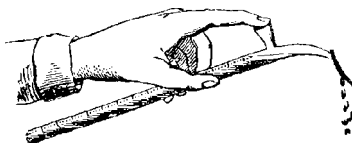


Manipulations Chimiques

MANUEL
DE
MANIPULATIONS CHIMIQUES
OU DE
CHIMIE OPÉRATOIRE

PAR
Fr. DE WALQUE
INGÉNIEUR DES ARTS ET MANUFACTURES ET DES MINES
PROFESSEUR ORDINAIRE A L'UNIVERSITÉ DE LOUVAIN

4^e ÉDITION
enrichie de 388 gravures intercalées dans le texte
et d'un tableau colorié



LOUVAIN,
UYSTPRUYST-DIEUDONNÉ
LIBRAIRE-ÉDITEUR
rue de Namur, 11 & rue de la Monnaie, 1

PARIS
GAUTHIER-VILLARS
LIBRAIRE-ÉDITEUR
Quai des Grands Augustins, 55

1895

Propriété de l'auteur

Typ. de JOSEPH VAN IN & C^{ie}, rue Droite, 48, LIERRE

PRÉFACE DE LA QUATRIÈME ÉDITION

Nous nous sommes efforcé de tenir notre Manuel au courant des progrès de la science. Ainsi, la partie théorique a été augmentée de la description de quelques appareils nouveaux. Pour la chimie opératoire proprement dite, nous avons apporté maintes améliorations que la pratique de nos laboratoires nous avait suggérées, et quelques préparations nouvelles ont été introduites. Le nombre des figures intercalées dans le texte a été porté de 369 à 388.

Nous avons la confiance que cette nouvelle édition répond complètement à nos intentions : faciliter l'étude de la chimie générale, en insistant sur les parties qui seront ultérieurement appliquées par les élèves de la candidature en sciences ou bien développées dans les cours de Chimie industrielle que nous faisons aux Écoles spéciales de Louvain.

PRÉFACE DE LA TROISIÈME ÉDITION (1887)

En préparant la 3^e édition de notre ouvrage sur les manipulations chimiques et la chimie opératoire, nous y avons introduit beaucoup d'additions qui augmenteront son utilité pour ceux qui le prendront comme guide dans leurs travaux de laboratoire.

La partie théorique a été augmentée de la description d'appareils nouveaux, dont la pratique a déjà constaté la valeur. Le chapitre sur les moyens de produire les diverses températures et de les régulariser, a été refondu pour y introduire la description des brûleurs de M. Fletcher et de M. Wiesnegg ainsi que de divers régulateurs.

Dans la partie consacrée à la chimie opératoire, diverses modifications ont été introduites.

Nous avons tâché de satisfaire à la demande qui nous avait été faite, de donner quelques renseignements sur la manière la moins coûteuse d'installer un laboratoire.

Outre les indications des précautions spéciales à chacune des préparations dangereuses, nous avons donné, dans cette nouvelle édition, les renseignements nécessaires sur les premières mesures à prendre en cas d'accident, en attendant l'arrivée du médecin. Nous avons en outre résumé, en un chapitre particulier, ce qu'il y a à dire des diverses sortes d'accidents de laboratoire. En cela, nous avons eu également en vue d'initier les élèves de nos Écoles spéciales à ce genre de soins, qui embarrassent tant les jeunes ingénieurs quand des accidents surviennent parmi le personnel placé sous leurs ordres. Toute hésitation dans ces moments de trouble est doublement funeste : d'abord, des premières dispositions prises dépend souvent le succès du traitement médical ; ensuite, la spontanéité, le sang-froid et la fermeté du chef commandent le respect et la confiance des subordonnés.

Toute la partie relative aux préparations des composés organiques a été entièrement refondue dans le but de mettre les travaux du laboratoire en meilleure concordance avec l'ordre suivi au cours de chimie générale.

Ajoutons, enfin, que nous avons remplacé les planches autographiées des éditions précédentes par 369 gravures intercalées dans le texte, qui faciliteront singulièrement la lecture de l'ouvrage.

Grâce à l'obligeance de divers fournisseurs, M. Salleron et MM. Brewer frères, de Paris, M. Leyboldt, de Cologne et M. F. Griffin, de Londres, nous avons pu faire cliquer un certain nombre de figures de leurs catalogues. Nous remercions spécialement M. Wiesnegg et M. Fletcher, qui nous ont gracieusement fourni les clichés de divers appareils qu'ils construisent avec tant d'habileté. Pour les autres figures, nous avons dû faire faire des gravures spéciales, et nous n'avons rien négligé pour que l'édition nouvelle puisse rendre tous les services

attendus d'un guide dont le rôle est d'assister les étudiants qui abordent les exercices de la chimie opératoire.

PRÉFACE DE L'ÉDITION DE 1884

Depuis la loi de 1876 sur l'enseignement supérieur, les élèves de la candidature en sciences naturelles et ceux de la candidature en pharmacie doivent s'exercer à des travaux pratiques de chimie. Nous recevons ainsi dans nos laboratoires des élèves très nombreux et inexpérimentés que l'on doit guider de point en point. C'est dans le but de leur être utile que nous avons publié, en 1878, le Manuel de chimie opératoire, dont une seconde édition a paru l'an dernier.

Malgré tous les soins que nous avons mis à ne négliger aucun détail, nous avons pu nous rendre compte des difficultés de tous genres que les commençants rencontrent encore dans l'exécution de ces exercices.

D'autre part, nous donnons depuis dix-huit ans, aux élèves de la première année d'études des Écoles spéciales, un petit cours de Théorie de manipulations chimiques. Ces élèves s'exercent durant le second semestre à des travaux pratiques. Nous avons pu constater une très grande différence entre ces deux catégories d'opérateurs.

Nous avons donc été amené à compléter le Manuel de chimie opératoire par le Manuel de manipulations chimiques, qui contient la matière du cours théorique donné à nos Écoles spéciales.

En le publiant, nous croyons être utile non seulement aux élèves de nos Écoles, mais aussi aux étudiants de la Faculté des sciences, qui ne doivent suivre que les exercices pratiques dont il a été question plus haut : ils y trouveront la solution de la plupart des questions qui les embarrassent dans leur travaux.

Aujourd'hui, que les traités de chimie générale deviennent de plus en plus sobres de détails opératoires, ou même les excluent parfois complètement, il devient plus nécessaire que jamais de consacrer un cours

ou un ouvrage spécial à ces matières, qui, depuis Lavoisier, formaient ordinairement un chapitre des ouvrages de chimie, aussi bien que le sujet de traités spéciaux (1).

(1) Nous croyons utile de donner ici la liste des principaux ouvrages qui traitent de cette matière.

1. Traités de chimie dans lesquels un chapitre spécial est consacré à la description des opérations et des appareils.

- LAVOISIER. *Traité élémentaire de chimie*. Paris, 1801, 2 vol.
 THÉNARD. *Traité de chimie élémentaire théorique et pratique*, 4^e édition, V^e volume, 1824.
 PERSOZ. *Introduction à l'étude de la chimie moléculaire*. Paris, 1839, ch. XVI.
 BERZÉLIUS. *Traité de chimie*. Bruxelles, 1844, tome IV.
 BERTHIER. *Traité des essais par voie sèche*. Liège, 1847, 2 vol.
 BUNSEN. *Gazometrische Methoden*. Braunschweig, 1857.
 TOURNIER. *Nouveau manuel de chimie simplifiée*. Paris (sans date).
 POGGIALE. *Traité d'analyse chimique par la méthode des volumes*. Paris, 1858.
 GERHARDT & CHANCEL. *Précis d'analyse chim. quantitative*. Paris, 1859.
 FRÉSÉNIUS. *Précis d'analyse chimique qualitative et Traité d'analyse chimique quantitative*. Paris, 1867 et 1865.
 ODLING. *Cours de chimie pratique*, trad. par Naquet. Paris, 1869.
 RITTER. *Manuel de chimie pratique*. Paris, 1874.
 MOHR. *Traité d'analyse chimique à l'aide de liqueurs titrées*, 2^e éd. française, Paris, 1875.

2. Ouvrages spéciaux sur les manipulations chimiques.

- FARADAY. *Manipulations chimiques*. 2 vol. 8^o, Paris, 1827.
 DANGER. *L'art du souffleur à la lampe*. Paris, 1829, in-12^o.
 BOBIERRE. *Traité élémentaire et pratique des manipulations chimiques*. Paris, 1854.
 SCHUMANN. *Anleitung zum chemischen Experimentiren*. Esslingen, 1857.
 GREVILLE WILLIAMS. *A handbook of chemical manipulations*. London, 1857.

L'ouvrage que nous mettons au jour n'a donc d'autre prétention que d'offrir, sous une forme abrégée, les principes des diverses opérations que le chimiste exécute et la description des principaux appareils qu'il emploie, en même temps que les soins particuliers que réclame la conduite des opérations.

-
- GRIFFIN. *Chemical handicraft. A classified and descriptive catalogue of chemical apparatus.* London, 1857.
- VIOLETTE. *Nouvelles manipulations chimiques simplifiées*, 3^e éd. Paris, 1860.
- SALLERON. *Notice sur les instruments de précision, construits par J. Salleron.* Paris, 1861.
- J. A. THELMIER. *Des accidents dans les laboratoires de chimie.* Paris, 1866.
- RENARD. *Traité théorique et pratique des manipulations chimiques.* Mons, 1873.
- HEUMANN. *Anleitung zum Experimentiren bei Vorlesungen.* Braunschweig, 1875.
- WIESNEGG. *Notice sur les appareils de chauffage employés dans les laboratoires.* Paris, 1881.
- REYNOLD. *Leitfaden zur Einführung in die experimental Chemie*, trad. allemande par Siebert. Leipzig, 1883 et 1884 (1).

(1) *Note de la 3^e édition.* Cette liste doit actuellement être complétée. Voici les titres de deux ouvrages parus depuis la publication de l'édition de 1884 de notre *Manuel de manipulations chimiques* :

- A. MERMET. *Manipulations de chimie. Métalloïdes.* Paris, 1885.
- E. JUNGFLAISCH. *Manipulations de chimie.* Paris, 1886.

Note de la quatrième édition. Complétons encore par l'indication de deux ouvrages parus depuis 1887.

- EM. FISCHER. *Anleitung zur Darstellung organischer Präparate.* Würzburg, 1893.
- D^r LASSAR COHN. *Méthodes de travail pour les laboratoires de chimie organique.* Paris, Baudry & C^{ie}, 1893.

On pourrait trouver trop élémentaires certains détails de nos manuels, mais nous avons cru nécessaire de les indiquer pour prémunir l'étudiant contre les accidents de tous genres qui peuvent survenir dans les laboratoires de chimie. Quelque soin que nous ayons pris d'attirer l'attention sur ces accidents, il peut s'en présenter une foule d'autres de toute catégorie, amenés à la suite de fausse manœuvre, d'erreur ou de distraction. Quand on voit les chimistes les plus habiles ne pas se trouver à l'abri d'accidents, on peut dire qu'il est impossible de tout prévoir et que, quoiqu'on fasse, on aura encore à enregistrer des accidents plus ou moins graves.

Nous n'avons pu entrer dans le détail des secours à donner en pareil cas. Dans les laboratoires d'enseignement, on trouvera toujours quelqu'un capable de donner les premiers soins. Il n'en est pas de même quand l'opérateur travaille seul; c'est un motif pour redoubler, dans ce cas, de prudence et de soins (1). S'il y a empoisonnement ou complications à craindre, il faut, sans tarder, recourir au médecin.

(1) Il est utile d'avoir dans le laboratoire une boîte de secours contenant les principaux objets nécessaires en cas d'accident : bandelottes roulées et vieux linge, bobine de fil, paquet d'épingles, sparadrap agglutinatif et taffetas anglais, paquet d'ouate hydrophile antiseptique, un flacon de 50 gr. de chlorure ferrique (solution à 20° B), un flacon de 500 gr. de liniment oléocalcaire, etc.

MANUEL THÉORIQUE ET PRATIQUE

DE

CHIMIE OPÉRATOIRE

Objet et Division du cours.

La chimie est essentiellement une science expérimentale.

La nature ne nous offre que peu d'éléments d'observation ; le plus souvent, les corps qui nous environnent sont dans un état stable, résultat des forces qui ont agi antérieurement, et les faits que nous pouvons observer se rapportent surtout à la physique. Si nous n'avions que ce champ d'études, nos connaissances chimiques seraient singulièrement bornées. Heureusement nous avons en notre pouvoir mille moyens de faire naître de nouveaux phénomènes et de les étudier, c'est-à-dire d'expérimenter. Chaque substance, mise en contact successivement avec des corps nombreux, appelés pour cette raison *réactifs*, subit des réactions, c'est-à-dire des phénomènes particuliers

Chimie 1

et apparents, dus aux combinaisons ou aux décompositions qui s'opèrent dans les corps mis en présence.

Le cabinet d'études du chimiste est donc le *laboratoire* où il varie à l'infini ses *expériences*. Soit qu'il veuille vérifier un fait annoncé, ou contrôler par de nouveaux faits, une loi proposée, soit qu'il cherche à agrandir le champ de la science par de nouvelles recherches, le chimiste doit recourir à l'expérience. Le succès de ses recherches dépendra de sa manière d'opérer, de son habileté dans l'art d'expérimenter. Dans une expérience, il n'y a pas seulement le travail de l'intelligence, c'est-à-dire la manière de la concevoir et d'en tirer toutes les conséquences légitimes : il y a encore l'exécution, le travail manuel, dans lequel l'adresse et les soins manuels de tous genres que l'habitude inspire, ont une importance considérable.

Notre but est de faciliter l'acquisition de ces connaissances pratiques, aux étudiants qui suivent les travaux de nos laboratoires.

L'étude des différentes opérations que le chimiste exécute habituellement, la description des appareils qu'il emploie, la connaissance des soins spéciaux que ces sortes de travaux exigent, feront le sujet de la *partie théorique* de ce manuel. Nous nous occuperons ensuite de la préparation des corps. Ces préparations font l'objet des *exercices de chimie pratique* que, depuis la création de nos écoles spéciales à Louvain, nous avons fait faire à nos élèves ingénieurs et que la loi de 1876 a si heureusement introduits dans les programmes d'études universitaires, comme complément des cours de chimie générale. Ce sera la matière de la *partie pratique* de ce livre, ou de la *chimie opératoire* proprement dite.

Pour que ces exercices produisent tous les fruits qu'on est en droit d'en attendre, il est nécessaire que l'étudiant connaisse, d'une part, les propriétés des corps qu'il va mettre en présence et de ceux qui se produiront dans leur réaction, de l'autre, la disposition et l'usage des appareils à employer pour l'opération. Le premier point concerne le cours de chimie générale ; le second est du ressort du laboratoire. Ces sortes de connaissances ne s'acquièrent que par la pratique et notre rôle est de faire connaître à nos élèves ce que la pratique a enseigné à cet égard, de manière à leur éviter des tâtonnements et à les diriger dans l'exécution. Nous espérons que les notions succinctes que nous allons donner concernant ces opérations, les appareils qu'on y utilise et la manière de les employer, leur permettront de surmonter les premières difficultés et les guideront dans leurs travaux.

Il arrive souvent au chimiste de ne pas avoir sous la main, tout ce qui, de prime abord, lui paraît nécessaire pour l'exécution de l'expérience qu'il a en vue ; il importe qu'il apprenne à s'en passer. Il faut, comme a dit un grand chimiste, que l'on sache « *limer avec ^{une} scie et scier avec une lime.* » Le plus souvent on pourra tourner la difficulté, si l'on connaît bien le but de l'opération, la théorie de ce qui se passe et la disposition des appareils usuels.

Enfin, nous adressant à un nombreux auditoire, nous croyons devoir appeler toute son attention sur la nécessité, pour manipuler sans danger, tant pour soi que pour ses voisins, d'étudier les réactions avant de les produire et de prendre toutes les précautions que la prudence exige pour écarter tout danger éventuel. Comme, malheureusement, il reste une marge assez grande pour les accidents véritables,

ceux que l'on ne peut prévoir, il est de toute importance de se mettre en mesure d'éviter ceux dont une étude un peu soignée de ce que l'on va faire montrera la possibilité. Nous ne pouvons trop insister pour que, avant chaque séance du laboratoire, l'étudiant se mette au courant de tout ce qui concerne les travaux qu'il va faire et qu'il n'oublie de prendre aucune des précautions que nous recommandons quand nous donnons les détails des diverses préparations à exécuter.

Une étude préalable, tant au point de vue théorique qu'au point de vue opératoire, des opérations que l'élève va faire, est d'ailleurs indispensable à un autre point de vue : c'est l'unique moyen de profiter largement des exercices pratiques que l'on a institués comme complément du cours de chimie générale.

PARTIE THÉORIQUE

MANIPULATIONS CHIMIQUES.

Description des Appareils qui servent à les exécuter.

Les opérations que le chimiste peut effectuer, sont habituellement divisées en *opérations par voie sèche*, dans lesquelles on emploie les corps à l'état solide et on les fait réagir à l'aide de la chaleur, et en *opérations par voie humide*, dans lesquelles on met en présence, à froid ou à chaud, des corps liquides ou dissous. Il y a aussi des préparations où l'on opère *sous pression* et enfin les manipulations des gaz constituent les *opérations pneumatiques* ou *gazométriques*.

Nous étudierons ces diverses opérations dans l'ordre suivant :

I. OPÉRATIONS PRÉLIMINAIRES.

- a) Travail du verre.
- b) Division mécanique des corps, triage, tamisage.
- c) Pesée des corps solides. — Pesée et mesurage des liquides et des gaz.

II. OPÉRATIONS DE LA VOIE SÈCHE.

- A) *Production de la chaleur.*
- B) *Opérations diverses de la voie sèche.*
 - a) Fusion, moulage, cristallisation par fusion.
 - b) Sublimation, cristallisation par sublimation.
 - c) Calcination, carbonisation.
 - d) Grillage, incinération.
 - e) Coupellation.
 - f) Réduction.

III. OPÉRATIONS DE LA VOIE HUMIDE.

- a) Solution, dissolution.
- b) Précipitation, cristallisation par solution.
- c) Décantation.
- d) Filtration.
- e) Évaporation.
- f) Dessiccation.
- g) Distillation.

IV. OPÉRATIONS SOUS PRESSION.

Appareils utilisés, chauffage.

V. OPÉRATIONS PNEUMATIQUES.

Préparation, purification, conservation et manipulation des gaz.

I. OPÉRATIONS PRÉLIMINAIRES.

a) *Travail du verre.*

La plupart des appareils employés dans le laboratoire comprennent diverses parties de verre que le chimiste doit confectionner lui-même, et le plus souvent, au moment même où il en a besoin. Savoir travailler et façonner le verre est donc une vraie nécessité pour le chimiste qui ne veut pas être enrayé à chaque pas.

Le commerce fournit des tubes de verre de diverses grosseurs et épaisseurs, et d'un mètre environ de longueur. Ce verre est du *verre ordinaire*, silicate double de calcium et de sodium, assez aisément fusible, ou bien du *crystal*, silicate double de plomb et de potassium. Malgré sa fusibilité plus grande, le cristal est rarement employé, par suite de la facilité avec laquelle le plomb qui entre dans sa composition, peut se réduire au contact des gaz réductifs de la flamme et former des surfaces miroitantes, noir bleuâtre, d'un fort vilain aspect et très gênantes. Le cristal est d'ailleurs d'un prix beaucoup plus élevé; aussi, sauf des cas spéciaux, nous n'emploierons que des tubes de verre ordinaire.

CHOIX DU VERRE. Nous choisirons ces tubes en verre bien fusible, d'une belle eau, sans bulles, ni pierres, ni stries, en un mot, d'une vitrification parfaite, qu'annonce généralement un toucher bien lisse, nullement rugueux. Nous aurons soin aussi de ne les employer qu'après nous être *assurés de*

leur *propreté*, tant à l'intérieur du tube qu'à l'extérieur. On emploie dans ce but une petite brosse cylindrique, (fig. 1), vergette ou goupillon, de dimension appropriée au diamètre intérieur du tube à nettoyer.



Le travail de ces tubes exige le plus souvent qu'on les porte à une température assez élevée pour que le verre soit ramolli et façonnable.

SOURCES DE CHALEUR. Nous étudierons ultérieurement au chapitre des opérations par voie sèche, les divers moyens utilisés pour produire la chaleur; nous nous bornerons donc ici à examiner ce qui a rapport au travail du verre. La température nécessaire peut nous être fournie par diverses sources, comme la lampe à alcool, simple ou à double courant, et la lampe Fig. 1 d'émailleur; mais habituellement, on n'utilise dans nos laboratoires que la flamme d'un bec de gaz ordinaire, d'un bec Bunsen simple ou d'un chalumeau à gaz.

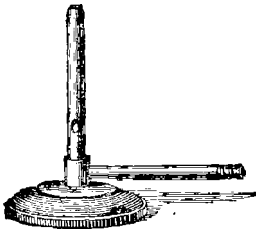


Fig. 2.

La flamme *en papillon* d'un *bec ordinaire*, utilisé pour l'éclairage, sert souvent quand on veut courber des tubes de diamètre ordinaire. Cette flamme chauffe modérément sur une assez grande étendue, mais elle a l'inconvénient de déposer sur la courbure un peu de noir de fumée.

On peut aussi se servir d'une flamme plate, éclairante ou non éclairante, obtenue en surmontant le *bec Bunsen* d'un ajutage spécial.

Le *bec Bunsen* (fig. 2), est formé par un tube central inférieur, à orifice capillaire, dans lequel on fait arriver du gaz d'éclairage au moyen d'un tube en caoutchouc, raccordé à

la distribution. Ce gaz, sortant par l'orifice capillaire, pénètre au bas d'un tube ou cheminée d'une hauteur de 8 à 10 centimètres. Cette cheminée porte en même temps, à sa partie inférieure, un ou deux larges orifices par où l'air, appelé latéralement par le jet du gaz, vient se mélanger à celui-ci; de sorte que, si l'on vient à allumer à la partie supérieure de ce bec, c'est un mélange de gaz et d'air qui s'enflamme et brûle avec une *flamme bleuâtre* très chaude. Dans beaucoup de becs Bunsen, ces ouvertures du bas du tube peuvent être plus

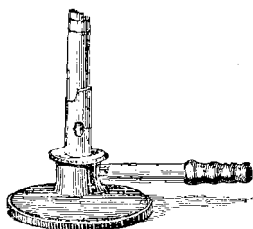


Fig. 3.

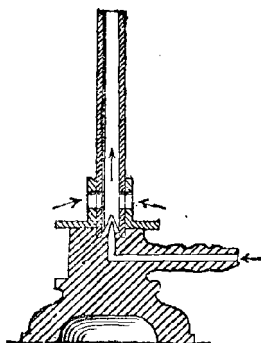


Fig. 4.

ou moins fermées au moyen d'un curseur (fig. 3); la coupe (fig. 4) de ce bec donne d'ailleurs tous les détails nécessaires pour bien comprendre cette disposition. Le curseur permet de régler la venue de l'air : s'il arrive trop d'air, l'inflammation du gaz se propage jusqu'au bas du tube, la *lampe brûle par dessous*, comme on dit habituellement, et ne chauffe guère que le bec, au détriment de l'opérateur, qui court risque de se brûler en prenant la lampe. L'air arrive-t-il, au contraire, en trop petite quantité, la flamme devient éclairante et fumeuse; dans cet état, elle ne chauffe que fort peu

et présente, en outre, l'inconvénient de déposer du noir de fumée sur les objets que l'on y expose.

Pour obtenir une température supérieure à celle que peut fournir le bec Bunsen simple, on peut brûler une plus forte quantité de gaz sous l'influence d'un courant d'air lancé par une soufflerie.

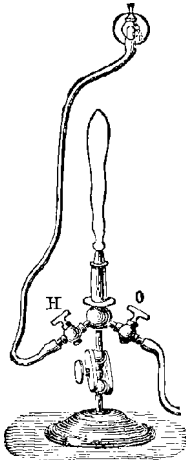


Fig. 5.

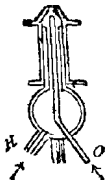


Fig. 6.

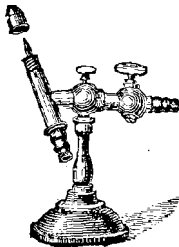


Fig. 7.

Le *chalumeau à gaz* (fig. 5) permet de réaliser cette combustion forcée; il sert le plus habituellement pour le travail du verre. La section (fig. 6) montre la disposition de ce chalumeau : le gaz y arrive par la tubulure H et l'air, lancé par un soufflet, y pénètre par la tubulure O pour aboutir à un tube conique central, à orifice très petit. Cet orifice doit varier de dimension, suivant les flammes que l'on veut obtenir; aussi, les souffleurs de verre font-ils ordinairement cet ajustage en verre. Un curseur à extrémité conique permet, d'ailleurs, de régler la flamme qui doit être maintenue fixe, régulière et peu bruyante. Toute cette partie du chalumeau est assemblée sur un pied, au moyen d'un joint sphérique qui permet de donner au dard du chalumeau telle position que l'opérateur désire. Deux plaques partiellement creusées sont pressées par une vis contre les deux petites sphères du pied et du bec, ce qui fixe l'appareil dans la position voulue. La fig. 7 donne une autre disposition du chalumeau.

Le soufflet qui est employé pour lancer un courant d'air à travers ce chalumeau, doit fournir un courant continu, et, pour ce, il est à deux âmes, ainsi que cela est représenté par la fig. 8, et en coupe par la fig. 9. Un soufflet cylindrique, simple, inférieur, est mû par une pédale et lance, à chaque montée, l'air qu'il contient dans la partie supé-

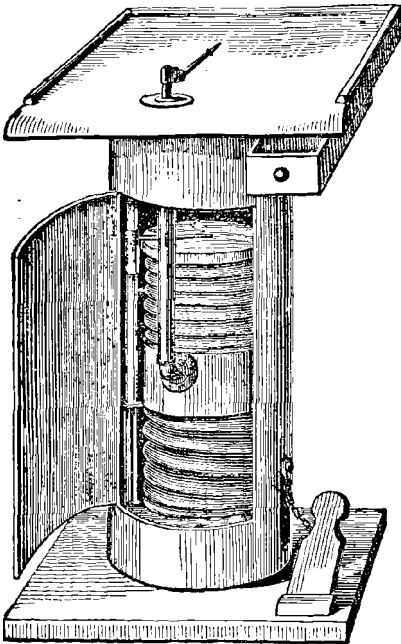


Fig. 8.

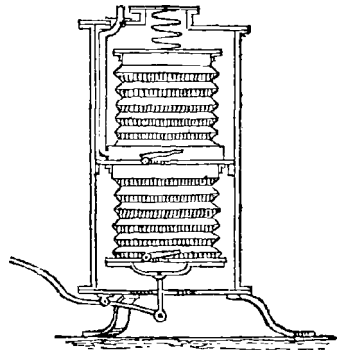


Fig. 9.

rieure, qui sert ainsi de réservoir d'air; un poids placé sur ce réservoir, ou un ressort en spirale, presse l'air qui y est contenu et qui s'échappe alors, en jet continu, par un tube, auquel on raccordera la tubulure O du chalumeau à gaz.

Souvent ce soufflet à pédale a la forme d'un soufflet

ordinaire de forgeron et est fixé sous la table même de travail; cette table ne doit être ni peinte ni vernie mais doit être bien plane. L'opérateur, tout en manœuvrant ce soufflet au moyen du pied, conserve la liberté complète de ses mains.

Dans nos laboratoires, où se trouve une conduite d'eau sous pression, nous ferons souvent usage d'une soufflerie hydraulique qui sera décrite ultérieurement et qui est d'un usage plus commode.

Précautions à prendre pour travailler le verre.

— Une précaution nécessaire est de n'utiliser que des tubes bien *propres* et bien *secs*. On peut nettoyer l'intérieur des

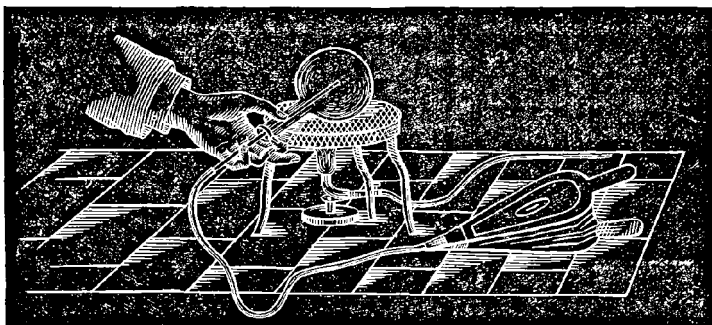


Fig. 10.

tubes au moyen de petites brosses cylindriques très fines (voir fig. 1) ou même avec de l'eau ou de l'alcool, si le diamètre est trop petit; il faut, en tout cas, avoir bien soin de sécher le tube en le tenant incliné au-dessus d'une source de chaleur, ou, si le tube est fermé, en renouvelant l'air au moyen d'un soufflet et d'un long tube effilé pénétrant jusqu'au fond de celui qu'il s'agit de sécher et qu'on chauffe. La fig. 10 représente cette manière de sécher appliquée à la dessiccation d'un ballon.

— Le premier soin du chimiste qui veut travailler le verre, doit être d'obtenir une flamme bien régulière et bien fixe. Pour cela, l'opérateur, commodément assis devant la table de travail, placera le chalumeau devant lui ; la flamme sera dirigée droit en avant et de bas en haut, sous un angle d'une trentaine de degrés. La flamme obtenue doit être un peu bruyante, bien régulière et non tremblante ; elle sera d'ailleurs de grandeur variable suivant le travail à faire.

— Le tube à travailler étant bien propre, l'opérateur, les deux avant-bras appuyés sur le bord de la table, tient le tube horizontalement de la main droite en le faisant tourner entre le pouce, d'une part, et les doigts, d'autre part. La main gauche soutient le tube de l'autre côté de la flamme, et, dans bien des cas, aide aussi au mouvement de rotation qui est *toujours* imprimé, sans hâte d'ailleurs, à tout tube que l'on chauffe (fig. 11).

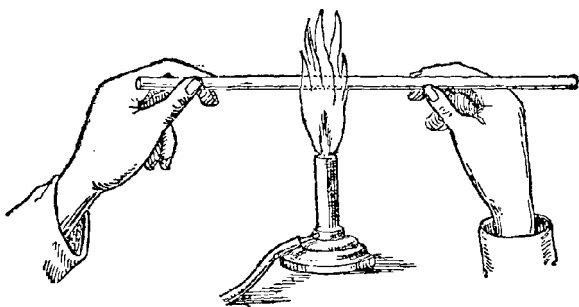


Fig. 11.

— Quand on travaille des tubes minces, on peut sans inconvénient les introduire directement, même dans la partie la plus chaude de la flamme c'est-à-dire à l'extrémité extérieure du cône bleuâtre ; mais il n'en serait pas de même si les parois du tube sont quelque peu épaisses ; alors, on

doit prendre la précaution de le tenir pendant quelques instants, toujours en le faisant tourner, à quelque distance de la flamme et dans la direction de celle-ci. Plus les parois des tubes seront épaisses, plus il y aura de précautions à prendre pour l'échauffement.

Dès que le verre est échauffé à un point suffisant, on sent qu'il se ramollit et l'on voit l'extrémité de la flamme du chalumeau se colorer, de plus en plus, en jaune, par suite du sodium contenu dans le verre.

Les différentes opérations ne demandent d'ailleurs pas le même degré de ramollissement ni de chaleur; la pratique seule peut renseigner à cet égard. J'ajouterai seulement que la réussite de la plupart des opérations dépend essentiellement de la manière de chauffer le verre et qu'il ne faut pas espérer réussir dès la première fois.

— L'objet étant confectionné, on le retire graduellement de la flamme en continuant de tourner jusqu'à ce que le verre soit devenu consistant et suffisamment refroidi. Cette transition doit être d'autant plus lente que l'objet est à parois plus épaisses et plus inégales. On évitera aussi de déposer l'objet encore chaud sur des corps humides ou froids, surtout s'ils sont bons conducteurs du calorique. Parfois même l'on prendra la précaution de recouvrir l'objet façonné d'une couche de noir de fumée, ce qui amènera un refroidissement plus régulier.

Ces précautions générales étant connues, examinons maintenant, en détail, les opérations fondamentales du souffleur de verre.

Ce sont : 1) *couper* un tube, 2) le *border*, 3) l'*évaser*, 4) l'*effiler*, 5) l'*étrangler*, 6) le *courber*, 7) le *sceller*. 8) le *souffler*, 9) le *percer* et 10) le *souder*.

Manière de couper les tubes. On peut couper un tube en déterminant une solution de continuité dans la surface, un trait, au moyen d'une lime, d'un couteau en acier fortement trempé ou d'un diamant. La rupture est, ensuite, déterminée par un coup sec ou, le plus souvent, en le tirant suivant son axe, tout en cherchant à le plier. Pour les tubes de gros diamètre, il faut faire l'entaille sur tout le pourtour du tube et souvent même s'aider d'un changement brusque de température en utilisant un dard effilé de chalumeau ou un charbon ardent. Le charbon de bois ordinaire convient peu, il s'éteint vite et fatigue beaucoup; on se servira avec plus d'avantage d'un charbon artificiel (1) dont la combustion se fait régulièrement, lentement et sans qu'il soit besoin de souffler. On a aussi des diamants montés spécialement pour faire le trait sur tout le pourtour à l'intérieur, et de cette manière les gros tubes se coupent fort aisément.

Quand on doit couper des objets de plus grande dimension et à parois minces, détacher par exemple des fonds de cornue pour en faire des capsules, etc., on déterminera

(1) Voici la manière de confectionner un semblable charbon :

1° 40 grammes de gomme arabique sont dissous dans de l'eau, de manière à occuper 100 centimètres cubes.

2° 16 grammes de gomme adragante sont dissous à l'eau bouillante de manière à occuper 125 centimètres cubes.

3° On dissout 16 grammes de benjoin dans 15 d'alcool à 85°.

Ces solutions sont mélangées avec soin, en remuant le tout dans un mortier; on y ajoute 100 à 110 grammes de charbon de bois tendre passé au tamis de soie et l'on travaille la masse de façon à obtenir une pâte cohérente et bien homogène, qu'on roule en bâtons de 8 à 10 millimètres de diamètre, entre deux plaques de verre saupoudrées de charbon de bois. On laisse ensuite sécher lentement.

d'abord une solution de continuité par un trait de lime, de couteau ou de diamant puis, au moyen du charbon ardent, on conduira lentement la cassure dans telle direction qu'on le désirera.

Manière de border un tube. Quand on a coupé un tube, les arêtes de la section sont le plus souvent tranchantes et il faut toujours les rabattre au moyen de quelques coups de lime ; parfois même on usera les bords à la meule pour les régulariser ; mais, l'extrémité du tube sera bien plus solide, si l'on prend la précaution de border le tube, c'est-à-dire de ramollir les arêtes jusqu'à commencement de fusion.

Pour cela, l'extrémité du tube est introduite dans la flamme du chalumeau, on tourne le tube et quand l'extrémité de la flamme est devenue bien jaune, le tube est alors au rouge et on peut le retirer : toutes les arêtes saillantes ont disparu. On doit éviter d'ailleurs de chauffer trop fort ou trop longtemps de peur de rétrécir l'orifice du tube.

Manière d'évaser un tube. On a souvent besoin d'avoir des tubes à ouverture évasée ; pour les obtenir, le tube étant coupé à section bien droite, on échauffera l'extrémité,

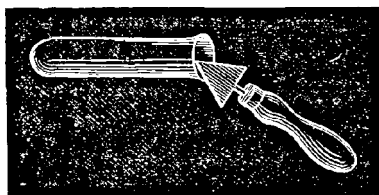


Fig. 12.

comme s'il s'agissait de border, mais à un degré de température un peu plus élevé. Puis, tenant le tube de la main gauche, on le retire de la flamme pendant qu'on tient de la main droite une espèce de couteau, dont la pointe forme un angle d'une cinquantaine de degrés ; on place cette pointe obliquement contre l'intérieur du bord à évaser, (fig. 12),

on fait tourner ensuite le tube sur lui-même, sans le dévier de sa position primitive, mais en pressant légèrement contre la pointe du couteau. La rotation de ce tube demande assez d'habileté, il faut avoir soin que l'axe du tube reste toujours bien en place et dans la même direction, sinon l'évasement serait irrégulier.

Dans certains cas, au lieu d'un couteau, on peut, pour plus de facilité, prendre un morceau de charbon de bois, dont l'extrémité est taillée en forme de cône. Le tube étant chauffé, on introduit le cône dans l'extrémité à évaser et l'on tourne le charbon rapidement sur lui-même tout en donnant au charbon une faible pression.

Enfin, on peut aussi remplacer ce cône en charbon par une petite cage conique formée de fil de fer assez rigide. Ce petit outil est cependant moins aisé à manier que le cône en charbon.

Manière d'effiler un tube. On peut avoir à effiler un tube ou en son milieu ou à son extrémité. Pour l'effiler au milieu, on chauffe le tube, en le tournant continuellement dans la partie la plus chaude de la flamme, de manière à l'amener à la température rouge-cerise; on l'ôte alors de la flamme sans cesser de le faire tourner, puis, on l'étire, *sans hâte ni précipitation*, en ligne droite, de manière que les deux bouts de tube et la partie effilée soient bien sur le même axe.

Pour effiler un tube à son extrémité, il faut chauffer le bout, puis en approcher alors un petit bout de tube de verre que l'on y fait adhérer; ensuite on opère comme ci-dessus.

Remarquons, d'ailleurs, que, dans l'un et l'autre cas, la partie effilée sera d'autant plus régulière qu'une plus grande partie du tube aura été effilée; c'est donc la grandeur de la flamme du chalumeau que l'on devra régler en conséquence.

Chimie 2

Manière d'étrangler un tube On peut arriver à diminuer le diamètre intérieur du tube, tout en conservant le diamètre extérieur, en chauffant le tube dans la zone où l'on veut opérer l'étranglement. Le tube étant chaud, on presse légèrement les deux extrémités l'une contre l'autre, un bourrelet se forme; on continue à chauffer au rouge cerise puis, plaçant le tube sur une planche bien plane et non peinte, on le fait rouler sur lui-même de manière à l'avoir bien droit

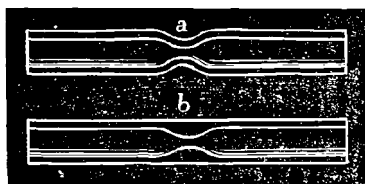


Fig. 13.

et à faire disparaître le bourrelet *b*, (fig. 13). Un peu d'habitude est nécessaire pour bien juger de la grosseur à donner au bourrelet : s'il est trop gros, le tube s'obstruera complètement.

On peut aussi étrangler un tube en conservant la même épaisseur à la paroi du tube; on chauffe celui-ci et on l'étrécira très légèrement dans la flamme même; l'étranglement sera ainsi fort vite obtenu, *a*, (fig. 13).

Manière de courber un tube. C'est une des opérations qu'on a le plus souvent à faire. Pour courber les tubes, on emploie avec avantage la flamme en papillon des becs ordinaires d'éclairage, qui donne le plus aisément des courbures bien faites, ou bien des becs Bunsen munis d'un ajustage spécial donnant une flamme plate, bleue ou éclairante. Pour les tubes de diamètre ordinaire qui servent pour le dégagement des gaz, il suffit de maintenir dans le haut de la flamme, en tournant constamment le tube, et de manière à échauffer régulièrement, une longueur de tube de quelques centimètres. Le tube bien ramolli est retiré de la flamme et on lui donne la courbure voulue en tenant la concavité de

l'angle formé par les deux extrémités tournée vers l'œil de l'opérateur. Cette dernière observation est surtout importante quand il s'agit de courber un tube plusieurs fois sur lui-même; c'est la seule manière d'éviter les plans gauches, c'est-à-dire d'obtenir que tous les éléments du tube coudé soient dans un seul et même plan.

