatile, dans 12 gouttes de laquelle un morceau de potassium de la grosseur d'une graine de *psyllium*, peut rester dix ou quinze minutes sans s'oxyder et disparaître entièrement, est exempte d'alcool ou n'en contient pas un vingt-cinquième; 2°. que toute huile dans laquelle le potassium (dans les proportions que nous venons d'indiquer) disparaît en moins de cinq minutes, doit contenir plus d'un vingt-cinquième d'alcool; 3°. que le même métal doit disparaître en moins d'une minute, dans toute huile volatile contenant un quart d'alcool (1).

Le potassium peut encore être employé pour reconnaître les phosphates de chaux et de baryte. Chauffé avec l'un de ces sels, dans un tube de verre, il les convertit en phosphure; on peut alors, au moyen de l'eau

(1) A l'article *poids spécifique*, nous n'avons pu faire connaître un instrument dû à MM. Violet et Guenot, et qu'ils appellent *pèse-essences*. A l'aide de cet instrument, qui fait connaître le poids spécifique des huiles volatiles *plus légères* ou *plus pesantes* que l'eau, lorsqu'elles sont pures, on peut reconnaître si une huile volatile a été mélangée avec d'autres de la même famille, ce qui arrive pour plusieurs, par exemple, pour le néroli, le citron, la bergamote, le romarin et la lavande. Ainsi, dans le commerce, on mélange le néroli de fleurs d'oranges amères, qui est plus cher, avec du néroli de fleurs d'oranges douces. Le premier est le *néroli de bigarades*; le deuxième, celui de *Portugal*. L'aréomètre de MM. Violet et Guenot se compose de deux échelles graduées d'après Réaumur: l'une ascendante, pour peser les huiles plus légères que l'eau; l'autre descendante, pour peser celles plus lourdes, au moyen d'un petit poids qui s'y adapte à volonté. Les auteurs, après s'être assurés qu'une grande partie des huiles essentielles ne variaient pas

acidulée, en dégager de l'hydrogène proto-phosphoré, qu'il est facile de reconnaître à ses propriétés.

de pesanteur spécifique, ont fait un tableau du poids de chacune d'elles. Voici ce tableau :

TABLEAU de la pesanteur spécifique des huiles essentielles plus légères que l'eau, colonne ascendante.

	Degrés de températ.		En gram.
	à 10	à 20	
	Pesanteur spécifique.		
	0,00	0,00	
De Roses de Provence, concrète (1)....	10	
<i>Dito</i> de Constantinople, moins concrète.	9,7	
Néroli bigarade de Grasse, fl. d'orang am.	8,8	10,2	871
Néroli de Paris, <i>idem</i>	7,5	9,5	876
Néroli de fleurs d'oranges douces. (Sert à mélanger les deux premiers.).....	10,5	11,9	858
Néroli petit grain. (Change de degré s'il est extrait d'orangettes.).....	6,2	7,4	884
Bergamote.....	7,6	8,6	880
Bigarade de zeste.....	12,3	13,4	846
Citron.....	11,3	12,8	854
Oranges douces ou Portugal. (Sert à mélanger les trois de la même famille.)...	13,4	14,8	844
Romarin.....	7,2	8,2	909
Lavande.....	6,2	7,5	883
Aspic fin. (Sert à mélanger les deux précédens.).....	3,9	4,4	900
Citron rectifié.....	12,2	13,4	846
Menthe poivrée, non rectifiée. (S'épaissit en vieillissant et change de degré.)....	6	2,6	954
Carvi.....	3,3	4,2	906
<i>Plus lourdes que l'eau, colonne descendante.</i>			
Amandes amères.....	9,7		
Sassafras.....	11,7		
Girofles.....	8,6		
Griffes.....	8,9		
Cannelle.....	9,5		
<i>Dito</i> de Ceylan.....	3,5		

(1) L'essence de roses de Paris se liquéfie à 20°; celle de Constantinople, de 16 à 17°.

Le potassium a été employé par MM. Vauquelin et Thénard, pour reconnaître l'existence du phosphate de chaux dans un grès. Le procédé donné par ces savans chimistes est des plus faciles, et il donne des résultats exacts. Il est fondé sur la décomposition des phosphates par le potassium, qui les convertit en phosphures, desquels on peut dégager, à l'aide de l'eau aiguisée d'acide hydro-chlorique, du gaz hydrogène proto-phosphoré, reconnaissable à son odeur et à ses autres propriétés chimiques. A l'aide du potassium, on peut ainsi rendre sensible la présence d'un demi-milligramme de phosphate de chaux. Voici la manière d'opérer : on prend un tube de verre fermé par un bout et ayant trois à quatre millimètres de diamètre et quatre centimètres de longueur; on y introduit un centigramme de potassium, qu'on tasse bien, à l'aide d'un tube plein; on met par-dessus la substance soupçonnée contenir le phosphate de chaux, après toutefois l'avoir réduite en poudre très fine; on comprime de nouveau le plus possible; on chauffe le tube, maintenu, à l'aide d'une pince, dans une position verticale, continuant de chauffer jusqu'à l'incandescence : par l'action de la chaleur, la réaction s'opère tranquillement, l'excès de potassium se volatilise, il brûle en partie. Lorsque le tube est refroidi, on y verse un peu de mercure qu'on agite, pour dissoudre le potassium qui s'est sublimé; on répète ce traitement deux ou trois fois, avec de nouvelles quantités de mercure. Alors si, en

expulsant son haleine dans la capacité du tube, puis retirant avec une petite baguette de verre un peu de la matière fondue, cette partie répand une odeur prononcée d'hydrogène phosphoré, on peut conclure que le produit examiné contient un phosphate; on obtient alors tout l'hydrogène phosphoré, en faisant passer dans le tube rempli de mercure, un peu d'eau aiguisée d'acide hydro-chlorique, chauffant ensuite avec un charbon rouge. Il est très difficile de faire passer dans un tube étroit, rempli de mercure, une petite quantité d'un autre liquide; mais on obvie à cet inconvénient en mettant du mercure dans le tube vide, jusqu'aux quatre cinquièmes de sa capacité, achevant ensuite de le remplir avec de l'eau acidulée, bouchant l'extrémité avec son doigt et renversant le tube dans un bain de mercure; l'eau gagne aussitôt la partie supérieure du tube renversé, dans laquelle se trouve la matière fondue, qui ne tarde pas à fournir le gaz hydrogène phosphoré.

LE ZINC.

Le zinc est employé pour précipiter à l'état métallique le cuivre de ses dissolutions; il réduit aussi l'argent, l'étain et le tellure. Les dissolutions métalliques que l'on veut précipiter doivent contenir un excès d'acide.

On se sert de ce métal pour séparer le cuivre du nickel. Cette opération se fait en convertissant les

deux métaux en ammoniures liquides, et en y plongeant un barreau de zinc, qui précipite le cuivre à l'état métallique, tandis que le nickel reste en dissolution (1).

Le zinc précipite aussi l'étain, l'antimoine, le tellure, le cadmium, l'argent, le platine, le palladium, le rhodium, l'iridium et l'or, de leurs dissolutions dans les acides.

Il réduit, à l'aide des acides, les solutions d'oxides d'arsenic et d'osmium.

Ce métal, en limaille, a été employé avec succès par M. Arfwedson, pour réduire le chlorure d'argent, à l'aide de l'acide sulfurique étendu d'eau. L'hydrogène, en se combinant au chlore, met en liberté le métal. Il suffit alors de le laver pour l'obtenir à l'état de pureté.

Le zinc peut ramener l'acide arsenique à l'état de métal, avec dégagement de gaz hydrogène. L'arsenic se dépose au fond du liquide et sur le bâton de zinc mis en usage; la réaction cesse au bout de quelque temps, et la liqueur, sans perdre de sa transparence, prend un aspect gélatineux. Ce nouveau produit est dû à ce que le zinc qui s'oxide aux dépens d'une partie de l'acide arsenique, forme avec une seconde portion de cet acide une combinaison gélatineuse.

(1) La dissolution est un mélange d'ammoniures de zinc et de nickel.

Ce métal est employé dans les laboratoires pour produire du gaz hydrogène, par sa réaction sur l'eau, à l'aide de l'acide sulfurique étendu. Les phénomènes qui se présentent dans ce cas sont les mêmes que ceux qu'on observe en plaçant le fer dans les mêmes circonstances. (V. FER.)

On obtient du zinc, mis en contact avec le cuivre, une action galvanique, que l'on favorise ordinairement par un bain d'eau salée ou acidulée. C'est sur cette propriété qu'est fondée l'application faite par Volta, pour ses expériences galvaniques, du papier dit *argenté*, qu'on prépare en Allemagne avec du zinc et de l'étain.

AMALGAME DE ZINC.

L'amalgame de zinc peut être employé (selon M. Runge) pour servir de réactif à l'acide nitrique et aux sels qui résultent de l'union de cet acide avec les bases salifiables. Selon cet auteur, si l'on verse sur cet amalgame une dissolution de proto-hydrochlorate de fer, et que l'on pose sur la surface un cristal de nitrate de potasse, il se forme aussitôt autour du cristal une auréole de couleur noire. Cette auréole recouvre en entier le mercure, lorsque le cristal de nitrate de potasse employé est assez gros; si, au contraire, le nitrate mis en expérience est en petite quantité, la surface mercurielle s'élève sur les bords, de manière à présenter un léger enfon-

cement vers le centre; la tache diminue ensuite peu à peu en étendue, enfin elle est entièrement absorbée par le mercure; elle finit alors par disparaître tout-à-fait : dans ce cas, il se forme un amalgame de fer, la croûte noirâtre formant auréole étant formée de fer réduit à l'état métallique, attirable à l'aimant.

Selon le même auteur, tous les nitrates, de même que l'acide nitrique, placés dans les mêmes circonstances, présentent les mêmes résultats. D'autres sels et le chlorate de potasse ne présentent pas ces phénomènes. Il en conclut que l'emploi de ce procédé peut fournir un *moyen très sensible de reconnaître la présence de l'acide nitrique*. M. Runge fait observer qu'il est très important d'employer des sels de protoxide entièrement exempts d'oxide, à un degré d'oxigénation plus avancé. Nous pensons que le moyen indiqué par M. Runge ne peut remplacer ceux déjà indiqués et qu'on emploie journellement; mais nous avons dû le faire connaître à nos lecteurs.

TROISIÈME PARTIE.

OXIDES MÉTALLIQUES ET SOLUTIONS DE CES OXIDES.

OXIDE DE BARIUM.	OXIDE DE NICKEL.
OXIDE DE CALCIUM.	OXIDE DE POTASSIUM.
OXIDE DE FER.	OXIDE DE SODIUM.
OXIDE DE MAGNÉSIUM.	OXIDE DE STRONTIUM.

OXIDE DE BARIUM.

BARYTE.

La solution de l'oxide de barium (la baryte) dans l'eau distillée, l'*eau de baryte*, est employée pour faire reconnaître la présence de l'acide sulfurique libre ou combiné, et pour déterminer les proportions dans lesquelles il existe dans un liquide. Le caractère distinctif de cet excellent réactif est de former avec la baryte un sel (sulfate de baryte) insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique concentré. Lorsqu'on veut s'assurer de la présence de l'acide sulfurique dans un liquide, on y verse peu à peu de la solution de baryte, continuant d'en ajouter jusqu'à ce qu'il n'y ait plus formation de précipité : on traite ce précipité par l'acide nitrique, puis par l'eau ; on le recueille ensuite sur un filtre ; on termine l'opération par des lavages à l'eau bouillante ; on le fait dessécher dans un petit creuset de platine, et on le pèse. Du poids de sulfate obtenu, on détermine, par le

calcul, celui de l'acide, qui a donné lieu à sa formation, en se basant sur la composition du sulfate de baryte, qui est de 34,38 ou 33,9 (1) d'acide, et de 65,62 ou 66,1 d'oxide de barium. On peut donc, à l'aide de ce réactif (qui produit des effets sensibles dans un liquide contenant 0,0005 d'acide sulfurique), déduire immédiatement la proportion d'acide sulfurique, ou celle d'un sulfate. Si l'acide sulfurique est combiné, on s'assure, par d'autres réactifs, quelle est la nature de la base.

Propriétés du sulfate de baryte. Il est blanc, pesant, insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique; soumis à l'action d'une forte chaleur (au rouge-cerise), après avoir été mêlé à un quart de son poids de charbon, il se convertit en sulfure, qui, délayé dans l'eau et traité par l'acide hydro-chlorique ou nitrique, se décompose avec dégagement d'hydrogène sulfuré, en fournissant une solution d'hydro-chlorate ou de nitrate de baryte.

L'eau de baryte est aussi mise en usage pour reconnaître, dans un liquide, la présence de l'acide carbonique libre ou combiné, avec lequel elle s'unit en donnant naissance à un sel (le *carbonate de baryte*) qui, sur 100 parties, est composé de 22 d'acide carbonique et de 78 d'oxide barium. Le carbonate de baryte produit est soluble dans l'acide nitrique

(1) Cette dernière proportion est prise dans les équivalens chimiques.

avec effervescence et dégagement d'acide carbonique; par l'évaporation de la solution, on obtient du nitrate de baryte qui cristallise en octaèdres.

Si le liquide contenait tout-à-la-fois un carbonate et un sulfate, on obtiendrait du carbonate et du sulfate de baryte; mais il est facile de séparer ces deux sels, pour en déterminer les proportions. A cet effet, on traite le précipité par l'acide nitrique affaibli: cet acide dissout le carbonate de baryte, et il laisse le sulfate, dont on peut prendre le poids, après qu'il a été séparé, lavé, puis séché dans un petit creuset de platine.

A défaut d'autres réactifs, la solution d'oxide de barium peut servir à faire reconnaître les solutions d'or. Versée dans ces solutions, elle y détermine un précipité jaune: ce précipité, qui est de l'oxide d'or, par son exposition à l'air, devient brun; soumis à l'action de la chaleur, dans une petite cornue, il y a dégagement d'oxigène, et le métal reprend la belle couleur jaune qui lui est particulière.

L'eau de baryte est employée pour déterminer les proportions d'acide carbonique contenues dans l'air atmosphérique: à cet effet, on opère le vide dans un ballon dont la capacité est déterminée et dans lequel on a introduit préalablement une petite quantité d'eau de baryte; on le remplit ensuite avec de l'air qu'on veut examiner, et l'on agite fortement, afin que cette solution soit mise en contact avec toutes les parties de l'air du ballon; on opère de nouveau le vide, et

l'on remplit d'une nouvelle quantité d'air; on agite encore, etc. On répète cette opération vingt fois de suite, afin d'agir sur un volume d'air qui puisse donner un résultat sensible. On recueille avec soin le précipité résultant de l'union de l'acide carbonique avec la baryte, et son poids, après qu'il a été desséché, donne directement celui de l'acide qui était dans toute la masse d'air introduite par portions successives dans le ballon, sous une pression et à une température déterminées d'avance.

Le même procédé est mis en usage pour reconnaître la quantité d'acide carbonique contenu dans l'air expiré des poumons : l'acide carbonique y étant en proportions beaucoup plus grandes, on peut l'apprécier sans agir sur des volumes aussi considérables de gaz expiré. Il faut, lorsqu'on opère, avoir le soin de faire chauffer jusqu'à l'ébullition le liquide dans lequel se trouve le précipité, afin qu'il ne puisse retenir en solution une petite quantité de carbonate de baryte.

L'oxide de barium cristallisé (la baryte cristallisée) peut être employé pour reconnaître, à défaut d'aréomètre, si de l'alcool indiqué comme étant très rectifié contient encore de l'eau. A cet effet, on ajoute à l'alcool à examiner des cristaux de baryte, et on laisse réagir. Si l'alcool contient encore de l'eau, les cristaux changent de forme, la baryte se délite; cet effet n'a pas lieu si l'alcool est *anhydre*.

OXIDE DE CALCIUM.

CHAUX.

L'oxide de calcium sec (la *chaux vive*) est employé à cet état pour absorber les vapeurs aqueuses contenues dans l'air et dans d'autres gaz. Lors de cette absorption, cet oxide change de forme; de solide qu'il était, il se réduit en fragmens et quelquefois en poudre (1)

La chaux, à l'état pulvérulent (*chaux délitée*), est employée, comme le *lait de chaux*, pour absorber le gaz hydrogène qui se dégage en grande quantité pendant la distillation du charbon de terre, dans l'opération des arts qui a pour but d'obtenir le gaz hydrogène destiné à l'éclairage. Employé à l'état hydraté pulvérulent, cet oxide offre plus d'avantages que le lait de chaux, auquel on l'a substitué; d'ailleurs il est encore utile après que son pouvoir absorbant pour le gaz hydrogène sulfuré a cessé: on peut le répandre sur les terres, pour activer la végétation. Le lait de chaux, au contraire, après avoir servi à absorber l'hydrogène sulfuré, était non-seulement inutile, mais encore on était obligé de le transporter à grands frais à des distances éloignées, parce que ses effets délétères étaient tels, qu'en Angleterre, des fabriques de *gaz-light* (gaz pour l'éclairage), qui faisaient cou-

(1) M. Deluc a employé la chaux pour construire un hygromètre.

ler à la rivière ce mélange liquide, chargé d'acide hydro-sulfurique, furent la cause de la destruction d'une quantité considérable de poissons. Cet effet destructif se prolongeait à de grandes distances : on eut aussi la crainte que les hommes ne courussent les mêmes dangers.

Dans les laboratoires, on prépare l'hydrate d'oxide de calcium, en faisant chauffer assez fortement la chaux, délayée dans l'eau en une pâte consistante, jusqu'à ce qu'elle soit pulvérulente et sèche en apparence.

L'oxide de calcium, délayé dans l'eau, le lait de chaux, a été appliqué avec économie par M. Henry fils, pour séparer les alcalis du quinquina (quinine et cinchonine) de leurs dissolutions dans les acides.

On peut employer la chaux pour dégager l'ammoniaque de ses diverses combinaisons, et reconnaître sa présence dans beaucoup de substances ; il suffit de mettre dans le mélange à examiner un excès de chaux qui s'empare de l'acide et met à nu l'ammoniaque : celle-ci est reconnaissable à son odeur. Si le dégagement d'ammoniaque était peu considérable, on s'assurerait cependant qu'il a lieu, en exposant au-dessus du mélange, 1°. un papier de tournesol rougi, trempé dans l'eau ; ce papier, en contact avec le gaz ammoniac, reprend la couleur bleue ; 2°. un tube trempé dans l'acide nitrique ou muriatique faible ; ces acides produisent à leur contact avec le même

gaz des vapeurs blanchâtres; 3°. on peut encore s'apercevoir de la présence de ce gaz, au moyen d'un papier de dalhia, de mauve, mouillés: la couleur de ces papiers passe du bleu au vert presque à l'instant. (*V. Teintures végétales.*)

L'eau de chaux peut être employée pour faire reconnaître la présence de l'acide phosphorique, avec lequel elle forme un sel (le *phosphate de chaux*) qui se présente sous forme de flocons; ceux-ci, desséchés, donnent une poudre blanche, insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air; cette poudre, par l'action d'une forte chaleur, se ramollit et se convertit en un émail blanc. La sensibilité de l'eau de chaux, pour faire reconnaître l'acide phosphorique, est très grande, et des expériences répétées nous ont fait voir que ce réactif indique facilement moins d'un demi-milligramme d'acide phosphorique cristallisé, qui représente environ 0^{mill.},308 ou trois dixièmes de milligramme d'acide phosphorique. Voici quelles sont ces expériences. 18 centigram. d'acide phosphorique pur ont été dissous dans 1 litre d'eau, et cette solution fut étendue d'une, de deux, enfin de dix fois son poids d'eau distillée. Arrivés à ce point, nous prîmes 25 gram. de la liqueur qui contenait l'acide, et nous vîmes que, saturée par l'eau de chaux, elle se troublait et fournissait un précipité floconneux qui se déposait sur les parois du verre, et qui, à l'aide de quelques secousses, se rassemblait au fond du vase. Ces flocons, séparés, étaient solubles dans l'acide hydro-

chlorique ; la solution qu'on en avait faite précipitait par l'ammoniaque, etc. (Ces 25 gram. de liquide, employés, contenaient approximativement 0^m,45 d'acide phosphorique.)

L'eau de chaux a été indiquée pour précipiter la magnésie ; mais, d'après des expériences de M. Vauquelin et de M. Henry fils, ce réactif est infidèle, parce que toute la magnésie n'est pas précipitée par l'eau de chaux.

L'eau de chaux peut servir à distinguer le sulfate neutre de mercure, qu'elle décompose en fournissant un précipité gris, du sulfate acide du même métal, avec lequel elle donne un précipité jaune-orangé. (Fourcroy.)

L'eau de chaux a été indiquée, par M. Seguin, comme un excellent réactif pour reconnaître les substances propres au *tannage*. Si, à une dissolution de tan, ou de toute autre substance contenant du tannin, on ajoute de l'eau de chaux, le mélange donne à l'instant un précipité abondant ; et si l'on ajoute assez de ce réactif, la liqueur qui surnage le précipité, quoique colorée, ne sera plus précipitée par une nouvelle addition de ce liquide, et cette liqueur ne précipite plus la solution de gélatine.

OXIDE DE FER.

PROTOXIDE DE FER.

Selon M. Kastner, le protoxide de fer est un réactif très sensible, et plus sensible même que tous ceux

employés jusqu'à présent pour faire reconnaître l'oxygène dans un mélange gazeux. Selon l'auteur, on prépare et l'on emploie ce produit de la manière suivante. On remplit d'eau chaude un flacon à l'émeril; on y fait bouillir cette eau, en la plaçant sur une lame de fer sous laquelle on tient une lampe à l'alcool; on y met ensuite les $\frac{5}{100}$ de son poids de sulfate de fer vert (proto-sulfate) récemment préparé; on continue encore un instant l'ébullition, puis on ajoute à la dissolution toute chaude de l'ammoniaque, jusqu'à ce qu'il y en ait un excès. Cela fait, on bouche le flacon et l'on attend que le précipité soit entièrement formé; on décante le liquide, au moyen d'un tube; on lave le précipité avec de l'eau bouillie exempte d'air; lorsqu'il est lavé, on y verse de l'alcool chaud, jusqu'à ce que le vase soit rempli.

Lorsqu'on veut se servir de cet oxide, on en retire rapidement une partie du liquide, en se servant d'une petite cuiller, et on le met dans un vase rempli d'eau qu'on a privé d'air par l'ébullition. C'est dans ce vase qu'on fait passer le corps gazeux qui doit être soumis à l'analyse. Si, sur 1000 parties de gaz, il y a seulement une 1 partie d'oxygène, la présence de ce dernier est indiquée par la couleur *ochracée* que prend l'oxide.

OXIDE DE MAGNÉSIUM.

MAGNÉSIE.

L'oxide de magnésium (*magnésie caustique*) a été employé depuis quelques années avec succès, pour saturer les acides combinés avec les alcalis végétaux, et précipiter ceux-ci de leurs solutions. [Nous en citerons un exemple, pris dans l'extraction de la morphine. On fait bouillir quelques instans, avec de la magnésie calcinée, la solution aqueuse concentrée de l'extrait acide qui contient cet alcali végétal; on laisse refroidir la liqueur, on la jette sur un filtre, et, après que le précipité a été bien égoutté, on le lave par des additions successives d'eau froide en petite quantité, afin d'enlever le plus possible de matière colorante, et on le traite alors par l'alcool le plus pur possible (c'est-à-dire qui s'approche le plus de l'état anhydre). Ce liquide dissout la morphine restée dans le précipité, et il suffit de l'évaporer pour l'obtenir, soit cristallisée, soit à l'état pulvérulent. (Robiquet.) Ce procédé, à quelques modifications près, est le même que celui employé par M. Boulay pour obtenir la picrotoxine; par MM. Pelletier et Caventou, pour séparer la strychnine de la noix vomique, la vératrine de la cévadille, la brucine de l'écorce de la fausse angusture, la quinine et la cinchonine des écorces des quinquinas, etc., etc. (1).

(1) Le principe actif du quinquina est dû à des *alcalis* de nature végétale. M. Gomès est le premier qui ait obtenu du quinquina ces

C'est encore au moyen de la magnésie que MM. Lassaigne et Feneuille obtinrent l'alcali du staphisaigre (delphine).

La magnésie peut être employée comme contre-poison de beaucoup d'acides : son effet, dans ce cas, est plus efficace à l'état caustique que lorsqu'elle est carbonatée ; on évite le dégagement d'acide carbonique, qui fatigue le malade.

La magnésie peut être employée pour démontrer, dans les suc et les décoctions de différentes plantes, la potasse combinée avec des acides végétaux. On agite, ou, mieux encore, on fait bouillir le suc ou la décoction avec la magnésie. Cette base sature l'excès d'acide libre et s'empare d'une partie de celui qui est combiné ; il reste dans la liqueur une petite quantité de potasse libre, dont il est facile de constater la présence.

La magnésie peut servir à faire distinguer le salep de l'amidon : mêlée avec la solution de salep chaude, elle donne lieu à une gelée, effet qui n'a pas lieu avec l'amidon.

On peut l'employer pour reconnaître dans les suc des végétaux, les infusions, décoctions, etc., la présence de l'ammoniaque, qui s'y trouve à l'état libre ou combiné. Si cet alcali forme un sel, la magnésie,

alcalis, sans reconnaître leurs caractères. C'est à MM. Labillardière, Pelletier et Caventou que l'on doit la connaissance de ces nouveaux alcalis, dont les caractères, bien tranchés, ne permettent plus de mettre en doute leur existence.

en s'emparant de l'acide, met à nu l'ammoniaque, que l'on peut reconnaître par les moyens que nous avons déjà indiqués.

OXIDE DE NICKEL.

L'emploi de l'oxide de nickel a été recommandé pour faire reconnaître, par la voie sèche, la présence de la potasse. Cette méthode, qui est celle d'Harkort, a été signalée par M. Berzélius, dans une nouvelle édition de son *Traité du Chalumeau*. Suivant le chimiste suédois, elle a répondu d'une manière admirable aux épreuves mises en usage pour s'assurer de son efficacité. Il suffit de dissoudre de l'oxide de nickel dans du borax, et d'ajouter à la matière vitreuse un peu de nitre, de feld-spath, ou de tout autre corps qui contienne une petite quantité de potasse, pour obtenir en quelques instans un verre d'une couleur bleue très distincte. La présence de la soude n'empêche pas la réaction d'avoir lieu; on peut aussi employer, comme succédané de l'oxide, le nitrate ou l'oxalate de nickel. Il faut cependant que ces sels soient exempts de cobalt; la présence de ce dernier donnerait lieu à un verre de couleur brune.

OXIDE DE POTASSIUM.

POTASSE.

L'oxide de potassium obtenu par l'alcool, dissous dans l'eau distillée (la *potasse pure liquide*), peut servir à faire reconnaître un grand nombre de dis-

solutions minérales, qu'il décompose en donnant naissance, 1°. à des oxides qui se précipitent et qui sont ou blancs ou colorés diversement; 2°. à des oxides précipités d'abord, puis redissous par un excès de potasse (1).

Elle donne des précipités blancs avec les solutions suivantes.

Solutions des sels de zircon.	précipité gélatineux.
de magnésie.	<i>id.</i>
de glucine.	<i>id.</i>
d'alumine.	<i>id.</i>
d'yttria.	<i>id.</i>
de chaux.	<i>id.</i>
de manganèse.	<i>id.</i> (2)
de zinc.	<i>id.</i>
de protoxide de fer.	<i>id.</i> (3)
de protoxide de cérium.	<i>id.</i>
de deutoxide de cérium.	<i>id.</i>
de titane.	<i>id.</i>
de protoxide d'étain.	<i>id.</i>
de deutoxide d'étain.	<i>id.</i>
de cadmium.	<i>id.</i>

Elle fournit des précipités blancs, pulvérulens, avec les solutions suivantes.

(1) Ces phénomènes ont été décrits par MM. Édouard Langier et A. de Kramer, dans des tableaux synoptiques publiés à Paris en 1828.

(2) Ce précipité s'altère promptement; il acquiert une couleur jaune, puis il passe au brun.

(3) Le précipité, de blanc qu'il était, devient vert sale, et enfin d'un jaune tirant sur le rouge-brun.

Solutions des sels de strontiane:	précipité pulvérulent.
de baryte.	<i>id.</i>
d'arsenic (1).	<i>id.</i>
de deutocide d'antimoine.	<i>id.</i>
de tellure.	<i>id.</i>
de plomb.	<i>id.</i>
de bismuth.	floconneux.
de protoxide d'antimoine.	caillebotté.

Elle forme avec les solutions minérales suivantes, des précipités diversement colorés.

Avec la solution des sels :

de chrome.	précipité gélat. gris-verdâtre (2).
de protoxide d'urane.	<i>id.</i> <i>id.</i>
de deutocide d'urane.	<i>id.</i> jaunâtre.
de cobalt.	<i>id.</i> bleu (3).
de nickel.	<i>id.</i> verdâtre.
de protoxide de mercure.	pulvér. gris-noir.
de deutocide de mercure.	<i>id.</i> jaune citron (4).
de platine.	<i>id.</i> jaune (5).
de deutocide de fer.	floconn. bleuâtre (6).
de peroxide de fer.	<i>id.</i> brun-rouge.
de deutocide de cuivre.	<i>id.</i> blanc-bleuâtre.
d'osmium.	<i>id.</i> brunâtre.

(1) Ce précipité n'est pas entièrement soluble à froid; mais, à l'aide de la chaleur, la dissolution est complète.

(2) Ce précipité, par sa calcination, passe au vert.

(3) Ce précipité passe du bleu au vert, puis au brun.

(4) Le précipité obtenu est un mélange de protoxide et de mercure métallique.

(5) Ce précipité est soluble dans une grande quantité d'eau.

(6) Cette couleur s'altère, et le précipité devient rougeâtre.

Avec la solution des sels :

- de palladium. précipité floconn. orangé (1).
 de deutøxide de manganèse. *id.* brun.
 de perøxide de manganèse. *id.* brunâtre (2).

Elle précipite les dissolutions des sels suivans; mais les précipités, d'abord apparens, sont redissous lorsqu'on ajoute un excès d'alcali.

Sels de glucine,	Sels de tellure,
d'alumine,	de protoxide d'étain,
de zinc,	d'iridium,
de protoxide d'antimoine,	de chrome.
de plomb,	

La potasse liquide sert à séparer l'oxide d'aluminium de l'oxide de fer. On agit de la manière suivante : on prend les deux oxides hydratés (obtenus en précipitant une dissolution d'alumine et de fer par l'ammoniaque), on les traite par une solution de potasse caustique en excès, à l'aide de la chaleur (à la température de l'ébullition). L'alumine seule se dissout dans cet alcali; l'oxide de fer, insoluble, est séparé par la filtration; il reste sur le filtre, et après l'avoir lavé et séché complètement, on en détermine le poids.

On précipite ensuite l'alumine de sa dissolution dans la potasse, par l'hydro-chlorate d'ammoniaque: l'acide hydro-chlorique se porte sur la potasse, la

(1) Ce précipité est d'abord jaune.

(2) Ce précipité est primitivement d'une couleur jaunâtre.

sature; l'oxide d'aluminium, qui était tenu en dissolution par cet alcali devenu libre, se précipite; on le recueille sur un filtre, on le lave à grande eau, on le fait sécher, on le calcine et on le pèse.

On emploie encore l'hydrate d'oxide de potassium pour reconnaître la présence, dans un liquide, d'un ou de plusieurs sels à base d'ammoniaque; à cet effet, on y verse de ce réactif, et l'on agite. Si la solution contient des sels ammoniacaux, il y a dégagement d'une odeur sensible d'ammoniaque: dans cette opération, la potasse s'empare de l'acide combiné à l'alcali, le met à nu; l'ammoniaque, qui est volatile, se dégage. Si la quantité d'alcali volatil qui se dégage était très petite, et que son odeur ne fût pas sensible, on pourrait s'assurer de sa présence en mettant au-dessus de la surface du liquide un bouchon ou un tube de verre trempé dans de l'acide nitrique faible: cet acide donne lieu à la formation de vapeurs blanches, par sa combinaison avec le gaz ammoniac qui se dégage. On peut encore obtenir cette petite quantité d'ammoniaque par la distillation; examinant ensuite le produit liquide distillé, on peut acquérir une conviction intime, en saturant le liquide par un acide, le faisant évaporer et recueillant le sel ammoniacal qui s'est formé. On reconnaît ensuite, par d'autres réactifs, quel est l'acide, ou quels sont les acides qui étaient combinés à cet alcali.

M. Lassaigne a indiqué un moyen plus certain de reconnaître de petites quantités d'ammoniaque. Ce

moyen consiste à plonger l'extrémité d'un tube creux dans une solution concentrée de chlorure de platine, à enlever avec du papier joseph l'excès de solution qui forme goutte à l'extrémité du tube, et à plonger le tube ainsi légèrement imprégné, dans l'espace soupçonné contenir quelques parties de ce gaz. Dans le cas où il y a présence d'ammoniaque, la partie du tube mouillée devient opaque et jaune, phénomène dû à la formation du muriate de platine et d'ammoniaque. On observe, de plus, quelques vapeurs blanches autour du tube.

Ce réactif est encore mis en usage pour reconnaître la présence de l'acide nitrique; on agit de la manière suivante. On sature par la potasse la liqueur qu'on suppose contenir de cet acide, et l'on fait évaporer : quand la dissolution est très rapprochée, on y trempe un morceau de papier, que l'on retire et que l'on fait sécher. On allume le papier sec : si la liqueur contient de l'acide nitrique saturé par la potasse, ce papier brûle avec scintillation, ce qui n'a pas lieu si la liqueur n'en contient pas. Si l'on avait remarqué, pendant la combustion du papier, des scintillations sensibles, il serait convenable, pour être certain de la présence de cet acide, de faire évaporer la liqueur, d'y mêler de la limaille de cuivre ou de fer, et de traiter le résidu par l'acide sulfurique, qui dégage de l'acide nitreux, reconnaissable à sa couleur et à son odeur. On peut encore, et cette méthode est préférable, introduire le résidu dans une

petite cornue tubulée, le traiter par l'acide sulfurique, qui détermine la décomposition du nitrate de potasse et met à nu l'acide nitrique, qui passe à la distillation.

Ces précautions sont nécessaires pour démontrer que la scintillation du papier imprégné du résidu n'est pas due à la présence du chlorate de potasse. Ce sel offre le même phénomène par la combustion, mais il fournit à la distillation des vapeurs qu'on reconnaît facilement à leur odeur de chlore.

On peut encore employer la potasse liquide pour reconnaître si le vin est naturellement coloré en rouge, ou s'il l'a été à l'aide de substances étrangères. Des essais faits en 1825, 1826 et 1827, sur des vins rouges de divers départemens (de la Côte-d'Or, de la Haute-Marne, de l'Hérault, de la Seine, de la Garonne, de la Meuse, de la Moselle, des Vosges), nous ont démontré, 1°. que la potasse peut être employée comme réactif, pour faire reconnaître la couleur des vins naturels, qu'elle fait passer du rouge au *vert-bouteille* ou au *vert-brunâtre*; 2°. que le changement de couleur produit par ce réactif sur les vins est différent lorsque les vins sont plus vieux; 3°. qu'il n'y a pas précipitation de la matière colorante, cette matière restant en dissolution dans la liqueur alcaline. Des expériences faites plus anciennement indiquent que la potasse donne avec les vins colorés artificiellement, des colorations diverses.

Ces colorations sont, 1°. le *violet*, lorsqu'on a employé le principe colorant des baies d'hièble; 2°. le *rouge-violacé*, lorsqu'on a employé le principe colorant du bois d'Inde; 3°. une couleur *violâtre*, lorsqu'on s'est servi des baies du mûrier (les mûres rouges); 4°. le *rouge*, lorsqu'on a employé le bois de Fernambouc; 5°. le *rouge*, si l'on s'est servi de la betterave; 6°. le *violet clair*, si l'on a fait usage du tournesol en drapeaux; 7°. le *violet tirant sur le bleu*, si l'on s'est servi des baies de troëne; 8°. enfin le *jaune*, si l'on a employé la matière colorante du *phytolaca decandra* (le raisin d'Amérique). L'emploi de ce dernier produit donne au vin un goût désagréable (1). L'intensité de la coloration doit varier selon les diverses circonstances; mais aucune ne se rapprochant des couleurs fournies par le vin naturel, la potasse doit être regardée comme un réactif précieux pour l'essai des vins.

La potasse est, selon M. Blondeau, pharmacien de Paris, un réactif qui peut faire reconnaître le baume de copahu falsifié, de celui qui ne l'est pas; mais cet habile pharmacien donnant la préférence au carbonate de magnésie, nous en parlerons lorsque nous traiterons de ce sel.

La potasse a été recommandée par M. Bonastre,

(1) Les vigneron portugais employaient ces baies et les mêlaient à leur vin, lors de la vendange. Le roi de Portugal fit cesser cette fraude, en faisant détruire la plante, et par là il rétablit la réputation des vins portugais.

pharmacien, pour faire reconnaître les huiles essentielles de piment de la Jamaïque, de girofle et de cannelle-giroflée; il a vu que ces huiles, en se combinant à la potasse et à d'autres alcalis, formaient des combinaisons analogues à des sels, mais dont l'acide serait très faible.

Avec l'huile de girofle, la potasse donne naissance à un composé susceptible de cristalliser en belles écailles blanches, luisantes, nacrées; ces écailles exigent de 10 à 12 parties d'eau pour être dissoutes, elles sont très solubles à chaud dans le même liquide. Cette solution, par son mélange avec les sels de peroxyde de fer, prend une couleur rouge, bleue ou violette: traitée par l'acide nitrique, elle devient d'une belle couleur rouge.

Le même effet a lieu pour l'huile volatile de piment de la Jamaïque: la soude agit d'une manière analogue sur ces huiles.

OXIDE DE SODIUM.

SOUDE.

L'oxide de sodium obtenu par l'alcool, dissous dans l'eau distillée (la soude à l'alcool), peut servir de réactif pour faire reconnaître, par les précipités qu'elle détermine, les différentes dissolutions des sels minéraux. Ces précipités sont analogues à ceux fournis par la potasse, à l'exception du palladium, qui ne fournit pas de précipité; ce réactif peut donc, au besoin, remplacer la potasse.

Elle peut aussi servir à décomposer les sels ammoniacaux et mettre à nu l'ammoniaque qui se dégage. (V. POTASSE.)

La *soude caustique* (la *lessive des savonniers*) a été proposée comme pouvant servir de pierre de touche pour apprécier aux frontières les quantités de laine mélangée au coton, dans divers tissus laine et coton. Le procédé consiste à faire bouillir dans une solution de soude caustique une quantité donnée du tissu à essayer. Toute la laine est dissoute sans que les fils de coton soient sensiblement altérés.

La soude caustique a encore été indiquée comme pouvant servir à faire reconnaître le baume de copahu pur et celui qui a été falsifié par l'huile de ricin (1). Les essais que nous allons rapporter feront voir le parti qu'on peut tirer de ce réactif pour déterminer la pureté de ce produit.

1°. Du baume de copahu dont la pureté était certaine, essayé par la dissolution de soude caustique, a fourni un liquide blanchâtre, très fluide, qui, au bout d'une demi-heure, s'était séparé en deux couches très distinctes, l'inférieure un peu louche, et la supérieure toute composée de baume de copahu.

2°. On a mélangé, dans les proportions suivantes,

Baume de copahu,	1	partie;
Huile de ricin,	1	partie;
Soude caustique,	5	parties.

(1) L'huile de ricin est le produit employé par les falsificateurs.

Le mélange, mis dans un flacon, puis agité, s'est pris en masse savonneuse et blanche; au bout de vingt-quatre heures, il était solide et n'avait pas abandonné de baume de copahu. On remarquait à la partie inférieure du flacon un excès de soude caustique.

3°. Un second mélange fait avec

Huile de ricin, 1 partie;
 Baume de copahu, 2 parties;
 Soude caustique, un excès,

a donné une masse savonneuse un peu moins blanche que la précédente, mais qui fut bientôt d'une solidité aussi grande que l'était le mélange précédent.

4°. Un troisième mélange, fait dans les proportions suivantes,

Huile de ricin, 1 partie;
 Baume de copahu, 4 parties;
 Soude caustique, un excès,

a fourni un produit solide; mais la masse obtenue était d'un blanc-jaunâtre.

5°. Un dernier mélange, formé de

Huile de ricin, 1 partie;
 Baume de copahu, 6 parties;
 Soude caustique, un excès,

a fourni une masse transparente solide, mais d'une dureté moindre que celle des masses précédentes.

On voit, par ce qui vient d'être dit, que le mé-

lange de l'huile de ricin avec le baume de copahu peut être décélé par la soude caustique, puisque ce réactif ne solidifie pas le baume de copahu pur, et qu'il amène en consistance solide un mélange qui contiendrait un septième d'huile.

OXIDE DE STRONTIUM.

STRONTIANE.

La solution d'oxide de strontium dans l'eau distillée (*l'eau de strontiane*) peut être employée, comme celle de baryte, pour faire reconnaître la présence des acides carbonique et sulfurique libres, et celle des sulfates et carbonates solubles, et aussi pour déterminer la quantité de ces acides en solution ou en combinaison; mais ce réactif est moins sensible que ne l'est l'oxide de barium, les sels d'oxide de strontiane (les carbonates et les sulfates) étant plus solubles que ceux de baryte. Les sels d'oxides de barium et de strontium ont quelque ressemblance; il est cependant des caractères qui permettent de les distinguer. Soumis à l'action de la chaleur, à l'aide du charbon, ils donnent lieu à des sulfures; mais le sulfure de strontiane, traité par l'acide hydrochlorique, donne naissance à un sel qui, dissous dans l'alcool, colore la flamme de ce liquide en pourpre, tandis que le sel formé par la réaction de l'acide hydro-chlorique sur le sulfure de barium, colore cette flamme en jaune.

On obtient des phénomènes analogues en soumettant les sulfates de baryte et de strontiane à la flamme du chalumeau : le premier donne à la flamme une couleur jaune, tandis que le second lui donne une couleur purpurine.

Les proportions des sels obtenus de la combinaison de l'hydrate d'oxide de strontium avec les acides sulfurique et carbonique étant déterminées, on peut, du poids de ces sels obtenus, déduire immédiatement les quantités d'acides contenues dans les liquides que l'on a précipités au moyen de ce réactif.

Cent parties de carbonate de strontiane contiennent, selon Klaproth,

acide.	30,50	ou	28,6	} équivalens chimiques.
strontiane.	69,50		71,4	

Cent parties de sulfate présentent, d'après M. Vauquelin,

46 d'acide.	ou	42,25	} équivalens chimiques.
54 de strontiane.		57,75	



CHAPITRE IV.

Produits résultans de la combinaison des corps combustibles employés comme réactifs.

EAU.	CYANURE SULFURÉ DE POTASSIUM.
AMMONIAQUE.	FERRO-CYANURE ROUGE DE POTASSIUM.
CYANURE DE MERCURE.	PER-CHLORURE DE MERCURE.

EAU PURE.

L'eau purifiée par distillation (*l'eau distillée*) est employée, en Chimie, dans presque toutes les opérations. Elle peut être considérée comme l'agent général du chimiste. Elle sert à séparer les corps plus solubles de ceux qui le sont moins, ou qui ne le sont pas sensiblement; la plupart de ces séparations étant généralement connues, nous avons cru devoir nous borner à en citer quelques-unes. On doit, dans tous ces cas, faire usage de l'eau pure, afin qu'elle n'apporte, dans les corps que l'on traite, aucune substance étrangère, ce qui arriverait si l'on employait des eaux de rivière, de puits, de fontaine, ou même de l'eau distillée impure, qui pourrait contenir des matières volatiles, de l'acide carbonique (1), de l'ammoniaque, etc.

(1) Il est assez difficile d'obtenir l'eau distillée exempte de tous corps étrangers, ainsi que nous le verrons au chapitre des préparations.

L'eau distillée, préparée avec soin, doit être employée exclusivement dans toutes les analyses, de même que pour tenir en solution la plupart des réactifs journallement usités dans les laboratoires de Chimie.

On s'en sert pour laver les sels par petites lotions successives; on les fait ensuite dissoudre à chaud; on filtre la solution, qui cristallise par refroidissement. On décante l'eau-mère, on lave, et l'on fait égoutter les cristaux; si la solution saline n'était pas susceptible de cristalliser en refroidissant, il faudrait obtenir le sel par évaporation, le faire égoutter et le laver de nouveau. Ces moyens très simples de purification donnent, dans beaucoup de cas, de bons résultats. On se sert aussi de lavages répétés, pour purifier la plupart des précipités insolubles que produisent divers réactifs dans une foule de dissolutions.

On s'en sert, 1°. pour séparer des sodes et des potasses brutes, l'alcali et les sels solubles qui sont unis aux matières terreuses; 2°. pour reconnaître si un sucre en poudre ou une cassonade sont mêlés de sucre de lait (qui est moins soluble que le sucre de betteraves, de cannes), ou de matières insolubles étrangères (sable, etc.); 3°. pour déterminer la quantité d'un sel soluble qui aurait été mêlé à des substances insolubles; 4°. pour séparer des matières insolubles les substances solubles qui auraient pu y être mêlées.

L'eau distillée s'emploie aussi, 1°. pour étendre les acides, rendre leur usage plus commode et obtenir

plus de précision, lorsqu'on veut connaître le pouvoir saturant de diverses substances (*alcalis*) qui se combinent avec eux ; 2°. pour augmenter les volumes d'une multitude de solutions sans les altérer.

Elle s'emploie encore pour obtenir des solutions saturées d'un sel pur, et laver avec ces solutions des mélanges de différens sels. Par ce moyen, on dissout tous les sels étrangers à celui dont on veut reconnaître la proportion dans le mélange essayé.

Elle fait reconnaître le potassium et le sodium. Le premier de ces métaux, projeté sur ce liquide, y brûle avec flamme, en tournoyant à sa surface ; le second décompose ce liquide sans qu'il y ait combustion (1). Les oxides de sodium et de potassium (la potasse et la soude) restent en dissolution et sont faciles à reconnaître : ils verdissent les couleurs bleues végétales,aturent les acides et forment des sels à base de soude ou de potasse, qui ont des caract-

(1) M. Sérnias a expliqué ce phénomène par l'élevation de température, qui est plus grande pour le potassium et va jusqu'à la combustion, tandis que cela n'arrive pas avec le sodium ; il a vu qu'on pouvait obtenir cette combustion à l'aide d'eau chargée de gomme. Les parcelles de métal, retenues par la densité de l'eau gommée, sont fixées sur un point, elles s'échauffent assez pour entrer en ignition, et le globule enflammé parcourt la surface du liquide, de la même manière que le potassium. Mis en contact avec un bain de mercure, le potassium se meut d'abord, puis acquiert plus tard un mouvement giratoire. Le sodium, jeté vivement sur un bain du même métal, est lancé avec violence hors de ce bain, en donnant lieu à une petite explosion accompagnée de chaleur et de lumière.

tères différens. Pour distinguer immédiatement ces deux oxides l'un de l'autre, on verse dans leur solution du muriate de platine : ce réactif forme avec l'oxide de potassium un sel double jaune, insoluble, qui se précipite, phénomène que ne présente pas la solution d'oxide de sodium. Il faut pour que cet effet ait lieu, même avec la *potasse*, que ces solutions ne soient pas trop étendues. Si les solutions étaient trop faibles, il faudrait les concentrer en les soumettant à l'action de la chaleur.

L'eau peut servir à séparer le gluten de l'amidon, et celui-ci de la matière sucrée. Pour cela, on réduit la farine de laquelle on veut isoler ces substances, en une pâte d'une assez forte consistance; on fait tomber sur cette pâte un petit filet d'eau distillée, on malaxe jusqu'à ce que l'eau n'entraîne plus de fécule amilacée; on le reconnaît à ce que l'eau qui a passé dessus coule limpide : la matière élastique et en quelque sorte membraneuse qui reste dans la main est le gluten; l'eau de lavage tient en suspension l'amidon qui se dépose; la matière sucrée reste en solution.

L'eau peut servir pour purifier l'éther qui contient de l'alcool, et même pour reconnaître approximativement dans quelles proportions on a mêlé ces deux substances. A cet effet, on met dans un tube gradué une quantité du liquide qu'on veut essayer; on prend note du volume, on agite ensuite cet éther avec une quantité donnée d'eau; après quelques ins-

tans de repos, on reconnaît si le volume de l'éther essayé a diminué, et de quelle quantité. Il faut avoir le soin de boucher le tube gradué, afin d'éviter l'évaporation d'une partie du liquide. Cette opération n'est pas d'une grande précision, mais elle peut donner des résultats approximatifs.

AMMONIAQUE.

Alcali volatil.

La solution du gaz ammoniac dans l'eau (*l'ammoniaque liquide*) est employée pour reconnaître les diverses solutions métalliques, dans lesquelles elle détermine des précipités qui jouissent de propriétés plus ou moins caractéristiques. Ces précipités, presque tous formés d'oxides, sont blancs ou colorés; ils peuvent être distingués, d'après leur forme, en précipités *floconneux*, *gélatineux*, *pulvérulens* et *caillebottés*. Les précipitations obtenues à l'aide de l'alcali volatil ont été observées et étudiées par la plupart des chimistes; mais depuis peu MM. Édouard Laugier et A. de Kramer ont indiqué, dans des tableaux synoptiques, et la couleur et la forme de ces précipités (1).

Les précipités résultans de la réaction des solutions métalliques, sur l'ammoniaque, ont les caractères suivans :

(1) A Paris, chez Dondey-Dupré, rue de Richelieu, no 47 bis

Solution

de zircon.	précipité blanc	floconneux.
de manganèse.	<i>id.</i>	<i>id.</i> (1)
de protoxide de fer.	<i>id.</i>	<i>id.</i> (2)
de bismuth.	<i>id.</i>	<i>id.</i>
de glucine.	<i>id.</i>	gélatineux.
d'alumine.	<i>id.</i>	<i>id.</i>
de zinc.	<i>id.</i>	<i>id.</i> (3)
de protoxide de cérium.	<i>id.</i>	<i>id.</i>
de deutoxide de cérium.	<i>id.</i>	<i>id.</i>
d'yttria.	<i>id.</i>	<i>id.</i>
de protoxide d'étain.	<i>id.</i>	<i>id.</i>
de deutoxide d'étain.	<i>id.</i>	<i>id.</i>
de titane.	<i>id.</i>	<i>id.</i>
d'arsenic.	<i>id.</i>	pulvérulent (4).
de manganèse.	<i>id.</i>	<i>id.</i> (5)
de cadmium.	<i>id.</i>	<i>id.</i> (6)
de protoxide d'antimoine.	<i>id.</i>	<i>id.</i>
de deutoxide de mercure.	<i>id.</i>	<i>id.</i> (7)
de deutoxide d'antimoine.	<i>id.</i>	<i>id.</i>
de tellure.	<i>id.</i>	caillebotté (8).
de plomb.	<i>id.</i>	<i>id.</i>
de peroxide de manganèse.	brun	floconneux.
de deutoxide de manganèse.	<i>id.</i>	<i>id.</i>
d'osmium.	<i>id.</i>	<i>id.</i>
de deutoxide de fer.	blenâtre	<i>id.</i>
de tritoxide de fer.	brun-rougeât.	<i>id.</i>

(1) Si la liqueur est neutre, la moitié de l'oxide est seulement précipitée; l'autre forme un sel double de manganèse et d'ammoniaque.

(2) Ce précipité passe au vert, puis au jaune-rougeâtre.

(3) Soluble dans un excès d'ammoniaque.

(4) Soluble dans un excès d'alcali.

(5) Si la liqueur est neutre, le précipité est partiel, et peut être nul si elle ne l'est pas.

(6) Ce précipité est soluble dans un excès d'ammoniaque.

(7) Ce précipité est en partie soluble dans l'ammoniaque.

(8) Soluble dans un excès d'alcali.

Solution

de chrome.....	précipité gris-verdâtre floconneux (1).
de cobalt.....	verdâtre <i>id.</i> (2)
de protoxide d'urane.....	gris-jaunâtre <i>id.</i>
de nickel.....	vert-bleuâtre <i>id.</i>
d'irridium.....	blanc-verdâtre gélatineux.
de deutoxide de cuivre.....	blanc-bleuâtre <i>id.</i>
de protoxide de mercure.....	gris foncé pulvérulent.
de palladium.....	orangé <i>id.</i>
de deutoxide d'urane.....	jaune floconneux (3).
de platine.....	<i>id.</i> pulvérulent (4).
d'or.....	<i>id.</i> <i>id.</i>

Les solutions de cuivre et de nickel, comme nous l'avons dit, donnent des précipités qui se redissolvent dans un excès d'ammoniaque, en fournissant des solutions bleues-violacées. La couleur de la solution de nickel est moins belle que celle de la solution de cuivre. On détermine cependant d'une manière plus précise auquel de ces deux métaux elle appartient, 1°. par une solution d'hydro-cyanate de potasse et de fer, qui précipite la solution de cuivre en brun-marron, tandis qu'elle précipite en vert la solution ammoniacale de nickel; 2°. par un barreau de zinc, qui précipite le cuivre à l'état métallique, tandis que la solution de nickel est précipitée sous la forme d'une poudre noire.

(1) Ce précipité est en partie soluble dans l'alcali volatil.

(2) Les oxides de cobalt, de cuivre, de nickel, de palladium, sont solubles dans l'ammoniaque en excès.

(3) Ce précipité retient de l'alcali qu'on ne peut séparer de l'oxide.