Sauf les cas exceptionnels, il faut éviter de faire des courbures trop vives et trop courtes; il est préférable de réunir les deux côtés droits du tube par une courbure en arc de cercle, ce qui se fait fort aisément avec le bec en papillon et ce que l'on peut aussi obtenir, quoique plus difficilement, avec le bec Bunsen, en chauffant et courbant à plusieurs reprises. De la sorte, on évite toute diminution de section du tube courbé.

S'il s'agit de courber des tubes de plus forte dimension il faudra souvent, pour bien réussir, fermer une extrémité du tube, effiler l'autre, faire comme ci-dessus, puis, tout en courbant, souffler légèrement par la partie effilée de manière à éviter les plissements du tube. On fera d'ailleurs disparaître ces inégalités et on régularisera ainsi la section intérieure en réchauffant, au chalumeau à gaz, les parties vicieuses puis en soufflant avec précaution jusqu'à avoir relevé la partie aplatie.

Manière de sceller un tube. Pour sceller un tube à son extrémité, il suffit, pour les tubes de mince diamètre, d'exposer, en tournant, le bout du tube à la flamme; les bords fondent, se rapprochent de l'axe du tube et le tube est vite fermé.

Seulement, si l'on se borne à cela, il y aura trop de verre à l'extrémité scellée et souvent même le simple refroidissement amènera une rupture. On fera donc bien de fermer le tube en effilant légèrement d'abord, puis, faisant fondre au dard de la flamme la partie effilée et détachant l'excédant. La partie

scellée est alors en pointe et il y a, au bout de cette pointe, une petite boule de verre massif. On chauffe cette extrémité, puis on souffle *légèrement* afin d'éviter une trop grande accumulation de verre que l'on répartit uniformément. De la sorte on obtient un verre scellé à son extrémité d'une façon

régulière et dont les parois, à la partie scellée, ne seront pas plus épaisses qu'ailleurs. La fig. 15 représente en *a, b, c*, les phases de cette opération.



Fig. 14.

On a parfois besoin de sceller un tube aux deux extrémités, soit pour conserver certaines substances ou pour obtenir certaines réactions. Un tube ayant été scellé, avec toutes les précautions possibles, une extrémité sera effilée en étirant sur une petite longueur; cela étant fait, on laissera bien refroidir. Puis, la substance ayant été introduite, il s'agit de sceller : ce que l'on fera au moyen d'un dard fin du chalumeau dirigé sur la partie effilée *e*, fig. 14, du tube. Si le tube renferme un liquide bouillant à basse température, on devra prendre des précautions spéciales pour éviter l'échauffement de ce liquide pendant l'opération.

Manière de souffler une boule. Pour souffler une *boule au bout d'un tube*, on prend le tube de la main droite renversée, c'est-à-dire le dos vers la table, et l'on chauffe, en tournant toujours le tube sur son axe, en 1, à trois ou quatre centimètres de son extrémité. Le verre se ramollit bientôt, puis de la main gauche on saisit cette extrémité, on étire légèrement, puis, avec le dard du chalumeau, on coupe la partie effilée qui

se scelle. L'on chauffe ensuite l'extrémité pointue, 2, de manière à arrondir cette extrémité où le verre tend à s'épaissir. On continue à tourner l'extrémité dans la flamme du chalumeau jusqu'à ce que le verre soit au rouge blanc vif; on sort alors le

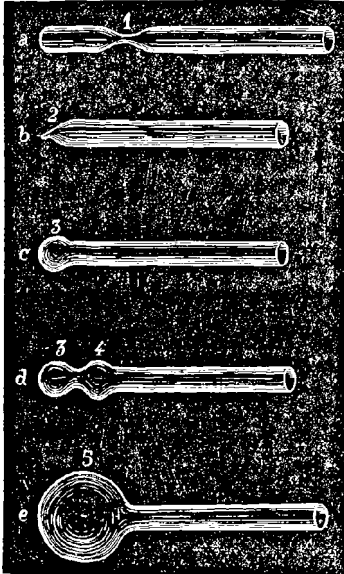


Fig. 15.

tube de la flamme et, toujours en tournant, on souffle légèrement de manière à produire un renflement sphérique au bout du tube, renflement que l'on portera à un diamètre double de celui du tube, 3, *c* (fig. 15).

Cela fait, on reportera le tube dans la flamme de manière à l'échauffer tout contre la petite boule qui y existe déjà et, sans discontinuer de tourner, on arrive à donner à cette partie du tube une température rouge vif, avec ramollissement qu'un peu d'habitude permet vite

d'apprécier; on retire le tube et, en le tournant toujours, on souffle de manière à produire un nouveau renflement, 4, *d*, (fig. 15).

On a ainsi accumulé une masse de verre suffisante pour la boule qu'on veut obtenir. On reporte alors ces deux petites boules accolées l'une à l'autre dans la flamme du chalumeau que, pour cela, on fait un peu plus large. Toute cette masse de verre étant bien échauffée et ramollie, on la retire sans

discontinuer de tourner et l'on souffle, sans précipitation et parfaitement à son aise, sans souffler trop fort ni tourner trop vite; on obtient ainsi la boule 5, *e*, (fig. 15). Pour éviter de se fatiguer les poumons, on soufflera comme on doit le faire avec le chalumeau à bouche, par la pression des joues.

De la sorte, avec quelqu'exercice, on arrivera vite à souffler des boules de quelques centimètres de diamètre. Les différentes phases de l'opération sont représentées par les lettres *a*, *b*, *c*, *d*, *e* de la fig. 15.

Notons que si le verre n'est pas régulièrement chauffé et que si l'on ne prend pas la précaution de souffler hors de la flamme, le renflement est irrégulier. Il en est de même si l'on ne tourne pas en soufflant, car alors le courant d'air

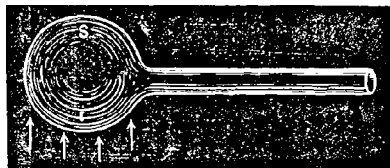


Fig. 16.

vient refroidir le dessous, *i*, plus que le dessus de la boule et celle-ci se souffle déformée vers le dessus, *s*, comme l'indique la fig. 16.

Souffler une boule au milieu d'un tube est une opération déjà plus difficile, car l'on doit arriver à centrer exactement la boule sur l'axe des deux bouts du tube. Pour réussir cette opération, on étirera d'abord une extrémité du tube à 6 ou 8 centimètres et l'on scellera l'extrémité effilée 1, (fig. 17); puis après quelques instants de refroidissement, on prend le tube de la main droite, entre les doigts d'une part et le pouce de l'autre, le dos de la main tourné vers la table, puis de la main gauche on *soutient* l'extrémité effilée entre le pouce et l'index *sans la fixer*, l'extrémité effilée pouvant tourner dans le pli de jonction du pouce et de l'index. On peut ainsi faire tour-

ner très régulièrement le tube dans la flamme, et dès que la température suffisante est atteinte, on porte à la bouche, par un mouvement rapide et aisé, l'extrémité ouverte tenue par la main droite, en maintenant les deux bouts du tube sur

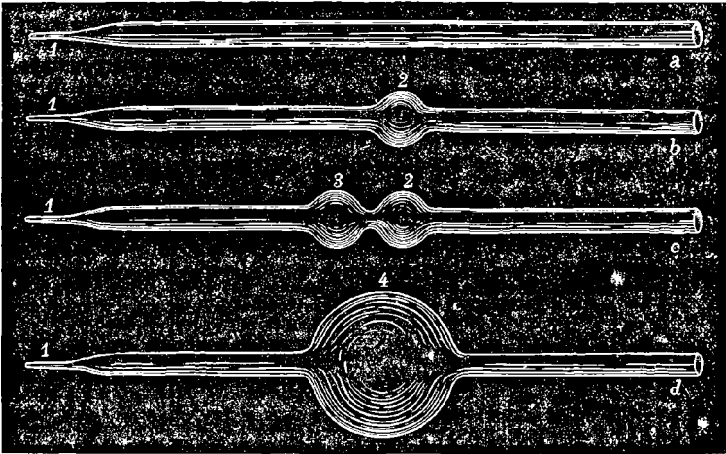


Fig. 17.

le même axe et en tournant toujours, on souffle un petit renflement, 2, (fig. 17) d'un diamètre double environ de celui du tube. On reporte dans la flamme le tube pour échauffer tout à côté de ce premier renflement et on fait de même un second renflement, 3, (fig. 17).

On élargit alors la flamme, en laissant arriver un peu plus de gaz, on échauffe bien la partie intermédiaire en continuant de tourner; les deux renflements se ramollissent et l'on souffle de nouveau pour n'avoir plus qu'une seule boule, 4, (fig. 17) dont le verre sera bien épais et bien régulier.

On pourra avoir une boule aplatie ou allongée si, en soufflant, on presse et on étire un peu au moyen de la main gauche.

Pour souffler une *boule entre deux pointes*, on prendra un tube assez gros qu'on effilera à ses deux extrémités en 1 et 2,

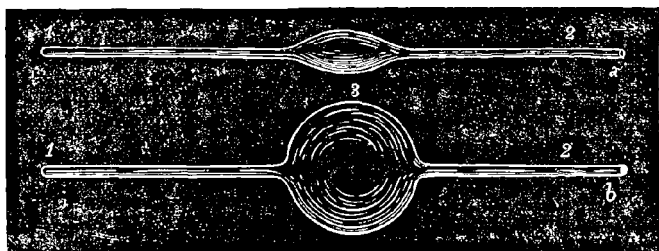


Fig. 18.

en laissant une partie de 1 à 2 centimètres de tube, à diamètre non réduit (fig. 18). De ces parties effilées ayant 8 à 10 centimètres de longueur, une est scellée, en 1, l'autre est ouverte.

On chauffe, en tournant, la partie du tube dont le verre épais va servir de matière à la boule et l'on obtient comme précédemment, soit directement, soit en passant par deux boules plus petites, une boule soufflée entre deux pointes. Les phases par lesquelles on doit passer sont représentées en *a* et *b* (fig. 18).

Manière de percer un tube. Si le tube ou l'objet à percer est à paroi très mince, on peut le percer en prenant une petite baguette de verre plein dont on chauffe une extrémité au rouge blanc et qu'on applique aussitôt sur la partie, un peu chauffée à l'avance, qui doit être percée et qui y adhère de suite. On laisse refroidir, on donne

un petit coup sec, la petite baguette se détache emportant avec elle toute la partie où elle adhérait. Les angles du trou sont alors tranchants et en les présentant à une flamme douce, on en fait fondre les arêtes. Au lieu de laisser refroidir la baguette, on peut étirer; il se forme ainsi une petite tubulure (fig. 19) que l'on coupe et dont l'ouverture peut être régularisée à la lime ou à la flamme.

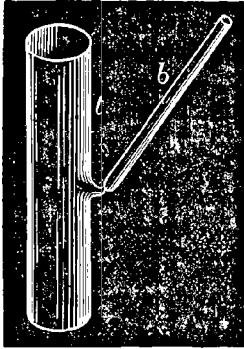


Fig. 19.

On peut cependant opérer plus sûrement et plus rapidement, en exposant directement à un dard affilé la place où l'on veut percer. On souffle alors légèrement, après avoir scellé ou bouché l'autre extrémité du tube, et il se produit un petit renflement, 1, (fig. 20).

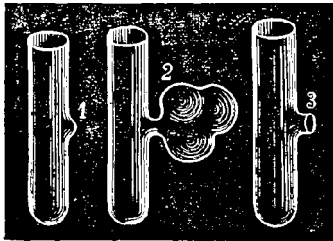


Fig. 20.

On expose de nouveau cette proéminence à la flamme en soufflant lentement pendant que cette partie est échauffée, le trou se perce très vite.

Au lieu de souffler pendant que l'objet est encore dans la flamme, on peut échauffer fortement l'extrémité du renflement produit, puis retirer et souffler avec force; il se produit une boule irrégulière, 2, (fig. 20) qui crève et le tube est percé, 3, (fig. 20); on enlèvera les bavures à la lime ou sur une meule à aiguiser.

Quand l'objet à percer est à parois épaisses, aucun de ces moyens ne réussit et il faut alors recourir au forêt, avec inter-

médiaire d'huile de thérébenthine. C'est une opération que l'on ne fait guère dans les laboratoires,

Manière de souder les tubes. Pour cette opération, plus encore que pour les précédentes, il faut autant que possible éviter de souder des espèces de verre différentes ; le retrait n'est pas le même au refroidissement.

Deux tubes peuvent être soudés l'un à l'autre, soit bout à bout, soit à angle droit.

Si l'on veut souder bout à bout deux tubes de même diamètre, on effile et on ferme une des extrémités d'un des tubes à souder, puis étant coupés bien droit, 1, (fig. 21) on les chauffe jusqu'au rouge franc, on les juxtapose en pressant

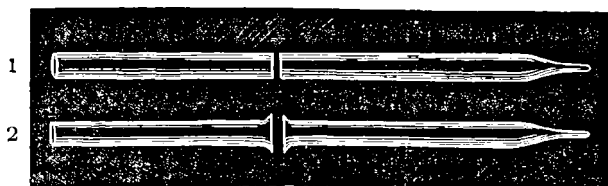


Fig. 21.

légèrement, en ayant soin de les conserver dans le même axe et ils se soudent. On peut aussi évaser d'abord les extrémités des tubes à souder, comme l'indique la partie inférieure, 2, de la figure.

On chauffe ensuite la suture en tournant dans le dard du chalumeau ; le verre s'étant bien ramolli, on souffle légèrement un commencement de boule, puis on étire peu à peu en tournant le tube, de façon à conserver l'uniformité dans le diamètre. Une soudure opérée de la sorte est solide et ne craint pas les variations de la température.

Si les deux tubes à souder sont de diamètres différents, on étirera le plus gros de manière à le ramener au diamètre

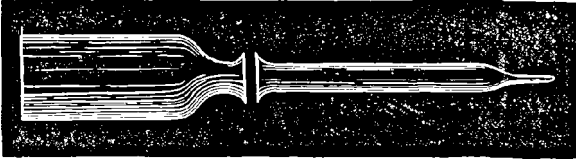


Fig. 22.

du plus petit (fig. 22). Ayant coupé le tube en cette place, on continuera comme pour la suture de deux tubes de même diamètre.

S'agit-il de souder un tube sur un autre à angle droit, on étire d'abord une des extrémités du tube principal ou le plus gros, et l'on scelle cette extrémité du tube effilé (fig. 23).

On expose ensuite, à la pointe du dard du chalumeau, la place du tube sur laquelle doit se souder le tube secondaire, puis, le verre y étant bien au rouge, on souffle légèrement pour y produire une proéminence; on expose de nouveau

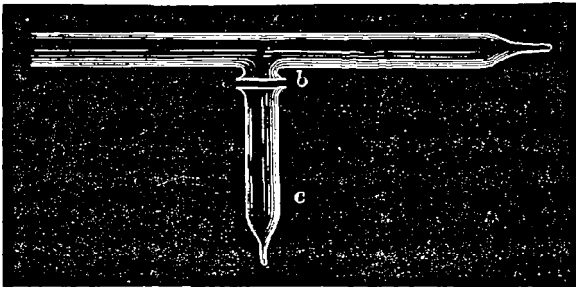


Fig. 23.

l'extrémité de cette proéminence au dard du chalumeau et l'on souffle en tenant le tube dans la flamme pour *percer* le tube. Cela étant fait, *b* (fig. 23), on prend de la main droite le petit

tube à souder qui est ouvert à son extrémité effilée, et de la main gauche le tube principal dont l'extrémité ouverte est fermée par l'index. Les deux parties à souder sont mises dans la flamme et quand elles sont bien rouges, on les accole; puis retirant le tout ensemble, on souffle légèrement par le tube *c* tenu de la main droite, en étirant un tant soit peu.

S'il arrivait que la soudure ne fut point parfaite, on pourrait y remédier : la pointe du dard du chalumeau ayant échauffé la partie défectueuse, on pourra d'ailleurs régulariser la forme en soufflant avec précaution comme il vient d'être dit. Il va sans dire que, pendant tout ce temps, l'index de la main gauche doit maintenir fermée l'extrémité ouverte du tube principal. Cette ouverture pourrait aussi être obstruée par un petit bouchon, un peu de cire ou autrement.

Si, après avoir opéré la soudure de deux tubes ou d'un tube à un autre objet creux, il arrivait qu'une ouverture restât béante et qu'on ne pût la fermer par simple refoulement, on pourrait y remédier en y appliquant un peu de verre au moyen d'un tube auxiliaire chauffé jusqu'à avoir sa pointe à l'état de fusion. On réchauffe ensuite toute la suture, on souffle et on étire légèrement pour régulariser les épaisseurs de verre, ce qui est essentiel pour avoir des soudures durables.

On peut avoir à *souder un tube à une boule*. Pour cela, la boule doit être en verre assez épais, on la présente à l'extrémité du dard du chalumeau pour chauffer la place où le tube doit y être soudé, puis on la retire et on souffle légèrement pour produire une proéminence; on chauffe de nouveau le sommet en soufflant sans retirer de la flamme et on perce ainsi la boule. Le tube à souder est alors chauffé à son extrémité, ainsi que les bords de l'orifice fait à la boule; on accole; on réchauffe;

puis, fermant le tube de la boule au moyen de l'index et retirant de la flamme, on souffle légèrement en étirant, comme s'il s'agissait de la soudure de deux tubes ordinaires.

On peut aussi *souffler des tubulures* sur la boule d'une autre manière. On prend une baguette de verre plein qu'on chauffe jusque commencement de fusion et on applique l'extrémité ainsi fondue sur la boule, à l'endroit où l'on veut avoir une tubulure; on souffle ensuite dans la boule en tirant la baguette avec précaution. On peut ainsi, avec quelque exercice, donner les formes les plus variées.

Quand on aura acquis assez d'habitude pour réussir les opérations fondamentales que nous venons de passer en revue, on pourra, sans difficulté, confectionner des appareils divers plus ou moins compliqués. Mais qu'on n'oublie pas que, si le travail du verre n'est point difficile, il exige la connaissance de divers tours de mains qu'on ne peut décrire et que la pratique permet seule d'acquérir. Il faut donc s'exercer.

Montage des appareils.

Maintenant, que nous savons couper, courber, etc., les tubes qui sont nécessaires dans le montage des appareils destinés aux préparations chimiques, disons quelques mots de l'assemblage des diverses parties de ces appareils.

Le plus souvent les tubes sont réunis aux appareils au moyens de bouchons ou de tubes en caoutchouc.

Les *bouchons* sont en liège ou en caoutchouc; ils servent à boucher les appareils ou à y fixer les tubes. Les bouchons en caoutchouc sont employés par le chimiste tels que le commerce

les livre : ils sont d'un usage fort commode et nous ne nous en occuperons pas davantage. Les bouchons de liège doivent être façonnés par le chimiste pour l'usage auquel ils doivent servir; ainsi, le commerce nous les fournit généralement cylindriques, de divers diamètres. Pour le bouchage, il faut que les bouchons puissent pénétrer facilement dans les goulots et fermer hermétiquement. Pour cela, il est bon de les



Fig. 24.

tailler coniquement, avec cette précaution cependant que la *conicité* soit *faible* (fig. 24); le petit diamètre du bouchon devant être égal au diamètre intérieur du goulot qu'il s'agit de boucher, la hauteur du bouchon sera de 1 1/2 à 2 fois ce même diamètre. Si la conicité est trop forte, le bouchon ne reste pas fixé sur le goulot et se soulève de lui-même par suite de l'élasticité du liège. Quoiqu'il en soit, on le façonne en coupant au moyen d'un couteau large et bien tranchant, en observant qu'il faut, en coupant, donner un mouvement oblique de va et vient au couteau; *on scie plutôt qu'on ne coupe.*

On peut, si c'est nécessaire, régulariser la surface coupée au moyen d'une *râpe* ou espèce de lime plate, à larges entailles. On peut même, au moyen de cette râpe, se dispenser du couteau. Dans l'un comme dans l'autre cas, il est nécessaire de donner une section bien circulaire au bouchon, lequel doit d'ailleurs être choisi bien sain, sans fissure ni raies noires et, autant que possible, bien homogène dans toute sa masse.

Le liège est souvent dur et est alors difficilement intraduit dans la tubulure qu'il doit occuper : on lui donnera la

souplesse nécessaire, en le pressant entre les doigts, entre des pinces spéciales (fig. 25), ou dans des presse-bouchons de diverses formes (fig. 26).

Quand le bouchon doit servir à relier un tube à un goulot ou tubulure d'un appareil, il faut d'abord percer le

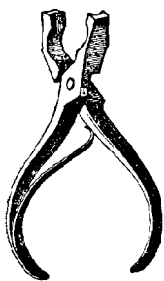


Fig. 25.



Fig. 26.

bouchon d'un trou d'un diamètre un peu plus faible que celui du tube qui doit y pénétrer, afin que le tube y entre à *frottement doux* et qu'il ne laisse aucun interstice entre lui et le bouchon. Le frottement ne doit pas être trop dur, parce qu'alors il n'est pas rare qu'on casse le tube en voulant le faire entrer dans le trou du bouchon, et souvent alors l'opérateur se blesse plus ou moins gravement. Nous recommandons, par conséquent, de bien faire attention à cette opération, qui est *une de celles qui occasionnent le plus d'accidents*

aux commençants; une bonne précaution est de tenir le tube à introduire *entre le pouce et la deuxième phalange de l'index*, parallèlement à cette phalange, et *jamais dans la paume de la main*. On est souvent tenté d'opérer de cette dernière manière, surtout quand les tubes sont coudés : *rien n'est plus dangereux*. Notons aussi que la courbure n'est pas toujours bien faite et que le verre y est par conséquent peu résistant; on ne doit donc *jamais* presser le tube dans le bouchon en le tenant par la partie courbée.

Les trous dans le bouchon se font de diverses manières : ou bien au moyen du *perce-bouchons*, ou au moyen de la lime ronde, dite *queue de rat*. Nous ne mentionnerons la tige de

fer chauffé au rouge que pour dire que le fer chaud carbonise le bouchon sur une épaisseur plus ou moins forte et lui fait perdre son élasticité, justement dans la place où elle doit être la plus grande pour que le tube soit fixé d'une manière bien étanche sur le bouchon.

Le perce-bouchons est un outil fort commode et qui, entre les mains d'un chimiste soigneux, se conserve longtemps en bon état. Le perce-bouchons est essentiellement un tube étiré en tôle mince, de laiton généralement : une des extrémités de ce tube est aiguisée et bien tranchante ; l'autre extrémité a ses bords ou bien retournés ou bien munis d'une petite plaque

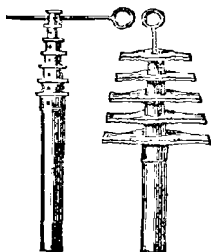


Fig. 27.

soudée perpendiculairement au tube, l'ouverture de celui-ci restant libre. Divers tubes de ce genre, de diamètre de plus en plus petit et pénétrant l'un dans l'autre, forment une série qu'on désigne aussi sous le nom de *perce-bouchons*. La fig. 27 en représente deux variétés. Il y a des petits outils spéciaux qui permettent de les aiguiser aisément

S'il s'agit de percer un bouchon, on choisit d'abord dans la série un perce-bouchons d'un diamètre un peu moindre que celui du tube qui doit pénétrer dans l'ouverture et le tenant de la main droite, on le place sur le liège, tenu de la main gauche, au point où le trou doit être percé, et dans la direction que le trou doit avoir ; puis, on presse le tube tranchant en le faisant tourner sur lui-même d'un mouvement de va-et-vient. Le tube métallique pénètre ainsi dans le bouchon et en enlève un cylindre de liège qui se loge dans son intérieur ; on peut alors retirer le tout et le bouchon est percé. Le perce-bouchon

est ensuite débarrassé du morceau de liège au moyen d'une tige rigide. Si le trou fait dans le liège est de diamètre assez grand, on en retire ainsi un morceau cylindrique, qui pourra parfois servir pour boucher des orifices de petit diamètre.

Cet appareil fort commode ne peut cependant être utilisé dans un laboratoire où se trouvent de nombreux élèves commençant l'étude de la chimie et nous préférons mettre entre les mains de ceux-ci la petite lime ronde, dite *queue de rat*. Cette lime bien effilée, d'un diamètre maximum de 5 à 6 millimètres, s'enfonce aisément à travers le bouchon (1) dans la place et dans la direction que doit avoir le trou ; on retire

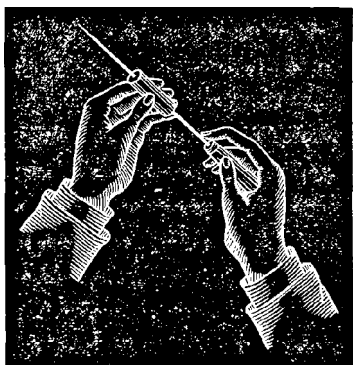


Fig. 28.

ensuite la lime, on l'enfonce de nouveau et en quelques coups, le bouchon est percé ; on agrandit alors le trou jusqu'au diamètre désiré en limant le bouchon (fig. 28), qu'on fait d'ailleurs tourner sur lui-même, de manière à avoir un trou bien cylindrique et bien centré.

Il est à recommander de faire d'abord le ou les trous dans le bouchon avant d'ajuster celui-ci sur le goulot ou sur la tubulure qui doit le recevoir.

Les tubes servent souvent à faire communiquer diverses

(1) Le commerce fournit aussi de petites limes rondes spéciales, dont l'extrémité est taillée comme une vis à bois bien effilée. Ces limes permettraient de percer plus aisément le bouchon, mais la pointe est bien fragile et elles coûtent trop cher pour qu'on les conseille.

parties d'appareil. Quand des raisons spéciales ne s'y opposent pas, il est préférable que ces diverses parties ne forment pas un tout rigide, mais soient au contraire reliées par des joints flexibles. Au lieu de mettre un seul tube en verre reliant les deux parties, on fera mieux d'adapter un tube à chacune, puis de réunir les extrémités de ces deux tubes par l'intermédiaire d'un bout de tuyau de caoutchouc, d'un diamètre approprié à celui des tubes qu'il s'agit de joindre. Si les deux tubes sont de même diamètre, il n'y a guère de difficulté. Si l'un de ces tubes est plus gros que l'autre, le tube de caoutchouc devra cependant serrer sur le petit et pouvoir encore se placer sur le gros; c'est dans ce cas surtout qu'il faut avoir soin de border (voir page 16) les extrémités des tubes, si l'on ne veut s'exposer à déchirer le tuyau de caoutchouc.

Si le tube de caoutchouc est un peu trop large, il ne serre plus sur le tube de verre et le joint n'est pas étanche. On peut le rendre étanche au moyen d'une ficelle qui permettra de fixer d'une manière solide et hermétique le tuyau élastique sur le tube de verre.

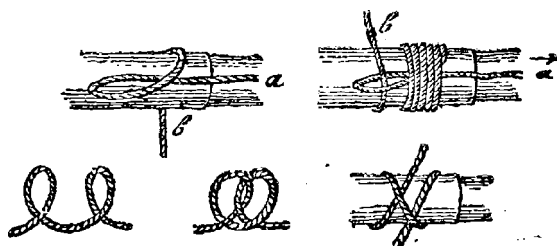


Fig. 29.

La manière de placer cette ficelle sur le tube est indiquée par les deux croquis supérieurs de la fig. 29. Le brin *a* étant

placé le long du tube, on forme une boucle de manière à repasser le bout *b* par au dessus du brin *a*. On serre ensuite plusieurs tours de ficelle et l'on passe le bout *b* dans la boucle, puis on tire par le bout *a* jusqu'à ce que le brin *b* ait pénétré sous les spires serrées; on coupe alors les deux bouts et le joint obtenu est propre et fort solide.

On peut aussi opérer plus simplement, comme l'indiquent les trois phases figurées au bas de la figure ci-dessus; mais le joint n'est guère aussi solide que le précédent.

Pour fixer solidement un bouchon sur le goulot d'un appareil, on peut utiliser le nœud que l'on emploie pour les

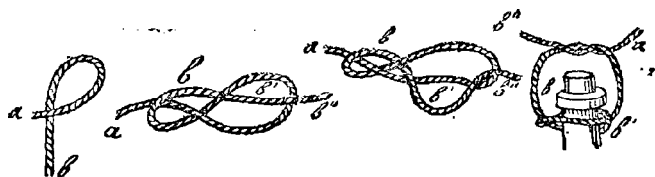


Fig. 30.

bouteilles à bière : la fig. 30, en indiquant les divers degrés d'avancement de la confection du nœud, le feront comprendre plus aisément qu'une longue explication.

OBSERVATIONS GÉNÉRALES. Pour être bien fait, le montage des appareils exige des soins matériels de tous genres. On peut se poser comme règle d'avoir un appareil qui réponde au but que l'on veut atteindre aussi complètement et aussi simplement que possible.

Pour cela, quand, pour la première fois, on se propose de faire une opération, il est nécessaire de bien savoir ce que l'on veut obtenir, de quels appareils on peut disposer et d'étudier, au préalable, non seulement les prescriptions spé-

ciales qui ont rapport à l'opération en vue, mais aussi les propriétés particulières des corps à mettre en présence et de ceux qui vont se former. Ces prescriptions, nous les donnons dans ce *Manuel* et les propriétés des corps seront étudiées dans le cours même de chimie générale.

C'est là le meilleur, et même le seul moyen, de réussir complètement et d'acquérir les connaissances scientifiques que l'on a en vue en faisant des exercices pratiques de chimie. Nous recommanderons aussi de noter sur un carnet de laboratoire les péripéties de l'opération, les résultats obtenus ainsi que les observations que le travail pratique aura suggérées.

La propreté et l'ordre sont deux qualités essentielles d'un bon chimiste; il faut donc veiller que tout soit propre, que la table de travail et le laboratoire, en général, soient toujours parfaitement en ordre. Tout flacon ou produit doit être étiqueté avec soin et l'on doit, dans le laboratoire plus qu'ailleurs, observer l'ancienne maxime, *tout objet doit avoir une place et chaque objet doit être à sa place*. De la sorte, point de temps perdu en recherches inutiles ni d'accidents provenant de fâcheuses méprises.

b) *Division mécanique des corps, trilage et tamisage.*

Les réactions chimiques ne se passant qu'au contact intime des corps, on comprend qu'une des premières opérations que, pour favoriser l'action chimique, l'on doit faire subir aux substances à mettre en présence doit être la *division mécanique*, c'est-à-dire la réduction de ces substances en particules ténues.

On conçoit aussi que les procédés à recommander et les instruments à utiliser doivent varier d'après la nature même des substances à diviser et d'après le degré de ténuité qu'il s'agit d'obtenir.

On se servira donc, suivant les cas :

- 1° d'instruments tranchants ;
- 2° de limes ou de râpes ;
- 3° d'appareils de concassage, de broyage, de pulvérisation ou de porphyrisation.

Instruments tranchants. Les instruments tranchants sont utilisés quand on a affaire à des substances plus ou moins fibreuses, charnues, etc., qui ne sont pas assez friables pour se laisser concasser. Ainsi le *couteau* ou les *ciseaux* serviront à diviser les matières charnues, les tiges et les feuilles des végétaux. La *scie* transformera en *sciure* plus ou moins fine les bois plus durs, les os, la corne, etc., tandis que, pour obtenir des morceaux de tôle métallique, l'on se servira avec avantage des *cisailles*.

Limes et râpes. La *lime* servira à obtenir de la *limaille* de la plupart des métaux. Certains de ceux-ci, trop mous, *graisissent la lime*, comme on dit vulgairement : les entailles de la lime se remplissent de métal et la lime est alors sans action et doit être nettoyée pour pouvoir servir encore. On se gardera donc de vouloir obtenir de la limaille de ces métaux, de l'étain par exemple, et l'on devra recourir à d'autres procédés.

La *râpe*, espèce de lime à entailles plus grossières, servira pour obtenir de la *râpure* de bois secs, d'écorces, etc.

Le râpage peut aussi être exécuté au moyen d'autres râpes, en tôle percée dont les bavures, produites par déchire

ment, ont un effet d'arrachement considérable. Ces râpes sont utilisées dans l'économie domestique pour râper le sucre et servent dans les laboratoires, surtout, pour obtenir de la râpüre de pommes de terre, de betteraves, de fruits charnus, etc. On donne le nom de *pulpe* à cette râpüre d'une consistance de bouillie et l'opération est parfois désignée sous le nom de *pulpation*, mais le plus souvent sous le nom de *râpage*, et, dans les laboratoires industriels, elle se fait mécaniquement.

Enfin, on se sert parfois aussi de petits moulins, analogues à nos moulins à café, pour obtenir des poudres ou farines plus ou moins grossières de grains, fèves, etc.

Concassage. Le *concassage* appelé aussi *contusion*, c'est-à-dire la division par le choc d'une masse solide en fragments plus ou moins volumineux, sert ou pour obtenir des fragments d'une grosseur déterminée, ou pour pouvoir opérer ultérieurement le *triage* des divers fragments d'après leur nature. C'est ce qu'on doit souvent faire quand la masse concassée n'est pas homogène, mais renferme des agrégations de différentes substances. Ce cas se présente le plus souvent dans certains minerais accompagnés de gangues.

L'instrument le plus simple à employer pour le concassage est le *marteau*. On pose la matière à concasser sur une enclume, sur un tas d'acier, ou sur une pierre résistante et l'on frappe à coups secs avec le marteau. Pour éviter que les fragments ne soient projetés au loin, on fera bien d'envelopper de papier ou de tôle mince le morceau à casser, surtout si la substance est dure, précieuse ou de petit volume.

Souvent aussi l'on concasse en frappant avec un pilon tenu verticalement sur la matière placée dans un *mortier*, qui, dans ce cas, doit être d'une solidité en rapport avec la dureté de la matière à concasser.

Pulvérisation, broyage et trituration. Pour la réduction des matières en poudre plus ou moins fine ou *pulvérisation*, on se sert spécialement de *mortiers*.

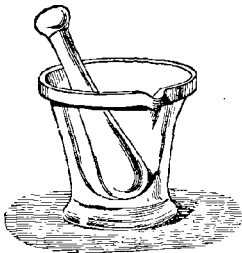


Fig. 31.



Fig. 32.

Les mortiers sont de forme haute (fig. 31), ou de forme basse, (fig. 32); les premiers servent surtout à *piler*, à *concasser*, comme nous venons de le dire par les chocs répétés du pilon sur la matière qui se trouve dans le mortier. Les mortiers de forme basse servent surtout à *broyer*, à *triturer* par le frottement plus ou moins énergique du pilon contre la paroi du mortier. On n'oubliera pas d'ailleurs que, pour avoir des poudres fines, il ne faut mettre dans le mortier que *peu de substance à la fois*.

La matière dont sont faits ces mortiers est fort diverse : pour les mortiers à piler, on a la fonte, le fer, l'acier, le bronze ; pour les mortiers à triturer, le fer, le porphyre, l'agate, le marbre, le biscuit, la porcelaine et le verre.

Il ne faut pas oublier, si l'on fait usage de mortiers métalliques, que, par l'opération même, surtout si l'on agit sur des corps durs, il peut se détacher des parcelles métalliques du mortier qui se mêlent à la poudre obtenue et en altèrent la pureté. Si la parcelle métallique est du fer ou de la fonte, on peut la séparer au moyen d'un bon aimant, mais si c'est du bronze, on ne peut recourir qu'aux agents chimiques, et

le plus souvent on ne peut utiliser ceux-ci par suite de leur action sur la substance pulvérisée.

Les mortiers de porphyre, ainsi que ceux d'agate, sont fort durs et résistent en général bien aux agents chimiques; les derniers sont de petite dimension et de forme fort aplatie (fig. 33); ils servent surtout à la porphyrisation.



Fig. 33.

Les mortiers de marbre sont souvent utilisés dans les officines pour réduire en bouillie ou pulpe les plantes dont on veut extraire le suc. On les emploie aussi pour pulvériser certaines matières salines tendres.

Les mortiers de biscuit, de porcelaine et de verre sont spécialement employés pour la pulvérisation des sels ou des pierres *étonnées* par le feu (1); ces substances, en général, n'ont pas d'action chimique sur la matière dont ils sont formés.

Les mortiers de biscuit sont d'un très bon usage si la pâte du biscuit est bien compacte, non poreuse et pas trop rugueuse; dans le cas contraire, ils sont très difficiles à laver et ont toujours un aspect malpropre.

Les mortiers de porcelaine et ceux de verre ont, l'un et l'autre, l'inconvénient d'être fort polis, ce qui nuit à la rapidité de la pulvérisation et l'on est dans l'habitude, quand on a un mortier neuf, d'y broyer pendant quelque temps un peu de sable fin et dur, qui dépolit légèrement la surface et la rend très convenable pour le broyage.

(1) Bien des substances trop dures pour pouvoir être pulvérisées dans un mortier (le quartz, le verre, par exemple), peuvent devenir très friables quand on les *étonne* par le feu, c'est-à-dire qu'après les avoir chauffées au rouge blanc, on les plonge subitement dans l'eau froide. Cet *étonnement* fait fendiller la pierre en tout sens et la rend fort friable.

On se sert aussi souvent pour concasser et même pour pulvériser des substances dures, qu'on ne veut pas s'exposer



Fig. 34.

à perdre, du mortier d'Abich (fig. 34), mortier en acier, formé de trois pièces qui entrent à frottement doux l'une dans l'autre, ainsi que le montre la fig. 35. La partie médiane ayant été introduite dans le creux de la base, qui forme le fond, on y met la substance à broyer, puis le mandrin est introduit dans la partie médiane, le tout étant alors posé sur une enclume ou autre objet résistant, on frappe le mandrin à coups de marteau.

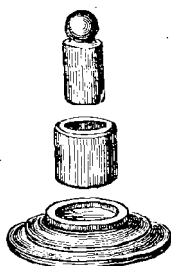


Fig. 35.

Quand on pile dans un mortier une substance délétère, ou à poussière très légère, une bonne précaution à prendre est de couvrir le mortier avec un essuie-main, une peau ou même avec un cou-

vercle en bois percé d'un trou pour laisser libre passage au pilon. On peut aussi, dans certains cas de ce genre, prendre la précaution d'humecter légèrement la matière à pulvériser.

Dans le cas où la substance à réduire en poudre est tout à fait sans cohérence (par exemple, la magnésie blanche, la craie de France, etc.), on peut en obtenir très facilement une poudre en frottant la substance sur le tissu d'un tamis de toile métallique ou de crin.

Il y a certains autres cas particuliers qu'il est bon de connaître. Ainsi, nous avons vu qu'on ne pouvait obtenir de limaille d'étain au moyen de la lime; le commerce fournit, par contre, des feuilles d'étain fort minces : si l'on veut avoir de l'étain en poudre fort fine, il suffira d'envelopper du sucre

blanc ou du sel marin en cristaux avec une feuille d'étain, et de broyer le tout dans un mortier; profitant ensuite de la solubilité du sucre ou du sel, on pourra aisément obtenir la poudre métallique débarrassée de l'intermédiaire utilisé (pulvérisation par *intermédiaire*.)

Un autre cas bien particulier est la pulvérisation du phosphore. On sait que le phosphore doit être conservé sous l'eau; il n'est pas friable; le moindre frottement à l'air l'enflamme. Pour obtenir du phosphore en poudre très fine, on mettra le phosphore à pulvériser dans un ballon contenant de l'eau aux deux tiers de son volume. On ferme le ballon avec un bon bouchon; on chauffe ensuite l'eau jusqu'à ce que le phosphore soit en fusion. On agit alors: le phosphore liquide se divise en globules d'autant plus petits que l'agitation est plus énergique. Si on continue encore l'agitation en mettant le ballon sous un filet d'eau froide, la température descendra en dessous du point de fusion du phosphore. Celui-ci se solidifiera en globules épars très ténus qui, au repos, se rassembleront au fond du ballon.

D'une manière analogue, on peut aussi avoir certaines grenailles métalliques de plomb, d'étain, etc. Ces métaux versés fondus dans une boîte de bois, dont l'intérieur a été frotté de craie, sont agités violemment jusqu'à refroidissement.

Triage et tamisage. On peut avoir à trier les fragments ou grains, soit d'après la grosseur, soit d'après la nature des morceaux.

Par le *tamisage*, on peut séparer d'une poudre des éléments de différentes grosseurs en choisissant convenablement les *tamis*. Ces tamis sont généralement en toile métallique (fort

altérable dans les laboratoires), en crins, en parchemin ou en soie; les mailles, de divers degrés de finesse, déterminent la grosseur de la poudre qui passe à travers.

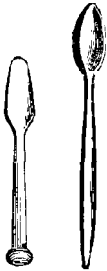


Fig. 36.



Fig. 37.

Pour tamiser, on prend le produit de la pulvérisation, ce qui se trouve dans le mortier, qu'on détache au moyen de *spatules* de formes diverses (fig. 36), ou de couteaux (fig. 37), ou d'un carton mince et résistant, puis on passe au tamis. Le refus du tamisage est remis dans le mortier; on broie et on tamise de nouveau, en répétant ces opérations jusqu'à ce que tout le morceau qu'on devait réduire en poudre, ait passé à travers le tamis. Cette manière d'obtenir une poudre de grosseur déterminée est la seule à utiliser quand le fragment à broyer n'est pas homogène, quand c'est, par exemple, un minéral où la partie utile est agrégée à de la gangue. Pour que la poudre obtenue représente bien la nature du morceau, il est nécessaire que *tout ait été broyé et passé à travers le tamis* et que la poudre obtenue ait été parfaitement mélangée après le tamisage. La différence de dureté des différentes parties fait que celle qui est la première broyée est la plus friable et que le refus du

tamisage est formé spécialement de la matière la plus dure.

Il faut aussi éviter de pousser avec le doigt la poudre contre le tamis, car cette manœuvre ouvre la maille et les grains passent trop gros.

Quand on a à tamiser une poudre délétère ou très légère, on fera sagement de munir le tamis d'un couvercle et d'un fond soit en parchemin soit en bois ou en métal. Ce fond et ce

couvercle sont construits comme des tamis dont le tissu est remplacé par une paroi pleine; ils s'adaptent à frottement doux.

Parfois on doit classer le produit du broyage d'après la plus ou moins grande ténuité de la poudre obtenue. Pour cela, on peut se servir d'une série de tamis de plus en plus fins, s'emboîtant l'un dans l'autre; le supérieur à maille la plus large, ainsi que l'inférieur sont munis d'une fermeture afin de ne rien laisser perdre. Après secousses suffisantes, on pèse ce qui reste sur chacun des tamis et l'on détermine ainsi facilement le pourcentage de chaque grosseur.

Le *triage* a pour but de séparer, *d'après leur nature*, les fragments plus ou moins ténus qui sont mélangés mécaniquement. Les morceaux peuvent souvent être triés grain par grain, à la main ou à la pince, quand les différences de nature sont visibles à l'œil nu, ou même à la loupe. On peut, si l'une des substances est magnétique, la séparer au moyen d'un aimant. Si les substances mélangées ont des densités notablement différentes, on peut en obtenir la séparation en les agitant dans l'eau puis laissant déposer : la matière la plus lourde gagnera le fond. Au lieu d'eau, on pourra se servir de solutions plus ou moins denses *qui ne réagissent point sur la poudre dont il s'agit de faire le triage*. C'est ainsi que l'on peut séparer des minéraux d'une densité déterminée en agitant la poudre de la substance qui les contenait dans des solutions, d'abord de densité plus faible, puis de densité plus forte que celle du minéral à séparer. On se sert souvent, dans ce but, de la solution d'iodure mercurique dans l'iodure de potassium, dont la densité peut atteindre 2,77, ce qui permet de séparer les feldspaths d'avec des minéraux plus lourds, pyroxènes, amphiboles, etc. La solution de boro-tungstate de cadmium peut arriver à une densité de

3,28 et laisse flotter le péricote. Des liquides d'une densité supérieure à 4,00 peuvent être obtenus par la fusion de chlorure de plomb simple ou mélangé de chlorure de zinc.

Au lieu d'opérer ainsi, on peut aussi laver sous un courant d'eau, en donnant de petites secousses en sens contraire de la marche de l'eau. Enfin, si les substances mélangées se délayent en partie dans l'eau ou contiennent des grains assez tenus pour y rester longtemps en suspension, on peut, au moyen de la *lévigation*, séparer ces parties ou ces grains tenus d'avec d'autres substances qui se précipitent promptement. La lévigation permet souvent aussi, dans le cas d'une substance homogène, d'obtenir des poudres de diverses grosseurs et de produire dans le laboratoire comme dans l'industrie, des poudres d'une ténuité extrême, rivalisant avec les poudres obtenues par *porphyrisation*; il va sans dire qu'on ne peut appliquer ce procédé qu'à des substances non solubles dans l'eau.

Voici, d'ailleurs, comment se pratique la *lévigation*. La matière pulvérulente étant encore dans le mortier, on y ajoute de l'eau de manière à remplir à moitié le mortier, puis, on agite bien le tout avec le pilon; on laisse reposer un instant, on *décante* alors le liquide avec toute la masse en suspension dans un vase d'une dimension de trois ou quatre fois le volume du mortier. Après cette décantation, il reste dans le mortier un résidu; on ajoute de nouvelle eau, on broie avec le pilon pour bien mélanger, on laisse encore reposer, puis on *décante* et l'on ajoute ce second liquide au premier.

On peut répéter cette opération encore une ou deux fois, jusqu'à ce que l'eau ne soit plus troublée, et il reste alors dans le mortier la partie la plus dense et la plus grosse.

L'eau qui est dans le vase et qui a entraîné la poudre en suspension, est alors agitée avec soin; on laisse reposer quel-

ques instants, puis on décante dans un second vase; il restera dans le premier un résidu, qui s'est précipité pendant le temps de repos; c'est une poudre plus grossière ou plus dense que toute la partie qui a été entraînée en suspension par l'eau. On comprend qu'en continuant de la sorte, on finira par obtenir des poudres d'une ténuité de plus en plus grande et, qui ne se déposent qu'avec lenteur.

Cette opération est basée sur ce principe, que les corps abandonnés à l'action de la gravité dans un liquide tranquille éprouvent une résistance à leur chute, résistance proportionnelle à leur surface. Il en résulte que 1^o, à volumes égaux, les grains les plus lourds tombent le plus promptement, et 2^o, à densités égales, les grains les plus volumineux tombent les premiers, et 3^o, à densités et volumes égaux, les particules qui offrent le plus de surface, les particules écailleuses ou de forme irrégulière, tombent le plus lentement.

Au lieu d'opérer toutes ces décantations et ces lavages successifs, on peut laver sous un filet d'eau et faire passer

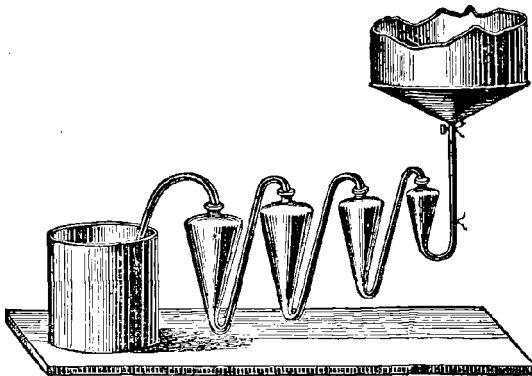


Fig. 38.

le courant d'eau chargée de matières en suspension dans une série de vases étagés (fig. 38) : au bout d'un certain nombre

de vases le liquide passera clair et le fond de chaque vase sera occupé par une poudre de plus en plus fine, si la matière est homogène, et de plus en plus légère, si la masse mise en suspension contenait des substances de densités différentes.

Les poudres obtenues par ces procédés sont désignées sous le nom de *poudres lévignées*; ainsi, craie lévignée, colcotar lévigné, émeril lévigné, etc.

Porphyrisation. La pulvérisation suivie de tamisages ne donne jamais des grains aussi régulièrement tenus que les poudres lévignées, qu'on ne peut d'ailleurs obtenir quand on n'a pas suffisamment de matière à sa disposition.

Il est cependant quelques opérations de la chimie qui réclament des poudres d'une ténuité extrême, telle qu'en les frottant entre les ongles, ou en les mettant sous la dent, on ne ressent pas l'impression de grincement que produit un grain perceptible. Pour obtenir une poudre semblable, on soumet la masse péalablement broyée et tamisée à la *porphyrisation*. Cette opération a été ainsi appelée parce qu'ancien-

nement on l'effectuait avec un appareil de porphyre, composé d'une plaque et d'une molette conique ou façonnée (fig. 39), dont le bord circulaire inférieur, un peu arrondi, laissait mieux pénétrer sous elle la matière à porphyriser. Les

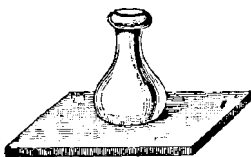


Fig. 39.

peintres utilisent encore parfois cet appareil pour le broyage de leurs couleurs; le couteau-spatule, (fig. 37), sert à rassembler, de temps en temps, la masse au centre de la plaque.

Dans les laboratoires, on se sert surtout maintenant du mortier en agate de forme basse (fig. 33) pour porphyriser de petites quantités de matière.

Ces mortiers, par l'usage, s'enduisent parfois d'une légère pellicule de la substance qu'on y a porphyrisée. Pour enlever cette pellicule, on est souvent obligé d'y broyer avec de l'eau un peu de sable à grains fins et anguleux. Il est souvent plus rapide de faire un nettoyage à l'acide.

Pour terminer, disons qu'on peut encore obtenir des poudres très ténues par des procédés qui, pour ne pas rentrer dans la division mécanique, n'en sont pas moins d'un usage fréquent; nous voulons parler de la *précipitation chimique*. La poudre ainsi obtenue se désigne souvent sous le nom de *poudre précipitée chimiquement*. Ainsi, le blanc fixe précipité n'est autre chose que le sulfate de baryum obtenu par la précipitation d'une solution de chlorure de baryum au moyen de l'acide sulfurique; etc.

Pulvérisation de liquides. Pour l'obtention de particules très ténues de liquides, dans le laboratoire comme dans l'industrie, on utilisera parfois des *pulvérisateurs* qui lancent du liquide et de l'air mélangés à travers un tube plus ou moins capillaire, pour en former une espèce de brouillard, tenant en suspension le liquide à l'état de globules d'une ténuité extrême. Il y a plusieurs variétés de ces pulvérisateurs, que tout le monde utilise pour les essences parfumées et qui sont parfois d'un usage fort commode pour certaines opérations, surtout celles où l'on doit faire réagir des liquides sur des gaz.

c) *Pesée des corps solides.*

Pesée et mesurage des liquides et des gaz.

Les réactions chimiques se font toujours entre des quantités définies des corps réagissants. Aussi, une des opérations que l'on a le plus souvent à faire dans les laboratoires, c'est

la *pesée* ou détermination des poids des corps. On doit peser, soit pour déterminer le poids des matières que l'on veut faire réagir, soit pour trouver le poids des produits obtenus dans les réactions.

Pour les gaz et pour les liquides, la détermination du poids est le plus souvent remplacée par une détermination de volume qui a l'avantage d'être plus rapide et dont la précision, moins grande, suffit dans la plupart des cas.

La *balance*, étudiée dans les manuels de physique, est l'instrument que le chimiste emploie pour la pesée.

On doit avoir dans le laboratoire diverses balances, les unes pour peser rapidement et sans grande exactitude, les autres, dites *de précision*, pour peser d'une manière rigoureuse.

Les premières sont de simples *trébuchets* qui peuvent peser jusque 250 grammes à un centigramme près (fig. 40). S'il

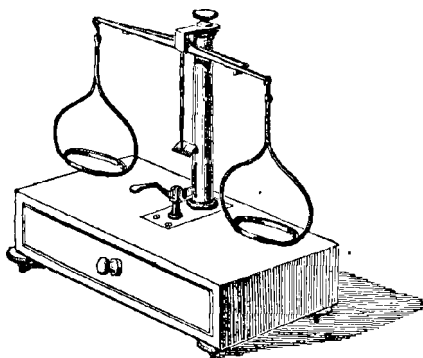


Fig. 40.

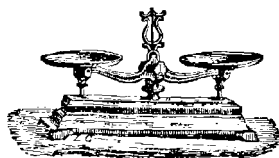


Fig. 41.

faut peser des quantités plus considérables, (jusque 10 ou 15 kilos), on a les balances Roberval (fig. 41), à plateaux accessibles de toutes parts. Elles ne brillent pas par l'exactitude ni la sensibilité, mais elles sont d'un usage fort commode et

elles ont remplacé généralement les grosses balances de forme ordinaire.

Les poids que l'on emploie sont les poids ordinaires quelquefois aussi des pièces de monnaie. On a des jeux de poids en laiton de 1 à 500 grammes ou à 1 kilogramme ; les poids supérieurs sont en fonte et les subdivisions du gramme jusqu'au centigramme sont également en laiton.

La *balance de précision* sert pour les déterminations rigoureuses que l'on doit faire dans les recherches ou les analyses chimiques. Nous rappellerons ici (1) les conditions auxquelles une bonne balance doit satisfaire. Elle doit être *sensible*, c'est-à-dire qu'une différence des plus minimes, une fraction de milligramme, entre les charges des plateaux la fasse trébucher ; elle doit être *exacte*, c'est-à-dire qu'elle conserve un équilibre parfait quand les deux plateaux sont chargés de poids égaux ; et elle doit être *constante*, c'est-à-dire que pour un même corps pesé à plusieurs reprises, on obtienne toujours des résultats identiques.

Les conditions d'EXACTITUDE d'une balance sont :

1° *Égalité parfaite des deux bras du fléau*. Les balances sont parfois munies de vis de rappel qui agissent sur les couteaux supportant les plateaux ; mais il est à conseiller de n'y pas toucher, car quelque mince que soit le pas de la vis, on sait difficilement régler par ce moyen et le remède est parfois pire que le mal ; il vaut mieux employer le système des *doubles pesées* ou de *substitution*. L'égalité parfaite des deux bras du fléau est d'ailleurs difficile à conserver : un simple rayon de soleil peut échauffer inégalement les deux bras et, par une dilatation inégale, modifier les longueurs.

(1) Il est important de vérifier si ces conditions sont remplies quand on fait l'achat d'une balance, sans se fier à la réputation du constructeur.

2° Le centre de gravité du fléau doit être sur une verticale rencontrant l'axe de suspension et un peu plus bas que cet axe.

La SENSIBILITÉ d'une balance est liée aux conditions suivantes :

1° Les trois couteaux sur lesquels sont suspendus le fléau et les deux plateaux, doivent être sur un même plan horizontal.

2° Le centre de gravité doit être *un peu* au-dessous du point de suspension : trop bas, la balance est *lourde* ou *paresseuse*, trop haut jusqu'à coïncider avec l'axe de suspension, la balance est *folle*. On peut modifier la position du centre de gravité au moyen d'une petite masse mobile sur une tige taraudée et fixée au milieu de l'arête supérieure du fléau.

3° Le fléau doit être *long mais bien rigide* et doit être *léger*. La légèreté ne doit pas être obtenue au dépens de la rigidité, sans quoi le fléau se courberait et la condition reprise au 1° ne serait pas remplie. On a des balances à fléaux courts mais bien construites qui sont d'un usage très bon.

4° Le *frottement* de l'axe de suspension doit être *à peu près nul* ; c'est pourquoi dans les balances de précision, la suspension est faite par des couteaux tranchants reposant sur des plans d'acier ou d'agate.

5° Une *longue aiguille* sert à rendre bien sensibles de faibles oscillations.

Toutes ces diverses conditions ne peuvent pas se vérifier avec une égale facilité. On se borne le plus souvent à vérifier si la balance oscille librement, ni trop vite, ni trop lentement, sous les différents poids qu'elle peut supporter, si elle trébuche facilement et si, l'équilibre étant établi, on peut retourner le fléau ou faire passer les poids d'un bassin dans l'autre sans

rompre l'équilibre, et enfin, si les deux plateaux étant chargés et en équilibre, elle est sensible au $\frac{1}{5}$ ou au $\frac{1}{10}$ de milligramme suivant ce que le constructeur a garanti. L'essai de sensibilité doit être répété de tems en tems, car il est à remarquer qu'elle se modifie assez souvent.

La balance de précision est d'ailleurs toujours renfermée dans une cage vitrée, reposant sur trois vis calantes qui permettent, au moyen d'un niveau à bulle d'air, d'assurer l'horizontalité du fléau.

Les poids dont on se sert avec les balances de précision, sont également des *poids de précision*, qui doivent être toujours maniés avec précaution, au moyen d'une pince, et être conservés, autant que possible, dans des boîtes à l'abri des diverses causes d'usure et d'altération.

Les jeux de poids de 1 gramme à 1 kilogr. sont généralement en bronze ou en laiton poli, parfois en laiton doré, ce qui n'est pas à recommander. La dorure galvanoplastique est trop mince et n'empêche pas l'oxydation; le mercure qu'on manipule souvent dans les laboratoires, altère très facilement la surface dorée. Quelques boîtes contiennent des poids en agate; d'autres ont leurs poids formés de petites ampoules de verre soufflé assez solide, contenant du mercure et auxquelles on a donné la forme des poids ordinaires. Ces poids sont moins sujets à l'oxydation, mais ont le grand inconvénient d'être fort fragiles.

Pour les subdivisions du gramme on a aussi des boîtes contenant les poids suivants :

1 poids de 1 gramme	2 poids de 2 centigrammes
1 » » 5 décigrammes	1 » » 1 »
2 » » 2 »	1 » » 5 milligrammes
1 » » 1 »	2 » » 2 »
1 » » 5 centigrammes	1 » » 1 »

Ces subdivisions du gramme sont habituellement formées de lames de platine minces; mais, pour les subdivisions du centigramme, la minceur doit être telle qu'il devient fort difficile de les manier sans les froisser ou en briser d'imperceptibles fragments. Ces subdivisions du centigramme sont parfois en fil de platine, mais il est mieux de les avoir en fil d'aluminium dont la densité beaucoup plus petite permet de donner des dimensions suffisantes aux poids les plus petits. On se sert beaucoup aussi de boîtes de poids dont le gramme et ses subdivisions sont en aluminium. Pour ces poids, plus encore que pour ceux de platine, le manie-ment doit se faire avec la pince, que, d'ailleurs, chaque boîte contient et l'on doit veiller à ne pas écorner les poids minces, car on sait que l'aluminium laminé est cassant. On n'oubliera pas non plus que le chlore les attaque vivement.

Tous ces poids, les subdivisions du gramme où multiples du gramme, doivent être vérifiés par le chimiste. La vérification ne consiste pas à s'assurer que le gramme est bien le poids équivalent à celui d'un centimètre cube d'eau prise à son maximum de densité, mais elle porte surtout sur la décimalité des poids. Ainsi, on vérifiera par la balance en mettant 1 gramme sur un plateau et sur l'autre le poids 5 décigrammes, 2 poids de 2 décigr. et le poids 1 décigramme; puis on équilibrera le poids du décigramme par ses subdivisions, etc.

On opérera de même pour les multiples du gramme.

Cette vérification donnera au chimiste la certitude que le milligramme de sa boîte est bien la millième partie de son poids de 1 gr.; que son centigr. en est la centième partie, etc.; c'est tout ce qu'il faut.

Tels sont les instruments, mais outre une bonne balance et de bons poids, il faut, pour avoir une bonne pesée, que le chimiste possède de l'habileté, de l'adresse et de la patience.

La ténuité des subdivisions du centigramme en rend le maniement incommode et peu sûr ; aussi, préfère-t-on généralement se servir du *cavalier milligramme* qui permet, quand la balance est d'ailleurs suffisamment sensible, de juger des fractions de milligramme.

On appelle cavalier milligramme un petit morceau de fil de platine ou de laiton doré, pesant un centigramme et contourné de manière à pouvoir être placé à cheval sur le balancier (fig. 42).

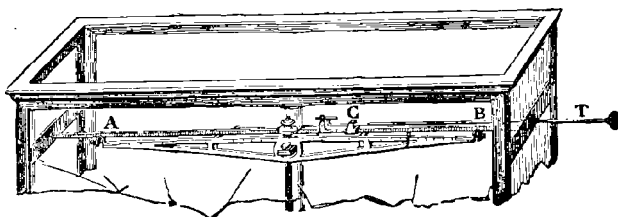


Fig. 42.

Placé sur un plateau, il fait équilibre à un poids de 1 centigramme posé sur l'autre. Si on le place sur le fléau, il sera équilibré par un poids variable d'après la position qu'il occupera sur le fléau (théorie du levier). La longueur du fléau jusqu'au couteau d'oscillation à partir du couteau de suspension des plateaux, étant divisée en dixièmes, le cavalier équilibrera des poids de 1, 2, ... 9 milligr. suivant qu'il sera placé sur la 1^{re}, 2^e, ..., 9^e division et comme ces divisions sont suffisamment éloignées pour qu'on puisse les subdiviser,

voire au jugé, en dix parties, on peut ainsi avoir des dixièmes de milligramme d'une manière assez précise et fort commode.

Le maniement de ce cavalier milligramme se fait de l'extérieur de la cage vitrée au moyen d'une tige T, glissant au moyen d'un curseur, C, sur une tringle AB fixée à l'intérieur de la cage un peu au-dessus du fléau de la balance. Cette tige peut tourner sur elle-même et est munie d'un crochet qui saisira le cavalier par la petite boucle pour le faire chevaucher à droite ou à gauche jusqu'à équilibre parfait. La cage restant fermée, l'équilibre se fait plus rapidement à l'abri des courants d'air.

Au lieu de cette disposition, certains constructeurs adaptent au fléau AB de la balance un demi cercle gradué CC' (fig. 43), horizontal et très léger; un indicateur mobile E est adapté au-dessus du fléau, normalement à l'aiguille indicatrice des oscillations; cet indicateur peut se déplacer autour

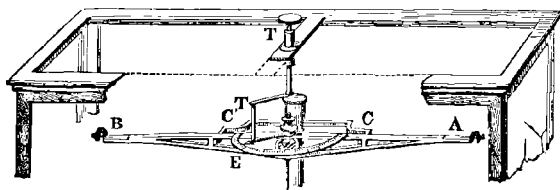


Fig. 43.

de son axe et son poids est tel que, placé au-dessus de la 1^{re}, 2^o, ... 10^e division à droite du cercle gradué, il fait l'effet de 1, 2, ... 10 milligrammes placés sur le plateau droit, et la même chose quand on place l'indicateur sur le quadrant gauche du demi cercle gradué.

Le maniement de cet *indicateur milligramme* est aisé et se fait au moyen d'une tige coudée à ressort TT' qu'on peut

abaisser et tourner de l'extérieur de la cage en agissant sur le bouton T. S'il y a un reproche à adresser à cette disposition, c'est que les subdivisions du milligramme ne peuvent être données avec une approximation aussi grande qu'avec le cavalier milligramme, dont le maniement est moins commode.

Pesée des corps solides. Indiquons maintenant la manière de peser avec une balance de précision *bien exacte*.

Il faudra d'abord vérifier si elle oscille librement et si les deux plateaux se font bien équilibrer.

La balance étant ensuite fixée sur ses fourchettes, le corps à peser est mis sur le plateau de gauche (1) et l'on met sur le plateau de droite les poids que l'on suppose nécessaires pour obtenir l'équilibre. On abaisse alors les fourchettes et l'on vérifie ce qui en est ; on fait les additions ou soustractions de poids en ayant soin chaque fois de relever le fléau dans sa position de repos, et l'on continue ainsi jusqu'à équilibre parfait, ou du moins jusqu'à ce que les oscillations de l'aiguille soient telles que le zéro partage l'angle de la moyenne de deux oscillations consécutives de droite et d'une oscillation de gauche en deux parties égales. Le maniement des poids se fait toujours au moyen de la pince et le milligramme intervient comme nous l'avons indiqué ci-dessus.

On compte alors les poids d'après les vides de la boîte, puis de nouveau, comme contrôle, en les replaçant dans la

(1) Il est à recommander de s'habituer à mettre toujours le corps à peser dans le même plateau ; cela permet, même si la balance n'est pas tout à fait exacte, d'avoir des poids, peut-être trop hauts ou trop bas, mais tous dans le même rapport, de sorte que les résultats d'une analyse, par exemple, pourront être aussi exactement évalués que si l'on s'était servi d'une balance exacte.

boîte. Ce résultat doit être *inscrit immédiatement* dans le carnet. Il faut même s'habituer à inscrire ces annotations avec régularité et toujours dans le même ordre. Il représente le poids, abstraction faite du volume d'air déplacé dont on ne tient pas compte, sauf dans quelques cas tout à fait spéciaux.

Dans les laboratoires où de nombreux élèves travaillent, on ne peut jamais compter sur des balances exactes et nous conseillons d'opérer par *double pesée* (méthode de Borda), de la manière suivante :

Le corps à peser est mis dans le plateau de droite; on équilibre avec un *contrepois* quelconque, placé dans le plateau de gauche. L'équilibre obtenu, on enlève le corps à peser et on le remplace par des poids de la boîte en utilisant, s'il y a lieu, le cavalier milligramme. L'équilibre étant de nouveau obtenu, on compte les poids; ceux-ci, même avec une balance à bras inégaux, représentent exactement le poids du corps.

Cette méthode semble demander deux fois plus de temps, puisqu'il y a deux équilibres à obtenir; mais, dans la pratique, surtout dans les analyses, on fait souvent plusieurs pesées consécutives de la même substance après diverses opérations et il ne faut alors que trois équilibres pour deux pesées, quatre équilibres pour trois, etc.

Une variante de la méthode de Borda, que nous préconisons davantage est la pesée par *substitution*. On met dans le plateau droit le verre de montre ou le creuset où se placera le corps à peser, plus des poids bien connus pesant *plus* que le poids des corps à peser; on fait alors l'équilibre en mettant du contrepois dans l'autre plateau. L'équilibre étant obtenu, on place le corps à peser, puis on retire des poids jusqu'à obtenir un nouvel équilibre : les poids enlevés représentent

exactement le poids cherché du corps placé sur le plateau. Cette méthode permet d'opérer vite et donne de bons résultats.

Les *contrepois* que l'on emploie sur la balance de précision sont généralement de la grenaille de plomb aplatie, qu'on pose dans un verre de montre, ou de la feuille d'étain ou de clinquant. Il faut absolument proscrire l'emploi de corps hygroscopiques, du papier, par exemple, qui changent constamment de poids.

Pour les creusets, verres de montre, etc., dont on se sert habituellement, on fera bien d'en connaître exactement le poids, d'y graver l'indication du poids, de les marquer d'une lettre et d'avoir une tare qui leur fasse exactement équilibre : on se sert avec avantage, pour cela, d'un bout de tube de verre rempli de grenaille de plomb ou de mercure et scellé, soit au chalumeau soit avec de la cire à cacheter. Une petite étiquette collée à l'intérieur, indiquera l'objet auquel la tare correspond.

Nous ajouterons ici quelques recommandations importantes.

Les balances de précision doivent être placées dans une chambre spéciale sèche à l'abri des vapeurs acides et sur une tablette stable, que l'on fixe généralement aux murs pour éviter les trépidations du plancher. La cage reposera sur trois vis calantes, de manière à ce qu'on puisse aisément amener la position horizontale de la balance au moyen du niveau à bulle d'air.

On mettra dans l'intérieur de la cage un vase contenant du chlorure de calcium fondu, de la potasse caustique, ou même de la chaux, malgré l'inconvénient qu'elle a de se déliter en poussière légère; cela mettra la balance à l'abri de l'humidité et lui assurera une bonne conservation.

On ne doit jamais mettre le corps à peser sur le plateau de la balance, mais dans une petite capsule de porcelaine, un verre de montre, etc. Il est commode d'avoir ainsi deux verres de montre qui se fassent exactement équilibre (ce que l'on peut rapidement obtenir en rodant le plus pesant), on marquera la lettre D sur celui à placer dans le plateau de droite et la lettre G sur l'autre. Le poids du verre de montre peut aussi être connu et inscrit sur le carnet de laboratoire et sur le verre même, au moyen d'un diamant à écrire sur verre.

Les matières en poudre seront ou bien pesées directement dans le vase où elles seront traitées, ou bien dans une capsule de porcelaine ou un verre de montre qu'on peut laver; il faut éviter l'emploi de papier, même glacé, qui peut entraîner des déchets par l'adhérence de la matière.

Les corps à peser doivent être de même température que celle de la balance; ainsi, il faut éviter de placer sur le plateau des corps qui ne sont pas complètement refroidis, ce qui amènerait une pesée inexacte, soit par la dilatation du fléau, soit même par les courants d'air que détermine un corps plus chaud que l'atmosphère où il se trouve plongé. De même, on ne pèsera pas des corps plus froids, qui pourraient condenser de l'humidité, ce qui amènerait aussi une erreur dans l'évaluation du poids.



Fig. 44.

Les corps hygroscopiques, ceux volatils à la température ordinaire et surtout ceux dont les vapeurs corrosives détérioreraient la balance (iode, par ex.) doivent être pesés dans des vases fermés. On emploie à cet effet de petits tubes soufflés, fermés à l'émeril (fig. 44), ou bien deux verres de montre rodés, maintenus l'un contre l'autre par une plaque de

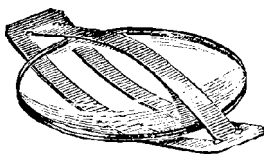


Fig. 45.

laiton (fig. 45) ou bien un creuset muni de son couvercle.

Avec les balances de précision, il faut s'habituer à ne jamais poser ou enlever des poids ou des tares sans ramener préalablement la balance au repos ; c'est un

des meilleurs moyens de conserver les balances en bon état.

Pesée des liquides et des gaz. Les liquides peuvent se peser comme les solides, mais ils doivent être introduits dans des vases tarés. On ajoute ou on retire du liquide, au moyen de tubes plus ou moins effilés ou de pipettes, jusqu'à obtention de l'équilibre.

Les liquides à vapeurs délétères ne peuvent être aspirés par la bouche dans la pipette : il faut alors adapter à la pipette une poire en caoutchouc ou la remplir par immersion.

La volatilité des liquides, ou l'action chimique des vapeurs qu'ils émettent, oblige souvent à peser dans des vases fermés (fig. 44 ci-dessus), que l'on peut maintenir debout en les plaçant dans de petits supports bien appropriés.

Quand on n'a que de petites quantités de liquides à peser, on peut les placer dans de petits tubes ou de petits ballons, maintenus droits par un petit disque de liège, où ils sont fixés ; ou bien on les maintient sur le plateau au moyen d'une petite bride en fil de platine fixée aux fils de suspension du plateau.

On pèse encore parfois de minimes quantités de liquide dans de petites ampoules de verre soufflé. On fait pénétrer un peu de liquide dans ces ampoules, en échauffant d'abord celles-ci, puis plongeant la pointe effilée dans le liquide : le refroidissement produit une contraction de l'air contenu et le

liquide monte dans l'intérieur de l'ampoule, qui peut ensuite être scellée à l'aide du chalumeau. L'ampoule ayant été pesée d'avance, si l'on pèse de nouveau, on aura le poids du liquide. On a souvent recours à ce procédé dans les analyses de chimie organique.

Pour la pesée des gaz, il y a bien plus de difficultés encore que pour la pesée des liquides, par suite de l'influence des variations de température, d'humidité et de pression et aussi à cause du faible poids des gaz.

On peut peser du gaz dans des ballons à robinet, bien secs et bien propres. On pèse d'abord le ballon après y avoir fait le vide; on y fait alors passer le gaz sec, en vissant le robinet sur celui d'une cloche à gaz posée sur une cuve à mercure. On ouvre les deux robinets, le gaz de la cloche pénètre dans le ballon; ou enfonce alors la cloche de manière que le mercure occupe le même niveau à l'intérieur et à l'extérieur de celle-ci; on ferme alors les robinets, on dévisse et l'on pèse de nouveau. La différence de poids avec la première pesée donne le poids du volume de gaz contenu dans le ballon. Pour avoir des poids un peu notables, il faut employer des ballons volumineux, qui sont lourds et exigent par conséquent des balances très chères si l'on veut les avoir bien sensibles.

Il faut toujours noter la pression atmosphérique au moyen d'un baromètre, et la température indiquée par un thermomètre au moment de l'expérience, ce qui donne la pression et la température du gaz sec pesé, dont le volume est d'ailleurs connu par celui du ballon.

Mesurage des liquides et des gaz. Polymétrie.

La pesée des liquides présente certaines difficultés; on préfère le plus souvent remplacer la détermination des poids par celle des volumes.

La formule de physique $P=VD$ donne le poids P d'un volume V de liquide, de poids spécifique D ; d'où l'on trouve $V=\frac{P}{D}$ c'est-à-dire le volume V d'un liquide, de poids spécifique D , ayant un poids P .

On doit donc connaître les poids spécifiques des liquides, c'est-à-dire le nombre de grammes que pèse le centimètre cube de chacun de ces liquides. Cette donnée se trouve dans la plupart des auteurs de physique Voici pour les liquides les plus habituels :

Mercure	13,69	Sulfure de carbone	1,29
Brome	3,04	Acide chlorhydrique à 21°	1,17
Acide sulfurique à 66°	1,84	Huile d'olive	0,92
» » à 66°	1,71	Naphte	0,85
Chloroforme	1,53	Alcool absolu	0,815
Acide azotique à 40°	1,38	Ether	0,736

L'exactitude obtenue avec la pesée est toujours plus grande qu'avec le mesurage, par suite des variations de poids qu'un même volume de liquide présente sous l'influence d'une variation de température. Aussi, malgré la facilité la plus grande du mesurage, certains praticiens pèsent le vase où se trouve le liquide à employer, soit burette ou autre, avant et après avoir employé le liquide. Ils se libèrent ainsi des influences de la température et des mauvaises graduations des appareils de mesurage.

Quoiqu'il en soit, le *mesurage des liquides* ou la détermination de leur volume se fait dans les laboratoires au moyen de deux catégories d'instruments : les *vases jaugés* ou les *vases gradués* de diverses formes. Le vase jaugé ne porte qu'un trait de graduation et ne permet de mesurer que le volume indiqué. Les vases gradués portent toute une échelle de graduation.

Le commerce fournit ces vases, dont la graduation doit avoir été faite avec soin. Une inscription est ordinairement gravée sur le vase pour indiquer la température, habituellement $17^{\circ} 1/2$ C, à laquelle la graduation a été faite.

L'exactitude de tous les appareils ne peut être la même pour les diverses formes. L'erreur de lecture n'est pas seulement occasionnée par la capillarité qui produit le ménisque, mais varie aussi avec la section du vase au point où se trouve le trait de graduation. L'erreur de lecture est la moindre pour les vases dont la section sera la plus petite au trait de gra-



Fig. 46.

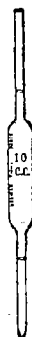


Fig. 47.

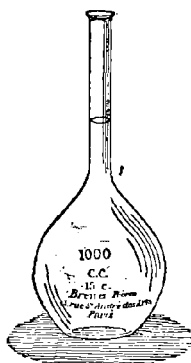


Fig 48.



Fig. 49.

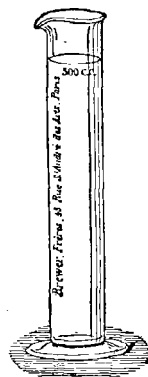


Fig. 50.

uation : la pipette (fig. 46), et le ballon (fig. 48), permettront de mesurer plus exactement, par exemple, que la burette évasée (fig. 49), ou l'éprouvette (fig. 50). Plus l'éprouvette sera large de diamètre, moins exact sera le mesurage.

La vérification de ces appareils doit permettre de conclure : 1^o, à l'exactitude du volume indiqué comme centimètre cube, 2^o, à l'égalité du volume entre deux divisions quelconques consécutives.

La première condition se vérifie par la pesée en déterminant le poids de l'eau distillée à $17^{\circ} 1/2$, occupant un certain volume entre deux traits de graduations. On peut admettre, avec Mohr, bien que cela ne soit pas tout à fait exact, qu'à cette température le centimètre cube d'eau pèse 1 gramme ou 1000 milligrammes.

La vérification de l'égalité des volumes entre les divers traits de graduation se fait par remplissage avec du mercure bien propre au moyen d'une petite jauge en verre. On remplit l'appareil gradué en y versant chaque fois le tube jaugé plein

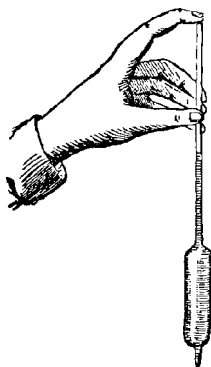


Fig. 51.

de mercure et en annotant chaque fois le niveau de liquide d'après la graduation. Les différences de volume entre deux niveaux successifs doivent être représentées par un même nombre de centimètres cubes lus sur la graduation de l'appareil.

La première catégorie d'instruments comprend les vases *jaugés*, qui n'ont qu'un seul trait de graduation, et ne servent qu'à mesurer un volume déterminé; ainsi, les burettes évasées, (fig. 49), les éprouvettes à pied (fig. 50), qui sont moins employées, puis les pipettes ordinaires (fig. 46), ou celles portant deux traits de graduation (fig. 47). Ces pipettes sont maniées comme l'indique la fig. 51. On a encore les ballons jaugés (fig. 48) d'un usage fort fréquent. Il existe des séries de ces divers appareils de 5, 10, 50, 100, etc., centimètres cubes.

La seconde catégorie comprend les vases *gradués*, c'est-à-dire ceux au moyen desquels on peut mesurer un volume

quelconque et qui portent un nombre plus ou moins grand de traits de graduations.

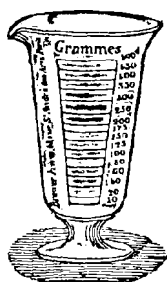


Fig. 52.

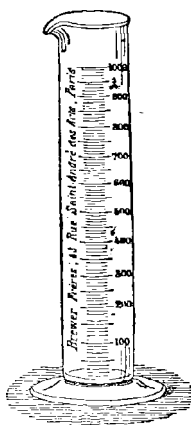


Fig. 53.

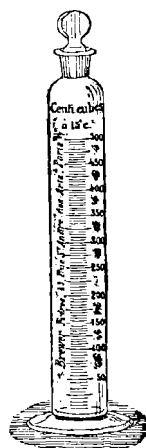


Fig. 54.

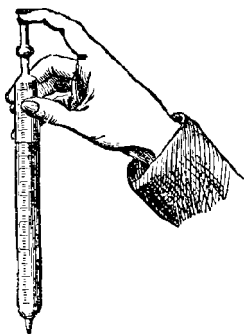


Fig. 55.