(4) Le précipité de platine et d'ammoniaque est soluble dans une grande quantité d'eau.

On se sert avec avantage de l'ammoniaque pour séparer le nickel du cobalt : le procédé consiste à dissoudre dans l'ammoniaque l'oxalate double de nickel et de cobalt, à abandonner cette solution à l'air ; le nickel se précipite, tandis que le cobalt reste en dissolution. On conçoit qu'en calcinant l'oxalate séparé du nickel, on obtient l'oxide pur. Ce moyen de séparation, dû à M. Laugier, est de la plus grande exactitude ; il peut être employé avec succès pour séparer les plus petites quantités de ces deux métaux. Depuis la publication de ce procédé, l'auteur s'est assuré que le cobalt de Thunaberg, dans lequel on n'avait pas trouvé de nickel jusqu'alors, en contient généralement des quantités appréciables.

L'ammoniaque, qui sert à faire reconnaître le zinc, qu'elle précipite, comme nous l'avons dit, fournit un moyen de séparer l'oxide de fer de l'oxide de ce métal, l'oxide de fer n'étant pas soluble, comme l'oxide de zinc, dans un excès d'ammoniaque ; il faut, lorsqu'on opère cette séparation, que la solution de fer soit au maximum d'oxidation.

On peut employer l'ammoniaque pour reconnaître le chlorure d'argent hydraté, qu'elle dissout complètement, tandis que l'acide nitrique concentré ne le dissout pas.

On l'a recommandée, mal à propos, pour faire reconnaître les sels à base de magnésie, et apprécier la quantité de cet oxide tenu en solution, en se basant sur la propriété dont jouit ce réactif, de précipiter

la base à l'état d'oxide hydraté; mais cette précipitation n'est que partielle, l'ammoniaque formant des sels doubles (*ammoniac-magnésiens*) : on donne, avec raison, la préférence au carbonate de potasse.

L'ammoniaque est employée pour séparer le fer du manganèse; on agit de la manière suivante : on prend une solution hydro-chlorique de ces deux métaux, on y verse un léger excès d'ammoniaque, on filtre; le fer reste sur le filtre à l'état d'oxide, tandis que le manganèse passe en dissolution : on le sépare de la liqueur en l'évaporant à siccité, et faisant calciner le résidu. Cette dernière opération a pour but de volatiliser l'hydro-chlorate d'ammoniaque, de décomposer l'hydro-chlorate de manganèse, et d'obtenir en résidu l'oxide métallique (1).

L'*alkali volatil*, comme on l'a indiqué, précipite l'or de ses dissolutions; le précipité (*l'ammoniure d'or*) devient pulvérulent par la dessiccation; il est de couleur jaune-brunâtre; frappé sur un tas d'acier, il détone avec force; l'or est réduit, et si la percussion a été opérée sur un métal blanc (l'argent, par exemple), après la détonation, la surface de ce métal se trouve dorée.

On peut encore employer l'ammoniaque pour reconnaître le cuivre dans plusieurs substances livrées

(1) Ce procédé d'analyse ne donne pas des résultats très exacts; nous n'avons pas encore de moyen facile et économique pour séparer complètement le fer du manganèse.

au commerce, et qui peuvent contenir ce métal, d'après le mode de leur préparation suivi dans les fabriques.

Les produits suivans sont de ce nombre :

- Le suc de réglisse ,
- L'acide sulfurique (1) ,
- Le sous-phosphate de soude ,
- Le sous-borate de soude (borax),
- Le nitrate d'argent ,
- Le proto-sulfate de fer ,
- Le tartrate acidule de potasse ,
- L'acide acétique ,
- Le tamarin.

Il suffit de dissoudre celles de ces substances qui sont solubles dans l'eau, de filtrer les unes et les autres, et d'y ajouter quelques gouttes d'ammoniaque liquide. On verra paraître un précipité bleuâtre, soluble dans un excès d'ammoniaque, et donnant lieu à une belle couleur bleue-violâtre.

On se sert de l'ammoniaque dans les laboratoires de Chimie et dans plusieurs fabriques, pour reconnaître la déperdition du gaz acide hydro-chlorique et

(1) Celui qui a été employé à la purification de l'argent peut être de nouveau livré au commerce, lorsqu'on l'a concentré une seconde fois; il peut être employé pour la fabrication de quelques produits chimiques, avec la petite quantité de cuivre qu'il contient. La présence de ce métal, qui, dans quelques cas, serait extrêmement nuisible, n'a aucun inconvénient dans une foule de circonstances.

du chlore au travers des luts des appareils. Il suffit d'approcher un tube trempé dans l'*alcali volatil* : on voit à l'instant un nuage blanc opaque se développer aux endroits où le gaz se dégage. On applique le même moyen à découvrir de petites quantités d'acide hydro-chlorique, que l'on a dégagé des hydro-chlorates contenus dans quelques mélanges, à l'aide de l'acide sulfurique; il vaut mieux agir par distillation, et recueillir l'eau acidulée, qu'on examine.

L'ammoniaque étendue est souvent très utile pour arrêter l'effet des taches d'acides sur diverses étoffes. Le sous-carbonate d'ammoniaque est préférable pour cet usage, par la raison que ce sel en excès n'a pas autant d'action sur certaines couleurs végétales, que l'on peut craindre d'altérer.

L'alcali volatil peut être employé pour séparer d'une substance insoluble dans ce produit, le sulfure d'arsenic qui s'y trouverait mêlé. C'est à l'aide de ce liquide que nous avons séparé de 125 grammes (4 onces) de sulfure d'antimoine, 8 gram. (2 gros) de sulfure d'arsenic. M. Braconnot s'est servi de ce moyen pour appliquer le sulfure d'arsenic à la teinture en jaune.

L'ammoniaque a été indiquée par M. Planche, pour distinguer le baume de copahu pur, de celui qui est altéré par l'huile de ricin. Voici le moyen indiqué par cet habile pharmacien.

On prend trois parties de baume de copahu et une partie d'ammoniaque, et l'on mêle exactement.

Si le mélange, dans lequel on observe d'abord quelques stries, s'éclaircit bientôt, c'est une preuve que le baume essayé est pur; si, au contraire, ce mélange, agité, blanchit, c'est un indice certain que le baume a été additionné d'huile de ricin.

M. Planche prévient que l'emploi de l'ammoniaque, comme réactif, pour constater la pureté du baume de copahu, exige quelques précautions dont l'omission pourrait induire en erreur. Ainsi on peut, par exemple, en hiver, faire l'essai dans une capsule et à l'air libre; en été, au contraire, ou seulement lorsque le thermomètre marque 10° au-dessus de 0° , le baume de copahu le plus pur blanchit avec l'ammoniaque, et l'opacité du mélange persiste, à plus forte raison, quand la température est plus élevée. Dans ces cas, le gaz ammoniac se dissipe promptement; il reste de l'eau très faiblement alcalisée, qui jouit de la propriété de former un mélange opaque avec le copahu pur, comme avec l'huile de ricin; on doit, lorsque la température est à 10° , faire le mélange dans un petit tube fermé.

L'ammoniaque a été employée par MM. Geiger et Reimann, pour découvrir l'arsenic dans le soufre. Selon ces chimistes, au moyen de l'ammoniaque caustique, on parvient à reconnaître 0,00067 d'arsenic dans le soufre. La manière d'opérer est la suivante. On fait digérer pendant quelque temps (huit jours) une certaine quantité de lait de soufre, de fleur de soufre ou de soufre ordinaire, réduit en pou-

dre très fine, avec l'ammoniaque liquide, en assez grande quantité pour que le soufre soit recouvert d'alcali ; on filtre ensuite le liquide et on le traite par un excès d'acide hydro-chlorique. S'il se forme un précipité jaune, c'est un indice que le soufre contenait de l'arsenic ; si l'on n'observe pas de précipitation, on évapore le liquide jusqu'à ce qu'il n'en reste plus que quelques gouttes, puis on ajoute un peu d'ammoniaque et d'acide hydro-chlorique et ensuite de l'acide hydro-sulfurique. L'arsenic n'y serait-il qu'en quantité minime, qu'on obtiendrait dans ce cas un précipité jaune.

On emploie souvent, dans les laboratoires, l'ammoniaque étendue d'eau en diverses proportions. Comme il est utile de connaître les quantités équivalentes de ce réactif, que le poids spécifique du mélange peut indiquer, la table suivante, due à Humphry Davy, que la science vient de perdre, donne quelques-uns de ces rapports.

Gaz ammoniac.	Eau.	Poids spécifique.
9,50	90,50	0,9692
9,60	90,40	0,9619
10,17	89,83	0,9597
10,82	89,18	0,9573
11,56	88,44	0,9545
12,40	87,60	0,9513
14,53	85,47	0,9435
15,88	84,12	0,9385
17,52	82,48	0,9326
19,54	80,46	0,9255
22,07	77,93	0,9166
25,37	74,63	0,9054
32,50	67,50	0,8750

L'ammoniaque sert à précipiter le phosphate de chaux dissous dans les acides. Ce sel se présente alors sous forme floconneuse; le précipité réuni, lavé et traité par l'acide sulfurique, se décompose en partie; on obtient des sulfates et phosphates acides de chaux, dont on peut séparer l'acide phosphorique.

CYANURE DE MERCURE.

Prussiate de mercure.

Ce cyanure, dissous dans l'eau, est employé pour reconnaître le palladium en dissolution dans un liquide. Cet emploi est basé sur la propriété que possède ce corps, de fournir, avec l'oxide de palladium, un précipité jaune considéré comme formé d'acide hydro-cyanique et d'oxide de palladium. Cet hydro-cyanate, exposé à l'action de la chaleur, détone avec force.

Cette propriété de précipiter les sels de palladium a été appliquée par M. Wollaston, dans l'analyse du platine, et il s'est servi du cyanure de mercure pour séparer ce métal des autres métaux auxquels il se trouve mêlé dans le minerai de platine. Lorsqu'on opère la précipitation du platine par le cyanure, il faut avoir soin d'employer une solution presque neutre.

CYANURE SULFURÉ DE POTASSIUM.

Cyanate sulfuré de potasse, sulfo-cyanure de potassium.

Ce composé, obtenu de la manière suivante, peut être mis en usage pour déterminer si un sel de fer (le sulfate, par exemple) est au maximum d'oxydation.

On introduit dans un tube fermé à l'une de ses extrémités, parties égales de fleur de soufre et d'hydro-cyanate de potasse et de fer pulvérisé; on chauffe lentement (la flamme d'une bougie est suffisante pour fournir le degré de chaleur nécessaire), de manière à ce que l'action soit plus lente qu'accélérée, et que le soufre puisse se combiner à l'hydro-cyanate sans brûler ou se volatiliser. Après quelques minutes de contact, et lorsque le mélange a acquis la couleur noire, on laisse refroidir et l'on ajoute de l'eau; on laisse en contact pendant quelques minutes; on fait bouillir avec précaution, pour ne pas casser le tube; on filtre la liqueur surnageante et on l'enferme dans un flacon, pour la mettre à l'abri de l'air.

Lorsqu'on veut s'en servir, on en verse quelques gouttes dans la solution de sulfate de fer qu'on veut examiner. Si cette solution est au maximum d'oxydation, on obtient un précipité d'une belle couleur rouge de sang, couleur qui disparaît par la dessiccation

et l'exposition à l'air. Si, au contraire, on l'ajoute à un sulfate au minimum récemment préparé et avec excès de base, on obtient un précipité blanc à peu près semblable à celui qu'on obtient avec l'hydrocyanate de potasse et de fer.

L'action de ce réactif (qui est dû à M. Lebaillif) sur les autres solutions métalliques n'a pas encore été assez étudiée pour qu'on puisse donner ici le résultat d'expériences qui n'ont pas toujours fourni des résultats exactement semblables (1).

FERRO-CYANURE ROUGE DE POTASSIUM.

Cyanure rouge de potassium.

Ce réactif, qui a été signalé par M. Berzélius, dans son ouvrage intitulé *De l'Analyse des corps inorganiques*, comme pouvant indiquer dans une dissolution la présence de l'oxide de fer au minimum, sans décomposer les sels au maximum, n'est bien connu chez nous que depuis que MM. Girardin, Robiquet et Clénison ont écrit sur ce sujet. (*V. le t. XIV^e du Journal de Pharmacie.*)

On doit à M. Girardin, professeur de Chimie appliquée aux Arts, à Rouen, une Note sur la pré-

(1) Cette variation dans les résultats obtenus en essayant diverses dissolutions, est attribuée à la différence qui pouvait exister entre ces solutions, qui n'avaient pas été préparées par les mêmes personnes.

paration de ce produit et sur son emploi comme réactif. Voici le procédé suivi pour sa préparation : on prend 250 grammes (8 onces) de prussiate de potasse et de fer, on fait dissoudre dans l'eau et l'on fait passer dans le liquide un courant de chlore pur, continuant jusqu'à ce que la liqueur ne précipite plus les sels de fer peroxidés. Lorsqu'on est arrivé à ce point, on filtre la liqueur et on l'abandonne à elle-même, dans une capsule de porcelaine très profonde; par cette évaporation lente, on obtient des aiguilles d'une belle couleur jaune-rougâtre et d'un éclat métallique; ces cristaux, redissous de nouveau, et la liqueur filtrée abandonnée à elle-même, fournit des cristaux transparens, souvent assez volumineux, de couleur de rubis; le plus souvent ces cristaux sont des octaèdres allongés. Ce produit est soluble dans deux fois son poids d'eau froide, et dans moins de son poids d'eau bouillante; sa dissolution concentrée, vue en masse, est presque noire; vue dans un tube, elle paraît transparente et d'un rouge-verdâtre; une très petite quantité colore en vert une masse d'eau assez considérable.

La sensibilité de ce produit, pour faire reconnaître les sels de fer, a été comparée, par M. Girardin, à la sensibilité du prussiate de potasse et de fer, et ce jeune savant reconnut que le papier imprégné de ferro-cyanure rouge décelait ce métal d'une manière très sensible, en produisant une teinte verte, dans

un liquide contenant 5 centigrammes (1 grain) de proto-sulfate de fer dissous dans 5 kilogrammes (10 livres) d'eau distillée, tandis que le prussiate de potasse et de fer n'indiquait la même proportion de fer que lorsqu'elle était dissoute dans 1000 grammes (2 livres) d'eau. Le premier de ces réactifs fait reconnaître très aisément $\frac{1}{96,000}$ de protoxide de fer; le deuxième n'est sensible que lorsqu'il y en a $\frac{1}{18,000}$; en outre, ce dernier donne lieu aux mêmes réactions avec le protoxide et le peroxide, tandis que le dernier (le *ferro-cyanure rouge*) ne réagit pas sur le peroxide, mais seulement sur le protoxide. Cette manière d'agir de ce produit le rend excessivement utile dans l'analyse chimique; puisqu'il est possible de séparer le protoxide et le deutoxide dissous par les acides; le premier, en se servant du *ferro-cyanure rouge*; le deuxième, à l'aide de l'*hydro-cyanate jaune*.

Le ferro-cyanure rouge, ajouté à diverses solutions métalliques, donne lieu aux précipités suivants, de couleurs différentes.

Avec les sels de cobalt.	précipité rouge-brun.
de cuivre.	jaune-brunâtre.
d'argent.	orangé.
d'urane.	brun-rouge.
de manganèse.	gris-brunâtre.
de nickel.	jaunâtre.
de titane.	jaune-brun.
de zinc.	orangé.

PER-CHLORURE DE MERCURE.

Muriate suroxygéné de mercure, sublimé corrosif.

Le per-chlorure de mercure est un excellent réactif pour démontrer la présence de l'albumine en très petite quantité. Si l'on verse dans un liquide ne contenant que des traces d'albumine, un excès de ce réactif, et qu'on fasse chauffer, il se forme aussitôt un précipité blanc insoluble, résultant de la combinaison de ces deux corps. Ce précipité est reconnaissable aux caractères suivans : 1°. il est blanc floconneux, insoluble dans l'eau ; 2°. soumis à l'action de la chaleur, de manière à être décomposé, il fournit les produits analogues à ceux obtenus lors de la décomposition des matières animales, et des vapeurs mercurielles qui, reçues sur une lame d'or ou de cuivre, blanchissent cette lame, qui acquiert par le frottement un brillant métallique. Cette lame, blanchie, est douce au toucher ; si on la chauffe, elle reprend sa couleur jaune, par la volatilisation du mercure.

La propriété dont jouit l'albumine, de s'unir avec le per-chlorure de mercure et de former une combinaison insoluble, a été appliquée avec avantage pour combattre les empoisonnemens causés par le sublimé corrosif ; et l'on a pu d'autant mieux apprécier cette propriété, qu'elle a sauvé la vie, ou du moins évité de graves accidens à l'un de nos savans chi-

mistes, M. Thénard, qui, dans l'une de ses leçons, avait bu, par mégarde, une certaine quantité de solution de per-chlorure de mercure, qu'il avait prise pour de l'eau.

On peut employer le per-chlorure de mercure pour reconnaître l'eau de chaux; il donne, lorsqu'on l'ajoute à ce liquide, un précipité jaune qui passe au brun-marron.

Ce réactif est employé pour faire reconnaître la présence de l'ammoniaque ou du carbonate d'ammoniaque en dissolution dans un liquide; il donne lieu à un précipité blanc. Ce précipité se présente sous forme de flocons; ceux-ci se réunissent et se précipitent au fond du liquide; on les soumet ensuite à un examen chimique.

Le per-chlorure de mercure peut être employé pour faire reconnaître la solution d'hydriodate de potasse; si, à quelques gouttes de solution de per-chlorure de mercure, on ajoute une petite quantité d'hydriodate de potasse, on obtient un précipité rouge, qui disparaît lorsqu'on ajoute une nouvelle quantité de cet hydriodate. On peut faire reconnaître de nouveau le précipité, en ajoutant du per-chlorure de mercure.

Le per-chlorure de mercure a été appliqué à la conservation des pièces d'Anatomie. Ce procédé, dû au docteur Chaussier, consiste à imprégner les matières animales avec une solution saturée de per-chlorure de mercure.

 CHAPITRE V.

ACIDES

ACÉTIQUE.	HYDRO-CHLORIQUE.
ARSENIEUX.	HYDRO-CHLORO-NITRIQUE.
ARSENIQUE.	HYDRO-SULFURIQUE.
BORIQUE.	IODEUX.
CARBO-AZOTIQUE.	IODIQUE.
CARBONIQUE.	NITREUX.
CHOLESTÉRIQUE.	NITRIQUE.
CHRÔMIQUE.	OXALIQUE.
FLUORIQUE.	SULFUREUX.
GALLIQUE.	SULFURIQUE.
HYDRIODIQUE.	TARTRIQUE.

ACIDE ACÉTIQUE.

L'acide acétique a été recommandé pour rougir le papier bleu de tournesol, et le rendre propre à reconnaître la présence des alcalis.

Pour produire ce changement de couleur, dû à la saturation d'une petite quantité d'*alcali* qui a fait passer au bleu la teinture de tournesol, on trempe le papier bleu dans une eau légèrement acidulée, au moyen de quelques gouttes d'acide acétique; lorsque la couleur est passée au rouge, on lave dans l'eau

distillée pure à plusieurs reprises, et on le fait sécher. Le papier rougi de cette manière a l'inconvénient d'être ramené au bleu par son exposition à l'air, effet qui doit probablement être attribué aux émanations animales répandues dans l'air atmosphérique, et qui contiennent de l'ammoniaque. Le pouvoir saturant de l'acide acétique étendu d'eau étant très faible, ce papier, qui n'en retient lui-même qu'une très petite quantité, est d'une grande sensibilité pour reconnaître si un liquide quelconque contient des traces d'*alkali*.

Cet acide peut servir à démontrer la présence de l'or en solution dans l'acide muriatique; il décompose cette solution et ramène l'or à l'état métallique.

L'acide acétique est mis en usage dans l'analyse des substances végétales, et l'on s'en sert pour séparer la résine du gluten. Ces deux substances sont dissolubles dans l'acide acétique; mais en ajoutant de l'eau à la dissolution, celle-ci affaiblit l'acide, il y a précipitation de la matière résineuse, tandis que le gluten reste en dissolution; la résine qui a été dissoute par cet acide, et qui est précipitée par l'eau, n'a pas éprouvé d'altération.

ACIDE ARSENIQUEUX.

Oxide blanc d'arsenic.

L'acide arsenieux est employé pour faire reconnaître la présence de l'acide hydro-sulfurique libre

ou combiné. Cet acide est décomposé par ce réactif, l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique s'unit avec l'oxygène de l'acide arsenieux, forme de l'eau; le soufre se combine au métal, donne un précipité floconneux d'un très beau jaune (le *sulfure d'arsenic*, *l'orpin*). Ce précipité desséché est fusible; par refroidissement, il se prend en une masse friable d'un jaune-orangé. Chauffé à une température plus élevée, il entre en ébullition et se distille en gouttes rouges. Chauffé avec le contact de l'air atmosphérique, il absorbe l'oxygène, se convertit en acide sulfureux et en oxide d'arsenic : si l'on chauffe ce dernier, il développe, en se volatilissant, une odeur alliée qui fait reconnaître les produits qui contiennent de l'arsenic.

Cet acide précipite la chaux de sa solution dans l'eau, et il forme avec elle un sel semblable à celui que l'on trouve dans la nature (*l'arsenite de chaux*, la *pharmacolithe*). Un des caractères de ce sel est de répandre, lorsqu'on le met sur un fer rouge, des vapeurs reconnaissables à leur odeur d'ail, et de laisser pour résidu de l'oxide de calcium.

On peut se servir de l'acide arsenieux pour constater la présence du cuivre en solution dans un liquide. A cet effet, on combine cet acide avec la potasse, et l'on verse l'arsenite de potasse obtenu dans la liqueur qu'on suppose contenir ce métal dissous. Si elle en contient, il se forme aussitôt un précipité vert auquel on a donné le nom de *vert de Scheèle*. Ce

précipité est reconnaissable par différens caractères : il donne , par l'action de la chaleur , des vapeurs arsenicales , et laisse pour résidu de l'oxide de cuivre. Si la précipitation n'a pas lieu , on peut être assuré que la liqueur ne contient pas de cuivre.

L'acide arsenieux a été indiqué par M. Moretti , professeur de Chimie à Milan , comme pouvant servir de réactif pour faire distinguer la solution aqueuse de baryte de celle de strontiane. Selon ce chimiste , l'acide arsenieux , ou même l'arsenite de strontiane , versé dans l'eau de baryte , détermine sur-le-champ un précipité blanc floconneux d'arsenite de baryte , qui reste en suspension pendant quelque temps , tandis qu'avec l'eau de strontiane il n'y a pas de précipité , l'arsenite formé reste en solution dans le liquide , qui ne perd pas de sa limpidité.

ACIDE ARSENIQUE.

L'acide arsenique a été indiqué par M. Elsner , comme pouvant faire reconnaître les diverses espèces de sucre , par les phénomènes qui résultent de leur mélange avec cet acide.

L'auteur a reconnu , 1°. qu'une solution d'acide arsenique , additionnée de sucre de canne , prenait , après plusieurs heures de mélange , une teinte rose , puis passait ensuite à une couleur pourpre analogue à celle du sirop de framboise. Cette couleur , après douze à quinze jours , passe au rouge-brun.

2°. Que la solution acide mêlée à du sucre de

lait, prend, au bout de quelques heures, une couleur brune-rougeâtre.

3°. Que la solution du même acide, mêlée à de la mannite, prend, après quelques heures, une couleur rouge-brique.

4°. Que la solution d'acide arsenique, mêlée à du sucre de raisin (*extrait du miel*), présente des phénomènes analogues à ceux obtenus avec le sucre de canne.

5°. Que cet acide, mêlé au sucre de réglisse préparé avec le muriate d'étain, ne donne lieu à aucun changement, même après un espace de temps très long; et qu'il en est de même lorsqu'on emploie le principe doux des huiles, la glycérine.

6°. Que la solution d'acide arsenique, mêlée avec le sucre d'amidon, fournit, au bout de quelques jours, une couleur aussi belle que celle qu'on obtient avec le sucre de canne.

7°. Que le sucre impur obtenu de l'urine ne produit aucune coloration.

ACIDE BORIQUE.

L'acide borique est employé comme réactif dans les essais au chalumeau. H. Davy l'a recommandé pour découvrir la présence des alcalis (*potasse et soude*) dans les substances minérales. Voici la manière d'opérer indiquée par ce savant. On fait fondre dans un creuset de platine une partie du minéral ré-

duit en poudre, avec deux parties d'acide borique; lorsque la fusion est opérée, on retire le creuset du feu, on traite la masse fondue par de l'acide nitrique étendu, on concentre la dissolution pour séparer la silice, on sature la liqueur par du sous-carbonate d'ammoniaque en excès, on fait bouillir et l'on filtre; tous les oxides métalliques sont précipités, on reprend de nouveau le liquide filtré, on le fait évaporer de manière à séparer tout l'acide borique; on filtre, on fait évaporer à siccité, on calcine fortement, on traite par l'eau, et l'on a dans la liqueur les substances alcalines combinées à l'acide nitrique; on détermine alors quelle est leur nature, soit en se servant de l'acide tartrique, soit de l'hydro-chlorate de platine, etc.

ACIDE CARBO-AZOTIQUE.

L'acide carbo-azotique a été proposé par M. J. Liebig, pour faire reconnaître et séparer la potasse en dissolution dans un liquide, en se basant sur la propriété que possède cet acide de former avec cette base un sel qui ne se dissout que dans 260 parties d'eau à 15° centigrades. A l'aide de ce réactif, M. Liebig a pu découvrir de la potasse, même dans de la teinture de tournesol; le procédé à suivre consiste à verser une certaine quantité d'une solution alcoolique d'acide carbo-azotique dans le liquide soupçonné contenir de la potasse. Si ce liquide en contient, il se dépose, peu de temps après, des cristaux de carbo-azotate de po-

tasse que l'on recueille, pour les dessécher, déterminer leur poids, et apprécier, par le calcul, la quantité de potasse qu'ils représentent, en se basant sur les proportions suivantes de ce sel, pour 100 parties de sel formé

d'acide carbo-azotique.	83,79,
de potasse.	16,21.

Le carbo-azotate de potasse ne contient pas d'eau de cristallisation.

L'acide carbo-azotique décompose le nitrate de potasse; ainsi lorsqu'on ajoute à une solution de ce sel de la solution alcoolique de cet acide, on voit (au bout de quelque temps) un précipité se former; ce précipité est du carbo-azotate de potasse.

ACIDE CARBONIQUE.

Cet acide, dissous dans l'eau, peut être utilisé comme réactif; il précipite l'eau de chaux, de strontiane et de baryte, et forme des carbonates insolubles en s'unissant avec ces bases; il faut, quand on s'en sert, avoir la précaution de n'ajouter que la quantité d'acide carbonique nécessaire pour saturer ces oxides, ou faire bouillir le mélange, afin de chasser l'acide carbonique en excès; si l'on ne prenait pas ces précautions, l'acide en excès redissoudrait une partie du précipité. Les carbonates obtenus par cette opération sont décomposés par la plupart des acides minéraux et végétaux avec effervescence; ils donnent

lieu à d'autres sels reconnaissables à leurs caractères particuliers. Nous allons indiquer les caractères des sels qui résultent de la réaction de l'acide sulfurique sur les carbonates de chaux, de baryte et de strontiane, pour faire ressortir ces caractères, et montrer qu'ils sont distinctifs.

Le carbonate de chaux, traité par l'acide sulfurique, fait effervescence, due au dégagement de l'acide carbonique; par cette réaction, on obtient un sel blanc (le *sulfate de chaux*), peu soluble dans l'eau, se précipitant sous forme grenue. Ce sel, fortement chauffé dans un creuset, délayé ensuite avec peu d'eau, absorbe ce liquide et se prend en masse (plâtre). Le carbonate de baryte subit la même décomposition; le sulfate de baryte obtenu est blanc, pulvérulent, d'un poids spécifique considérable; tout-à-fait insoluble dans l'eau; soumis à l'action de la chaleur au chalumeau, il colore la flamme en jaune.

Le carbonate de strontiane, traité de la même manière, est converti en un sel blanc peu soluble dans l'eau, d'un poids spécifique un peu moins considérable que celui du précédent; chauffé au chalumeau, il colore la flamme de la bougie en pourpre, etc.

L'acide carbonique peut être employé pour reconnaître le sous-acétate de plomb, qu'il précipite en partie à l'état de carbonate (1); il trouble aussi la

(1) Le sous-acétate de plomb perdant ainsi une partie de son oxide, passe à l'état de sur-acétate, qui reste en solution, et devient difficilement décomposable par l'acide carbonique.

solution d'acétate de plomb, même légèrement acide. Un des caractères du précipité produit (*carbonate de plomb*) est d'être dissous avec effervescence par l'acide nitrique, et de donner naissance à un sel blanc, pesant, opaque, sucré, cristallisable en tétraèdres anhydres, dont les sommets sont tronqués, etc. Ces caractères suffisent pour le faire reconnaître. Le carbonate de plomb est blanc, peu soluble dans l'eau; il noircit promptement, lorsqu'on l'expose à la vapeur de l'acide hydro-sulfurique, il se convertit partiellement en sulfure. Chauffé au chalumeau sur un charbon, il jaunit d'abord, puis il se réduit en un globule métallique, en faisant entendre un léger bruissement. 100 parties de carbonate de plomb contiennent :

Acide carbonique, 16,15	(Proust.)	16,4	} équivalens chimiques.
Oxide de plomb, 83,85		83,6	

L'acide carbonique combiné aux oxides métalliques, soude, potasse, etc., donne naissance à des sels qui précipitent presque toutes les solutions métalliques. Les carbonates qui résultent de ces précipitations, soit par la couleur, soit par leurs caractères chimiques, donnent des indices sur les bases auxquelles ils appartiennent. Nous les décrirons en parlant des carbonates et sous-carbonates.

ACIDE CHOLESTÉRIQUE.

L'acide cholestérique peut être employé comme réactif, pour faire reconnaître diverses solutions métalliques avec lesquelles il forme des sels (des *cholestérites*).

Avec la baryte, on obtient un précip. rouge vif.

la strontiane rouge-orangé.

la chaux rouge-brique.

la magnésie rouge-brique peu foncé (1).

l'alumine rouge brillant (2).

ACIDE CHROMIQUE.

L'acide chromique peut servir de réactif pour faire distinguer diverses solutions métalliques.

1°. Versé dans la solution de nitrate de cuivre, il y détermine un précipité de couleur rouge-brun.

2°. Dans les solutions neutres de sulfate de zinc, de muriate de bismuth, de muriate d'antimoine, de muriate de platine, de nitrate de nickel, il détermine la formation d'un précipité jaunâtre.

3°. Ajouté à la solution de nitrate d'argent, il y détermine un précipité (*chromate d'argent*) couleur *carmin*, mais qui passe au *pourpre* par suite de son exposition à la lumière.

(1) On n'obtient pas ce sel directement, mais par double décomposition; il en est de même du cholestérate d'alumine.

(2) Ce sel, par dessiccation, devient terne et d'une couleur sombre.

4°. Versé dans une solution de nitrate de mercure, il donne un précipité analogue au cinabre pour la couleur ; ce précipité, lavé, puis desséché, introduit dans un creuset et soumis à la calcination, est décomposé ; le mercure se volatilise et l'on obtient pour résidu de l'oxide vert de chrome.

5°. Ajouté à la solution d'acétate de plomb, il détermine la formation d'un précipité d'une belle couleur jaune (le *chromate de plomb*).

6°. Versé dans une solution aqueuse de tannin, on obtient un précipité floconneux brun-fauve.

ACIDE FLUORIQUE.

Cet acide a été indiqué comme pouvant servir à faire reconnaître la présence de la potasse ou de la soude dans les pierres et les minéraux. On emploie le procédé suivant : on réduit la pierre que l'on veut essayer en poudre impalpable, on la traite ensuite par l'acide fluorique aqueux ; on ajoute ensuite à la liqueur de l'acide sulfurique, on fait évaporer à siccité, on soumet à la calcination le résidu pour chasser l'excès d'acide, on traite ensuite ce résidu par l'eau distillée, celle-ci dissout le sulfate alcalin qui s'est formé, le sulfate de soude ou de potasse, si le minéral traité contenait de la soude ou de la potasse.

ACIDE GALLIQUE.

L'acide gallique sert à faire reconnaître la présence du fer; il suffit de verser quelques gouttes de la solution de cet acide dans la liqueur qui contient un oxide de ce métal, pour obtenir à l'instant une coloration souvent très intense, noire-violâtre. L'acide gallique ne colore pas la liqueur, quand le fer est au minimum; mais si on laisse cette liqueur exposée à l'air, la coloration se manifeste à la surface peu à peu et par couches successives jusqu'au fond; on peut obtenir plus promptement ce résultat, en ajoutant quelques gouttes de chlore à la liqueur qu'on examine. Le gallate acide de fer étant soluble, il faut encore que la liqueur ne contienne pas un grand excès d'acide; si elle en contenait, il faudrait étendre de beaucoup d'eau ou saturer une partie de l'acide avec un *alkali* (1). (*V. Infusion de noix de galle.*)

L'acide gallique peut servir à distinguer une solution de strontiane d'une solution de baryte dans l'eau; cet acide produit dans la solution de baryte un précipité de couleur verdâtre. La solution de strontiane n'est pas précipitée. (Fourcroy et Vauquelin.)

(1) On se sert de cet acide pour reconnaître si le sulfate de cuivre destiné aux opérations de teinture contient du sulfate de fer, qui nuirait à la beauté des couleurs.

On peut encore se servir de l'acide gallique ou d'un gallate soluble, pour reconnaître la présence de petites quantités de titane en dissolution; il donne avec ce métal un précipité de couleur rouge-orangé.

L'acide gallique précipite plusieurs solutions métalliques. Versé dans la solution d'or, il lui donne une couleur verte; il se forme ensuite un précipité brun qui passe plus tard à l'état métallique; la dissolution se recouvre alors d'une pellicule dorée et éclatante. (Bartholdi.)

Un effet analogue résulte du mélange de cet acide avec la solution de nitrate d'argent; le métal est revivifié.

Ajouté, 1°. à la solution de nitrate de mercure, il donne un précipité jaune-orangé; 2°. avec la solution de nitrate de cuivre, un précipité brun; 3°. avec celle de bismuth, un précipité jaune-citron; 4°. avec celle de plomb, un précipité blanc: il ne précipite pas les solutions de zinc, de platine, d'étain, de cobalt et de manganèse.

ACIDE HYDRIODIQUE.

L'acide hydriodique peut servir à faire reconnaître la présence de la féculé amidon, par la couleur bleue qu'il produit lorsqu'on le met en contact avec cette substance.

Il précipite aussi diverses solutions métalliques,

suivant M. Pleischl, sous les couleurs suivantes :

Avec

le nitrate de plomb.	précipité jaunâtre.
le nitrate de protoxide de mercure.	verdâtre.
le nitrate de bismuth.	noir.
les solutions d'or.	jaune brill. mét.
l'hydro-chlorate de deutoxide de mercure.	rouge.
l'hydro-chlorate de palladium.	noir.
l'hydro-chlorate de platine.	noir (1).
l'hydro-chlorate de deutoxide d'étain.	blanc.
le sulfate de cuivre.	rougeâtre (2).

L'acide hydriodique, selon Silliman, est le meilleur réactif pour reconnaître le platine en dissolution; quelques gouttes de cet acide mises dans une solution de platine très étendue, y déterminent une couleur rouge de vin, intense, ou une couleur rouge-brun qui s'avive par le repos; au bout de quelques jours les parois du verre se recouvrent d'un précipité de platine à l'état métallique. Selon l'auteur, ce réactif a une action analogue à celle du muriate d'étain, mais il a plus de sensibilité. L'acide hydriodique employé par M. Silliman est préparé de la manière suivante : on traite sous l'eau, dans un tube de verre, de l'iode par du phosphore, à parties égales. On a fait remarquer que l'acide hydriodique, ainsi préparé, pouvait re-

(1) On obtient en même temps un liquide d'une couleur rouge foncée.

(2) La liqueur prend une teinte jaune; il en est de même de la liqueur de laquelle on a précipité le bismuth.

celer des acides à base de phosphore, et peut-être même de ce dernier.

M. Pleischl ayant répété les expériences de M. Siliman, pour reconnaître la valeur de ce réactif, a opéré avec de l'acide hydriodique pur, et il ne s'est pas placé dans les mêmes circonstances. Voici ce que dit M. Pleischl.

« Un sel de platine *médiocrement étendu*, fut additionné d'acide hydriodique pur; il se colora immédiatement en rouge foncé; après quelques minutes il y eut formation d'un précipité noir; enfin, après un intervalle de quatre heures, la surface du liquide se recouvrit d'une belle couche d'un brillant métallique; le liquide avait passé à la couleur rouge-hyacinthe foncée.

» Un sel de platine *très étendu* fut additionné d'acide hydriodique étendu; quatre heures après, on remarquait un précipité foncé, la liqueur avait passé au jaune vineux, la surface ne se recouvrit pas d'une couche métallique, même après quarante-huit heures.

» Un sel de palladium mis dans les mêmes circonstances, donna lieu aux mêmes phénomènes, avec la différence cependant que le précipité se formait plus vite que lorsqu'on agissait sur le platine, et qu'on n'apercevait point de traces brillantes métalliques, comme cela arrivait pour le sel de platine médiocrement étendu d'eau. Les couleurs produites par l'ad-

dition de l'acide dans les deux sels étaient analogues, et il eût été très difficile de les distinguer. »

Les expériences de M. Pleischl auraient dû être faites avec l'acide hydriodique préparé d'après la méthode indiquée par Silliman, afin de pouvoir affirmer si l'acide ainsi préparé peut ou non servir de réactif pour les sels de platine.

ACIDE HYDRO-CHLORIQUE.

Acide muriatique.

L'acide hydro-chlorique, qui est aussi désigné dans les anciens ouvrages sous le nom d'*esprit de sel*, peut être employé pour démontrer la présence de l'argent et déterminer la proportion dans laquelle il existe. Il précipite ce métal de ses solutions. Le précipité qu'on obtient en agissant ainsi est blanc; il affecte la forme de flocons caillebottés qui se réunissent au fond du vase. Ces flocons de chlorure d'argent sont insolubles dans un grand excès d'acide nitrique, solubles dans l'ammoniaque en excès; ils peuvent, de nouveau, être précipités de cette dissolution, par la saturation de l'alcali, à l'aide d'un acide.

Le chlorure d'argent, soumis à l'action de la chaleur, se fond et se convertit en une masse demi-transparente, qu'on peut couper au couteau et qui a l'apparence de la corne, d'où lui vient le nom d'*argent corné*. Exposé à l'action de la lumière, il

acquiert une couleur violette ; ajouté à du sur-tartrate de potasse, il fournit un mélange qui, étendu et frotté sur une lame de cuivre, donne à ce métal la couleur de l'argent (1).

Si l'on mêle le chlorure d'argent avec de la potasse, et qu'on chauffe assez fortement ce mélange dans un creuset, on obtient un culot d'argent pur.

100 parties de chlorure d'argent sec sont formées de 24,75 de chlore, et de 75,25 d'argent. (Gay-Lussac.)

Le chlorure d'argent est un des produits les plus insolubles. Ainsi une liqueur qui ne contiendrait qu'une partie d'acide hydro-chlorique sur 300 mille parties d'eau, fournirait avec le nitrate d'argent un précipité insoluble.

L'acide hydro-chlorique étendu (2), de même que l'acide sulfurique, peut être employé pour décomposer les carbonates et les acétates ; il s'empare de leur base et met à nu les acides carbonique et acétique ; le premier se dégage avec effervescence, le second reste en grande partie dans la dissolution ; mais la quantité de cet acide qui se dégage développe l'odeur piquante et agréable qui lui est propre et qui le fait reconnaître.

(1) Ce procédé est employé dans les Arts, pour argenter les métaux.

(2) Nous indiquons l'acide étendu, afin qu'une partie de l'acide hydro-chlorique gazeux ne soit pas entraîné avec les acides acétique et carbonique.

Cet acide décompose le borate de soude : si la solution n'est pas trop étendue d'eau, il donne lieu à la précipitation de l'acide borique, qui se dépose sous forme de cristaux blancs, lamelleux, brillants. C'est un moyen de faire l'analyse de ce borate et de reconnaître la quantité d'acide qui entre dans la composition de ce sel, dans le rapport de 34 à 100 de sous-borate de soude cristallisé. Si la solution de borate était trop étendue, une grande quantité d'acide borique resterait dissous; dans tous les cas, si de l'acide borique restait dans la dissolution, on l'obtiendrait par l'évaporation de la liqueur.

Il peut servir à distinguer les solutions de proto et de deuto-nitrate de mercure. Il précipite la première de ces solutions en blanc; avec la seconde, il ne forme pas de précipité, mais il convertit le deuto-nitrate en per-chlorure de mercure (*sublimé corrosif*), qui reste dissous et qu'on peut obtenir, par évaporation, à l'état de cristaux.

L'acide hydro-chlorique précipite la solution de nitrate de plomb, comme celle d'argent; mais le précipité diffère de celui obtenu du nitrate d'argent, par sa forme et parce qu'il se dissout dans 20 parties d'eau, dans les acides acétique et nitrique, phénomènes qui, comme nous l'avons dit, n'ont pas lieu avec le chlorure d'argent.

On peut l'employer pour reconnaître la présence de l'alcali volatil libre, dans une plante ou dans un liquide. Si l'on veut s'assurer de la présence de cet

alkali, on trempe le bout d'un tube dans de l'acide hydro-chlorique étendu d'une quantité d'eau suffisante pour qu'il ne répande pas des vapeurs blanches à l'air; on présente le bout du tube, soit à la plante écrasée, soit au liquide : si l'un ou l'autre contient de l'alkali volatil tout formé, on aperçoit des vapeurs blanches opaques très sensibles qui s'élèvent de la plante ou du liquide et qui viennent entourer le tube.

Si l'alkali est combiné à un acide quelconque (comme très souvent cela arrive), on le dégage de sa combinaison, au moyen de la potasse ou de la chaux qu'on triture avec la substance à examiner, et l'on ne présente le tube mouillé avec l'acide hydro-chlorique faible qu'après avoir ainsi rendu l'ammoniaque libre (1).

L'acide hydro-chlorique est employé à séparer les dernières portions du fer qui peuvent se trouver avec le platine en mousse; il dissout le premier de ces deux métaux, et ne fait éprouver aucune altération à l'autre.

Il sert encore à dissoudre les métaux, soit seul, soit uni à l'acide nitrique, pour former l'eau régale. C'est un excellent réactif pour faire l'analyse de l'al-

(1) Il y a des végétaux vivans qui contiennent de l'ammoniaque toute formée. Nous avons examiné un bon nombre de plantes qui contiennent cet alkali; parmi celles qui en fournissent le plus à l'état libre, on peut citer la chéridoine, la fleur de sorbier, la vulvaire, la betterave, le ricin, la fleur de lilas, etc.

liage de fer et d'argent, que les Anglais emploient dans la fabrication des boutons. Pour connaître le poids du fer converti en chlorure dans cette opération, on filtre la solution qui contient le chlorure d'argent insoluble et le chlorure de fer liquide, on précipite cette solution par un alcali, on lave le précipité, on fait sécher et l'on déduit le poids du fer de celui de l'oxide obtenu, en tenant compte, à l'aide du calcul, de la quantité d'oxigène contenue dans l'oxide précipité. Le chlorure d'argent, lavé, séché et pesé, donne directement le poids de l'argent qui entrait dans l'alliage, ce qui forme le complément de l'analyse.

L'acide hydro-chlorique a été signalé par M. Ca-ventou, comme pouvant faire reconnaître la présence de l'albumine, qu'il colore en bleu, lorsqu'on fait chauffer un mélange de cet acide et d'albumine. Cet effet a été examiné par plusieurs chimistes. M. Laugier a reconnu que cette substance prise dans l'œuf et précipitée par l'alcool, devenait rose par son contact avec cet acide. La même coloration a été remarquée par M. O. Henry, lors du traitement par l'acide hydro-chlorique, de l'albumine extraite de la liqueur d'un hydropique. M. Soubeiran a obtenu par cet acide la couleur bleue, en agissant sur le blanc d'œuf. MM. Laugier, Boissel et Chevallier ont obtenu des couleurs rose et violette, en employant des produits semblables. M. Robiquet a obtenu la coloration en bleu, en faisant réagir à 0° et en mettant une grande quantité d'acide sur une petite quantité d'albumine.

Enfin, M. Bonastre a obtenu la couleur bleue, en faisant réagir 3 parties d'acide hydro-chlorique du commerce sur 1 partie d'albumine. Le même chimiste a obtenu la même coloration, en agissant sur le cristallin de l'œil et sur les semences du *Dolichos urens*, du *Mimosa scandens*, du *Dolichos pruriens*, et du *Phaseolus vulgaris*.

L'acide hydro-chlorique peut servir à faire distinguer le *sulfure d'antimoine* en poudre du *peroxide de manganèse* aussi pulvérisé; le premier de ces combinés (le *sulfure d'antimoine*), traité par cet acide, donne lieu à un dégagement d'hydrogène sulfuré; le deuxième donne naissance à du chlore gazeux.

ACIDE HYDRO-CHLORO-NITRIQUE.

Eau régale.

Cet acide, qui porte aussi le nom d'*acide nitro-muriatique*, est employé dans la préparation des réactifs, pour dissoudre l'or, le platine et les métaux qui sont inattaquables par les acides minéraux simples. On a proposé plusieurs théories de cette action singulière de deux acides, dont chacun en particulier n'agit pas; mais ce n'est que depuis la connaissance de la composition de l'acide hydro-chlorique que l'on a pu s'en rendre compte; cette explication est même devenue facile: l'acide nitrique cède une partie de son oxygène à une partie de l'hydrogène de

l'acide hydro-chlorique ; de là résultent de l'eau qui reste dans le liquide, du gaz nitreux qui se dégage et du chlore qui forme un chlorure par sa combinaison avec le métal. En effet, l'eau régale, soumise à l'action du feu, donne de l'acide nitreux et du chlore, et il est bien démontré que son action sur les métaux produit des chlorures, et qu'il y a dégagement de gaz nitreux.

ACIDE HYDRO-SULFURIQUE.

Hydrogène sulfuré.

Cet acide sert de réactif pour précipiter de leurs solutions les métaux à l'état de sulfure. La couleur variée des précipités obtenus des diverses solutions métalliques, peut indiquer quels sont les métaux auxquels ils appartiennent. Le tableau suivant fait connaître les caractères de ces précipités.

Tableau des précipités résultans de l'action de l'acide hydro-sulfurique sur diverses solutions métalliques.

Dissolution d'arsenic.	précipité jaune (1).
d'antimoine.	orangé.
d'argent.	noir.
de cadmium.	jaune.
de cuivre.	brun.
de protoxide d'étain.	<i>id.</i>

(1) Voir les notes qui suivent le tableau des précipités obtenus par les hydro-sulfates, notes qui contiennent des détails sur ces précipités.

Dissolution de deutoxide d'étain, précipité jaune.	
de mercure.	noir.
d'or.	brun.
de platine.	<i>id.</i>
de plomb	noir.

Les solutions de baryte, de chaux, de strontiane, de potasse, de soude, de fer, de manganèse, etc., ne sont pas précipitées, à moins qu'elles ne contiennent en solution des substances étrangères susceptibles d'être précipitées par l'acide hydro-sulfurique.

L'acide hydro-sulfurique peut être employé pour séparer le cadmium du zinc : le cadmium est précipité à l'état de sulfure de couleur jaune, tandis que le zinc reste en dissolution, pourvu qu'il y ait un léger excès d'acide dans la liqueur. La couleur jaune du sulfure de cadmium donne à ce sulfure un point de ressemblance avec celui d'arsenic; mais il en diffère en ce que, chauffé, il n'a pas d'odeur alliagée, et que la couleur du métal qu'on peut en séparer est le blanc d'argent, tandis que celle de l'arsenic est le gris d'acier. Ce dernier métal est fragile, tandis que le cadmium est ductile.

L'hydrogène sulfuré peut être employé pour faire reconnaître l'acide iodique, qu'il décompose en s'emparant de son oxygène pour former de l'eau, et en mettant à nu l'iode, qui se précipite sous forme cristalline de couleur grise.

Comme nous l'avons déjà dit, l'acide hydro-sulfurique est un excellent réactif pour faire reconnaître

la présence de l'acide arsenieux ; mais il est des procédés qui donnent des résultats plus ou moins certains et qu'il est bon de connaître. Le suivant, dû à l'un de nous (A. PAYEN), peut faire reconnaître la 72^e partie de 24 milligrammes d'une solution contenant un centième d'acide arsenieux, ce qui équivaut aux 4 millièmes d'un milligramme. Ce procédé a été mis en usage dans un cas où l'on n'avait que quelques atomes du produit dont on avait à déterminer la nature, et qui se trouvait en parcelles impondérables. Voici le mode d'opérer. Une de ces parcelles fut enlevée à l'aide d'un tube humecté, et posée sur un morceau de brique chauffée presque au rouge-blanc ; elle laissa exhaler une odeur analogue à celle du phosphore, et l'on remarqua une faible trace blanchâtre qui s'était condensée sur le bout du tube. Soupçonnant cette trace d'être de l'acide arsenieux, on plaça horizontalement le tube, pendant quelques instans, au-dessus de la vapeur d'eau ; lorsque l'eau qui se condensait sur le tube put former une goutte en plaçant le tube dans une position verticale, on le posa sur une bande de papier collé, pour que la gouttelette pût s'y déposer ; on plaça au-dessous, sur la même bande de papier qui avait reçu la gouttelette de solution, une goutte d'eau pure. Le papier fut ensuite exposé à une douce chaleur, afin de concentrer les liquides ; on plaça alors la bande de papier au-dessus d'un flacon dans lequel on venait de faire un mélange d'hydro-sulfate de potasse et d'acide sul-

furique, et qui laissait dégager de l'acide hydrosulfurique. Aussitôt que le papier eut été en contact avec l'acide, on vit la partie soupçonnée contenir une solution d'acide arsenieux se colorer en jaune, tandis que l'endroit sur lequel on avait placé une goutte d'eau ne pouvait se distinguer des parties environnantes. La bande de papier offrant la tache jaune ayant été soumise à la vapeur de l'ammoniaque, cette tache disparut, mais elle reparut de nouveau par l'exposition à l'air, qui donnait lieu à la volatilisation de l'ammoniaque. Cette bande, exposée de nouveau et alternativement au contact de l'ammoniaque et de l'air, offrit le phénomène de décoloration et de coloration en jaune. On pourrait rendre ce mode d'essai plus sensible, en plaçant au-dessus de la parcelle soupçonnée arsenicale (l'arsenic métallique, l'acide arsenieux, ou encore le sulfure d'arsenic), au moment où on la place sur le corps chauffé au rouge, la partie évasée d'un tube étiré en entonnoir allongé; l'acide arsenieux volatilisé formé, étant entraîné dans cet entonnoir, se condenserait sur les parois et dans la partie effilée; il suffirait ensuite d'exposer cet entonnoir renversé, au-dessus de l'eau bouillante, puis de le retourner, pour rassembler dans la douille quelques gouttes de la solution arsenicale; on ferait descendre celle-ci sur du papier, en soufflant légèrement par le bout évasé.

Afin d'apprécier la quantité d'acide arsenieux qu'on

pouvait reconnaître par ce moyen, on prépara une solution contenant un centième de son poids d'acide arsenieux; on en prit une goutte à l'aide d'un tube, et on la pesa; cette goutte pesait 24 milligrammes. Mise dans un verre de montre, elle fut ensuite, à l'aide d'un tube sec, divisée en de nombreuses gouttelettes, qui furent placées sur du papier collé; ce papier, exposé à la vapeur de l'acide hydro-sulfurique, donna lieu à l'instant à 62 taches jaunes bien prononcées, qui disparaissaient par le contact de la vapeur ammoniacale, mais qui reparaissaient lorsque le papier était exposé à l'air libre.

On voit que ce mode d'opérer peut rendre sensible des atomes d'arsenic; il peut être employé pour essayer une partie de la substance qu'on aurait à examiner et qu'on soupçonnerait être de nature arsenicale; mais quelle que soit la conviction que le chimiste puisse obtenir de l'expérience que nous venons d'indiquer, il ne doit se prononcer, surtout dans les cas de Médecine légale, que lorsqu'il a obtenu l'arsenic à l'état métallique, et qu'il s'est bien convaincu que le métal obtenu est bien de l'arsenic.

ACIDE IODEUX.

L'acide iodeux (1), mis en contact avec diverses

(1) Quelques chimistes doutent encore de l'existence de cet acide. Sans vouloir entrer dans cette question, nous indiquerons le procédé à suivre pour obtenir l'acide employé comme réactif, dont l'action a été examinée comparativement avec celle des acides iodique et hydriodique.

substances, et surtout avec quelques solutions d'oxides, donne lieu à des phénomènes particuliers qui permettent de l'employer comme réactif. Les résultats suivans, dus à M. Pleischl, ont été publiés en 1825, dans le *Journ. fur Chem. und Phys.*, n° 9, page 1.

L'acide iodeux, mis en contact avec l'amidon, donne lieu, après quelque temps, à une tache jaune-orangée terminée par un cercle rouge.