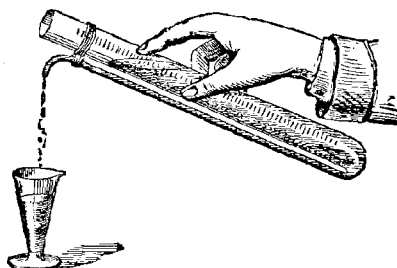
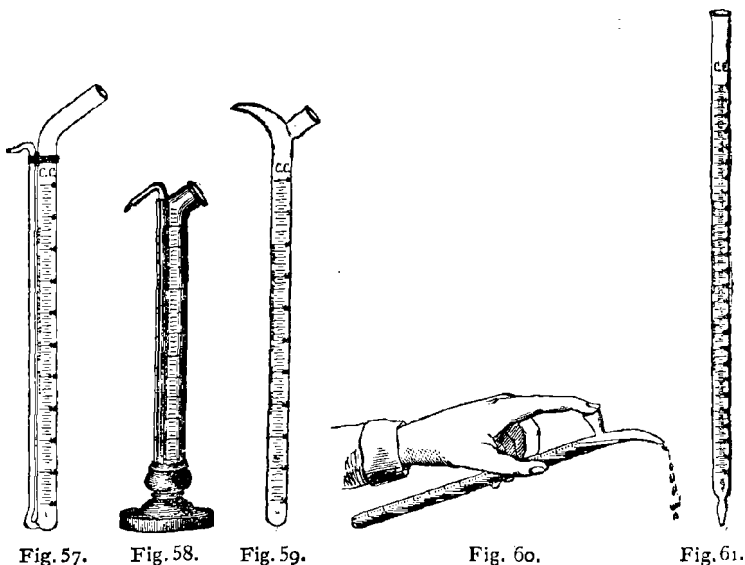


Fig. 56.

Dans cette catégorie nous pouvons citer d'abord ceux qui ne permettent qu'un mesurage assez grossier, les burettes

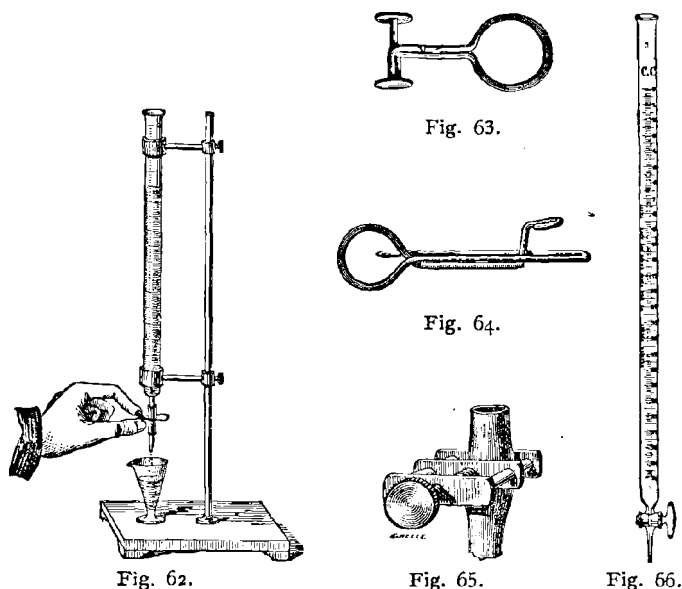
Chimie 5

ordinaires (fig. 52), les éprouvettes à pied ouvertes (fig. 53), ou fermées par un bouchon (fig. 54), des tubes fermés à une extrémité et gradués, qui ordinairement peuvent se fixer dans un pied en bois, les pipettes cylindriques graduées, rarement employées (fig. 55); puis, les vases qui permettent un mesurage plus exact et qu'on emploie surtout dans l'analyse volumétrique. Ce sont les burettes de Gay-Lussac



(fig. 56 et 57), assez difficiles à manier; la même modifiée (fig. 58), la burette anglaise ou de Mohr (fig. 59). Le maniement de cette pipette est des plus commode (fig. 60), puis le tube pipette (fig. 61), et la burette à pince avec tuyau de caoutchouc et pince (fig. 62), d'un usage très aisé. Le caout-

chouc et la pince dont les fig. 63, 64 et 65, représentent les formes les plus habituelles, donnent une fermeture convenable, mais peuvent d'ailleurs, être remplacés par un robinet



en verre (fig. 66); par ex. dans le cas où le caoutchouc serait attaqué par le liquide à mesurer; mais l'appareil devient alors plus cher et moins solide, et le maniement en est assez délicat pour ceux qui ne s'en servent pas journellement. Les burettes à pince ou à robinet sont souvent maintenues par un support vertical (fig. 62 et 67). L'orifice supérieur est recouvert d'un bout de tube d'essai renversé ou d'une petite bille de verre, pour empêcher l'évaporation ou les poussières. La fig. 68 représente une disposition de Hervé Mangon, pour

utiliser une burette de Gay-Lussac de grande dimension et maintenue fixe. Ajoutons que la poire de caoutchouc, A,

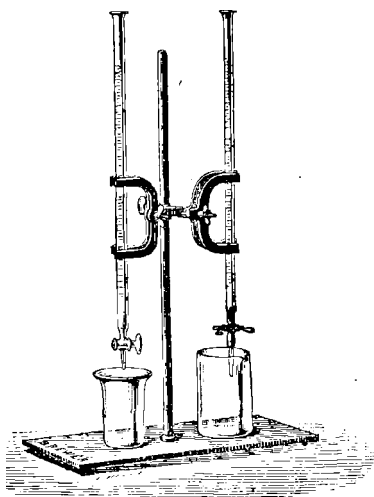


Fig. 67.

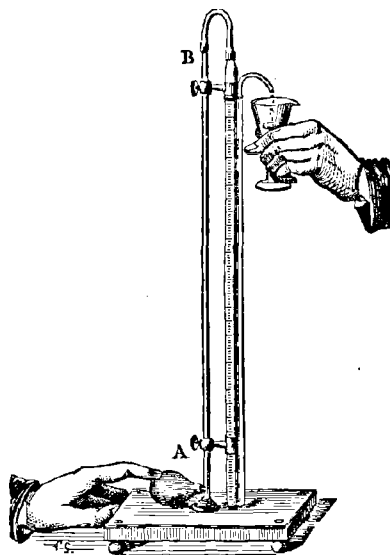


Fig. 68.

de cet appareil se détériore assez rapidement et que la disposition n'en est pas des plus commodes ; aussi, est-elle peu employée.

De ces diverses burettes, les burettes à pince et à robinet sont celles qui permettent le mieux de laisser écouler le liquide, goutte par goutte ; avec elles, on peut aisément mesurer l'écoulement du dixième de centimètre cube.

La lecture du niveau du liquide doit être faite avec soin ; la burette doit d'abord être tenue bien verticale. Pour éviter les erreurs provenant du ménisque, on se sert parfois

du petit flotteur d'Erdmann (fig. 69) ; cet appareil peut cependant occasionner des erreurs, si le tube de la burette n'est pas

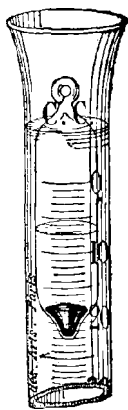


Fig. 69.

parfaitement uniforme ou si le flotteur n'est pas de diamètre bien convenable ; nous ne le conseillons pas ; d'ailleurs, une lecture soignée suffit, surtout si l'on place derrière le tube, pour faciliter la lecture, un petit cartonnet blanc sur lequel on a collé une bande de papier noir.

Pour le *mesurage des gaz*, on se sert le plus habituellement d'eudiomètres, d'éprouvettes (fig. 70) et de cloches graduées simples (fig. 71) ou à robinet (fig. 72) ; la quantité de gaz compris sous un volume donné, dépendant de l'humidité, de la température et de la pression, on doit toujours prendre l'indication du *thermomètre*, celle du *baromètre* au moment de la mesure et celle de

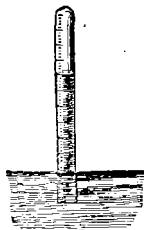


Fig. 70.



Fig. 71.

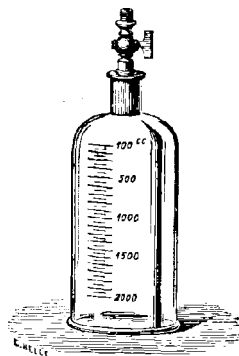


Fig. 72.

la *différence de niveau* entre le liquide à l'intérieur et à l'extérieur de la cloche ; cette hauteur en eau ou en mercure, devra être

mesurée fort exactement. La lecture de cette hauteur demande des précautions pour lire juste et éviter les dilatations ou les contractions des gaz sous l'influence du moindre changement de température. Les déterminations d'une grande exactitude demandent l'emploi du cathétomètre. Les poids seront alors calculés au moyen des formules étudiées au cours de physique.

- V^0 représentant le volume du gaz à zéro.
 V^t » le volume du gaz à t^0 indiqués par le thermomètre centigrade.
 H » la pression barométrique, en millimètres de mercure, au moment de l'expérience.
 h » la tension de la vapeur d'eau, à t^0 , en millimètres de mercure.

En admettant $\frac{1}{273}$ pour le coefficient de dilatation des gaz.

$$V^0 = \frac{V^t (H-h) 273}{760 (273 + t)}$$

sera la formule qui tiendra compte des données (humidité, pression, température), fournies par l'expérience.

II. OPÉRATIONS DE LA VOIE SÈCHE.

A) PRODUCTION DE LA CHALEUR.

Les opérations de la voie sèche n'exigent pas toutes la même température, ce qui explique la grande diversité des appareils à utiliser pour produire la chaleur dont on a besoin.

Ces appareils, que nous allons passer en revue, sont les lampes à alcool, les fourneaux de laboratoire, les lampes et les fourneaux à gaz.

CHAUFFAGE A L'ALCOOL. L'alcool ordinaire, à 85 degrés centésimaux, développe beaucoup de chaleur en brûlant; il est d'un usage très répandu, surtout dans les laboratoires où l'on ne dispose pas du gaz. On emploie souvent aussi de l'alcool *mauvais goût*, qui est moins cher et parfois d'autres combustibles liquides.

On peut brûler l'alcool dans la *lampe simple* ou dans la *lampe à double courant d'air*, appelée aussi *lampe de Berzélius*.



Fig. 73.

La *lampe simple*, est un petit appareil bien commode (fig. 73), toujours prêt, qui n'occasionne qu'une dépense minime. Le plus habituellement, ces lampes simples sont de verre et ont un couvercle de verre usé à l'émeril pour envelopper la mèche et empêcher l'évaporation de l'alcool. D'autres fois, la lampe est métallique et le couvercle se visse.

La chaleur donnée par cette lampe est très limitée; l'objet à chauffer est tenu au-dessus de la flamme, le plus souvent au moyen d'un support spécial.

Cette flamme, ou mieux celle d'une bougie, soufflée au moyen d'un *chalumeau* à bouche, peut donner un dard d'une température très élevée et que l'on utilise quand il n'y a que de très petites quantités de matière à chauffer, comme cela a lieu, par exemple, dans les essais pyrognostiques des minéraux.

La *lampe à double courant d'air*, représentée fig. 74, est composée essentiellement d'un réservoir annulaire de laiton,

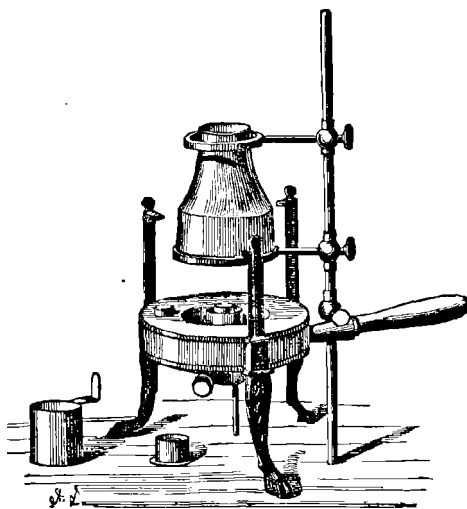


Fig. 74.

où l'on introduit l'alcool à brûler au moyen d'une tubulure munie d'un couvercle; ce réservoir communique avec un tube central, où se place la mèche cylindrique qu'une cré-

maillère, à laquelle le porte-mèche est fixé, permet de monter ou de descendre au moyen d'une petite roue à pignon denté. Une tige de fer, adaptée au manche, supporte une cheminée de tôle mobile qui vient se placer autour de la mèche pour diriger la flamme, laquelle est alors alimentée d'air, extérieurement par la cheminée et intérieurement par l'ouverture du tube porte-mèche. Ce tube d'ailleurs reçoit un couvercle avec bouchon annulaire pour éviter l'évaporation de l'alcool quand la lampe est éteinte. La lampe ainsi composée est munie de trois pieds et d'un manche, ce qui la rend facilement maniable; les pieds prolongés forment un triple support sur lequel se place, directement ou par l'intermédiaire d'un *triangle*, l'objet à chauffer. Ces triangles peuvent être en

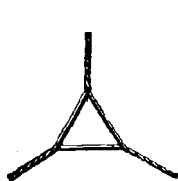


Fig. 75.

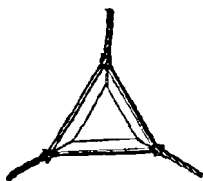


Fig. 76.

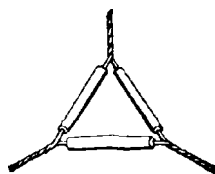


Fig. 77

fil de fer simple (fig. 75), mais le plus souvent ils sont garnis soit d'un second triangle en fil de platine (fig. 76), soit de tuyaux de pipe très réfractaires (fig. 77) qui garantissent le creuset contre l'action du fer oxydé porté à haute température. Ils se posent aussi sur un cercle qui peut glisser le long de la tige verticale.

La mèche de cette lampe doit être toujours coupée d'une manière bien égale.

Quand on emploie les lampes à alcool, il y a une précaution essentielle à prendre pour éviter des explosions qui peuvent être dangereuses et qui résultent de l'inflammation

d'un mélange explosif (air et vapeur d'alcool) remplissant la partie du réservoir non remplie d'alcool. Cette explosion se produit quand, le niveau de l'alcool étant assez bas, on veut enflammer la mèche; la force de l'explosion projette de l'alcool qui, en s'enflammant, peut brûler l'opérateur.

Pour éviter que cette explosion se produise, il suffit d'ouvrir, quelques instants avant d'allumer, le petit bouchon de la tubulure par laquelle on remplit le réservoir de la lampe.

Ces lampes sont fort utiles et peuvent donner tous les degrés de température jusqu'à la fusion de l'argent. On s'en sert souvent dans les laboratoires où l'on n'a pas le gaz à sa disposition.

Des températures plus élevées peuvent encore être obtenues en brûlant la vapeur d'alcool, comme cela se fait dans les *éolipyles*, souvent utilisés par les ouvriers plombiers. Ces *éolipyles* sont généralement formés d'un réservoir annulaire qu'on remplit d'alcool par un bouchon vissé; une petite soupape de sûreté, maintenue par un ressort et s'ouvrant du dedans au dehors, est disposée au centre de cet obturateur. Un tube part du haut du réservoir et vient se recourber jusque vers le centre et au-dessous du réservoir. Le tout est maintenu au-dessus d'une lampe simple à alcool qui, allumée, chauffe assez vite l'alcool du réservoir supérieur et le porte à l'ébullition; la vapeur produite s'échappe par le tube indiqué ci-dessus et s'enflamme pour donner une longue flamme très chaude, analogue à celle du chalumeau à gaz. On a aussi des *éolipyles* où l'on brûle des naphtes de pétrole, qui sont d'un usage fort commode.

Au lieu de brûler la vapeur d'alcool dans ces conditions, on a tenté de la brûler après l'avoir mélangée d'air. Une

petite chaudière comme celle de l'éolipyle fournit la vapeur alcoolique; cette chaudière est surmontée d'un bec brûleur Bunsen, et la vapeur à mesure de sa production pénètre dans la cheminée du brûleur, s'y mélange avec l'air et permet d'obtenir une flamme régulière et chaude. Des appareils de ce genre ont été construits par Wiesnegg, mais ne se sont guère répandus. La lampe-forge de Deville (fig, 78), par ex. est destinée à brûler de la vapeur de pétrole ou d'essence de thérébentine mélangée d'air lancé par une soufflerie.

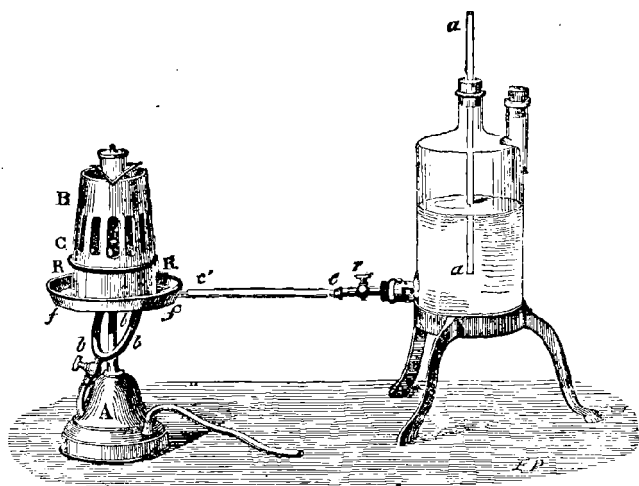


Fig. 98.

Le réservoir A formant le pied de cette lampe, reçoit l'air soufflé qui, s'échappant par les tuyaux *b*, pénètre dans la petite chaudière RR au-dessus du niveau de l'hydrocarbure dont l'alimentation est réglée, à niveau constant, par le tuyau *cc'* et le robinet *r* communiquant avec le flacon de Mariotte rempli de thérébentine ou de pétrole.

La partie supérieure de cette petite chaudière est disposée en forme de capsule concave, percée, suivant une circonférence horizontale, d'une douzaine de trous de 2 millimètres de diamètre par où s'échapperont les vapeurs de l'hydrocarbure mélangées à l'air soufflé. Le tuyau central *b* débouche au fond de cette capsule dans la flamme produite par l'inflammation de ces vapeurs et y amène assez d'air pour assurer la combustion complète des vapeurs combustibles.

Ces vapeurs sont d'ailleurs produites en chauffant l'hydrocarbure, soit par de l'eau chaude placée dans la rigole *f*, entourant la petite chaudière, eau qu'on maintient chaude en promenant par dessous la flamme d'une petite lampe à alcool ou préférablement par le chauffage direct du fond de la chaudière par une petite lampe à alcool placée au centre du pied *A*. Dans ce cas, la disposition de ce pied est un peu différente de celle figurée ci-contre.

On obtient de la sorte une flamme très chaude. Une cheminée *B* en cuivre rouge percée de larges ouvertures *C*, par où l'air arrive contre la flamme, régularise celle-ci et peut recevoir le triangle supportant l'objet à chauffer.

Cette lampe, comme aussi d'autres appareils où l'on brûle de l'air carburé par des vapeurs de divers hydrocarbures volatils, notamment des essences de pétrole ou gazolines, ou benzines, peut donner de très hautes températures; mais tous ces appareils, et ils sont nombreux, n'ont guère de raison d'être que dans les laboratoires où l'on n'a pas de gaz à sa disposition.

CHAUFFAGE AU CHARBON DE BOIS ET AU COKE.

Le charbon de bois et le coke sont souvent utilisés pour produire la chaleur que réclament les diverses opérations chimiques. Ces combustibles sont brûlés dans des *fourneaux*.

Tout fourneau possède un *foyer* ou *cuve* où se brûle le combustible retenu par une *grille* séparant la cuve du *cedrier* qui reçoit les résidus ou cendres.

Le courant d'air nécessaire à la combustion est appelé à travers la grille par la légèreté même de l'air chaud, qui tend à s'élever au-dessus de la cuve et est remplacé par de l'air froid. La combustion est plus énergique si le four est muni d'une cheminée, dont le but est d'activer cet appel d'air et de laisser échapper les gaz et vapeurs du foyer.

L'air nécessaire à la combustion peut aussi être fourni sous pression au moyen d'un soufflet, appareil que nous avons déjà décrit (fig. 8) ou au moyen d'autres souffleries que nous étudierons à la fin de ce chapitre.

On a donc des fourneaux à tirage naturel et d'autres à tirage forcé ; dans ces derniers, l'air comprimé par un appareil soufflant est forcé de passer à travers la grille.

Fourneaux à tirage naturel. Dans cette première catégorie nous avons :

1° Le *fourneau à manche* (fig. 79 et 80) appelé parfois



Fig. 79.

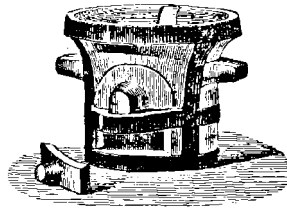


Fig. 80.

fourneau d'évaporation ou de calcination. La combustion dans ces fours peut être ralentie en obstruant l'entrée de l'air par

une porte au cendrier, ou activée au moyen d'une cheminée portative (fig. 81) que l'on pose au-dessus du fourneau.

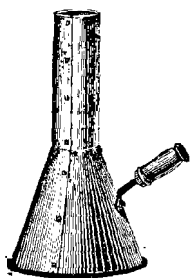


Fig. 81.

Le charbon de bois est le seul combustible que l'on emploie pour ce four; il faut éviter, d'une part, les *fumerons* ou morceaux de bois non complètement carbonisés, et d'autre part, le *poussier* : en ne laissant pas des interstices suffisants entre les morceaux, le poussier obstrue le passage de l'air, retarde la combustion et par conséquent diminue le degré de température.

2° Le fourneau à réverbère (fig. 82), composé d'une partie inférieure qui est un vrai four à manche, à cuve cylindrique,

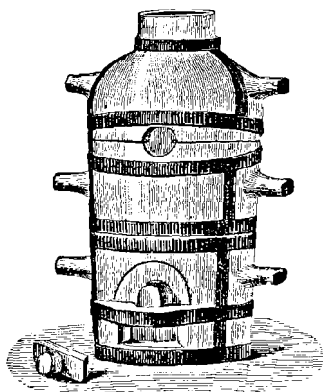


Fig. 82.

d'une partie moyenne, appelée *laboratoire*, qui sert à augmenter la hauteur de la cuve du fourneau et d'une partie supérieure, *dôme* ou *réverbère*, qui sert à réverbérer la chaleur vers l'intérieur. Ce dôme est souvent muni d'une porte par où se place le combustible et il est terminé par une petite cheminée qu'on peut parfois prolonger par une cheminée portative de tôle.

Parfois la partie moyenne manque et le fourneau se compose alors d'un four à manche surmonté d'un réverbère.

La fig. 83 montre une autre disposition de ce fourneau appropriée au chauffage des tubes.

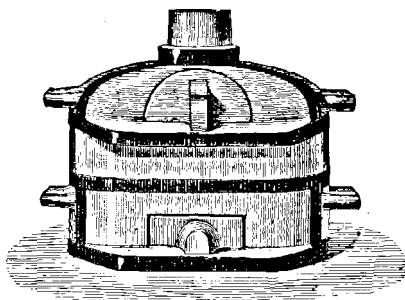


Fig. 83.

Dans ces fours à réverbère le combustible que l'on utilise est le charbon de bois, ou un mélange de charbon de bois et de coke. Les fourneaux de dimensions plus que moyennes peuvent même ne brûler que du coke.

3° Le *fourneau de coupellation* ou à *moufle* : c'est un fourneau à réverbère dont le laboratoire est percé d'une ouverture demi-circulaire pour recevoir un *moufle*.

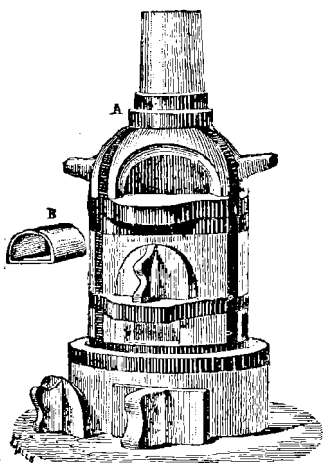


Fig. 84.

Le moufle est un demi-cylindre en terre réfractaire, ouvert à une extrémité, fermé à l'autre, que l'on voit figuré en B (fig. 84) et qui, dans le four, repose par le fond sur un support en terre réfractaire.

Ce moufle ainsi placé est chauffé haut et bas, sur les côtés et par le fond, par le combustible qui l'entoure; il peut recevoir, à l'abri du contact du combustible, les objets qu'on veut y soumettre à l'action de la chaleur. A l'orifice de

ce moufle qui débouche sur le devant, le laboratoire est muni d'une tablette, appelée parfois *mentonnière*, sur laquelle se pose l'obturateur, ou porte, servant à régler l'accès de l'air extérieur dans l'intérieur du moufle. Cet obturateur est en place dans la fig. 82.

Ce fourneau est souvent utilisé pour les incinérations, la coupellation, etc.

Habituellement, on relie la petite cheminée du dôme de ces fours à la cheminée du laboratoire, ce qui fournit un tirage plus énergique et, par conséquent, une température plus considérable (1).

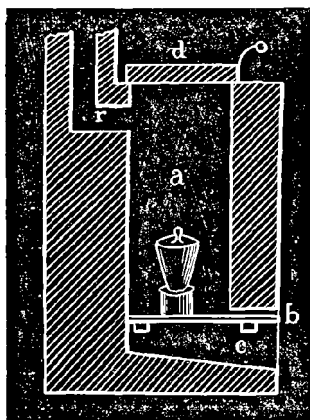


Fig. 85.

Il est dans le laboratoire d'autres fourneaux établis à demeure. On les désigne souvent sous le nom de *fours à vent*. Ils sont constitués (fig. 85) par une cuve, *a*, construite en briques réfractaires; la section est rectangulaire et la hauteur peut atteindre 70 à 80 centimètres. Cette cuve est reliée à la cheminée du laboratoire par un *rampant*, *r*, et elle est recouverte d'une dalle réfractaire, *d*, glissant sur le dessus du four. Une

grille, *b*, à barreaux mobiles sépare cette cuve du cendrier, *c*, par où pénètre l'air nécessaire à la combustion.

(1) Le degré de chaleur que peut produire un fourneau dépend du volume d'air qui passe à travers l'unité de masse du combustible pendant l'unité de temps, abstraction faite de la chaleur perdue par rayonnement.

Les ouvertures de la grille et les dimensions de la cheminée ont donc

Dans ces fourneaux, le seul combustible que l'on utilise est le coke ; il permet d'obtenir une température très élevée. Le creuset à chauffer se place habituellement sur un *fromage* de terre réfractaire, comme l'indique la fig. 85. On l'y fixe au moyen d'un peu d'argile plastique pour éviter qu'il se renverse sous la pression irrégulière du combustible.

Le chimiste emploie encore parfois quelques dispositions particulières de fourneaux connues sous le nom de *grilles*, par exemple la grille à chauffer latéralement les cornues (fig. 86) dont on se sert beaucoup pour la distillation de l'acide sulfurique, et la grille à chauffer les tubes (fig. 87). Ce dernier

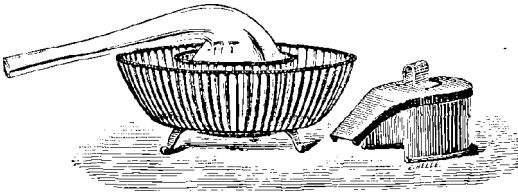


Fig. 86.

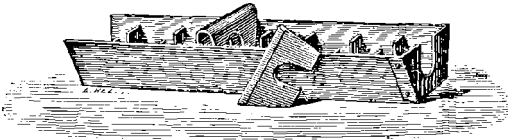


Fig. 87.

une influence directe sur la température qu'on peut obtenir dans un four à tirage naturel ; tandis que dans un four à tirage forcé, la dimension du soufflet et la pression de l'air lancé sont les agents les plus influents pour augmenter la température produite.

Par suite de l'encrassement des grilles, la température diminue et les opérations ont forcément une durée assez limitée (guère plus de 3 heures avec nos petits fourneaux de laboratoire) à moins qu'on ne prenne des dispositions particulières pour le nettoyage de la grille.

Chimie 6

appareil consiste en une auge de tôle, de longueur variable, soixante à soixante-dix centimètres, dont le fond est à jour; elle porte sur le fond un certain nombre de diaphragmes échancrés servant de support au tube à chauffer et elle est munie d'écrans de tôle qu'on pose à cheval sur ce tube pour limiter la partie chauffée. Cette grille est portée par deux briques, la supportant par ses extrémités pour donner facile accès à l'air à travers les ouvertures de la paroi du fond. Le charbon de bois est le seul combustible employé pour le chauffage de ces grilles.

Fourneaux à tirage forcé. Parmi les fourneaux de cette seconde catégorie nous avons :

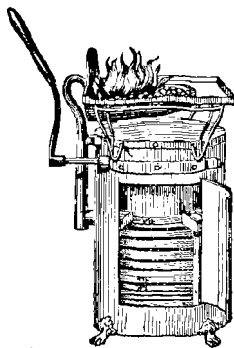


Fig. 88.

1° *La forge maréchale.* Un soufflet continu de grande dimension lance beaucoup d'air à travers le combustible placé devant la tuyère, active la combustion de celui-ci et produit des températures très élevées. Ce moyen de chauffage présente certains inconvénients : l'objet à chauffer n'est chauffé que du seul côté par où arrive le vent et souvent le vent froid casse les creusets, à moins que l'on ne prenne la précaution de

bien remplir de combustible l'espace compris entre l'orifice de la tuyère et le creuset à chauffer. La fig. 88 représente une forge portable assez utile dans un laboratoire, mais qui ne permet toutefois de chauffer que des objets de petites dimensions.

2° *Le fourneau suédois*, appelé aussi de *Sefström* ou de *Mitscherlich*, peut produire rapidement des températures que ne pourraient donner aucun des fours examinés jusqu'ici.

Ce four est formé (fig. 89) d'une cuve cylindrique en tôle doublée intérieurement de terre réfractaire, *gg.* et placée au

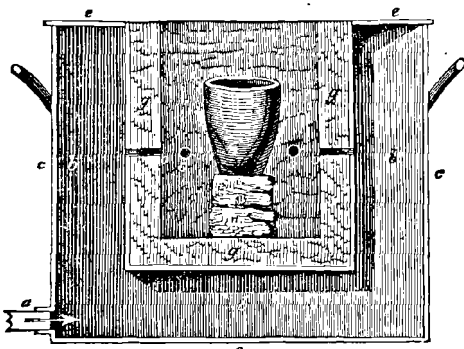


Fig. 89.

centre d'une enveloppe cylindrique de tôle, *c*, à laquelle elle est d'ailleurs fixée par la tôle annulaire, *e*, du dessus, qui ferme l'espace compris entre l'enveloppe et la cuve.

L'enveloppe de tôle est munie d'une tubulure, *a*, en communication avec la soufflerie, tandis que la cuve est percée horizontalement de 8 à 10 trous, *o*, faisant office de tuyères et placés à une hauteur de 8 à 10 centimètres au-dessus du fond de la cuve.

La cuve étant remplie de charbon allumé et de coke, si l'on fait marcher la soufflerie, l'air insufflé par les trous horizontaux active la combustion de tous les côtés; de sorte que l'objet placé au centre, sur un fromage, est chauffé à un très haut degré.

L'opération terminée, on retire le creuset et l'on retourne le four sens dessus-dessous pour nettoyer la cuve. Le plus grand inconvénient de ce four est de ne pas avoir de cendrier, ce qui fait que les cendres, mâchefers et autres résidus

s'attachent à la cuve, aussi, à cause de cela, doit-on employer le coke aussi exempt de cendres que possible et ne pas prolonger trop longtemps les opérations.

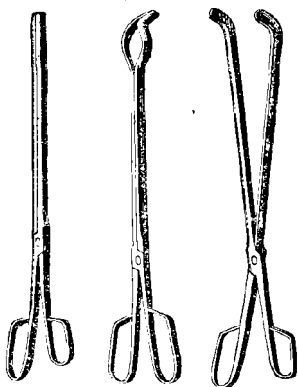


Fig. 90.

Fig. 91.

Fig. 92.

Ce fourneau de Sefström est remplacé avec avantage par un fourneau à gaz. La cuve est semblable à celle du four ci-dessus décrit, mais les ouvertures *o* sont remplacées par des espèces de tuyères communiquant avec une couronne où vient se rendre un mélange de gaz et d'air obtenu comme dans le chalumeau Schlösing (fig. 107).

Les objets que l'on chauffe



Fig. 93.

dans les divers fourneaux que nous venons de passer en revue, se manient au moyen de pinces de formes variées, (fig. 90 à 93); ils se placent, ou sur des supports triangulaires, que nous avons vu, page 73, ou beaucoup plus souvent sur un support de forme cylindrique ou tronconique de terre réfractaire, désigné sous le nom de *fromage* (voir fig. 85).

CHAUFFAGE AU GAZ

Les difficultés, la malpropreté et les ennuis que présente l'emploi de l'alcool, des essences et du charbon comme combustibles, ont fait presque complètement abandonner les ap-

pareils que nous venons d'examiner dans tous les laboratoires où l'on peut obtenir le gaz ordinaire de l'éclairage.

Ce gaz est un des plus propres à donner de bons résultats pour le chauffage et il existe à peu près partout, sans grande variation dans ses propriétés. Son pouvoir calorifique à volume constant est de 5200 à 6000 calories par mètre cube (1) à 0° et 760 m^{m} de pression, la vapeur d'eau produite par la combustion, étant condensée.

Ce même gaz carburé peut acquérir un pouvoir calorifique plus considérable. Dans certains cas spéciaux, l'hydrogène brûlé par l'oxygène, dans un chalumeau oxyhydrique,

(1) Il est intéressant de noter ici le pouvoir calorifique des différents gaz qui entrent dans la composition du gaz de l'éclairage ou qui sont parfois utilisés pour le chauffage; nous appelons l'attention sur la grande différence entre les pouvoirs calorifiques rapportés au K° ou au mètre cube. Comme les gaz sont généralement mesurés et non pesés, c'est le pouvoir calorifique au m^3 qu'il importe le plus de connaître :

DÉSIGNATION DES GAZ	POUVOIR CALORIFIQUE DU GAZ BRULANT SOUS LA PRESSION NORMALE DE 760 m^{m} .			Quantité d'air théoriquement nécessaire pour la combustion complète d'un m ³ de gaz à 15°
	Les produits de la combustion étant ramenés à 15° et la vapeur d'eau condensée, rapporté au K° à 0°	rapporté au m^3 à 15°	Les produits de la combus- tion étant laissés à 100° sans condensation, rapporté au m^3 à 15°	
Hydrogène	34462 calor.	2927 calor.	2599 calor.	2 ^{m3} ,413
Méthane	13063 »	8927 »	7813 »	9 ,710
Éthylène	11857 »	14227 »	12980 »	14 ,602
Oxyde de carbone	2403 »	2850 »	2769 »	2 ,029

a été utilisé pour donner des températures allant jusque 2500°; mais ce sont des cas particuliers, inutiles à développer ici.

Le gaz d'éclairage, en brûlant dans les conditions que nous avons déjà vues en parlant du travail du verre, peut produire toutes les températures dont on a besoin dans les laboratoires. Les appareils de chauffage sont d'ailleurs fort simples, robustes et d'un emploi facile. Avec eux, il n'y a plus ni combustible à manier, ni poussières, ni cendres à enlever. L'opération peut d'ailleurs être prolongée autant que de besoin, ce qui est impossible avec la plupart des fourneaux à combustible solide.

Le principe du brûleur Bunsen (fig. 2 et 3) est appliqué dans la plupart des appareils de chauffage au gaz. La pression du gaz fait qu'en sortant de la conduite il se mélange complètement à l'air : c'est ce mélange de gaz et d'air qui brûle, de telle sorte qu'aucune particule gazeuse n'échappe à la combustion et que la flamme n'est point lumineuse. Les dispositions des brûleurs sous ce rapport sont bien différentes les unes des autres.

Le volume de l'air théoriquement nécessaire à la combustion complète, est environ de 6 fois celui du gaz; le réglage de la quantité d'air se fait le plus souvent au moyen du curseur, comme nous l'avons vu, ou se règle par la pression du gaz, ou bien au moyen d'un appareil soufflant.

La pression dans les conduites de distribution du gaz ne dépasse guère 3 à 5 centimètres d'eau. Il faut que la canalisation intérieure du laboratoire soit convenable; car, si les tuyaux sont trop étroits, le frottement aidant, la pression du gaz au bec brûleur sera trop affaiblie et les appareils de chauffage ne donneront pas les résultats désirés.

Ajoutons que, dans certaines localités, l'usine à gaz ne

donne de pression dans les conduites que pendant les heures d'éclairage; aussi ceux qui veulent se servir du gaz pour le chauffage pendant le jour, sont obligés d'employer des aspirateurs prenant le gaz dans les conduites de la rue en le faisant passer dans la canalisation intérieure du laboratoire. Souvent, dans ce but, le compteur lui-même, est modifié de manière que l'axe du tambour intérieur puisse recevoir un

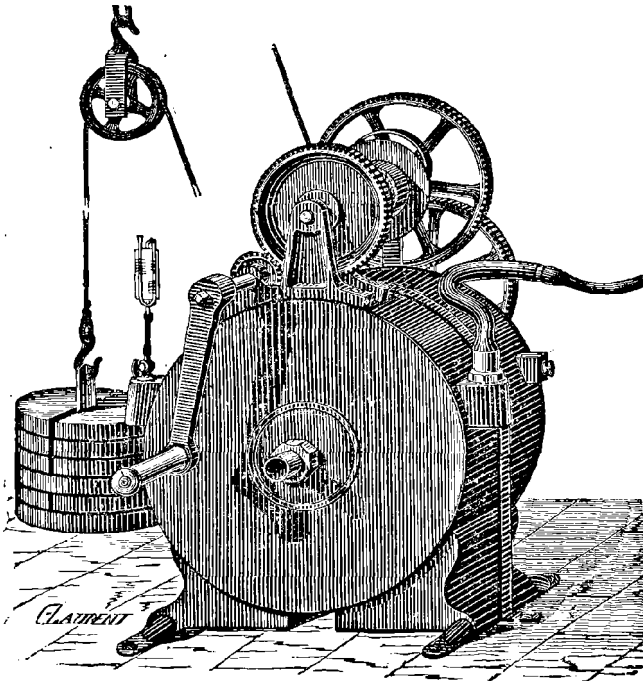


Fig. 94.

mouvement de rotation au moyen de contrepoids, cordes et poulies. Les *compteurs-aspirateurs* rendent de signalés services, mais il n'y a pas lieu de les décrire ici autrement que par la fig. 94 qui représente un de ces aspirateurs.

De la pression dépend la quantité de gaz qui brûle dans le bec. Quand la lampe s'allume par dessous comme nous l'avons vu, p. 9, c'est le plus souvent par suite d'une baisse dans la pression.

Pour beaucoup de cas, ces variations dans la pression du gaz ne présentent pas de graves inconvénients, mais certaines opérations exigent des températures constantes, longtemps prolongées et il est nécessaire alors que la pression du gaz alimentant la lampe soit réglée. On y parvient au moyen de régulateurs de diverses sortes, *thermo-régulateurs* et *régulateurs de pression*.

Les *régulateurs de pression*, comme le régulateur de Moitessier (fig. 95), par ex., ont pour but de régler en avant du

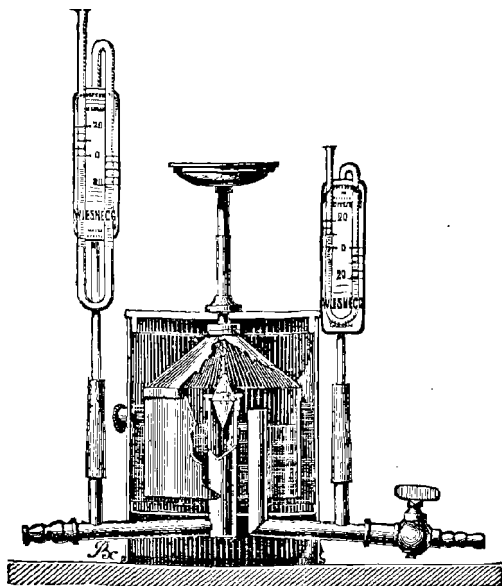


Fig. 95.

brûleur, la pression elle-même et par suite, la quantité de gaz qui passe et la flamme que ce gaz donne en brûlant. La cloche intérieure équilibrée monte et descend suivant les variations de pression du gaz. Cette cloche porte au-dessus

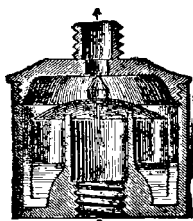


Fig. 96.

une tige munie d'un plateau que l'on peut charger de poids. Par dessous, elle supporte un bouchon conique qui, par la montée de la cloche, vient obstruer l'orifice du tuyau central par où le gaz de la distribution arrive dans la cloche pour en sortir par le tuyau de droite. Deux manomètres greffés sur les conduites de gaz, en

avant et en arrière de l'appareil, permettent de se guider pour régler la pression au brûleur de manière à avoir la température que l'on désire.

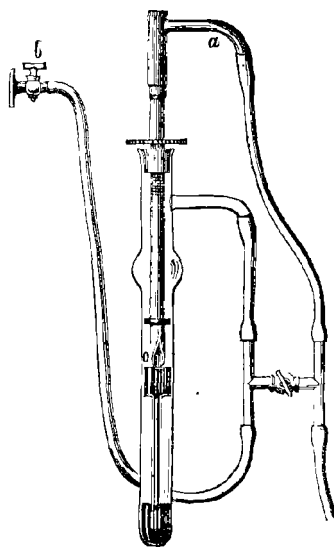


Fig. 97.

L'appareil, fig. 96, est un régulateur beaucoup plus simple qui se visse verticalement sur la conduite de gaz en avant du brûleur et que l'on règle pour donner un débit déterminé.

Dans les *thermo-régulateurs*, la température du milieu à chauffer agit pour obturer plus ou moins la section même de la conduite qui amène le gaz.

Parmi ces thermo-régulateurs, citons d'abord, le plus ancien, celui de Bunsen (fig. 97). Le gaz sortant des tuyaux

de distribution, par le robinet *b*, entre vers la partie supérieure du tube de verre à renflement dont le fond est occupé par du mercure ; le gaz sort en pénétrant par l'orifice *o* d'un tube en fer taillé en biseau dont l'autre extrémité *a*, est en communication avec le caoutchouc qui conduit le gaz au brûleur. La partie inférieure de l'appareil est placée dans le milieu même qu'il s'agit de chauffer. Cet orifice *o* peut-être plus ou moins obstrué par le mercure poussé, tant par sa dilatation propre que par la dilatation d'un peu d'air emprisonné dans le compartiment inférieur du régulateur. En effet, à une hauteur de 7 ou 8 centimètres du fond du tube, se trouve une cloison portant à son centre un tube ouvert, qui descend jusque près du fond. On verse du mercure dans l'appareil de manière à emprisonner un certain volume d'air entre les deux tubes, la cloison et le mercure. Sous l'influence d'une augmentation de température, le mercure se dilate, le volume d'air augmente rapidement et le niveau du mercure monte. L'effet de la chaleur se fait ainsi sentir d'une manière beaucoup plus sensible que si la dilatation du mercure seul était utilisée à faire monter le niveau de celui-ci pour obstruer l'orifice *o* du tube de sortie.

Pour éviter une obstruction totale, on a muni ce tube taillé en biseau d'une fente sur une certaine hauteur et, de la sorte, on évite une extinction du brûleur qui ne recevrait plus assez de gaz pour continuer à brûler. Les becs brûlant le gaz sans mélange d'air sont, sous ce rapport, plus à conseiller que les becs Bunsen ordinaires qui s'éteignent bien plus aisément.

Pour diminuer ces chances d'extinction, l'habile constructeur Wiesnegg a eu l'heureuse idée d'ajouter à l'appareil le tube en *II* à robinet. Les deux jambages du *H*

sont intercalés, l'un sur la conduite du gaz allant au régulateur, l'autre sur le gaz allant de ce régulateur au brûleur et le robinet fixé sur la traverse horizontale permet d'alimenter ce brûleur : une partie de gaz, qui ne passe pas par le régulateur, va directement au brûleur en passant à travers la branche horizontale, ce qui suffit à ne pas laisser éteindre les becs, si même le régulateur obstruait complètement le passage du gaz.

Ce même robinet permet l'adaptation de ces petits régulateurs à des brûleurs consommant une quantité de gaz plus considérable que ce que permettraient les orifices d'entrée et de sortie du régulateur. Une partie seulement du gaz est réglée par le régulateur, l'autre partie reste constante, de sorte que la régularisation finale subsiste quand même.

Cet appareil a une marche automatique fort satisfaisante, mais, par suite des variations de pression atmosphérique, il ne permet qu'un réglage à quelques degrés près.

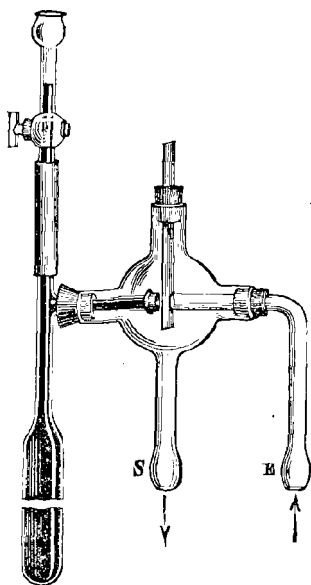


Fig. 98.

Le thermo-régulateur de Schlösing (fig. 98) est plus précis, mais demande une manipulation bien plus délicate. Une espèce de gros thermomètre a sa boule plongée dans l'espace à chauffer. Le mercure qui remplit cette boule, en se dilatant, agit, à l'extrémité d'un tube coudé, sur une paroi flexible laquelle pousse une lame métal-

lique verticale contre l'orifice rodé d'un autre tube coudé, E, servant à l'arrivée du gaz ; de la sorte, ce gaz ne peut atteindre le tuyau de sortie S qu'autant que le permet l'écart plus ou moins grand entre la lame et l'orifice du tuyau E.

Le robinet en verre placé au haut de la colonne thermométrique sert à régler l'appareil pour maintenir une température donnée : on le laisse ouvert tant que cette température n'est pas atteinte et on fait en sorte de ne pas chauffer trop rapidement. On ferme ensuite ce robinet : le mercure ainsi emprisonné agit sur la paroi flexible et produit l'effet désiré.

L'opération terminée, on doit de nouveau ouvrir ce robinet supérieur sinon la pression de l'air peut briser la paroi flexible ou amener d'autres difficultés.

On fera bien d'adapter aussi le robinet de sureté en H, dont il a été question page 90, pour éviter les extinctions. Avec un appareil ainsi monté, on peut régler la température d'une étuve de manière qu'il n'y ait pas de variation de plus de $1/2$ à 1 degré.

Cet appareil serait bon si la paroi flexible se conservait bien. Malheureusement il n'en est pas ainsi et nous ne conseillons point cet appareil.

Le thermo-régulateur de Reichhardt est à citer aussi. Le réglage se fait par le mercure d'une espèce de thermomètre dont la capacité de la colonne mercurielle peut être réglée par une vis en fer. Il est d'un usage fort commode et suffisant pour la plupart des cas.

MM. d'Arsonval et Wiesnegg ont imaginé d'autres régulateurs, vrais thermomètres à air, permettant de régler même les températures les plus élevées. Le réservoir de ce thermomètre peut être en verre ou en porcelaine et l'air qu'il contient restant à masse et volume constants, les variations de

pression que lui fait subir l'échauffement servent à la régularisation et à la mesure même de la température, puisque l'on sait que l'air, sous volume constant, double de pression pour une augmentation de température de 273° C.

L'appareil peut avoir un manomètre, indicateur de la pression et de la température correspondante (fig. 99), ou bien ne pas être

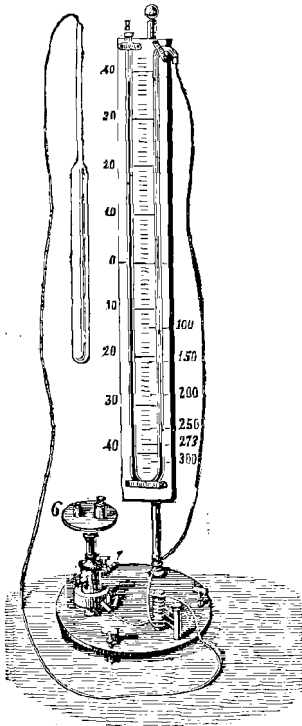


Fig. 99.

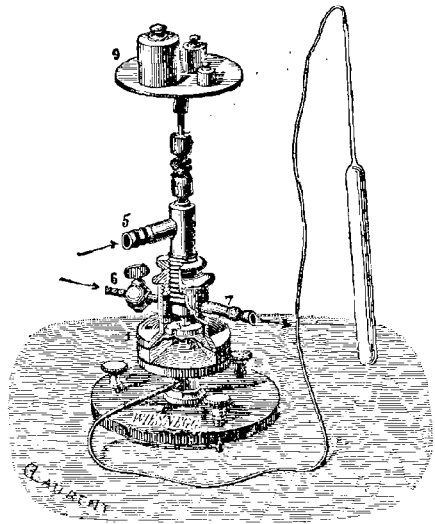


Fig. 100.

muni de ce manomètre (fig. 100), le réglage est alors plus difficile et se fait par tâtonnement.

Le régulateur proprement dit est d'ailleurs le même dans ces deux dispositions.

Le réservoir d'air, (de verre pour températures en dessous de 300° , de porcelaine pour celles au-dessus de 300°), est

relié à un tube mince de laiton au moyen du mastic résineux Golaz ; ce tube de laiton donne communication du réservoir au manomètre et au régulateur proprement dit.

Quant à ce dernier, la fig. 100, à plus grande échelle, laisse mieux voir la disposition. L'air du réservoir vient aboutir à une boîte métallique fermée au-dessus par une membrane flexible en caoutchouc et pour parer aux inconvénients de la perméabilité du caoutchouc, on met une seconde membrane séparée de la première par un mince espace rempli de glycérine diluée.

La membrane supérieure s'applique à la base 3 d'une soupape qui, par sa levée, obstruera plus ou moins l'orifice horizontal du tuyau d'amenée 5 du gaz qui va vers le brûleur en sortant du régulateur par le tuyau 7. D'autre part, du gaz venant de la distribution par le tuyau 6 sortira directement par ce tuyau 7, en quantité convenable, pour empêcher l'extinction ou pour assurer l'alimentation d'un brûleur plus grand que ne le comporterait la section de l'orifice de la soupape du régulateur. Cette soupape est, d'ailleurs, chargée par une tige droite terminée par un plateau 9 recevant des poids que l'on règle en tâtonnant d'après les températures à obtenir. Cette température atteinte, le plateau et la soupape, en se soulevant par la pression de l'air du réservoir, réduisent la flamme ; si la température tend à baisser, la membrane est moins tendue, la soupape redescend, découvre davantage l'arrivée du gaz et le feu redevient plus fort.

Ces régulateurs, quoique influencés par les variations de la pression barométrique, sont d'un fort bon usage ; l'erreur de 2 ou 3 degrés que peuvent produire ces variations, dans le courant d'un jour sont tout à fait négligeables, quand il s'agit de températures de 300° et au-dessus.

Principaux appareils brûleurs. Nous n'avons plus à décrire l'appareil principal, le *bec Bunsen* (voir fig. 1 et 2). Nous attirons seulement l'attention sur certains types où l'adaptation de toiles métalliques (becs Fletcher) assure une combustion plus régulière et évite l'inconvénient de brûler par le dessous. D'autres becs sont munis de veilleuses qui ne sont pas éteintes par la fermeture du robinet de la lampe : cette disposition permet une économie notable de gaz et une facilité plus grande d'allumage. La consommation de la veilleuse est négligeable.

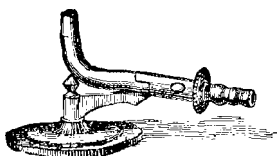


Fig. 101.

Le bec Bunsen est l'organe essentiel de la plupart des autres appareils plus compliqués. Citons parmi ceux-ci : d'abord, les becs de forme *cintrée* (fig. 101), qui assurent un mélange plus parfait

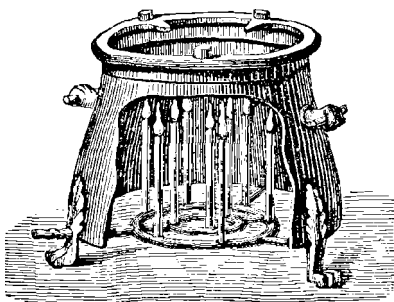


Fig. 102.

de gaz et d'air ; cette disposition a de plus l'avantage de placer l'orifice capillaire d'arrivée du gaz à l'abri de la chute de matières étrangères provenant des vases chauffés, accident qui est assez fréquent.

Il y a ensuite les becs Bunsen *groupés* par 2, 3, 4 jusqu'à 15 à 20, disposés en couronne ou autrement. La disposition de ces groupements est fort variable, suivant l'usage auquel doit servir l'appareil de chauffage. Le plus souvent, pour les fourneaux d'évaporation, on dispose tous les becs

Bunsen sur un tube principal, formant couronne ou spirale (fig. 102), ou sur un réservoir commun en fonte.

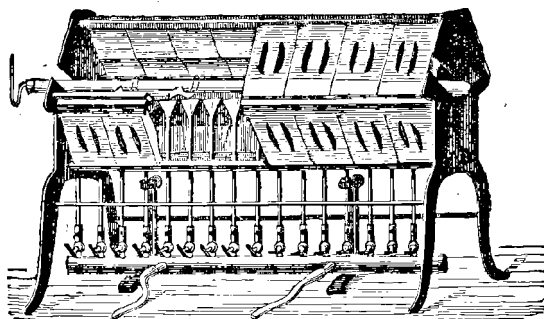


Fig. 103.

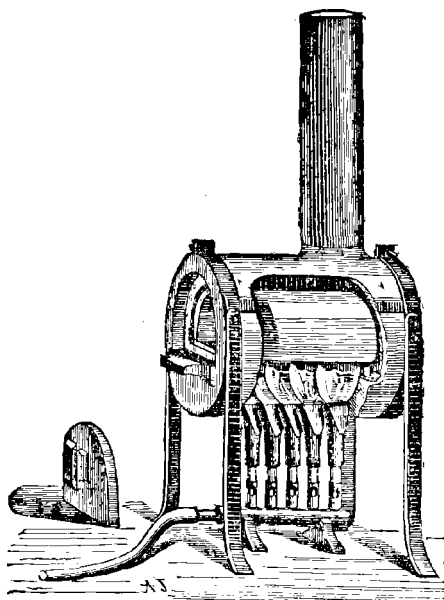


Fig. 104.

D'autres fois, on les applique sur un tube droit comme dans la *grille* usitée pour chauffer les tubes dans les analyses organiques (fig. 103), ou comme dans l'appareil de chauffage appliqué au *moufle à gaz* (fig. 104), qui remplace avec avantage le fourneau de coupellation que nous avons étudié précédemment.

La fig. 105 représente le *bec Berzélius*, qui est une disposition spéciale du constructeur Wiesnegg, de Paris. Les

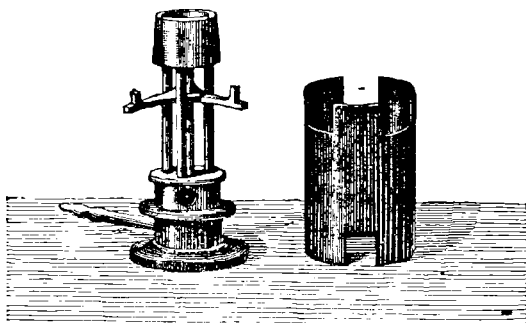


Fig. 105.

3 becs Bunsen sont fixés sur un réservoir commun où est adapté le curseur régulateur de l'air; le mélange de gaz et d'air, au lieu de déboucher par 3 orifices distincts, se disperse dans une couronne fendue, ce qui donne une flamme cylindrique continue analogue à celle de la lampe de Berzélius à double courant d'air. En plaçant la cheminée (qui se trouve à droite de la figure) sur le support que possède le bec, on obtient une flamme très fixe. C'est un appareil fort puissant, très utile pour les calcinations.

Il est d'autres appareils où le gaz est brûlé sans mélange préalable d'air : le gaz vient aboutir à une couronne ou à un tube contourné en spirale horizontale; un grand nombre de petits trous livrent passage au gaz, lequel forme une quantité de petites flammes de un centimètre environ de hauteur. Ce mode d'emploi du gaz ne peut d'ailleurs être adapté qu'à des fourneaux pour évaporations lentes, c'est-à-dire où la chaleur doit être bien faible. Cette disposition permet un ré-

Chimie 7

glage facile des flammes pour faibles températures et est souvent adoptée pour le chauffage des étuves utilisées dans les laboratoires de bactériologie.

Une disposition assez intéressante est celle d'un fourneau de Fletcher qui donne à volonté des températures plus ou

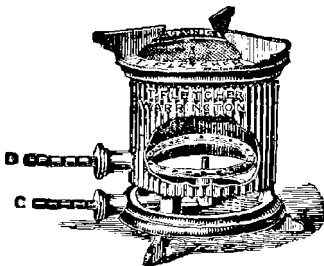


Fig. 106.

moins élevées (fig. 106). On peut allumer directement le gaz à la couronne alimentée de gaz par le tuyau D, ce qui fournit de petites flammes éclairantes et une température très faible, convenable, pour une évaporation. Si on

veut obtenir plus de chaleur, au lieu d'allumer par B, on allume par A au-dessus de la toile métallique qui recouvre l'appareil et on obtient une flamme bleue résultant de la combustion du mélange de gaz et d'air. Un tuyau C permet aussi d'utiliser de l'air soufflé, ce qui permet de brûler plus de gaz et donne une température plus élevée encore.

Parfois le gaz pénètre dans cette couronne ou ce tube contourné par un mince ajutage conique, placé au centre du

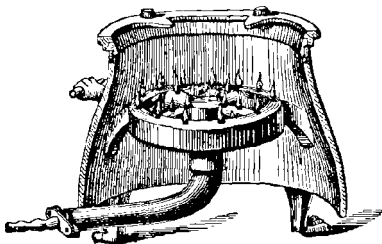


Fig. 107.

tube d'entrée (fig. 107). En pénétrant dans ce tube, le gaz fait un appel latéral d'air qui vient se mélanger au gaz, de sorte que les petites flammes, incolores cette fois, peuvent

sans inconvénient être agrandies et donner une température plus considérable que quand le gaz brûle sans être mélangé d'air.

Ces appareils ne donnent en général, ni l'un ni l'autre, d'aussi bons résultats que ceux basés directement sur l'emploi de la disposition du bec Bunsen.

Un habile constructeur anglais, M. Fletcher, de Warrington, a réussi à faire des appareils où le gaz est également brûlé avec mélange préalable d'air comme dans les becs Bunsen, mais qui diffèrent cependant beaucoup de ces derniers par leur forme et leur puissance de chauffage.

Un des plus remarquables, celui à *flamme compacte* (*solid flame*) est représenté fig. 108. Ce gaz arrive par l'ajutage horizontal, à orifice de 2 à 3 m/m (gauche de la figure); le gros tube de fonte où il est adapté présente une large échancrure pour

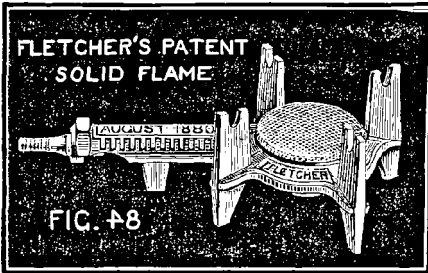


Fig. 108.

laisser arriver une forte quantité d'air qui se mélange au gaz. Ce mélange brûle après avoir traversé une toile métallique serrée dont les mailles ont une section égale à la section du tube

mélangeur de sorte qu'on obtient, au-dessus de cette toile, une flamme bleue compacte extrêmement chaude.

Au lieu de faire passer le mélange de gaz et d'air à travers une toile métallique, M. Fletcher utilise parfois des traits de scie dans le tube même, ainsi que le montre la fig. 109 d'un appareil très simple, utilisé pour chauffer les tubes. Les deux appareils (fig. 110 et 111) sont fondés sur le même principe. La lampe radiale (fig. 112) est de construction analogue et a une puissance considérable de chauffage.



Fig. 109.

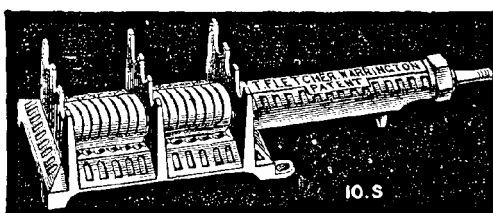


Fig. 110.

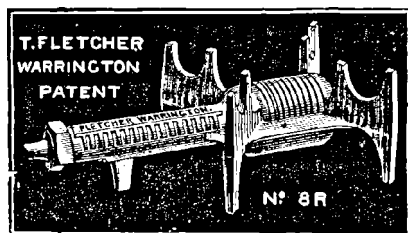


Fig. 111.

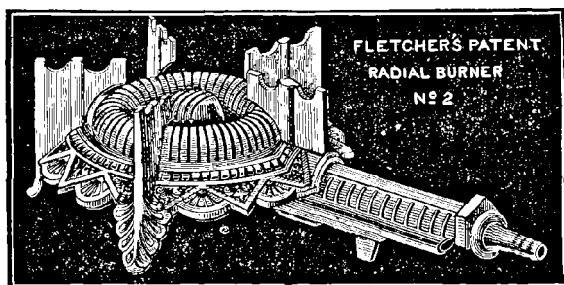


Fig. 112.

Fletcher a adopté aussi d'autres dispositions, par exemple le bec à couronne (fig. 113) et le bec à double courant ou

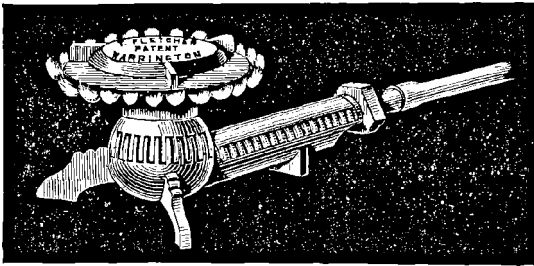


Fig. 113.

bec d'Argand, (fig. 114). Tous ces appareils du constructeur anglais sont extrêmement robustes et d'un emploi fort avantageux, surtout quand il

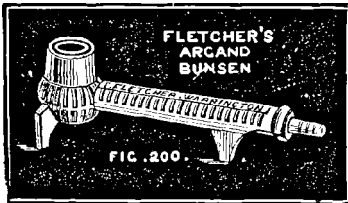


Fig. 114.

par dessous, comme cela arrive si fréquemment avec les becs Bunsen ordinaires.

Nous verrons plus loin quelques dispositions de lampes à courant d'air forcé du même constructeur.

Le bec Bunsen est aussi utilisé dans des fourneaux de construction spéciale. Pour obtenir des températures beaucoup plus élevées, on empêche, d'une part, le refroidissement par rayonnement de l'objet chauffé et, d'autre part, les

oscillations de la flamme sous l'influence des courants d'air, en même temps qu'on augmente la quantité d'air combu-

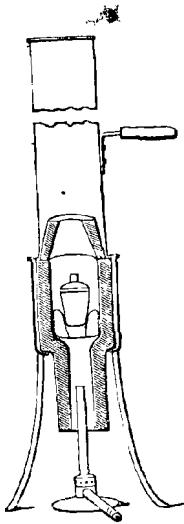


Fig. 115.

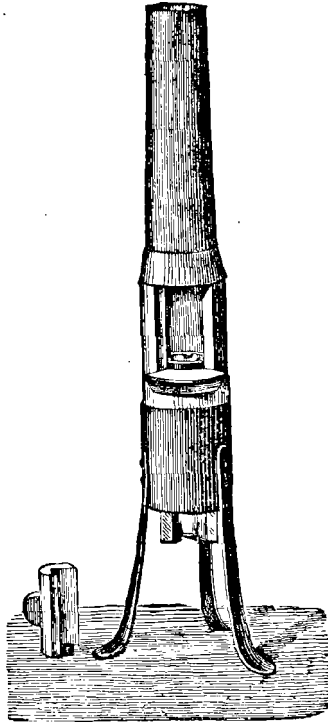


Fig. 116.

rant au moyen d'une petite cheminée de tirage. Citons sous ce rapport la disposition représentée (fig. 115 et 116), fort usitée en Angleterre : le creuset à chauffer est introduit par une porte au centre et à mi-hauteur d'un fourneau formé d'un cylindre en terre réfractaire d'un diamètre intérieur un

peu plus fort que l'extérieur du creuset. Celui-ci repose sur trois aspérités de la partie inférieure du fourneau ; cette partie d'un diamètre plus petit reçoit l'orifice d'un fort bec Bunsen ordinaire ou d'un bec Berzélius ; le dessus est recouvert d'une petite cheminée en tôle, qui active le tirage. Cette disposition donne un échauffement qui ne se fait pas aussi rapidement, mais qui est beaucoup plus énergique que par l'emploi pur et simple du bec Bunsen ou du bec Berzélius chauffant le creuset maintenu sur un support à l'air libre.

La disposition du fourneau Perrot, représenté par la fig. 117, est aussi basée sur l'application des becs Bunsen dans ces mêmes conditions, mais ici une cheminée d'appel force une quantité d'air plus considérable à traverser l'appareil qui peut ainsi brûler plus de gaz.

Ce four, qui permet d'obtenir aisément des températures de 1100° à 1200°, est formé d'un appareil de chauffage composé de 6 forts becs Bunsen recourbés, dont le curseur se manie en A, et dont les flammes se dirigeant vers un même point central, viennent lécher un support en terre réfractaire sur lequel le creuset est posé ; ce support peut d'ailleurs être élevé ou abaissé au moyen de la tige de fer S qui le porte. Le fourneau est formé d'une première enveloppe, assez mince en terre réfractaire, ouverte haut et bas ; au centre de cette partie, se trouve posé le creuset entouré par les flammes des becs Bunsen. Cette première enveloppe est placée elle-même au centre et sur le fond d'un cylindre épais de terre réfractaire, cerclé de fer, muni, au-dessus, d'un obturateur faisant office de couvercle avec tampon au centre, et d'un large orifice placé au bas. A cet orifice vient se fixer une cheminée de tôle, d'un mètre environ de hauteur, qui donne un appel

d'air suffisant pour la bonne marche du fourneau. La flamme, après avoir chauffé directement le creuset et l'intérieur de l'enveloppe centrale, redescend, chauffe l'extérieur de cette

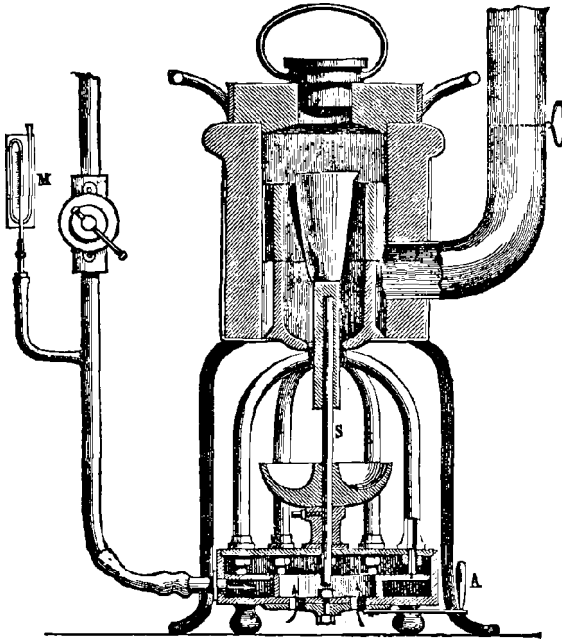


Fig. 117.

enveloppe, qui réverbère sa chaleur sur le creuset, puis elle s'échappe par la cheminée. Pour que cet appareil fonctionne bien, il est nécessaire que la pression du gaz indiquée par le manomètre M, soit bien réglée. Ce fourneau donne d'ailleurs de très bons résultats et a même passé du laboratoire dans la petite industrie.

La disposition Perrot a aussi été appliquée au chauffage de mouffles pour l'incinération et la coupellation (fig. 118).

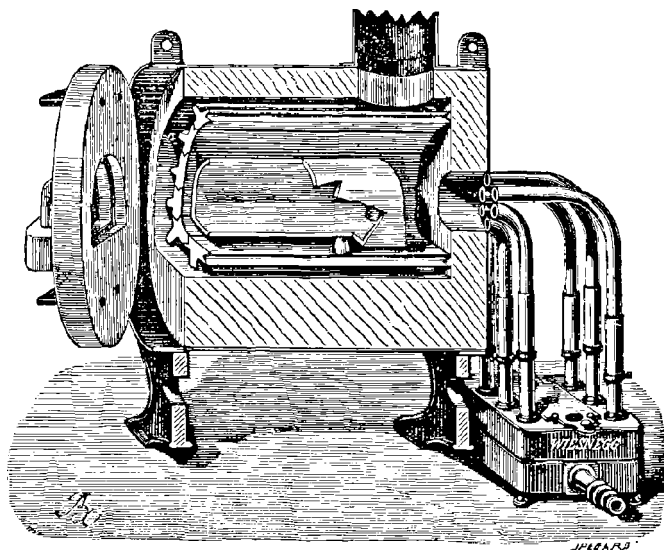


Fig. 118.

Brûleurs à air forcé. Nous venons de voir que le fourneau Perrot à tirage naturel pouvait déjà donner des températures de 1100 à 1200°; mais le plus souvent, s'il s'agit d'obtenir ces températures élevées, on est obligé de brûler le gaz au moyen d'un courant d'air soufflé, qui permet de brûler beaucoup de gaz en ne produisant qu'une flamme de petite dimension, un *dard*, à température très élevée. Nous avons déjà étudié le chalumeau à gaz, p. 10, fig. 5, que l'on peut utiliser en dirigeant le dard sur l'objet à chauffer maintenu sur un support. On peut adapter aussi ce chalumeau au fourneau anglais (fig. 115).

Le four de Forquignon et Leclerc, représenté par la fig. 119, est disposé pour utiliser aussi le chalumeau à gaz. Le dard du chalumeau, en pénétrant par un orifice réservé au centre du four, vient frapper directement le creuset supporté par un petit triangle de platine ou autrement, puis les flammes sortant de l'intervalle annulaire entre le four et

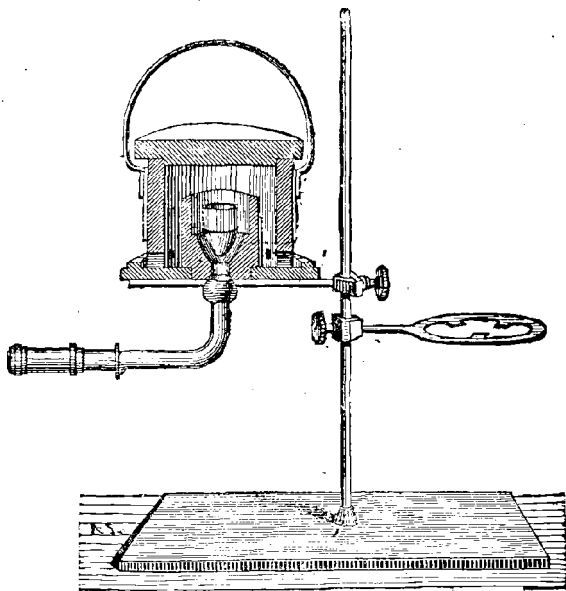


Fig. 119.

le creuset sont refoulées par la cuve renversée qui forme couvercle et sortent des crénelures ménagées dans le pourtour de celle-ci. Ce fourneau est de fort petite dimension et est maintenu à hauteur convenable par un support ordinaire de fer; il est fort utile pour chauffer des creusets de porcelaine de petit modèle.

Schlösing a utilisé l'air à haute pression pour obtenir le mélange de l'air avec le gaz dans le brûleur même, c'est-à-dire qu'il a fait une espèce de bec Bunsen à haute pression, que l'on désigne généralement sous le nom de chalumeau Schlösing et qui peut produire une température d'au moins 1800°, température telle que l'on peut fondre, en quelques minutes, une centaine de grammes de fer doux et obtenir même la fusion du platine.

La fig. 120 représente l'appareil complet de Schlösing.

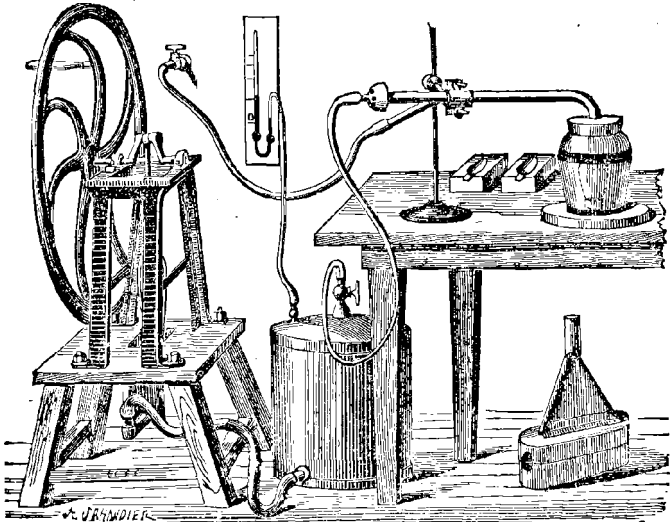


Fig. 120.

Une pompe foulante, à simple effet, est mue au moyen du volant; l'air comprimé pénètre dans le réservoir-régulateur de tôle d'une contenance d'une cinquantaine de litres, où la pression monte rapidement et est d'ailleurs indiquée par un

manomètre fermé. Du réservoir, où il est à une pression qui peut être élevée jusqu'à 70 centimètres de mercure, l'air peut s'échapper par une tubulure à robinet et pénétrer dans le chalumeau proprement dit, E, tube en cuivre de 15 $\frac{m}{m}$ de diamètre, recourbé à une de ses extrémités et muni à l'autre d'un ajutage mince, conique, par où l'air pénètre au centre d'un renflement percé de larges orifices. L'air extérieur est ainsi appelé latéralement par le courant d'air à haute pression qui sort de l'ajutage central par entraînement latéral; d'autre part, un robinet fournit le gaz qui, par un tuyau de caoutchouc, pénètre dans une tubulure latérale, de 8 à 9 millimètres de diamètre, soudée au chalumeau; l'aspiration se fait sentir aussi sur cette tubulure et le gaz est aspiré, ce qui augmente la quantité de gaz qui pénètre dans l'appareil,

Le robinet étant ouvert et l'air à haute pression arrivant dans le chalumeau, on peut enflammer le mélange à l'extrémité de la partie courbée et l'on obtient une flamme extrêmement chaude et d'un fort volume, que Schlösing utilise à chauffer un creuset recouvert d'une plaque mince réfractaire, lutée à l'argile et placée dans un fourneau spécial, sur un fromage convenable, ainsi que le représente la fig. 120. Le dessus du fourneau est formé d'un dôme percé d'une ouverture centrale, qui reçoit l'extrémité de la partie courbe du chalumeau. Le chauffage se fait ainsi du haut vers le bas; la flamme sort par le dessous du four, lequel repose, par trois talons de 3 millimètres d'épaisseur, sur une dalle réfractaire. Les courants de gaz et d'air doivent être réglés de manière qu'un morceau de cuivre, pénétrant à quelques millimètres sous le four, dans la flamme sortant du bas de l'appareil, soit

réduit partiellement sous l'appareil et oxydé au dehors, ce que l'on reconnaît de suite à la couleur du métal.

Pour allumer ce fourneau, il y a quelques précautions à prendre : 1^o ouvrir d'abord le robinet à gaz, 2^o obstruer avec la main les orifices latéraux *c*, 3^o enflammer le gaz à l'extrémité du chalumeau, 4^o enfoncer le chalumeau dans le dôme, 5^o enlever graduellement la main qui obstruait les orifices d'aspiration *c*, 6^o enfin laisser arriver l'air comprimé du réservoir.

Une fois l'allure convenable obtenue, on la maintient aisément en tenant l'air comprimé à une pression aussi constante que possible, ce que permet le manomètre C.

Ce chalumeau Schlösing peut recevoir un ajutage F, en éventail, de manière à donner une flamme aplatie, propre au chauffage des tubes que l'on place dans un four spécial v. fig. 120, au bas, à droite). Le chauffage a également lieu du haut vers le bas.

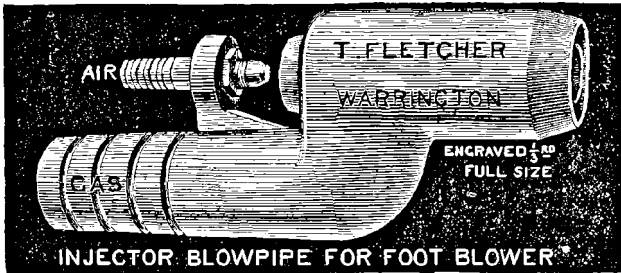


Fig. 121.

Fletcher a construit aussi un chalumeau (fig. 121) dans lequel l'air lancé par le soufflet à travers un ajutage central, appelle latéralement une assez grande quantité d'air, comme

dans le chalumeau Schlösing, pour brûler un fort volume de gaz que fournit la large tubulure du bas.

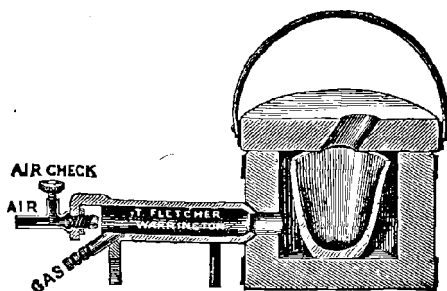


Fig. 122.

C'est un chalumeau analogue qui est utilisé pour chauffer le petit fourneau représenté assez nettement par la fig. 122.

Le fourneau à chauffer les tubes de Fletcher (fig. 123), est d'un usage fort com-

mode; la combustion se fait soit avec de l'air soufflé, soit avec l'air ordinaire,

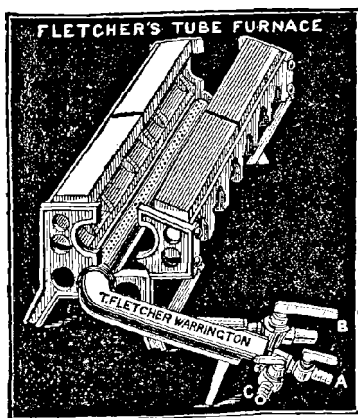


Fig. 123

Quand on veut brûler le gaz sans soufflerie, on le fait arriver par la tubulure A, dont on ouvre le robinet et on règle la quantité de gaz par une petite vis spéciale. Les deux tubulures B et C restant fermées, le gaz

sort par les petits trous dont est parsemé le tuyau chauffeur au-dessus duquel le tube à chauffer se place dans le fourneau.

Un des côtés du four est mobile et peut glisser sur son support pour s'ouvrir plus ou moins. La figure montre les deux moitiés du fourneau écartées l'une de l'autre.

Avec ce mode de chauffage, on atteint aisément le rouge ; si on veut atteindre le rouge blanc, on doit faire usage d'une soufflerie qui insuffle de l'air par le robinet C, tandis que le robinet A est fermé et que la tubulure B est mise en communication avec la conduite de gaz.

Si le tube ne doit pas être chauffé sur toute la longueur du fourneau, un bouchon métallique creux porté par une tige creuse, non visible sur la figure, peut s'avancer plus ou moins dans l'intérieur du tuyau chauffeur et limiter ainsi la partie donnant sortie au gaz qui s'enflamme ; un courant d'air froid peut même être lancé à travers cette tige creuse, pour empêcher l'échauffement de la partie du tube non exposée à la flamme.

Souffleries. L'air que nécessitent les divers appareils soufflés que nous venons de passer en revue, peut être fourni par divers appareils. Citons, d'abord, les soufflets que nous avons déjà décrits, p. 10, en parlant du travail du verre.

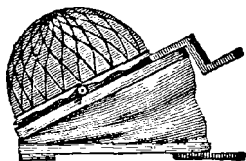


Fig. 124.

La fig. 124 représente un autre genre de soufflet d'un usage assez commode.