Ajouté à diverses solutions, il détermine des précipités diversement colorés; il donne, avec la solution

de sulfate de zinc.	un précipité blanc.
de nitrate de baryte.	<i>id.</i>
de nitrate de plomb.	<i>id.</i>
de proto-nitrate de mercure.	<i>id.</i>
de nitrate de bismuth.	<i>id.</i>
de proto-hydro-chlorate de fer.	<i>id.</i> (1).
d'hydro-chlorate de palladium.	jaune (2).
d'hydro-chlorate de platine.	<i>id.</i>
d'hydro-chlorate de deutoxide d'étain. . .	blanc très abondant.

ACIDE IODIQUE.

L'acide iodique peut servir à faire reconnaître diverses dissolutions métalliques. Il détermine des précipités blancs dans les solutions de sulfate de zinc, de nitrate de baryte, de nitrate de plomb, de proto-

(1) Ce précipité est soluble dans un excès du réactif.

(2) Ce précipité est peu considérable.

nitrate de mercure , de proto-hydro-chlorate de fer, et de deuto-hydro-chlorate d'étain.

ACIDE NITREUX.

L'acide nitreux, suivant l'observation de M. Planche, peut être employé pour reconnaître la sophistication de la résine de jalap par la résine de gayac ; il suffit pour cela de préparer une solution alcoolique de la résine soupçonnée falsifiée. Lorsque la solution est préparée, on y trempe un morceau de tissu (du linge fin), et on l'expose à l'action du gaz nitreux. Si la résine déposée sur le tissu n'éprouve aucune altération, c'est qu'elle est pure ; si la résine est sophistiquée, elle prend une couleur bleue intense.

Cet acide peut être employé à reconnaître la présence de l'acide hydro-sulfurique en petite quantité ; dans les eaux minérales, ce dernier se décompose , la liqueur se trouble et le soufre se précipite.

ACIDE NITRIQUE. ACIDE AZOTIQUE.

Eau-forte.

L'acide nitrique, qu'on connaissait aussi sous le nom d'*esprit de nitre*, est employé pour reconnaître la pureté de l'étain, qu'il oxide à l'aide de la chaleur, mais qu'il ne dissout pas, tandis qu'il opère la dissolution des autres métaux auxquels celui-ci pourrait être allié ; il faut cependant en excepter l'anti-

moine, qui est aussi oxydé par l'action de l'acide nitrique sans être dissous.

L'acide nitrique n'agit ni sur le platine ni sur l'or, aussi l'emploie-t-on souvent pour séparer ce métal de l'argent et du cuivre, avec lesquels il forme l'alliage employé dans la fabrication des monnaies et des bijoux. L'acide dissout ces métaux avec la plus grande facilité.

La propriété que possède l'acide nitrique, de dissoudre l'argent et le cuivre, le fait employer par les orfèvres pour reconnaître de suite si un alliage contient de l'or, et déterminer approximativement la proportion de ce métal dans l'alliage. Pour y parvenir, on frotte la substance métallique qu'on veut essayer, sur une pierre très dure, de couleur noire, appelée *pierre cornéenne*, *lydienne* (vulgairement pierre de touche), de manière à recouvrir, par le frottement, une petite partie du *grain* de cette pierre d'une légère couche de l'alliage à examiner; on passe sur cette couche un mélange composé de 50 parties d'eau, de 76 parties d'acide nitrique concentré du commerce, et de 3 parties d'acide hydro-chlorique. On observe avec soin les phénomènes qui se produisent; si la nuance dorée prend une couleur différente de celle de l'or, ou si la couche diminue très sensiblement, on en conclut que l'or essayé est à bas titre; si elle s'efface complètement, il en résulte que la substance métallique soumise à l'épreuve précipitée ne contient pas d'or. (*Voir le*

Manuel de l'essayeur, et les ouvrages qui traitent des essais d'or et d'argent, etc.)

L'acide nitrique décompose les acétates, il s'unit à leur base et met à nu l'acide acétique, dont une partie se dégage. Il décompose aussi les carbonates; l'acide carbonique, mis à nu, se dégage; lors de cette décomposition les oxides se combinent à l'acide nitrique, et donnent naissance à des nitrates.

On l'a recommandé pour reconnaître l'homogénéité d'une masse d'acier : à cet effet, on verse un peu d'acide nitrique sur la surface métallique polie. L'acide dissout le fer, met à nu le carbone qui, combiné au fer, constituait l'acier. Il faut avoir soyn d'employer pour cette opération de l'acide nitrique étendu d'eau, afin que l'action trop vive de l'acide sur l'acier n'enlève pas le carbone. Le charbon (1) adhère d'autant plus fortement à la surface, que la dissolution est plus lente. Si les taches que l'acide fait ainsi paraître sont également réparties, cela prouve que l'acier est identique dans toutes ses parties; si les taches sont répandues inégalement, elles démontrent le contraire, et l'on peut en conclure que l'acier n'est pas homogène, et qu'il ne doit pas être employé à fabriquer les instrumens délicats qui exigent une répartition la plus égale possible du carbone dans toute la masse, et pour la beauté du travail, et pour la qualité

(1) Le carbone retiré de l'acier est, en partie, mêlé de carbure de fer.

des instrumens. Cette manière d'essayer l'acier, attribuée aux Anglais, était employée en France depuis fort long-temps ; Pernet, fameux coutelier, la connaissait parfaitement. Les acides hydro-chlorique et sulfurique, employés avec les mêmes précautions que l'acide nitrique étendu, donnent les mêmes indices.

L'acide nitrique sert à faire reconnaître les matières végétales, qu'il convertit en acide oxalique, à l'exception de la résine. On obtient de cette dernière substance, par cet acide, une matière particulière de couleur jaune-orangée.

On s'est servi de l'acide nitrique pour obtenir l'azote : à cet effet, on le faisait réagir sur les matières animales ; il y avait décomposition de l'acide et dégagement d'azote impur. Ce gaz était mêlé d'acide carbonique, et quelquefois de deutoxide d'azote. On a renoncé à ce procédé, pour employer celui fondé sur la combustion du phosphore dans l'air atmosphérique. Cette manière d'agir de l'acide nitrique a été indiquée comme pouvant servir à faire distinguer les matières animales des matières végétales.

L'acide nitrique a été proposé pour faire reconnaître la présence de l'acide urique dans l'urine, l'acide urique traité par l'acide nitrique prenant une couleur rose ou oëillet.

L'acide nitrique est employé pour établir une différence entre les arseniates et les arsenites, et à les

faire reconnaître. Versé dans une dissolution d'arsénite, il donne lieu à la décomposition de ce sel et à la séparation d'une poudre blanche (de l'oxide d'arsenic) : cet effet n'a pas lieu par l'addition de l'acide nitrique dans une solution d'arséniate.

Il sert à distinguer l'oxide rouge de plomb (*minium*) de celui de mercure (*precipite per se*). Ces deux oxides, traités par l'acide nitrique, présentent des phénomènes différens : l'oxide de mercure est entièrement dissous, tandis que celui de plomb ne l'est qu'en partie ; la partie non dissoute change de couleur et se convertit en un oxide de plomb de couleur puce (1).

L'acide nitrique, de même que les acides sulfurique et muriatique, sert à faire reconnaître la présence des hydro-sulfates : en faisant réagir l'un de ces acides sur un hydro-sulfate, ce sel est décomposé ; il y a dégagement d'hydrogène sulfuré, précipitation de soufre, la base s'unit aux acides.

L'acide nitrique peut encore servir à faire distinguer le palladium du platine. Ce moyen est dû à M. Lassaigne ; il consiste à mettre sur des lames de platine et de palladium une goutte d'acide nitrique, à les laisser en contact pendant trois minutes, puis

(1) L'oxide de plomb n'étant soluble que lorsqu'il est à l'état de protoxide, pour que la dissolution du deutoxide de plomb ait lieu, il faut qu'une partie de son oxigène se dégage. C'est ce gaz qui se porte sur une partie du deutoxide, et le fait passer à l'état de tritoxide, dont la couleur est brune.

à ajouter une goutte de muriate d'étain : la place qu'occupait la goutte sur la lame de palladium est noircie, tandis qu'on n'observe aucun changement sur la lame de platine.

L'acide nitrique, aidé du sous-carbonate d'ammoniaque, peut être mis en usage pour séparer le fer des autres métaux. Ce procédé, décrit par Y.-F.-W. Herschel, a quelque ressemblance avec celui décrit par Proust dans le *Journal de Physique*. Voici le mode d'opérer. On porte le fer au maximum d'oxidation, en tenant pendant quelque temps la dissolution métallique en ébullition avec de l'acide nitrique. Pendant que cette solution est encore bouillante, on la neutralise exactement avec du carbonate d'ammoniaque : tout le fer, jusqu'au dernier atome, se précipite, et les autres métaux qu'on suppose l'accompagner, et qui peuvent être le manganèse, le cérium, le nickel, le cobalt, restent dans la dissolution ; on recueille le précipité sur un filtre, on le lave à l'eau distillée bouillante, on le fait dessécher et on le pèse. On déduit ensuite, du poids, l'oxigène qu'il a enlevé à l'acide nitrique.

Le procédé décrit par Proust, et qui était mis en usage par M. Descotils, est le suivant. On porte le fer au maximum d'oxidation ; lorsqu'il est arrivé à ce point, on verse peu à peu dans la dissolution du bi-carbonate de potasse, continuant d'en ajouter jusqu'à ce que la liqueur commence à s'éclaircir ; on cesse, on filtre, on chauffe la liqueur filtrée ; l'acide

carbonique se dégage, et le fer, dont cet acide favorisait la dissolution, se précipite.

Depuis quelques années, l'un de nos collègues, M. Bonastre, pharmacien, membre de l'Académie royale de Médecine, s'est occupé d'examiner l'action de l'acide nitrique sur les huiles essentielles. Il a reconnu que plusieurs de ces huiles jouissaient de la propriété de prendre différentes couleurs, par leur contact avec l'acide nitrique à froid, tandis que les résines, ou les corps d'où l'on extrait ces huiles, présentent ces mêmes phénomènes, mais avec moins d'intensité.

L'auteur a tiré de ces faits des conclusions qu'il applique à la Médecine légale. Ces conclusions n'ayant pas été adoptées par tous les chimistes, nous renverrons nos lecteurs au Mémoire publié par M. Bonastre, dans le *Journal de Pharmacie*, t. II, page 529. Nous nous bornerons à indiquer les changemens produits par l'acide dont nous nous occupons, sur les huiles.

Tableau de la coloration des huiles volatiles par l'acide nitrique.

Huile de baume de Sucrier de montagne. Cette huile, d'une couleur jaune ambrée, mêlée à l'acide nitrique, dans la proportion de 8 gouttes d'huile sur 2 d'acide, prend, au bout de quelques minutes, une couleur rouge de chair qui devient cramoisie, et passe ensuite à l'amarante foncé. Tout l'effet se produit en

trente-six minutes , et la dernière couleur produite se conserve intacte pendant trente-six et quarante-huit heures ; plus tard , elle devient brune. Un atome d'huile de styrax , mêlé à cette huile , donne lieu à la formation d'une couleur violette foncée.

L'huile de la résine de l'arbre à Bray , qui est d'un jaune-verdâtre clair , mêlée à l'acide , dans la proportion de 3 gouttes d'acide sur 12 d'huile , prend une couleur rouge sale qui passe au brun léger.

L'huile de la résine Élémi , qui est presque incolore , mêlée à de l'acide nitrique , dans la proportion de 6 gouttes d'acide sur 12 d'huile , devient jaunâtre.

L'huile obtenue de la résine du Lançon , qui est d'une couleur jaune-paille , mêlée à l'acide , prend , après cinq minutes , une teinte rosée ; après dix minutes , une teinte lie-de-vin ; enfin , au bout de vingt à vingt-cinq minutes , une belle couleur violette ; cette couleur disparaît ensuite et passe au brun-noirâtre.

L'huile volatile de baume de Canada , qui est incolore , jaunit un peu.

L'huile volatile obtenue du Piment de la Jamaïque est d'une couleur ambrée ; mêlée à l'acide nitrique , elle passe de suite au rouge foncé , se boursoufle et laisse dégager du gaz nitreux ; le mélange , après le boursoufflement , est en partie soluble dans l'eau , qui est colorée en jaune-rougeâtre. Si l'on ajoute à ce liquide de l'ammoniaque en excès , la couleur jaune augmente d'intensité et devient rouge-rouille.

L'huile volatile de Girofle donne lieu aux mêmes phénomènes.

L'huile volatile de Sassafras, qui est peu colorée, devient, par l'acide nitrique, d'un rouge très foncé, puis après, couleur *nacarat*; après une heure, la combinaison devient soluble dans l'eau : ce liquide prend alors une couleur rouge safranée qui augmente d'intensité par les alcalis, puis passe, en dernier lieu, à la couleur brun-rougeâtre.

L'huile volatile de bois de Rhodes, par l'acide nitrique, devient d'un brun-noirâtre.

L'huile volatile de Baume de copahu, qui est incolore, mêlée à l'acide, devient, après dix minutes de contact, d'un rose violacé, ensuite elle se trouble.

L'huile volatile de fleurs d'Oranger, mêlée à l'acide nitrique, prend une couleur rouille de fer, puis six heures après, un ton brun-rougeâtre; cette huile perd son arôme.

L'huile volatile de Cajeput, qui est colorée en bleu-ciel, devient d'un bleu plus intense, puis elle passe au brun-noirâtre.

L'huile volatile de Badiane, peu colorée, mêlée à l'acide nitrique, prend, au bout de six heures, une teinte jaune-rougeâtre; l'acide surnageant, étendu d'eau, donne un liquide à peine coloré, mais qui passe de suite au jaune-serin, par l'addition d'un excès d'alcali volatil.

L'huile volatile de Valériane, mise en contact avec l'acide nitrique, passe, au bout de quelque temps,

à la couleur bleue. Ce fait ayant été contesté par M. Planche, dans la séance du 31 janvier 1828; il demande donc un nouvel examen.

Les huiles volatiles obtenues de l'écorce du Ma-zois donnent, par l'acide nitrique, une couleur rouge foncée, puis *nacarat*.

M. Bonastre a indiqué plus tard, dans la séance du 16 mars 1829 (Acad. roy. de Médecine), l'emploi du même acide pour faire reconnaître la pureté de la teinture de myrrhe; il se base sur la propriété que possède cet acide, de faire passer au rouge ou au violet la teinture alcoolique de myrrhe préparée avec la *vraie myrrhe*, et au fauve la teinture préparée avec la *myrrhe fausse*.

ACIDE OXALIQUE.

L'acide oxalique est employé pour démontrer, dans un liquide, la présence de la chaux libre ou en combinaison, et pour en déterminer la quantité.

Cet acide précipite l'oxide de calcium, et il forme en s'unissant avec lui un sel (*l'oxalate de chaux*) blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau, décomposable par la chaleur, en donnant pour résidu du carbonate de chaux ou de la chaux (*oxide de calcium*), selon que le degré de température qu'on lui a fait subir est plus ou moins considérable.

L'oxalate de chaux, en suspension dans un liquide tenu en mouvement, lui donne une apparence nacrée des plus agréables.

La manière d'opérer est la suivante. Si, dans un liquide quelconque, on suspecte la présence de la chaux ou d'un sel de chaux, on y ajoute de l'acide oxalique jusqu'à ce que l'addition de cet acide ne détermine plus de précipité; on laisse déposer, on décante, on recueille le précipité sur un filtre séché et pesé. On lave, on fait sécher, et l'on prend le poids de l'oxalate qui est formé. Selon M. Bérard, 100 parties d'oxalate sec, contiennent

acide oxalique.	62,
oxide de calcium.	38.

On peut, lorsqu'on a pris le poids du sel, en conclure la quantité d'oxide qu'il contient; mais il vaut encore mieux soumettre le produit à une chaleur convenable, et prendre ensuite le poids du résidu.

On doit avoir soin, lorsqu'on fait agir l'acide oxalique comme réactif de la chaux, de prendre la liqueur exempte d'un grand excès d'acide, qui retiendrait l'oxalate en dissolution. Il faut donc, si ce liquide est acide, saturer l'excès d'acide par l'alcali volatil: c'est pour cette raison qu'on emploie avec avantage, pour les liqueurs acides dans lesquelles la chaux peut être dissoute, la combinaison de l'acide oxalique avec l'ammoniaque (*oxalate d'ammoniaque*); l'alcali neutralise l'acide en excès qui empêchait la précipitation de l'oxalate de chaux.

L'acide oxalique sert aussi à séparer le cérium du fer: on prend une solution de ces deux métaux dans

l'acide hydro-chlorique, on y verse de l'acide oxalique, qui forme un oxalate insoluble avec le cérium, tandis que le fer reste en solution dans la liqueur.

Ce moyen d'analyse a été employé pour séparer le titane du fer, l'oxalate de titane étant insoluble; mais la grande affinité que ces deux métaux ont l'un pour l'autre empêche que cette séparation soit complète; il reste du titane dans la liqueur avec l'oxalate de fer, et l'oxalate de titane précipité retient un peu de fer. (Laugier.)

MM. Dubois et Silveira ont aussi appliqué ce procédé à la purification de la zircone, se fondant sur l'insolubilité de l'oxalate de zircone dans l'eau, et sur la solubilité de l'oxalate de fer.

Par le même moyen, on sépare le cobalt du fer: l'oxalate de cobalt se précipite, l'oxalate de fer reste en dissolution. (Tupputy.)

Cet acide s'emploie pour isoler les oxides de cobalt et de nickel, que l'on trouve souvent réunis dans les minerais de cobalt. On traite ces deux oxides par l'acide oxalique, on recueille les oxalates insolubles qui se forment, on les lave exactement et on les met en contact avec de l'ammoniaque pure et concentrée; on aide la réaction par une douce chaleur: lorsque la solution des deux oxides est opérée, on filtre et on laisse évaporer spontanément la liqueur filtrée. Par l'évaporation, l'oxalate de nickel et d'ammoniaque se dépose sous forme d'une pellicule verte composée de petits cristaux; l'oxalate de

cobalt reste en dissolution. On sépare l'oxalate cristallisé, on le lave et on le soumet à la calcination. Pour obtenir l'oxide, on fait évaporer la solution d'oxalate de cobalt, et on la soumet aussi à l'action du feu, qui donne lieu à la décomposition, et l'on a de l'oxide de cobalt pour résidu.

L'acide oxalique sert à séparer la baryte de la strontiane; à cet effet, on amène le mélange de ces deux substances à l'état d'oxides, on en pèse une certaine quantité, on dissout dans l'eau, on verse de l'acide oxalique qui précipite la baryte et la strontiane; mais en ajoutant de l'acide en excès, la baryte forme un oxalate acidule qui est soluble, tandis que la strontiane n'est pas redissoute. Cette propriété, annoncée par M. Moretti, dans le *Bulletin de Pharmacie*, avait été observée précédemment par MM. Fourcroy et Vauquelin (*Ann. de Ch.*, t. XXI, page 281).

L'acide oxalique est propre à faire reconnaître la présence du plomb en dissolution dans les vins. On doit opérer de la manière suivante. On verse de l'acide oxalique dans le vin qu'on suppose contenir un sel de plomb; on recueille le précipité, s'il s'en forme; ce précipité, qui est ordinairement coloré, présente, lorsqu'on le chauffe sur un charbon, les phénomènes suivants: il fume, blanchit, exhale les vapeurs provenant de la décomposition des sels végétaux, et laisse pour résidu un globule de plomb métallique qu'on peut reconnaître, soit à l'œil, soit à l'aide d'une loupe.

ACIDE SULFUREUX.

L'acide sulfureux sert à faire reconnaître l'acide iodique : mêlé à cet acide, il s'empare de l'oxygène et précipite l'iode, qu'il est facile de reconnaître à son odeur, à sa couleur d'acier, à son apparence métallique et à ses autres caractères.

On emploie l'acide sulfureux à l'état liquide ou en vapeur, pour blanchir la soie et la laine.

Cet acide forme, en le combinant avec la soude, un sulfite acide qui sert au blanchiment de certaines substances de nature végétale, les chapeaux de paille, par exemple. Le sulfite formé avec cet acide et la chaux est employé avec succès dans les arts, pour muter les vins et tous les liquides dont on veut arrêter la fermentation.

Cet acide est aussi employé pour analyser les fontes et les aciers, et s'assurer de la quantité de fer qu'ils contiennent. Pour cela, on réduit la fonte ou l'acier en poudre fine, on l'introduit dans un vase contenant de l'eau distillée, et l'on y fait passer un courant de gaz acide sulfureux pur. Cet acide dissout le fer sans attaquer les autres substances qui l'accompagnent. Lorsque la réaction est terminée, on lave exactement le résidu, formé en partie de charbon, on le sèche et on le pèse; son poids, déduit du poids primitif de la fonte employée, donne pour différence celui du fer qui y était contenu. La dissolution de fer étant préci-

pitée par le sous-carbonate de potasse, le poids du précipité donne aussi le poids du métal contenu dans la fonte analysée.

On détermine le poids du charbon, en calcinant le résidu à l'air libre ; le charbon brûle et se convertit en acide carbonique qui se volatilise. Enfin, on soumet à l'analyse le dernier résidu qui a échappé à toutes ces opérations.

On reproche à ce procédé d'être long ; en effet, il faut douze ou quinze jours pour dissoudre un ou deux gros de fer : on peut cependant hâter la dissolution, en faisant passer une grande quantité de gaz acide sulfureux sur une petite quantité de la fonte ou de l'acier soumis à l'analyse. Ce procédé est préférable à ceux qu'on employait primitivement pour analyser les fontes et les aciers. (Vauquelin.)

Le gaz acide sulfureux peut servir à faire reconnaître l'oxide brun de plomb. Lorsque cet oxide est en contact avec le gaz acide sulfureux, il devient incandescent et passe à l'état de sulfate.

ACIDE SULFURIQUE.

Huile de vitriol.

L'acide sulfurique sert à faire reconnaître les sels de plomb ; dissous dans l'eau, il les précipite à l'état de sulfate. Le précipité de plomb (le *sulfate de plomb* est blanc, pesant, insipide, pulvérulent, presque

insoluble dans l'eau : selon Kirvan, ce liquide n'en dissout que les 0,00084 de son poids; il est très peu soluble dans l'acide sulfurique en excès, insoluble dans l'acide nitrique. Soumis à l'action de la chaleur dans des vaisseaux fermés, il supporte un haut degré de chaleur sans s'altérer; chauffé sur des charbons, il se convertit d'abord en sulfure, ensuite il y a volatilisation du soufre et réduction du métal. Le sulfate de plomb, selon M. Berzelius, est composé, sur 100 parties, de 26,32 d'acide, et de 73,68 de protoxide de plomb. (Berzelius.)

Si, dans l'analyse d'un sel de plomb, on obtient par précipitation 100 parties de ce sel insoluble, on en conclura que ce sel contenait 73,68 de protoxide, et par suite la quantité de métal, en déduisant de ces 73,68 la quantité d'oxygène, qui est bien connue. Le sulfate de soude, dans le même cas, est employé de préférence à l'acide sulfurique.

Cet acide est employé pour reconnaître la baryte et la strontiane. Versé dans des solutions préparées avec ces sels, il donne lieu à des précipités ou sels insolubles, blancs, pulvérulens, inaltérables au feu.

Les sulfates obtenus diffèrent l'un de l'autre par quelques-unes de leurs propriétés. En effet, le sel de baryte précipité (le sulfate) est plus pesant, presque entièrement insoluble dans l'eau; soumis à l'action du chalumeau, il colore la flamme en jaune; à une haute température, il se convertit en un globule blanc, opaque. Le sulfate de strontiane est moins pesant,

plus soluble dans l'eau; chauffé au chalumeau, il colore la flamme en rouge-pourpre.

On peut employer l'acide sulfurique pour distinguer l'indigo de l'hydro-cyanate de fer (le *bleu de Prusse*). La première de ces substances est soluble dans cet acide pur, sans que sa couleur soit altérée, tandis que la seconde se décolore complètement.

M. Kirchoff a employé l'acide sulfurique étendu d'eau, pour convertir la fécule en sirop. M. Braconnot, chimiste de Nancy, s'est assuré depuis, que l'on pouvait convertir en matière sucrée, par le même moyen, les chiffons, la sciure de bois, la gélatine animale, etc. Pour obtenir le sucre résultant de cette réaction, on sature l'acide sulfurique par le sous-carbonate de chaux; le sulfate de chaux formé se précipite, on le sépare de la matière sucrée par filtration; le liquide clair, évaporé, donne alors un sirop qui cristallise confusément ou qui se prend en masse très compacte, si l'on rapproche le liquide jusqu'à ce qu'il soit à une densité de 46 degrés au pèse-sirop de Baumé.

L'acide sulfurique, étendu d'eau et marquant au pèse-acide Baumé 10°, équivalent 0,075 d'acide à 1845, poids spécifique (ou à 66° de l'aréomètre de Baumé), est employé pour reconnaître la quantité d'alcali contenue dans les sodes et potasses qu'on trouve dans le commerce. On prend pour point de comparaison la quantité d'acide qu'exigent, pour leur saturation, 100 parties de sous-carbonate de soude ou de potasse à

l'état de pureté, et l'on fait comparativement l'essai de la soude et de la potasse que l'on veut examiner. 5 gram. de sous-carbonate de soude sec et pur exigent 49,47 d'acide à 10°; 5 grammes de sous-carbonate de potasse sec et pur exigent, pour leur saturation, 42,40 d'acide sulfurique à 10°.

Descroisilles a construit, pour l'essai des potasses et des sodes, un tube divisé en degrés; à l'aide de cet instrument, nommé *alcalimètre*, on peut constater promptement quelle est la quantité d'alcali contenue dans les sodes et potasses du commerce. Quoique cet instrument soit d'un usage commode et très facile, il y a cependant une foule de contestations sur les degrés ainsi obtenus: elles résultent, en général, du peu d'attention qu'apportent les personnes qui font ces essais, de la précipitation qu'on met en faisant l'opération, du défaut de précision dans l'observation de la hauteur de l'acide dans le tube gradué, de la variation du volume dans les différences de la température atmosphérique, enfin, de la nature de la matière colorante (bleue végétale) qu'on emploie. Pour déterminer le point de saturation, on devrait s'imposer l'obligation de suivre des règles données pour préparer la teinture de tournesol, afin qu'elle fût toujours chargée d'une égale quantité de matière colorante et qu'elle ne contiât pas un excès d'alcali trop considérable. Quelques personnes emploient, mais à tort, le sirop de violettes. En effet, la matière colorante de la violette jouissant

de la propriété d'être virée au vert par les sulfites, ces sels, qui se rencontrent souvent dans les soudes, indiquent une richesse alcalimétrique illusoire, puisqu'ils ne contribuent en rien à la saponification des huiles, et qu'ils sont en général nuisibles dans la plupart des usages auxquels les alcalis du commerce sont destinés. Il est assez ordinaire que l'emploi comparé de ces deux matières colorantes (tournesol et violettes) dans les saturations des soudes ou des potasses, donne une différence de 6 à 10 degrés alcalimétriques sur 100 de soude du commerce, contenant à peu près $\frac{50}{100}$ de soude pure.

Le papier de tournesol, moins sensible que la teinture, présente l'avantage d'avoir presque toujours le même degré de coloration. Il arrive cependant quelquefois que le tournesol qui sert à préparer le papier contient un trop grand excès d'alcali; d'où il suit qu'il faut une plus forte proportion d'acide pour saturer cet alcali porté sur le papier, et par conséquent pour faire virer au rouge la matière colorante: afin de parer à cet inconvénient et rendre ce papier d'essai plus sensible, on doit le tremper dans de l'acide acétique très faible, au point nécessaire pour faire passer la couleur bleue au violet.

MM. Gay-Lussac et Welter ont publié des observations sur les erreurs qui peuvent être occasionées dans l'essai des *alcalis*, par la présence des sulfures, sulfites et hypo-sulfites qui s'y trouvent mêlés, et qui neutralisent pendant la saturation une certaine quan-

tité d'acide. Pour obvier à cet inconvénient, ils prescrivent de traiter 10 grammes de l'alcali qui contient ces sels, par une petite quantité de chlorate de potasse, à l'aide de la chaleur, et de faire l'essai sur le résidu de la calcination. On convertit par cette opération les sulfures et les sulfites en sulfates inertes pour la saturation, et qui ne peuvent causer d'erreur sur la quantité d'acide sulfurique employée (1).

On emploie utilement l'acide sulfurique très affaibli; pour faire passer au rouge le papier bleu de tournesol. Le papier rougi par cet acide a l'avantage de ne pas passer au bleu, ce qui arrive assez souvent lorsqu'il a été rougi par l'acide acétique; mais la couleur rouge produite est plus difficile à faire virer au bleu, et par conséquent ce papier est moins sensible.

L'acide sulfurique indique la présence du tellure en dissolution, en faisant prendre au liquide une couleur améthyste.

On peut se servir de cet acide pour reconnaître s'il est resté du citrate de chaux en quantité notable dans l'acide citrique. Lorsque cet acide contient de ce sel, il y a précipitation de sulfate de chaux; si, au contraire, l'acide citrique est pur, il ne donne aucun précipité par l'acide sulfurique.

(1) Si l'on agit sur une soude brute, on dissout dans l'eau les parties solubles, on y ajoute un peu de chlorate de potasse, on évapore, on calcine, et l'on fait l'essai par l'acide sulfurique sur le résidu. (Voir le chapitre qui traite de l'Analyse.)

Cet acide peut faire reconnaître la plupart des sels, qu'il décompose ; en s'unissant à l'oxide pour former de nouveaux combinés, il met à nu l'acide ; celui-ci, devenu libre, peut se conduire de plusieurs manières, selon ses propriétés. Ainsi il y a des acides qui se dégagent à l'état gazeux, d'autres qui restent en dissolution dans le liquide, d'autres enfin qui se déposent en prenant une forme cristalline. Il sépare

l'acide hydro-chlorique des hydro-chlorates,
 l'acide nitrique des nitrates,
 l'acide nitreux des nitrites,
 l'acide carbonique des carbonates,
 l'acide fluorique des fluates,
 l'acide sulfureux des sulfites,
 l'acide acétique des acétates,
 l'acide hydro-sulfurique des hydro-sulfates,
 le chlore des chlorates (1).

Il précipite l'acide benzoïque des benzoates,
 l'acide borique des borates, etc., etc.

Ces acides ont des caractères particuliers qui les font reconnaître : ainsi l'acide hydro-chlorique se dégage sous forme de vapeurs blanches piquantes que l'ammoniaque fait reconnaître en les rendant beaucoup plus abondantes et plus opaques. Ce dernier moyen, l'emploi de l'ammoniaque, est utile lorsque les vapeurs sont en trop petite quantité pour être recon-

(1) L'acide sulfurique versé sur le chlorate de potasse donne lieu au dégagement d'un mélange de chlore et de deutoxide de chlore. Quelquefois le dégagement a lieu avec détonation.

nues à leur odeur piquante particulière. Les vapeurs d'acide hydro-chlorique recueillies dans l'eau et mises en contact avec la solution de nitrate d'argent, donnent un précipité blanc cailleboté, insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique, soluble dans l'ammoniaque, susceptible d'être réduit par la potasse, à l'aide de la chaleur, par le gaz hydrogène, etc., et de fournir de l'argent métallique.

L'acide nitrique se dégage des nitrates sous forme de vapeurs blanches ; si l'on ajoute de la limaille de fer ou de cuivre au nitrate, que l'on traite par l'acide sulfurique, on obtient un dégagement de vapeurs rutilantes qui sont du gaz acide nitreux. Le même effet a lieu si le nitrate est mêlé à quelque autre corps combustible, ou s'il est sec ; dans ce dernier cas, l'acide nitrique, qui ne peut exister anhydre, est en partie décomposé, et il laisse dégager de l'acide nitreux sous forme de vapeurs rouges.

L'acide carbonique obtenu des carbonates se dégage avec effervescence et dégagement d'un gaz invisible, piquant les narines. Ce gaz, reçu dans de l'eau de chaux ou de baryte, précipite ces solutions à l'état de sous-carbonates de chaux ou de baryte, pourvu toutefois que l'acide carbonique ne soit pas en excès. Dans ce dernier cas, les carbonates formés seraient redissous par l'excès d'acide carbonique, et ils ne pourraient être aperçus que lorsqu'on aurait chassé l'excès d'acide carbonique par l'ébullition.

L'acide fluorique, séparé des fluates, se volatilise

en fournissant des vapeurs denses qui corrodent le verre. Ces vapeurs sont blanches ; reçues dans l'eau , elles laissent précipiter une poudre blanche , si l'action de l'acide sulfurique a eu lieu dans un vase de verre. (On se sert de cette propriété du gaz acide fluorique pour graver sur verre.)

L'acide sulfureux , dégagé des sulfites , est reconnaissable à son odeur particulière , qui est la même que celle qui se fait sentir quand on détermine l'inflammation d'une allumette soufrée.

L'acide acétique , séparé des acétates , est facile à reconnaître à l'odeur piquante et agréable qui lui est particulière.

Le chlore , dégagé des chlorates , est mêlé de deutroxyde de chlore ; il se présente avec une couleur jaune et une odeur caractéristique.

L'acide hydro-sulfurique , obtenu des hydro-sulfates , est reconnaissable à son odeur , semblable à celle des œufs pourris. L'eau dans laquelle on fait passer cet acide précipite en noir les sels de plomb , d'argent , de bismuth , etc.

L'acide borique , qu'on sépare des borates , se précipite en cristaux lamelleux , brillans et nacrés , solubles dans l'alcool. L'alcool saturé d'acide borique brûle avec une flamme verte.

L'acide benzoïque , séparé des benzoates , se dépose sous forme d'aiguilles qui , chauffées , répandent des vapeurs odorantes , agréables.

L'acide sulfurique est mis en usage pour distinguer

la soude d'avec la potasse, en se basant sur ce que les sels qui résultent de l'action de cet acide sur ces deux bases diffèrent par leurs formes cristallines, leur saveur et leur degré de solubilité. En effet, lorsqu'on fait évaporer deux solutions saturées par cet acide, l'une de potasse, l'autre de soude, la première donne par refroidissement des petits cristaux grenus, opaques, peu solubles, craquant sous la dent, se fondant lentement dans la bouche et qui sont peu sapides; la seconde (celle de soude) fournit des cristaux prismatiques allongés, transparens, très solubles dans l'eau, se fondant rapidement dans la bouche: ces cristaux ont une saveur salée, amère et désagréable; si on les expose à l'action de l'air, ils s'effleurissent très promptement, et perdent ainsi 54 centièmes de leur poids d'eau de cristallisation.

Comme il est souvent utile de connaître la quantité d'acide sulfurique contenue dans des mélanges faits en diverses proportions avec cet acide et l'eau pure, nous avons cru devoir faire connaître la table suivante, dont les principales divisions ont été données par M. Vauquelin, et les subdivisions par M. d'Arcet. Cette table indique ces rapports pris à la température de 10°.

Degrés à l'aréomètre de Baumé.	Quantité d'acide à 66°.	Quantité d'eau.	Poids spécifique.
5°	6,60	93,40	1,025
10	11,73	88,27	1,076
15	17,39	82,61	1,114
20	24,01	75,99	1,162
25	30,12	69,88	1,210
30	36,52	63,48	1,260
35	43,21	56,79	1,315
40	50,41	50,59	1,375
45	58,02	41,98	1,466
46	59,85	40,15	»
47	61,32	38,68	1,482
48	62,08	37,92	1,500
49	64,37	35,63	1,515
50	66,45	33,55	1,532
51	68,03	31,97	1,550
52	69,03	30,97	1,566
53	71,17	28,83	1,586
54	72,07	27,93	1,603
55	74,32	25,68	1,618
60	82,34	17,66	1,717
66	1,00	100,00	1,845

L'acide sulfurique, mêlé au chlore et à l'amidon, a été employé par M. Barruel, chef des travaux chimiques de la Faculté de Médecine de Paris, pour reconnaître le mélange du sel marin provenant des soudes de varec, et qui contient des sels d'iode avec le sel marin destiné aux usages culinaires. Ce mélange qui, par les sels de plomb et de mercure, ne donne aucun précipité, prend, par le procédé de M. Barruel, une couleur bleue ou violette qui le fait reconnaître. On opère de la manière suivante : on prend une dissolution claire d'amidon, 1 gros environ, on y ajoute 1 goutte d'acide sulfurique à 66°

et 2 gouttes de chlore. Lorsqu'on a fait ce mélange, on y ajoute 2 à 3 gros de sel marin : s'il est pur, il ne donne lieu à aucun changement de couleur ; au contraire, il passe au bleu ou au violet, si le sel contient des sels d'iode. On a remarqué que le sel mélangé, qui se colore en bleu, peut être distingué du sel auquel on l'a mélangé, et qui ne se colore pas.

L'acide sulfurique peut être employé pour distinguer l'oxide de calcium, la chaux, de l'oxide de magnésium, la magnésie. Cet acide forme avec le premier de ces oxides un sel insoluble (le sulfate de chaux) ; avec le second, il forme un sel soluble (le sulfate de magnésie) qui cristallise en prismes.

L'acide sulfurique à 66° a été proposé par MM. Julia de Fontenelle et Quesneville fils, pour distinguer les oxides de sodium et de barium.

On prend l'oxide soupçonné être de la baryte ou de la strontiane, on le réduit en poudre et l'on verse dessus quelques gouttes d'acide sulfurique à 66°. Si l'oxide ainsi traité est de l'oxide de strontium, il y a dégagement d'une vive chaleur ; si l'oxide traité est l'oxide de barium, outre le dégagement de chaleur, il y a production de lumière ; l'oxide devient incandescent et conserve pendant quelque temps cette incandescence ; assez souvent le vase dans lequel on opère se casse pendant l'opération. On doit prendre de la baryte qui n'ait pas été pilée depuis un espace de temps plus ou moins prolongé ; elle ne donnerait

lieu ni à l'incandescence ni au dégagement de lumière. On peut aussi obtenir l'incandescence et le dégagement de lumière en employant de la baryte non pulvérisée, mais ces phénomènes ont moins d'intensité.

L'acide sulfurique, mêlé à l'eau distillée, de manière à aiguïser ce liquide, a été employé pour séparer le sulfate de quinine mêlé de stéarine : le sel de quinine se dissout dans l'eau acidulée, tandis que la stéarine ne s'y dissout pas.

M. Planche a indiqué l'emploi de l'acide sulfurique pour faire reconnaître la pureté du baume de copahu. Lorsque ce baume est pur, il est promptement altéré par l'acide sulfurique à 66°; le mélange devient brun, s'échauffe, dégage beaucoup de vapeurs et une odeur succinée. Quand le baume a été mêlé à de l'huile de ricin, celle-ci préserve le baume de l'altération; la réaction est peu sensible, il n'y a ni dégagement de vapeurs ni développement d'odeur succinée; le mélange se colore beaucoup moins.

M. Ancelin a aussi indiqué l'emploi de l'acide sulfurique dans le même cas, mais en agissant d'une manière différente. On met dans une capsule 6 gouttes de baume de copahu, 2 gouttes d'acide sulfurique concentré, on mêle exactement et l'on introduit le tout dans un flacon; on verse ensuite de l'alcool sur le mélange : si le baume de copahu est pur, il n'y a pas de dissolution; le contraire a lieu si le baume est falsifié.

ACIDE TARTRIQUE.

Acide tartareux.

L'acide tartrique peut servir de réactif pour faire distinguer la potasse de la soude : avec la potasse, il forme un sel acide peu soluble ; avec la soude, il forme un sel plus soluble.

Si l'on avait deux dissolutions alcalines, l'une de potasse et l'autre de soude, à reconnaître, et qu'on n'eût pas à sa disposition d'hydro-chlorate de platine, on agirait de la manière suivante. On ajouterait à ces solutions de l'acide tartrique en excès ; l'addition de cet acide ne déterminerait aucun changement dans la solution de soude, tandis que la solution de potasse se troublerait et laisserait déposer des cristaux grenus, du tartrate acidule de potasse. Ces cristaux sont acides, décomposables par la chaleur en laissant dégager une odeur analogue à celle du sucre brûlé, et donnant pour résidu du carbonate de potasse.

L'acide tartrique peut aussi servir à faire distinguer divers sels de potasse de ceux de soude : il ne fournit aucun précipité avec ces derniers ; il décompose en partie les premiers, et l'on obtient un précipité salin formé de sur-tartrate de potasse. Parmi ces sels, on peut citer le sulfate, l'hydro-chlorate, le nitrate de potasse. Il faut que les solutions soient cependant assez concentrées pour que le sel formé ne puisse se redissoudre en totalité dans le liquide.

CHAPITRE VI.

DES SELS. — COMBINAISONS RÉSULTANTES DE
L'UNION DES ACIDES AVEC LES OXIDES OU
BASES SALIFIABLES.

ACÉTATE DE BARYTE.	HYDRO-CHLORATE DE STRONTIANE.
ACÉTATE DE CUIVRE.	HYDRO-CYANATE FERRURÉ DE POT.
ACÉTATE DE PLOMB (neutre).	HYDRO-SULFATE D'AMMONIAQUE.
ACÉTATE DE PLOMB (sous-).	HYDRO-SULFATE DE POTASSE.
ARSENIATE DE POTASSE.	HYDRO-SULFATE DE SOUDE.
BENZOATE D'AMMONIAQUE.	NITRATE D'ARGENT.
BORATE DE SOUDE.	NITRATE D'ARG. AMMONIACAL.
CARBONATE D'AMMONIAQUE.	NITRATE DE BARYTE.
CARBONATE DE MAGNÉSIE.	NITRATE DE COBALT.
CARBONATE DE POTASSE (neutre).	NITRATE DE MERCURE.
CARBONATE DE POTASSE (sous-).	NITRATE DE PLOMB.
CHLORATE DE POTASSE.	OXALATE D'AMMONIAQUE.
CHROMATE DE POTASSE.	PHOSPHATE DE SOUDE.
HYDRIODATE DE POTASSE.	SAVON.
HYDRIODATE DE SOUDE.	SUCCINATE D'AMMONIAQUE.
HYDRO-CHLORATE D'ALUMINE.	SULFATE D'AMMONIAQUE.
HYDRO-CHLORATE D'AMMONIAQUE.	SULFATE D'ARGENT.
HYDRO-CHLORATE DE BARYTE.	SULFATE DE CUIVRE.
HYDRO-CHLORATE DE CHAUX.	SULF. DE CUIV. ET D'AMMONIAQ.
HYDRO-CHLORATE D'ÉTAIN.	SULFATE DE FER (proto-).
HYDRO-CHLORATE DE FER.	SULFATE DE FER (per-).
HYDRO-CHLORATE D'OR.	SULFATE DE PLATINE.
HYDRO-CHLORATE DE PLATINE.	SULFATE DE POTASSE.
HYDRO-CHLOR. DE PLAT. ET DE SOUDE.	SULFATE DE SOUDE.
HYDRO-CHLORATE DE POTASSE.	SULFITE D'AMMONIAQUE.

ACÉTATE DE BARYTE.

L'acétate de baryte peut être employé, à défaut d'autres sels de la même base, pour faire reconnaître la présence de l'acide sulfurique libre ou combiné aux bases et constituant des sulfates solubles ;

dans ce cas, on ajoute à la liqueur soupçonnée contenir de l'acide sulfurique et des sulfates solubles, de la solution d'acétate de baryte, continuant d'en ajouter jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de précipitation, laissant déposer le précipité formé, le recueillant sur un filtre, le lavant à grande eau, puis le traitant par de l'acide nitrique faible, pour reconnaître s'il ne contient pas de carbonate de baryte, et afin de l'en priver s'il en contient; lavant de nouveau le précipité non dissous, le faisant sécher pour en déterminer le poids, et établir, d'après ce poids, quelle est la quantité d'acide sulfurique. (*V. Eau de baryte.*)

L'acétate de baryte peut être mis en usage pour reconnaître si le vinaigre du commerce est falsifié ou rendu plus acide par de l'acide sulfurique. A cet effet, on ajoute au vinaigre que l'on soupçonne ou qui est soumis à l'examen, quelques gouttes d'acétate de baryte, qui déterminent la formation d'un précipité; on recueille le précipité, on le lave, on le fait sécher et on le soumet à l'action d'une forte chaleur. Si le résidu, privé de charbon, est soluble dans l'acide nitrique ou hydro-chlorique étendu, on en conclura que le vinaigre ne contenait pas d'acide sulfurique; s'il est insoluble dans cet acide, on en tirera la conclusion contraire: on examine alors ce précipité, pour reconnaître s'il possède les caractères qui appartiennent au sulfate de baryte.

L'acétate de baryte peut servir à différencier le sulfate de soude du sulfate de potasse. Si l'on verse

dans la solution de sulfate de soude de l'acétate de baryte en quantité suffisante pour précipiter l'acide sulfurique, on obtient du sulfate de baryte insoluble et de l'acétate de soude liquide; on filtre et l'on fait évaporer; par l'évaporation, on obtient un sel (*l'acétate de soude*) efflorescent. Si, au contraire, on agit sur le sulfate de potasse, on obtient un sel (*l'acétate de potasse*) déliquescent. Selon Accum, 176 parties de sulfate de baryte, rougi au feu et obtenu de la décomposition du sulfate de soude par les sels barytiques, représentent 100 parties de sulfate de soude desséché, et 136,36 parties de sulfate de baryte représentent 100 parties de sulfate de potasse sec.

ACÉTATE DE CUIVRE.

L'acétate de cuivre a été employé par M. Desfosses de Besançon, dans l'analyse des eaux hydro-sulfurées, pour reconnaître la quantité de soufre et d'acide hydro-sulfurique contenue dans ces eaux. On emploie ce réactif de la manière suivante. On ajoute aux eaux hydro-sulfurées qu'on veut examiner une solution de ce sel en excès, qui fait disparaître l'odeur hydro-sulfurique; le soufre se combine au cuivre et forme un sulfure qui se précipite; on laisse déposer le sulfure formé, on le lave à plusieurs reprises avec de l'eau, on le dessèche avec soin, et on le pèse. Le poids du bi-sulfure obtenu donne celui du soufre et celui de l'acide hydro-sulfurique, en se basant sur la

composition du bi-sulfure de cuivre, qui est de 100 de métal et de 50,840 de soufre, et sur la composition de l'acide hydro-sulfurique, qui est, en poids, de 100 de soufre pour 6,13 d'hydrogène.

L'acétate de cuivre peut aussi être mis en usage pour faire reconnaître les solutions d'or. Versé dans ces solutions, il en précipite l'or à l'état métallique; la précipitation est plus prompte si l'on emploie l'action de la chaleur. (Proust.)

ACÉTATE DE PLOMB NEUTRE.

Sel de Saturne.

L'acétate de plomb neutre est employé pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique libre ou combiné : à cet effet, on verse de la solution de ce sel dans un liquide soupçonné contenir de l'acide sulfurique ou un sulfate : l'acide se porte sur l'oxide de plomb, forme un sulfate de plomb pesant, insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'acide sulfurique, plus soluble dans l'acide hydro-chlorique (1).

Ce précipité, soumis à l'action du feu dans des vaisseaux fermés, n'éprouve pas d'altération : chauffé sur un charbon, à l'aide de la flamme du chalumeau, il se fond, se décompose, et l'on obtient le métal.

(1) La dissolution du sulfate de plomb dans l'acide hydro-chlorique donne, par évaporation, des cristaux d'hydro-chlorate de plomb.

Le sulfate de plomb, d'après Klaproth, est formé de 26,30 d'acide et de 73,70 d'oxide, ou, d'après les équivalens chimiques, de 27 acide, 73 oxide.

L'acétate de plomb est beaucoup moins sensible, pour l'acide sulfurique, que les sels barytiques. En effet, M. Pfaff a vu qu'un mélange préparé avec 1 partie d'acide sulfurique à 66° et 16,000 parties d'eau, ne précipitait pas par l'acétate de plomb, tandis qu'un mélange formé de 1 partie d'acide et de 70,000 parties d'eau était troublé par l'eau de baryte.

L'acétate de plomb démontre la présence de l'acide borique, qui le décompose en formant un borate insoluble dans l'eau; ce sel se précipite sous forme d'une poudre blanche, soluble dans l'acide nitrique sans produire d'effervescence. Soumis à l'action de la chaleur, ce précipité, au chalumeau, se réduit en un verre transparent et incolore: traité par l'acide sulfurique, à l'aide de la chaleur, il se décompose, l'oxide métallique, uni à l'acide borique, se combine avec l'acide sulfurique, et donne naissance à du sulfate de plomb (dont nous avons décrit plus haut les caractères). L'acide borique mis à nu se précipite, en grande partie, sous forme de petites lames feuilletées, qu'on peut séparer aisément du sulfate de plomb, en jetant le précipité sur un filtre, le lavant à l'eau bouillante: le sulfate de plomb reste sur le filtre, l'acide borique passe en solution et cristallise par refroidissement. On fait ensuite concentrer le liquide, afin d'obtenir les dernières parties d'acide borique.

On peut employer l'acétate de plomb pour reconnaître la présence des carbonates et des sous-carbonates. Ces sels le précipitent en blanc ; le précipité qui en résulte (*blanc de plomb, céruse*) est pesant ; il se dissout dans l'acide nitrique avec effervescence, en donnant naissance à du nitrate de plomb, dont les caractères sont bien tranchés. Le carbonate de plomb est composé, sur 100 parties, d'acide carbonique, 16,40 ; d'oxide, 83,60.

Selon M. Pfaff, la dissolution d'acétate de plomb est un réactif plus sensible que l'eau de chaux et l'eau de baryte, pour faire reconnaître la présence de l'acide carbonique. Ce chimiste a vu qu'on pouvait reconnaître, à l'aide de ce sel, des atomes d'acide carbonique dans l'eau distillée, tandis qu'on ne le pouvait en se servant soit de l'eau de chaux soit de l'eau de baryte.

L'acétate de plomb peut encore être employé pour faire reconnaître les phosphates, avec lesquels il donne un précipité de phosphate de plomb, composé de 20 d'acide et de 80 d'oxide ; ce précipité est blanc, soluble dans l'acide nitrique sans effervescence. Chauffé au chalumeau sur un charbon, ce phosphate se fond et donne une odeur de phosphore ; par refroidissement, il cristallise en polyèdres.

D'après une observation de M. Hume, on devrait donner la préférence au nitrate de plomb pour reconnaître les phosphates, parce que, lorsqu'on emploie de l'acétate de plomb, une petite quantité

d'oxide de plomb se précipite en même temps que le phosphate.

Ce sel et le sous-acétate de plomb peuvent être employés pour faire reconnaître la présence de l'acide hydro-sulfurique et des hydro-sulfates, et apprécier la quantité de soufre que ces composés contiennent ; mis en contact avec un liquide qui les tient en dissolution, le soufre se combine au métal et forme un sulfure de plomb qui contient, sur 100 parties, 4,67 de soufre. Ce précipité, complètement desséché et pesé, donne, par le calcul, la quantité exacte de soufre qui était contenue dans le liquide ou dans le gaz que l'on a examiné.

L'acétate de plomb est employé pour précipiter, de la bile, la résine qui s'unit à l'oxide de plomb ; on sépare ensuite la résine de ce précipité, en le traitant par l'acide nitrique faible, qui dissout l'oxide de plomb uni à la matière résineuse.

Ce réactif[®] sépare presque toutes les matières colorantes de leurs solutions ; les précipités qui se forment présentent diverses laques de couleurs variées, selon les matières colorantes sur lesquelles on agit. La matière colorante des roses cent-feuilles, celle des roses dites de Provins, donnent avec ce sel de belles laques vertes. (M. Cartier.)

L'acétate de plomb peut faire reconnaître un grand nombre d'acides végétaux, en formant avec eux des sels ou précipités jouissant de caractères particuliers. Ces précipités, bien purifiés par des lavages succes-

sifs, délayés dans l'eau et décomposés par l'hydrogène sulfuré, fournissent une liqueur acide qui, étant filtrée, fournit par l'évaporation des acides qui restent à l'état liquide ou qui cristallisent; ils doivent ensuite être examinés, afin de reconnaître leur nature. Parmi ces acides, on peut citer particulièrement les acides benzoïque, citrique, méconique, mucique, oxalique, succinique, tartrique, qui sont précipités par l'acétate de plomb : les caractères des sels résultans de l'union de ces acides avec l'oxide de plomb sont les suivans. Le benzoate de plomb est blanc, pulvérulent; délayé dans l'eau et traité par l'acide hydro-sulfurique en excès, on obtient un liquide qui contient du sulfure de plomb insoluble et de l'acide benzoïque en dissolution; par l'évaporation du liquide, on obtient des aiguilles qui sont peu solubles dans l'eau froide, plus solubles dans l'eau bouillante et dans l'alcool.

Le citrate de plomb est sous forme pulvérulente, soluble dans l'ammoniaque; traité, comme le précédent, par l'acide hydro-sulfurique, on obtient un liquide qui, filtré, évaporé et placé dans des circonstances favorables, fournit de l'acide citrique. Cet acide cristallise en prismes rhomboïdaux.

Le méconate de plomb, décomposé comme le précédent, donne un acide cristallisable, volatil et très soluble. Cet acide, versé dans une dissolution de fer, la colore en rouge; versé dans une solution de cuivre, il la colore en vert.

Le mucate de plomb est blanc, pulvérulent; soumis à l'action de la chaleur, il se décompose en laissant dégager une odeur de caramel. Décomposé par l'acide sulfurique faible, à l'aide de la chaleur, on obtient de l'acide mucique très peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante, d'où il se précipite par refroidissement.

L'oxalate de plomb est en petits grains; il est insoluble dans l'eau; traité par l'hydrogène sulfuré, après avoir été délayé dans l'eau, on obtient de l'acide oxalique.