Nous avons vu aussi qu'on pouvait utiliser une pompe soufflante comme celle utilisée pour le chalumeau Schlösing (fig. 120).

Les trompes que l'on emploie souvent dans les laboratoires, soit pour l'aspiration des gaz ou pour faire le vide,

pourront aussi être utilisées comme appareil soufflant. La *soufflerie hydraulique* de M. Damoiseau est un appareil basé sur le principe de la trompe. Son fonctionnement est très bon si le réservoir d'eau est à une hauteur d'une dizaine de mètres au moins. Dans cette soufflerie (fig. 125), le tube E est mis en communication avec le réservoir d'eau placé à une dizaine de mètres au-dessus de la soufflerie, ou avec la conduite de la distribution d'eau de la ville, sous pression de trois à quatre atmosphères. Ce tube est muni d'une trompe qui aspire de l'air par la tubulure V. Cet air pénètre en même temps que l'eau de la trompe dans le réservoir : l'eau tombe vers le bas et l'air se comprime dans le haut du réservoir, d'où il peut s'échapper si l'on ouvre le robinet du tuyau P.

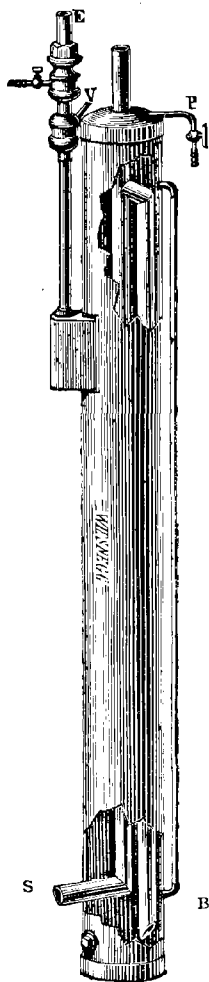


Fig. 125.

Pour donner une marche continue à l'appareil, M. Damoiseau a placé dans le centre du réservoir un tuyau cylindrique pénétrant par le haut et arrivant à peu près jusqu'au fond où il est coudé et sort du réservoir. Ce tube est ouvert aux deux extrémités A et S et porte vers le haut une tubulure raccordant à ce tuyau un autre qui descend parallèlement jusqu'au fond, où il se termine par un orifice taillé en biseau en B.

L'eau monte donc dans ce dernier tube, à mesure que la trompe la fournit et en raison de la pression de l'air qui se comprime dans le même réservoir : le niveau de l'eau s'élève plus dans le tuyau que dans le réservoir. Au bout de quelque temps, cette eau arrive vers le haut et retombe ensuite par le tuyau central d'où elle s'écoule au dehors en S. L'ouverture supérieure A de ce tube central l'empêche de former syphon.

L'air continue donc ainsi à se comprimer tandis que l'eau s'écoule. Si l'air comprimé n'est pas utilisé, il finira par remplir tout l'appareil et trouvera issue, en B, par le même chemin que l'eau, pour sortir de la soufflerie.

On peut donc obtenir avec cet appareil un courant continu d'air à pression assez régulière, pression qui est représentée par la différence entre le niveau de l'eau de l'appareil et le niveau de déversement dans le tube central. L'air qui sert à produire ce courant est aspiré par la trompe à travers la tubulure V, et de la sorte cet appareil peut aussi servir pour faire le vide.

Il y a des appareils de ce genre de dimensions plus pratiques : deux manomètres, l'un pour indiquer la pression de l'eau, l'autre pour indiquer le vide, servent à en régler plus commodément l'emploi.

Dans nos laboratoires, nous nous servons pour alimenter les chalumeaux à gaz de petites trompes à boule perforée montées sur une éprouvette de Dumas et cela constitue un bon appareil soufflant.

Appareils intermédiaires de chauffage. Nous venons de voir toute une série d'appareils servant à produire les diverses températures que nécessitent les multiples opérations que nous avons à faire dans nos laboratoires.

Dans certains cas, au lieu de chauffer directement les appareils où se font les réactions, on a plus d'avantage à chauffer des intermédiaires qui régularisent mieux la température de la source de chaleur. Ces intermédiaires, véritables volants de chaleur, peuvent être solides, liquides ou gazeux.

Parmi les intermédiaires solides, citons d'abord : le *bain de sable* d'un usage de tous les jours dans le laboratoire; une capsule métallique contenant du sable, dans lequel on enfonce plus ou moins les appareils à chauffer, est chauffée par une source de chaleur et forme ce que l'on appelle un *bain de sable*. Souvent, dans un laboratoire, on a un bain de sable de grande dimension, au-dessus d'un fourneau maçonné et placé sous la hotte d'une bonne cheminée.

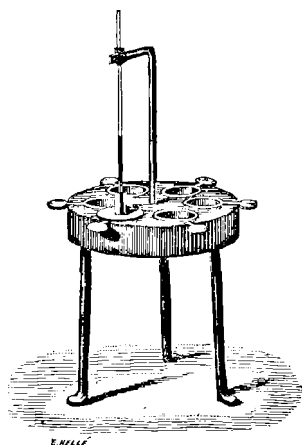


Fig. 126.

On peut aussi se servir du disque massif (fig. 126), qui se compose d'un simple disque de fonte porté sur un trépied et chauffé par le bas à l'aide d'un bec Bunsen. Des cavités creusées dans ce disque reçoivent de petites capsules de laiton ou de platine qui ont la forme de certains couvercles de creusets (v. fig. 140) et s'appliquent exactement contre la paroi creusée de la fonte. Toutes ces cavités servent pour

l'opération en cours, sauf une, qui reçoit la boule d'un thermomètre entourée de limaille de cuivre; on connaît ainsi la température du disque. Cet appareil sert surtout pour la dessiccation.

Un autre intermédiaire solide est le *bloc de Wiesnegg* (fig. 127). C'est un bloc de fonte chauffé par dessous par un ou plusieurs becs de gaz. On l'entoure de briques pour diminuer le refroidissement par rayonnement. Il est percé de trous dans lesquels on peut placer les tubes à chauffer et il sert

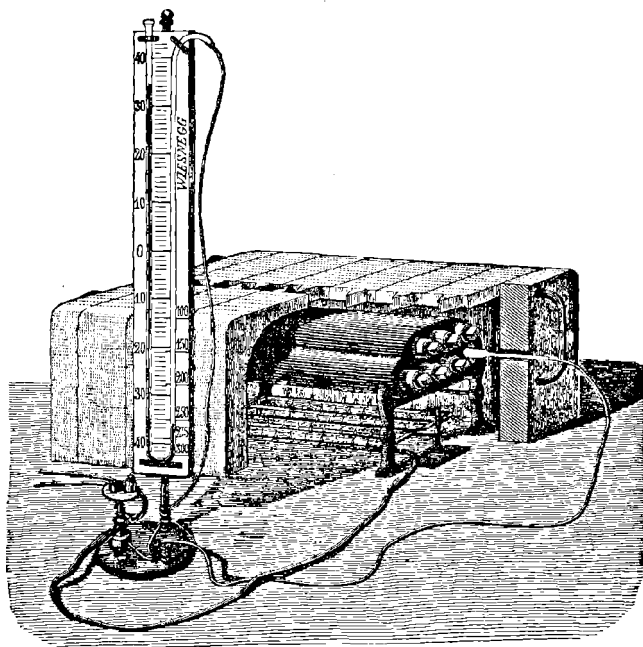


Fig. 127.

particulièrement pour les opérations sous pression; un de ces trous contient le réservoir d'un régulateur qui est dessiné sur la gauche de la figure.

Parmi les appareils à intermédiaire liquide, nous avons l'*étuve à eau*, ou à *huile* et le *bain-marie*.

Les *étuves à eau* (fig. 128), ou de Gay Lussac, sont ordinairement faites de cuivre; c'est une espèce d'armoire dont les parois sont à double enveloppe sur toutes les faces, sauf sur le devant. Une porte, qui ferme le devant, est munie vers le bas de quelques ouvertures; elle est parfois à double enveloppe et cela est très bon. C'est dans l'intérieur de cette étuve sur le fond ou sur un rayon, que se place l'objet à chauffer. A la face supérieure, une tubulure fait communiquer l'intérieur de l'étuve avec l'atmosphère et peut recevoir aussi un thermomètre. Une autre permet de remplir de liquide l'intervalle entre les deux parois.

Ce liquide peut être de l'eau ou de l'huile. Quand on fait usage de l'étuve à eau, ce qui a lieu fort souvent dans les

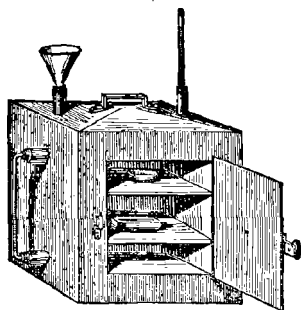


Fig. 128.

laboratoires, on fait en sorte que l'alimentation soit continue, afin que la température de l'intérieur de l'étuve ne dépasse en aucun cas 100°.

On y arrive en faisant communiquer l'étuve avec un vase extérieur disposé comme le flacon de Mariotte, ou en utilisant l'une ou l'autre disposition analogue à celle que nous allons indiquer pour le bain-marie. De la sorte, le niveau du liquide restera constant, quelque rapide que soit la volatilisation. On arrive aussi au même résultat en faisant passer la vapeur qui se dégage de l'appareil par un long tube condenseur à reflux qui réintroduit l'eau condensée dans l'étuve. Dans ces cas, le tube indicateur de niveau qu'on adapte parfois aux étuves devient inutile.

Dans le *bain-marie*, l'objet à chauffer est plongé directement dans l'eau ou chauffé au contact direct de la vapeur. L'appareil (fig. 129), représente un bain-marie à alimentation continue. Quand on met l'extrémité *e* du tuyau en rapport avec le robinet d'une distribution d'eau, et qu'on ouvre ce robinet de telle sorte qu'il laisse passer un peu plus d'eau que ne peut en évaporer la source de chaleur, le surplus s'écoule par le tuyau de sortie *s* : le niveau du liquide dans le bain-marie reste constant au niveau de l'orifice de ce tube de sortie ; ce tube est pointillé dans la figure.

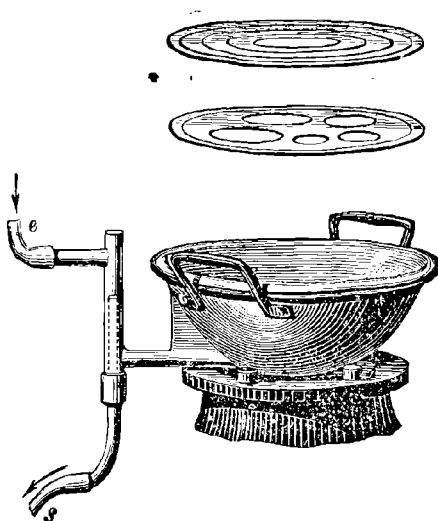


Fig. 129.

Si l'objet est plongé dans le liquide de ce bain-marie, il peut être chauffé à une température de 100° au maximum, si le liquide est de l'eau, mais qu'on peut à volonté régler à un degré inférieur à 100°. Si au lieu d'eau on met une solution saturée d'un sel, on peut avoir des températures bien supérieures à 100°.

Mais si l'objet à chauffer n'est pas immergé dans le liquide aqueux et se trouve supporté par les rondelles à trous représentées dans le haut de la figure, le bain-marie orme alors un vrai *bain de vapeur* qui ne chauffe qu'à 100° au

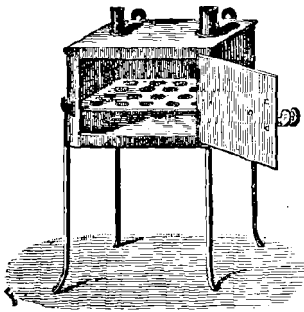


Fig. 130.

maximum; avec d'autres liquides, on a des températures autres, suivant le point d'ébullition. Dans le cas de liquides spéciaux, l'étuve les contenant est fermée, mais en communication avec un condenseur à reflux qui empêche la perte du liquide et évite les inconvénients des chauffages à sec.

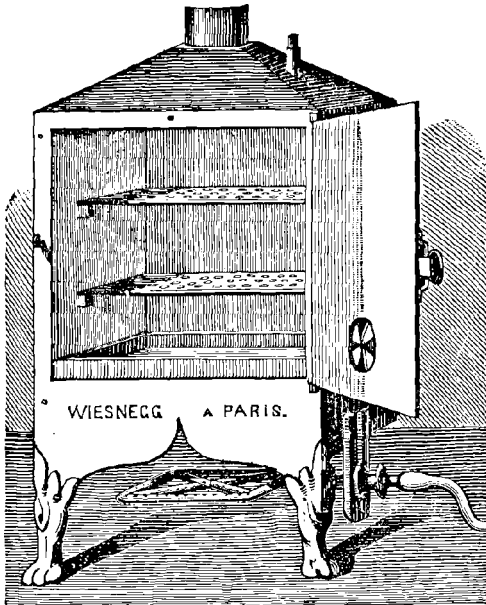


Fig. 131.

Ce bain de vapeur est déjà un des appareils à intermédiaire gazeux; il y en a d'autres et spécialement les *étuves*

sèches ou à air de diverses constructions : à simple paroi (fig. 130), à double paroi (fig. 131). Ce sont de petites armoires en tôle, munies d'une porte; la matière est placée sur un rayon à claire voie ou sur un trépied, de manière à ne pas toucher le fond; une tubulure supérieure permet la sortie des vapeurs et aussi l'introduction d'un thermomètre ou d'un régulateur à gaz, celui de Bunsen, par ex.

Il y a aussi des étuves disposées plus spécialement pour le chauffage des tubes; ainsi la figure 132 représente l'étuve sèche de Wiesnegg, utilisée au chauffage des tubes scellés dans les opérations sous pression.

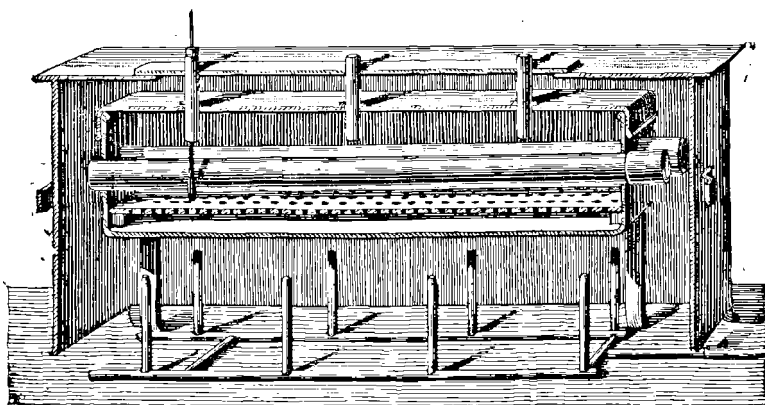


Fig. 132.

Ces étuves à air sont souvent employées quand la matière doit être chauffée au-dessus de 100° ; mais, quand on doit maintenir la température entre des limites déterminées, il est nécessaire de régler le courant de gaz qui alimente le bec chauffeur soit en employant les thermo-régulateurs ou les régulateurs de pression, que nous avons vus page 88.

B) OPÉRATIONS DE LA VOIE SÈCHE.

a) *Fusion, moulage et cristallisation par fusion.*

On désigne sous le nom de *fusion* le changement de l'état solide à l'état liquide que les corps éprouvent sous l'influence de la chaleur.

Certains corps ne se transforment pas en liquide mais se ramollissent jusqu'à un état *pâteux*. D'autres, enfin, sont infusibles aux températures de nos fourneaux; ces corps infusibles sont souvent appelés *réfractaires*.

On sait que certains sels cristallisés chauffés éprouvent d'abord la *fusion aqueuse*; en continuant à chauffer, l'eau de cristallisation s'évapore, la masse devient sèche, puis en chauffant beaucoup plus fort, on peut déterminer de nouveau une fusion, qui porte le nom de *fusion ignée*.

Cette opération s'exécute, soit quand il s'agit de déterminer le *point de fusion* ou certaines autres propriétés physiques; soit quand il s'agit d'exalter l'affinité chimique et de favoriser la combinaison du corps fondu avec un autre; soit, enfin, pour séparer une matière fusible d'avec une autre infusible ou une plus fusible d'avec une autre moins fusible. Ce dernier cas se réalise dans la *liquation*.

Outre les appareils de chauffage, on utilise pour la fusion divers vases, spécialement les *creusets*.

Sous ce nom, on désigne des vases dont la forme variable est représentée par les figures 133 à 140. Ils sont faits de matières bien diverses : ainsi, on a des creusets de terre réfractaire, des creusets brasqués, des creusets de graphite,

de biscuit, de porcelaine, de platine, d'argent, de fer, etc. Ces creusets sont habituellement munis de couvercles pour préserver la matière qui se trouve dans le creuset du contact de l'air, du combustible ou des poussières, etc.

Les *creusets de terre réfractaire* sont tronconiques à base circulaire (fig. 133), ou à base triangulaire (fig. 134). Les premiers se désignent souvent sous le nom de *creusets de Paris*, les seconds sont habituellement appelés *creusets de Hesse*. L'un

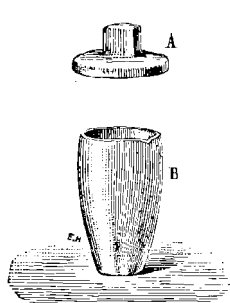


Fig. 133.

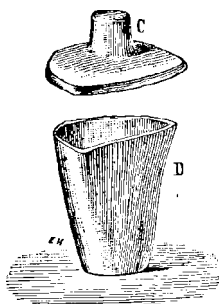


Fig. 134.

et l'autre sont munis de couvercles qu'on peut luter à l'argile, s'il en est besoin ; pour couvrir le creuset de Hesse on se sert parfois d'un creuset de même forme mais plus petit et renversé.

Ces creusets de terre réfractaire conviennent parfaitement pour la fusion des métaux et de leurs combinaisons non oxydées. Les combinaisons vitreuses et les combinaisons oxydées peuvent, sous l'influence de la chaleur, dissoudre un peu du silicate d'alumine dont est constituée l'argile réfractaire.

On emploiera parfois le *creuset brasqué* (fig. 135), creuset

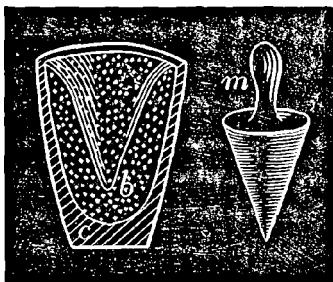


Fig. 135.

de terre réfractaire *c* doublé de *brasque*, *b*, c'est-à-dire de charbon fin. Cette brasque est sans action sur certains verres silicatés ou boratés. Elle opère la réduction des métaux de leurs combinaisons oxydées par voie de cémentation, ce qui dispense presque toujours d'ajouter un mélange de char-

bon : en effet, ce charbon pulvérulent, mélangé à la masse et employé toujours en excès, empêche le métal réduit de se réunir en culot, et l'on n'obtient que des grenailles,

Pour brasquer un creuset, on le mouille d'abord avec de l'eau, puis, ayant fait, avec du charbon de bois passé au tamis de soie et humecté, une pâte consistante, qu'on peut à peine pelotonner, on met un peu de cette pâte dans le creuset mouillé, on la tasse au moyen d'un pilon de bois, on raie la surface ; on ajoute une nouvelle quantité de charbon, on tasse, et ainsi de suite jusqu'à avoir rempli complètement le creuset de pâte de charbon bien comprimée. On creuse ensuite dans ce charbon un vide conique au moyen d'un couteau pointu, puis à l'aide d'un mandrin *m* conique en bois dur, représenté à droite de la fig. 135, on régularise la surface du creux de manière à laisser une épaisseur d'au moins un centimètre à la brasque ; la surface en est alors bien lisse et luisante. Le creuset est ensuite mis à sécher *très lentement* et il ne peut être employé avant dessiccation parfaite.

Ce creuset brasqué, à paroi réductrice, peut parfois être remplacé par un creuset (fig. 136), en charbon graphitoïde de cornue à gaz. Cette matière se laisse aisément tourner, évider, limer, etc. et résiste très bien, même dans le four à moufle, ce charbon graphitoïde ne se brûlant que dans un courant de gaz oxygène.

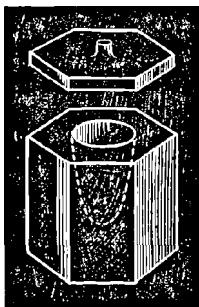


Fig. 136.



Fig. 137.



Fig. 138.

On emploie parfois un mélange d'une partie de terre réfractaire avec 3 à 4 parties de graphite pour en façonner des creusets dits *de Passau* ou *de plombagine*. Ces creusets, dont la masse est réductrice comme le creuset brasqué ou le creuset en charbon, s'emploient rarement dans les laboratoires. Dans l'industrie, on les utilise pour la fusion des métaux.

Les *creusets de porcelaine* sont de forme haute (fig. 137), ou de forme basse (fig. 138). On les emploie très souvent dans les laboratoires pour l'incinération ou la fusion de certaines substances qui ne peuvent être fondues dans du platine. On ne peut y fondre ni alcalis ni substances vitrifiées, qui attaqueraient la porcelaine aussi bien que la terre réfractaire.

Ces creusets ont l'inconvénient de se casser aisément au feu, à moins d'être extrêmement minces; aussi, doivent-ils être chauffés bien progressivement.

Les *creusets de platine* (fig. 139 et 140), sont généralement de petite grandeur, à cause du prix élevé de ce métal; ils sont



Fig. 139.



Fig. 140.

d'une absolue nécessité au chimiste, parce qu'ils sont infusibles au feu de nos fourneaux ordinaires de laboratoire et qu'ils résistent aux acides et à beaucoup d'autres corps à affinités énergiques. On ne peut cependant y fondre des substances qui peuvent laisser mettre en liberté du chlore du brome, de l'iode, du soufre, du phosphore, de l'arsenic ou des métaux fusibles; la potasse caustique attaque aussi rapidement le platine. Chaque fois qu'on veut employer ces creusets, on doit donc se demander si la substance que l'on va chauffer, ou si le produit de la réaction qui va se faire par la chaleur, n'attaquera pas le platine et ne mettra le creuset hors d'usage.

Les creusets en platine sont munis, soit de couvercles à boutons (fig. 139), soit de couvercles-capsules (fig. 140).

Le *creuset d'argent* doit être employé avec beaucoup de précaution, par suite de la fusibilité de l'argent. Il n'est guère utilisé que pour fondre les alcalis caustiques, qui attaqueraient le platine, la porcelaine ou la terre réfractaire.

Le *creuset de fer* est généralement très épais, le métal du creuset servant le plus souvent de réactif, comme par exemple quand on y fond du sulfure de plomb pour obtenir du plomb métallique et du sulfure de fer. Ce creuset n'est guère employé que dans les essais des minerais de plomb. Quand on veut le chauffer au feu de forge, il est utile, pour éviter l'usure par oxydation, de le placer dans un creuset de terre.

Les creusets de porcelaine, de platine et d'argent ne se chauffent guère que sur la lampe à alcool ou par les becs ou fours à gaz; le platine et l'argent souffriraient du contact

prolongé avec le combustible, le coke surtout, qui contient souvent du soufre. Ils sont maintenus par des supports



Fig. 141.

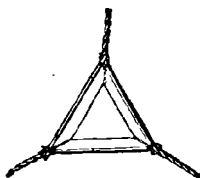


Fig. 142.

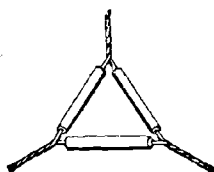


Fig. 143.

triangulaires soit de fil de fer (fig. 141), soit de fil de fer supportant un triangle de fil de platine (fig. 142), ou bien de fil de fer protégé par de la queue de pipe (fig. 143), ce qui est indispensable pour les creusets d'argent ou de platine.

On emploie aussi parfois des anneaux-supports : dans ce cas, il faut veiller, à ce que, par le refroidissement, l'anneau ne serre trop fortement le creuset, ce qui empêche de retirer le creuset, le déforme ou le brise.

Les creusets de terre réfractaire ou de plombagine se chauffent dans les fourneaux alimentés par du charbon de bois ou du coke. On les place alors, comme nous l'avons vu, sur des supports ou fromages de terre réfractaire (fig. 85 et 89); parfois, on est même obligé de les fixer sur le fromage au moyen d'un lut d'argile liante, pour éviter que la pression irrégulière des charbons ne renverse le creuset. On peut aussi, s'ils sont de petite grandeur, les chauffer avec des fourneaux à gaz puissants. Il convient, d'ailleurs, d'employer les plus petits creusets possibles.

Pour éviter que le métal ou la scorie ne s'attachent à la lingotière, on peut enduire celle-ci de craie blanche ou plus simplement la frotter avec un drap imbibé de pétrole.

La matière étant fondue dans le creuset, on a parfois besoin de la mouler en bâtons (nitrate d'argent, potasse caustique, etc.) ou autrement; pour cela, il suffit de la couler dans des moules inattaquables par la matière fondue, moules en métal, en serpentine, etc., d'autres fois, on coule seulement la matière en fusion dans des *lingotières* de formes diverses.



Fig. 144.

Les fig. 144, 145 et 146 représentent des lingotières

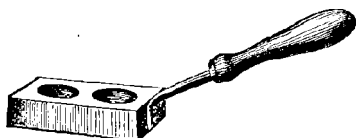


Fig. 145.



Fig. 146.

res utilisées pour couler la matière en fusion, surtout dans les essais de plomb. Le plomb métallique plus lourd que la scorie, se rend au fond de la lingotière et peut se séparer aisément.

Enfin, si la matière fondue se refroidit lentement et régulièrement dans le creuset, les molécules du corps fondu peuvent, si ce corps est seul et cristallisable, se concréter d'après les lois de la cristallisation et l'on obtient des *cristaux*; c'est la *cristallisation par fusion*.

Les cristaux qui se forment se fixent d'abord sur le parois refroidies et contre la surface qui se solidifie. Or si, avant que tout ne se soit solidifié, on perce la croûte de la surface et qu'on vide le creuset de toute la partie encore liquide, il restera toute une cristallisation plus ou moins belle selon le corps et selon la lenteur du refroidissement. C'est par ce procédé que l'on obtient les cristaux aciculaires de soufre et les belles cristallisations irisées de bismuth.

Les corps altérables à l'air seront fondus en vases clos ou sous une couche de matière protectrice; on peut, par exemple, fondre du plomb sous une couche de poussier de charbon de bois ou du phosphore sous une couche d'eau. C'est aussi en vases clos (tubes soudés, par ex.) que s'opère la fusion des matières volatiles.

b) *Sublimation, cristallisation par sublimation.*

Par *sublimation* on entend l'opération qui consiste à transformer un corps solide en vapeurs que l'on condense directement en un produit solide, qu'on appelle *sublimé*. C'est une véritable distillation dont le produit est solide. Si la condensation du sublimé se fait lentement, les molécules ont le temps de se grouper suivant les lois de cristallisation et l'on obtient des cristaux. Cette *cristallisation par sublimation* est parfois employée pour purifier les corps; elle réussit d'autant mieux que la volatilisation et la condensation se font d'une manière plus lente et plus régulière; le plus souvent elle a pour but la séparation des principes sublimables d'avec les principes fixes qui y sont mélangés.

Pour effectuer cette opération, on ne doit pas perdre de vue que la vapeur produite doit trouver une partie froide de l'appareil pour se condenser.

L'opération doit être surveillée de près : si l'on chauffe trop, une partie de la vapeur passe sans se condenser; si l'on chauffe trop peu, une partie des produits volatilisables ne sort pas de la masse chauffée.

On se sert de divers appareils sublimatoires qui répondent plus ou moins bien au but en vue; ce sont :

les *tubes fermés* à une extrémité ;
 les *tubes cornues* ;
 les *matras à sublimer*, ou à fond plat ;
 les *fioles à médecine* ;
 les *ballons* et les *cornues* ;
 les *capsules* ;
 les *creusets* ;
 et le *cône sublimatoire*.

Quand on n'a que peu de matière à sublimer, on emploie avec avantage le *tube fermé* ordinaire (fig. 147), désigné souvent sous le nom de tube à réaction, ou le tube avec étranglement, *e* (fig. 148) et le *tube cornue*. La matière à subli-

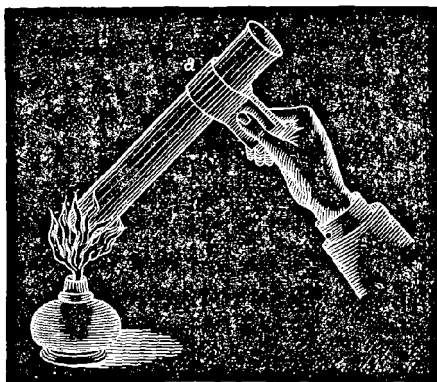


Fig. 147.

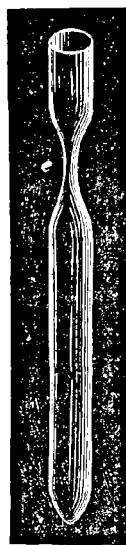


Fig. 148.

mer est introduite au fond du tube, on nettoie ensuite le haut de celui-ci avec un petit tampon de papier de soie,

puis on chauffe à la lampe à alcool ou à la flamme d'un bec de gaz, en tenant le tube plus ou moins incliné (fig. 147). Si le tube s'échauffe trop, on pourra utiliser une bande *a* formée de plusieurs doubles de papier pour maintenir le tube, ou bien employer une pince. Les vapeurs se forment et le sublimé se fixe sur la partie froide. On pourra, en coupant le tube en dessous du sublimé, isoler facilement celui-ci.

On peut même introduire dans le tube chauffé une baguette de verre sur laquelle se fixe le sublimé, ce qui permet d'en isoler de suite une partie sans sacrifier le tube.

Les *matras à fond plat*, les *ballons* et les *cornues en verre* conviennent fort bien quand la quantité de matière est plus grande et quand la température de sublimation n'est pas très forte.

On place la matière à sublimer de manière à occuper, sur une épaisseur bien régulière, le fond du matras à fond plat (fig. 149), du ballon ou de la cornue; cela fait, on place ce vase dans un bain de sable, *b*, en le recouvrant de sable, *s*, jusqu'au goulot; l'on chauffe progressivement. La volatilisation se produit et le sublimé se condense

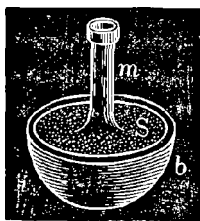


Fig. 149.

sur le col, *m*, du matras, sur le dôme ou dans le col de la cornue. Pour le détacher, on est obligé de sacrifier l'appareil et de le couper au niveau du sublimé.

Si la volatilité de la substance est assez grande, la vapeur peut ne pas se condenser entièrement dans le col de l'appareil; on y adapte alors une allonge de verre, que l'on peut d'ailleurs refroidir en l'enveloppant d'une bandelette de papier mouillé.

Les *capsules* permettent de recueillir facilement le pro-

duit. La matière à sublimer se met dans une capsule, A, que l'on couvre d'une autre plus grande et moins convexe, B



Fig. 150.

(fig. 150), dans laquelle on peut mettre de la glace ou de l'eau qui peut même être renouvelée d'une manière continue. La matière sublimée vient se condenser contre le fond froid de cette capsule supérieure et peut aisément s'enlever. Pour que cette opération

réussisse, il faut que la matière à sublimer placée dans la capsule, A, soit parfaitement sèche.

Les *creusets* sont aussi employés pour la sublimation quand la température exigée est considérable : on met la masse à sublimer dans un creuset, *a*, qu'on recouvre d'un

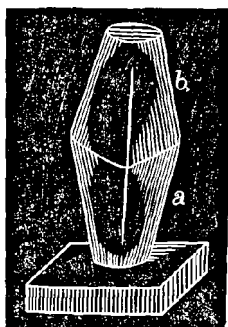


Fig. 151.

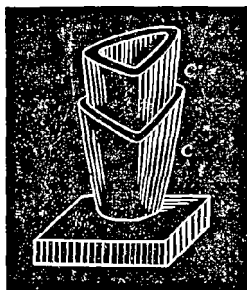


Fig. 152.

autre plus grand ou de même dimension, *b* (fig. 151). On peut aussi, surtout avec les creusets de Hesse, disposer les creusets d'après la fig. 152. On doit chauffer le creuset intérieur, *c*, en garantissant autant que possible le creuset supé-

rieur, *c'*. Aussi, préfère-t-on souvent chauffer d'abord fortement un creuset, y projeter la matière à sublimer et recouvrir rapidement du second creuset froid sur lequel le sublimé se dépose.

La *cornue de grès* chauffée au four à réverbère, fournit aussi un bon appareil sublimatoire quand la température doit être fort élevée : le sublimé se dépose sur le col de la cornue qui est hors du four ou sur une allonge que l'on y adapte.

Au lieu de cornue de grès, on peut aussi utiliser une cornue de verre recouverte d'argile sur une épaisseur de 4 à 5 millimètres. En immergeant une cornue de verre dans une bouillie épaisse d'argile et d'eau contenant un peu de bourre, puis laissant sécher et en répétant quatre à cinq fois cette opération, on arrive à obtenir une cornue, garnie d'argile, qui peut supporter une température plus élevée même que celle à laquelle le verre se ramollit.

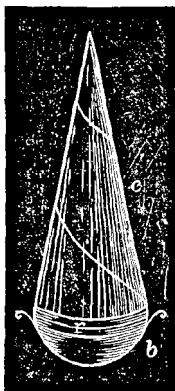


Fig. 153

Le *cône sublimatoire*, appareil qui nous a été légué par les alchimistes, est utilisé pour la préparation de l'acide benzoïque, de la naphthaline, etc. Il est formé (fig. 153), d'un cône de carton, *c*, de 50 à 60 centimètres de haut, percé à la partie supérieure; la matière à sublimer est placée dans une bassine métallique *b*, qu'on recouvre d'abord d'une feuille de papier à filtrer tendue, percée d'un grand nombre de trous au moyen d'une lame de canif, et collée sur le bord de la bassine, puis du cône de carton. Après avoir fermé le joint, *r*, entre le cône et la bassine, par une bande de papier gommé, on chauffe la bassine avec modération; la matière se volatilise, le papier à filtrer retient les projections et est traversé par la

substance en vapeur qui se condense contre les parois du cône sous forme de cristaux, qui seront d'autant plus beaux que la volatilisation se sera faite plus lentement.

c) *Calcination, carbonisation.*

La *calcination* est l'opération qui consiste à chauffer fortement un corps à l'abri de l'air. Elle a pour résultat d'éliminer complètement les produits volatils pour ne conserver que le résidu fixe.

Ces produits volatils peuvent : 1° préexister dans le produit; par exemple, l'humidité, se dégageant d'un corps humide; 2° résulter de réactions chimiques déterminées par la chaleur; par exemple, CO_2 , se dégageant de carbonates; S se dégageant de la pyrite Fe S_2 , pour donner lieu à un sulfure moins sulfuré; O se dégageant d'un peroxyde, ou même d'un oxyde (Hg O , par ex.); gaz et vapeurs divers qui se dégagent dans la calcination de matières organiques. Dans ce dernier cas, le résidu est du charbon, plus ou moins mélangé de substances minérales fixes (calcination du bois, du sucre, etc.), la calcination se désigne plutôt alors sous le nom de *carbonisation*.

La calcination et la carbonisation s'opèrent dans des vases où l'air ne peut avoir accès ou se renouveler; par exemple, dans des *tubes*, des *ballons*, des *cornues* de verre ou de grès, dans des *creusets munis de leur couvercle*, le couvercle étant luté ou non; notons que les appareils de verre se déforment déjà à la température du rouge sombre.

On reconnaît habituellement que la calcination et la carbonisation sont complètes, quand il ne se dégage plus ni

gaz, ni vapeur. On s'en assure par deux pesées consécutives qui alors ne laissent plus constater aucune perte de poids.

Parfois, on a à recueillir les produits de l'opération, qui est alors appelée *distillation sèche*. L'on utilise alors la cornue

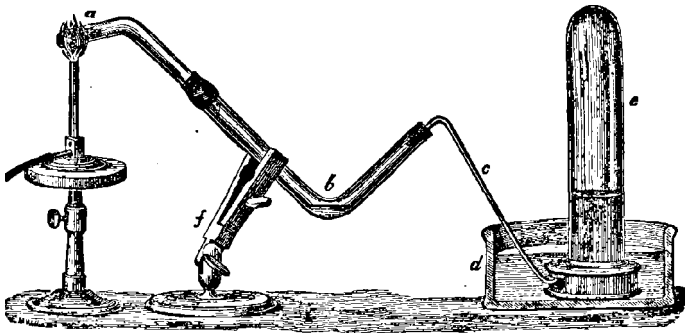


Fig. 154.

ou le tube cornue, *a* (fig. 154), avec des appareils de condensation pour recueillir les liquides en *b*, et des appareils de réception de gaz *c*, *d*, *e*, que nous étudierons ultérieurement.

d) Grillage, incinération.

A l'inverse de la calcination, le *grillage* consiste à chauffer un corps au contact de l'air. Cet air intervient par son oxygène, soit pour oxyder seulement, soit pour oxyder, d'une part, et chasser d'autre part, l'un ou l'autre des composants d'un corps en le rendant volatil. Ainsi, les sulfures de fer donnent de l'anhydride sulfureux gazeux et de l'oxyde de fer pour résidu.

Dans le cas des composés organiques, le bois, par exemple, tout le carbone est transformé en CO ou CO_2 , tout l'H en H_2O , etc. etc. et il ne reste comme résidu que les matières minérales fixes que contenait la substance. Ce résidu est appelé *cenâres*; l'opération elle-même porte alors le nom d'*incinération*.

Le grillage et l'incinération exigent des appareils où l'air puisse avoir libre accès.

On emploie parfois des capsules plates de platine, mais le grillage des matières contenant S, As, etc. détériorerait



Fig. 155.

le platine et demande des capsules de porcelaine ou mieux de terre réfractaire; on a spécialement pour cet usage des *téts à griller* (fig. 155), qui ne sont que de petites capsules fort aplaties.

L'opération se fait très bien au four de coupellation ou au moufle à gaz (fig. 156). La substance préalablement réduite en poudre très fine, doit être remuée constamment au moyen d'un petit ringard ou spatule de porcelaine ou de fer.

Quand la substance est facilement fusible, c'est le cas de la stibine, par exemple, il est nécessaire de chauffer doucement et progressivement, *en remuant bien*; si l'on chauffait trop vite, la matière se fondrait et il faudrait recommencer le broyage.

Pour l'*incinération*, on prend habituellement des capsules de porcelaine ou de platine, parfois même des creusets dont on ôte le couvercle et qu'on incline comme le représente la fig. 157. Il n'est généralement pas besoin de prendre

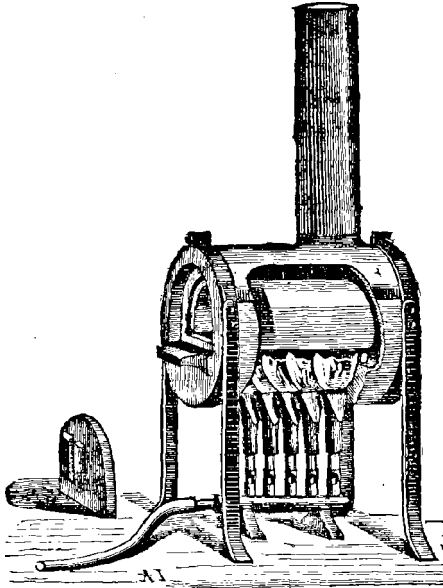


Fig. 156.

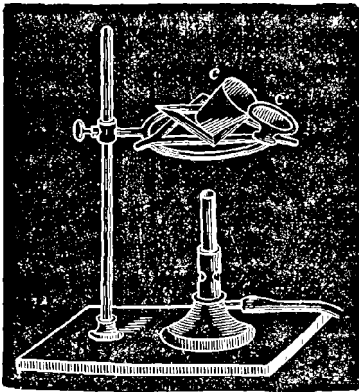


Fig. 157.

de précautions spéciales. S'il s'agit de l'incinération d'un filtre chargé d'une substance, qu'on doit peser ensuite, il est bon, le tout étant sec, de détacher d'abord cette substance, de la mettre au fond de la capsule puis de plier le filtre et de le poser au-dessus de la matière. La capsule est alors chauffée avec précaution.

D'autres fois, quand il n'y a que très peu de matière dans le filtre, on pourra le plier de manière à rassembler le tout sous un petit volume, l'entourer de quelques spires d'un fil de platine, dont on tiendra l'extrémité à la main, ce qui permettra d'incinérer parfaitement au moyen de la flamme d'un bec Bunsen, à l'abri des courants d'air. On opérera au-dessus d'une plaque ou d'une soucoupe en porcelaine afin de pouvoir recueillir les parcelles qui se détacheraient du petit paquet chauffé. On s'aperçoit d'ailleurs que l'incinération est terminée quand on ne voit plus aucun point incandescent dans la masse chauffée. On peut aussi faciliter l'incinération en ajoutant un peu d'azotate ammonique.

e) *CoupeUation.*

La *coupeUation* n'est qu'un cas particulier de grillage et constitue l'opération qu'on fait subir au *plomb d'œuvre* pour en séparer l'argent ou l'or qu'il contient. On chauffe dans ce but le plomb d'œuvre au contact de l'air dans une *coupelle* en terre d'os : le métal fond, le plomb se transforme en oxyde, qui est absorbé par la coupelle, les métaux nobles restent seuls inoxydés. La fig. 158 représente un fourneau de coupeUation avec des coupelles placées dans le moufle.

On désigne sous le nom de *coupelle* une masse tronconique dont la grande base est légèrement creusée. Les parois et le fond sont relativement fort épais. Le commerce en fournit de toutes grandeurs. La coupelle est faite de terre d'os, c'est-à-dire de poudre d'os parfaitement incinérés. Cette terre d'os est très poreuse; elle jouit de la propriété

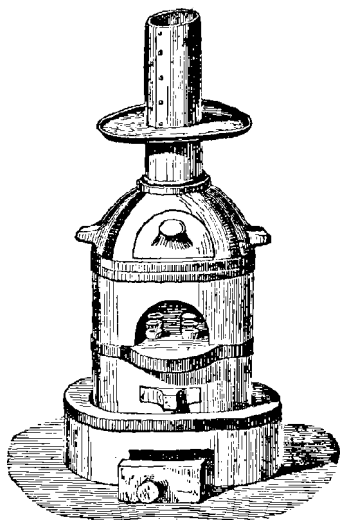


Fig. 158.

d'être imperméable au métal, tandis qu'elle absorbe, en grande quantité, l'oxyde de plomb fondu, à mesure de sa formation. De la sorte, la surface du plomb d'œuvre reste toujours brillante et continue à absorber rapidement l'oxygène de l'air, jusqu'à oxydation complète. L'argent ou l'or inoxydé se retrouve au centre du creux de la coupelle à l'état de globule brillant.

Cette opération demande des soins spéciaux qui sont du domaine de la docimasia et que nous n'avons pas à exposer ici.

f) Réduction.

La *réduction* a pour but d'expulser tout ou partie de l'oxygène d'une combinaison oxydée quelconque. Cette opération, que l'on peut faire aussi par voie humide, s'exécute par voie sèche à des températures plus ou moins élevées, en faisant agir sur le corps oxydé un *réducteur* qui, ayant plus d'affinité pour l'oxygène, l'enlève et forme avec lui un composé volatil; le corps oxydé, privé ainsi de tout ou partie de son oxygène est dit alors *réduit*.

Les corps réducteurs que l'on emploie par voie sèche sont *solides* ou *gazeux*. Parmi les solides, nous avons le carbone sous différents états, ou des composés de carbone, (sucre, fécule, graisses, cyanures, etc.); parmi les réducteurs gazeux, l'hydrogène, l'oxyde de carbone ou des gaz ou vapeurs hydrocarbonés, tels que le gaz d'éclairage, etc.

Les appareils que l'on emploie pour faire agir les réducteurs solides sont les creusets munis de leur couvercle. Le corps oxydé est mélangé au réducteur en excès, charbon de bois, par exemple, réduit en poudre; on en remplit le creuset qu'on munit de son couvercle, on lute et l'on chauffe.

Ce procédé peut très bien s'employer quand le corps réduit ne doit pas se fondre et se réunir en culot.

Si, au contraire, la partie réduite est un métal qu'on veut obtenir, un excès de réducteur disséminé dans la masse l'empêcherait de se réunir à l'état de culot, et l'on risquerait de n'avoir que des grenailles éparses; dans ce cas, il est préférable de faire la réduction par *cémentation* en employant le creuset *brasqué* (voir fig. 135). C'est alors la brasque même qui est le réducteur. La matière est introduite avec soin au fond du creuset brasqué bien sec; on tasse légèrement, puis on remplit le tout avec du poussier de charbon de bois; on met le couvercle, et l'on chauffe. La matière, en contact intime avec la brasque, se réduit: il se forme, grâce à l'excès de charbon, de l'oxyde de carbone qui se répand dans toute la masse et réduit le corps oxydé en passant lui-même à l'état d'anhydride carbonique. Le CO_2 est de suite réduit à l'état de CO par le charbon; le corps oxydé est réduit dans toute son épaisseur par cémentation, et le métal se rassemble

aisément pour former un culot. On enlève le creuset, on laisse refroidir et le culot peut être retiré du creuset brasqué.

Ajoutons que, si la matière à réduire n'est pas elle-même un oxyde fort pur, mais contient, comme il est d'habitude pour les minerais, des matières étrangères connues sous le nom de *gangues*, il peut arriver que ces gangues ne soient pas fusibles par elles-mêmes ; le métal réduit peut ne pas se rassembler en culot et restera disséminé dans la masse. On devra donc connaître la nature de ces gangues et mélanger intimement à la matière une autre substance, un *fondant*, qui, agissant sur elles, les vitrifie, les transforme en un verre, laitier ou scorie bien fusible, à travers lequel le métal fondu pourra gagner le fond, s'y réunir et former le bouton métallique.

Pour opérer la réduction au moyen des réducteurs gazeux, on doit préalablement préparer ces gaz, les *dessécher* avec soin, puis les faire passer sur la matière qu'on chauffe, soit directement dans un tube de verre, de grès, de porcelaine ou de fer, suivant le degré de température nécessaire, soit en plaçant la substance dans une petite nacelle de porcelaine (fig. 159), posée



Fig. 159.

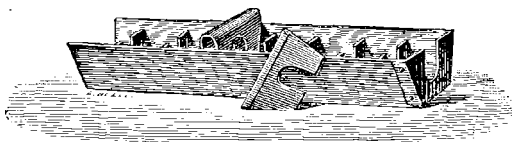


Fig. 160.

elle-même dans le tube. Le tube sera chauffé, soit en faisant usage de la grille à charbon (fig. 160), soit de la grille

à gaz (fig. 161), ou, en utilisant le four à réverbère à chauffer les tubes que nous avons vu fig. 83. On ne doit chauffer

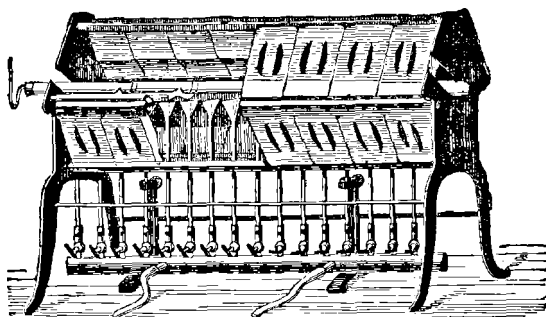


Fig. 161.

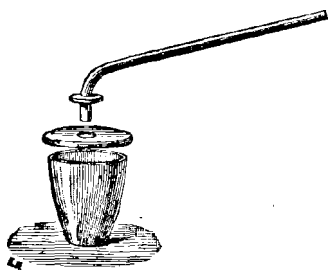


Fig. 162.

que quand le gaz réducteur a déjà rempli tout l'appareil, afin d'éviter des explosions qui pourraient se produire si l'on faisait arriver de l'hydrogène dans des appareils chauds et remplis d'air.

On peut aussi mettre la substance à réduire dans un creuset de porcelaine dont le couvercle percé laisse passer un tube de même nature qui y amène le gaz réducteur. Cette disposition que représente la fig. 162, est celle du creuset de Rose. Le chauffage peut se faire alors au-dessus d'un bon brûleur à gaz.

III. OPÉRATIONS DE LA VOIE HUMIDE.

a) *Solution, dissolution.*

Quand un corps solide est mis en contact avec un liquide, il arrive souvent que ce corps disparaît en prenant lui-même la forme liquide. On dit alors qu'il est *dissous*.

Le liquide peut n'avoir qu'une simple action physique sur le corps solide; l'opération est alors désignée sous le nom de *solution*. Elle n'est habituellement accompagnée d'aucun dégagement de chaleur; au contraire, il se produit souvent un abaissement de température, qui, parfois, est tel qu'on utilise cette propriété pour obtenir du froid, dans les *mélanges réfrigérants*; la matière dissoute n'a pas changé de nature. Exemple : solution de sel marin dans l'eau.

Dans d'autres cas, le liquide peut agir chimiquement, avec élévation de température, sur le corps à dissoudre. Les propriétés de celui-ci changent alors complètement. On désigne cette opération plus particulièrement sous le nom de *dissolution*. Ex. : acide nitrique et cuivre.

Cette distinction entre *solution* et *dissolution* est loin d'être toujours respectée. En outre, ces mots désignent indistinctement, non seulement les opérations mêmes, mais aussi le liquide qui en est le résultat, qu'il s'agisse d'une solution simple ou physique, ou d'une dissolution chimique.

Avec cette opération on a généralement pour but ou de faciliter les réactions chimiques, ou de séparer les corps solubles d'avec les insolubles.

Les liquides employés se désignent sous le nom de *dissolvants* ou *véhicules*. Les dissolvants simples les plus habituellement employés sont l'eau, l'alcool, l'esprit de bois, l'éther, la benzine, le naphthé, le sulfure de carbone. Les dissolvants chimiques peuvent être de nature très variée; nous n'avons pas à nous occuper ici des réactions qui se produisent lors de la dissolution.

La solution s'opérant au contact même des corps, il faut, pour la hâter, augmenter les surfaces en broyant le corps à dissoudre et en agitant le tout. Elle peut se faire à chaud ou à froid; en général, la chaleur exalte le pouvoir dissolvant, et influe, non seulement sur la rapidité de la solution mais sur la quantité de matière dissoute dans un volume donné du dissolvant.

A chaque température correspond un pouvoir dissolvant spécial du liquide examiné et quand un liquide a dissous tout ce qu'il pouvait dissoudre d'un corps, on dit qu'il est *saturé*, qu'il a atteint son *degré de saturation*. Les expressions : *solution saturée à froid*, *saturée à chaud*, *saturée à telle température* sont la conséquence de ce fait.

L'expérience a donné, pour un même sel, le degré de saturation aux diverses températures, ce qui a permis de déterminer la position de divers points dont les ordonnées représentent les quantités de matière dissoute dans cent parties d'eau à une température représentée par la longueur de l'abscisse. Ces divers points raccordés forment une *courbe de solubilité* de ce sel, courbe qui n'est que la représentation

Calculer : 1° la quantité d'un sel qu'une quantité donnée d'eau peut dissoudre à une température déterminée;

2° la quantité d'eau nécessaire pour dissoudre une quantité déterminée de sel à une température donnée;

3° la température à laquelle il faut porter un volume déterminé d'eau pour dissoudre une quantité donnée de sel.

Une solution saturée d'un sel a encore la propriété de pouvoir dissoudre un autre sel et l'on se sert parfois de cette propriété pour purifier diverses substances : ainsi, du nitrate de potassium, contenant un peu de chlorure de sodium, en sera vite débarrassé si on le lave avec une solution saturée de nitrate de potassium laquelle dissoudra le chlorure de sodium.

Ajoutons qu'une solution saturée d'un sel, qui a redissous un autre sel, peut encore parfois redissoudre une quantité supplémentaire du premier, quand, par suite d'actions chimiques, il y a des modifications dans la nature des sels dissous, doubles décompositions, etc.

On sait aussi qu'à cette règle générale de la saturation des solutions, il y a une exception : certaines solutions saturées à chaud peuvent être refroidies sans précipiter et se présenter, dans des conditions spéciales et instables, à l'état de *sursaturation*, c'est-à-dire qu'elles contiennent en solution une quantité de matière plus grande que la courbe de solubilité ne l'indique. Il suffit d'une agitation, de l'addition à la solution d'un cristal identique au sel dissous, pour que la cristallisation de tout ce qui est en sursaturation se produise, et que la solution redevienne simplement saturée (ex. : solution de sulfate de sodium).

Les solutions saturées ont, d'après la nature du corps dissous, des points d'ébullition fort variables qu'il est utile de

connaître pour certaines applications. Ainsi, pour les solutions saturées de :

Carbonate de sodium, le point d'ébullition est de	104,6
Chlorure de sodium	108,4
Chlorure d'ammonium	114,2
Azotate de potassium	115,9
Azotate de sodium	121
Carbonate de potassium	135
Azotate de calcium	151
Chlorure de calcium	179,5

Les liquides et les gaz peuvent également se dissoudre dans certains dissolvants et donner lieu aussi à des solutions simples ou à des dissolutions chimiques.

Nous ne nous occuperons pas ici de ces solutions.

Les appareils que l'on emploie pour dissoudre les corps solides sont, outre les appareils de pulvérisation qui permettent d'obtenir une poudre suffisamment ténue et servent parfois à dissoudre celle-ci, les *capsules*, les *bassines*, les *tubes*, les *foles*, les *ballons*, les *matras*, les *cornues*, les *vases à dissolution*, les *vases de Berlin*, les *vases coniques* d'Erlenmeyer et les *appareils à déplacement*.

Ajoutons à cela les *spatules* et les *agitateurs* qui servent à



Fig 164.



Fig 165.

renouveler les surfaces. Les baguettes de verre plein, à bouts émoussés, sont les plus employées pour agiter les liquides.

Les *capsules* sont de petits vases à fond rond (fig. 164, 165),

ou à fond plat (fig. 166 et 167), qui conviennent fort bien pour les solutions. Il y en a de toutes dimensions.

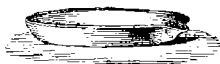


Fig. 166.



Fig. 167.

Il y a des capsules de platine, inattaquables par la plupart des réactifs, mais dans lesquelles on ne peut donner lieu à la formation de chlore, brôme, iode, eau régale ni chauffer des alcalis caustiques.

On a encore la capsule d'argent, réservée pour ces alcalis caustiques.

La capsule de nickel ou de fer nickelé n'est guère encore employée, malgré les bons services qu'elle peut rendre.

Les capsules de porcelaine sont d'un usage fort commode, si on a soin de les échauffer et de les refroidir graduellement.

Les capsules de verre sont aussi d'un bon usage, quand elles sont de verre fort mince; les fonds de cornue ou de ballons brisés constituent des capsules de bonne qualité.



Fig. 168.

Les *bassines* (fig. 168) sont à fond plat ou arrondi, de grandeurs variables, et parfois munies de menottes pour en faciliter le maniement.

On se sert de bassines, quand on opère sur d'assez grandes masses et il faut bien veiller à ce que ni le dissolvant, ni la dissolution n'ait de réaction sur la matière dont la bassine est faite.

Les bassines d'argent et celles de fontes servent souvent

pour les solutions d'alcalis caustiques. Il y a aussi des bassines de platine.

Les bassines de grès, de biscuit et de porcelaine sont utilisées quand les dissolvants sont acides et aussi pour la solution de la plupart des sels.

Les bassines de fer émaillé ont été proposées pour le même usage, mais elles sont généralement peu utilisées dans les laboratoires de chimie; l'émail se fendille et se détache trop aisément.

Les *tubes à réaction* (fig. 169), sont très utiles quand on n'a à dissoudre qu'une petite quantité de matière. Ils sont



Fig. 169.

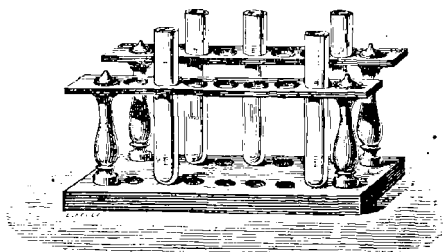


Fig. 170.

habituellement réunis sur un support (fig. 170), au nombre de dix ou douze.

Ces tubes à réaction doivent souvent être chauffés et pour ne pas risquer de se brûler, on peut employer la bande de papier, comme nous l'avons déjà indiqué précédemment (v. fig. 147) ou bien l'une ou l'autre des pinces représentées dans les fig. 171 et 172).

Les *tubes scellés* aux deux extrémités sont parfois employés quand, pour obtenir la dissolution, les matières doivent réagir à chaud, pendant un temps plus ou moins long et sous pression.

Les *foies* ne peuvent guère être utilisées que pour des solutions à froid; les irrégularités dans l'épaisseur du verre ne permettent point de les chauffer.



Fig. 171.

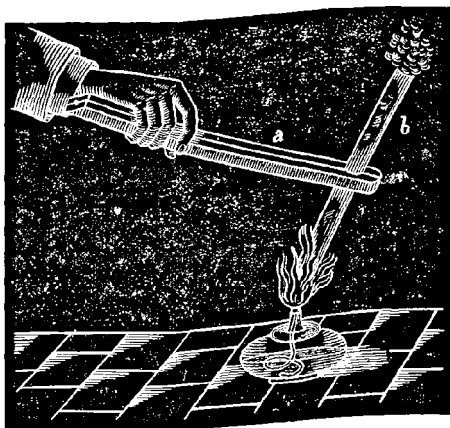


Fig. 172.

Les *ballons* (fig. 173) et les *matras* (ballons dont le fond a été aplati), sont très utiles, parce qu'avec quelques précautions ils supportent très bien l'action de la chaleur. En les tenant à goulot incliné, on prévient toute perte par projection, quand il y a effervescence.

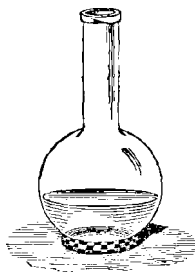


Fig. 173.

D'autre part, quand, le dissolvant étant volatil, on ne veut point en perdre, on met le col de l'appareil en communication avec un appareil de condensation à reflux.

Les *cornues* remplacent parfois les ballons et les matras.

Les *verres à pied* (fig. 174), sont très utiles pour les solutions à froid qu'on active en se servant d'un agitateur.

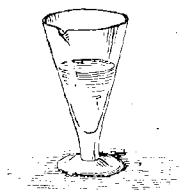


Fig. 174.

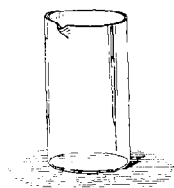


Fig. 175.



Fig. 176.

Les *vases à dissolution*, sont cylindriques (fig. 175), ou coniques (fig. 176); ils ont le fond épais, ce qui empêche de les employer pour les solutions à chaud; mais ils sont solides et leur bas prix fait qu'ils sont d'un usage répandu.



Fig. 177.

Les *verres ou vases de Berlin* (fig. 177), sont au contraire à fond mince et constituent un des appareils les meilleurs et les

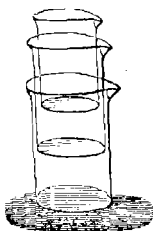


Fig. 178.

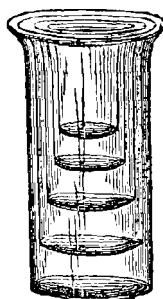


Fig. 179.

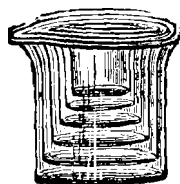


Fig. 180.

plus employés pour la dissolution. Ils sont de diverses grandeurs : de hauteur ordinaire (fig. 178), de forme haute (fig. 179), ou de forme basse (fig. 180). Le commerce en

fournit maintenant de verre trempé, qui sont d'une solidité à toute épreuve; nous ne pouvons cependant les conseiller, parce que ce verre trempé se brise parfois spontanément et avec éclat, de sorte que des projections dangereuses pourraient être à craindre. Le verre d'Iéna paraît présenter beaucoup plus d'avantages au point de vue de l'attaque et de la solidité. Il coûte malheureusement trop cher.

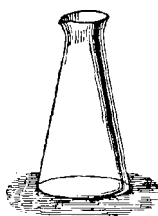


Fig. 181.

Les *verres d'Erlenmeyer* (fig. 181), sont une modification de forme de ces vases, pour empêcher les projections et les pertes de liquide, quand la dissolution se fait avec effervescence.

Enfin, les *appareils à déplacement*, de formes fort variées (fig. 182 et 183), servent à obtenir, à froid ou à chaud, par *lixiviation*, des solutions claires et limpides de substances solubles extraites de matières qui n'en contiennent que de petites quantités. Exemple : extraction du tannin de la noix de galle en le dissolvant par l'éther.

La partie essentielle de l'appareil à déplacement est un récipient plus ou moins conique, C (fig. 183), ou cylindrique, dont la douille inférieure est munie d'un tampon d'une matière filtrante, d'ouate, par exemple. La substance à traiter est réduite en poudre grossière et placée dans ce vase; on y introduit ensuite le dissolvant qui, en passant lentement, se charge des principes solubles, puis se rend dans le ballon D placé en dessous. On peut obliger le liquide à rester en contact avec la substance en employant un appareil à robinet (fig. 182), ou en bouchant hermétiquement la tubulure du dessus.

Si le liquide est volatil, on peut, pour éviter d'en perdre, relier la partie D de l'appareil à la partie C, au moyen du

tube F et du ballon tubulé B; le liquide dissolvant peut être introduit par le tube en S qui surmonte l'appareil.

On continue la lixiviation tant que le liquide qui tombe de C en D continue à dissoudre quelque chose, ce que l'on reconnaît à la couleur ou autrement.

Dans certains cas où le dissolvant est fort volatil, on peut, pour éviter d'avoir des solutions trop étendues, faire

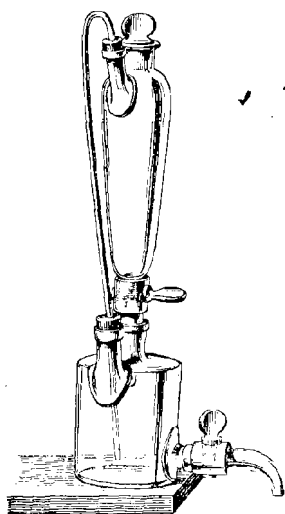


Fig. 182.

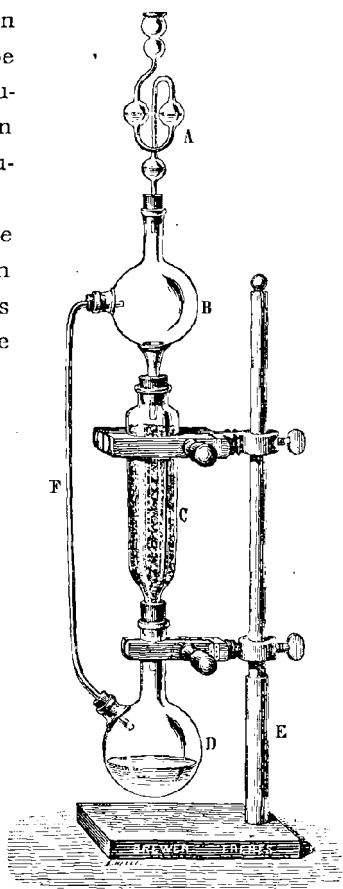


Fig. 183.

usage d'un appareil où la solution, qui est dans le ballon D, est volatilisée au bain-marie ou directement. Le dissolvant

va se condenser au haut de l'appareil, dans un serpentin refroidi, pour retomber, goutte à goutte et pur, sur la substance à lixivier, tandis que les principes solubles et moins volatils restent dans le récipient du dessous.

Dans ces dernières années un grand perfectionnement a été apporté à ces appareils par Soxhlet, qui a adapté au tube de lixiviation un siphon donnant communication entre le bas de ce tube et le ballon D du dessous. Grâce à ce siphon, le liquide lixivateur, qui retombe goutte à goutte du condenseur placé au haut de l'appareil, reste en contact avec la matière à lixivier aussi longtemps qu'il n'a pas atteint, dans le tube lixivateur, le niveau du coude du siphon. Celui-ci s'amorce ainsi de lui-même et ramène en une fois, d'une manière discontinue, dans le ballon inférieur tout le liquide chargé de la matière qu'il a pu enlever à la substance en traitement. L'opération continue ainsi jusqu'à épuisement complet.

Quant au condenseur placé à la partie supérieure de l'appareil, c'est, ou bien un condenseur de Liebig, ou bien un tube enroulé en serpentin placé dans un réfrigérant. Les diverses parties peuvent être réunies par de bons bouchons de liège; parfois tout est en verre avec des joints rodés à l'émeri.

Pour l'extraction des principes solubles qui se trouvent dans les corps organisés, plantes, etc., on peut souvent employer les appareils à déplacement que nous venons de voir, mais on emploiera parfois d'autres dispositions où l'on peut mieux régler la température de l'opération, d'après la nature du dissolvant ou du produit à extraire. La solution reçoit alors différents noms :

Macération, solution lente, opérée à la température ordinaire.

Digestion, solution lente, opérée à une température de 15 à 65°.

Infusion, solution opérée plus ou moins rapidement, à une température de 65 à 90°, et obtenue en versant le liquide bouillant sur la matière. Quelquefois, on chauffe graduellement jusque vers 90°. Une infusion prolongée longtemps, s'appelle aussi parfois *digestion*.

Décoction, solution plus ou moins vive, qui s'opère à la température d'ébullition du dissolvant.

Pour obtenir des solutions de sel, on se sert aussi souvent du *mortier* et du pilon ; la matière est broyée avec addition d'un peu d'eau, que l'on décante et renouvelle : on obtient ainsi rapidement une solution concentrée, mais non saturée.

Pour avoir une solution saturée à froid, le moyen le plus simple est de laisser refroidir une solution concentrée à chaud ; le refroidissement doit y déterminer la précipitation du sel dissous en trop et le liquide restant est saturé à froid.

Pour obtenir une solution saturée à la température de l'ébullition, on fait bouillir le liquide et on y ajoute du corps à dissoudre jusqu'à ce qu'il ne s'en dissolve plus.

b) *Précipitation, cristallisation par solution.*

La précipitation est une opération qui a pour but d'obtenir, à l'état solide, un corps dissous dans un liquide.

Cette précipitation peut, d'ailleurs,

1° être *lente* : c'est la *cristallisation* ;

2° être assez *subite* : c'est la *précipitation proprement dite*.

Chimie 10/11s

Précipitation lente, cristallisation. La *cristallisation par solution* est une précipitation lente, régulière, qui laisse aux molécules dissoutes le temps et la faculté de se grouper suivant des lois spéciales, pour donner lieu à des *cristaux* affectant des formes caractéristiques et constantes pour chaque corps.

C'est une opération physique de la plus grande importance pour le chimiste, qui l'utilise souvent en vue d'obtenir les corps cristallisés à un état de pureté auquel il ne pourrait atteindre par d'autres méthodes.

Nous avons déjà vu précédemment deux modes de cristallisation par voie sèche, à savoir : par fusion, p. 126 et par sublimation, p. 127.

La cristallisation par voie humide se fait de deux manières :

1^o par le *refroidissement* plus ou moins lent d'une solution saturée à chaud;

2^o par l'*évaporation spontanée* ou *artificielle* d'une solution froide.

Quand la substance dissoute est plus soluble à chaud qu'à froid, le simple refroidissement fait revenir à l'état solide toute la quantité qui ne peut rester en solution par suite de la différence du degré de saturation à chaud et à froid. Si ce refroidissement se fait lentement et tranquillement, c'est la *cristallisation lente*; les cristaux produits seront d'autant mieux formés que le refroidissement sera plus lent et en quantité d'autant plus grande que la différence entre les états de saturation à chaud et à froid sera plus considérable.

Si, au contraire, le refroidissement est plus rapide et qu'on remue la masse pendant la formation des cristaux,

ceux-ci seront d'autant plus petits et plus mal formés, que la masse aura été plus agitée et plus rapidement refroidie. On a, ainsi, ce qu'on appelle une *cristallisation troublée*.

On désigne sous le nom d'*eau-mère*, le liquide dans lequel les cristaux se sont formés.

Les appareils à employer sont : des *cristallisoirs* spéciaux ou des *bassines*, des *capsules*, des *verres à pied*, des *vases à dissolution*, etc.

On opère d'ailleurs comme suit. D'abord, on prépare une solution bien limpide et saturée à chaud; on la verse, en



Fig. 184.

prenant les précautions nécessaires, dans un cristallisoir de verre (fig. 184), large vase cylindrique, d'une hauteur égale au tiers environ du diamètre, ou dans une capsule, etc. Si l'on veut que le refroidissement soit bien lent, on recouvre d'un couvercle et l'on entoure le tout de flanelle, ou d'autres matériaux mauvais conducteurs de la chaleur et préalablement échauffés. On peut aussi, dans ce but, employer l'étuve garnie de feutre (voir *dessiccation*).

L'*évaporation spontanée* ou *artificielle* d'une solution froide s'emploie surtout pour les substances qui ne sont guère plus solubles à chaud qu'à froid.

On prépare une solution saturée à froid, et on la place dans un cristallisoir qu'on recouvre d'une étamine ou d'une feuille de papier Joseph criblée de trous, et qu'on abandonne dans une place dont l'atmosphère est sèche et régulièrement renouvelée. L'évaporation se fait ainsi spontanément et avec une très grande lenteur, ce qui permet aux molécules de se grouper avec toute la régularité possible; aussi, c'est ce mode de cristallisation qui permet d'obtenir les cristaux les mieux formés.

On peut même *nourrir les cristaux* et en obtenir de très gros. Pour cela, quelques cristaux s'étant formés, on choisit les plus beaux et les plus réguliers; on tire la solution à clair et on y place les cristaux choisis; on les retourne de temps à autre. Ils continuent à croître et finissent par devenir aussi volumineux qu'on le désire, tout en conservant la régularité de leurs formes. La température du local doit être bien constante.

L'évaporation peut d'ailleurs être activée *artificiellement*, de diverses manières : en mettant le vase dans une armoire en communication avec une cheminée; en desséchant l'atmosphère par des matières hygroscopiques; en la maintenant à une température plus ou moins élevée mais régulière, etc. On comprend que des soins apportés à cette évaporation artificielle dépendront la beauté et la régularité des cristaux.

Les cristaux obtenus par l'un ou l'autre de ces procédés de la voie humide peuvent être *anhydres* (sel marin, salpêtre, etc.). Souvent ils entraînent, entre les interstices des lamelles cristallines, certaine quantité, toujours faible, de l'eau dissolvante, qu'on appelle *eau d'interposition*. C'est à elle que certains cristaux doivent la propriété d'humecter le papier entre lequel on les comprime, ainsi que celle de se fendiller et de *décrépiter* quand on les chauffe brusquement.

Dans d'autres cas, les cristaux contiennent de l'*eau de cristallisation*, appelée aussi *eau d'hydratation*. Elle fait partie intégrante de leur constitution; elle est en quantité invariable pour un même corps, cristallisant dans des conditions données. C'est dans cette eau de cristallisation que certains sels se liquéfient à des températures peu élevées, en subissant la fusion aqueuse; c'est souvent elle qui détermine la manifes-

tation de la couleur que les cristaux hydratés affectent, alors que les sels anhydres sont blancs. Le sulfate ferreux, le sulfate de cuivre, etc., sont dans ce cas.

Cette eau se sépare d'ailleurs assez facilement par l'action de la chaleur, quelquefois même une simple exposition à l'air suffit, par exemple dans les cristaux *efflorescents*.

Précipitation proprement dite. La précipitation proprement dite est une opération qui consiste à faire passer rapidement à l'état solide un corps dissous dans un liquide. On l'obtient en modifiant la nature, ou du dissolvant, ou du corps dissous, car toute précipitation est le résultat d'un changement survenu entre ces deux agents.

Parfois, la précipitation est le résultat d'un simple phénomène physique et alors le précipité est formé de la matière même qui était dissoute; par exemple, une solution aqueuse de sulfate de potassium laisse précipiter ce sel quand on y ajoute de l'alcool (modification du dissolvant).

Habituellement, la précipitation est déterminée par un phénomène chimique: alors le corps précipité n'est pas celui qui existait dans la solution.

Le *réactif* employé pour déterminer ces changements est appelé *précipitant*; le corps solide qui se forme dans le liquide est désigné sous le nom de *précipité*.

Les *précipitants* peuvent d'ailleurs être solides, liquides ou gazeux. Ces derniers ont l'avantage de ne pas augmenter la dilution des solutions et avec eux on n'a pas autant à craindre les excès de réactif.

En général, la précipitation ne doit pas se faire sur des solutions trop étendues, le réactif doit s'employer peu à peu et il est bon d'ajouter du précipitant aussi longtemps qu'il y a

précipitation. Pour bien saisir ce point, on laisse le liquide s'éclaircir, puis on examine si l'addition de quelques gouttes du réactif détermine encore un précipité ou un trouble. Au lieu d'attendre que le liquide s'éclaircisse, on peut en filtrer une petite partie et faire l'essai sur le liquide clair ainsi obtenu.

Dans certains cas, on fera bien de se servir de compte-gouttes (fig. 185) pour ne mettre que la quantité de réactif strictement nécessaire.

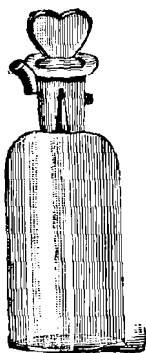


Fig. 185.

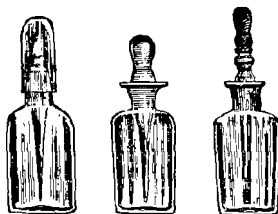


Fig. 186.

Certains réactifs ne se mettent que par goutte; on fera alors usage de flacons munis de bouchons avec prolongement en verre (fig. 186).

Parfois, pour que la précipitation soit complète, on ne doit employer qu'une quantité bien déterminée de précipitant, en évitant d'en mettre un excès. C'est le cas où le précipité produit se dissout dans le précipitant.

Les précipités sont d'ailleurs caractérisés par la manière dont ils se présentent : on distingue des précipités *pulvérulents*, *amorphes*, *cristallins*, *floconneux*, *nuageux*, *caillebotés*, *gélatineux*, *légers*, *lourds*, etc. Ils sont parfois lents à se former; mais, en général, ils se produisent rapidement, surtout si l'on prend soin d'agiter et de chauffer. En chauffant, le précipité est généralement plus dense et se dépose plus rapidement.

Quand la solution est fort étendue, ou quand le précipité est assez soluble, il arrive que celui-ci, au lieu de se séparer complètement, ne forme qu'un simple trouble dans la liqueur, trouble qu'on aperçoit plus aisément en regardant le liquide à travers une forte épaisseur. On dit alors que la liqueur *louchit*, *s'opalise*, etc.

Les appareils où se fait la précipitation sont les *tubes à réaction*, les *verres à pied*, les *ballons*, *matras*, *vases à dissolution*, *vases de Berlin*, qu'on emploie, comme pour les dissolutions, en observant que certains de ces appareils peuvent seuls être chauffés.

L'emploi des ballons et des matras est assez incommode quand on doit recueillir le précipité, surtout quand celui-ci s'attache aux parois du vase et c'est assez souvent le cas. Le précipité se détache de la paroi soit au moyen d'un jet mince d'eau, comme pour le lavage, soit à l'aide d'une plume, de l'extrémité d'une baguette de verre garnie de caoutchouc, etc.

L'opération qui, habituellement, suit immédiatement la précipitation, est une des plus importantes de la voie humide, et consiste dans la séparation du liquide d'avec le solide précipité ou tenu en suspension. Cette séparation s'opérera par divers procédés, *décantation*, *filtration*, etc., suivant l'état du précipité, la grosseur de ses particules, sa densité, etc.

Par l'agitation, les précipités se forment beaucoup plus rapidement qu'au repos; aussi se sert-on beaucoup, dans les laboratoires qui ont à leur disposition de l'eau sous pression, de petites turbines se mouvant avec grande rapidité; l'axe de la turbine est muni d'une petite poulie à gorge et au moyen d'une mince courroie ronde, voire même d'une ficelle, on peut communiquer le mouvement à un agitateur supporté et disposé dans le vase à précipiter.

c) *Décantation.*

Si le précipité est assez grenu et assez dense pour se déposer rapidement au fond de la liqueur qui le tient en

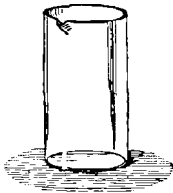


Fig. 187.

suspension, la *décantation* permet de séparer aisément le liquide. Pour cela, le tout étant dans un vase haut et étroit, comme le vase à dissolution (fig. 187), ou bien un verre à pied qui convient parfaitement, on laisse déposer; le liquide s'étant bien éclairci, on incline le vase, on décante, et le liquide s'en écoule le long d'une baguette de verre, préalablement mouillée, qu'on applique contre le bec du vase; on arrête l'écoulement quand il y a à craindre que du précipité soit entraîné. Le dépôt du précipité pourra être singulièrement activé si on soumet le vase qui le contient à l'action de la force centrifuge dans des appareils à rotation rapide où le vase contenant liquide et précipité, est librement suspendu, de manière à pouvoir prendre la position horizontale quand l'appareil tourne très vite; le précipité, plus lourd, se rassemble serré au fond du vase, et peut alors être décanté facilement.

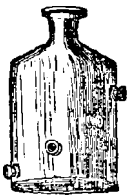


Fig. 188.

On a parfois aussi des vases spéciaux avec des tubulures à diverses hauteurs (fig. 188), ce qui permet de laisser écouler le liquide clair sans remuer la couche de précipité. Quel que soit le vase employé, il y reste une certaine quantité de solution qui mouille le précipité.

Pour enlever ce liquide ou, pour mieux dire, le remplacer par de l'eau pure, on remplit le vase d'eau distillée, on remet le précipité en suspension, puis ayant laissé reposer, on décante de nouveau ; on peut répéter deux ou trois fois ces décantations ou lavages consécutifs et le précipité n'est plus alors mélangé que d'eau pure ; ce qu'on doit d'ailleurs vérifier en évaporant, sur une feuille de verre ou de platine, une goutte, qui ne laissera pas le moindre résidu si le lavage est complet.

Le précipité ainsi lavé peut d'ailleurs être débarrassé de cette eau pure par une dessiccation, ainsi que nous le verrons bientôt.

Quand il faut une exactitude rigoureuse, la décantation peut rarement être employée ; mais, dans bien des cas, elle est fort utile.

On peut, au lieu de déverser le liquide en inclinant le vase, l'aspirer avec précaution à l'aide d'une pipette soit directement, soit par l'intermédiaire d'une poire de caoutchouc ou d'un autre aspirateur. Il est plus avantageux de se servir d'un siphon, tenu en *a* (fig. 189), dans un disque posé sur le vase à décanter. La petite branche est recourbée horizontalement en *c*, ce qui permet de vider le liquide jusque tout contre le niveau du précipité. Ce siphon pourra être amorcé avec le liquide même en aspirant, par *o* après avoir bouché l'orifice *g* avec le doigt.

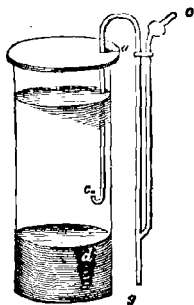


Fig. 189.