Le succinate de plomb est sous forme de petits cristaux grenus; on peut en retirer l'acide succinique par l'hydrogène sulfuré.

Le tartrate de plomb affecte la forme pulvérulente; soumis à l'action de la chaleur, il se décompose en laissant dégager une odeur analogue à celle du sucre brûlé; décomposé par l'acide hydro-sulfurique, après avoir été délayé dans l'eau, on obtient de l'acide tartrique qui cristallise lorsqu'on le place dans des circonstances convenables.

M. Vauquelin a recommandé l'acétate de plomb pour reconnaître la présence de l'acide malique combiné à la chaux dans le suc des végétaux. Le précipité obtenu par cet acide et l'acétate de plomb est très abondant, léger et floconneux; s'il est pur, il se dissout entièrement dans l'acide acéteux et dans l'acide nitrique faible. M. Vauquelin fait observer,

1°. Que les précipités formés dans l'acétate de

plomb, par les acides hydro-chlorique et sulfurique, sont lourds, grenus, occupant moins de volume, et qu'ils ne se dissolvent pas dans l'acide acétique, à moins que le précipité ne soit qu'en très petite quantité et qu'on emploie une très grande quantité d'acide;

2°. Que les précipités formés par les acides oxalique, citrique et tartrique ne fournissent pas des précipités légers et floconneux;

3°. Que ces acides ne se trouvent que très rarement, dans la nature, combinés à la chaux.

On se sert avec avantage de l'acétate de plomb pour distinguer l'acide tartrique de l'acide pyro-tartrique : pour cela on verse dans une solution d'acétate de plomb quelques gouttes de l'un de ces deux acides dont on veut reconnaître la nature; l'acide tartrique forme avec l'oxide de plomb une combinaison insoluble qui se précipite, tandis que l'acide pyro-tartrique ne trouble pas la liqueur.

On peut, par l'acétate de plomb, s'assurer de la présence de l'acide sulfurique dans l'acide citrique. Il suffit de verser quelques gouttes de ce réactif dans l'acide citrique qu'on essaie, et d'examiner si le précipité obtenu est un citrate pur, ou s'il est mêlé de sulfate : si le citrate est pur, il est soluble dans un excès d'acide acétique.

L'acétate de plomb peut être employé pour reconnaître si la couleur de l'onguent rosat est due à la matière colorante des roses, ou à celle de l'orcanette. Pour cela, on étend un peu de cet onguent sur une

carte, et l'on y ajoute quelques gouttes d'acétate de plomb. Ce réactif doit donner à l'onguent essayé une couleur verte, si le médicament est coloré par la matière colorante des pétales de roses; il ne produit pas ce changement si la matière qui a été employée pour sa coloration est l'orcanette.

M. Vogel de Munich a proposé l'emploi de l'acétate de plomb pour reconnaître quelques matières colorantes étrangères ajoutées aux vins. Selon ce chimiste, les vins colorés par les baies de sureau, de myrthile, ou le bois de Campêche, donnent par ce réactif un précipité d'un bleu foncé; les vins qui tiennent leur couleur des bois de Fernambouc, de Santal, ainsi que des betteraves, donnent un précipité rouge, tandis que la matière colorante du raisin donne constamment par ce réactif un précipité verdâtre. Des essais qui nous sont particuliers nous portent à affirmer ici que l'acétate de plomb ne doit pas être employé comme réactif pour faire connaître la coloration artificielle des vins, ce sel étant susceptible de donner, avec les vins naturels, des précipités de couleurs diverses.

Le papier imprégné d'acétate de plomb sert pour reconnaître la présence de l'acide hydro-sulfurique et de l'hydro-sulfate d'ammoniaque en vapeurs. Ces gaz noircissent le papier. La couleur noire est due au sulfure de plomb qui s'est formé par la décomposition du sel par l'acide hydro-sulfurique. On essaie aussi de la même manière le gaz light fourni par les usines d'éclairage.

L'acétate de plomb peut servir à faire reconnaître l'acide arsenique et les arseniates de potasse et de soude. Si l'on verse dans une dissolution d'acide arsenique ou d'arseniate de potasse ou de soude, de l'acétate de plomb, il y a formation d'un précipité blanc, insoluble; si l'on soumet ce précipité à l'action de la chaleur, dans un creuset ou dans une cornue, il se fond; si l'on projette du charbon dans la masse, pendant qu'elle est en fusion, il y a réduction du plomb et séparation de l'arsenic, qui se volatilise. 100 parties d'arseniate de plomb sont composées d'acide arsenique, 35,7, et de protoxide de plomb, 64,3. (M. Thénard.)

L'acétate de plomb peut être employé pour faire reconnaître l'acide chromique et les chromates alcalins.

Si, dans de l'acide chromique liquide, on verse de l'acétate de plomb, on obtient un précipité jaune tirant sur l'olive; mais si l'on ajoute de la potasse, la couleur jaune s'éclaircit et l'on a le *jaune de chrome*.

Si l'on agit sur une solution de chromate de potasse, on obtient sur-le-champ une belle couleur jaune; si l'on ajoute à ce précipité une petite quantité de potasse et qu'on fasse chauffer, la couleur, du jaune, passe au rouge.

L'acétate de plomb a été proposé, par M. Hare, pour reconnaître de très petites quantités d'opium en dissolution dans l'eau; par exemple, 10 gouttes de

laudanum dans un demi-gallon (4 pintes) d'eau. On opère de la manière suivante : on ajoute quelques gouttes d'acétate de plomb au liquide contenant une quantité quelconque de la substance médicamenteuse, qui doit être placé dans un vase de forme conique ; il y a formation d'un méconate de plomb, qui se précipite plus ou moins vite ou plus ou moins lentement, selon que la quantité d'acide méconique est plus ou moins considérable. (Il faut depuis six jusqu'à douze heures pour que ce précipité soit formé.) On agite de temps en temps le vase, pour que le précipité se réunisse, et lorsqu'il est réuni, on le sépare du liquide surnageant ; on verse ensuite sur ce méconate environ 30 gouttes d'acide sulfurique, et l'on ajoute une égale quantité de per-sulfate de fer. L'acide sulfurique, en contact avec le méconate de plomb, le décompose ; il y a formation de sulfate de plomb ; l'acide méconique, mis à nu, réagit alors sur le sel de fer, et l'on aperçoit une belle couleur rouge qui se manifeste.

ACÉTATE DE PLOMB AVEC EXCÈS D'ACIDE.

L'acétate de plomb avec excès d'acide est un réactif convenable pour analyser un mélange gazeux contenant de l'acide hydro-sulfurique et de l'acide carbonique. On opère de la manière suivante : on fait passer le plus lentement possible le gaz qu'on examine, à travers la solution d'acétate acide de plomb.

Ce gaz est décomposé ; l'acide hydro-sulfurique se décompose aussi ; son hydrogène se porte sur une partie de l'oxigène de l'oxide, pour former de l'eau ; le soufre, mis à nu, se combine avec le plomb ; et forme un sulfure de plomb qui se précipite ; l'acide carbonique traverse le mélange sans se combiner à l'oxide de l'acétate.

L'acétate de plomb préparé en mettant ensemble 8 parties d'acétate neutre de plomb, 15 parties d'acide acétique à 9°, et 32 parties d'eau, a été employé par M. Henry, pour reconnaître la pureté de l'émétique, ce mélange jouissant de la propriété de précipiter la crème de tartre et de ne produire aucun précipité avec le tartrate de potasse antimonié. M. Henry a vu qu'à l'aide de cet acétate on pouvait reconnaître $\frac{1}{200}$ de crème de tartre. Lorsqu'on opère, il ne faut pas se hâter, mais attendre que les réactions se soient faites.

ACÉTATE DE PLOMB AVEC EXCÈS DE BASE.

Sous-acétate de plomb.

Le sous-acétate de plomb sert à séparer le *picromel* de la bile : pour y parvenir, on verse un excès d'acétate de plomb dans ce produit des animaux ; toute la matière jaune et la résine se précipitent unies à l'oxide de plomb. Cet oxide entraîne encore avec lui les acides phosphorique et sulfurique qui, dans la bile, étaient combinés avec la soude (*sulfate et phosphate*

de soude). On filtre la liqueur, on lave le précipité resté sur le filtre ; on verse dans la solution claire du sous-acétate de plomb : une partie de l'oxide de ce sel se combine au picromel, et se dépose sous forme de flocons d'un blanc-jaunâtre ; on lave à l'eau froide les flocons recueillis sur un filtre ; on les délaie dans l'eau, on fait passer dans le mélange un excès de gaz acide hydro-sulfurique ; le plomb se précipite, uni au soufre ; on filtre la liqueur, et par l'évaporation on obtient le picromel.

Le sous-acétate de plomb est utile dans l'analyse qui sert à déterminer la quantité d'alcool contenue dans les liqueurs fermentées (vins, bières, cidres, eaux-de-vie, etc.). Dans ce cas, il sert à précipiter les matières extractives et colorantes qui accompagnent ces liquides. On opère de la manière suivante : on ajoute, sur 100 parties du liquide à essayer, 12 parties du sel préparé comme nous le dirons plus loin ; cette addition détermine un précipité ; on remue, afin que le sel soit mis en contact avec toutes les parties de la liqueur, et que la précipitation se fasse le plus complètement possible. On filtre : la matière colorante précipitée reste sur le filtre, et l'on obtient une liqueur claire qui contient l'alcool mêlé à une certaine quantité d'eau ; on sépare l'eau en projetant peu à peu dans ce liquide du sous-carbonate de potasse sec et chaud, continuant d'ajouter de ce sel jusqu'à ce qu'il ne se dissolve plus : ce sous-carbonate s'empare de l'eau, dans laquelle il se

dissout, et isole l'alcool, qui surnage. On aperçoit, à cette époque, deux couches bien distinctes; l'une, supérieure, est formée d'alcool pur; on peut séparer ce liquide de la seconde et déterminer sa quantité. Si l'on fait cette opération dans un tube gradué, on n'a pas la peine de séparer l'alcool pour en connaître la proportion, puisque les degrés marqués sur le tube indiquent directement le volume de l'alcool; il suffit d'observer le nombre des divisions comprises entre la surface supérieure et l'autre surface commune aux deux couches; il faut, dans cette opération, avoir égard à la température. En opérant sur des mélanges artificiels d'alcool et d'eau, M. Brande a reconnu que lorsque l'alcool n'est pas dans une proportion moindre que celle de 16 pour 100, la quantité d'alcool indiquée par le sous-carbonate de potasse sec et chaud, après avoir séparé l'acide et la matière colorante, était toujours en-deçà d'une demi-partie sur 100, de la proportion réelle d'alcool contenue dans le mélange. Il serait plus avantageux d'employer, au lieu de sous-acétate de plomb, de la litharge, qui a, ainsi que le sous-carbonate de plomb, la propriété de décolorer les liqueurs fermentées, et qui n'apporterait pas d'acide dans l'opération. (Gay-Lussac.)

Nous avons cru devoir joindre ici une table des quantités approximatives et moyennes (1) d'alcool

(1) Cette table ne peut pas être regardée comme faisant loi, car on sait que diverses circonstances, au nombre desquelles on peut

contenues dans différens vins et autres liqueurs fermentées; dans cette table, l'alcool est supposé à une densité de 845, l'eau étant 1000, et équivalent à 0,92 d'alcool absolu. Les nombreuses analyses dont nous donnons ici les résultats sont dues à M. Brande.

Noms des vins.	Proportions d'esprit ou d'alcool poir cent, en mesure.
1. Lissa.....	26,47
<i>Id.</i>	24,35
	<i>Moyenne...</i> 25,41
2. Vin de raisins secs.....	26,40
<i>Id.</i>	25,77
<i>Id.</i>	23,30
	<i>Moyenne...</i> 25,15
3. Marsalla.....	26,03
<i>Id.</i>	25,05
	<i>Moyenne...</i> 25,54
4. Vin d'Opporto.....	25,83
<i>Id.</i>	24,29
<i>Id.</i>	23,71
<i>Id.</i>	23,39
<i>Id.</i>	22,30
<i>Id.</i>	21,40
<i>Id.</i>	19,00
	<i>Moyenne...</i> 22,85

compter les variations de l'atmosphère, la nature du sol, l'exposition, la culture, etc., font varier la composition de ces divers liquides.

Noms des vins.	Proportions d'esprit ou d'alcool pour cent, en mesure.
5. Madère.....	24,42
<i>Id.</i>	23,93
<i>Id.</i> (sercial).....	21,40
<i>Id.</i>	19,24
	<i>Moyenne</i> ... 22,25
6. Vin de groseilles.....	20,55
7. Xérès.....	19,81
<i>Id.</i>	19,83
<i>Id.</i>	18,79
<i>Id.</i>	18,25
	<i>Moyenne</i> ... 19,17
8. Ténériffe.....	19,79
9. Colares.....	19,75
10. Lacrima christi.....	19,70
11. Constance, blanc.....	19,75
12. <i>Id.</i> , rouge.....	18,92
13. Lisbonne.....	18,94
14. Malaga.....	18,94
15. Bucellas.....	18,49
16. Madère rouge.....	22,30
<i>Id.</i>	18,40
	<i>Moyenne</i> ... 20,35
17. Cap muscat.....	18,25
18. Cap Madère.....	22,94
<i>Id.</i>	20,50
<i>Id.</i>	18,11
	<i>Moyenne</i> ... 20,51

Noms des vins.	Proportions d'esprit ou d'alcool pour cent, en mesure.
19. Vin de raisin.....	18,11
20. Calcavella.....	19,20
<i>Id.</i>	18,10
	<i>Moyenne...</i> 18,65
21. Vidonia.....	19,25
22. Alba flora.....	17,26
23. Malaga.....	17,26
24. Ermitage blanc.....	17,43
25. Roussillon.....	19,00
<i>Id.</i>	17,26
	<i>Moyenne...</i> 18,13
26. Bordeaux.....	17,11
<i>Id.</i>	16,32
<i>Id.</i>	14,08
<i>Id.</i>	12,91
	<i>Moyenne...</i> 15,10
27. Zante.....	37,05
28. Malvoisie de Madère.....	16,40
29. Lunel.....	15,52
30. Schiras.....	15,52
31. Syracuse.....	15,28
32. Sauterne.....	14,22
33. Bourgogne.....	16,60
<i>Id.</i>	15,22
<i>Id.</i>	14,53
<i>Id.</i>	11,95
	<i>Moyenne...</i> 14,57
1.	19

		Proportions d'esprit ou d'alcool
Noms des vins.		pour cent, en mesure.
34.	Vin vieux du Rhin.....	14,37
	<i>Id.</i>	13,00
	<i>Id.</i> , vieux en tonneau.....	8,88
	<i>Moyenne</i> ...	12,80
35.	Nice.....	14,63
36.	Barsac.....	13,86
37.	Vin d'Alicante.....	13,80
38.	Champagne (non mousseux)...	13,88
	<i>Id.</i> (mousseux).....	12,80
	<i>Id.</i> rouge.....	12,56
	<i>Id.</i> (<i>id.</i>).....	11,30
	<i>Moyenne</i> ...	12,61
39.	Ermitage rouge.....	12,32
40.	Vin de Grave.....	13,94
	<i>Id.</i>	12,80
	<i>Moyenne</i> ...	13,37
41.	Frontignan.....	12,79
42.	Côte rôtie.....	12,32
43.	Vin de groseilles.....	11,84
44.	Vin d'Orange.....	11,26
	Terme moyen de six échantil-	
	lons de ce vin, fait par un	
	manufacturier de Londres...	11,26
45.	Tokay.....	9,88
46.	Vin de sureau.....	8,79

Autres boissons.

Noms des boissons.	Proportions d'esprit ou d'alcool pour cent, en mesure.
47. Cidre de première qualité.....	9,87
Cidre de la qualité la plus infé- rieure, terme moyen.....	5,21
48. Poiré, terme moyen de quatre échantillons.....	7,26
49. Hydromel.....	7,32
50. Ale (de Burton).....	8,88
<i>Id.</i> (d'Édimbourg).....	6,20
<i>Id.</i> (de Dorchester).....	5,56
<i>Moyenne...</i>	6,87
51. Bière forte, brune.....	6,80
52. Porter de Londres, terme moyen.	4,20
53. Petite bière de Londres, terme moyen.....	1,28
54. Eau-de-vie.....	53,39
55. Rum.....	53,68
56. Esprit de genièvre.....	51,60
57. Whiskey d'Écosse.....	54,32
58. <i>Id.</i> d'Irlande.....	53,90

Des tables analogues à celles données par M. Brande ont été publiées par M. Julia-Fontenelle, dans le t. II du *Journal de Chimie médicale*; mais le chimiste français a eu pour but de reconnaître les quantités d'alcool que contiennent les principaux vins qui

se récoltent en France. L'auteur fait observer, 1°. qu'il a agi sur 100 parties de chaque espèce de vin; 2°. que l'alcool qu'il a obtenu marquait 19°; 3°. que chacune des expériences a été répétée trois fois, et que lorsqu'il a agi avec des vins différens, il a noté la différence des proportions d'alcool; 4°. qu'il a classé les vins par département.

VINS DU ROUSSILLON.

(Département des Pyrénées-Orientales.)

100 parties de vin de Rivesaltes, de 20 ans, ont donné	23,40
<i>id.</i> <i>id.</i>	22,80
<i>id.</i> 10	21,60
<i>id.</i> <i>id.</i>	21,20
<i>id.</i> l'année	20
<i>Moyenne</i>	21,80
100 parties de vin de Banyuls, de 18 ans,	23,60
<i>id.</i> <i>id.</i>	23,10
<i>id.</i> 10	21,40
<i>id.</i> <i>id.</i>	21,40
<i>id.</i> l'année	20,30
<i>Moyenne</i>	21,96
100 parties de vin de Colliouvre, de 15 ans,	23
<i>id.</i> <i>id.</i>	22,40
<i>id.</i> 5	21,10
<i>id.</i> l'année	20
<i>Moyenne</i>	21,62
100 parties de vin de Salces, de 10 ans,	21,80
<i>id.</i> <i>id.</i>	21,10
<i>id.</i> l'année	19,40
<i>Moyenne</i>	20,43

(Département de l'Aude.)

100 part. vin de Fitou et Leucate, de	10 ans, ont donné	21,20
<i>id.</i>	<i>id.</i>	21
<i>id.</i>	l'année	20
<i>id.</i>	<i>id.</i>	19,40
	<i>Moyenne</i>	20,40
100 parties de vin de Lapalme, de	10 ans,	22
<i>id.</i>	<i>id.</i>	21,20
<i>id.</i>	l'année	19,60
	<i>Moyenne</i>	20,93
100 parties de vin de Sigean, de	8 ans,	21,50
<i>id.</i>	<i>id.</i>	21
<i>id.</i>	l'année	19,20
	<i>Moyenne</i>	20,56
100 parties de vin de Narbonne, de	8 ans,	21,80
<i>id.</i>	<i>id.</i>	21,50
<i>id.</i>	<i>id.</i>	21
<i>id.</i>	<i>id.</i>	20,30
<i>id.</i>	l'année	19,40
<i>id.</i>	<i>id.</i>	19,30
<i>id.</i>	<i>id.</i>	18,80
<i>id.</i> de la plaine.	<i>id.</i>	17,70
	<i>Moyenne</i>	19,95
100 parties de vin de Lezignan, de	10 ans,	21
<i>id.</i>	<i>id.</i>	20,90
<i>id.</i>	l'année	19,40
<i>id.</i>	<i>id.</i>	18,60
<i>id.</i> de la plaine.	<i>id.</i>	17
	<i>Moyenne</i>	19,46
100 part. de vin de Mirepeisset, de	10 ans,	22,20
<i>id.</i>	<i>id.</i>	21,80
<i>id.</i>	8	21,60
<i>id.</i>	l'année	20,30

100 part. de vin de Mirepeisset, de l'année, ont donné	19
<i>id.</i> de la plaine <i>id.</i>	17,80
<i>Moyenne</i>	20,45
100 part. de vin de Carcassonne, de 8 ans,	18,40
<i>id.</i> <i>id.</i>	18,10
<i>id.</i> l'année	17
<i>id.</i> <i>id.</i>	15
<i>Moyenne</i>	17,12

(Département de l'Hérault.)

100 parties de vin de Nissan, de 9 ans,	20,10
<i>id.</i> <i>id.</i>	19,80
<i>id.</i> l'année	18,30
<i>id.</i> <i>id.</i>	17
<i>Moyenne</i>	18,80
100 parties de vin de Béziers, de 8 ans,	19,90
<i>id.</i> <i>id.</i>	19,60
<i>id.</i> l'année	18,60
<i>id.</i> de la plaine <i>id.</i>	16
<i>Moyenne</i>	18,40
100 part. de vin de Montagnac, de 10 ans,	20
<i>id.</i> <i>id.</i>	19,80
<i>id.</i> de la plaine l'année	18,10
<i>Moyenne</i>	19,30
100 parties de vin de Méze, de 10 ans,	20
<i>id.</i> <i>id.</i>	19,60
<i>id.</i> l'année	18
<i>id.</i> de la plaine <i>id.</i>	16,80
<i>Moyenne</i>	18,60
100 part. de vin de Montpellier, de 5 ans,	19,10
<i>id.</i> 4	18,80
<i>id.</i> l'année	17
<i>id.</i> de la plaine. <i>id.</i>	15,70
<i>Moyenne</i>	17,65

100 parties de vin de Lunel, de 8 ans, ont donné 20	
<i>id.</i>	<i>id.</i> 19
<i>id.</i>	<i>id.</i> 17,40
<i>id.</i> de la plaine	l'année 16
	<i>Moyenne</i> 18,01(1)
100 part. de vin de Frontignan, de 5 ans,	18,10
<i>id.</i>	<i>id.</i> 17,80
<i>id.</i>	l'année 16
<i>id.</i>	<i>id.</i> 15,70
	<i>Moyenne</i> 16,90
100 part. vin de l'Ermit. rouge, de 4 ans,	13,90
<i>id.</i> blanc	<i>id.</i> 16,80
100 part. de vin de Bourgogne.	16,70(2)
<i>id.</i>	16,10
<i>id.</i>	15,70
<i>id.</i>	14,90
<i>id.</i>	12,30
<i>id.</i>	12,10
	<i>Moyenne</i> 14,75
100 parties de vin de Grave, de 3 ans,	14,20
<i>id.</i>	2 13,60
	<i>Moyenne</i> 13,90
100 part. de vin de Champagne non mouss.	14,10
<i>id.</i>	13,90
	<i>Moyenne</i> 14

(1) Il a été impossible à l'auteur de s'assurer de l'âge et du crû, attendu qu'on est presque toujours trompé sur ces deux points.

M. Brande ne porte la quantité d'alcool du vin de Lunel qu'à 15,52; il y a tout lieu de croire qu'il a examiné du vin de l'année et de la plaine.

(2) Il est impossible de savoir le véritable âge des vins de Bourgogne examinés. M. Brande n'y a trouvé que 12,79 d'alcool. M. Julia-

100 part. de vin de Champag. mouss. blanc ontdonné	12,40
<i>id.</i>	12,10
	<i>Moyenne</i>
	12,25
100 part. de vin de Champag. rouge mouss.	12,20
<i>id.</i>	11,80
<i>id.</i>	11,40
	<i>Moyenne</i>
	11,80
	Tokay.
	11,60

VINS DE BORDEAUX.

1 ^{re} qualité.	17
<i>id.</i>	16,80
2 ^e qualité.	14,80
<i>id.</i>	14,60
ordinaire de l'année	12,90
<i>id.</i>	12,80
<i>id.</i>	12,40
	<i>Moyenne</i>
	14,75
100 parties de vin de Toulouse, de l'année	12,40
<i>id.</i>	<i>id.</i>
	12,10
<i>id.</i>	<i>id.</i>
	11,80
<i>id.</i>	<i>id.</i>
	11,60
	<i>Moyenne</i>
	11,97

Récapitulation du terme moyen des principaux vins de la France, rangés d'après leur degré de spirituosité.

Banyulls, pour 100 en mesure. 21,96

Rivesaltes. 21,80

Fontenelle a répété un grand nombre de fois ses essais, et il affirme q u'il n'y a jamais trouvé d'aussi faibles proportions que celles qu'indique ce chimiste.

Colliouvre.	21,62
Lapalme.	20,93
Sigean.	20,56
Mirepeisset.	20,45
Salces.	20,43
Narbonne.	19,90
Lezignan.	19,46
Leucate et Fitou.	19,70
Montagnac.	19,30
Nissan.	18,80
Mèze.	18,60
Béziers.	18,40
Lunel.	18,10
Montpellier.	17,65
Carcassonne.	17,22
Frontignan.	16,90
Bourgogne.	14,75
Bordeaux.	14,73
Champagne.	12,20
Toulouse.	11,97

Le sous-acétate de plomb employé par M. Brande se prépare de la manière suivante. On prend 15 parties de litharge calcinée et pulvérisée, 10 parties d'acétate de plomb cristallisé; eau, 200 parties; on fait bouillir pendant vingt minutes, on fait évaporer jusqu'à moitié, et l'on garde le produit ainsi obtenu, dans un vase bien plein et bien fermé.

Le sous-acétate de plomb peut, comme l'acétate

neutre, être mis en usage pour reconnaître et apprécier de petites quantités d'acide carbonique. Le mode d'agir est le même que celui employé lorsqu'on se sert de l'acétate neutre.

Le sous-acétate de plomb a été recommandé par le docteur Bostock, comme un réactif utile pour faire reconnaître la présence des humeurs ou mucilage animal, et pour le distinguer, dans les analyses des fluides animaux, de la gélatine, avec laquelle on l'a confondu. Selon ce praticien, le sel de plomb avec excès de base agit instantanément sur le mucus animal, en donnant lieu, lorsqu'on le mêle avec cette substance, à un précipité blanc, floconneux, abondant, tandis qu'il n'agit pas d'une manière marquée sur la solution de gélatine animale.

ARSENIATE DE POTASSE.

L'arsenate de potasse a été conseillé, par M. Quesneville fils, comme un bon réactif pour opérer la séparation du fer et du manganèse. Voici le procédé indiqué : on fait dissoudre le mélange des deux oxides dans l'acide hydro-chlorique; lorsque la dissolution est opérée, on fait bouillir pour chasser l'excès d'acide et rendre la liqueur aussi neutre que possible, ce qui est essentiel pour la réussite du procédé. On étend d'eau la liqueur, et l'on y fait passer un courant de chlore, afin de porter le fer au maximum d'oxidation. Lorsque le fer est arrivé à

cet état d'oxidation , on précipite par l'arseniate de potasse, en ayant soin d'en ajouter une quantité suffisante. Il y a formation d'un précipité vert d'arseniate de fer. Au bout de quelques heures, on filtre le liquide, on recueille le précipité sur un filtre et on le lave avec beaucoup d'eau; lorsque le précipité est bien lavé, on le fait sécher et on le calcine fortement pour obtenir l'oxide de fer. La liqueur filtrée qui retient en dissolution l'arseniate de manganèse doit ensuite être évaporée à siccité et reprise par l'eau. Si une partie de l'arseniate de fer est resté en dissolution, à la faveur du sel de manganèse, il ne se dissout pas, et l'on peut le séparer par la filtration. On le lave alors, on le calcine et l'on ajoute l'oxide de fer restant au premier précipité obtenu. La liqueur filtrée est ensuite décomposée par la potasse caustique, qui s'empare de l'acide arsenique et met à nu l'oxide de manganèse, qui se précipite; on le recueille sur un filtre, on le lave, on le fait sécher et on le calcine avant d'en prendre le poids.

Quelques chimistes prétendent que ce procédé n'est pas exact; cependant l'auteur a tenté les expériences suivantes, pour reconnaître sa valeur. Il a fait dissoudre dans l'acide hydro-chlorique 2 décigrammes de carbonate de manganèse et 5 grammes d'oxide de fer; la liqueur étant dans les circonstances convenables, et que nous avons indiquées, il a précipité le fer par l'arseniate de potasse. L'arseniate obtenu, décomposé et chauffé au rouge dans un creuset

de platine, avec de la potasse, n'a pas fourni la moindre trace de caméléon minéral. Tout l'oxide de manganèse employé existait dans la liqueur; séparé par précipitation, il fut redissous dans l'acide hydrochlorique. Cette solution, essayée par le prussiate de potasse, donnait un précipité parfaitement blanc, qui ne bleuissait pas par le contact de l'air.

Cet arseniate peut aussi être employé, 1°. pour faire reconnaître les sels d'argent, qu'il précipite; le précipité est rouge. Calciné avec du charbon, dans un tube de verre, l'arsenic se sublime et se condense dans la partie supérieure du tube. 2°. Pour ceux de mercure, avec lesquels il forme un précipité jaune décomposable à l'aide de la chaleur.

BENZOATE D'AMMONIAQUE.

Le benzoate d'ammoniaque est employé pour séparer le fer du manganèse. On fait dissoudre le sel triple de fer et de manganèse dans l'eau distillée, on verse dans la solution du benzoate d'ammoniaque en excès : le fer est précipité à l'état de benzoate de fer (insoluble), tandis que le manganèse reste dissous. Il faut avoir soin que la solution de ces deux métaux soit neutre; si elle contenait un excès d'acide, elle pourrait retenir une certaine quantité de fer, et la séparation serait incomplète. Le benzoate de fer étant facilement décomposable par la chaleur, on obtient pour résidu de sa calcination l'oxide de fer.

Le benzoate d'ammoniaque peut servir à séparer le

fer de ses combinaisons avec le nickel et le cobalt. Ce moyen d'analyse est fondé sur la propriété qu'ont ces deux derniers métaux de former, avec l'acide benzoïque, des benzoates solubles, tandis que la combinaison de cet acide avec le fer est insoluble et se précipite : on préfère employer d'autres moyens de séparation, parce qu'ils sont plus économiques et tout aussi exacts.

SOUS-BORATE DE SOUDE.

Borax.

Le sous-borate de soude cristallisé a été recommandé par M. Cluzel, comme un bon réactif pour faire l'analyse d'un gaz formé de gaz acide carbonique et de gaz sulfureux, le borax étant susceptible d'absorber le gaz sulfureux sans absorber le gaz acide carbonique.

L'opération se pratique de la manière suivante. On fait passer dans une cloche placée sur la cuve de mercure, le mélange des deux gaz, en tenant note de la température et de la pression; on introduit ensuite dans la cloche des fragmens de borax; on laisse en contact pendant une heure, puis on tient compte de la diminution de volume qui a eu lieu. Cette diminution ne peut être attribuée qu'à l'absorption, par le borax, du gaz acide sulfureux : on peut ensuite déterminer la quantité d'acide carbonique par la solution de potasse ou par l'eau de baryte.

Le sous-borate de soude peut être employé pour séparer le gaz hydrogène sulfuré du gaz acide sulfureux, en se basant sur la propriété dont jouit ce sel, de s'emparer de l'acide sulfureux et de ne pas absorber l'acide hydro-sulfurique. (Cluzel.)

Ce sel jouissant de la propriété d'absorber le gaz acide hydro-chlorique, il peut être mis en usage pour séparer ce gaz acide des autres gaz avec lesquels il pourrait se trouver mêlé (à l'exception de l'acide sulfureux), et apprécier les proportions dans lesquelles existe le mélange.

Le borate de soude fondu et vitrifié est employé dans les essais au chalumeau, pour faire reconnaître les oxides métalliques, avec lesquels il forme des verres diversement colorés. Voici le tableau de quelques-unes de ces colorations :

Vert-émeraude,	avec l'oxide de chrome.
Bleu intense.	de cobalt.
Vert clair.	de cuivre.
Opale.	d'étain.
Vert-bouteille ou jaune.	de fer.
Violet.	de manganèse.
Vert d'herbe.	de nickel.
Jaune.	d'antimoine.
Jaune.	d'argent.

Si l'on chauffe fortement le borax avec l'oxide de nickel, on obtient un globule de couleur rouge-hyacinthe.

Les oxides blancs ne colorent pas le borax vi-

trifié; cependant quelques-uns lui font prendre une teinte jaune.

SOUS-CARBONATE D'AMMONIAQUE.

Alcali volatil concret.

La solution de sous-carbonate d'ammoniaque est employée pour séparer l'alumine de la glucine. Lorsqu'on a une solution qui contient ces deux oxides, on met en pratique le procédé suivant : on ajoute à cette solution du sous-carbonate d'ammoniaque par petites portions, jusqu'à ce qu'il y en ait un excès. Les deux oxides métalliques sont précipités, mais celui de glucinium est redissous par l'excès de sous-carbonate; on laisse en contact pendant plusieurs jours, en agitant de temps en temps; on filtre : l'alumine reste sur le filtre, et la glucine passe en solution dans la liqueur; on lave le précipité avec de l'eau bouillante; on fait chauffer la liqueur filtrée, à laquelle on a réuni l'eau de lavage; l'excès de sous-carbonate d'ammoniaque se volatilise, et l'oxide de glucinium se précipite. On recueille le précipité, qui, lavé, séché et calciné, donne de la glucine pure.

On peut se servir du même procédé pour séparer l'yttria de l'alumine. Si l'yttria était accompagnée de cérium, comme dans l'*ytthro-cérite*, elle ne pourrait pas être obtenue à l'état de pureté, en raison de la solubilité du cérium dans le sous-carbonate d'ammo-

niaque ; c'est pourquoi il faut employer un autre réactif. (*Voy. Sulfate de potasse.*)

Brugnatelli a indiqué l'emploi du sous-carbonate d'ammoniaque pour reconnaître la présence des acides nitrique et hydro-chlorique dans l'acide sulfurique du commerce. Il suffit pour cela de présenter à la surface de cet acide un tube trempé préalablement dans une solution de sous-carbonate d'ammoniaque ; il se produit un nuage qu'on aperçoit à la surface, si l'un ou l'autre de ces acides est mélangé à l'acide sulfurique.

On a employé le sous-carbonate d'ammoniaque pour apprécier la pureté du sulfate de magnésie et reconnaître s'il est mêlé de sulfate de soude. Voici ce procédé, qui est dû à M. Guibourt.

On prend 10 grammes du sulfate à essayer, on le fait dissoudre dans 20 grammes d'eau ; lorsque la dissolution est faite, on y ajoute une solution de sous-carbonate d'ammoniaque, faite dans la proportion de 20 grammes de sous-carbonate d'ammoniaque et de 80 grammes d'eau ; le mélange étant fait, on l'abandonne à lui-même pendant vingt-quatre heures ; on filtre, et on lave le précipité avec une solution concentrée de sous-carbonate d'ammoniaque ; on fait ensuite évaporer à siccité les liqueurs de lavage et celles d'où l'on a séparé le précipité ; on calcine le résidu dans un creuset. Si le sulfate de magnésie est pur, il ne reste rien dans le creuset ; si ce sel contient du sulfate de soude, on le retrouve, et l'on en détermine

la quantité, en le dissolvant dans l'eau, le faisant cristalliser, prenant le poids (1).

Le sous-carbonate d'ammoniaque précipite, comme les autres carbonates alcalins, un grand nombre de combinaisons salines; on peut, à l'aide des caractères physiques que présentent ces précipités, reconnaître les oxides auxquels ils appartiennent. Mais le chimiste ne doit pas se fier à ces seuls caractères, il doit s'assurer de leur nature par des moyens chimiques exacts: il peut se servir de la calcination, de la combinaison avec les acides, etc.; par ces opérations, il obtient des oxides ou des sels; les propriétés de ces derniers peuvent fournir des notions certaines sur les carbonates précipités (2) qui ont servi à leur donner naissance.

Ces précipités sont blancs ou colorés; les précipités blancs et colorés sont gélatineux, pulvérulens ou floconneux (3).

(1) Voyez le Mémoire de M. Guibourt, *Journal de Ch. médicale*, t. I, page 418; les Observations de M. Lonchamps, *Annales de Ch. et de Physique*, t. XII, page 255, et celles de M. Dulong d'Astafort, *Journal de Pharmacie*, t. II, page 406.

(2) Il est cependant de ces précipités qui ne sont pas des carbonates; ainsi on n'obtient pas de carbonate d'alumine lorsqu'on précipite les sels d'alumine, mais bien de l'oxide d'aluminium; il en est de même des sels de mercure, d'antimoine, de tellure.

(3) Voyez les tableaux synoptiques de MM. Laugier et de Kramer, publiés en 1828.

*Tableau des précipités fournis par le carbonate
d'ammoniaque dans les dissolutions salines.*

Avec les solutions

de glucine.	on obtient un précipité blanc gélatineux.
d'yttria.	<i>id.</i>
d'alumine.	<i>id.</i>
de baryte.	<i>id.</i>
de protoxide d'urane.	<i>id.</i>
de protoxide de manganèse.	<i>id.</i>
de deutoxide de cérium.	<i>id.</i>
de zinc.	<i>id.</i>
de protoxide de fer.	<i>id.</i> (1)
de titane.	<i>id.</i>
de chaux.	<i>id.</i> pulvérulent.
de strontiane.	<i>id.</i>
de deutoxide de manganèse.	<i>id.</i>
de cadmium.	<i>id.</i>
d'arsenic.	<i>id.</i> (2)
de protoxide et de deutoxide d'antimoine.	<i>id.</i>
de protoxide de cérium.	<i>id.</i>
de tellure.	<i>id.</i>
de plomb.	<i>id.</i>
de deutoxide de mercure.	<i>id.</i>
d'argent.	<i>id.</i> (3)
de lythine.	<i>id.</i> floconneux.
de protoxide et de deutoxide d'étain.	<i>id.</i>
de bismuth.	<i>id.</i>
de protoxide de manganèse.	jaunâtre <i>id.</i>

(1) Ce précipité se colore en brun par le contact de l'air.

(2) Il ne faut pas que la liqueur soit trop étendue.

(3) Il se colore par le contact de l'air.

Avec les solutions

de deutocide de fer on obtient un précipité jaunâtre floconneux.		
de peroxide de fer.	jaune-rouille	gélatin.
de chrome.	verdâtre	<i>id.</i>
de deutocide d'urane.	blanc-jaunâtre	<i>id.</i>
de cobalt.	rose	<i>id.</i>
de deutocide de cuivre.	blanc-bleuât.	pulvér.
de nickel.	blanc-verdâtre	<i>id.</i>
d'iridium.	<i>id.</i>	<i>id.</i>
de protoxide de mercure.	gris	<i>id.</i>
de palladium.	jaunâtre	<i>id.</i>
de platine.	jaune	<i>id.</i>
d'or.	jaunâtre	<i>id.</i>

Les précipités formés dans les solutions de glucine, d'yttria, de zinc, de protoxide d'étain, de chrome, de cobalt, de deutocide de cuivre, de nickel, de palladium, de protoxide de manganèse, de protoxide de fer, d'arsenic, de deutocide d'urane, de bismuth, de tellure, d'argent, de peroxide de manganèse, sont redissous par un excès de carbonate d'ammoniaque.

CARBONATE DE MAGNÉSIE.

Le carbonate de magnésie a été proposé par M. Blondeau, pharmacien, pour faire reconnaître la falsification du baume de copahu par l'huile de ricin. M. Blondeau a observé que lorsqu'on triture du carbonate de magnésie bien pur avec du baume de copahu exempt de mélange, ce sel se dissout et s'unit au baume en disparaissant; le baume reprend ensuite sa transparence. Si l'on traite cette combinaison par les

acides, il y a effervescence et dégagement d'acide carbonique. Lorsque le baume est falsifié avec l'huile de ricin, le carbonate de magnésie ne s'y dissout qu'incomplètement, et le mélange reste trouble, et d'apparence laiteuse.

CARBONATE DE POTASSE NEUTRE.

Bi-carbonate de potasse.

La solution de bi-carbonate de potasse a été conseillée pour séparer la chaux de la magnésie. Après avoir converti en sels solubles ces deux bases, on verse dans leur solution du bi-carbonate de potasse : la décomposition des sels s'opère en vertu des affinités doubles ; mais comme le carbonate de magnésie est plus soluble, il reste en solution, tandis que le carbonate de chaux se précipite presque en totalité. En exposant à l'action de la chaleur la solution qui contient le carbonate de magnésie, elle se trouble et laisse déposer ce carbonate, que l'on recueille sur un filtre. Ce réactif est infidèle, il ne précipite pas toute la chaux. (V. les Observations de M. Dulong d'Astafort, *Journal de Pharmacie*, t. II, p. 158.)

Le carbonate de potasse a été indiqué comme un bon réactif, pour reconnaître la falsification du sulfate de quinine par le sucre. L'emploi de ce sel consiste, 1°. à faire dissoudre le sulfate de quinine dans l'eau ; à décomposer la solution par le carbonate de potasse, qui précipite la quinine ; on lave ce produit

et on le fait sécher, pour en déterminer le poids; 2°. on fait évaporer à siccité la liqueur séparée de la quinine, et l'on traite le résidu par l'alcool, qui n'agit pas sur les sels de potasse, mais sur le sucre, qu'il est alors facile de reconnaître.

Le bi-carbonate de potasse détermine des précipités dans la plupart des solutions des sels minéraux; ces solutions sont les suivantes :

On obtient, avec la solution des sels :

de chaux.	un précipité blanc pulvérulent.
de cadmium.	<i>id.</i>
de deutocide de mercure.	<i>id.</i> (1)
de plomb.	<i>id.</i>
de protoxide de mercure.	<i>id.</i> (2)
d'arsenic.	<i>id.</i>
d'argent.	<i>id.</i>
de glucine.	<i>id.</i> floconneux.
de strontiane.	<i>id.</i>
de protoxide de manganèse.	<i>id.</i>
de deutocide d'antimoine.	<i>id.</i>
de tellure.	<i>id.</i>
d'yttria.	<i>id.</i> gélatineux.
d'alumine.	<i>id.</i>
de baryte.	<i>id.</i>
de lythine.	<i>id.</i>
de zinc.	<i>id.</i>
de protoxide d'étain.	<i>id.</i>

(1) Tous ces précipités sont des carbonates, à l'exception de ceux de mercure, de proto et de deutocide d'antimoine, de tellure, d'alumine.

(2) Ce précipité est en partie soluble dans un excès de carbonate.

On obtient, avec la solution des sels :

de deutocide d'étain.	un précipité blanc gélatineux.
de protoxide d'antimoine.	<i>id.</i>
de protoxide de cérium.	<i>id.</i>
de deutocide de cérium.	<i>id.</i>
de titane.	<i>id.</i>
de bismuth.	<i>id.</i>
de zircone.	<i>id.</i>
de protoxide de fer.	blanc sale floconn.
de deutocide de fer.	<i>id.</i> <i>id.</i>
de peroxide de fer.	rougé-brique <i>id.</i>
de cobalt.	rose <i>id.</i>
de chrome.	verdâtre gélatineux.
de protoxide d'urane.	blanc-sale <i>id.</i>
de deutocide d'urane.	<i>id.</i> <i>id.</i>
de deutocide de cuivre.	blanc-bleuât. <i>id.</i>
de nickel.	blanc-verdâtre. <i>id.</i>
d'iridium.	blanc sale. <i>id.</i>
de deutocide de manganèse.	blanc-jaunât. pulvér.
de platine.	jaune <i>id.</i>

Les précipités obtenus avec les sels à base de chaux, de tellure, d'yttria, de protoxide d'étain, d'arsenic, de proto et de deutocide d'urane, de zircone, de glucine, sont solubles dans un excès d'alcali.

Les sels qui ne sont pas précipités sont les sels d'osmium, de peroxide de manganèse, de magnésie, de palladium, d'or, de potasse, de soude et d'ammoniaque.

Le bi-carbonate de soude se conduisant de la même manière avec les diverses dissolutions des sels miné-

raux, il peut être employé à défaut de bi-carbonate de potasse.

SOUS-CARBONATES DE POTASSE,

ou de soude, etc.

Ces sels, qui précipitent le plus grand nombre des dissolutions salines, sont employés particulièrement pour précipiter de leurs combinaisons salines les oxides métalliques à l'état de carbonates.

Ces précipités ont pour caractères généraux d'être décomposables par les acides, avec effervescence due à un dégagement d'acide carbonique, et de donner naissance à des sels divers, suivant la nature de l'acide et du carbonate.

Les carbonates sont presque tous décomposés par l'action de la *chaleur* (*voyez ce chapitre*), mais à des températures et avec des phénomènes différens. Le carbonate de chaux se décompose au rouge-blanc; les carbonates de magnésie, de zinc, le proto-carbonate de fer et de manganèse, au rouge-cerise; la plupart des autres, à une température bien moins élevée. Il en est d'autres qui ne sont décomposés qu'en partie par l'action de la chaleur, ou qui sont indécomposables par ce moyen directement. Le carbonate de baryte, par exemple, n'est décomposé que par le concours de la vapeur d'eau, dont on fait passer un courant sur le carbonate, celui-ci étant placé dans une petite cuiller de platine que l'on a introduite

dans un tube de porcelaine, chauffé à la température du rouge-cerise : dans ce cas, il y a formation d'hydrate d'oxide de barium et dégagement d'acide carbonique.

Tableau des précipités obtenus de diverses solutions métalliques, à l'aide des sous-carbonates de soude ou de potasse (1).

Les solutions des sels :

d'yttria.	donnent un précipité blanc gélatineux.
de magnésie.	<i>id.</i> (2)
d'alumine.	<i>id.</i> (3)
de deutoxide de manganèse.	<i>id.</i>
de zinc.	<i>id.</i>
de protoxide d'étain.	<i>id.</i>
de glucine.	<i>id.</i> floconneux.
de lythine.	<i>id.</i>
de protoxide de manganèse.	<i>id.</i>
de titane.	<i>id.</i>
de bismuth.	<i>id.</i>
de chaux.	<i>id.</i> pulvérulent.
les sels d'antimoine, proto et deuto.	<i>id.</i>
les sels de cérium, proto et deuto.	<i>id.</i>

(1) Plusieurs des précipités obtenus par les sous-carbonates alcalins ne sont pas des carbonates, mais bien des oxides; les solutions d'étain, d'antimoine, de tellure, de mercure, d'alumine, sont de ce nombre. Cependant ce dernier oxide laisse dégager un peu d'acide carbonique lorsqu'on le calcine.

(2) Ce précipité est incomplet si l'on a agi à la température ordinaire; tout l'oxide est précipité si l'on s'aide de l'action de la chaleur.

(3) Ce précipité est en partie soluble dans un excès d'alcali.

Les solutions des sels :

d'argent. . .	donnent un précipité blanc pulvérulent.
de tellure.	<i>id.</i>
de deutocide d'étain.	<i>id.</i> caillebotté.
de plomb.	<i>id.</i>
de protoxide de fer.	blanc sale gélatin. (1)
de deutocide de fer.	bleuâtre <i>id.</i>
de chrome.	verdâtre <i>id.</i>
de deutocide de cuivre.	blanc-verdât. <i>id.</i>
de nickel.	<i>id.</i>
d'iridium.	blanc sale <i>id.</i>
de platine.	jaune pulvérulent.
de protoxide de mercure.	jaune sale <i>id.</i>
de deutocide de mercure.	rouille <i>id.</i>
de peroxide de fer.	rouille floconneux.
de protoxide d'urane.	gris-verdât. <i>id.</i>
de deutocide d'urane.	blanc sale <i>id.</i>
de cobalt.	rose <i>id.</i>
de zircone.	blanc gélatineux.

Ce dernier précipité devient bleu lorsqu'il y a un excès de sous-carbonate.

Les précipités obtenus dans les solutions de lythine, de deutocide d'urane, de bismuth, de tellure, sont solubles dans un excès de sous-carbonate ; ce sel ne précipite pas les solutions de peroxide de manganèse, d'osmium, de palladium, d'or, de potasse, de soude et d'ammoniaque.

La couleur blanche et l'état floconneux, gélatineux, pulvérulent ou caillebotté qu'affectent le plus grand

(1) Il passe au gris.

nombre des carbonates, ne permettrait pas de les bien distinguer par ces caractères physiques. Nous avons cru devoir rapporter les caractères chimiques qui peuvent résulter de la décomposition de ces précipités, soit par la *calcination*, soit à l'aide d'un acide. Nous avons choisi l'acide nitrique, et nous avons suivi, dans cet examen, l'ordre adopté dans le tableau.

EXAMEN DE CES PRÉCIPITÉS.

Le précipité d'yttria, carbonate d'yttria, séché, se présente sous forme d'une poudre blanche, sans odeur ni saveur; il est insoluble dans l'eau; traité par l'acide nitrique, il fournit un sel d'une saveur sucrée, ensuite astringente: ce sel cristallise difficilement; il rougit la teinture de tournesol.

Le précipité de magnésie, carbonate de magnésie, sec, est blanc, pulvérulent, léger, occupant beaucoup de volume; délayé dans l'eau et soumis à un courant d'acide carbonique, il se dissout à l'aide de cet acide et passe à l'état de bi-carbonate, qui, par concentration, cristallise en prismes hexagones, transparents, terminés par un plan hexagone.

Le sous-carbonate de magnésie, traité par l'acide nitrique, se décompose avec effervescence; il donne naissance à un sel, le nitrate de magnésie, qui cristallise en prismes rhomboïdaux, et souvent en petites aiguilles attachées l'une à l'autre. Ce sel a une saveur très amère et désagréable; soumis à l'action de la cha-

leur, il se décompose en laissant pour résidu de l'oxide de magnésium.

Le précipité d'alumine, oxide d'aluminium, est gélatineux ; soumis à l'action de la chaleur, il diminue graduellement de volume, en raison de la perte de l'eau et de l'élévation de température : c'est sur cette diminution de volume qu'est fondée l'appréciation de la température, à l'aide du pyromètre de Wedgwood. Ce précipité, à l'état gélatineux, est soluble dans un excès de potasse.

Le précipité de manganèse, carbonate de manganèse, sec, est en poudre jaune insipide, inaltérable à l'air, insoluble dans l'eau ; traité par l'acide nitrique, il donne une solution qui, évaporée avec précaution, fournit un nitrate en cristaux aiguillés. La saveur de ce sel est acerbe et amère ; il se décompose par la calcination, en fournissant un oxide et développant une nouvelle quantité de chaleur avec dégagement de lumière. Le carbonate de manganèse, chauffé, laisse pour résidu de l'oxide noir.

Le précipité de zinc, carbonate de zinc, sec, est sous forme d'une poudre blanche. Soumis à l'action de la chaleur, à une très haute température, il se convertit en oxide ; traité par l'acide nitrique, il se décompose et l'on obtient un sel, le nitrate de zinc, qui cristallise en prismes tétraèdres comprimés et striés, terminés par des pyramides à quatre faces. Ce sel est styptique, il attire l'humidité de l'air ; soumis à l'action de la chaleur, il se fond ; projeté sur des

charbons ardents, il détone avec émission d'une flamme rouge; à une haute température, il est entièrement décomposé avec dégagement d'oxygène et de deutocide d'azote.

Le précipité de glucine, carbonate de glucine, sec, est blanc, pulvérulent, doux au toucher; il est insipide, inodore. Soumis à l'action de la chaleur, il se décompose et l'on obtient de l'oxide de glucinium. Traité par l'acide nitrique, il se décompose et fournit un sel qui, par l'évaporation, passe à l'état pulvérulent; mais il ne cristallise pas. Ce sel a une saveur très astringente; il attire l'humidité de l'air, rougit le papier de tournesol. Soumis à l'action d'une forte chaleur, il se décompose en laissant pour résidu de l'oxide de glucinium.

Le précipité de lythine, carbonate de lythine, sec, est blanc, pulvérulent, fortement alcalin, indécomposable au feu, altérable à l'air; traité par l'acide nitrique, il est décomposé et l'on obtient du nitrate de lythine, qui est incolore, très déliquescent. Ce sel, quoique déliquescent, cristallise en rhomboïdes ou en aiguilles; sa saveur est fraîche et piquante; exposé à une douce chaleur, il se fond avec la plus grande facilité.

Le précipité de titane n'a pas encore été examiné d'une manière telle, qu'on puisse décrire parfaitement ses propriétés. Ce précipité, traité par l'acide nitrique, donne naissance à un sel blanc, acide, facilement décomposable par la chaleur. Ce sel peut cristalliser en

tables hexagones ; sa solution est précipitée en jaune-orangé par la solution de prussiate de potasse et par l'infusion de noix de galle.

Le précipité de bismuth, carbonate de bismuth, sec, est pulvérulent. Soumis à l'action de la chaleur, il fournit un oxide jaune, fusible à la température du rouge-cerise.

Ce carbonate, traité par l'acide nitrique, donne le nitrate de bismuth, qui est très styptique ; il est décomposé par l'eau en nitrate acide et en oxide blanc retenant un peu d'acide (sous-nitrate de bismuth). Le nitrate de bismuth rougit la teinture de tournesol, cristallise en prismes allongés ; sa solution est précipitée en brun par l'acide hydriodique ou par un hydriodate alcalin, en noir par l'hydrogène sulfuré et par un hydro-sulfate.

Le précipité de chaux, carbonate de chaux, sec, est pulvérulent ; soumis à l'action d'une forte chaleur, il est converti en oxide de calcium. Cet oxide absorbe vivement l'eau ; il s'empare promptement de l'acide carbonique de l'air atmosphérique ; il verdit le papier de violettes et celui de mauves, rougit le papier de curcuma, ramène au bleu le papier de tournesol rougi par les acides.

Le carbonate de chaux traité par l'acide nitrique, donne un sel, nitrate de chaux, qui est très âcre, déliquescent, difficilement cristallisable (excepté dans l'alcool). Ce sel, après qu'il a été calciné, est phosphorescent ; sa solution est précipitée par l'oxalate d'am-

moniaque en une poudre blanche (oxalate de chaux) qui, suspendue dans la liqueur, a une apparence nacrée.

Le précipité de strontiane, carbonate de strontiane, sec, est blanc, pesant, inaltérable à l'air; soumis à l'action de la chaleur dans un creuset, il perd une partie de son acide.

Le carbonate de strontiane, traité par l'acide nitrique, donne naissance à un sel, nitrate de strontiane, qui est piquant, peu âcre, soluble dans son poids d'eau à 15°, et moitié de son poids d'eau bouillante, cristallisable en octaèdres ou en prismes. Ce sel est efflorescent, fusible à la chaleur rouge, susceptible de se décomposer en laissant pour résidu de l'oxide de strontium; dissous dans l'alcool, il donne à ce véhicule la propriété de brûler avec une flamme de couleur pourpre.

Le précipité de baryte, carbonate de baryte, sec, est blanc, pulvérulent; soumis à l'action de la chaleur, il ne se décompose pas, mais devient phosphorescent; à l'aide de la chaleur et de la vapeur d'eau, il y a décomposition.

Le carbonate de baryte, traité par l'acide nitrique affaibli, se décompose avec effervescence, en donnant naissance à du nitrate de baryte qui est âcre, inaltérable à l'air. Ce sel cristallise en octaèdres; il est demi-transparent, sans eau de cristallisation; il décrépité au feu, entre en fusion à la chaleur rouge: si l'on continue l'action de la chaleur, il est décom-

posé et laisse pour résidu l'oxide de barium. Une partie de nitrate de baryte dissoute dans 3000 parties d'eau distillée donne, par l'addition d'une goutte d'acide sulfurique, ou d'une solution d'un sulfate, un précipité insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique concentré.

Le précipité de cadmium, carbonate, obtenu sec, est blanc, pulvérulent; traité par l'acide nitrique, il est converti en nitrate de cadmium, qui est incolore, susceptible de cristalliser en prismes aciculaires souvent réunis circulairement. Ce sel attire l'humidité de l'air; il contient une très grande quantité d'eau de cristallisation.

Le précipité de cérium, carbonate de cérium, sec, est blanc, pulvérulent; soumis à l'action de la chaleur, il se décompose; on obtient pour résidu de l'oxide de cérium: si la température est à un haut degré, le résidu est du deutoxide, qui est d'un brun rougeâtre ou marron.

Si l'on traite par l'acide nitrique le carbonate de cérium, on obtient un proto-nitrate, qui est blanc, piquant, sucré. Ce sel rougit le papier de tournesol; il est déliquescent, incristallisable.

Le précipité d'argent, carbonate d'argent, sec, est blanc, pulvérulent. Soumis à l'action de la chaleur, il est décomposé; on obtient de l'argent métallique pour résidu. Si l'on traite le carbonate d'argent par l'acide nitrique, on obtient du nitrate d'argent, qui est âcre, très caustique, soluble dans l'eau, cris-

tallisable en lames minces et larges, de formes indéterminées. Ce sel se boursoufle à une légère chaleur ; il perd son eau de cristallisation, éprouve la fusion ignée, se prend par le refroidissement en une masse remplie d'aiguilles cristallines ; il est décomposable à la chaleur rouge, et réduit en métal pur. La solution de nitrate d'argent, mise sur la peau, y produit des taches violettes qui passent au noir, et ne disparaissent qu'après le renouvellement de l'épiderme.

Le précipité de tellure, l'oxide de tellure, sec, est blanc ; soumis à l'action de la chaleur, il entre en fusion au-dessus de la chaleur rouge.

Par l'action de l'acide nitrique sur le précipité de tellure, on obtient un nitrate, qui cristallise en petits cristaux dendritiques, blancs, légers et en aiguilles.

Le précipité d'étain, l'oxide d'étain, est blanc ; soumis à l'action de la chaleur, il s'enflamme et est converti en peroxide ; ce précipité, traité par l'acide nitrique, est aussi converti en peroxide d'étain.

Le précipité de plomb, carbonate de plomb, sec, est blanc ; soumis à l'action de la chaleur, il se convertit en oxide jaune pâle. A l'aide du chalumeau, on peut réduire le métal.

Soumis à l'action de l'acide nitrique, le carbonate de plomb se dissout avec effervescence et produit un sel, nitrate de plomb, qui est blanc, opaque,

sucré, pesant, inaltérable à l'air, soluble dans huit fois son poids d'eau à 15°, cristallisable en tétraèdres anhydres, à sommets tronqués. Ce sel décrépité sur les charbons, il se décompose : sa solution est précipitée en noir par l'hydrogène sulfuré, en jaune brillant par l'hydriodate de potasse.

Le précipité de fer, carbonate de fer, soumis à l'action de la chaleur, est converti en oxide de couleur rouge. Ce carbonate, traité par l'acide nitrique en excès, donne naissance à du nitrate de fer incristallisable, d'une belle couleur rouge. Si l'on soumet ce sel à l'évaporation, il y a décomposition et l'on obtient du tritoxide de fer pour résidu.

Le précipité de cuivre, carbonate de cuivre, sec, est blanc-bleuâtre; soumis à l'action de la chaleur, au rouge-blanc, il est converti en oxide de couleur noire.

Le carbonate de cuivre, traité par l'acide nitrique, fournit un nitrate de cuivre. Ce sel est bleu, âcre, caustique, un peu déliquescent, cristallisant en parallélipèdes; il passe au bleu-verdâtre par un excès d'acide; sa solution est précipitée en brun-marron par l'hydro-cyanate ferruré de potasse : le précipité obtenu est un hydro-cyanate de cuivre.

Le précipité de nickel, carbonate de nickel, sec, est blanc-bleuâtre; le sel qu'on en obtient en le traitant par l'acide nitrique, le nitrate de nickel, est d'une couleur verte, d'une saveur sucrée, puis styptique; il est soluble dans le double

de son poids d'eau froide; il cristallise en prismes à huit pans. Ce nitrate retient beaucoup d'eau de cristallisation.

Le précipité d'iridium, et les sels qu'il peut fournir, n'ont pas encore été examinés convenablement.

Le précipité de mercure, l'oxide de mercure, est facilement reconnaissable. Soumis à l'action de la chaleur, il est décomposé; le mercure se volatilise, et l'on peut le recueillir en opérant convenablement. Ce précipité, traité par l'acide nitrique, fournit du nitrate de mercure dont les cristaux, transparens, forment deux pyramides tétraédres appliquées base à base et à angles tronqués; sa saveur est âcre; dissous dans l'eau, il peut être précipité en gris par l'ammoniaque: sa solution tache l'épiderme en noir. Ce nitrate, exposé sur des charbons ardents, fuse en donnant une flamme vive et blanche, en répandant des vapeurs susceptibles de blanchir une lame de cuivre mise en contact avec elles.

Le précipité d'urane, soumis à l'action de la chaleur, est converti en oxide dont la couleur est le gris-noirâtre.

Si l'on traite le précipité par l'acide nitrique, on obtient un proto-nitrate susceptible de donner des cristaux de couleur vert-poireau. Le deuto-nitrate est soluble, cristallisable, susceptible d'éprouver la fusion aqueuse; desséché, il passe à l'état de sous-nitrate jaune et se décompose en entier par l'action

continué de la chaleur : sa solution est précipitée en jaune par les alcalis caustiques.

Le précipité de cobalt, carbonate de cobalt, sec, est rose ; soumis à l'action de la chaleur, il passe à l'état d'oxide noir. Ce carbonate, traité par l'acide nitrique, donne naissance au nitrate de cobalt ; qui est rouge-violet ; susceptible de cristalliser, les cristaux sont déliquescens et par conséquent très solubles dans l'eau.

Le précipité de zircone, carbonate de zircone, est blanc ; soumis à l'action de la chaleur, il est décomposé et l'on obtient de l'oxide de zirconium.

La réaction de l'acide nitrique sur le carbonate de zircone donne naissance au nitrate de zircone, qui est astringent, incristallisable : sa solution rapprochée se prend en une masse transparente, visqueuse, soluble dans un excès d'acide nitrique. Cette solution est précipitée par le carbonate d'ammoniaque ; mais un excès de ce sel redissout le précipité.

On peut employer le sous-carbonate de potasse pour distinguer une solution de baryte d'une solution de strontiane. Pour cela, on verse dans la solution à essayer du sulfate de soude en excès, on filtre la liqueur : si l'on a opéré sur une dissolution de baryte, la liqueur filtrée restera claire lorsqu'on y ajoute du sous-carbonate de potasse ; le contraire a lieu si l'on opère sur une solution de strontiane ; la liqueur se trouble à la longue, et il s'y forme un précipité.

CHLORATE DE POTASSE.

Muriate suroxigéné de potasse.

Ce sel est employé pour convertir, dans les soudes ou potasses qu'on veut essayer, les sulfures en sulfates. On s'en sert aussi dans l'analyse des substances végétales, suivant le procédé de MM. Gay-Lussac et Thénard. (*Voyez* le chapitre de l'application des réactifs à l'analyse.)

CHROMATE DE POTASSE (1).

Ce sel est employé avec avantage pour reconnaître quelques solutions métalliques avec lesquelles il forme des précipités diversement colorés, suivant les oxides qu'elles contiennent.

La solution de plomb essayée par ce réactif, donne un précipité, le chromate de plomb, insoluble dans l'eau et d'une belle couleur jaune. Cette couleur peut varier, non-seulement à cause du degré d'oxidation du métal, mais encore selon la concentration de la liqueur et le degré d'acidité du sel. Le chromate de plomb est d'une couleur jaune brillante, si ce sel est précipité d'une solution neutre; jaune-orangé, s'il est avec excès d'oxide; citron pâle, si la liqueur est faite avec excès d'acide.

(1) Le chromate de soude peut être employé comme succédané du chromate de potasse.

On peut reconnaître, à l'aide de ce réactif, la plus petite quantité de plomb contenue en solution dans un liquide : il suffit, pour cela, de placer sur un morceau de porcelaine blanche une goutte de solution de chromate de potasse, et d'observer, en y mêlant une goutte du liquide à essayer, si la transparence est troublée et s'il y a coloration en jaune. Cette méthode peut, au reste, s'appliquer à beaucoup d'autres essais analogues, lorsque l'on ne peut agir que sur de très petites quantités.

Le chromate de plomb, sur 100 parties, contient :

acide chromique, 34,9	} Vauquelin, ou	31,70	} équival.
oxide de plomb, 65,1			

Le chromate de potasse fait reconnaître la solution de nitrate de mercure, qu'il précipite : le précipité est d'une belle couleur rouge ; chauffé dans un creuset de platine, le mercure se volatilise. L'oxide de chrome qu'on obtient en résidu est d'une belle couleur verte.

Ce réactif précipite aussi les solutions d'argent en pourpre foncé : le précipité, le chromate d'argent, chauffé comme celui de mercure, ne donne pas un résidu d'oxide de chrome pur, mais bien un mélange de cet oxide et d'argent métallique.

Le chromate de potasse précipite le proto-sulfate de fer en brun-noirâtre ; le per-sulfate de fer, en jaune-orangé ; le sulfate de cuivre, en jaune-brunâtre. Ce précipité, lorsqu'il est sec, prend une couleur brune bistrée.

HYDRIODATE DE POTASSE.

Iodure de potassium.

L'acide hydriodique et ses combinaisons avec les alcalis peuvent être employés avec avantage pour distinguer les unes des autres les solutions de quelques métaux qui ont la propriété de former, avec l'hydrogène sulfuré, des composés noirs; de ce nombre sont l'argent, le plomb, le bismuth, le mercure. Ce réactif les fait reconnaître par les précipités diversement colorés qu'il forme avec eux. Ce sel, versé dans une solution d'argent, fournit un précipité jaune-verdâtre; dans une solution de deutocide de mercure, un précipité rouge-vermillon soluble dans l'alcool et dans un excès d'hydriodate de potasse; dans un sel de mercure protoxydé, un précipité jaune-verdâtre insoluble dans l'alcool; dans une solution de bismuth, un précipité brun-marron. A l'aide de ce réactif, on peut reconnaître de très petites quantités d'oxydes métalliques en solution.

L'hydriodate de potasse a été recommandé, par notre collègue M. Lassaigne, comme un réactif des plus sensibles pour faire reconnaître des traces de platine en solution. Ce jeune et laborieux chimiste s'est assuré qu'on pouvait reconnaître le chlorure de ce métal dans une solution aqueuse qui n'en contiendrait qu'un 40,000.

Lorsqu'on en verse dans une solution soupçonnée contenir de ce chlorure, la liqueur prend, par suite

de la formation de l'iodure de platine, une teinte jaune qui se fonce peu à peu et qui, au bout de dix à quinze minutes, a une belle couleur rouge vineuse. Si l'on expose cette liqueur colorée à l'action de la chaleur, elle se trouble, laisse dégager des vapeurs violettes et abandonne une poudre noire insoluble, qui est un iodure de platine formé de 71,2 d'iode, et de. 28,8 de platine. Cet iodure, chauffé au-dessous de la chaleur rouge, se décompose, même en vase clos, donne de l'iode qui se volatilise, et du platine pur qu'on obtient pour résidu. (*Journal de Chimie médicale*, t. V, page 384.)

HYDRIODATE DE SOUDE.

L'hydriodate de soude peut être employé au lieu de celui de potasse.

HYDRO-CHLORATE D'ALUMINE.

Muriate d'alumine.

L'hydro-chlorate d'alumine a été recommandé par Kirwan, comme étant utile pour indiquer la présence du carbonate de magnésie dans les eaux minérales : ce sel ne pouvant être séparé en totalité par l'ébullition, il reste dans la liqueur jusqu'à ce que tout le liquide soit évaporé.

Ainsi, dans une eau minérale qui contient ce sel, et qu'on a fait bouillir, si l'on ajoute de l'hydrochlorate d'alumine, il se forme un précipité de car-

bonate d'alumine. Cet effet n'a pas lieu lorsqu'il y a dans l'eau un excès d'alcali; mais on peut facilement neutraliser cet excès d'alcali, à l'aide d'un acide.

HYDRO-CHLORATE D'AMMONIAQUE.

Muriate d'ammoniaque.

L'hydro-chlorate d'ammoniaque est employé pour faire reconnaître la présence du platine, qu'il précipite de sa solution à l'état de sel triple : ce précipité a pour caractères distinctifs d'être peu soluble dans l'eau, décomposable par la chaleur, en laissant pour résidu du platine métallique sous forme spongieuse, d'où lui vient le nom de platine en *éponge* ou en *mousse*. Sous cette forme, le platine jouit de la propriété de s'échauffer jusqu'au rouge, lorsqu'on dirige sur lui un courant d'hydrogène sec. (Dobereiner.) Cette propriété n'est pas constante, elle se perd dans plusieurs circonstances, et particulièrement lorsque la mousse de platine est tenue pendant quelque temps au milieu d'un courant d'air. On la lui rend de plusieurs manières : 1°. par le contact de l'acide nitrique; 2°. en la chauffant au rouge et la laissant refroidir dans un vase fermé. Cette propriété se conserve d'autant mieux que le métal est à l'abri du contact de l'air, dans un flacon bien bouché. On opère la décomposition du sel triple de platine et d'ammoniaque en le chauffant au rouge dans un creuset : l'hydro-chlorate d'ammoniaque, l'oxygène et

l'acide hydro-chlorique se dégagent, le platine reste seul; l'hydro-chlorate d'ammoniaque entraîne avec lui, en se sublimant, une petite portion de fer, lorsqu'il s'en trouve dans le précipité. Si l'on recueille ce produit volatil, on trouvera en l'examinant que c'est un hydro-chlorate d'ammoniaque et de fer, sel connu sous le nom de *fleurs ammoniacales martiales*. Le résidu resté dans le creuset est, comme nous l'avons déjà dit, du platine en mousse.

L'hydro-chlorate d'ammoniaque est employé pour séparer l'alumine de sa solution dans la potasse : son action, dans ce cas, résulte de la combinaison de l'acide hydro-chlorique avec la potasse; l'ammoniaque mise à nu se dégage, et l'alumine, qui n'est pas soluble dans l'hydro-chlorate de potasse, se précipite.

L'hydro-chlorate d'ammoniaque, réduit en poudre fine, est employé pour reconnaître la présence de la chaux dans le sucre. A cet effet, on pulvérise le sucre que l'on veut examiner, on le mêle à parties égales avec du muriate d'ammoniaque en poudre, on introduit ce mélange dans une petite cornue ou dans un tube de verre fermé par un bout, et l'on chauffe doucement : si le sucre contient de la chaux, il y a dégagement d'ammoniaque, ce que l'on reconnaît à l'odeur, et mieux encore en se servant d'un papier de dahlia, de mauves ou de tournesol rougi, trempé dans l'eau; les deux premiers verdissent par le contact de l'ammoniaque; celui de tournesol est ramené au bleu. On détermine aussi la présence des vapeurs

ammoniacales, en présentant au-dessus du mélange une petite baguette de verre imprégnée d'une solution d'hydro-chlorate de platine : on voit le précipité d'hydro-chlorate double se former par stries jaunes opaques, hors qu'il y a dégagement d'ammoniaque. (Lassaigne.) Si ces changemens n'ont pas lieu, on en peut conclure que le sucre ne contenait pas de chaux, puisqu'il n'y a pas eu dégagement de cet alcali.

HYDRO-CHLORATE DE BARYTE.

Muriate de baryte.

L'hydro-chlorate de baryte, comme la baryte et les sels solubles de cet oxide, peut être mis en usage pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique. Il a été prescrit *légalement* pour constater la présence de cet acide dans les vinaigres du commerce ; mais il peut induire en erreur les personnes qui n'ont pas l'habitude de s'en servir, car il est également précipité par les vinaigres qui contiennent du tartre (1) ; il ne faut donc prononcer affirmativement que lorsque l'on a séparé le sulfate, et qu'il présente les caractères que nous avons décrits. Ces caractères sont un poids spécifique considérable, l'insolubilité dans

(1) Les vinaigres contenant toujours une petite quantité de tartrate et de sulfate de potasse, on ne doit pas confondre la petite quantité de tartrates et sulfates qui résultent de la décomposition de ces sels provenant des vins, avec le sulfate qui peut résulter de la saturation de l'acide sulfurique ajouté ; on aurait à se reprocher la condamnation qu'on aurait fait peser sur le fabricant ou sur le marchand.

l'eau, dans l'acide nitrique, la non décomposition au feu à une haute température, sa conversion en sulfure lorsqu'on le chauffe avec du charbon, etc. Les sels végétaux ne présentent pas les mêmes caractères : en effet, ils sont décomposables par la chaleur et donnent lieu à du carbonate de baryte, soluble dans l'acide nitrique avec effervescence, et aux produits volatils que l'on obtient de la décomposition des végétaux, eau, acide acétique, hydrogène carboné, etc., etc.

Une petite quantité de sulfate de baryte obtenu par la précipitation des vinaigres, ne prouve pas que l'acidité du vinaigre a été rehaussée par de l'acide sulfurique.

Nous essaierons d'indiquer ici la manière de déterminer la quantité d'acide sulfurique contenue dans un vinaigre ou dans quelque autre liqueur acide, telles que le suc de limons, de citrons, l'acide acétique concentré, etc. : on verse dans 100 parties de ce liquide de la solution d'hydro-chlorate de baryte, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité ; on laisse déposer, on filtre, en ayant le soin de faire d'abord passer, sur le filtre qui doit recevoir le précipité, une certaine quantité du liquide clair ; on y verse ensuite le dépôt de sulfate de baryte. Sans cette précaution, le précipité passerait en partie, et la liqueur, quoique filtrée, ne serait pas limpide (1).

(1) On peut encore faire bouillir le mélange pendant quelque temps, pour éviter cet inconvénient.

Le précipité étant réuni sur le filtre, on le lave le plus exactement possible; on le fait sécher parfaitement, en se servant d'un creuset; on le pèse, et comme l'on sait que 34,38 ou 33,9 d'acide sulfurique exigent pour leur saturation 65,62 ou 66,1 d'oxide de barium (1), et produisent 100 parties de sulfate, par la quantité de sulfate obtenue, on reconnaît la quantité d'acide sulfurique libre ou à l'état de combinaison contenue dans le liquide qu'on a examiné (2).

A l'aide de l'hydro-chlorate de baryte, on peut démontrer la présence de $\frac{1}{910256}$ d'acide sulfurique en solution dans un liquide. L'acétate de plomb est dix fois moins sensible; le nitrate de plomb, le muriate de strontiane le sont encore moins. Quand l'acide sulfurique est à l'état de combinaison, le muriate de baryte est onze fois moins sensible, même après deux ou trois heures de réaction. Suivant Bergman, une solution de muriate de baryte découvre immédiate-

(1) Voir *Eau de baryte*, page 173.

(2) M. Lonchamp a lu à l'Institut un Mémoire sur *les inexactitudes des analyses chimiques*. Dans ce Mémoire, ce savant établit que l'on doit donner la préférence à l'hydro-chlorate de baryte sur le nitrate de cette base, par la raison qu'une partie de ce dernier sel est entraînée, lors de la précipitation, avec le sulfate de baryte, et que ce sel ne peut être dissous, malgré des lavages réitérés. En général, quand on emploie le muriate de baryte pour précipiter l'acide sulfurique, on doit avoir soin de faire bouillir le précipité avec l'acide nitrique, le laver, ensuite le faire sécher et calciner, afin de séparer les phosphates, malates, tartrates, etc.

ment $\frac{1}{14618}$ d'acide sulfurique combiné, ou $\frac{1}{81283}$ en deux ou trois heures. Le même réactif, au bout de vingt-quatre heures, indique une partie de sulfate de chaux dans 6000 parties d'eau. (Extrait de l'examen de la première édition du *Traité des réactifs*, par M. Brande.)

HYDRO-CHLORATE DE CHAUX.

Muriate de chaux, Chlorure de calcium.

Ce sel, calciné, converti en chlorure de calcium (1), est employé pour dessécher les gaz et reconnaître la quantité d'eau qu'ils contiennent.

On s'en sert aussi pour enlever l'eau à l'alcool, en raison de son affinité prédominante pour le premier liquide. (*V. Alcool.*)

L'hydro-chlorate de chaux sert à reconnaître l'acide oxalique et les oxalates solubles, avec lesquels il donne lieu à un précipité d'oxalate de chaux nacré, insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide nitrique sans effervescence, susceptible d'être réduit, par la chaleur, en carbonate ou en oxide de calcium.

Ce sel peut être mis en usage, comme réactif auxiliaire, pour découvrir la présence des carbonates alcalins, qui le décomposent et donnent naissance, en s'unissant à la base, à du carbonate de chaux qui se précipite. Il peut aussi servir à faire reconnaître la

(1) Voyez la note sur les chlorures, chapitre I^{er}.

présence des acides tartrique, malique, avec lesquels il fournit des sels insolubles dans l'eau, solubles dans l'acide nitrique sans produire d'effervescence.

Ce sel est employé pour précipiter le tartrate neutre de potasse. (*V. Acide tartrique*, chapitre des préparations.)

HYDRO-CHLORATE D'ÉTAIN.

Muriate d'étain.

L'hydro-chlorate d'étain (le proto-chlorure d'étain, selon la plupart des chimistes) est employé pour faire reconnaître l'acide molybdique, qu'il précipite en bleu de ses solutions. On peut aussi reconnaître les solutions d'étain, à l'aide du molybdate de potasse, qui y détermine un précipité de même couleur (1).

Ce sel est un excellent réactif pour faire reconnaître le platine; il produit dans les solutions de ce métal un précipité de couleur jaune-orangé. Ce précipité, chauffé fortement, est réduit à l'état de platine métallique, qui, mêlé avec un peu d'étain, reste sous forme spongieuse, en affectant une couleur grisâtre. Ce métal n'est pas réduit en culot, à cause de son infusibilité. (Chenevix.)

On emploie aussi l'hydro-chlorate d'étain pour reconnaître la solution de per-chlorure de mercure. Le précipité, blanc d'abord, noircit bientôt. Ce pré-

(1) Cette propriété peut servir à faire reconnaître les acides muriatiques du commerce qui ont été blanchis avec de l'étain.

cipité, lavé, séché, mis sur des charbons incandescens, laisse volatiliser le mercure, qui peut être en partie recueilli sur une lame de cuivre décapée qu'on met en contact avec la vapeur, et qui se trouve blanchie par le mercure condensé.

Si l'on ajoute à une solution neutre de palladium, du muriate d'étain, il donne lieu à un précipité d'une couleur brune foncée, qui diffère du précédent, en ce que, si l'on ajoute un excès d'hydro-chlorate d'étain, le précipité disparaît et la liqueur acquiert une belle couleur vert-émeraude.

L'hydro-chlorate d'étain peut servir à déceler la présence de l'albumine : cette substance forme avec ce sel un précipité blanc floconneux ; mais ce réactif est moins sensible que le per-chlorure de mercure, qui démontre dans un liquide la présence de 0,0005 d'albumine.

Ce réactif s'emploie pour démontrer la présence du tannin, avec lequel il forme un précipité blanchâtre, floconneux. Ce précipité, lavé et exposé à l'air, prend une couleur brune; placé sur des charbons ardents, il se décompose et donne les produits de la combustion des matières végétales, en laissant pour résidu de l'oxide d'étain.

Le muriate d'étain fait reconnaître les solutions d'or; il détermine dans ces solutions un précipité de couleur pourpre, formé de deutoxide d'étain et d'or métallique. (*V. Hydro-chlorate d'or.*)

HYDRO-CHLORATE DE FER.

Muriate de fer.

L'hydro-chlorate de fer au maximum peut être employé pour faire reconnaître la morphine et ses sels. Cette base, mise en contact avec l'hydro-chlorate de fer, donne lieu à une teinture bleue très belle. (Robinet.)

Ce sel précipite en noir l'infusion de noix de galle et les composés astringens qui contiennent de l'acide gallique.

HYDRO-CHLORATE D'OR.

Chlorure d'or.

Ce sel est employé pour reconnaître la présence des huiles essentielles dans les eaux distillées. (*V. Huiles essentielles.*)

Il sert à faire reconnaître la solution de proto-sulfate de fer, et réciproquement : ces sels sont décomposés, il se forme de l'hydro-chlorate de fer, l'or se précipite à l'état métallique sous forme d'une poudre brune. Cette poudre, recueillie et frottée sur un corps dur, laisse apercevoir la belle couleur jaune qui caractérise l'or. On lave ordinairement l'or, ainsi précipité, avec un peu d'acide hydro-chlorique, afin d'enlever les dernières portions de fer ; on épuise avec de l'eau distillée, on fait sécher et l'on obtient de l'or pur.

Le muriate d'or est employé pour reconnaître les solutions d'étain, avec lesquelles il donne un précipité d'une belle couleur pourpre. Cette couleur varie d'intensité, suivant le degré d'oxidation des sels d'étain. La plus belle couleur des précipités d'étain par le muriate d'or, le pourpre de Cassius, s'obtient de la solution muriatique du protoxide d'étain étendu de beaucoup d'eau. (*V. Étain.*)

HYDRO-CHLORATE DE PLATINE.

Muriate de platine, Chlorure de platine.

L'hydro-chlorate de platine est mis en usage pour distinguer la potasse et les différens sels qu'elle forme avec les acides, de la soude et des différens sels de soude. Les solutions de potasse, lorsqu'elles ne sont pas trop étendues d'eau, précipitent l'hydro-chlorate de platine. Cet effet est dû au peu de solubilité du sel double qui se forme, l'hydro-chlorate de platine et de potasse, qui se précipite, tandis que le sel de platine et de soude, qui est très soluble, reste en solution.

La solution de platine démontre aussi la présence de l'ammoniaque et des sels ammoniacaux. L'ammoniaque et ses sels donnent lieu à un précipité qui a des caractères analogues à l'hydro-chlorate de platine et de potasse; il est cependant facile de distinguer ces deux précipités l'un de l'autre : celui formé par la potasse, calciné au rouge, laisse un résidu de platine

et de chlorure de potassium, tandis que le précipité dû à l'ammoniaque ou bien à ses sels laisse, après la calcination, du platine pur. On peut encore distinguer ces deux sels d'une autre manière, en les traitant par la potasse caustique, qui ne change en rien le sel à base de platine et de potasse, tandis qu'elle dégage de l'ammoniaque gazeuse du muriate de platine et d'ammoniaque.

HYDRO-CHLORATE DE PLATINE ET DE SOUDE.

Chlorure de platine et de sodium.

Le chlorure de platine et de sodium a été recommandé par M. Berzélius, pour faire l'analyse d'un mélange de sels de potasse et de soude, et déterminer les proportions du mélange.

On ajoute au sel mélangé trois fois trois quarts de son poids, de chlorure double de platine et de soude; lorsque le mélange est fait, on le traite par une quantité d'eau convenable pour opérer la dissolution du sel; on fait évaporer à siccité, à une douce chaleur, puis on traite le résidu par de l'alcool rectifié: l'alcool ne dissout que l'excès d'hydro-chlorate double d'oxide de sodium et de platine, et l'hydro-chlorate de soude formé par le transport du potassium sur le sel double; il n'agit pas sur le sel double de platine et de potasse. On fait dessécher ce sel, et d'après son poids, on établit quelle était la quantité de potasse, en se basant sur ce que ce sel con-

tient, sur 100 parties, 30,73 de chlorure de potassium.

On ne peut pas employer l'hydro-chlorate de platine simple dans ce cas, ce sel jouissant de la propriété de rendre soluble dans l'alcool une partie du sel double de platine et de potasse.

HYDRO-CHLORATE DE POTASSE.

Muriate de potasse.

L'hydro-chlorate de potasse est un bon réactif pour faire distinguer l'acide citrique de l'acide tartrique, acides qui ont entre eux une grande analogie et qui pourraient être vendus l'un pour l'autre. L'acide citrique ne décompose pas la solution de ce sel, tandis que l'acide tartrique la décompose en donnant naissance à de la crème de tartre (tartrate acide de potasse) qui se précipite instantanément dans le liquide, sous forme de petits cristaux brillants et transparents. Cet effet n'a pas lieu avec l'acide citrique pur. C'est un excellent moyen de reconnaître une fraude que peut encourager la grande différence de prix de ces deux acides.

HYDRO-CHLORATE DE STRONTIANE.

Muriate de strontiane.

L'hydro-chlorate de strontiane est employé, comme l'hydro-chlorate de baryte, pour reconnaître la pré-

sence de l'acide sulfurique et déterminer sa quantité; mais ce réactif est bien moins sensible que l'hydro-chlorate de baryte; on ne doit donc l'employer qu'à défaut de sels de baryte.

L'hydro-chlorate de strontiane est employé pour séparer d'une dissolution l'acide borique de l'acide sulfurique; le dernier de ces acides est précipité, tandis que le premier reste en dissolution.

HYDRO-CYANATE FERRURÉ DE POTASSE.

Prussiate triple de potasse et de fer.

L'hydro-cyanate ferruré de potasse est un des réactifs les plus employés par les chimistes. Il produit, dans la plupart des solutions des oxides métalliques, des précipités diversement colorés, dont la couleur peut indiquer l'oxide auquel le précipité est dû; on l'emploie le plus souvent pour reconnaître, dans les liquides, la présence du fer et celle du cuivre en solution.

Il précipite en blanc les solutions de fer, lorsque le métal est à l'état de protoxide; le précipité passe spontanément au bleu, par le contact de l'air, qui cède de l'oxigène à cet oxide: on voit alors une couche bleue se former à la surface du liquide. Si on l'agite de manière à mettre en contact une plus grande quantité de surfaces avec l'air atmosphérique, la couleur bleue se propage plus rapidement dans la masse du liquide. On peut rendre cet effet instantané, en ajoutant quelques gouttes de chlore.

Si l'on verse ce réactif dans une dissolution de deutocide de fer (1), on obtient à l'instant même un précipité d'un beau bleu (hydro-cyanate de fer). Ce précipité, décomposé par la chaleur, laisse pour résidu de l'oxide. La quantité d'oxide produite par la calcination de l'hydro-cyanate ainsi obtenu n'est pas toujours exactement la même. On attribue ces différences que l'on a remarquées, et qui sont à la vérité peu considérables, au fer du prussiate double qui s'ajoute au précipité formé par la solution ferrugineuse essayée.

La couleur bleue de l'hydro-cyanate de fer, et l'aspect bronzé qu'il prend lorsqu'il est sec et en masse, pourraient le faire confondre avec l'indigo; mais on le distingue aisément de cette dernière substance, par les phénomènes caractéristiques qu'il produit lorsqu'on l'expose à l'action de la chaleur ou qu'on le traite par l'acide sulfurique.

L'hydro-cyanate ferruré de potasse établit encore des différences bien caractérisées entre les solutions de cuivre et de nickel, qui ont d'ailleurs plusieurs points de ressemblance. L'on obtient avec la première un précipité blanc ou brun-marron, tandis que le précipité obtenu avec la seconde est vert foncé.

Cet hydro-cyanate précipite le cuivre de ses so-

(1) Tous les chimistes ne sont pas d'accord sur l'existence de trois oxides de fer: quelques-uns n'en admettent que deux; ils pensent que le troisième oxide est un mélange des deux autres. (M. Laugier.)

lutions, de différentes manières : 1°. si le métal est dans la solution à l'état de protoxide, le précipité est blanc; on le fait passer au brun en l'agitant avec le contact de l'air atmosphérique; 2°. si la solution que l'on précipite est dans un état d'oxidation plus avancé, le précipité est, au moment même de sa formation, d'une couleur brune.

L'hydro-cyanate ferruré de potasse précipite en jaune-orangé les solutions de titane pur; le précipité tire au vert-brunâtre quand ces solutions contiennent du fer. Ce réactif est encore employé pour précipiter une foule de solutions métalliques, comme l'indique le tableau suivant.

Tableau des précipités obtenus en versant de l'hydro-cyanate de potasse et de fer dans les solutions des sels minéraux.

Avec la solution

de protoxide de mangan., un précip. blanc gélatineux (1).	
de deutoxide de manganèse.	<i>id.</i> (2)
de zinc.	<i>id.</i>
de deutoxide d'étain.	<i>id.</i>
de cadmium.	<i>id.</i>
de zircone.	<i>id.</i>
d'yttria.	<i>id.</i> pulvérulent.
de chaux.	<i>id.</i> (3)

(1) Ce précipité devient rouge par le contact de l'air.

(2) Le précipité, devient verdâtre, puis gris foncé.

(3) Ce précipité ne se forme pas instantanément, mais au bout de quelques instans.

Avec la solution

de peroxide de manganèse un précip.	blanc pulvérulent.
de protoxide d'étain.	<i>id.</i>
de protoxide d'antimoine.	<i>id.</i>
de deutoxide d'antimoine.	<i>id.</i>
de bismuth.	<i>id.</i>
de deutoxide de mercure.	<i>id.</i>
d'arsenic.	<i>id.</i> floconneux. (1)
de plomb.	<i>id.</i> caillebotté.
d'argent.	<i>id.</i>
de protoxide d'urane.	rouge de sang gélatin.
de protoxide de fer.	blanc-bleuâtre <i>id.</i> (2)
de deutoxide de fer.	bleuâtre <i>id.</i>
de cobalt.	vert d'herbe <i>id.</i>
de deutoxide de cuivre.	rouge-brun <i>id.</i>
de nickel.	vert-pomme gélatin.
de peroxide de fer.	bleu foncé floconn
de tellure.	blanc-jaunâtre <i>id.</i>
d'osmium.	bleu <i>id.</i>
d'iridium.	jaune <i>id.</i>
de deutoxide d'urane.	rouge de sang pulvér.
de protoxide de cérium.	blanc sale <i>id.</i>
de deutoxide de cérium.	<i>id.</i>
de platine.	jaune <i>id.</i>
de titane.	orangé foncé cailleb.
de protoxide de mercure.	blanc-jaunâtre <i>id.</i>

Ce sel ne précipite pas les solutions de magnésie, de glucine, d'alumine, de strontiane, de baryte, de lythine, de potasse, de soude, d'ammoniaque, de chrome, de palladium.

(1) Ce précipité est soluble dans une plus grande quantité d'eau.
 (2) Ce précipité passe au bleu par le contact de l'air.

Les précipités obtenus sont des cyanures, à l'exception de ceux de zinc, de cadmium, de zircon, de chaux, d'urane, de fer, qui sont considérés, par quelques chimistes, comme étant des hydro-cyanates. Les précipités obtenus avec les solutions de titane sont solubles dans un excès d'hydro-cyanate qui a servi à le précipiter.

Le ferro-hydro-cyanate de potasse peut être employé pour distinguer la solution du nitrate de baryte de celle de nitrate de strontiane. Il précipite la dernière de ces dissolutions, et ne donne avec l'autre aucun précipité.

L'hydro-cyanate de soude agit d'une manière analogue.

HYDRO-CYANATE SIMPLE DE POTASSE.

L'hydro-cyanate de potasse simple peut être employé comme réactif; mais les élémens de cette combinaison ayant peu d'affinité entre eux, on en fait peu d'usage, à cause de ses altérations, qui, dans une foule de circonstances, sont très faciles et très promptes. Tous les acides opèrent aisément sa décomposition : l'acide carbonique, celui même de l'air atmosphérique, en sépare l'acide hydro-cyanique. En effet, lorsqu'on expose à l'air libre cet hydro-cyanate, il perd son acide et se convertit en sous-carbonate de potasse.

Une propriété très remarquable de l'hydro-cyanate simple, est de donner, avec tous les sels de

fer à l'état de protoxide, des précipités abondans de couleur jaune-orangé; ces précipités, par leur exposition à l'air, passent spontanément au vert sale d'abord, puis au bleu. On peut accélérer ces variations de couleur, par l'agitation, qui renouvelle les surfaces exposées à l'air.

Cet hydro-cyanate précipite les solutions de fer dans lequel le métal est à l'état de deutoxide en bleu pâle. Le précipité, par son exposition à l'air, acquiert une couleur bleue intense; les solutions de fer tritoxidé produisent à peine, par ce réactif, un léger précipité bleu.

TABLEAU des précipités produits par l'hydro-cyanate de potasse simple, dans diverses solutions métalliques.

COULEURS DES PRÉCIPITÉS PRODUITS.	
Solutions métalliques.	Par l'hydro-cyanate de potasse.
D'antimoine.....	blanc.
D'argent (1).....	<i>id.</i>
De bismuth.....	<i>id.</i>
De cadmium.....	<i>id.</i>
De cérium.....	<i>id.</i>
De chrome.....	<i>id.</i>
De cobalt.....	cannelle claire.
De cuivre protoxidé.....	blanc.
deutoxidé.....	jaune.
D'étain.....	blanc.
De fer protoxidé.....	orangé
deutoxidé.....	vert-bleuâtre
tritoxidé.....	précipité presque insensible.
De manganèse.....	jaune sale.
De mercure deutoxidé.....	jaune.
De nickel.....	blanc-jaunâtre.
D'or.....	blanc (passant au jaune).
De palladium.....	blanc.
De plomb.....	blanc.
De titane.....	blanc.
D'urane.....	blanc-jaunâtre.
De zinc.....	blanc.
De zirconie.....	blanc.

Ces précipités sont en général des hydro-cyanates ferrurés, qui ont pour base l'oxide des sels précipités.

(1) Ce précipité, ainsi que ceux fournis par les solutions de titane et de zirconie, sont solubles dans un excès d'hydro-cyanate.*

On a remarqué cependant que plusieurs de ces précipités ont lieu avec dégagement d'acide hydro-cyanique, et sont de même nuance que ceux formés dans les mêmes dissolutions par les alcalis. On a conclu de ces observations que ceux-ci pourraient bien n'être que de simples oxides. Cet effet a lieu surtout dans les dissolutions acides.

Action de la chaleur sur les différens précipités obtenus par l'hydro-cyanate ferruré de potasse, avec les dissolutions métalliques.

Ces précipités, soumis à l'action d'une température plus ou moins forte, se décomposent et donnent lieu à des produits différens. M. Berzélius a divisé l'action de la chaleur sur ces combinaisons en trois séries. Dans la première, il comprend les cyanures des métaux alcalins qui conservent leur cyanogène à une température très élevée : le cyanure de fer, qui entre dans leur composition, se décompose seul, et donne lieu à du gaz azote et à du quadri-carbure de fer.

Dans la seconde série, il range les cyanures des autres métaux non réductibles, qui sont décomposés par la chaleur, à un très haut degré de température. Lorsqu'ils peuvent être totalement privés d'eau, il s'en dégage du gaz azote, comme cela a lieu pour le cyanure de fer, et ils sont transformés en quadri-carbure double.

Dans la troisième, il place les cyanures des mé-

taux réductibles. Ceux-ci, en général, abandonnent leur cyanogène sans retenir de carbone. Il est cependant probable qu'à une température plus élevée, quelques-uns partagent le carbone avec le carbure de fer ; il en est même qui peuvent directement retenir un peu de carbone. En effet, la décomposition du cyanure de mercure laisse un résidu noir qui retient toujours un peu de charbon, et le cyanogène obtenu est toujours mêlé d'un peu d'azote.

Parmi ces composés, ceux qui sont de véritables hydro-cyanates (comme le bleu de Prusse, etc.) donnent, par la chaleur, de l'eau, de l'hydro-cyanate d'ammoniaque, du carbonate d'ammoniaque, etc.

DES HYDRO-SULFATES DE SOUDE, DE POTASSE ET D'AMMONIAQUE.

Les hydro-sulfates de soude, de potasse et d'ammoniaque décomposant la plus grande partie des solutions des sels métalliques, ces sels ont été employés comme réactifs. Les caractères des précipités résultants de ces décompositions indiquent, la plupart du temps, la nature de ces diverses solutions ; mais il nous a paru utile de faire ressortir les différences caractéristiques des précipités produits par les hydro-sulfates, en les mettant en regard dans un même tableau et indiquant ensuite quelques moyens de s'assurer plus positivement des conclusions qu'on peut tirer de ces premiers indices.

TABLEAU des précipités formés par les hydro-sulfates de soude, de potasse et d'ammoniaque, dans les solutions métalliques, et nature de ces précipités.

Solutions métalliques.	Couleur du précipité.
D'alumine (1)	blanc gélatineux.
De protoxide d'antimoine. . .	orangé clair floconneux.
De deutoxide d'antimoine. . .	orangé foncé <i>id.</i>
D'argent.	noir <i>id.</i>
D'arsenic.	jaune <i>id.</i>
De bismuth.	noir <i>id.</i>
De cadmium.	jaune-serin pulvérulent.
De protoxide de cérium. . . .	gris gélatineux.
De deutoxide de cérium. . . .	verdâtre <i>id.</i>
De chrome.	vert (2) floconneux.
De cobalt.	noir <i>id.</i>
De cuivre.	<i>id.</i> <i>id.</i>
De protoxide d'étain.	chocolat <i>id.</i>
De deutoxide d'étain.	jaune <i>id.</i>
De fer.	noir <i>id.</i>
De protoxide de manganèse. . .	blanc sale <i>id.</i>
De peroxide de manganèse. . .	verdâtre pulvérulent.
De deutoxide de mercure. . . .	noir-brun floconneux.
De molybdène.	brun-rougeâtre <i>id.</i>
De nickel.	noir <i>id.</i>
D'or.	<i>id.</i> <i>id.</i>
D'osmium.	brun <i>id.</i>
De palladium.	brun foncé <i>id.</i>
De platine.	<i>id.</i> <i>id.</i>
De plomb.	noir <i>id.</i>
De tellure.	chocolat foncé <i>id.</i>
De titane.	vert-bouteille <i>id.</i>
De protoxide d'urane.	rougeâtre <i>id.</i>
De deutoxide d'urane.	jaune-gris <i>id.</i>
De zinc.	blanc sale pulvérulent.
De zirconc.	blanc-verdâtre gélatineux (3).

(1) Le précipité obtenu avec l'alumine est un oxide; ceux obtenus avec le protoxide de manganèse et de zinc sont considérés comme des hydro-sulfates; les précipités obtenus avec les sulfates de fer sont des hydro-sulfates ou des hydro-sulfates sulfurés.

(2) Quelques auteurs pensent que ce précipité n'est qu'un mélange de soufre et d'oxide de chrome. M. Vauquelin partage cette opinion.

(3) On obtient des précipités blancs gélatineux avec les solutions de glucine, d'yttria, de chaux, de strontiane, de baryte; on n'obtient pas de précipité avec les solutions d'ammoniaque, de potasse, de soude, de lythine, de magnésie.

Les propriétés suivantes, qui appartiennent aux différens précipités obtenus, indiquent d'une manière plus positive la nature des précipités ci-dessus.

Le précipité formé dans la solution d'un sel d'alumine, l'*oxide d'aluminium*, est blanc, floconneux; recueilli sur un filtre, il présente l'aspect d'une gelée demi-transparente qui se fend en se desséchant. Séché, il hape fortement à la langue; il n'est pas décomposé par la chaleur, même à un degré de température très élevé, mais il éprouve un retrait dans ses molécules. Si on le traite, à l'état de gelée encore humide, par l'acide sulfurique, on obtient un sel, le sulfate d'alumine, qui est très soluble, cristallisable en cristaux peu prononcés. Ce sel est susceptible, par son union avec le sulfate de potasse ou d'ammoniaque, ou ces deux sels mélangés, de donner naissance à un sel double ou triple que l'on connaît sous le nom d'*alun*, et qui cristallise facilement en octaédres. Ce sel est un sulfate d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque, ou un sulfate d'alumine, de potasse et d'ammoniaque.

Les précipités obtenus des solutions d'antimoine, soumis à l'action de la chaleur, sont convertis en eau et en sulfure d'antimoine qui est gris-bleuâtre; ce sulfure est plus fusible que l'antimoine, et l'on peut l'obtenir cristallisé, en le laissant refroidir lentement.

Le précipité noir formé dans la dissolution d'argent, le *sulfure d'argent*, est noir, opaque, solide,

plus fusible que l'argent, susceptible de cristalliser en petites aiguilles; il est indécomposable au feu, à une température très élevée, sans le contact de l'air; mais si on le chauffe avec le contact de l'air ou du gaz oxygène, il y a décomposition, il se forme du gaz acide sulfureux qui se volatilise; on obtient de l'argent métallique pour résidu. Ce sulfure est réductible par le fer, qui s'empare du soufre et met l'argent en liberté.

Le sulfate d'argent est composé de $\left\{ \begin{array}{l} 100 \text{ part. d'argent,} \\ 14,48 \text{ de soufre.} \end{array} \right.$

Le précipité jaune formé avec les solutions d'arsenic, *sulfure d'arsenic*, est sous forme de flocons; il est insipide, inodore, plus fusible que l'arsenic, susceptible, après sa fusion, de se prendre, par le refroidissement, en une masse friable. Chauffé jusqu'à l'ébullition, sans le contact de l'air, il passe à la distillation sous forme de gouttelettes rouges; avec le contact de l'air atmosphérique, il est converti en acide sulfureux et en oxide blanc d'arsenic, qui se volatilise. Le sulfure d'arsenic est composé de 100 parties d'arsenic et de 64,56 de soufre. (M. Thénard.)

Le précipité gris formé avec la solution de bismuth, le *sulfure de bismuth*, est fusible, cristallisable en aiguilles; soumis à une température assez élevée, avec le contact de l'air, il est converti en gaz acide sulfureux et en oxide de bismuth. Ce sulfure est composé de 100 parties de métal et 22,52 de soufre.

Le précipité jaune formé avec la solution de cadmium, le *sulfure de cadmium*, est composé de 100 parties de cadmium et de 28,17 de soufre. Il est indécomposable par le feu, fusible au rouge-blanc, se prend, par refroidissement, en une masse formée de lames micacées, transparentes et d'une couleur jaune-citron très vive et très belle. Lorsqu'on chauffe ce sulfure, il prend d'abord une couleur brune, ensuite une nuance cramoisie qui se dissipe à mesure que la température diminue.

Le précipité formé dans les dissolutions de cérium, *sulfure de cérium*, est, à la température ordinaire, sans action sur l'air atmosphérique et sur l'oxygène, à l'état sec ou humide; à l'aide de la chaleur, il est susceptible d'absorber le gaz oxygène et de se convertir en sulfate, puis à une plus haute température, de donner naissance à du gaz acide sulfureux, en laissant pour résidu de l'oxide de cérium.

Le précipité vert formé avec les solutions de chrome, *sulfure de chrome* ou *mélange de soufre et d'oxide*, est sans action sur l'oxygène de l'air, à une température ordinaire; mais à l'aide de la chaleur, il absorbe ce gaz.

Le précipité noir formé dans les solutions de cobalt, *sulfure de cobalt*, est dans le même cas que le précédent.

Le précipité noir formé dans les solutions de cuivre, *sulfure de cuivre*, est plus fusible que le cuivre métallique : il est indécomposable à la température or-

dinaire; il absorbe l'oxygène à l'aide d'une douce chaleur, et donne naissance à un sulfate; à une température élevée, il est converti en gaz acide sulfureux et en oxide de cuivre. Cet oxide, dissous dans les acides, donne des sels verts ou bleus, selon la nature des acides employés, les proportions d'eau, etc. Ces sels, dissous dans l'eau, sont précipités par l'hydro-cyanate ferruré de potasse en brun-marron. Le sulfure d'étain est composé de

étain.....	7,375,
soufre.....	2,625.

Le précipité chocolat formé dans la solution du protoxide d'étain, *hydro-sulfate d'étain*, se décompose par l'action de la chaleur; il y a formation d'eau et de sulfure d'étain, qui présente les caractères suivans: il est solide, gris-bleuâtre, formé de lames brillantes. Ce sulfure est moins fusible que l'étain; il est indécomposable au feu sans le contact de l'air atmosphérique; il est décomposé lorsqu'on le calcine à l'air libre; on obtient alors du gaz acide sulfureux et un sulfate; soumis à une chaleur plus élevée, il y a décomposition totale, formation d'acide sulfureux et d'oxide d'étain.

Le précipité noir qu'on obtient avec la solution de fer, *hydro-sulfate de fer*, se convertit en sulfure, dans les mêmes circonstances que les précédens. Le sulfure de fer obtenu est pesant, inodore, insipide, non attirable à l'aimant, fusible à un degré de tem-

pérature élevé; il absorbe spontanément le gaz oxigène de l'air, à la température ordinaire de l'atmosphère; il se forme de l'eau, du tritoxide de fer et du soufre qui se dépose. Il passe aussi à l'état de sulfate, à l'aide d'une douce chaleur. A une haute température, il absorbe le gaz oxigène, soit à l'état sec, soit à l'état humide; dans le premier cas, il donne naissance à du gaz sulfureux et à un sulfate, et dans le second, à du gaz acide sulfureux et à du tritoxide de fer.

Le précipité formé dans la solution de manganèse, *hydro - sulfate de manganèse*, est décomposé par l'action de la chaleur; il est converti en un sulfure solide, terne, insipide, plus facilement fusible que le métal, indécomposable à la chaleur rouge, sans le contact de l'air. Sans action sur l'air et sur le gaz oxigène à une basse température; il absorbe ce gaz, soit à l'état sec, soit à l'état humide, lorsqu'on le chauffe au rouge-brun; il fournit du gaz acide sulfureux et un sulfate; à une température plus élevée, il donne lieu à un dégagement de gaz acide sulfureux, et l'on obtient de l'oxide de manganèse pour résidu.

Le précipité noir formé dans la solution de mercure, *sulfure de mercure*, est composé de 100 parties de soufre et 15,88 de mercure. Ce sulfure, chauffé en vase clos, passe à la distillation, et il se sublime sous forme d'aiguilles groupées, d'une belle couleur rouge. Chauffé avec le contact de l'air, il se

convertit en acide sulfureux et en métal qui se volatilisent. Une lame de cuivre placée dans la vapeur, est blanchie par le mercure; par le frottement, elle devient brillante et douce au toucher.

Le sulfure de mercure, étant mis en contact avec de la chaux ou du fer, puis soumis à l'action de la chaleur, est décomposé; le mercure se volatilise, le soufre s'unit au fer ou à l'oxide de calcium. Si l'on opère dans une cornue, on peut obtenir le métal. (Ce moyen de réduction du sulfure est employé dans les travaux métallurgiques.)

Le précipité brun-rougeâtre produit dans les solutions de molybdène, *sulfure de molybdène*, est beaucoup plus fusible que le métal, indécomposable à la température ordinaire; il n'a pas d'action sur le gaz oxigène, sec ou humide; si on le chauffe jusqu'à la chaleur rouge, il absorbe alors ce gaz et donne lieu à de l'acide sulfureux et à de l'acide molybdique; ce dernier se dégage sous forme de fumée blanche.

Le précipité noir formé dans les solutions de nickel, *sulfure de nickel*, donne des résultats analogues à ceux qu'on obtient avec celui de chrome. (*Voyez les articles précédens.*)

Le précipité noir que l'on obtient dans les solutions d'or, *sulfure d'or*, donne, par l'action de la chaleur, de l'acide sulfureux et de l'or métallique.

Le précipité brun formé dans les solutions de

palladium, *sulfure de palladium*, est composé de 80 parties de métal et de 20 de soufre; il est fusible à un très haut degré de température, sans le contact de l'air; il n'éprouve pas de décomposition. Le contraire a lieu si on le chauffe avec le contact de l'air, le soufre est converti en acide sulfureux et le métal est réduit.

Le précipité noir obtenu dans les solutions de platine, *sulfure de platine*, est formé de 75 de métal et de 25 de soufre; il s'altère très promptement à l'état humide et avec le contact de l'air, à la température ordinaire de l'atmosphère. Suivant MM. Proust et Berzélius, il donne naissance à de l'acide sulfurique, qui charbonne le papier sur lequel on l'a recueilli; chauffé à vase clos, à un degré de température très élevé, il éprouve un commencement de fusion; si on le chauffe avec le contact de l'air, il se décompose; il y a formation d'acide sulfureux qui se dégage, et l'on obtient du platine pour résidu. Ce métal se présente sous forme d'une mousse grise, spongieuse, offrant quelques points métalliques.

Le précipité noir formé dans les solutions de plomb, *sulfure de plomb*, est brillant, insipide, moins fusible que le plomb, indécomposable au feu sans le contact de l'air, sans action sur le gaz oxygène à la température atmosphérique; chauffé légèrement, il absorbe ce gaz et donne naissance à un sulfate blanc, pesant, et à de l'acide sulfureux; exposé à une haute

température, avec le contact de l'air, il absorbe l'oxygène, donne de l'acide sulfureux, du sulfate de plomb et du plomb métallique.

Le précipité noir-gris formé dans la solution de tellure, *sulfure de tellure*, est sans action sur l'air et sur l'oxygène, à la température ordinaire; mais il absorbe ce gaz à l'aide de la chaleur.

Il en est de même des précipités formés dans les solutions métalliques d'urane et de titane.

Le précipité blanc que l'on obtient dans la solution de zinc, *hydro-sulfate de zinc*, chauffé sans le contact de l'air, se convertit en eau et en sulfure. Ce sulfure est solide, terne, insipide, moins fusible que le zinc, indécomposable à une haute température, sans le contact de l'air ou du gaz oxygène, inaltérable par ces deux fluides à la température de l'atmosphère, absorbant l'oxygène lorsqu'il est chauffé au rouge-brun, et laissant dégager du gaz acide sulfureux : le résidu est un mélange de sous-sulfate, de sulfate et d'oxide de zinc. A une température beaucoup plus élevée, il produit du gaz acide sulfureux et un oxide. Le sulfure de zinc est composé de 67 de zinc et de 33 de soufre.

Le précipité blanc formé dans la solution de zircon, *oxide de zirconium*, est blanc, pesant, inaltérable par l'action de la lumière ou de la chaleur, sans action sur l'air et le gaz oxygène. Cet oxide peut être distingué par le phénomène caractéristique suivant : lorsqu'on le chauffe à l'état d'oxide hydraté,

dans une petite capsule de verre, au moyen d'une lampe à l'alcool, il noircit et devient ensuite incandescent, comme s'il éprouvait une combustion. L'oxide de zirconium forme, avec un excès d'acide sulfurique, un sel astringent, incristallisable, susceptible de prendre une apparence gommeuse; lorsqu'on ajoute de l'eau distillée à ce sel, on obtient une liqueur qui est trouble, si elle ne contient pas un grand excès d'acide.

L'hydro-sulfate de potasse ou celui d'ammoniaque a été recommandé par Berthollet, pour séparer l'alumine des dissolutions dans lesquelles elle se trouve, avec la chaux, la magnésie et la baryte. On ne sait pas si ce moyen est très exact.

NITRATE D'ARGENT.

Le nitrate d'argent est un réactif très sensible et très usité pour faire reconnaître la présence de l'acide hydro-chlorique libre ou combiné, en solution dans l'eau. Cet acide, avec le nitrate d'argent, donne lieu à la formation d'un chlorure d'argent insoluble, qui est très sensible, lors même qu'il n'existe dans une dissolution qu'en proportion extrêmement faible. En effet, on peut démontrer par le nitrate d'argent une quantité d'acide hydro-chlorique moindre qu'un quatre-vingt-millième (ou que 0,000125) (1).

(1) Kirvan a trouvé qu'une partie d'acide hydro-chlorique dissoute dans 108,333 parties d'eau, pouvait être décélée par le nitrate d'ar-

Pour s'assurer si une dissolution contient de l'acide hydro-chlorique ou des hydro-chlorates, et apprécier la quantité d'acide, on y verse quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent. S'il se forme un précipité blanc, floconneux, caillébotté, on continue par intervalle d'ajouter de très petites quantités de ce réactif, jusqu'à ce qu'une addition nouvelle cesse de produire aucune précipitation. On ajoute alors de l'acide nitrique en excès, afin de redissoudre les carbonates, phosphates ou sulfates qui pourraient se trouver dans le précipité. Si la liqueur éprouvée ne contenait que des acides carbonique, phosphorique ou sulfurique, ou quelques-unes de leurs combinaisons, on conçoit que le précipité étant formé par un ou plusieurs de ces acides, il se redissoudrait en totalité, ce qui n'a pas lieu pour le chlorure d'argent, insoluble. On est sûr que le précipité obtenu est bien du chlorure d'argent, s'il présente les caractères suivans : il est blanc, sans saveur ; à l'état humide, il se dissout complètement dans l'ammoniaque, sans subir aucune altération ; la dissolution ammoniacale, évaporée spontanément, donne des cristaux d'un jaune-brunâtre, qui sont du chlorure d'argent. Si le précipité à l'état humide est mis en contact avec l'air atmosphérique, il se colore en quelques heures et passe spontanément au violet ; il est alors

gent. Berthollet fils a reconnu, à l'aide du même réactif, des quantités d'acide beaucoup plus petites.

difficilement soluble dans l'ammoniaque; une partie même ne s'y dissout plus et reste sous forme pulvérulente : c'est de l'argent métallique. On a remarqué qu'en devenant violet pendant son exposition à l'air, le chlorure d'argent développait une odeur de chlore, odeur qu'on pouvait rendre plus sensible en agitant la masse pour renouveler les surfaces. On a conclu de ce fait qu'il était passé à l'état de sous-chlorure, duquel l'ammoniaque peut séparer une certaine quantité d'argent métallique, en dissolvant seulement le chlorure ramené à ses proportions primitives (1).

Le chlorure d'argent, séché et fondu à un degré de température bien moins élevé que la chaleur rouge, donne une masse grisâtre, d'une consistance et d'un aspect semblables à de la corne, d'où lui est venu le nom d'*argent corné*, sous lequel on le connaissait autrefois. Chauffé fortement en cet état, dans un creuset, après avoir été préalablement mélangé avec un excès de potasse caustique (à peu près poids égal), il se décompose; le chlore s'unit à la potasse, et l'argent fondu se rassemble au fond du creuset en un culot. Le chlorure d'argent est composé, de chlore, 24,75, et d'argent, 75,25. Connaissant les proportions du chlorure, il est facile d'en conclure la quantité d'acide libre ou combiné qu'elles représentent.

(1) Selon Berthollet fils, le chlorure d'argent est soluble dans une dissolution concentrée et bouillante de presque tous les hydrochlorates; mais il suffit d'étendre d'eau ces solutions, pour que le chlorure reparaisse.

On sait en effet que 24,75 de chlore absorbent 0,712 d'hydrogène, et produisent 25,462 d'acide hydro-chlorique, équivalant à 100 parties de chlorure d'argent. Ces résultats sont donnés immédiatement par l'échelle logarithmique des équivalens chimiques de Wollaston, et par celle que Brandt a construite récemment, d'après les dernières observations faites par plusieurs savans. (*Voyez* la description de cet instrument, dans le chapitre qui traite de l'application des réactifs à l'analyse.)

Quelques auteurs ont cru devoir recommander comme précaution utile, lorsqu'on veut reconnaître par ce réactif la quantité d'acide hydro-chlorique libre ou combiné, contenue dans un liquide, de s'assurer si la liqueur à examiner ne contient ni acide sulfurique ni sulfates; ils ont prescrit de séparer cet acide ou ses combinaisons par le nitrate de baryte; mais cette préparation est inutile, à moins que l'on ne veuille constater la quantité d'acide sulfurique. En effet, le sulfate d'argent est soluble dans une grande quantité d'eau, et bien plus soluble encore dans un excès d'acide nitrique: or, comme pour s'assurer si le précipité formé est du chlorure d'argent à l'état de pureté, ou un mélange de phosphate et de carbonate avec ce chlorure, on traite le précipité par l'acide nitrique, si du sulfate d'argent, précipité, avait échappé à l'action dissolvante de l'eau, il serait certainement dissous par l'acide nitrique en excès, et entraîné par les eaux de lavage.

Le nitrate d'argent précipite l'acide phosphorique de ses combinaisons avec les oxides métalliques alcalins; le précipité (*sous-phosphate d'argent*), est d'une belle couleur jaune clair; recueilli sur un filtre, séché et traité au chalumeau sur un charbon, il se décompose en donnant une odeur de phosphore, en laissant pour résidu un globule d'argent.

On peut aussi employer ce réactif pour reconnaître les carbonates et sous-carbonates alcalins; ces sels donnent avec lui un précipité blanc (*carbonate d'argent*), soluble, avec effervescence, dans un excès d'acide nitrique. Le précipité est décomposable, par l'action de la chaleur, en oxigène, en acide carbonique qui se dégagent, et en argent qui reste à l'état métallique.

On peut, à l'aide du nitrate d'argent, distinguer l'acide kinique des autres acides végétaux: cet acide ne trouble pas la solution de ce réactif, tandis que les autres forment avec ce sel des combinaisons insolubles qui se précipitent (1).

On emploie la solution aqueuse ou ammoniacale du nitrate d'argent pour découvrir des traces d'oxide d'arsenic dans un liquide. La présence de cette substance est indiquée par une belle couleur jaune qui se produit à l'instant du mélange; on se sert quelquefois, pour faire cet essai, d'un bâton de nitrate

(1) Les solutions de mercure et de plomb présentent les mêmes phénomènes.

d'argent fondu (*pierre infernale*), dont on trempe un des bouts dans le liquide. S'il y existe de l'arsenic, on voit se former à la surface une nuance d'un beau jaune qui enveloppe le nitrate d'argent. Si l'on soupçonne que l'arsenic peut être renfermé dans quelques corps solides, il faut obtenir cet oxide en dissolution à l'aide de l'eau bouillante. Pour rendre l'effet plus sensible, il sera bien de saturer le liquide par du sous-carbonate de soude. Ce moyen peut indiquer la présence de l'arsenic, sans la démontrer rigoureusement ; en effet, on observe des phénomènes semblables avec l'acide phosphorique et les phosphates. Ce précipité, séparé du liquide et exposé à l'action de la chaleur, développe des vapeurs arsenicales qu'on reconnaît à leur odeur alliée. Il est, selon nous, de rigueur que le métal soit obtenu isolé et en assez grande quantité pour être reconnu à l'aide d'essais chimiques, ce qu'on peut faire avec $\frac{1}{8}$ de grain, moins d'un centigramme.

Le nitrate d'argent est un réactif très sensible pour démontrer la présence de l'acide hydro-sulfurique, dissous dans l'eau ou existant dans un mélange gazeux ; mais il faut, pour cela, que ce sel soit le moins acide possible. A cet effet, on expose à la surface du liquide, ou l'on plonge dans le gaz à essayer, un morceau de papier imprégné d'une solution de nitrate d'argent ; ce papier est noirci à l'instant par les plus petites quantités d'acide hydro-sulfurique avec lesquelles il est mis en contact. Quelques gouttes de

solution de nitrate d'argent, versées dans un liquide qui contient de l'acide hydro-sulfurique, y produisent immédiatement un précipité noir, *sulfure d'argent*, que l'on peut reconnaître par l'action de la chaleur, et dont le poids sert à indiquer la quantité d'acide hydro-sulfurique, par la proportion de soufre qu'il contient.

Le nitrate d'argent peut être employé, 1°. pour faire reconnaître la présence de l'acide arsenique et les arseniates, avec lesquels il donne un précipité. Ce précipité, l'*arsenate d'argent*, est d'une belle couleur rouge-brun; il est soluble dans l'acide nitrique et dans l'ammoniaque. Soumis à l'action de la chaleur, dans un tube de verre, il se fond sans se décomposer. Chauffé sur des charbons, ou avec du charbon, il y a décomposition, le métal est réduit, et l'on obtient, ou de l'acide arsenieux, ou de l'arsenic métallique.

2°. Pour faire reconnaître les arsenites, avec lesquels il donne un précipité jaune, l'*arsenite d'argent*, soluble dans l'acide nitrique et dans l'ammoniaque, lorsqu'il est humide. Ce précipité, exposé à l'air, brunit un peu; chauffé dans un tube de verre, il donne des vapeurs d'acide arsenieux. Par refroidissement, ces vapeurs se condensent sur les parois du tube, et elles donnent des cristaux octaédriques. Chauffé avec du charbon, on obtient de l'argent métallique et de l'arsenic; ce dernier se volatilise et l'on peut le recueillir.

3°. Pour faire reconnaître les borates solubles. Il précipite l'acide borique, et donne naissance à un précipité blanc floconneux. Ce précipité, délayé dans l'eau et traité par l'acide hydro-chlorique, donne un précipité de chlorure d'argent qui est insoluble, et une solution d'acide borique qui cristallise lorsqu'elle est convenablement concentrée.

4°. Pour faire reconnaître l'acide hydriodique ou les hydriodates. Il donne, avec les solutions contenant cet acide ou ces sels, un précipité d'un jaune-verdâtre. Ce précipité est soluble dans l'acide nitrique, insoluble dans l'alcali volatil. Soumis à l'action de la chaleur, il se fond à une température au-dessous de la chaleur rouge, et il acquiert une couleur rougeâtre; chauffé avec la potasse, il est décomposé.

Le nitrate d'argent peut aussi être employé pour faire reconnaître les chromates. Versé dans la solution de ces sels, il y détermine la formation d'un précipité. Ce précipité est d'une couleur brune tirant sur le rouge : cette couleur varie selon que l'on a opéré à froid ou à chaud; ainsi elle est rouge-pourpre lorsqu'on opère à froid, d'un rouge-brunâtre lorsque les liquides sont mêlés à chaud, enfin rouge-carmin lorsque le chromate est avec excès d'acide. Le chromate d'argent est soluble dans un excès d'acide nitrique.

On peut, pour reconnaître sur quel chromate on a opéré, agir de la manière suivante. Lorsque la solution de chromate a été complètement décomposée

par le nitrate d'argent, on filtre et l'on fait évaporer la liqueur filtrée; on fait cristalliser le sel qu'elle contient: si le chromate employé est du chromate de potasse, on obtient du nitrate de potasse; si l'on agit sur des chromates de soude ou d'ammoniaque, on obtient du nitrate de soude ou d'ammoniaque.

Le nitrate d'argent a été indiqué par M. Orfila, comme un excellent réactif pour faire reconnaître la présence de l'acide hydro-cyanique et déterminer les quantités de cet acide en solution dans un liquide. Ce réactif, versé dans les solutions de cet acide, même très étendues, détermine un précipité de cyanure d'argent; ce précipité est caillebotté, lourd, insoluble dans l'eau, insoluble ou peu soluble dans l'acide nitrique à la température ordinaire, soluble dans cet acide porté à l'ébullition, soluble dans l'ammoniaque. Exposé à l'air, ce précipité a peu de tendance à se colorer en violet; soumis à l'action de la chaleur avec le contact de l'air, il se décompose en fournissant de l'argent métallique et du cyanogène qui se dégage.

Les modes d'opérer indiqués par M. Orfila, pour convertir l'acide hydro-cyanique en cyanure d'argent et apprécier la quantité de cet acide, sont les suivans:

1°. Si l'on a une liqueur incolore qui contienne de l'acide hydro-cyanique, on la précipite par le nitrate d'argent en excès, on recueille le cyanure produit sur un filtre pesé; on lave et l'on fait sécher. Lorsqu'on a obtenu le poids du cyanure, on en déduit celui du cyanogène qu'il contient, et de l'acide hy-

dro-cyanique que ce cyanogène peut former en s'unissant à l'hydrogène, en se basant sur les proportions du cyanure d'argent, qui ont été établies comme il suit :

cyanogène. 1 atome 32,900 } ou pour 100 { 19,576,
 argent..... 1 atome 135,160 } { 80,424,

et sur celles de l'acide hydro-cyanique, qui est formé de.... 96,34 de cyanogène,
 et de..... 3,66 d'hydrogène.

2°. Si l'on a à traiter un sirop hydro-cyanique (1), on l'étend d'eau, on y verse un excès de nitrate d'argent. Ces deux produits, en contact, sont décomposés; l'hydrogène de l'acide hydro-cyanique se porte sur l'oxygène du nitrate, pour former de l'eau; le cyanogène, mis à nu, se combine à l'argent et forme du cyanure d'argent qui se précipite : on recueille le précipité, on le lave avec de l'eau distillée, et on le fait sécher pour en prendre le poids, qui indique celui du cyanogène, puis, par le calcul, celui de l'acide hydro-cyanique.

3°. Si le liquide contient des carbonates, des hydro-chlorates, des phosphates, on agit de la manière suivante. On verse dans le liquide du nitrate d'argent

(1) M. Orfila a reconnu que les sirops de sucre, de gomme, de guimauve, ne sont pas précipités par la solution de nitrate d'argent.

en excès, qui décompose cessels, et donne tout-à-la-fois un précipité formé de cyanure, de phosphure, de carbonate et de phosphate d'argent ; on recueille le précipité, on le traite à froid par l'acide nitrique étendu, qui dissout le carbonate et le phosphate d'argent, et qui laisse pour résidu un mélange de chlorure et de cyanure d'argent ; on traite ce mélange par l'acide nitrique pur concentré, en ayant soin de faire bouillir pendant une demi-heure. Par ce traitement, le cyanure d'argent est dissous et transformé en nitrate d'argent, tandis que le chlorure n'est pas dissous ; on lave le chlorure, on le dessèche et on le pèse pour en déterminer la proportion. Pour apprécier la quantité de cyanure qui a été décomposé, on verse dans le nitrate d'argent résultant de la décomposition du cyanure d'argent, la quantité d'acide hydrocyanique nécessaire pour faire passer le métal à l'état de cyanure ; on sépare ce produit du liquide, on le lave et on le fait sécher pour en prendre le poids.

M. Orfila dit qu'on peut aussi obtenir du cyanure d'argent, en versant du nitrate d'argent dans une liqueur qui contiendrait un cyanure soluble ou un hydro-cyanate ; mais il propose, pour s'assurer si la liqueur contient de l'acide hydro-cyanique libre, de distiller une partie de la liqueur à essayer : le liquide qui passe à la distillation contient l'acide hydro-cyanique, qui se condense dans le récipient avec de la vapeur d'eau, tandis que les cyanures et les

hydro-cyanates fixes, à la température de l'ébullition, resteront dans la cornue.

Cependant, d'après M. Orfila, lorsqu'on opère la volatilisation de l'acide, on en perd une partie et l'on obtient des résultats moins exacts. Il serait peut-être convenable, pour obvier à ces inconvénients, 1°. de diviser le liquide à essayer en deux parties, de précipiter l'une par le nitrate d'argent, pour obtenir d'abord, par précipitation, tout le cyanure, afin d'en prendre le poids; 2°. de soumettre l'autre partie du liquide à la distillation, pour séparer l'acide hydro-cyanique libre, acide qu'on convertirait ensuite en cyanure, dont on déterminerait le poids; 3°. de précipiter le résidu de la distillation, à prendre le poids du précipité, lavé et séché, afin d'examiner ensuite si les deux sommes réunies forment le total du poids du précipité de cyanure obtenu dans la première opération, afin de rectifier l'erreur qui pouvait dépendre de la perte d'une partie de l'acide.

NITRATE D'ARGENT AMMONIACAL.

Déjà nous avons dit un mot de l'emploi de ce sel, dans l'article précédent; nous croyons devoir nous étendre davantage sur son usage, dont on peut tirer un bon parti pour reconnaître la présence de très petites quantités d'acide arsenieux, qu'on ne pourrait reconnaître à l'aide du nitrate d'argent. Nous nous sommes servis avec succès, MM. Laugier, Pel-

letier et l'un de nous, du nitrate d'argent ammoniacal, dans un cas de Médecine légale, et cela en présence de M. le docteur Hume, le premier qui en fit connaître l'application.

Lorsqu'on veut employer ce réactif, on agit de la manière suivante. A l'aide d'un tube de verre, on prend une goutte de nitrate d'argent ammoniacal, on la place sur un morceau de papier collé; d'une autre part et avec un autre tube, on prend une goutte du liquide à essayer, on la place à côté; les deux gouttes étant disposées, on les rapproche l'une de l'autre, en faisant faire un pli au papier. Si la liqueur essayée contient des atomes d'acide arsenique, il y a aussitôt coloration de la liqueur en jaune-rougeâtre, et séparation d'un précipité que l'on peut apercevoir. Le précipité fourni par l'acide arsenique et le nitrate ammoniacal est d'un très beau jaune; il ne devient pas noir par son exposition à la lumière, mais il passe seulement au brun. Si le précipité était formé de phosphate, il prendrait une couleur noire par l'action de la lumière.

Le réactif de M. Hume étant d'une très grande sensibilité et pouvant faire reconnaître une partie d'acide arsenieux dans quatre cent mille parties d'eau, on doit l'employer pour s'éclairer d'abord sur la présence de l'acide arsenieux, et pour cela, on n'a besoin de distraire qu'une seule goutte de la liqueur à examiner; elle peut servir à donner des indices suffisants pour conduire sûrement le manipulateur. On doit

avoir soin, si la liqueur contient de l'acide hydrochlorique, de séparer cet acide, à l'aide du nitrate d'argent, et de traiter le précipité par l'acide nitrique. La liqueur nitrique, séparée et évaporée, puis redissoute dans l'eau, est dans un état convenable pour être soumise à l'expérience; mais alors on obtient un précipité rougeâtre au lieu d'un précipité jaune.

NITRATE DE BARYTE.

Le nitrate de baryte est un réactif qui peut servir à faire reconnaître et déterminer la quantité d'acide sulfurique libre ou combiné qui existe en solution dans divers liquides; il donne, comme les autres sels solubles de baryte, un précipité blanc, pesant, insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique, *sulfate de baryte*, dont nous avons déjà décrit les propriétés et les proportions constituantes, aux articles *Solution de baryte* et *Hydro-chlorate* de la même base.

On peut employer le nitrate de baryte pour reconnaître si l'acide nitrique contient de l'acide sulfurique; mais il faut avoir soin d'étendre l'acide nitrique d'eau, afin que le nitrate de baryte contenu dans la solution ne soit pas précipité lorsqu'on l'ajoute à cet acide, ce qui arriverait si ce sel ne rencontrait pas la quantité d'eau nécessaire à sa dissolution. Le fait suivant est une preuve de la nécessité qu'il y a d'avoir cette précaution. Lorsque l'un de nous prit une pharmacie, un chimiste vint

lui demander de l'*acide nitrique bien pur et exempt d'acide sulfurique*, acide qu'il n'avait pu encore se procurer à Paris. On lui donna de l'acide nitrique très pur, qu'il emporta : peu de temps après il revint, prétendant qu'on l'avait trompé, et il apportait, pour preuve de son assertion, l'acide, dans lequel il avait versé de la solution de nitrate de baryte, et qui avait fourni un précipité cristallin lorsqu'on l'avait versée dans l'acide. Après lui avoir fait expliquer son mode d'opérer, on lui démontra que le précipité qu'il prenait pour du sulfate de baryte n'était que du nitrate qui n'avait pu se dissoudre, faute d'une quantité d'eau nécessaire, et l'on dissolvit son prétendu précipité en ajoutant de l'eau distillée à l'acide.

On a, pendant long-temps, employé de préférence ce nitrate, aux autres sels de baryte, pour reconnaître l'acide sulfurique dans une solution ; mais comme nous avons vu plus haut que, d'après les expériences de M. Longchamp, le nitrate de baryte se précipitait en partie avec le sulfate qui se forme, et donnait lieu à une légère erreur ; l'on donne aujourd'hui la préférence à l'hydro-chlorate, pour déterminer exactement la quantité d'acide sulfurique libre ou combiné existant dans une solution.

On peut se servir du nitrate de baryte (de même que de l'oxide et du carbonate de cette base) pour rechercher la présence des oxides de potassium, de sodium et de lithium dans les minéraux, et déterminer leur proportion. A cet effet, on introduit dans un creuset

un mélange bien intime préparé avec le minéral à essayer, réduit d'avance en poudre impalpable, et le nitrate de baryte porphyrisé ; on chauffe jusqu'au rouge-blanc, et l'on entretient pendant quelques minutes la matière en fusion ; on la retire du feu, on la délaie dans l'eau ; on traite par l'acide hydro-chlorique, qui dissout les oxides ; on filtre la liqueur, et l'on ajoute du sous-carbonate d'ammoniaque qui précipite la chaux, la baryte, l'alumine, etc. ; on porte à l'ébullition et l'on évapore à siccité, afin de vaporiser l'excès du sous-carbonate d'ammoniaque ; on calcine, et l'on obtient un résidu qui est formé (si le minéral contenait ces oxides) de sodium, de potassium ou de lithium combinés au chlore. On peut alors séparer ces sels, en éliminant d'abord celui de potasse par la solution de platine, précipitant ensuite le platine en excès par l'acide hydro-sulfurique, filtrant la solution précipitée et l'évaporant, etc. ; ou bien l'on traite le résidu de la calcination par l'alcool très déflegmé, et s'il contient du lithium combiné au chlore, ce chlorure, étant très déliquescent, est dissous, tandis que les autres sont à peine dissous par l'alcool. On décompose le résidu insoluble dans l'alcool par l'acide sulfurique, et le produit de cette réaction, dissous dans l'eau, filtré et évaporé, peut donner, par des cristallisations et des lavages successifs, les deux sulfates isolés, et les poids de ces sels et celui du chlorure de lithium déterminent la proportion de ces corps dans le minéral analysé. Pour plus

d'exactitude, il faudrait employer le muriate de platine et de soude, qui peut servir à séparer complètement la potasse de la soude.

NITRATE DE COBALT.

Le nitrate de cobalt a été indiqué par M. Gahn, comme réactif, pour faire facilement reconnaître, à l'aide du chalumeau, la présence de l'alumine dans les substances minérales. On doit opérer de la manière suivante. On laisse tomber sur le minéral à essayer une goutte d'une dissolution concentrée de nitrate de cobalt, on expose ensuite à la flamme du chalumeau. Si ce minéral contient de l'alumine en quantité notable, et qu'il ne soit pas trop chargé de fer ou d'autres métaux dont les oxides colorent le verre, il prendra promptement une couleur bleue plus ou moins vive et plus ou moins intense, selon que le fragment contient plus ou moins d'alumine et qu'elle est plus ou moins pure.

On peut faire le même essai sur les minéraux les plus durs et sur les argiles les plus légères. Lorsque le minéral est très dur, on le réduit en poudre très fine, et l'on verse dessus une petite quantité du réactif, puis on l'expose à l'action de la flamme du chalumeau.

Ce réactif a cependant un inconvénient, c'est que, mis en contact avec un minéral contenant de la zircon, il présente des phénomènes analogues, ce qui

nécessite d'autres essais, pour reconnaître si la coloration est due à l'alumine ou à la zircone.

PROTO-NITRATÉ DE MERCURE.

Nitrate de mercure au minimum.

Le proto-nitrate de mercure, que quelques chimistes ont nommé *nitrate de mercure doux*, est un réactif très sensible pour faire reconnaître la présence de l'ammoniaque. Selon M. Pfaff, on peut, à l'aide de la dissolution de ce sel, reconnaître une partie d'ammoniaque dans 30,000 parties d'eau. Cette solution ammoniacale, additionnée de nitrate de mercure, acquiert une faible nuance jaune-noirâtre. Lorsque la proportion d'ammoniaque est plus grande, on obtient un précipité grisâtre : ce précipité, traité par la potasse, laisse dégager de l'ammoniaque ; soumis à l'action d'une température élevée, il se volatilise en répandant des vapeurs mercurielles qui, étant recueillies sur une lame de cuivre ou d'or bien décapée, blanchissent cette lame, qui, par le frottement, acquiert du brillant et un *toucher doux*. Le précipité fourni par l'ammoniaque est formé de mercure, 68,20, d'acide nitrique et d'eau, 15,80 ; d'ammoniaque, 16. (Fourcroy.) On peut encore s'assurer que ce précipité contient de l'ammoniaque, en le mettant en contact avec de la soude ou avec de la chaux hydratée, chauffant ensuite. L'ammoniaque dégagée par ces réactifs est sensible à l'odorat ; si elle était

en trop petite quantité, on la reconnaîtrait en exposant à la vapeur qui se dégage un papier de mauve ou de tournesol rougi trempé dans l'eau; la couleur serait virée, pour l'un, au vert, et pour l'autre, au bleu; ou bien encore en exposant à la vapeur un tube imprégné d'acide hydro-chlorique ou nitrique : ces acides, mis en contact avec le gaz ammoniac, donnent naissance à une grande quantité de vapeurs blanches, opaques, faciles à apercevoir.

Le proto-nitrate de mercure sert encore à démontrer la présence de l'acide hydro-chlorique, qui précipite la solution de ce sel en blanc; le précipité (*proto-chlorure de mercure*) est insipide, indécomposable au feu, volatil, inaltérable à l'air, insoluble dans l'eau, passant à l'état de *sublimé corrosif*, ou *deuto-chlorure de mercure*, par sa dissolution dans le chlore.

Selon M. Pfaff, la solution de ce sel est plus sensible pour faire reconnaître cet acide, que celle de nitrate d'argent; car une partie d'acide hydro-chlorique de 11,50 de poids spécifique, dissous dans 70,000 parties d'eau, fournit, avec le proto-nitrate de mercure, un trouble très sensible, et un louche avec une liqueur qui ne contient qu'un trois-cent-millième de cet acide.

Le nitrate de mercure peut servir à démontrer la présence de l'acide phosphorique et des phosphates. Il forme avec eux un précipité blanc, soluble dans l'acide phosphorique et dans l'acide nitrique sans ef-

fervescence. Ce sel jouit aussi de la propriété de se fondre au chalumeau et de donner lieu à une flamme verte : on obtient un résidu jaunâtre lorsque l'on n'élève la température que jusqu'à un certain degré ; si, au contraire, on continue de chauffer, tout est volatilisé.

L'acide sulfurique et les sulfates déterminent, dans la solution de nitrate de mercure, un précipité qui, desséché et traité par l'eau bouillante, donne un précipité jaune ; la liqueur contient un excès d'acide ; on la sépare, par la filtration, du précipité, qui est un sous-deuto-sulfate de mercure (*turbith minéral*) ; il est coloré en jaune.

Le nitrate de mercure précipite les solutions d'or en brun-bleuâtre ; ce précipité, recueilli sur un filtre, lavé et séché, puis exposé à l'action de la chaleur, est réduit : l'or prend alors la couleur qui lui est particulière. Le même effet a lieu avec les solutions de platine : le précipité, dans ces dernières solutions, est d'une couleur jaune-orangé ; chauffé fortement, il laisse pour résidu le platine métallique sous forme spongieuse ou pulvérulente.

NITRATE ACIDE DE MERCURE.

Ce nitrate acide de mercure a été mis en usage par M. Poutet, pharmacien-chimiste à Marseille, pour indiquer la falsification des huiles d'olives, et démontrer la présence de O_2 d'huile d'œillette (huile des

graines de pavot) mêlée à l'huile d'olives. Le procédé de M. Poutet est fondé sur la propriété qu'a le nitrate de mercure, préparé convenablement, de rendre concrète l'huile d'olives, et de ne pas solidifier les autres huiles qui peuvent y être mélangées : pour cela, on verse de ce réactif dans une huile qu'on suppose être falsifiée ; on l'abandonne pendant quelque temps à une réaction spontanée, et l'huile d'olives se concrète, tandis que l'huile hétérogène ne change pas de consistance. Cette opération, faite sur 92 parties d'huile et 8 parties de nitrate de mercure, dans un tube gradué *convenablement*, indique les quantités du mélange. Ce tube, *oléomètre*, a servi à divers essais ; il nous a paru susceptible d'être perfectionné ; il serait d'une grande utilité pour faire connaître en volume, d'une manière approximative, le degré de pureté de l'huile d'olives.

NITRATE DE PLOMB.

Le nitrate de plomb peut servir à reconnaître les chromates alcalins ; il les décompose en donnant un précipité, *chromate de plomb*, qui se dépose en une poudre d'un beau jaune, dont le poids peut indiquer la quantité d'acide chromique qui était combiné à la soude ou à la potasse.

Ce sel peut aussi être mis en usage pour faire reconnaître la présence de l'acide sulfurique et celle des sulfates. Versé dans une dissolution qui contienne

de ces sels, il est décomposé; il y a formation de sulfate de plomb qui se précipite; le précipité est insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique.

Le nitrate de plomb a été proposé, par M. Hume, pour reconnaître la présence de l'acide phosphorique et celle des phosphates, avec lesquels il forme un précipité de phosphate de plomb pulvérulent, insoluble dans l'eau, soluble dans la soude caustique, soluble dans l'acide nitrique sans effervescence, soluble dans l'acide hydro-chlorique concentré, qui le décompose; on obtient, par évaporation, des cristaux de muriate de plomb. Le phosphate de plomb, soumis à l'action de la chaleur, à l'aide du chalumeau, fournit, par refroidissement, une masse qui affecte la forme d'un polyèdre régulier; mêlé avec du charbon et exposé à une haute température, la chaleur rouge, il y a décomposition et dégagement d'oxygène.

Selon M. Vauquelin, ce phosphate est composé

d'acide phosphorique.....	25,
et de protoxide de plomb.....	75.

M. Hume pense que le nitrate de plomb, comme réactif, doit obtenir la préférence sur l'acétate.

Ce sel peut être employé pour précipiter les carbonates, les borates, les tartrates, comme l'acétate de plomb. (V. ce réactif.)

NITRATE DE POTASSE.

Nitre.

Le nitrate de potasse peut servir à faire reconnaître la présence de l'arsenic : pour cela, on met dans une cuiller de platine du nitrate de potasse mêlé avec la substance qu'on suppose contenir l'arsenic ou son oxide. Quand la fusion a été opérée, on dissout le résidu dans l'eau ; cette solution, si elle contient $\frac{1}{80}$ d'oxide d'arsenic, précipite le nitrate d'argent en rouge-brun et donne lieu à un arseniate d'argent. Elle précipite le cuivre et donne lieu à une poudre verte qui, chauffée avec du charbon, laisse dégager l'arsenic, qu'on reconnaît à son odeur alliaccée.

NITRATE DE STRONTIANE.

Le nitrate de strontiane peut, au besoin, être mis en usage, comme l'eau de strontiane, pour faire reconnaître la présence des acides carbonique et sulfurique ; mais on préfère employer l'eau ou les sels de baryte, qui donnent des résultats plus exacts. Ce sel a été recommandé, par M. Riffaut, pour reconnaître la présence des sulfates dans la potasse du commerce ; mais on donne la préférence au sel de baryte.

OXALATE D'AMMONIAQUE.

L'oxalate d'ammoniaque est un réactif d'une très grande précision pour démontrer la présence et les

proportions de la chaux ou des combinaisons de cet oxide en solution dans un liquide. (Darracq.) On préfère généralement l'oxalate d'ammoniaque à l'acide oxalique qui s'emploie dans le même cas, parce que ce sel a une action d'autant plus grande qu'il agit par double affinité, et que l'ammoniaque, en saturant une partie de l'excès d'acide qui pourrait dissoudre l'oxalate de chaux, favorise la précipitation de ce sel. On emploie ce réactif de la manière suivante. On verse quelques gouttes de sa solution dans un liquide que l'on suppose contenir de la chaux; s'il y a précipitation, on continue d'en ajouter jusqu'à ce qu'une addition nouvelle ne trouble plus la liqueur. Le précipité qu'on obtient doit présenter les caractères suivans : tenu en suspension, si l'on agite le liquide, il paraît cristallin, et les reflets de la lumière, entre ses parties très déliées, lui donnent une apparence nacrée. Recueilli sur un filtre, lavé et séché, si on le soumet à l'action de la chaleur, il se décompose en laissant un résidu formé de carbonate de chaux ou d'oxide de calcium, selon le degré de température auquel on l'a porté. L'oxalate de chaux, suivant M. Bérard, contient :

acide oxalique....	62	}	ou	56,3	}	(équivalens chimiques.)
oxide de calcium.	38	}		43,7	}	

Le chimiste s'occupe ensuite de déterminer quel est l'acide auquel l'oxide de calcium était combiné; il y parvient à l'aide de divers réactifs. Le nitrate d'argent indique l'acide hydro-chlorique, en donnant

naissance à un précipité de chlorure d'argent, insoluble dans l'acide nitrique, soluble dans l'ammoniaque, etc.

Si, avec lenitrate de baryte, on obtient un précipité pesant, pulvérulent, insoluble dans l'acide nitrique, ce réactif indique la présence de l'acide sulfurique. Enfin, si la liqueur évaporée laisse un résidu qui, mis sur des charbons incandescens, brûle en scintillant, si ce résidu est décomposé par l'acide sulfurique, en laissant dégager des vapeurs d'acide nitrique, on en peut conclure que la chaux était combinée à l'acide nitrique. La scintillation ou la fusion sur des charbons n'est qu'un indice; bien qu'on voie le résidu sec fuser ou scintiller sur les charbons, on ne pourrait pas en conclure d'une manière certaine la présence des nitrates seulement. En effet, le résidu, quelquefois mêlé d'acétates, donne, par l'acide sulfurique, des vapeurs d'acide nitrique mêlées de vapeurs piquantes d'acide acétique. (*Voyez, dans le chapitre des acides, comment on reconnaît la nature des acides que l'on dégage de leurs combinaisons, au moyen de l'acide sulfurique.*)

A l'aide de l'oxalate d'ammoniaque, on peut reconnaître la présence de $0,0004$ d'oxide de calcium en solution dans un liquide.

On peut apprécier, au moyen de ce réactif, le sulfate de chaux qu'on fait entrer dans le sulfate de cuivre du commerce, pour lui donner un aspect particulier recherché des consommateurs.

L'oxalate d'ammoniaque a été indiqué par M. Henri père, comme un des réactifs à employer pour faire reconnaître la pureté de l'émétique. Si ce sel est pur, sa solution n'est pas précipitée par l'oxalate d'ammoniaque.

PHOSPHATE DE SOUDE.

Sous-phosphate de soude.

Le sous-phosphate de soude est employé, comme le borate de la même base, pour les essais au chalumeau. Il agit très bien comme fondant, à une haute température. Il est moins employé aujourd'hui qu'autrefois, sans qu'il y ait pour cela de motifs bien réels.

On emploie le sous-phosphate de soude conjointement avec le sous-carbonate d'ammoniaque, pour déterminer la précipitation d'une très petite quantité de magnésie. Pour cet essai, après avoir employé le carbonate d'ammoniaque, qui donne lieu à la formation d'un carbonate de magnésie qui reste en solution, le phosphate de soude que l'on ajoute s'y unit en formant un sel triple, phosphate-ammoniac-magnésien, qui se précipite. (Il faut que la solution de phosphate de soude qu'on met en usage soit assez concentrée.)

Selon M. Accum, 100 parties du précipité obtenu, à la température de 38° centigrades, contiennent 19 parties de magnésie et représentent environ 62 par-

ics de sulfate de magnésic desséché, ou le double de cette quantité de sulfate de magnésic cristallisé.

Le phosphate de soude a été proposé pour séparer approximativement la chaux de la magnésic. Si, dans une solution qui contient ces deux oxides, on verse du phosphate de soude, la chaux s'unit à l'acide phosphorique et forme du phosphate de chaux qui se précipite. Le précipité étant séparé par filtration, on ajoute à la liqueur filtrée de l'ammoniaque; il se forme aussitôt un précipité de phosphate ammoniaco-magnésien qui se dépose et qu'on peut recueillir, pour en déterminer le poids.

Le sous-phosphate de soude peut encore servir à faire reconnaître la présence de l'argent, qu'il précipite en jaune-serin de ses solutions. Ce précipité a pour caractères particuliers d'être soluble dans l'acide nitrique sans effervescence, et d'être réduit, par la flamme du chalumeau, en argent métallique, en laissant dégager, pendant sa décomposition, des vapeurs phosphorescentes (1).

(1) M. Phillips a observé que le précipité produit par le nitrate d'argent, dans une solution d'acide phosphorique, est semblable à celui qu'on obtient de l'acide arsenique. Il recommande, pour obtenir des résultats plus certains, de tracer comparativement avec deux liqueurs contenant, l'une un phosphate, l'autre un arseniate, quelques lignes sur une feuille de papier, et de passer dessus du nitrate d'argent. Celui-ci produit un précipité différent avec chacune des solutions ci-dessus. Celui qui est dû au phosphate est floconneux, rugueux, comme la trace d'un crayon; il passe successivement au vert et au brun, et enfin au noir, au bout de deux minutes. Le précipité pro-

Si l'on évapore la liqueur d'où l'on a précipité l'argent du nitrate, par le phosphate de soude, on obtient du nitrate de soude, qui se présente sous forme de prismes rhomboïdaux, et qui fuse lorsqu'on le place sur des charbons. Ce sel a une saveur piquante; il est soluble dans 3 parties d'eau à 15°. Le liquide contient, en outre, un excès de sous-phosphate de soude ajouté pour précipiter tout l'argent.

PHOSPHATE DE SOUDE ET D'AMMONIAQUE.

Le phosphate de soude et d'ammoniaque est un bon réactif pour faire reconnaître la présence de la magnésie dans une solution. Versé dans un liquide qui contient cet oxide, il y a formation d'un phosphate ammoniaco-magnésien qui se précipite.

OLÉATES ET MARGARATES ALCALINS.

Savons.

Ces sels, dissous dans l'eau, sont employés pour reconnaître dans les eaux naturelles la présence des sels calcaires. Pour cela, on verse quelques gouttes de leur solution dans le liquide que l'on veut essayer :

duit par l'arseniate est homogène, semblable à une couleur à l'eau étendue au moyen d'un pinceau; il ne change pas de couleur après deux minutes, et n'acquiert que lentement la couleur brune.

Il est nécessaire, pendant la durée de ces effets, d'éviter l'influence des rayons solaires, dont l'action colore rapidement les sels d'argent.

s'il en résulte un précipité blanc floconneux, c'est un indice de la présence des sels terreux, dont la quantité en solution est d'autant plus considérable que le précipité obtenu est plus abondant, *et vice versa*. Ces réactifs, que nous avons cru devoir citer, ne permettent pas d'apprécier les proportions de ces sels d'une manière exacte, mais seulement approximative. On se sert avec plus d'avantage de l'oxalate d'ammoniaque pour reconnaître les sels de chaux. (*V. Oxalate d'ammoniaque.*)

SUCCINATE D'AMMONIAQUE.

M. Klaproth a indiqué ce sel pour opérer la séparation du fer d'avec le manganèse, qui, comme nous l'avons déjà dit, est très souvent uni avec ce métal, et dont il est très difficile d'opérer la séparation complète. On y peut cependant parvenir par le succinate d'ammoniaque, en prenant la précaution de ne précipiter la solution de fer que lorsqu'elle est à son maximum d'oxidation, et de ne pas ajouter un excès de succinate, ce qui rendrait l'opération très difficile (1). Pour opérer cette séparation, on prend une solution hydro-chlorique de fer très oxidée et neutre, et on l'additionne goutte à goutte de succinate d'ammoniaque, jusqu'à ce qu'il n'y ait

(1) Le succinate d'ammoniaque, mis en excès, redissout une portion du précipité.

plus de précipitation sensible : quand on est arrivé à ce point, on sépare le précipité, en versant le tout sur un filtre; on le lave et on le fait sécher. Ce précipité, le succinate de fer, exposé à l'action de la chaleur, se décompose et laisse un résidu d'oxide de fer. Ce mode d'analyse est fondé sur la solubilité du succinate de manganèse et l'insolubilité du succinate de fer.

Les succinates de potasse et de soude peuvent servir, de même que le précédent, pour opérer la séparation de ces oxides métalliques; on donne même la préférence au succinate de soude. L'acide succinique et ses sels ont l'inconvénient d'être trop chers.

SULFATE D'AMMONIAQUE.

Le sulfate d'ammoniaque a été indiqué, par M. Richard Phillips, comme un bon réactif pour séparer la chaux de la magnésie. Voici la méthode à suivre, d'après ce chimiste.

On ajoute à la dissolution nitrique ou hydro-chlorique contenant ces deux oxides, du sulfate d'ammoniaque; on fait évaporer le mélange jusqu'à siccité; on introduit le résidu dans un creuset de platine; on calcine pour chasser les sels à base d'ammoniaque. Lorsque la calcination est opérée, on pèse le résidu, on le fait digérer avec de l'eau saturée de sulfate de chaux, et on le lave avec la même liqueur : le sulfate de magnésie est seul dissous; on en déduit le

poids, en pesant le sulfate de chaux non dissous, après l'avoir fait sécher. On peut encore déterminer la proportion de sulfate de magnésie, 1°. en notant la quantité de sulfate de chaux employée, précipitant la chaux et la magnésie contenues dans la liqueur, par du carbonate de soude, et comparant le poids du précipité à celui qu'aurait donné la dissolution de sulfate de chaux; 2°. en précipitant l'acide sulfurique contenu dans la liqueur, par l'hydro-chlorate de baryte, comparant le poids du précipité à celui qu'on aurait obtenu par le même réactif, dans la dissolution du sulfate de chaux; on déduit ensuite, par le calcul, la proportion de la magnésie de celle de l'acide sulfurique combiné à cet oxide.

SULFATE D'ALUMINE ET DE POTASSE.

Alun.

Le sulfate d'alumine et de potasse a été indiqué, par Cadet de Gassicourt père, pour faire reconnaître la coloration artificielle des vins et la nature des matières colorantes auxquelles cette coloration est due. On agit de la manière suivante.

On verse d'abord dans le vin qu'on veut essayer une solution d'alun, on précipite ensuite l'alumine que celle-ci contient par une addition de potasse. Le précipité sera d'un vert plus ou moins foncé tirant sur le gris, si le vin est coloré naturellement; et

suisant son crû, la nuance indiquée est variable ; mais on observera d'autres colorations, si le vin contient une matière colorante étrangère. Les couleurs des précipités sont les suivantes :

- Avec le tournesol. précipité violet clair.
- le bois d'Inde. violet foncé.
- l'hyëble et le troëne. violet-bleuâtre.
- l'airelle. couleur de lie sale.
- le bois de Fernambouc. laque rouge.

La solution saturée de sulfate d'alumine simple, contenant aussi toute la quantité de sel qu'elle peut dissoudre, est employée pour apprécier la valeur des sulfates d'ammoniaque ou de potasse que les fabricans d'alun achètent dans le commerce. On réduit le sel qu'on veut essayer en poudre impalpable ; on le jette dans dix fois son poids de la solution saturée ci-dessus ; on agite fortement, et l'on réunit sur un filtre le précipité d'alun formé ; on le prive de l'eau-mère qu'il retient, à l'aide de plusieurs feuilles de papier non collé, puis on le pèse. On conçoit que son poids est en raison de la quantité de sulfate de potasse ou d'ammoniaque pur, que le sel contenait. Cet essai, très utile aux fabricans, ne donne que des résultats approximatifs, encore faut-il toujours opérer à la même température.

SULFATE D'ARGENT.

Le sulfate d'argent peut être employé pour faire reconnaître la présence de l'acide hydro-chlorique,

dans le cas où la liqueur essayée contiendrait des sulfates.

En faisant usage de ce sel dans ce cas, on est certain, si la liqueur ne contient ni alcali libre ni oxides alcalins, que le précipité formé est dû à l'acide hydrochlorique.

Ce réactif doit être conservé dans des flacons opaques, afin que la lumière ne réagisse pas sur ce sel; sans cette précaution, une partie de l'argent serait réduit et se précipiterait au fond du flacon.

DEUTO-SULFATE DE CUIVRE.

Sulfate de cuivre.

Le sulfate de cuivre est employé pour reconnaître les traces d'acide arsenieux qui peuvent être contenues dans un liquide. Pour y parvenir, on verse dans la solution qu'on veut essayer une petite quantité de potasse, puis on y instille quelques gouttes de sulfate de cuivre : si la liqueur contient de l'acide arsenieux, il se forme un précipité vert (*vert de Scheèle*) qui varie d'intensité. Les caractères de ce précipité sont de répandre, lorsqu'on le chauffe sur un charbon rouge, des vapeurs d'une odeur alliagée, due à l'arsenic qui se volatilise, et de laisser pour résidu de l'oxide de cuivre.

Le sulfate de cuivre sert encore à distinguer les solutions d'arsenites d'avec celles d'arseniates. Le précipité formé avec les premières est vert, comme

nous l'avons dit plus haut, tandis que celui formé avec les arsénates est blanc-bleuâtre.

Le sulfate de cuivre a été recommandé, par M. Lassaigne, comme un excellent réactif, pour faire reconnaître la présence de l'acide hydro-cyanique qu'il peut démontrer, en dissolution dans l'eau distillée, dans la proportion de $\frac{1}{10,000}$, et même de $\frac{1}{20,000}$.

Ce savant ayant reconnu que l'acide prussique se retrouvait toujours dans les viscères où cette substance avait été ingérée, et qu'il était possible de constater sa présence dans ces organes, même quarante-huit heures après la mort, il a indiqué le mode d'agir suivant :

1°. On incise les parties des viscères; 2°. on les fait bouillir dans l'eau, en se servant d'une cornue à laquelle on adapte une allonge et un récipient entouré d'un mélange réfrigérant; 3°. enfin on recueille la partie distillée qui doit contenir l'acide. Ce liquide étant recueilli, on l'alcalise légèrement avec un peu de potasse; on l'essaie avec la solution de sulfate de cuivre, qui y détermine un précipité; on ajoute ensuite assez d'acide hydro-chlorique pour redissoudre l'excès d'oxide de cuivre précipité par l'alcali. A cette époque de l'opération, si la liqueur examinée contient de l'acide prussique, elle prend un aspect laiteux plus ou moins intense, et elle donne lieu à un précipité qui possède un caractère particulier, celui de disparaître en quelques heures du liquide.

Si l'on veut examiner ce précipité et déduire de

son poids, la quantité d'acide hydro-cyanique, on l'isole du liquide, et lorsqu'il est sec on en prend le poids.

SULFATE DE CUIVRE ET D'AMMONIAQUE.

Sulfate de cuivre ammoniacal.

Le sulfate de cuivre et d'ammoniaque est employé pour reconnaître la présence de l'acide arsenieux, avec lequel il donne un précipité vert-pré. Ce précipité, recueilli sur un filtre, lavé, desséché et soumis à l'action de la chaleur, après avoir été introduit dans un tube de verre, se décompose; l'acide arsenieux se volatilise et se dépose sur les parois supérieures du tube. Si l'on mêle à ce précipité du charbon, et qu'on le calcine ensuite, on obtient de l'arsenic métallique.

Ce réactif est moins sensible que le nitrate d'argent et d'ammoniaque; nous nous en sommes assurés, de concert avec M. Hume.

PROTO-SULFATE DE FER.

Sulfate de fer vert. Sulfate de fer au minimum.

Le proto-sulfate de fer est employé pour faire reconnaître la présence de l'or, qu'il précipite à l'état métallique, des dissolutions; ce métal est sous forme d'une poudre extrêmement divisée, de couleur brune. Pour obtenir ces effets, $\frac{1}{2}$ on verse une petite quantité de la

solution de sulfate de fer dans la solution d'or ; il se forme sur-le-champ un précipité qui ne présente, au premier aspect, aucun des caractères de l'or. Si après que ce précipité a été séparé du liquide, lavé et séché, on le frotte sur un corps dur, la belle couleur de l'or se développe avec son brillant métallique. On produit le même effet en chauffant fortement le précipité dans un creuset de terre ; dans les deux cas, cette apparence métallique est le résultat du rapprochement des molécules.

Le proto-sulfate de fer sert à reconnaître la quantité d'oxygène contenue dans les eaux naturelles ; pour cela, on fait dissoudre une petite quantité de ce sel dans l'eau qu'on veut essayer ; on met comparativement, dans un flacon de même capacité, de l'eau ordinaire (eau de rivière filtrée) avec une quantité égale de sulfate de fer au minimum d'oxidation. On laisse quelque temps ces solutions abandonnées à une réaction spontanée ; la transparence des deux liquides ne tarde pas à se troubler par l'oxidation du sulfate de fer, aux dépens de l'oxygène contenu dans l'eau : le sous-trito-sulfate de fer qui en résulte se précipite, et, lorsque cette précipitation n'augmente plus sensiblement, on recueille séparément les précipités qui se sont formés dans les deux flacons ; on les pèse, et l'on reconnaît la différence des quantités de sous-trito-sulfate de fer obtenues dans les deux expériences comparatives. Connaissant les principes constituans de ce sous-trito-sulfate, on en déduit facilement les

proportions plus ou moins considérables d'oxygène absorbées, et par conséquent celles qui étaient contenues dans les deux eaux essayées. On fait cette double expérience lorsqu'on veut apprécier la différence qui existe entre les proportions d'oxygène que les eaux contiennent, puisque toutes les eaux naturelles renferment une plus ou moins grande quantité de ce gaz.

On emploie le sulfate de fer pour reconnaître la présence de l'acide hydro-cyanique et des hydro-cyanates : à cet effet, l'on verse quelques gouttes de sa solution dans le liquide que l'on présume contenir ou de l'acide hydro-cyanique ou un hydro-cyanate quelconque, après avoir ajouté préalablement à la solution un alcali pour saturer l'acide. Le sulfate de fer, en s'unissant avec l'acide hydro-cyanique combiné à l'alcali, donne lieu à un précipité blanc-bleuâtre, dont la couleur augmente d'intensité graduellement jusqu'à ce qu'elle soit arrivée au bleu foncé : cet effet n'a lieu que lorsque le liquide dans lequel se passent tous ces phénomènes est en contact avec l'air. On peut accélérer la coloration en bleu, soit par l'agitation, soit par l'addition d'une petite quantité de chlore (1); le précipité qui se forme dans cette opération est le bleu de Prusse. Ce réactif est

(1) On conçoit que, lorsqu'on ajoute une certaine quantité de chlore dans la liqueur, il y a décomposition de l'eau à l'aide de ce corps simple qui s'unit à l'hydrogène, et donne lieu au dégagement de l'oxygène qui se porte sur le fer. Il se forme de l'acide hydro-chlorique.

beaucoup moins sensible que ne le sont le deuto-sulfate de cuivre et le nitrate d'argent.

Le sulfate de fer, étendu sur du papier et séché, forme un *papier réactif*, propre à faire reconnaître la présence de l'acide hydro-cyanique en petite quantité. Lorsqu'on veut s'en servir pour cet essai, il faut l'humecter avec une solution de potasse; l'acide hydro-cyanique lui fait prendre une couleur bleue qui se manifeste lorsqu'on trempe ce papier dans une eau acidulée. Les gaz que l'on obtient, pendant la décomposition à feu nu de l'acide urique, produisent, sur ce papier, la couleur bleue sans qu'on ait besoin de lui faire subir aucune des deux opérations précitées.

Ce réactif peut servir à faire distinguer l'hydro-cyanate de potasse simple de l'hydro-cyanate ferruré de potasse, par la propriété caractéristique qu'a le premier de ces sels de donner, avec le proto-sulfate de fer, un précipité jaune-orangé, très abondant, précipité qui, par son exposition à l'air, absorbe l'oxygène, passe successivement de la couleur orangée à celle du vert sale, et ensuite au bleu de plus en plus intense. On peut accélérer tous ces changemens en agitant les liquides au moyen d'un tube de verre.

On emploie aussi le sulfate de fer pour reconnaître l'acide gallique en versant quelques gouttes de sa solution dans une solution de cet acide. Il ne se passe d'abord aucun changement; le gallate acide de fer étant au minimum d'oxidation, est soluble et incolore;

mais si l'on agite dans l'air, il y a suroxydation, et la couleur noire-bleuâtre se présente par degrés. En ajoutant quelques gouttes de chlore, la coloration a lieu instantanément.

Le proto-sulfate de fer peut servir à faire reconnaître les dissolutions d'argent. Versé dans le nitrate d'argent, il revivifie le métal, qui se dépose sous forme de petites lames brillantes. On peut recueillir ces lames sur un filtre, les laver pour avoir l'argent.

PER-SULFATE DE FER.

Sulfate de fer au maximum.

Le per-sulfate de fer est employé pour reconnaître l'acide bolétique qui le précipite, en donnant naissance à un sel, le *bolétate de fer*, ce qui n'a pas lieu avec le proto-sulfate.

Il peut servir, comme le proto-sulfate, pour faire reconnaître l'acide hydro-cyanique et les hydro-cyanates de potasse et d'ammoniaque, etc.; le précipité qu'il forme aussitôt dans leurs solutions est bleu foncé, sans qu'il soit nécessaire d'agiter avec le contact de l'air ou d'ajouter quelques gouttes de chlore (1).

Il peut encore servir à démontrer la présence de l'acide gallique et des gallates solubles : dans ce cas,

(1) Il faut, du reste, prendre les mêmes précautions qu'en employant le proto-sulfate. (*Voyez plus haut.*)

le précipité formé est bleuâtre avec la solution de proto-sulfate, et bleu-noir avec celle de trito-sulfate.

Le per-sulfate de fer peut servir à faire reconnaître la morphine et ses sels, avec lesquels il donne une teinte bleue très belle. Il faut que ce sel soit exempt d'un grand excès d'acide.

SULFATE DE MANGANÈSE.

Le sulfate de manganèse peut être employé pour séparer l'acide hydro-sulfurique libre de celui qui est en combinaison avec les bases, et faire reconnaître les proportions du mélange.

On agit de la manière suivante. On verse dans la solution contenant l'acide libre et l'acide combiné, de ce sulfate en solution; il y a décomposition de l'acide seulement combiné, et formation d'hydro-sulfate de manganèse qui se précipite, tandis que l'acide hydro-sulfurique libre reste dans la liqueur, et peut être apprécié en soumettant la liqueur à la distillation, recueillant le produit distillé dans un vase contenant de l'acétate de plomb ou de cuivre qui décomposent cet acide en donnant lieu à un sulfure qui, séparé du liquide, lavé et pesé, représente la quantité d'acide.

On peut même employer ce sel dans un liquide qui contiendrait des carbonates terreux; mais alors il faudrait agir à froid et dans le vide, afin d'éviter la

réaction de l'acide hydro-sulfurique sur le carbonate de manganèse.

SULFATE DE PLATINE.

Le sulfate de platine, selon Davy, peut servir à faire reconnaître une très petite quantité de gélatine en solution. Il forme avec cette substance un précipité dont on accélère la formation à l'aide d'une douce chaleur (1).

SULFATE DE POTASSE.

Le sulfate de potasse est employé comme réactif pour séparer le cérium de l'yttria : à cet effet, on prend le nitrate double de ces deux bases, on lui enlève une partie de son excès d'acide, on le dissout dans l'eau, et l'on y ajoute du sulfate de potasse en cristaux ; on abandonne le tout pendant vingt-quatre heures ; il se forme un sel triple de cérium et de potasse qui cristallise : on le sépare par filtration, et l'on précipite l'eau-mère filtrée par un sous-carbonate alcalin. Le précipité qu'on obtient, carbonate d'yttria, doit être recueilli sur un filtre, lavé et séché, puis amené par la chaleur à l'état d'oxide d'yttrium, afin d'en prendre le poids.

D'autre part, l'on décompose le sel triple cristallisé (sulfate de potasse et de cérium), en le dissol-

(1) M. Vanquelin.

vant dans l'eau distillée, le précipitant par le carbonate de potasse. On obtient un précipité (carbonate de cérium) qui, lavé, séché et calciné, fournit l'oxide de cérium (1).

SULFATE DE SOUDE.

Ce sulfate, de même que le précédent, peut être employé pour reconnaître la présence du plomb, et le précipiter de ses solutions. Le sel qui se forme dans cette circonstance est insoluble dans l'eau ; ses caractères sont les suivans : il est blanc, sans saveur, pesant, soluble dans un excès de son acide, dans les acides hydro-chlorique et nitrique ; chauffé au chalumeau et porté à une haute température, il donne des vapeurs blanches opaques. La composition du sulfate de plomb est, suivant M. Berzélius,

d'acide sulfurique.....	26,32
d'oxide jaune.....	73,68.

Les combinaisons du plomb avec l'acide sulfurique résultent toujours de l'union du protoxide de plomb avec cet acide. Dans les solutions plus oxidées, il y a dégagement de gaz oxigène lorsqu'on combine l'oxide de plomb avec l'acide sulfurique.

SULFITE D'AMMONIAQUE.

Le sulfite d'ammoniaque et celui à base de soude peuvent servir de réactifs pour faire reconnaître

(1) Ce moyen n'est pas d'une exactitude rigoureuse.

dans un liquide l'acide sélénique libre ou combiné. Versé dans la solution qui contient de ces produits, on obtient un précipité de couleur rouge analogue à celle du cinabre. Ce précipité, soumis à une douce chaleur, noircit et laisse dégager une odeur de choux pourris ; il brûle facilement.

TARTRATE D'ANTIMOINE ET DE POTASSE.

Émétique.

Le tartrate antimonié de potasse, l'émétique en dissolution, était, il y a quelques années, employé pour faire reconnaître la bonté et la valeur des diverses sortes de quinquinas, qui étaient supposés d'autant meilleurs que le précipité était plus abondant. Ce réactif n'est plus mis en usage, depuis que les travaux de MM. Gomès, Pelletier et Caventou ont démontré que le précipité était dû à la réaction de la partie astringente du quinquina, et non à celle des bases alcaloïdes, la quinine et la cinchonine, contenues dans ces écorces et qui en constituent le principe médicamenteux.

HYDRO-CHLORATE D'OR.

A l'article *hydro-chlorate d'or* nous avons omis de faire connaître l'emploi de ce sel, qui a été recommandé par M. Ficinus comme un très bon réactif pour faire reconnaître la présence de l'oxide de fer dans les eaux minérales. Il est nécessaire qu'il y ait

du carbonate de soude dans le mélange. Il a observé, 1°. que ce réactif donnait une coloration noire en quelques secondes, tandis que la noix de galles essayée comparativement donnait seulement, après 24 heures, un changement de couleur à peine sensible ; 2°. qu'un seizième de grain de sulfate de fer et un seizième de grain de carbonate de soude mélangés dans 4 onces d'eau, donnaient, à l'aide d'une goutte ou deux de la solution d'hydro-chlorate saturée, un précipité abondant dont la couleur virait au pourpre au bout de quelques temps. Le même essai répété avec du sulfate de fer, sans addition de carbonate de soude, n'offrit un léger trouble qu'après un espace de trois jours.

CHAPITRE VII.

PRODUITS DES VÉGÉTAUX ET DES ANIMAUX, EMPLOYÉS COMME RÉACTIFS.

ALBUMINE.	SUCRE DE LAIT.
ALCOOL.	TANNIN.
AMIDON.	TEINTURE DE BAIES DE S ^{te} -LUCIE.
CHARBON ANIMAL.	DE BAIES DE SUREAU.
CARAMEL.	DE BOIS DE BRÉSIL.
ÉTHÉR.	DE CHOUX ROUGES.
GÉLATINE.	DE CURCUMA.
GLIADINE.	DE DALHIAS.
HÉMATINE.	DE MAUVES.
HUILES ESSENTIELLES.	DE RAISINS NOIRS.
INDIGO.	DE ROSES.
NOIX DE GALLES.	DE TOURNESOL.
PICROMEL.	PAPIER NON COLLÉ.
SUCRE.	PAPIERS RÉACTIFS.

Les produits fournis par le règne végétal et par le règne minéral, habituellement employés comme réactifs, étant peu nombreux, nous les avons réunis dans un seul chapitre, où nous les avons classés d'après l'ordre alphabétique.

ALBUMINE.

L'albumine est un bon réactif pour faire reconnaître la présence des sels solubles de mercure

et celle du per-chlorure : ajoutée dans les liquides qui contiennent ces combinés, elle donne lieu à un précipité blanc floconneux, insoluble dans l'eau. Ce précipité soumis à l'action de la chaleur, se décompose en donnant des produits analogues à ceux qui résultent de la décomposition des matières animales, et à une vapeur mercurielle blanche opaque, susceptible de blanchir une lame de cuivre ou d'or placée dans cette vapeur. La sensibilité de l'albumine pour le per-chlorure de mercure est telle, que lorsqu'on en ajoute dans un liquide qui n'en contient qu'un 0,0005, on obtient un effet visible.

L'albumine peut indiquer la présence du muriate d'étain dans un liquide; avec ce sel, elle fournit un coagulum floconneux qui, séparé du liquide et décomposé par l'action de la chaleur, fournit des vapeurs ammoniacales et de l'étain métallique pour résidu.

On peut aussi se servir de l'albumine comme de la gélatine, pour faire reconnaître la présence du tannin en solution, mais la précipitation est plus lente que lorsqu'on se sert de gélatine.

ALCOOL.

Esprit de vin.

L'alcool anhydre, l'alcool entièrement privé d'eau, ou ce liquide étendu d'eau et marquant divers degrés, est employé dans un grand nombre d'analyses. On s'en sert pour séparer divers corps qu'il dissout,

en se basant sur leur union avec d'autres corps insolubles dans l'alcool ; il dissout ces corps sans agir sur les autres. Cette propriété l'a fait appliquer à l'analyse des mélanges de sels, à la séparation de divers produits des végétaux et des animaux, et même de quelques oxides métalliques.

On parvient, à l'aide de l'alcool, à séparer le sucre cristallisable, contenu dans les divers sucres bruts des colonies, du sucre incristallisable. Le premier est insoluble dans l'alcool à 42° à froid. La plus grande partie de la matière extractive et le sucre incristallisable sont entraînés en solution. On épuise le sucre par plusieurs lavages avec l'alcool au même degré, on le jette sur un filtre, on fait sécher et l'on pèse; on retranche ensuite du poids obtenu le poids des matières insolubles dans l'eau, qu'on sépare en dissolvant dans ce véhicule le résidu de la solution alcoolique, filtrant cette solution aqueuse et pesant les matières restées sur le filtre. On doit retrancher encore le poids de l'eau que le sucre essayé contenait, et que l'on détermine préalablement en en faisant dessécher à l'étuve une quantité donnée. Si le sucre essayé était mélangé de gomme ou de quelques substances extractives insolubles dans l'alcool et solubles dans l'eau, il faudrait se servir d'un autre procédé. L'un de ceux que l'on peut indiquer consiste à laver le sucre égoutté avec une solution saturée de sucre pur : toutes les substances solubles dans l'eau se dissoudraient, à l'exception du sucre; celui-ci, resté sur le filtre, mis à

égoutter entre plusieurs feuilles de papier non collé, indiquerait par son poids le sucre cristallisable contenu dans le sucre soumis à l'expérience. Il faudrait en déduire toutefois le poids des matières insolubles dans l'eau, comme nous l'avons dit plus haut. Ce mode d'essai exige certaines précautions essentielles : il faut que la solution de sucre pur soit saturée à la température à laquelle on agit, et que cette température ne puisse varier pendant l'expérience; il faut aussi se garantir de l'humidité et du dessèchement que l'air peut causer. On voit qu'il est difficile de remplir toutes ces conditions. Cet essai ne donne-t-il que des résultats approximatifs.

L'alcool a été mis en usage pour séparer la gliadine du gluten. Pour cela, on soumet à l'action de l'alcool à 36° cette dernière substance, extraite des farines, après l'avoir divisée préalablement pour augmenter les surfaces : la solution alcoolique filtrée et rapprochée à siccité, donne un résidu qui est de la gliadine. Cette substance peut être purifiée par des lavages avec l'éther, qui ne la dissout pas, tandis qu'il opère la solution d'une petite quantité de matière jaune étrangère.

L'alcool sert à extraire le sucre que contiennent les champignons. A cet effet, on traite l'extrait aqueux obtenu des champignons, et évaporé à siccité, par de l'alcool à 34°, épuisant complètement l'extrait. On obtient une solution de couleur fauve, qui, par l'évaporation, devient d'une couleur brune très

foncée. Cette solution, rapprochée en consistance si-
rupieuse, laisse déposer par refroidissement une ma-
tière sucrée pulvérulente que ses propriétés particu-
lières permettent de considérer comme une espèce
distincte du genre sucre. (*V. les Mémoires de*
M. Braconnot, de Nancy, imprimés dans les An-
nales de Chimie, t. LXXIX et LXXXVIII.)

L'alcool s'emploie pour isoler la partie cristal-
line de la manne, appelée *mannite*. Pour obtenir
cette substance, on traite la manne par l'alcool; on
fait chauffer, on filtre, et par le refroidissement la
mannite se précipite presque en totalité sous forme
de cristaux blancs; on la purifie en répétant la so-
lution et la cristallisation, au moyen d'une nouvelle
quantité d'alcool.

On précipite la *dahline* de sa solution dans l'eau,
par l'alcool. (*V. le Mémoire de M. Payen, Jour-*
nal de Pharmacie, 1823.)

L'alcool sert à obtenir la cétine du *spermacéti*,
ou blanc de baleine; on traite ce produit par
l'alcool bouillant; on filtre et on laisse refroidir la
liqueur, qui laisse déposer la cétine sous forme de
lames cristallines. On obtient ce produit à l'état de
pureté, en répétant cette opération à plusieurs reprises.
Cent parties d'alcool bouillant à 0,821 de densité
dissolvent 2,50 de cétine. (M. Chevreul.)

On se sert de l'alcool pour obtenir l'acide parti-
culier connu sous le nom d'*acide rosacique*: à cet
effet, après avoir purifié par l'eau, le dépôt coloré

qui se forme particulièrement dans les urines des sujets affectés de fièvres intermittentes, on le traite par l'alcool bouillant ; on filtre rapidement : l'acide rosacique se précipite par refroidissement ; par évaporation, on obtient celui qui serait resté dissous dans l'alcool.

On met l'alcool en usage pour obtenir l'acide amniotique. Ce moyen est fondé sur la propriété qu'à cet acide de se dissoudre dans l'alcool bouillant et de se précipiter par refroidissement.

On opère, au moyen de l'alcool, la séparation du muriate de fer, soluble dans ce véhicule, du muriate de baryte qui ne peut s'y dissoudre. Pour y parvenir, on réduit le mélange des deux muriates en poudre très fine, et on les lave avec de l'alcool jusqu'à ce que le liquide provenant du dernier lavage ne donne plus de traces de muriate de fer, ce que l'on reconnaît lorsqu'il ne précipite ni ne se colore en bleu par le prussiate de potasse.

L'alcool s'emploie pour précipiter le tartre des vins et celui des vinaigres de vins non distillés. Cette propriété est fondée sur ce que l'affinité de l'alcool pour l'eau est plus grande que celle de l'eau pour ce sel. Le tartrate de potasse, qui ne peut rester en solution dans l'alcool faible, se précipite.

On se sert de l'alcool pour séparer les sels déliquescens qui se trouvent dans le résidu de l'évaporation des eaux minérales. On doit employer, pour cet usage, l'alcool absolu (à 0,803 poids spécifique). S'il contenait de l'eau, il pourrait dissoudre quelques

portions des sels qui sont insolubles dans l'alcool anhydre : il faut aussi que le résidu soit bien desséché, afin qu'en le mettant dans l'alcool, il n'apporte pas d'eau dans ce véhicule. L'opération se fait de la manière suivante : on met l'alcool en contact avec le résidu séché et pulvérisé, on chauffe en agitant, et l'on filtre ; l'alcool passe avec les sels qu'il a dissous, les sels insolubles restent sur le filtre ; on les lave à plusieurs reprises avec une nouvelle quantité d'alcool, afin d'enlever les dernières portions de solutions salines restées adhérentes entre les parties des sels insolubles ; on fait évaporer la solution alcoolique, qui donne pour résidu les sels que l'alcool a dissous ; on les examine par divers réactifs. On fait sécher le résidu resté sur le filtre, et l'on peut en séparer les sels peu solubles dans l'eau qui se sont précipités dans la première évaporation, en lavant ce résidu à plusieurs reprises avec l'eau distillée ; on réunit les eaux de lavage, on les fait évaporer, puis on examine les sels résultans de cette évaporation, et ceux qui sont restés sur le filtre.

On se sert aussi de l'alcool pour précipiter plusieurs sels de leurs solutions dans l'eau : il faut, en général, pour cela, que la solution saline soit concentrée, et y ajouter de l'alcool en quantité suffisante. Ce corps, par une affinité prédisposante, se combine à l'eau ; le sel se précipite. Les solutions de sulfate de potasse, le muriate de la même base, le nitrate de baryte, le tartrate acidule de potasse, etc., etc., sont dans ce cas ;

mais cette séparation n'est pas complète, une partie du sel reste en solution dans l'alcool affaibli par l'eau.

On emploie l'alcool pour séparer la résine qui se trouve dans les extraits obtenus du traitement des matières végétales par l'eau bouillante, la résine, dans ce cas, ayant été entraînée par l'eau, en raison de son extrême division, et à l'aide des substances qui l'accompagnent.

Ce véhicule sert à dissoudre directement la résine contenue dans les plantes que l'on a fait dessécher. On sépare ensuite cette résine, en précipitant la solution résineuse alcoolique concentrée, par l'eau qui dissout les principes extractifs et qui donne une solution aqueuse, en laissant la résine qui se dépose dans le liquide : l'alcool qui s'y trouve ne dissout pas cette résine, par la raison qu'il est assez affaibli pour n'avoir plus d'action sur la résine. C'est de cette manière qu'on obtient les résines de jalap, de turbit, etc., etc.

L'alcool peut servir à précipiter la gomme dissoute dans l'eau. Il faut que la solution soit concentrée, et employer assez d'alcool pour qu'il ne puisse redissoudre de gomme. Celle-ci se présente sous forme de flocons. Si la gomme est accompagnée de matière résineuse entraînée en solution dans l'eau, à la faveur de la gomme, cette dernière est dissoute, et séparée de ce produit qui, après avoir été bien lavé avec de l'alcool concentré, peut être redissous dans l'eau distillée.

On a recommandé, avec raison, ce réactif pour reconnaître la pureté de l'huile de ricin (*huile de palma-christi*), cette huile pure étant entièrement soluble dans l'alcool, tandis que la solution est incomplète s'il y a un mélange d'huile grasse. Les huiles grasses sont cependant solubles dans ce véhicule, mais dans la proportion de 3 à 8 millièmes seulement, tandis que l'huile de ricin y est soluble en toute proportion (1).

TABLEAU de la solubilité de quelques huiles dans l'alcool à 40°, à la température de 12°, 5.

Huile d'amande douce.....	0,003.
de faîne.	0,004.
de lin.	0,006.
de noixette.	0,003.
de noix.....	0,006.
d'olives.	0,003.
d'œilletes (graine de pavots).....	0,004.
d'œilletes (gardées pendant un an). ..	0,008.

L'alcool peut faire reconnaître quelles sont les quantités d'huiles grasses mélangées avec des huiles essentielles. Pour s'assurer d'abord si l'huile essentielle contient de l'huile grasse, on met sur du papier brouillard une goutte de l'huile que l'on suppose falsifiée,

(1) 1000 gouttes d'alcool, évaluées à 500 grains, dissolvent les quantités d'huiles indiquées en gouttes.

et l'on fait chauffer. Si le papier n'est pas taché après l'évaporation, c'est que l'huile essentielle est pure ; s'il y reste une tache grasse qui le rend transparent, c'est que l'huile a été falsifiée. Dans ce dernier cas, on détermine, à l'aide de l'alcool, quelle est la quantité d'huile grasse ajoutée à l'huile essentielle que l'on examine; pour cela, on agit sur des quantités données.

Les falsificateurs se servent peu de ce moyen de fraude, trop facile à reconnaître. Ils mêlent l'huile volatile avec l'alcool même ; mais on peut s'apercevoir de cette falsification en versant l'huile que l'on veut essayer dans l'eau : si elle blanchit ce liquide, c'est une preuve qu'elle a été allongée par de l'alcool.

On peut se servir de l'alcool pour reconnaître si de la dorure sur bois a été faite en recouvrant d'une couche de vernis coloré en rouge - orangé, une feuille d'étain poli. Il suffit de laver ce vernis par l'alcool très rectifié : la *gomme-gutte* qui a été employée et la matière colorante qui a été unie à la *gomme-gutte* sont dissoutes, l'étain est mis à nu.

On emploie l'alcool pour séparer l'osmazone de la gélatine et de quelques autres substances animales : on se base sur ce que cette matière est soluble dans ce liquide, tandis que les autres ne le sont pas. A cet effet on amène le mélange qui contient l'osmazone (du bouillon, par exemple) à l'état d'extrait ; on traite cet extrait par l'alcool qui dissout l'osmazone ; on filtre ; on fait évaporer dans une cornue

pour retirer une partie de l'alcool, on verse ensuite dans une capsule ; on continue l'évaporation, et l'on obtient pour résidu l'osmazone, séparée de l'albumine et de la gélatine.

L'alcool sert à dissoudre l'ambréine et la cholestérine, à l'aide de la chaleur : par le refroidissement, l'alcool laisse précipiter ces substances sous forme cristalline.

L'alcool bouillant dissout la cire. Par refroidissement, cette substance se précipite de sa dissolution dans l'alcool sous forme de flocons.

On se sert encore de ce véhicule, à l'aide de la chaleur, pour séparer la morphine et la plupart des alcaloïdes, des précipités formés par l'ammoniaque, la chaux ou la magnésie, dans les décoctions d'opium, de quinquina, etc., etc. Pour cela, on soumet à l'action de l'alcool bouillant le précipité obtenu ; on filtre rapidement : l'alcool, par refroidissement, laisse précipiter la morphine ou les autres substances alcalines.

L'alcool contenant encore, à un degré très avancé de rectification, une certaine quantité d'eau, on s'assure de la présence de ce liquide en plongeant dans ce liquide que l'on veut examiner des cristaux de baryte : lorsque l'alcool contient encore de l'eau, ces cristaux changent de forme et se délitent ; ils n'éprouvent aucun changement, si l'alcool est à l'état anhydre.

L'alcool peut être employé pour faire reconnaître

la falsification de l'iode par les charbons brillans provenant de la décomposition de diverses matières végétales, et par le charbon de terre.

Pour obtenir le résultat qu'on se propose, on traite 20 grammes d'iode par de l'alcool à 36° bouillant, on décante et l'on répète le traitement par ce liquide qui doit dissoudre entièrement les 20 grammes d'iode si le produit est pur; si la solution n'est pas complète, c'est que l'iode a été altéré. On recueille le résidu sur un filtre, on le lave, on le fait sécher, on examine ensuite quelle est sa nature. Ce procédé, que nous avons mis en pratique, est des plus faciles, et il a été recommandé pour séparer l'iode du carbure de fer avec lequel on le falsifie.

L'alcool absolu est employé pour séparer des graisses la stéarine et l'élaïne. On traite la graisse débarrassée le plus possible de toute substance étrangère, par l'alcool bouillant; on filtre à chaud et on laisse refroidir. La stéarine dissoute à l'aide de la chaleur, se précipite sous forme d'aiguilles blanches cristallines. On traite de nouveau, par l'alcool, la graisse non dissoute, et l'on continue jusqu'à ce que la dissolution de la graisse soit achevée.

On sépare de la dissolution alcoolique complètement refroidie la stéarine qui s'est déposée. On la purifie en la faisant fondre de nouveau dans l'alcool, et on la laisse cristalliser de nouveau, puis on la sépare par filtration. Les solutions alcooliques retiennent l'élaïne. On obtient ce produit en soumettant

les liqueurs alcooliques à la distillation : l'alcool se volatilise et l'élaïne reste dans le vase distillatoire.

L'alcool peut servir à séparer la potasse pure de divers sels avec lesquels elle se trouve mêlée. On se sert de cette propriété de l'alcool pour le faire servir à la préparation de la potasse dite à l'alcool.

L'alcool absolu a été recommandé par Richter pour obtenir l'acide gallique, en se basant sur ce que l'acide gallique est très soluble dans ce réactif, tandis que le tannin ne l'est pas.

AMIDON.

Fécule amidacée.

L'amidon dissous dans l'eau, à l'aide de la chaleur, s'emploie pour faire reconnaître la présence de l'iode, qui lui communique divers degrés de coloration variant du bleu au noir, suivant les proportions relatives d'iode et d'amidon. Ces variations sont dans les rapports suivans, selon la quantité des deux substances entre elles :

A parties égales.	couleur bleu d'indigo.
Avec l'iode en excès.	bleu-noirâtre.
Avec excès d'amidon	bleu-rougeât.(violet).

L'amidon sert à démontrer la présence de l'iode dans le résidu du *fucus saccharinus*, et dans ceux des diverses autres variétés de plantes marines.

Suivant M. de Saussure, l'amidon éprouve par la

fermentation spontanée une certaine altération qui lui donne la propriété de développer une couleur pourpre lorsqu'on le mêle avec l'iode.

Lorsqu'on veut s'assurer de la présence de l'iode au moyen de la solution d'amidon, il faut avoir soin de dégager ce corps simple de ses combinaisons salines, en saturant la base par un acide (l'acide hydrochlorique peut être employé dans ce cas). Si l'iode faisait partie d'une combinaison saline, il ne manifesterait aucun changement avec la solution d'amidon; mais aussitôt que l'on ajoute un acide pour saturer la base, la coloration bleue ou violette (selon les proportions) se manifeste à l'instant.

L'addition d'un acide, dans ces combinaisons d'iode, permet de reconnaître la présence d'un $0,000022 = \frac{1}{450,000}$ de cette substance. (Stromeyer.)

L'iodure d'amidon jouit des propriétés suivantes : cette substance est soluble dans l'acide sulfurique affaibli, sans que la couleur bleue soit altérée; elle devient brune lorsque la solution est opérée par l'acide sulfurique concentré; mais elle est susceptible de passer de nouveau au bleu par l'eau ajoutée en quantité suffisante. La potasse fait disparaître cette couleur.

§

CARAMEL.

On donne ce nom plus particulièrement au produit que l'on obtient en faisant subir au sucre une légère torrification, sans soutenir la température assez

long-temps pour le charbonner entièrement. La solution aqueuse de caramel, d'une intensité de couleur déterminée, peut servir à apprécier le pouvoir décolorant du charbon animal sur les sucres bruts. On se sert pour cela du *décolorimètre*, instrument que nous décrirons, ainsi que son emploi, au chapitre des appareils.

CHARBON ANIMAL.

Charbon d'os.

Le charbon animal peut enlever à un liquide par l'ébullition toute la chaux qu'il contient. On pourrait reconnaître par ce charbon, si une solution de chaux contient de la potasse : dans ce cas, l'alcalinité ne disparaît pas, tandis qu'elle cesse après l'ébullition de l'eau de chaux mêlée avec 0,1 de charbon animal, s'il n'y a pas de potasse mélangée dans la solution. Cette propriété de précipiter la chaux est utile dans la fabrication du sucre de betteraves et dans la préparation de quelques sirops.

On l'emploie aussi pour décolorer divers liquides, pour empêcher l'eau stagnante de se putréfier, pour désinfecter l'eau gâtée, etc., etc.

ÉTHER SULFURIQUE.

L'éther sulfurique est employé pour obtenir un grand nombre de substances qu'il isole à l'état de pureté. On s'est basé sur la propriété que possède ce

corps de les dissoudre, à l'exclusion des autres substances qui y sont mélangées : de ce nombre sont les résines, la cire, etc.

M. Pelletier s'est servi de l'éther pour purifier la substance active de l'ipécacuanha (l'émétine).

M. Vauquelin a indiqué son emploi pour obtenir, à l'état de pureté, la matière active du poivre à queue, *Piper cubeba*.

On se sert de l'éther pour séparer l'or de ses dissolutions : la solution éthérée obtenue est colorée en jaune ; mise en contact avec la surface avivée d'un autre métal, il y dépose l'or qu'il contient. La propriété que présente l'éther de révivifier les métaux qui ont peu d'affinité pour l'oxygène, en fait un réactif utile dans plusieurs analyses.

L'éther dissout le deuto-chlorure de mercure. Cette solution, exposée à l'air, se décompose ; il y a formation de carbonate et de proto-chlorure de mercure.

La propriété de l'éther, de dissoudre le chlorure d'or et le per-chlorure de mercure peut être utile dans quelques analyses, lorsqu'il s'agit, par exemple, de séparer le chlorure d'or du chlorure de soude.

On emploie encore ce véhicule pour extraire quelques matières colorantes (1), pour dissoudre la gomme élastique.

On produit à l'aide de l'éther, dont la volatilité

(1) Celle du *lithospermum tinctorium*.

est très grande à la température ordinaire, de grands degrés de froid.

L'éther s'unit facilement à l'alcool; ces deux liquides sont séparés instantanément par une addition d'eau qui s'empare de l'alcool. Le volume de l'éther pur non dissous par l'eau pourrait être facilement apprécié à l'aide d'un tube gradué.

On s'en sert pour purifier la gliadine : on lave cette substance avec de l'éther, qui ne la dissout pas, et qui la sépare des substances étrangères qui l'accompagnent. (Joachim Taddei.)

GÉLATINE.

Colle forte.

La dissolution de gélatine est employée comme réactif pour démontrer la présence du tannin dans divers liquides. Si l'on verse de la solution de gélatine dans un liquide qui contient du tannin, il se fait un précipité floconneux qui se rassemble bientôt en une masse molle, élastique, analogue au gluten. Cette combinaison, séparée du liquide et exposée à l'air, se dessèche, devient solide, cassante; sa couleur, qui varie suivant les matières végétales auxquelles elle est mêlée, est, à l'état de pureté, d'un blanc-jaunâtre. Les proportions de gélatine et de tannin qui forment cette combinaison ont été déterminées par M. Bostock, qui dit que le précipité obtenu dans une solution de gélatine est formé d'un peu moins de 2 parties de

tannin sur 3 parties de gélatine. Quelques auteurs ont donné à ce précipité le nom de *tannate de gélatine*.

On conserve ce réactif à l'état de gelée, et l'on y ajoute un peu d'alcool; on l'étend d'eau au moment de l'employer. Ce réactif permet d'apprécier des quantités très petites de tannin. Suivant le docteur Bostock, il donne un précipité abondant dans une solution qui n'en contient que 0,0005; mais, dans ce dernier cas, le précipité est, pour ainsi dire, inappréciable. D'après nos expériences, il nous paraît impossible de démontrer la nature de ce précipité en si petite proportion dans la liqueur. La difficulté est plus grande encore si le tannin se trouve en dissolution mélangé avec d'autres substances; en effet, le précipité qu'on obtient étant modifié par quelques matières étrangères, ses caractères ne sont plus aussi tranchés.

La gélatine précipite plusieurs solutions métalliques. Nous avons cru devoir donner un tableau de ces précipités. Ceux qui sont dus aux sels de mercure, chauffés sur un charbon incandescent, se décomposent, donnent les produits des matières animales, puis des vapeurs mercurielles qu'on reconnaît en les recevant sur une lame de cuivre décapée. Celle-ci se blanchit, devient douce au toucher et brillante.

TABLEAU *des précipités produits dans quelques solutions métalliques, par la gélatine.*

Hydro-chlorate d'or.	précipité jaunâtre, abondant, soluble par addition d'eau.
Nitrate d'argent	apparence laiteuse.
Nitrate de mercure.	précipité abondant, d'apparence caséuse.
Per-chlorure de mercure.	précipité blanc, abondant.
Proto-sulfate de fer.	production de quelques flocons jaunes.
Per-sulfate de fer.	précipité laiteux peu sensible.
Nitrate de peroxide de fer.	couleur œillet.
Hydro-chlorate d'antimoine.	précipité floconneux très abondant.

GLIADINE.

La gliadine est employée pour précipiter le tannin de sa solution dans l'alcool. On a fait une heureuse application de ce réactif à l'analyse végétale, pour déterminer, d'une manière très prompte, si une infusion ou une décoction alcoolique d'une plante quelconque contient du tannin. Cette substance ne présente pas l'inconvénient qui résulte de l'emploi de la gélatine dans cet essai; en effet, la gélatine étant en partie précipitée par l'alcool lui-même, on ne sait si la précipitation appartient ou au tannin ou à l'alcool. Ce véhicule seul ne peut donner lieu à la précipitation de la gliadine, puisqu'elle est soluble dans l'alcool.

Ce réactif n'étant connu que depuis peu de temps, les caractères du précipité qu'il forme dans les solutions n'ont pas encore bien été décrits, ni l'état dans lequel se trouvent le tannin et la gliadine.

La gliadine peut donner quelques indices sur la présence des carbonates alcalins, qui tous y déterminent un précipité blanc.

La gliadine est un excellent contre-poison des sels mercuriels.

HÉMATINE.

Matière colorante du bois de Campêche.

L'hématine, extraite par M. Chevreul, du bois de Campêche, est un très bon réactif pour faire reconnaître la présence des acides, et particulièrement celle des alcalis, avec lesquels elle produit des phénomènes particuliers qui peuvent donner quelques indices sur leur nature.

L'acide sulfurique fait passer au jaune la couleur orangée de la solution d'hématine. Un grand excès d'acide la fait virer au rouge.

L'acide hydro-chlorique produit le même effet, mais la couleur, au bout de quelques jours, tire un peu plus sur le jaune.

L'acide nitrique à 32° agit comme les précédens, mais la couleur rouge qu'il avait développée d'abord finit par passer au jaune. Si l'on sature par la baryte, la couleur prend une teinte rougeâtre.

Les acides phosphoreux et phosphorique font passer la solution d'hématine au rouge-jaunâtre.

L'acide borique pur rougit la solution d'hématine ; si l'on ajoute une petite quantité d'acide sulfurique , la couleur passe au jaune.

Cette dernière propriété de l'hématine peut servir à démontrer si l'acide borique, séparé du borax par l'acide sulfurique, a retenu quelques portions de cet acide, comme cela pourrait arriver par suite de sa préparation.

L'acide sulfureux versé dans la solution d'hématine la fait virer au jaune.

L'acide carbonique gazeux lui fait prendre la même couleur.

Les acides acétique et tartrique jaunissent d'abord la solution de cette matière colorante. Un excès de ces acides lui donne une légère teinte rose ; mais cette teinte est bien plus faible que celle développée par les acides minéraux. Traitée par l'acide hydro-sulfurique, elle passe au jaune.

Action des alcalis sur l'hématine.

La potasse et la soude la font passer au rouge-pourpre, dont le fond est un peu jaune ; par l'addition d'un grand excès d'alcali, elle devient d'un bleu-violet, ensuite d'un rouge-brun, et enfin d'un jaune-brun.

La baryte, la strontiane, la chaux, produisent des

effets semblables. Le résultat diffère cependant en ce que les solutions de ces derniers oxides précipitent l'hématine au bout de quelque temps.

HUILES ESSENTIELLES.

Les huiles essentielles peuvent servir à faire reconnaître la présence de l'or dans des solutions qui ne contiennent que des atomes de son oxide; elles le ramènent à l'état métallique et le précipitent.

On s'est servi de ce moyen avec avantage pour reconnaître si une eau distillée obtenue d'une plante quelconque, contient de l'huile essentielle (de même que l'on peut se servir d'une petite quantité d'huile essentielle pour reconnaître une petite quantité d'or en solution). A cet effet, on ajoute à cette eau distillée quelques gouttes de solution d'hydro-chlorate d'or, et l'on abandonne pendant quelque temps ce mélange, après l'avoir fortement agité. Si l'eau essayée contient de l'huile volatile, le métal est réduit et se précipite sous forme d'une poudre violette. Cet effet n'a pas lieu si l'eau distillée ne contient pas d'huile volatile.

INDIGO.

L'indigo en poudre impalpable et traité à chaud par l'acide sulfurique concentré, donne une combinaison soluble qui, saturée par le sous-carbonate de chaux, perd son acide; mais l'indigo devenu libre conserve la propriété de se dissoudre dans l'eau. C'est

en le préparant ainsi ou plus ordinairement en y laissant l'acide sulfurique, que l'on prépare le bleu en liqueur, employé pour reconnaître les proportions de chlore libre ou de chlore combiné contenues dans un liquide, la quantité de chlore étant proportionnelle à la quantité d'indigo décolorée. On peut éviter la purification exacte de l'indigo (quoique les quantités de matière colorante contenues dans l'indigo du commerce soient très variées), à l'aide d'un moyen ingénieux indiqué par Velter; il est alors facile d'obtenir des résultats exacts, indépendans de la pureté de l'indigo. Ce procédé, moins sujet à erreur que ceux usités jusqu'alors, est bien plus facile. Il suffit de déterminer, une fois pour toutes, le pouvoir décolorant d'un litre de gaz chlore sur une solution d'indigo faite en quantité un peu considérable, afin d'en avoir pour long-temps; ce qui, au reste, doit dépendre de l'usage plus ou moins fréquent que l'on en veut faire. On fait dissoudre avec précaution le litre de gaz dans l'eau, afin de n'en pas perdre, et pour cela on introduit le flacon bouché tout entier dans l'eau, on soulève doucement le bouchon; on le referme, on agite la petite quantité d'eau entrée; elle dissout du gaz. Il en résulte une absorption en ouvrant une seconde fois dans l'eau; on répète la même manœuvre jusqu'à ce que le litre de gaz soit entièrement dissous dans le litre d'eau; on verse dans cette solution de la liqueur d'épreuve jusqu'à ce qu'il y ait excès léger d'indigo, ce que la teinte ver-

dâtre démontre. (M. Gay-Lussac a fait construire un instrument au moyen duquel on peut apprécier directement la quantité de chlore contenue dans une solution de ce corps, ou d'un chlorure d'oxide de potassium, de sodium (1) ou de calcium.) Ce mode d'essai étant fondé sur le principe indiqué par Velter, c'est-à-dire que la solution d'indigo doit être préalablement éprouvée par une quantité connue de chlore gazeux, il s'ensuit qu'il peut aussi indiquer la proportion d'indigo pur contenue dans les indigos du commerce. Cet instrument, que M. Gay-Lussac a nommé *chloromètre*, est plus particulièrement destiné à déterminer les centièmes de chlorure d'oxide de calcium saturé, contenus dans le sous-chlorure de chaux du commerce. Connaissant la quantité de cette liqueur employée, on sera bien assuré que chaque fois que la même quantité sera décolorée par le chlore, elle indiquera un litre de ce gaz pur, ou bien encore qu'elle indiquera autant de litres de chlore humide que cette même quantité de liqueur d'épreuve sera contenue de fois dans la quantité totale de liqueur employée à l'essai du chlorure de chaux (2).

(1) Le chlorure de soude, qui vient de recevoir des applications très intéressantes, le blanchiment des toiles peintes, le traitement des affections cancéreuses et la désinfection des substances en putréfaction.

(2) Depuis long-temps ce produit est employé en Angleterre, dans toutes les applications du chlore indiquées par notre illustre Berthollet. La consommation qu'on en fait en France devient de jour en jour plus importante. Les fabriques françaises peuvent en livrer d'immenses

Or, connaissant le poids spécifique du chlore et la pression, on aura par là, directement encore, le poids qu'on cherche, résultant du volume connu.

On peut encore et à la fois déduire, par le moyen de Velter, la quantité d'indigo pur, ou même d'un indigo du commerce quelconque, représenté par l'absorption du chlore. En effet, si, par exemple, on prend de l'indigo bengale, qu'on le dissout, de manière qu'il se trouve dans la liqueur d'épreuve en proportion de $\frac{1}{1800}$ (quantité assez commode pour la facilité des expériences), que pour 14 litres de gaz, on emploie 160 grammes de cette solution; en multipliant ce volume de chlore par son poids spécifique (1 mètre cube de chlore = 1000 litres et pèse 3,173 grammes; l'eau, comme on sait, pesant 1000 kilogrammes sous le même volume), on aura d'abord, comme nous l'avons dit, la quantité de chlore représentée par cette équation

$$14 \times 3,173 = 44,42.$$

Donc 164 grammes de liqueur employée auront démontré la présence de 44,42 de chlore pur; et, en divisant ensuite la quantité de liqueur employée par la proportion d'indigo qu'il contient ($\frac{1}{1800}$), on aura la formule suivante :

quantités au commerce. Il est donc utile que chaque consommateur sache essayer le chlorure de chaux, pour apprécier la qualité de celui qu'il achète, afin de déterminer les doses qu'il doit en employer. (Voir le *Traité des chlorures*, publié en 1829.)

44,42 de chlore $= \frac{154}{1600} = 102$ d'indigo.

D'où l'on voit que 44,42 de gaz indiquent 102 d'indigo bengale, ou que 100 de chlorure indiqueraient 225.

INFUSION DE NOIX DE GALLES.

Teinture de noix de galles.

L'infusion de noix de galles est mise en usage pour reconnaître le fer dans diverses solutions. Pour s'assurer de la présence de ce métal dans le liquide que l'on veut examiner, on y verse quelques gouttes de ce réactif, et l'on agit vivement avec un tube de verre. Si la solution contient du fer à l'état de protoxide, elle se colore par degrés en brun, puis elle passe au bleu : ces nuances différentes dépendent de l'état d'oxidation dans lequel se trouve le fer. Si ce métal est dans un état d'oxidation très avancé, on voit l'infusion de noix de galles produire instantanément dans la liqueur une couleur bleue très foncée ; si, au contraire, le fer est à un état d'oxidation moindre, la couleur brune qu'il produit d'abord devient par le contact de l'air de plus en plus foncée ; enfin elle passe au bleu très intense, parce que le fer s'oxide de plus en plus en absorbant l'oxigène de l'air atmosphérique (1). Si l'on veut s'assurer de la présence du

(1) On peut déterminer plus promptement la combinaison de l'oxigène avec l'oxide de fer en solution, en ajoutant une petite quantité de chlore.

fer dans une eau minérale, et qu'on n'ait pas d'infusion de noix de galles toute préparée, on peut se servir d'une moitié de noix de galles qu'on fait tremper dans l'eau : la présence du fer est indiquée, et par la coloration en noir de la liqueur, et par celle que prend la noix de galles elle-même. Ces différens phénomènes peuvent être considérés comme des indices de la présence de ce métal.

M. Philips a remarqué que l'action de l'infusion de noix de galles sur les solutions de fer peut donner lieu à quelques différences dans les phénomènes produits, en ce qu'elle est soumise à l'influence des corps étrangers qui peuvent accompagner ces solutions ; mais tous les réactifs sont dans le même cas. Le chimiste ne s'assure jamais, par un seul d'entre eux, de la présence des corps qu'ils indiquent plus spécialement ; ce n'est que de la combinaison d'effets produits par plusieurs, et même du plus grand nombre possible, que résultent pour lui les indices certains qui démontrent la présence de ces corps. En effet, chacun des caractères particuliers que les réactifs indiquent peut être commun à deux ou plusieurs corps ; mais la réunion de plusieurs phénomènes produits par différens réactifs ne peut généralement s'appliquer qu'à un seul ; et nous dirons en passant, à cette occasion, que si l'on voulait, dans un traité des réactifs, prévoir tous les cas qui se présentent, font varier quelques résultats et donnent lieu à des anomalies différentes, un tel ouvrage serait d'un volume considé-

rable, nécessiterait des détails fort longs, encore serait-il toujours incomplet.

On emploie l'infusion de noix de galles pour reconnaître la pureté des dissolutions de titane : elle les précipite en jaune-orangé quand elles sont pures ; dans le cas contraire, la couleur du précipité varie du vert au vert-brunâtre.

Cette infusion précipite diverses autres solutions métalliques ; la couleur du précipité indique le métal auquel il appartient. Le tableau suivant montre ces phénomènes.

TABLEAU des précipités formés par l'infusion de noix de galles dans quelques solutions d'oxides métalliques.

Solutions.	Couleurs des précipités.
Solution d'osmium,	bleu (1).
de tellure,	jaune.
d'argent,	blanc.
de mercure,	orangé.
d'urane.	brun.

La couleur particulière de ces précipités n'est constamment semblable que dans le cas où les solutions métalliques employées sont au même degré d'oxidation.

(1) La couleur bleue du précipité d'osmium, par ce réactif, est semblable à celle qui est due au fer ; mais l'odeur particulière désagréable de la solution d'osmium suffit pour la faire distinguer.

M. Dublanc, pharmacien, a proposé l'emploi de la solution alcoolique de noix de galles pour démontrer la présence de l'acétate de morphine dans un liquide : il suffit de plonger dans une solution aqueuse de ce sel, qui en contient seulement 0,001, un tube mouillé avec la solution de noix de galles pour y produire une apparence laiteuse. Si la quantité est plus considérable, on obtient un précipité. Le précipité doit ensuite être examiné pour reconnaître s'il contient de la morphine, car on sait que les matières animales sont elles-mêmes abondamment précipitées par la solution de noix de galles.

PICROMEL.

Le picromel dissous dans l'eau peut être employé pour faire reconnaître l'acétate de plomb, et le distinguer du sous-acétate. En effet, ce réactif versé dans une solution de ce dernier sel, y produit un précipité sous forme de flocons blancs : ce précipité, lavé et exposé à un courant d'hydrogène sulfuré, est décomposé; le métal passe à l'état de sulfure.

Le picromel précipite aussi le nitrate de mercure et les sels de fer; il s'unit à la résine de la bile. La combinaison particulière qu'il forme ainsi a été examinée par M. Thénard.

SUCRE.

Le sucre a été indiqué par M. Elsner comme un excellent réactif pour faire distinguer l'acide arse-

nique de l'acide phosphorique. L'auteur a vu, 1°. que l'acide arsenique mis en contact avec le sucre de canne prenait, après quelques heures, une teinte rose qui passait ensuite au pourpre : cette couleur, après quinze jours, était encore visible; cependant elle tournait au rouge-brun; 2°. que ces phénomènes de coloration n'avaient pas lieu avec l'acide phosphorique.

SUCRE DE LAIT.

La dissolution du sucre de lait saturée à froid sert à reconnaître et à faire apprécier le mélange du sucre de lait dans les cassonades. On peut, par ce moyen, déterminer les proportions dans lesquelles existe le mélange. Il faut que le sucre à essayer soit réduit en poudre, qu'il soit à la même température que la solution du sucre de lait, et que celle-ci soit saturée à la température à laquelle on opère. A l'aide de ces précautions, on dissoudra avec la liqueur d'épreuve tout le sucre de canne, et le sucre de lait, qui y était mélangé, restera insoluble. Après l'avoir agité pendant deux heures, de temps à autre, dans un lieu où la température ne varie pas sensiblement, dans une cave, par exemple, on jette sur un filtre le précipité; on le fait égoutter le plus exactement possible, en le comprimant entre plusieurs feuilles de papier non collé; on le fait sécher, et on le pèse.

Pour rendre cet essai plus facile, M. Tissier a imaginé de reconnaître approximativement la quantité de

sucre de lait non dissous par la place qu'il occupait dans un tube gradué (1). Pour s'assurer que ce moyen est exact, il faudrait faire des expériences précises avec du sucre bien pur et des solutions de sucre de lait, et voir si le sucre de canne, en se dissolvant, ne précipite pas quelques portions de sucre de lait. (Vauquelin.)

TANNIN.

Le tannin est employé pour reconnaître la gélatine, et réciproquement. Il forme avec cette substance une matière particulière, le tannate de gélatine, dont les caractères bien connus font reconnaître les deux substances qui forment cette combinaison.

Ce corps ayant la propriété de former un précipité blanc avec la gélatine, on l'emploie pour reconnaître cette substance. Il y a cependant quelques précautions à prendre, parce que l'albumine est aussi précipitée par le tannin. Pour s'assurer si le liquide de nature animale qui contient de la gélatine contient en outre de l'albumine, il faut avoir le soin de l'essayer par le per-chlorure de mercure qui indique la présence de l'albumine, s'il donne lieu à un précipité, et son absence s'il ne produit pas ce phénomène.

Cet essai étant fait, et l'absence de l'albumine constatée, on mêle la solution de tannin à ce fluide ani-

(1) Des sucres venus de Marseille, essayés par cette méthode, contenaient depuis 0,1 jusqu'à 0,25 de sucre de lait.

mal, et l'on en ajoute jusqu'à ce que l'addition d'une nouvelle quantité de tannin ne précipite plus le liquide. On obtient ainsi un précipité qui, lavé à l'eau froide et desséché, est, suivant le docteur Bostock, composé de 2 parties de tannin et de 3 parties de gélatine (quantités approximatives).

Si l'on avait constaté dans un liquide la présence de l'albumine, et qu'on y voulût rechercher aussi celle de la gélatine, il faudrait d'abord séparer l'albumine du liquide à examiner. Pour y parvenir, on doit, avant d'employer le tannin, faire évaporer cette solution. L'albumine est coagulée par la chaleur, et on la sépare de la gélatine par la filtration; l'albumine reste sur le filtre, et la gélatine passe en solution dans le liquide filtré : c'est alors seulement qu'on doit faire usage du tannin.

TEINTURES.

Nous avons cru devoir indiquer ici les diverses teintures employées jusqu'à ce jour pour reconnaître la présence des acides ou des alcalis, et l'acidité ou l'alcalinité de diverses solutions. Afin de mettre le chimiste à même de les employer au besoin et comme succédanées les unes des autres, nous avons cru devoir indiquer les caractères et les phénomènes particuliers qui sont propres ou causés par chacune d'elles. Enfin nous avons indiqué, autant que cela était en notre pouvoir, les degrés de sensibilité de ces teintures, afin de mettre le chimiste à même d'employer celles qui méritent la préférence.

TEINTURE DE BAIES DE SAINTE-LUCIE.

La teinture de baies de Sainte-Lucie est préparée avec le fruit du *cerasus mahaleb*, qui est d'un violet très foncé, et qui donne par son expression une quantité fort considérable d'un suc très coloré que l'on peut étendre facilement sur du papier, à l'aide d'un pinceau.

La teinture alcoolique que l'on obtient des pellicules de ces baies desséchées est d'une couleur bleue très foncée, tirant sur le violet. Quelques gouttes de cette teinture, versées dans un verre d'eau distillée, suffisent pour donner une teinture bleue qui peut passer au rouge par une très petite quantité d'acide.

Des expériences faites par nous dans le but de reconnaître la sensibilité de ce réactif nous ont démontré, 1°. qu'une goutte de la solution alcoolique pouvait démontrer l'acidité d'un liquide qui contenait une partie d'acide sulfurique délayée dans 20,000 parties d'eau ; 2°. qu'en faisant virer préalablement cette teinture au bleu par la plus petite quantité possible de potasse, elle devenait sensible à $\frac{1}{40,000}$ d'acide sulfurique. La matière colorante du tournesol, essayée comparativement, a précisément présenté le même degré de sensibilité.

TEINTURE DE BAIES DE SUREAU.

Cette teinture extraite des baies est d'une couleur violette tellement foncée, qu'elle en paraît noire. La

couleur violette est due à un excès d'acide; car lorsqu'on sature l'acide par un alcali, elle passe au bleu, enfin, elle devient verte par un excès d'alcali, et rouge par un excès d'acide. Cette teinture est moins sensible que celle des baies de Sainte-Lucie, mais elle fournit un papier réactif très utile.

TEINTURE DE BOIS DE BRÉSIL.

Teinture de Fernambouc.

Cette teinture est très sensible pour démontrer la présence des acides et des alcalis libres. Voici les phénomènes caractéristiques qu'elle donne avec différens acides :

L'acide sulfurique concentré ou étendu d'une petite quantité d'eau lui donne une teinte rose, qui passe à l'orange. L'acide sulfurique étendu d'une plus grande quantité d'eau la fait virer au jaune.

Les acides nitrique et hydro-chlorique produisent à peu près le même effet.

L'acide sulfureux détruit la couleur.

L'acide hydriodique produit une couleur rose qui jaunit spontanément; étendu d'eau, il donne une couleur jaune assez belle qui s'affaiblit et vire au rouge.

L'acide iodique produit une couleur jaune qui ne varie plus.

L'acide fluorique pur et concentré ou celui qui contient de la silice, donne une couleur rouge claire;

sur le papier préparé avec cette teinture, il produit une tache orangée-rougeâtre qui disparaît en laissant une teinte d'un gris-verdâtre.

L'acide borique agit lentement; il pâlit peu à peu la couleur du papier de Fernambouc, et laisse une teinte rouge pâle.

L'acide phosphorique concentré lui donne une couleur rose virant à la nuance orangée; étendu de 10 à 30 parties d'eau, il développe une belle couleur jaune. L'acide phosphatique produit des effets semblables.

L'acide phosphoreux concentré donne une coloration rouge qui pâlit par degré et devient incolore; étendu d'eau, il produit une nuance jaune qui disparaît bientôt.

L'acide arsenique concentré vire la teinture et le papier de Fernambouc au rose; étendu de 10 à 30 parties d'eau, il produit une belle couleur jaune, qui devient plus pâle.

L'acide acétique donne une couleur jaunâtre sombre, qui passe au violet pâle; étendu d'eau, la coloration est jaunâtre, et vue par réflexion ou transmission, elle paraît d'un rouge-violâtre foncé.

Les acides citrique, tartrique et malique produisent une couleur jaune.

L'acide succinique donne une couleur jaunâtre.

Les alcalis font virer cette teinture au rouge, et les sous-carbonates alcalins au violet ou au rouge poupre.

Cette teinture est peu employée comme réactif. Cependant elle pourrait être utile pour distinguer quelques acides les uns des autres.

TEINTURE DE CHOUX ROUGES.

La teinture de choux rouges est d'une couleur bleue très vive ; elle peut être employée, comme les précédentes, pour indiquer la présence des alcalis et des acides libres. Une très petite quantité d'acide la fait virer au rouge, et des traces d'un alcali quelconque la font passer au vert.

TEINTURE DE CURCUMA.

La teinture de curcuma est un réactif propre à constater la présence des alcalis ; sa couleur est d'un jaune foncé. Mise en contact avec une eau légèrement alcaline, elle devient d'une couleur rouge ou orangée. Les sous-carbonates alcalins y produisent les mêmes effets. On peut, par un acide, ramener au jaune la matière colorante du curcuma rougie par un alcali.

TEINTURE DE DALHIA.

La teinture qu'on obtient des pétales bleus tirant sur le violet est virée au vert par les liquides alcalins, et au rouge par les solutions acides. Rougie, elle est plus sensible pour les alcalis que la teinture de mauves, que celle du tournesol rougie, et

surtout que celle du curcuma. Elle est plus sensible aux acides que la teinture bleue des baies de Sainte-Lucie.

La teinture bleue des pétales du dahlia présente cette particularité, que les taches rouges produites par les acides extrêmement faibles passent ensuite, mais lentement, au vert. Il faut, pour juger de l'alcalinité d'une substance par cette teinture, que la couleur verte se prononce bien et sur-le-champ. (Payen.)

La matière jaune qui se trouve au fond du calice des fleurs du dahlia, traitée par l'alcool et ensuite par l'eau, donne une teinture qui, étendue sur du papier, peut servir à la saturation des alcalis par les acides. Tant que la liqueur est alcaline, la couleur jaune est virée au jaune-brun ; lorsqu'il y a excès d'acide, elle passe au jaune-clair ; elle est peu sensible. (Chevallier.)

TEINTURES DE MAUVES.

M. Vauquelin, Guyton de Morveau, Brugnatelli avaient indiqué la matière colorante des mauves parmi les teintures végétales, comme l'une de celles qui sont sensibles aux alcalis et aux acides ; mais il restait à apprécier approximativement le degré de sensibilité de ces teintures, après avoir isolé la matière colorante. On conçoit que, sans cette mesure exprimée en nombres, les expressions *très sensible*, *extrêmement sensible* n'ont rien que de vague ; il fallait, pour pou-

voir comparer entre elles les indications données par diverses matières colorantes, connaître pour chacune d'elles les limites de ces indications. Voici quel est le système d'essai que nous avons commencé.

Après avoir fait dessécher, pulvérisé et mis en macération dans l'alcool pendant six heures, à une température soutenue à 40 degrés, les pétales secs de la mauve sauvage (*malva silvestris*), le liquide avait acquis une couleur jaune-rosâtre; il a été évaporé; le résidu, qui était d'un beau violet, a été traité par l'eau; celle-ci a dissous la matière colorante en abandonnant une matière grasse et qui était d'un violet-pourpre; elle a été en partie étendue au pinceau sur du papier; une autre portion de teinture a été réservée pour agir comparativement (1). Le papier teint de cette manière était très sensible; il était viré au vert par une solution alcaline qui contenait seulement 0,0001 de potasse pure. Si l'on étendait d'une plus grande quantité d'eau, on pouvait, par ce réactif, reconnaître encore l'alcalinité de la solution qui ne contenait plus que $\frac{1}{20,000}$ de potasse; mais il fallait attendre que le changement de couleur se prononçât, tandis qu'une goutte de la teinture versée dans la solution la colorait à l'instant en un vert bien tranché. En poussant plus loin

(1) Les pétales, épuisés par l'alcool, traités ensuite par l'eau, donnent une grande quantité de mucilage gommeux que nous nous proposons de rechercher dans toutes les malvacées.

nos essais avec la teinture liquide, nous parvîmes à démontrer qu'une partie de potasse étendue de 200,000 parties d'eau, donnait une solution qui faisait à l'instant virer au vert la teinture liquide des mauves. Nous ne poussâmes pas plus loin ces expériences sur la potasse, afin de n'indiquer que des effets bien marqués.

Quelques substances alcalines essayées de cette manière et comparativement sur la teinture liquide et le papier réactif des mauves, nous ont présenté les résultats suivans (1) :

Substance alcaline.	Eau.	Papier réactif.	Teinture de mauves.
Potasse. 1.	10,000	Effet marqué.	Effet très marqué.
. 1.	20,000	— sensible.	— très sensible.
. 1.	200,000	— nul.	— très marqué.
Soude. 1.	8,000	— sensible.	— bien marqué.
. 1.	100,000	— nul.	— prononcé.
Sous-carbonate			
de soude cris-			
tallisé. 1.	600	— peu sensible.	— très prononcé.
. 1.	10,000	— nul.	— encore sensible.

(1) Si l'on veut, en général, reconnaître, dans un liquide, les plus petites proportions possibles d'une substance acide ou alcaline, il faut étendre une goutte de la teinture foncée d'une quantité du liquide à essayer, assez forte pour qu'il ne reste qu'une teinte légère, et étendre dans un autre verre à expérience une goutte de la même teinture d'une quantité égale d'eau distillée neutre, afin d'avoir un objet de comparaison. Pour plus de détail, voyez une Note insérée dans le *Journal de Pharmacie*, année 1822.

Substance alcaline.	Eau.	Papier réactif.	Teinture de mauves.
Eau de chaux saturée. 1.	10	— sensible.	— très prononcé.
. 1.	25	— nul.	— bien sensible.
Eau qui a bouil- li sur la ma- gnésie calcin. 1.	0	— nul.	— très marqué.
Eau qui a bouil- li sur la mor- phine. 1.	0	— sensible.	— vert bien tran- ché.
. 1.	5	— nul.	— sensiblement virée au vert (1).

Les sulfures alcalins, ainsi que les sulfites décolorent entièrement la teinture de mauves. Cette propriété a rendu le papier réactif fait avec cette substance, fort commode pour apprécier la présence des sulfures et des sulfites contenus dans les soudes du commerce. Il est important de reconnaître la présence de ces produits (2), qui ont, pour l'acide sulfurique, un pouvoir saturant égal à celui de l'alcali qu'ils contiennent (3), et sont inutiles et même souvent

(1) *Observation.* — Dans tous ces essais, nous nous sommes toujours arrêtés un peu avant les limites des effets remarquables, afin que les changemens de coloration fussent bien tranchés.

(2) On peut priver les sels de soude et les soudes, des sulfures et des sels (sulfites et hypo-sulfites) par le chlorate de potasse.

(3) On sait que la quantité d'acide sulfurique employée pour saturer les sels de soude (sous-carbonates), détermine dans le commerce la valeur vénale de ces sels.

nuisibles aux emplois auxquels la soude est destinée.

Les acides font passer au rouge vif la couleur bleue de cette teinture, ou seulement au rouge-violet, si la quantité d'acide est extrêmement petite. La couleur verte, déterminée par les alcalis, peut être ramenée au bleu et passer ensuite au rouge par un excès d'acide, *et vice versa*.

TEINTURE DE NERPRUN,

Suc de nerprun.

M. Pelletier a fait des expériences comparatives sur cette matière colorante. Il en résulte qu'elle est plus sensible aux solutions acides que celle des violettes et de quelques autres. Sa couleur pourpre est virée au rouge par les acides, et au vert par les alcalis.

TEINTURE DE ROSES.

Cette teinture peut être employée pour reconnaître non-seulement les alcalis qui lui communiquent une couleur vert-jaunâtre (ce phénomène est dû à la saturation de l'acide préexistant, qui vire au rouge la matière colorante de ces fleurs), mais encore quelques autres substances avec lesquelles elle forme des précipités bien caractérisés. De ce nombre sont l'acétate de plomb, qui est précipité par cette teinture en une belle couleur verte, dont les nuances varient depuis le vert-jaunâtre jusqu'au vert-*chrome*.

TEINTURE DE TOURNESOL.

On emploie la teinture de tournesol, dont on a fait virer la couleur au bleu dans sa préparation, pour reconnaître dans un liquide la présence d'un acide ou d'un sel avec excès d'acide. Si l'acide est faible, la couleur passe au violet, et est ramenée totalement au rouge si l'acide est plus fort. Elle est d'une très grande sensibilité; les sels qui contiennent un léger excès d'acide lui font subir un changement bien marqué.

Cette teinture, rougie par un acide faible, peut servir à faire reconnaître la présence d'un alcali, qui la fait virer au violet ou au bleu (selon la quantité d'alcali). Elle est bien plus sensible encore, si, au lieu d'employer un trop grand excès d'acide qui la fasse passer au rouge vif, on la traite par un acide faible, en s'arrêtant au point où la couleur de la teinture est virée seulement au violet-rougeâtre. Elle est très employée.

Beaucoup d'autres teintures encore peuvent servir à démontrer la présence des acides et des alcalis. Celle des baies de morelle a été indiquée par M. Boullay. On emploie au même usage la teinture de violettes; celle-ci n'est cependant pas fort sensible.

La teinture de pervenche, qui, par l'acide oxalique, passe au rouge, est aussi rougie par l'acide sulfurique, mais ensuite elle est un peu décolorée; l'acide nitrique

la décolore à l'instant. La potasse la colore en jaune ; l'ammoniaque en vert ; enfin la teinture de l'iris glaiëul présente les mêmes phénomènes avec les mêmes acides, mais d'une manière plus marquée.

PAPIERS RÉACTIFS.

Divers réactifs peuvent être appliqués sur du papier par des procédés que nous indiquerons au chapitre des préparations. Sous cette forme, ils présentent l'avantage d'être d'un petit volume, et on peut les porter sur soi.

Les teintures végétales dont nous venons de parler donnent des papiers colorés au moyen desquels on obtient les phénomènes caractéristiques que nous avons décrits. Il suffit d'y poser une goutte de la solution dont on veut reconnaître l'acidité ou l'*alcalinité*. Quelquefois, lorsque l'on veut observer des différences qui arrivent alternativement entre ces deux états d'un liquide, on y laisse une bande de l'un de ces papiers colorés, et les changemens de couleur indiquent ces variations.

PAPIER NON COLLÉ.

Le papier non collé peut être mis en usage pour reconnaître si une huile essentielle a été allongée par de l'huile grasse ; on s'en sert de la manière suivante. On pose sur la surface de ce papier une goutte de l'huile que l'on veut examiner, et l'on chauffe ensuite : si l'huile essentielle est pure, elle se volatilise en entier ;

si elle est mêlée d'huile grasse, elle laisse sur ce papier une tache qui lui donne de la transparence.

L'emploi de ce papier a été indiqué en outre pour reconnaître si du baume de copahu a été allongé par de l'huile grasse. A cet effet, on laisse tomber sur ce papier une goutte ou deux du baume à examiner, puis on chauffe doucement. Si le baume est pur, il laisse une couche résineuse qui, lorsqu'elle est refroidie, peut être enlevée du papier sans laisser de tache de graisse; si, au contraire, le baume a été allongé avec de l'huile, la couche résineuse est molle, et le papier est taché en auréole autour de l'espace occupé par la goutte.

Le même papier peut être employé pour faire distinguer si du sulfate de quinine a été falsifié par une matière grasse cristallisée, sophistication qui a été signalée en 1826. A cet effet, on met une petite quantité du sulfate à essayer dans du papier non collé; on place ce papier entre deux plaques de métal convenablement chauffées, et l'on soumet à la presse. Si le sulfate de quinine contient de la matière grasse, le papier se tache; on peut ensuite déterminer dans quelles proportions le mélange existe, en employant l'eau aiguisée d'acide sulfurique qui dissout le sulfate et ne dissout pas le corps gras.

PAPIER DE BAIES DE SUREAU.

Le papier obtenu avec le suc coloré des baies de sureau est bleu; il peut être employé pour faire re-

connaître la présence des acides qui le font virer au rouge, et celle des alcalis qui le font passer au vert.

Ce papier, qui n'est pas très sensible pour les petites quantités d'acides et d'alcalis, prend, avec les acides sulfurique, nitrique, hydro-chlorique et acétique concentrés, des couleurs de nuances différentes. Une goutte d'acide sulfurique posée sur ce papier, lui donne une couleur rouge très vive, et il se forme une auréole dont le milieu, transparent, présente une apparence gommeuse. La couleur peut être ramenée par un alcali, mais avec quelques modifications dans la nuance.

L'acide nitrique le colore en rouge; mais le milieu de la goutte passe presque sur-le-champ au bleu-jaunâtre : la matière colorante est détruite; en effet, les alcalis ne font plus revenir cette couleur à son état primitif.

L'acide hydro-chlorique lui communique une couleur rouge moins intense que les précédentes, et le milieu de l'auréole est d'une couleur rose plus tendre; elle est ramenée en partie à sa couleur première par les alcalis.

L'acide acétique lui donne une couleur rouge qui diminue d'intensité et devient de plus en plus faible à l'air par l'évaporation de l'acide : les bases alcalines lui rendent sa couleur bleue.

Les solutions alcalines de soude et de potasse à l'alcool, mises en contact avec ce papier, le colorent en jaune; mais la soude le fait passer au jaune plus foncé.

Ces caractères différens ont été remarqués avec des solutions qui contenaient les mêmes quantités d'oxides alcalins en solution.

La chaux, la baryte, l'ammoniaque, ne donnent pas lieu à des différences bien marquées dans la coloration; il en est de même des sous-carbonates alcalins.

PAPIER DE BOIS DE BRÉSIL.

Papier de Fernambouc.

La matière colorante extraite du bois de Brésil, étendue sur du papier, donne un papier réactif qui peut faire reconnaître la présence des alcalis dans les liquides; ce papier, de couleur rouge, passe au violet lorsqu'on le plonge dans un liquide qui contient des substances alcalines: trempé dans une liqueur ammoniacale, il prend une couleur brune qui disparaît lorsque le papier est exposé à l'air pendant quelque temps.

Le papier de Brésil rendu violet par son lavage dans une eau alcaline, peut servir pour reconnaître si les liquides contiennent de l'acide en excès: trempé dans ces liquides, l'excès d'acide se combine à l'alcali, et le papier est ramené à sa couleur primitive.

PAPIER DE CHOU ROUGE.

Le papier de chou rouge se prépare depuis longtemps. M. Griffiths en a cependant proposé l'emploi

en 1824, dans le *Technical Repository*; mais cet emploi était déjà connu.

Ce papier, bleu, est rougi par les acides acétique, arsenique, borique, camphorique, citrique, malique, hydro-chlorique, nitrique, oxalique, phosphorique, tartrique, hydro-cyanique, pyro-acétique, sulfurique, sulfureux, etc.

Les sels neutres, qui donnent des indices d'alcalinité avec le papier de curcuma, ne verdissent pas ce papier (1).

Les oxides suivans, potasse, soudé, chaux, baryte, strontiane, magnésie, ammoniaque, carbonates de potasse, de soude, d'ammoniaque, borate de soude, le font virer au vert.

PAPIER DE CURCUMA.

La matière colorante du curcuma, étendue sur le papier, donne le papier de curcuma; ce papier, jaune, peut faire reconnaître la présence des alcalis, qui le font virer au rouge-brun, couleur qui repasse au jaune si on le met en contact avec un acide. Il est moins sensible que le papier de tournesol rougi par l'acide acétique.

PAPIER DE DAHLIA.

Le papier préparé avec la teinture du dahlia est

(1) Le papier de chou rouge est verdi par l'acétate et le sous-acétate de plomb; cette couleur est due à l'action de l'oxide de plomb sur la matière colorante du chou rouge.

d'une couleur violâtre. Ce papier passe au rouge vif par les acides, et au vert par les alcalis. Il est des plus sensibles, et présente cette particularité, que les taches rouges produites par les acides extrêmement faibles, du rouge passent ensuite lentement au vert. Il faut donc, pour juger de l'alcalinité d'un liquide, que la couleur verte se prononce bien et sur-le-champ, et non après un certain espace de temps.

PAPIER DE MAUVE.

Le papier préparé avec la teinture de mauve est très utile pour faire reconnaître la présence des acides, qui le font tourner au rouge, et celle des alcalis, qui lui donnent une teinte verte. Ce papier passe au vert lorsqu'on le met en contact avec un liquide qui ne contient que $\frac{1}{20,000}$ de potasse pure; mais il faut attendre que l'action ait eu lieu, ce qui demande quelques minutes.

PAPIER DE RAISIN NOIR.

Le papier et la teinture de raisin noir ont été indiqués par M. Taddei comme un bon réactif pour faire reconnaître la présence des acides et celle des alcalis, dans un liquide. Les acides font passer ce papier du rouge-violacé au rouge, et les alcalis le font virer au vert. Selon ce savant chimiste, de la teinture qui n'a pas de couleur bien apparente en acquiert par $\frac{1}{1800}$ d'acide hydro-chlorique. 1 partie d'acide sulfu-

rique de 1,8 de densité, mêlée à 4800 parties d'eau, est indiquée par une goutte de teinture. Si l'on emploie un tube, on aperçoit la coloration en rouge lorsqu'on emploie de l'eau acidulée contenant un 96,000^e et même un 100,000^e de cet acide.

Une partie d'ammoniaque prise à la densité de 0,915, et mêlée à 25,000 parties d'eau, est rendue sensible par ce réactif, et l'on peut encore apercevoir la coloration en vert lorsque cet alcali est mêlé à 45, et même 50,000 parties d'eau.

PAPIER DE TOURNESOL.

Le papier de tournesol préparé en recouvrant le papier d'une couche de teinture de tournesol, et qui est bleu, est un excellent réactif pour faire reconnaître la présence d'un acide dans un liquide. Ce papier prend alors une couleur violette si la quantité d'acide est très petite, et une couleur plus ou moins rouge, si l'acide y est en plus grande quantité.

On se sert aussi de ce papier, rougi par un acide, pour reconnaître la présence des alcalis, qui le ramènent au bleu. La réaction est d'autant plus vive que la liqueur essayée est plus alcaline.

Les papiers imprégnés de diverses solutions métalliques sont aussi d'utiles réactifs. C'est ainsi que le papier qui a été trempé dans l'acétate de plomb est noirci par le contact d'une solution d'acide hydrosulfurique ou des vapeurs qui contiennent une petite

quantité de ce gaz. Celui imprégné de sulfate de fer passe au bleu, lorsqu'après l'avoir trempé dans un alcali, on le plonge dans des vapeurs qui contiennent de l'acide hydro-cyanique ou de l'hydro-cyanate d'ammoniaque, ou bien encore dans une solution d'acide hydro-cyanique, ou bien dans celle d'un hydro-cyanate. On peut même, à l'aide d'un papier réactif, obtenir les indices que donnent les solutions. Il suffit de laisser couler dessus une goutte d'eau que l'on recueille sur une soucoupe en verre blanc, en y mêlant ensuite deux ou trois gouttes de la dissolution que l'on veut essayer. On voit si la transparence du mélange est troublée ; on aperçoit très aisément les changemens de couleur, en faisant le mélange sur une soucoupe en porcelaine bien blanche. Ces modes d'opérer sont souvent très utiles, lorsque l'on n'a qu'une faible quantité, soit d'une solution d'un réactif, soit de la substance à essayer.

Tous ces papiers servent aussi à reconnaître la présence de divers corps à l'état gazeux : c'est ainsi que les vapeurs *acides* ou *ammoniacales*, dégagées pendant la calcination de plusieurs substances, font changer les nuances des papiers teints ci-dessus indiqués ; un papier de sous-acétate de plomb fait reconnaître *l'acide hydro-sulfurique* à l'état de gaz ; *l'acide hydro-cyanique* est indiqué par le *sulfate de fer* à l'aide de la potasse, puis d'un acide. (*Voyez ces réactifs.*)

CHAPITRE VIII.

DE LA PRÉPARATION ET DE LA CONSERVATION DES RÉACTIFS.

Dans une foule de circonstances, il est indispensable pour le pharmacien et pour ceux qui s'occupent de la Chimie, de connaître les procédés les plus simples pour préparer et conserver les réactifs dont nous avons décrit les usages. On peut très facilement trouver en France des réactifs tout préparés; leur pureté est garantie par le nom des chimistes qui s'occupent de ces opérations; ce serait même souvent sans avantage, sous le rapport de l'économie, et de plus en perdant un temps précieux, que l'on entreprendrait de se livrer à un travail fastidieux et long, pour obtenir quelques produits qu'il est facile de se procurer dans des fabriques très connues (1); mais, pressé par le temps, éloigné de Paris, ou placé dans des circonstances qu'on ne peut prévoir, il peut arriver qu'on n'ait pas le choix des moyens. Il faut alors si l'on ne peut suppléer à quelques réactifs qui man-

(1) L'un des auteurs de ce Traité, A. Chevallier, prépare les produits chimiques purs pour réactifs. Ces préparations se trouvent à sa pharmacie, place du pont Saint-Michel, n° 43, près la rue Saint-André-des-Arcs, à Paris.

quent, par quelques autres dont les effets sont les mêmes, que l'on soit en état de préparer soi-même ceux qui sont indispensables et que l'on ne pourrait se procurer autrement. Ces considérations nous ont déterminés à donner ici des détails sur ces préparations. Afin d'éviter aux lecteurs la peine de chercher dans d'autres ouvrages ce qui a été écrit sur ce sujet, nous avons, autant que possible, déterminé les proportions des substances à employer, les circonstances dans lesquelles on doit opérer : nous avons choisi, dans divers procédés, les plus simples, les plus faciles, toutes les fois qu'ils étaient aussi exacts ; et nous nous sommes surtout attachés à indiquer les moyens de s'assurer de la pureté des réactifs par des précautions quelquefois surabondantes, à la vérité, mais dont on ne doit cependant jamais se dispenser, si l'on considère l'importance des erreurs auxquelles on peut être conduit, en employant des réactifs impurs, et celles qui, par là, ont été commises et se sont accréditées.

Ce chapitre est divisé en sept parties, contenant les procédés employés pour préparer les réactifs.

La première partie traite de la préparation des corps combustibles simples ;

La deuxième, de la préparation des métaux ;

La troisième, de la préparation des oxides ;

La quatrième, de la préparation des corps combustibles, combinés entre eux ;

La cinquième, de la préparation des acides ;



La sixième, de la préparation des sels ;

La septième, de la préparation des produits tirés des substances organiques.

Avant de nous occuper de tout ce qui a rapport à la préparation des réactifs, nous croyons devoir traiter en général, 1°. des opérations auxquelles on a recours lorsqu'on s'occupe de la préparation des produits chimiques ; 2°. de la description des ustensiles et vases employés dans les laboratoires de Chimie.

Ces détails trouveront leur application dans les divers essais analytiques que nous avons indiqués dans l'un des chapitres qui font partie de cet ouvrage.

PREMIÈRE PARTIE. DES OPÉRATIONS.

DE LA CALCINATION.

La calcination est une opération qui a pour but d'exposer à l'action d'un feu plus ou moins vif et plus ou moins long-temps continué, les substances que l'on a l'intention de priver, par ce moyen, de quelques-uns de leurs principes volatils.

La calcination s'opère à vase clos ou à vase ouvert, selon les cas où la présence de l'air est nécessaire ou nuisible ; elle se fait en général dans des vases qu'on nomme creusets, dont la grandeur et la composition varient selon les emplois auxquels on les destine. Les creusets peuvent être en or, en platine, en argent, en porcelaine, en charbon, en carbure de fer, en terre, etc. Le choix que l'on doit faire



de la substance qui compose ces vases est déterminé par les propriétés du corps que l'on veut soumettre à l'action de la chaleur ; en effet, si l'on calcinait dans un creuset de platine un oxide métallique très fusible, l'oxide de plomb, par exemple, et qu'il y eût, par quelques circonstances, revivification partielle du métal, le métal réduit déterminerait la fusion des parties du creuset avec lesquelles il se trouverait en contact, effet qu'un autre oxide (la silice, la chaux, l'alumine, etc.) ne produirait pas.

L'altération des creusets d'argent peut être produite par une chaleur portée jusqu'au rouge-cerise clair, degré de chaleur équivalant au 538° du thermomètre centigrade, température à laquelle l'argent entre en fusion.

Les creusets d'argent sont encore susceptibles d'être attaqués par le soufre, les sulfates, le phosphore, les phosphures. Les nitrates acides donnent lieu à du nitrate d'argent, qui se forme aux dépens du métal des parois du creuset, etc.

Les creusets de platine, qui résistent en général plus que tous les autres à l'action d'une température très élevée, sont cependant attaqués par diverses matières ; le phosphore, les alcalis caustiques, les oxides, l'acide hydro-chloro-nitrique (1), le mélange d'acide

(1) Il arrive que dans les fabriques d'acide sulfurique, où l'on a employé à la préparation de l'acide nitrique du salpêtre impur (contenant du sel marin), la chaudière de platine où s'est faite la con-

borique et d'acide sulfurique, les métaux très fusibles (le plomb, l'étain), altèrent les parties du creuset avec lesquelles ils se trouvent en contact, et déterminent leur fusion.

Les creusets de terre sont altérés ou fondus par les acides (1) ; les oxides vitrifiables (2) donnent lieu à la formation d'une matière vitreuse, en attaquant la substance de ces creusets.

Les creusets de charbon sont inaltérables à tous les degrés de température, à moins qu'ils ne soient exposés tout-à-la-fois au contact de la chaleur et de l'air ; mais il est facile de les préserver complètement de l'action de ce dernier agent.

DE LA CLARIFICATION.

Par cette opération, on se propose de séparer d'un liquide un corps quelconque qui en trouble la transparence. On peut y parvenir de plusieurs manières :

1°. En laissant déposer pendant quelque temps le liquide trouble, et penchant ensuite le vase où le dé-

centration de l'acide sulfurique, est altérée au bout d'un certain temps et perd de son poids. Ce phénomène est facile à expliquer. En effet, dans cette circonstance, l'acide sulfurique obtenu à 500°, que l'on concentre dans ce vase, contient de l'acide hydro-chloro-nitrique, qui a la propriété de dissoudre le platine.

(1) Les acides borique et phosphorique sont dans ce cas.

(2) Les oxides vitrifiables sont en grand nombre ; parmi ceux dont les propriétés sont les plus marquées, on remarque l'oxide de plomb, d'étain, de potassium, de sodium, etc.

pôt s'est formé, afin d'en faire écouler la liqueur claire, ou bien en employant le siphon, la pipette ou d'autres moyens mécaniques, sans l'intermède du filtre. Ce mode d'opérer se nomme aussi *décantation*.

2°. A l'aide d'un tissu perméable aux liquides seulement, mais d'une imperméabilité *presque absolue* (1) pour tous les solides, quelque divisés qu'ils soient. Ce mode de clarifier se nomme aussi *filtration*.

3°. Lorsqu'il est nécessaire d'employer préalablement la chaleur, la fermentation ou l'addition d'une matière étrangère, telle que l'albumine, la gélatine, ou d'autres substances, à l'aide desquelles on rassemble plus facilement les parties solides très divisées dans le liquide. Ces procédés sont compris sous l'acception la plus générale du mot *clarification*.

Les appareils employés à opérer les séparations ci-dessus indiquées sont : le sable, le verre pilé, la pierre poreuse, le charbon, le papier non collé, la toile, la laine; ceux qu'on emploie le plus ordinairement dans les laboratoires sont les filtres de papier, quelquefois formés d'une simple feuille posée sur une toile que l'on a tendue légèrement en la clouant aux quatre angles d'un châssis; on verse doucement dans le milieu

(1) Elle n'est pas absolue; en effet, quand on veut séparer d'un liquide du sulfate de baryte, par exemple, si l'on n'a pas le soin de mouiller le papier avec le liquide éclairci par le repos, une partie du précipité passe au travers des pores du papier et trouble la liqueur. Ce phénomène se présente assez rarement.

de cette feuille, ainsi soutenue par la toile, le liquide à filtrer, et l'on recueille la liqueur claire dans une terrine placée au-dessous.

Lorsqu'on a de petites quantités de liqueur à filtrer (comme cela arrive dans les analyses en général), on plie le *papier-filtre* (1) et on lui donne la forme d'un entonnoir; pour cela, on prend un carré de papier, on le ploie en quatre d'abord, ensuite on replie en quatre chacune des quatre parties, de manière à former un éventail plissé en seize parties; on coupe la partie supérieure qui est inégale, puis, entr'ouvrant la feuille double, elle présente la forme d'un entonnoir. On place ce filtre dans un entonnoir de verre, dont il garnit toutes les parois; on a le soin de l'enfoncer assez profondément pour que le fond du filtre ne présente pas une trop grande surface : le poids du liquide supporté (qui, comme on le sait, est en raison de la surface du fond) pourrait le faire déchirer. On place l'entonnoir sur une fiole, et l'on verse le liquide dans le filtre; on passe une seconde fois sur le filtre les premières portions du liquide filtré, qui assez or-

(1) Les papiers qui servent à cet usage sont connus sous les noms de *papier gris non collé*, et de *papier joseph*. Le premier donne des résultats plus prompts, parce qu'il est plus facilement perméable; mais il laisse quelquefois passer des liquides louches, et sa substance, plus attaquable, colore quelquefois les liquides (les solutions alcalines surtout). On ne doit l'employer qu'à des opérations qui n'exigent pas une grande exactitude, et lorsque l'on ne craint pas de colorer le liquide que l'on soumet à la filtration.

dinairement ne sont pas très claires, et lorsque la transparence est parfaite, on continue la filtration; on lave ensuite le précipité, qui peut être ainsi complètement séparé du liquide dans lequel il était en suspension.

Il est nécessaire, dans les analyses exactes, de traiter ces filtres, avant de s'en servir, par quelque agent qui prévienne les altérations qu'ils pourraient éprouver par l'action des liquides que l'on se propose d'y faire passer, et donner lieu à des résultats inexacts. On les lave avec l'acide hydro-chlorique pour enlever la chaux et le fer contenus dans le papier; on termine ce lavage acide en versant sur le filtre lavé de l'eau pure en assez grande quantité, pour que l'eau filtrée ne précipite plus par le nitrate d'argent; enfin, pour avoir un poids exact qu'on puisse retrouver après la filtration et déduire du poids total, on expose le filtre à l'action d'un courant d'air chaud, et quand il a été bien séché on le pèse.

Tous les filtres employés ne sont pas soumis à ces opérations; on ne prend ces précautions que quand on doit s'occuper d'une analyse qui demande une grande précision dans les résultats (1).

DE LA CONCENTRATION OU ÉVAPORATION.

On se propose, par cette opération, d'obtenir différents liquides sous un plus petit volume, et, autant

(1) On ne prend la précaution de laver les filtres avec de l'acide muriatique que quand on opère sur des liquides acides. Quelquefois on les lave seulement à l'eau distillée bouillante.

que possible, sans altération. Souvent cette opération a pour but de rapprocher les molécules des corps au point de les séparer en partie de leur solution, soit par précipitation, soit en les laissant cristalliser dans le liquide même.

La concentration s'opère de diverses manières; le plus ordinairement par la chaleur, quelquefois à l'aide de l'affinité que plusieurs substances (l'acide sulfurique concentré, le chlorure de calcium, etc.) ont pour l'eau. C'est en employant une de ces substances avides d'eau, dans une cloche privée d'air (afin de supprimer la pression atmosphérique et de rendre ainsi la vaporisation de l'eau plus facile), que l'on concentre l'acide chlorique oxigéné, et que l'on peut rapprocher diverses solutions animales ou végétales qu'une température un peu élevée altérerait. On peut cependant, à une douce chaleur, préparer cet acide sous la pression atmosphérique. (Vauquelin.)

Le choix des vases est important dans cette opération, surtout quand on la pratique à l'aide du feu. Il est nécessaire, en effet, que les instrumens dans lesquels se fait l'évaporation soient inattaquables par les substances que l'on y traite. Les capsules les plus ordinairement employées à cet usage sont en platine, en argent, en porcelaine et en verre; celles de platine sont plus commodes que toutes les autres, soit parce qu'elles ne sont pas fragiles, soit à cause de la propriété qu'elles ont de transmettre très facilement la chaleur nécessaire à l'évaporation des liqueurs acides que l'on

se propose de concentrer. L'acide *hydro-chloro-nitrique* (l'eau régale) seul agissant sur ce métal, on ne doit évaporer les liqueurs qui contiennent ce mélange que dans des capsules de verre ou de porcelaine. Ces dernières sont propres à concentrer un grand nombre de solutions ; elles présentent cependant un inconvénient assez grave, leur fragilité et la facilité avec laquelle elles peuvent se casser, par les différences de dilatation, dans les passages subits à divers degrés de température. Il faut avoir le soin, lorsqu'on est forcé de les employer, de chauffer graduellement ces capsules et de conduire l'opération à une température bien égale. Les capsules de porcelaine doivent être choisies en général assez minces, demi-transparentes, bien égales dans toutes leurs parties, les inégalités des épaisseurs étant une des causes les plus fréquentes de la rupture de ces capsules comme de celles de verre.

Les capsules de verre présentent les mêmes inconvénients que celles de porcelaine, mais à un degré plus marqué, ce qui fait qu'on les emploie rarement.

Les capsules d'argent peuvent être employées pour évaporer un grand nombre de solutions ; mais les sels acides et les liqueurs hydro-sulfuriques et iodurées les attaquent.

DE LA COUPELLATION.

La coupellation est une opération chimique au moyen de laquelle on parvient à purifier l'or et l'ar-

gent en les séparant des autres métaux avec lesquels ils sont alliés, à l'aide du plomb ou du bismuth. Le nom que l'on a donné à ce procédé dérive du nom du vase en forme de coupe (*coupelle*) dans lequel on opère.

La coupelle est une espèce de creuset que l'on prépare avec des os calcinés, bien lavés : on les réduit en poudre fine; on en fait une pâte, à laquelle on donne la forme convenable au moyen d'un moule en fer.

On peut, au moyen de la coupellation, faire l'analyse et séparer les métaux fusibles, inaltérables par l'air et non volatils, à une chaleur de 30 à 32° du pyromètre, de ceux qui, à cette température, possèdent les propriétés contraires. Le plomb pur, quelquefois le bismuth, comme nous l'avons dit plus haut, sont employés dans la coupellation : leur facile oxidation les y rend très propres. L'or se purifie par un procédé plus compliqué. (V. le chapitre de l'Analyse.)

DE LA CRISTALLISATION.

La cristallisation s'opère lorsque les molécules des corps en solution sont placées dans des circonstances telles, qu'elles tendent à se rapprocher pour prendre une forme régulière plus ou moins constante.

La cristallisation peut s'opérer au milieu de divers liquides, l'eau, l'alcool, l'éther, les huiles, les acides, et quelquefois par l'intermédiaire des vapeurs.

Les métaux fondus peuvent prendre des formes cristallines; mais pour cela il est nécessaire, quand on

les a amenés à l'état de fusion, de les laisser refroidir lentement dans le creuset, et de séparer, avant leur entier refroidissement, la partie encore fluide qui occupe le centre, de la partie solide cristallisée qui se trouve près des parois.

La forme des cristallisoirs, la température, la concentration du liquide dans lequel elle s'opère, une foule d'autres circonstances souvent difficiles à apprécier, influent d'une manière fort sensible sur l'abondance et sur la forme des cristaux. (V. le Mémoire de M. Leblanc, *Journal de Physique*, tome LXI.)

DE LA DÉCOCTION.

La décoction est une opération qui consiste à soumettre à l'action de l'eau bouillante ou à celle d'autres véhicules chauffés, les corps de nature végétale ou animale, lorsqu'on se propose d'obtenir quelques-uns de leurs principes. Il faut avoir soin d'employer des vases qui ne puissent être attaqués, non-seulement par la substance soumise à la décoction, mais aussi par le dissolvant.

DE LA DESSICCATION.

La dessiccation s'opère à l'aide de la chaleur appliquée de diverses manières. Le but de cette opération est, comme dans la concentration (*voyez plus haut*), de séparer les liquides en les faisant évaporer à l'aide de la chaleur; mais ici il s'agit d'enlever la plus grande partie de l'eau (non la quantité absolue), et de

connaître par là les proportions de ce liquide contenues dans certains composés ; il faut avoir le soin de peser bien exactement , avant et après la dessiccation , pour obtenir des résultats exacts. Il faut ménager la chaleur suivant les matières à dessécher ; on emploie avec succès , en général , la chaleur du bain-marie , celle de la vapeur , etc.

DE LA DÉSOXIDATION.

La désoxidation a pour but d'enlever aux corps l'oxigène qui a servi à les amener à l'état d'oxides ou d'acides ; elle s'opère au moyen d'un grand nombre de substances : les procédés varient selon les corps sur lesquels on agit. Ainsi l'action seule de la chaleur suffit pour décomposer l'oxide rouge de mercure (le *précipité per se*) ; tandis que les oxides de potassium , de sodium , ne peuvent éprouver ce changement sans des préparations longues et difficiles à pratiquer.

DE LA DIGESTION.

La digestion diffère de la décoction , en ce que les substances que l'on soumet à cette opération sont exposées pendant quelque temps à l'action d'un fluide dont la température ne dépasse pas ordinairement 20 à 40 degrés. Les produits obtenus par la digestion ne sont pas toujours les mêmes que ceux qui proviennent de la décoction.

Il faut , comme dans les opérations précédentes ,

que les vases soient appropriés aux substances que l'on met en digestion, et l'on doit prendre garde qu'ils ne puissent être altérés par les substances que l'on y traite.

DE LA SOLUTION ET DE LA DISSOLUTION.

La solution a pour but de faire passer à l'état liquide, au moyen de divers agens, une ou plusieurs substances.

On donne improprement au mot *dissolution* la même acception qu'au mot *solution*; l'usage prévaut encore quelquefois dans l'emploi de cette fausse locution. Il est facile de distinguer l'usage de ces deux expressions: l'une (dissolution) signifie décomposition avec la condition de l'état liquide; l'autre (solution) indique seulement le passage d'un corps, de l'état solide à l'état liquide; c'est un simple écartement des molécules d'un corps à l'aide d'un véhicule quelconque.

La dissolution ainsi que la solution s'opèrent dans des vases de verre, de porcelaine, de platine, d'argent, etc.; on doit toujours choisir parmi ces vases ceux qui ne peuvent être attaqués par les corps soumis à l'une ou à l'autre de ces deux opérations.

DE LA DISTILLATION.

La distillation est une opération dont le but est de séparer, à l'aide de la chaleur, les principes volatils de ceux qui sont fixes, en recueillant les uns et les

autres, mais plus particulièrement ceux qui sont volatilisés et condensés par la perte de la chaleur qui les avait fait passer à l'état élastique. Les vases destinés à opérer la distillation sont les cornues, les alambics en verre, en platine, en plomb, en fer, en cuivre, etc.

Les degrés de température nécessaires pour les diverses distillations sont entièrement relatifs aux substances à distiller et à la pression qu'ils supportent : sous la pression de 0,76, l'alcool est volatilisé à 78° centigrades, l'eau à 100°, le mercure à 347°, etc.

DE L'ÉBULLITION.

L'ébullition est un effet produit par l'accumulation de la chaleur dans un liquide quelconque jusqu'au degré de température capable de volatiliser les parties qui reçoivent le plus immédiatement l'action de la chaleur ; elles sont alors réduites en vapeurs et s'élèvent en bulles au milieu du liquide même.

Ce phénomène se manifeste dans les divers liquides, et suivant les pressions, à des degrés différens de température. A toutes les pressions, l'ébullition ne peut avoir lieu qu'à l'aide d'une quantité de chaleur qui paraît constante pour chaque corps.

DE L'EFFERVESCENCE.

L'effervescence est un phénomène qui se produit par la décomposition, dans un liquide, d'un corps dont l'une des parties constituantes est dégagée de la combinaison à l'état de gaz, et sous forme de bulles ;

il y a beaucoup d'analogie entre l'effervescence et l'ébullition. L'une, l'*ébullition*, est déterminée par la chaleur; l'autre, l'*effervescence*, se fait à froid par une affinité prédisposante.

DE LA FUSION.

La fusion s'opère par la chaleur, soit à l'aide de l'eau de cristallisation, soit par l'écartement des molécules dans d'autres corps; on a appelé l'une *fusion aqueuse*, l'autre *fusion ignée*. La première comprend en général tous les corps fondus, à des températures peu élevées, au moyen de leur eau de cristallisation. La fusion ignée se dit de la solution par le calorique, à une température en général assez élevée, et qui peut être cependant poussée plus loin et jusqu'à l'ébullition. On entend aussi par fusion sèche celle qui a lieu sous un liquide et à une température peu élevée. Le suif, la cire, la résine, le camphre, quelques alliages métalliques, etc. (1). La fusion ignée s'applique en général aux métaux.

(1) Le métal fusible de M. D'Arcet est préparé dans les proportions suivantes :

Étain.....	3
Plomb.	5
Bismuth.....	8.

Il se ramollit à 76° Réaumur, et se fond à 1° au-dessus.

DU GRILLAGE.

Le grillage, dans les laboratoires de Chimie, est employé pour quelques essais de minerais. Il consiste à exposer à une certaine température, avec le contact de l'air, le minerai dont on veut séparer quelques principes volatils. Par ce procédé, on volatilise le soufre à l'état d'acide sulfureux, l'arsenic à l'état d'acide arsenieux, etc.

Les vases employés pour le grillage sont ordinairement en terre cuite ; on les nomme *têts à rôtir*.

DE L'INCINÉRATION.

L'incinération se fait ordinairement pour reconnaître, obtenir et déterminer les quantités de matières indécomposables par le feu, contenues dans les produits des végétaux ou des animaux. (C'est par l'incinération qu'on reconnaît la quantité d'*alkali fixe* contenue dans les substances végétales.)

Nous nous bornerons à indiquer quelques précautions à prendre pour obtenir ces résultats. Il faut élever jusqu'à la température nécessaire à la combustion, les substances que l'on veut incinérer ; pour cela, on les place dans des vases qui laissent accès à l'air par leur partie supérieure, et dont les bords sont assez élevés pour que la flamme n'entraîne pas au dehors une partie de la cendre produite ; il faut aussi prendre garde de diriger un courant d'air trop vif sur les produits enflammés : l'inconvénient, dans ce cas :

serait le même ; il faut cependant remuer légèrement et de temps en temps avec une spatule , afin d'exposer successivement toutes les surfaces à l'action de l'air.

DU LAVAGE.

Le lavage est une opération qui exige souvent une grande exactitude ; on s'en sert pour épuiser les précipités recueillis sur les filtres et diverses substances en poudre ; il s'opère par l'eau, l'alcool, l'éther, l'essence de térébenthine, etc. On sépare complètement ainsi différens corps solubles par un ou plusieurs de ces véhicules, de ceux qui ne s'y dissolvent pas ; il faut verser une très petite quantité de liquide à la fois sur le filtre, et répéter un grand nombre de fois ces lotions, continuant jusqu'à ce que le liquide qui traverse la matière à épuiser ait enlevé toutes les substances dont on voulait la débarrasser. Différens réactifs démontrent que le liquide employé au lavage ne dissout plus rien. Il est utile de laver avec soin les bords supérieurs du filtre dans lesquels la solution est en partie restée stagnante : pour cela, on les reploie en dedans de manière à former un deuxième entonnoir rabattu, on les épuise par plusieurs autres lotions.

Quelques précipités gélatineux, compactes, peu perméables aux liquides, ne sauraient être épuisés de cette manière ; les courans ne laveraient que leur surface extérieure ; on est alors forcé de recourir à d'autres moyens : on se sert de décantations multipliées, dans l'intervalle de chacune desquelles on aide la

pénétration du liquide par une agitation vive ou un broiement plus ou moins long-temps prolongé; quelquefois il est nécessaire d'employer les deux moyens. C'est ainsi qu'après avoir longuement lavé par décantation, on jette le dépôt sur un filtre où l'on achève de l'épuiser. Ce n'est qu'en employant avec persévérance des procédés de ce genre que l'on peut espérer de parvenir à éviter une foule d'erreurs auxquelles on est exposé lorsqu'on s'occupe d'analyse.

DE LA MACÉRATION.

La macération ne diffère de la digestion que parce qu'elle s'opère à un degré de température un peu moins élevé.

DE L'OXIDATION.

L'oxidation est une opération à l'aide de laquelle on amène à l'état d'oxides certains métaux qui ne se dissolvent pas à l'état métallique dans les acides, mais qui sont solubles lorsqu'ils sont oxidés; dans quelques cas, au contraire, elle a pour objet de séparer ces métaux en les oxidant pour les rendre insolubles.

L'oxidation, au contact de l'air, s'opère spontanément sur un grand nombre de métaux, et sur tous les corps de la nature: la chaleur est un des moyens employés pour *oxider* ou *désoxider* le même corps placé dans des circonstances différentes.

DE LA PRÉCIPITATION.

Dans la plupart des manipulations, on produit la

précipitation à l'aide des réactifs ; on amène alors à l'état solide et l'on rend insolubles des substances qui étaient dissoutes dans divers liquides, en les séparant de leurs combinaisons, soit à l'état libre, soit en leur faisant contracter des combinaisons nouvelles.

C'est le moyen le plus généralement employé pour reconnaître la plupart des corps soumis à l'analyse.

DE LA PULVÉRISATION.

Cette opération a pour but de diviser les corps afin de les mettre en contact par le plus grand nombre de points possible, avec les agens chimiques à l'aide desquels on les traite pour reconnaître leur nature ou séparer les principes qui les composent.

Les modes de pulvérisation sont nombreux, et les instrumens à employer varient.

Les mortiers de silex, de marbre, de fonte, de cuivre, de porcelaine, de verre, etc., sont usités dans cette opération.

Le porphyre s'applique aussi à la pulvérisation ; mais souvent, lorsqu'on l'emploie, on facilite la division du corps, en se servant de l'eau : il faut, dans tous les cas, ainsi que nous l'avons dit, avoir égard à la substance que l'on pulvérise, pour choisir un instrument convenable. La dureté et les propriétés chimiques sont en général le plus à considérer dans ces cas.

DE LA REVIVIFICATION.

La revivification a pour but de ramener un oxide à

l'état métallique; elle se fait ordinairement dans des creusets brasqués avec du charbon; quelquefois on a besoin d'ajouter des fondans (1). Dans les grandes exploitations manufacturières, les fourneaux sont construits exprès pour ces réductions; ils varient suivant les travaux métallurgiques à exécuter.

La revivification de quelques métaux peut avoir lieu instantanément par l'action de la lumière et le contact des matières végétales : l'or est dans ce cas.

DE LA SUBLIMATION.

La sublimation est une opération à l'aide de laquelle on recueille diverses substances sous forme solide, après les avoir fait vaporiser; elle sert à séparer les corps qui ont la propriété de se volatiliser et de se condenser sans décomposition, des matières fixes au même degré de température, avec lesquelles ils se trouvent mélangés. (Le soufre, l'acide benzoïque, l'hydro-chlorate d'ammoniaque, le chlorure de mercure, etc., peuvent être purifiés par sublimation.)

(1) On appelle *fondans*, des sels fusibles à la température rouge, qui, par leur liquéfaction, facilitent la fusion des métaux et les préservent de l'oxidation.

TABLE

DES MATIÈRES

CONTENUES DANS LE PREMIER VOLUME.

CHAPITRE PREMIER.

De la forme cristalline des corps.....	Page	1
Du poids spécifique.....		5
Du poids spécifique des liquides.....		9
Du poids spécifique des solides.....		16
De l'influence des corps étrangers aux réactions...		20
De la lumière.....		22
De l'électricité.....		27

CHAPITRE II.

Du calorique.....	31
Tableau de comparaison des trois thermomètres les plus en usage.....	36
De la capacité des corps pour le calorique.....	41
De l'action de la chaleur sur un grand nombre de corps.....	59

CHAPITRE III.

Des corps combustibles simples non métalliques. Brome, carbone, chlore, hydrogène, iode, phosphore.....	137
---	-----

Des métaux et alliages. Antimoine, argent, bismuth, cuivre, étain, fer, mercure, or, plomb, potassium, zinc, amalgame de zinc.....	Page 172
Des oxides métalliques. Solutions de ces oxides. Oxide de barium, oxide de calcium, oxide de fer, oxide de magnésium, oxide de nickel, oxide de potassium, oxide de sodium, oxide de strontium..	148

CHAPITRE IV.

Produits résultans de la combinaison des corps combustibles employés comme réactifs. Eau, ammoniaque, cyanure de mercure, cyanure sulfuré de potassium, ferro-cyanure rouge de potassium, perchlorure de mercure.....	196
---	-----

CHAPITRE V.

Des acides acétique, arsenieux, arsenique, borique, carbo-azotique, carbonique, cholestérique, chromique, fluorique, gallique, hydriodique, hydro-chlorique, hydro-chloro-nitrique, hydro-sulfurique, iodeux, iodique, nitreux, nitrique, oxalique, sulfureux, sulfurique, tartrique.....	216
---	-----

CHAPITRE VI.

Des sels. Acétate de baryte, acétate de cuivre, acétate de plomb, acétate de plomb avec excès de base, arseniate de potasse, benzoate d'ammoniaque, borate de soude, carbonate d'ammoniaque, carbonate de magnésie, carbonate de potasse neutre, carbonate de potasse (sous-), chlorate de potasse,

chromate de potasse, hydriodate de potasse, hydriodate de soude, hydro-chlorate d'alumine, hydro-chlorate d'ammoniaque, hydro-chlorate de baryte, hydro-chlorate de chaux, hydro-chlorate d'étain, hydro-chlorate de fer, hydro-chlorate d'or, hydro-chlorate de platine, hydro-chlorate de platine et de soude, hydro-chlorate de potasse, hydro-chlorate de strontiane, hydro-cyanate ferruré de potasse, hydro-sulfate d'ammoniaque, hydro-sulfate de potasse, hydro-sulfate de soude, nitrate d'argent, nitrate d'argent ammoniacal, nitrate de baryte, nitrate de cobalt, nitrate de mercure, nitrate de plomb, oxalate d'ammoniaque, phosphate de soude, savon, succinate d'ammoniaque, sulfate d'ammoniaque, sulfate d'argent, sulfate de cuivre, sulfate de cuivre et d'ammoniaque, sulfate de fer (proto-), sulfate de fer (per-), sulfate de platine, sulfate de potasse, sulfate de soude, sulfite d'ammoniaque.	Page 271
---	----------

CHAPITRE VII.

Des produits fournis par les règnes végétal et animal, employés comme réactifs. Albumine, amidon, charbon animal, caramel, éther, gélatine, gliadine, hématine, huiles essentielles, indigo, noix de galles, picromel, sucre, sucre de lait, tannin; teintures diverses, de baies de Sainte-Lucie, de baies de sureau, de bois de Brésil, de chou rouge, de curcuma, de dalhias, de mauves, de raisins noirs, de roses, de tournesol; papiers réactifs, papier non collé.	402
---	-----

CHAPITRE VIII.

De la préparation et de la conservation des réactifs. Première partie. Des opérations. La calcination, la clarification, la concentration, l'évaporation, la coupellation, la cristallisation, la décoction, la dessiccation, la désoxidation, la digestion, la dissolution et la solution, la distillation, l'ébullition, l'effervescence, la fusion, le grillage, l'incinération, le lavage, la macération, l'oxidation, la précipitation, la pulvérisation, la revivification, la sublimation..... Page 452

FIN DE LA TABLE DU PREMIER VOLUME.