On peut aussi laver le précipité en ajoutant de l'eau pure à plusieurs reprises, et en répétant chaque fois le

siphonnement, comme nous l'avons vu pour la décantation. On peut aussi, au lieu de cela, éloigner le précipité déposé,

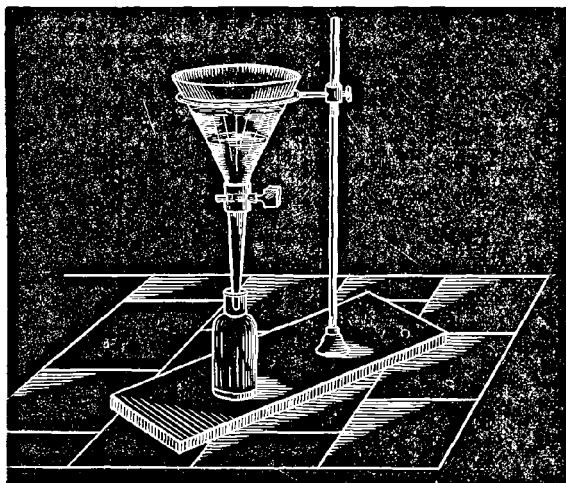


Fig. 190.

en employant l'entonnoir à robinet (fig. 190) et en laissant écouler la partie du liquide qui contient le précipité, comme on le ferait pour deux liquides de densité différente.

d) Filtration.

La *filtration*, qui permet d'obtenir une séparation plus rapide et plus parfaite, consiste à faire passer le liquide, contenant le précipité, à travers une *substance filtrante* ou un *filtre*, dont les pores ou interstices sont assez larges pour laisser passer le liquide et assez petits pour retenir les particules solides en suspension. On conçoit que le choix du filtre dépendra de la grosseur de ces particules et de la nature du

liquide. Comme filtres, citons les tissus (étamine, mousseline, toile), le feutre, l'ouate, la laine de verre, l'amiante, et le papier à filtrer.

Si la substance à séparer est filamenteuse ou en particules grossières, on peut filtrer à travers une *étamine* ou

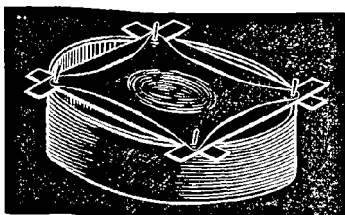


Fig. 191.

toile à mailles assez larges, fixée à quatre pointes posées aux quatre coins d'un cadre en bois, désigné sous le nom de *carrelet* (fig. 191). La filtration ainsi faite s'appelle parfois *colature*. Si la substance est en particules

plus ténues, on peut remplacer l'étamine par un tissu plus serré ou la recouvrir d'une feuille de papier à filtrer.

Un autre mode de colature pouvant s'appliquer à des substances fort ténues, est l'emploi de la *chausse d'Hippocrate*, filtre conique en feutre plus ou moins épais, qu'on attache à un support spécial, ou aux pointes d'un carrelet.

Ces diverses matières filtrantes ne peuvent convenir, s'il s'agit de filtrer un liquide caustique qui attaquerait la fibre de la toile, du papier ou du feutre; on peut alors faire usage



Fig. 192.

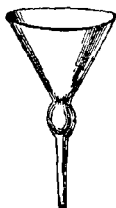


Fig. 193.

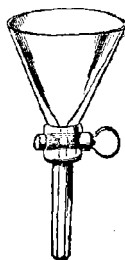


Fig. 194.

d'amiante, de laine de verre, etc., ou même d'une petite couche de sable quartzéux ou de charbon de bois qu'on place au fond d'un entonnoir ordinaire (fig. 192), ou à renflement (fig. 193), ou bien encore à robinet (fig. 194). Souvent, au lieu d'utiliser ces substances qui restent toujours plus ou moins mélangées au précipité, on peut utiliser l'antracène en poudre qui, après filtration, peut être éloigné soit par suite de sa solubilité dans la benzine, le naphte, le sulfure de carbone, etc., ou par suite de sa volatilité (à 213° C).

Si le liquide est fort volatil ou se décompose à l'air, on couvrira l'entonnoir ou bien l'on emploiera un appareil à déplacement.

Si l'on a à filtrer des substances dont la solution n'est bien fluide qu'à chaud, il faudra maintenir l'appareil de filtration à la température convenable. On pourra pour cela disposer l'entonnoir dans une étuve spéciale, à double enveloppe, contenant de l'eau ou de l'huile et chauffée au moyen de la chaleur d'une petite lampe, placée sous un appendice fixé à l'étuve (fig. 195). Le liquide s'échauffe par circulation et l'entonnoir lui-même, avec la matière à filtrer, peut ainsi conserver une température suffisante.

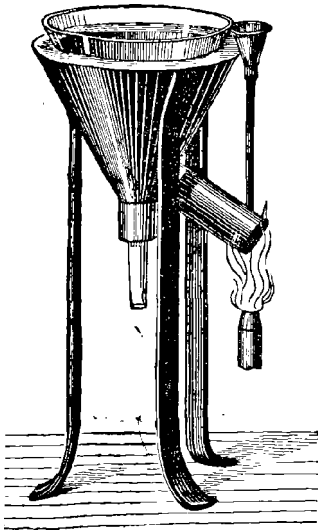


Fig. 195.

On peut aussi chauffer cette espèce d'étuve au

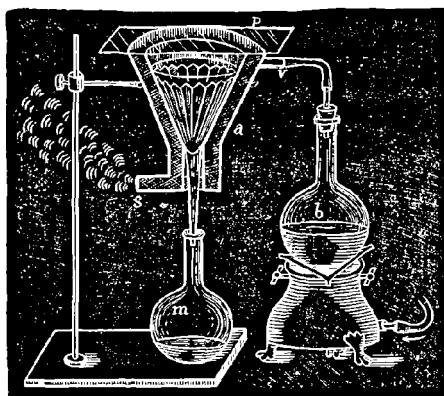


Fig. 196.

moyen de la vapeur entrant en *v* (fig. 196), pour sortir en *s*.

Et quand il n'y a pas inconvénient à mélanger un peu d'eau au précipité, on peut plus simplement recouvrir l'entonnoir d'une espèce de capsule per-

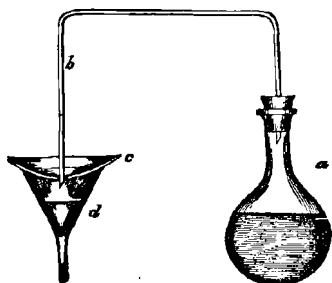


Fig. 197.

cée en son centre d'un trou par lequel on fait passer le tube *b* amenant la vapeur formée dans le ballon *a*. La fig. 197 représente cette disposition qui ne nécessite aucun appareil spécial.

Le *papier à filtrer* est un papier non collé, qui forme une excellente matière filtrante. La

cellulose s'y trouve à l'état de brindilles plus ou moins longues et entrelacées, formant une espèce de tissu feutré qui constitue la feuille de papier. C'est à travers les interstices existant entre ces brindilles de cellulose que se fait la filtration. Pour que ce papier soit perméable, il ne doit avoir subi aucun encollage.

Dans certains cas, la rapidité de la filtration est la principale qualité qu'on réclame d'une matière filtrante; mais, quand on s'occupe d'analyses chimiques, on demande aussi

à un filtre qu'il n'amène pas de matières étrangères. Dans ce cas, on ne considère comme papiers à filtrer de bonne qualité que ceux qui sont formés de cellulose à peu près pure. Ils ne laissent alors que des traces de cendres, quand on les soumet à l'incinération. Le papier suédois, le papier Berzélius, etc. sont dans ce cas. D'autres, et spécialement le papier Joseph ordinaire, laissent une quantité notable de cendres, qu'on doit déterminer par une incinération. Un filtre de dix centimètres de diamètre ne doit pas laisser plus d'un milligramme de cendres. On peut d'ailleurs diminuer cette quantité, et améliorer ainsi considérablement la qualité du papier, en soumettant celui-ci à l'action dissolvante prolongée d'eau acidulée d'acide chlorhydrique, qui entraîne la plupart des matières formant la cendre. On a même fait, dans ce but, usage d'acide fluorhydrique.

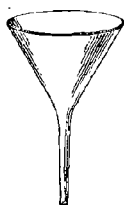


Fig. 198.

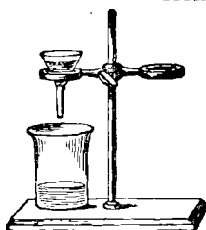


Fig. 199.

Les filtres de papier doivent être maintenus par des entonnoirs, généralement de verre, qu'ils ne doivent jamais déborder.

Les entonnoirs employés pour cette filtration sont des vases coniques, d'un angle de 60° , dont le sommet est prolongé en douille plus ou moins longue (fig. 198). L'entonnoir de la forme de la fig. 192 n'est pas convenable pour supporter les filtres; il sert surtout pour faciliter l'introduction de liquides dans des vases à goulot étroit.

L'entonnoir lui-même est soutenu par un support spécial (fig. 199), ou par les rebords du vase même qui reçoit le liquide filtré.

Le papier peut servir à former des *filtres plats* ou des *filtres à plis*.

Quand on n'a que peu de liquide à filtrer, ou quand le résidu que le filtre retient doit être lavé, puis recueilli, c'est au filtre plat que l'on a recours.

Ce filtre est très simple à confectionner : on prend un carré de papier à filtrer (fig. 199), on le plie suivant les deux lignes médianes, *ab*, *cd*, perpendiculaires l'une à l'autre (fig. 200), puis on coupe le papier ainsi plié suivant la courbe ponctuée de la fig. 201. On l'ouvre ensuite en prenant

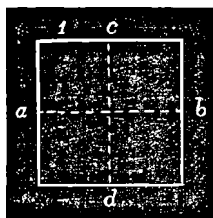


Fig. 200.

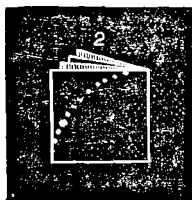


Fig. 201.



Fig. 202.

trois épaisseurs de papier d'un côté et une de l'autre, de manière à obtenir le filtre uni ou plat (fig. 202), pouvant s'appliquer exactement contre la paroi intérieure de l'entonnoir.

Le papier coupé en disque que le commerce fournit, donne immédiatement un filtre plat, en le pliant suivant deux diamètres perpendiculaires l'un à l'autre.

Ce filtre a l'avantage de laisser bien accessible tout le précipité qui doit être lavé, mais il a l'inconvénient de donner une filtration assez lente par suite de l'adhérence complète du papier contre l'entonnoir. Pour activer cette filtration, nous conseillons de placer les filtres plats, dans des *entonnoirs*

striés ou ondulés. Les ondulations ont un millimètre environ de relief et sont dirigées dans le sens des génératrices du cône du pavillon. Avec cet entonnoir, la filtration est singu-

lièrement accélérée et l'on réunit les avantages du filtre plat à ceux du filtre à plis que nous allons examiner.

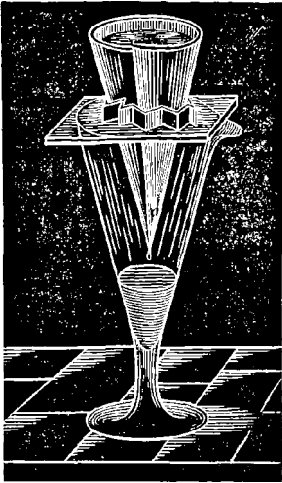


Fig. 203.

On peut parfois utiliser un support spécial en verre, dont les zigzags de la circonférence intérieure supportent un filtre à plat, qui est ainsi employé sans intermédiaire d'entonnoir (fig. 203). Cette disposition est assez peu employée.

Quand on n'a plus à s'occuper du résidu retenu par le filtre, ou si l'on désire une filtration assez prompte, on fera bien de recourir au filtre à plis.

La confection de ce filtre demande quelque précaution. Le carré de papier *a, b, c, d* (fig. 204), est d'abord plié en deux suivant la diagonale *e, d*, puis plié de nouveau en deux, pour prendre la forme indiquée dans le coin droit de la figure. On reprend alors une des ailes du papier et l'on divise l'angle, formé par deux plis consécutifs, par un pli nouveau et l'on continue dans le même sens, de manière à avoir toujours les plis du papier disposés en zigzag. On dédouble derechef les quatre nouveaux plis en ayant soin de retourner les plis qui ne se présenteraient pas en zigzag; finalement, quand

on a plissé huit fois, on a une espèce d'éventail qui, déplié, présente seize pans, tous en zigzag, sauf deux diamétralement opposés qui font exception et qu'on dédouble, en plissant de

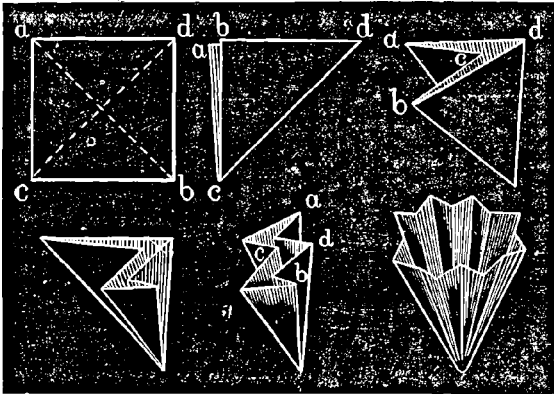


Fig. 204.

nouveau chacun de ces deux pans, par un pli médian. On a ainsi un filtre formé de 18 pans s'appliquant très bien par neuf arêtes contre la paroi de l'entonnoir. La surface entière du papier sert ici de surface filtrante; elle ne se trouve pas complètement appliquée contre l'entonnoir; aussi, la filtration est-elle relativement fort rapide.

Il faut avoir soin de ne pas prolonger ces divers plis jusqu'au centre même, ce qui certainement occasionnerait la déchirure du papier en ce point.

La lenteur habituelle de la filtration a fait qu'on a recherché tous les moyens de la rendre un peu plus rapide et qu'on a introduit dans le laboratoire divers procédés dont nous devons dire un mot.

On peut terminer par *expression* une filtration commencée sur l'étamine. La matière est renfermée dans la toile et l'on

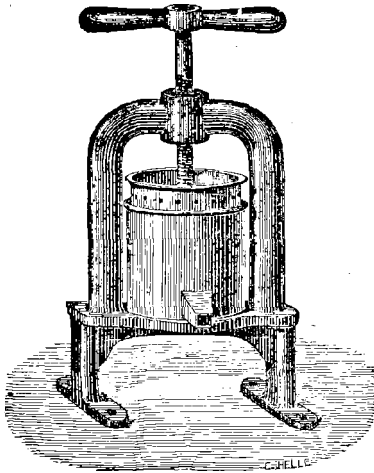


Fig. 205.

exprime le liquide à l'aide d'une petite presse à balancier (fig. 205). Cette presse sert souvent pour extraire le jus de certains pulpes ou râpures.

On peut aussi, au moyen d'air comprimé ou de vapeur, ou d'une pompe, forcer le liquide à passer à travers une toile à mailles serrées. Les petits appareils utilisés dans ce but sont des *filtres-*



Fig. 206.

presses analogues à ceux qui sont employés dans diverses industries.

Les appareils à filtration rapide les plus employés dans les laboratoires sont basés sur l'emploi du vide. On fait le vide sous le filtre, soit dans la douille même de l'entonnoir, soit dans un appareil sur lequel l'entonnoir est fixé.

Un simple tube de verre plus ou moins long et recourbé sur lui-même, est adapté à la douille de l'entonnoir (fig. 206); il se remplit du liquide filtré et de bulles d'air, de telle sorte que la colonne divisée du liquide produit une aspiration d'autant plus forte que ce tube est plus long.

Plus souvent, l'entonnoir garni d'un filtre *plat*, est placé sur le goulot d'un flacon de Woolf à deux tubulures (fig. 207); on fait un vide relatif, en raccordant l'appareil à une trompe ou à un autre aspirateur. On peut aussi se servir d'un flacon dont le bouchon percé de deux ouvertures reçoit, dans l'une, l'entonnoir et dans l'autre, le tube par lequel le vide s'opère.

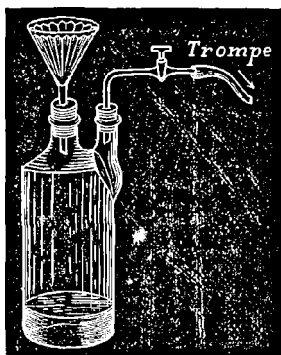


Fig. 207.

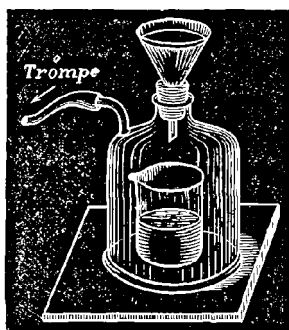


Fig. 208.

Il est parfois préférable, pour éviter un transvasement, de recueillir directement le liquide filtré dans un vase de Berlin ou autre; on pourra alors mettre ce verre en dessous de la douille de l'entonnoir fixé sur la tubulure centrale d'une cloche bitubulée (fig. 208), cloche dont la seconde tubulure communique avec la trompe ou avec un autre appareil à faire le vide; cette cloche a le bord usé à l'émeri, et est placée sur une glace dépolie.

Pour faire le vide, on peut utiliser un des appareils que nous avons étudiés page 112, et plus particulièrement celui avec indicateur de vide (fig. 209). Le vase où l'on doit faire le vide, est relié au tuyau de la droite de la figure sous le manomètre. L'eau alimentant la trompe, arrive par le tuyau

entre les deux manomètres et s'écoule par le bas. Le gros cylindre de l'appareil est supposé en verre de manière à laisser voir la disposition intérieure.

On emploie communément aussi la *trompe* simple (fig. 210). L'eau sous une certaine pression, pénètre dans l'appareil par le dessus en *e*, quelquefois latéralement, et s'échappe par le bout effilé; elle enlève de l'air par *entraînement*

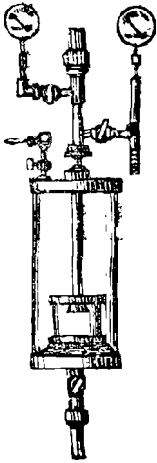


Fig. 209.

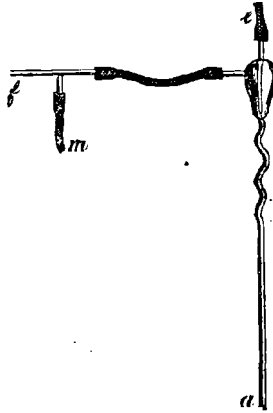


Fig. 210

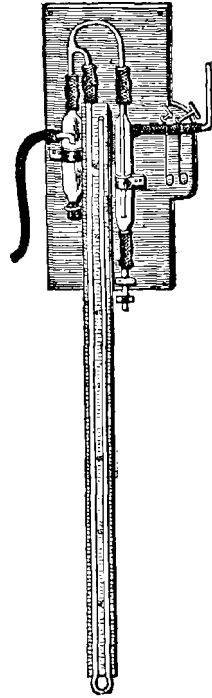


Fig. 211.

latéral, et s'écoule avec celui-ci dans le tuyau *a* qui termine l'appareil. Ce tuyau est parfois ondulé, comme la figure le représente; parfois il est droit. La hauteur de ce tuyau (dont le diamètre intérieur doit rester en dessous de 3 à 4 millim.) et la pression de l'eau à son arrivée à l'appareil influent sur le degré de vide que l'on peut obtenir. Le récipient, où le vide doit être fait, est relié en *f* et le caoutchouc *m* est muni

d'une pince ou bien est relié à un manomètre indicateur du vide, comme à la fig. 210.

La fig. 211 représente la disposition adoptée par Bunsen; elle comporte un tube de sûreté pour retenir le liquide qui pourrait être entraîné par accident (voir à la gauche de la figure) et un indicateur du vide.

L'aspiration au moyen de ces appareils est souvent assez forte pour déchirer le filtre, surtout au centre, là où il n'est pas supporté par la paroi de l'entonnoir; aussi, quand on veut recourir à ce mode de filtration, Bunsen recommande de placer, au fond de l'entonnoir, un petit cornet formé d'une feuille mince de platine et dont la conicité est égale à celle du pavillon de l'entonnoir. Le filtre est alors placé et repose, en son centre, sur le cornet; ainsi disposé, il résiste très bien aux efforts de l'aspiration. Il va sans dire que le filtre doit s'appliquer parfaitement contre la paroi du pavillon et ne peut laisser aucun intervalle par où l'air extérieur puisse pénétrer pour combler le vide de l'appareil. Au lieu d'utiliser ce petit cornet de platine, il est préférable de doubler le centre du filtre avec du papier parchemin piqueté avec la pointe d'un canif.

Pour éviter ces inconvénients de déchirure du papier quand on filtre sous l'influence du vide, l'on a proposé un autre mode rapide de filtration de bas en haut, *par succion*, en employant une espèce d'entonnoir de verre ou de platine, dont le pavillon est muni d'un rebord intérieur, contre lequel se pose un disque de platine perforé. Sur ce disque de platine se place le disque de papier à filtrer et la filtration s'opère en mettant la douille de l'entonnoir en communication avec l'aspirateur, tandis que l'on plonge le filtre dans le liquide à filtrer. On peut aussi utiliser, d'une manière

analogue, un entonnoir bordé sur le pavillon duquel on tend une toile serrée, recouverte d'un papier à filtrer.

Mais il est beaucoup plus simple de poser à mi-hauteur de l'entonnoir un disque de porcelaine percé de mille trous, dont les bords biseautés s'appliquent bien contre le pavillon; sur ce disque on pose une mousseline, puis un papier filtre dépassant la porcelaine de quelques millimètres tout autour. Le vide se faisant, on humecte le filtre qui se colle contre la mousseline et la porcelaine, et la filtration peut commencer.

Cette disposition peut être remplacée avec avantage par une espèce d'entonnoir de porcelaine, dont la partie supérieure cylindrique est munie d'un fond perforé d'un grand nombre de trous, sur lequel s'applique le papier avec ou sans mousseline. La partie du dessous de l'entonnoir se termine par la douille que l'on place sur l'appareil dans lequel on fait le vide, et la filtration peut marcher rapidement et sans encombre.

Lavage. Le précipité, ou résidu qui reste sur le filtre, après que le liquide s'en est écoulé, doit souvent, surtout quand on s'occupe d'analyses chimiques, être recueilli et préalablement bien *lavé* pour le débarrasser de toutes les matières en solution qui le souillent.

Le lavage peut se faire par décantation, ou par filtration, et souvent par décantation et filtration à la fois en décantant au dessus d'un filtre (fig. 212). Cette dernière méthode est employée dans les analyses.

Pour laver un précipité sur le filtre, on laissera d'abord bien égoutter tout le liquide (1); et l'on remplira de nouveau

(1) Pour montrer l'importance de ne remplir le filtre que quand tout est bien égoutté, et faire voir la rapidité avec laquelle on peut arriver à une

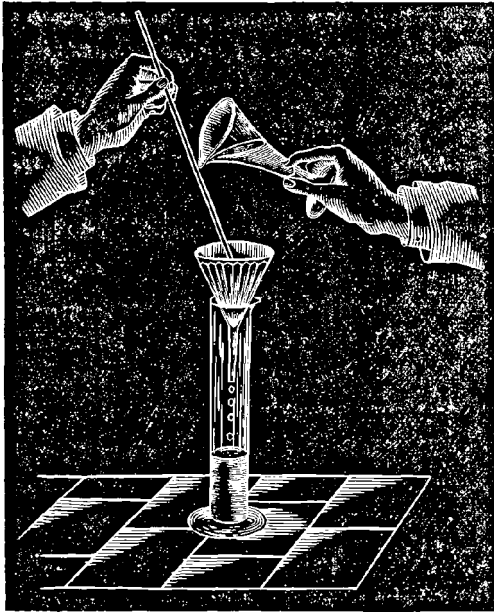


Fig. 212.

très grande purification du précipité, nous allons donner quelques chiffres :

En supposant que 100^{cc} de liquide, tenant en suspension un précipité, soit *décanté* ou *filtré*, de manière à ce que tout le précipité n'occupe plus avec le restant du liquide que 5^{cc} : il sera donc débarrassé de $\frac{95}{100}$ du liquide et des impuretés solubles que celui-ci contenait et il n'en renfermera plus lui-même que les $\frac{5}{100}$ ou 0,05 de sa teneur primitive.

Si l'on remet 95^{cc} d'eau pure et qu'on agite bien, de manière à être moralement certain de l'homogénéité du liquide, on pourra faire une 2^e *décantation* ou *filtration* jusqu'à ne plus conserver que 5^{cc}; dans ces conditions, le précipité ne conservera plus que $\frac{5}{100}$ de $\frac{5}{100}$ ou 0,0025 de l'impureté primitive. Une 3^e opération, dans les mêmes conditions, donnerait un précipité qui ne contiendrait plus que 0,000125, et par une 4^e on n'aurait plus que 0,00000625. Ces chiffres sont théoriques; certains précipités, en effet, retiennent les sels solubles et l'homogénéité, dont il a été question, ne peut toujours être obtenue.

tout le filtre avec de l'eau pure; une petite fontaine de compression (fig. 213), qu'on désigne sous le nom de *pissette*, sert

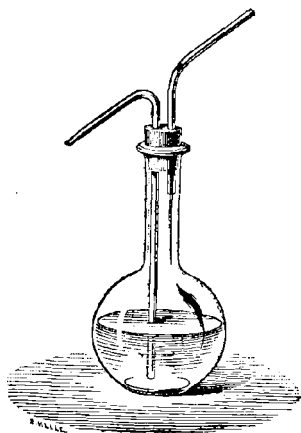


Fig. 213.

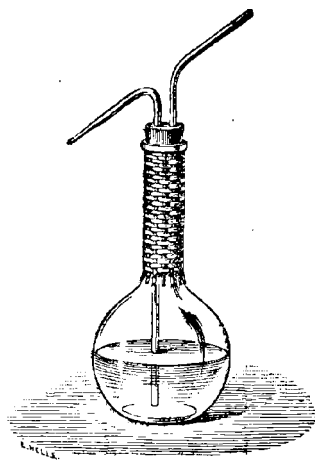


Fig. 214.

très bien pour cet usage. Sous le jet d'eau qu'elle lance, le précipité se détache du filtre et se rassemble vers le fond. On peut accélérer encore le lavage en se servant d'eau chaude, à l'aide d'une pissette dont le goulot est muni d'une menotte spéciale ou d'une garniture de ficelle ou d'osier bien serrée (fig. 214).

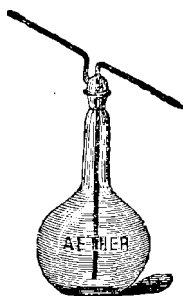


Fig. 215.

La pissette a parfois un bouchon de verre soufflé et fermant à l'émeri; on se sert souvent de pissettes de ce genre pour les lavages à l'éther, etc. (fig. 215).

La manière de se servir de la pissette est indiquée par la fig. 216; on lance d'abord l'eau sur le bord supérieur du filtre et l'on ramène ainsi le pré-

cipité en suspension dans le liquide. L'eau de lavage s'étant écoulee, on répète la même opération, à plusieurs reprises.

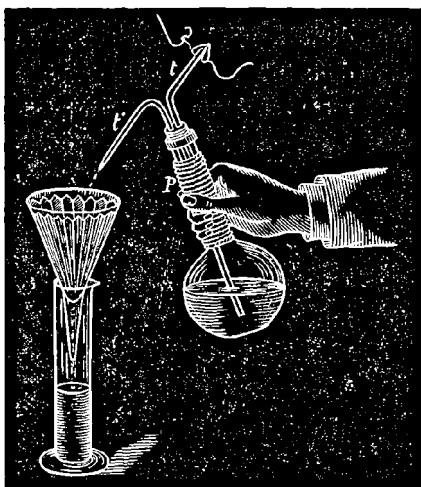


Fig. 216.

On opère par lavages distincts, c'est-à-dire en n'ajoutant pas de nouvelle eau sur le filtre, tant que la précédente n'en est point encore égouttée et l'on continue aussi longtemps que le liquide qui traverse l'entonnoir enlève des matières solubles. On peut facilement constater ce point, en prélevant une goutte de cette

eau et en la faisant évaporer sur une plaque de platine, ou une plaque de verre, pour vérifier si elle ne laisse aucun résidu à l'évaporation.

Cette manière de laver, par fractionnement, est très rapide et fort à conseiller tant pour la décantation que pour la filtration. Il est, cependant, quelques cas où l'on ne peut agir de la sorte, par exemple, si l'on a à craindre qu'en laissant égoutter tout le liquide du filtre, le résidu de celui-ci ne vienne à se concréter, se fendiller et à rendre impossible un lavage complet (ex. : hydroxyde d'alumine). Il faut alors, au lieu de lavages successifs et fractionnés, alimenter le filtre d'une manière continue. Pour que l'opérateur ne soit pas astreint à sur-

veiller constamment la filtration, on emploiera avec avantage la disposition (fig. 217). L'eau de lavage est renfermée dans un

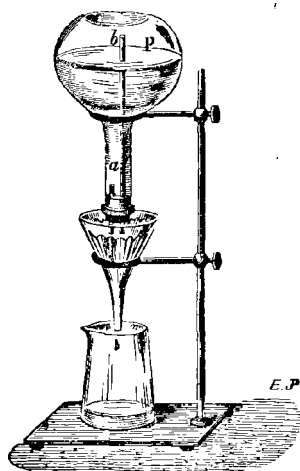


Fig. 217.

ballon supérieur P renversé, dont la tubulure est munie de deux tubes : l'un *a*, légèrement recourbé à son extrémité; l'autre *b*, partant du fond du ballon et descendant jusqu'à 2 $\frac{m}{m}$ environ au-dessus de l'orifice inférieur de *a*. L'écoulement de l'eau du ballon dans le filtre est réglé par la rentrée de l'air dans le ballon et cette rentrée d'air s'opère dès que le niveau du liquide, dans l'entonnoir, descend en dessous de l'orifice inférieur de *b* taillé en biseau. Ces deux tubes peu-

vent se remplacer par un seul tube spécial, tube de Berzélius, muni de deux embranchements recourbés. Il va sans dire que le débit du tube *a*, qui amène l'eau dans le filtre, doit pouvoir suffire et être plus grand que le débit même du filtre, sinon celui-ci finirait par se vider.

On pourrait aussi utiliser dans le même but un flacon de Mariotte, disposé à un niveau convenable.

La filtration à travers le papier ne se fait que si le liquide mouille le papier : un mélange d'eau et d'huile placé sur un filtre mouillé d'eau ne laisse passer que l'eau, et si le filtre a été préalablement huilé, il ne laisse passer que l'huile. Cette propriété peut être utilisée pour la séparation de ces liquides mélangés.

e) et f) Évaporation et dessiccation.

L'*évaporation* a pour but d'éliminer d'une substance fixe les corps liquides volatils qui s'y trouvent mélangés, sans s'inquiéter de recueillir la partie évaporée. Elle est ainsi bien différente de la *distillation*, où l'on doit aussi volatiliser le liquide, mais en condenser ensuite les vapeurs pour l'obtenir séparé des matières fixes qui s'y trouvaient d'abord : dans l'évaporation, c'est l'obtention de la matière solide que l'on a en vue.

La *dessiccation* a également pour but d'enlever à une substance les dernières traces d'un liquide volatil dont elle est imprégnée; on a aussi en vue l'obtention de la matière solide comme dans l'*évaporation*. Dans l'une et l'autre de ces opérations, tous les soins doivent être pris pour ne point altérer la matière que l'on veut obtenir et pour ne point en perdre. Dans l'évaporation, la transformation du liquide en vapeur se fait, en général, lentement par la surface et sans aucun mouvement dans la masse : c'est là le caractère spécial de l'*évaporation lente*. La production de vapeurs peut aussi être rapide et se faire dans toute la masse; le liquide est agité par les bulles qui se dégagent : il y a *ébullition*; c'est la vaporisation que nous retrouverons aussi dans la distillation et que nous n'utilisons que rarement pour l'évaporation.

L'évaporation pourra s'effectuer dans des circonstances bien différentes; ainsi, nous pouvons avoir :

- 1^o l'évaporation spontanée à l'air;
- 2^o l'évaporation, sous l'influence d'un courant d'air forcé, d'un liquide à la température ordinaire ou d'un liquide chauffé;

3° l'évaporation en vase ouvert, par l'action d'une source de chaleur : chauffage à feu nu, chauffage au bain de sable, chauffage au bain-marie et chauffage à la vapeur ;

4° enfin, l'évaporation en vase fermé, sous l'influence du vide obtenu par une pompe ou par la condensation des vapeurs.

Il y a lieu de surveiller de bien près l'opération quand on chauffe à feu nu et d'une manière relativement rapide : les vases seront à peine remplis aux deux tiers et on évitera une ébullition tumultueuse, qui occasionnerait des pertes par projection. Plus généralement on chauffera, au *bain de sable* ou au *bain-marie*, que nous avons étudiés page 114.

Les vases employés pour l'évaporation présentent, en général, une grande surface et peu de profondeur. Ce sont : les *bassines*, les *capsules*, les *verres de Berlin* de forme basse (fig. 218), les *verres de montre*, les *crystallisoirs*, les *terrines*, puis parfois les *cornues* et les *ballons*.

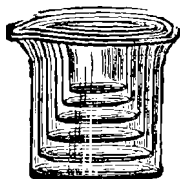


Fig. 218.



Fig. 219.

Les bassines sont des vases de métal nu ou de métal émaillé munis ou non de menottes (fig. 219). Les capsules sont de métal ou de porcelaine; il y en a aussi de verre, mais elles sont fort fragiles au feu, à moins d'être fort minces et d'épaisseur bien régulière.

Les capsules de porcelaine et celles de verre se chauffent parfois en les posant sur une toile métallique en dessous de laquelle se trouve le bec Bunsen, dont la chaleur se répartit ainsi plus régulièrement. Le plus souvent, cependant, elles se chauffent comme les verres de montre, les verres de Berlin, etc., au bain de sable ou au bain-marie.

On peut recouvrir le vase d'une espèce d'entonnoir spécial à rebord (fig. 220). Cette disposition garantit de la poussière et ne permet pas la rentrée de l'eau condensée dans le liquide qui s'évapore.

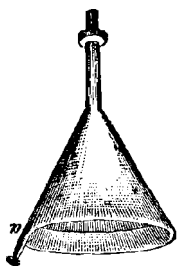


Fig. 220.



Fig. 221.

Les cristallisoirs (fig. 221) et les terrines sont de verre, de porcelaine ou de terre cuite; ces vases sont uniquement employés à froid, pour l'évaporation spontanée. On expose à l'air ou à un courant d'air forcé ces vases remplis de la solution qu'il s'agit d'évaporer. L'opération marche d'autant plus vite que l'air est plus sec, plus chaud et qu'il se renouvelle plus rapidement. Pour éviter les poussières, on recouvrira les vases d'une feuille de papier à filtrer.

Le renouvellement de l'air est aussi employé dans d'autres conditions, par exemple, dans l'étuve de Hervé-Mangon (fig. 222). Un courant d'air, obtenu par un aspirateur, est des-

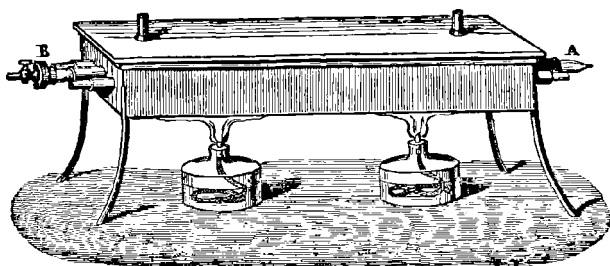


Fig. 222.

séché en passant à travers un corps avide d'humidité, de l'acide sulfurique concentré, par exemple. L'air sec passe d'a-

bord dans les tubes latéraux, s'y chauffe, puis revient par le tube central où se trouve, dans une nacelle, la substance à évaporer ou à dessécher. Ces trois tubes sont chauffés dans un bain-marie contenant de l'eau ou une solution saline dont le point d'ébullition est supérieur à cent degrés (voir page 145).

Les cornues et les ballons sont surtout utilisés quand, outre le résidu, on veut recueillir le liquide évaporé : c'est-à-dire qu'on fait à la fois une évaporation et une distillation. Parfois l'évaporation est facilitée au moyen du vide, soit dans le but de ne pas appliquer une aussi haute température au liquide qu'il s'agit de traiter, soit pour ne pas le laisser en contact avec l'air ; on utilisera aussi, dans ce cas, les ballons et les cornues que l'on fait communiquer aux appareils de condensation et de vide, comme pour la distillation.

On emploie aussi parfois les ballons ouverts, qu'on maintient inclinés, quand, pendant l'évaporation, il se dégage des bulles de gaz assez abondantes pour faire craindre des pertes.

Le choix de ces appareils se fera en tenant compte des actions chimiques que les liquides peuvent avoir sur la matière dont ces vases sont formés et du but spécial que l'on a en vue. On n'oubliera point, pour les recherches exactes, que le verre est attaqué, d'une manière sensible à la balance, même par l'eau distillée.

L'opération sera d'ailleurs conduite avec soin, de manière à éviter toute projection de matière, soit par une ébullition trop rapide, soit par l'agitation qui est souvent nécessaire pour briser les croûtes et les pellicules qui retardent l'opération, etc.

Pour l'évaporation à *siccité*, on devra, dès que la masse

devient pâteuse, remuer avec précaution et constamment, régler l'action de la chaleur en employant le bain-marie ou le bain de sable. etc., suivant la température que la substance peut supporter sans se décomposer.

Quand on a une grande quantité de liquide à évaporer, on devra commencer l'opération dans de grands vases, puis, quand elle touche à sa fin, transvaser la liqueur concentrée dans une petite capsule de platine ou de porcelaine, etc., dans laquelle elle sera achevée. C'est ainsi, notamment, que l'on doit opérer s'il s'agit de peser le résidu et, dans ce cas, les plus grandes précautions doivent être prises pour que le transvasement n'amène aucune perte.

Examinons maintenant ce qui a rapport à la *dessication*, dont le but est de débarrasser un corps de toute trace de liquide volatil qu'il pourrait contenir.

Nous ne nous occuperons pas en ce moment de la dessication des gaz qui sera étudiée ultérieurement.

Si la substance peut, sans inconvénient, subir une température plus ou moins élevée, on pourra la chauffer directement à l'air ou bien employer des appareils dans lesquels la chaleur est réglée.



Fig. 223.

On se servira par exemple des bains-marie. La figure 223 représente un de ces bains, adapté spécialement à la dessication des précipités dans les filtres. La dessication de ces filtres se fait aussi très bien en les disposant sur des supports dans un courant d'air chaud, ou en se servant des *étuves*, avec ou sans régulateur, de Gay-Lussac ou de celles à air, que nous avons étudiées pages 116 et 117.

On emploie aussi parfois, quand on ne doit pas dépasser

une certaine température, des étuves spéciales (fig. 224), garnies extérieurement de feutre et chauffées par un bec à gaz

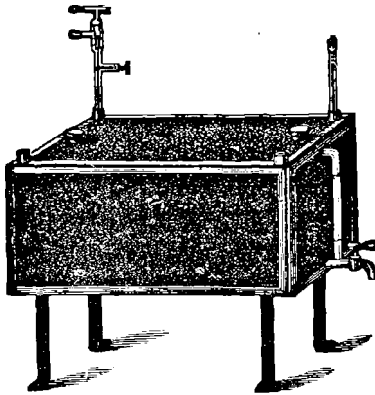


Fig. 224.

réglé par un thermo-régulateur Reichhardt, figuré dans le coin supérieur gauche du dessin ci-contre.

Les étuves coniques (fig. 225), qui servent pour la filtration à chaud sont parfois aussi utilisées dans le même but.

Le disque-dessicateur (fig. 226), que nous

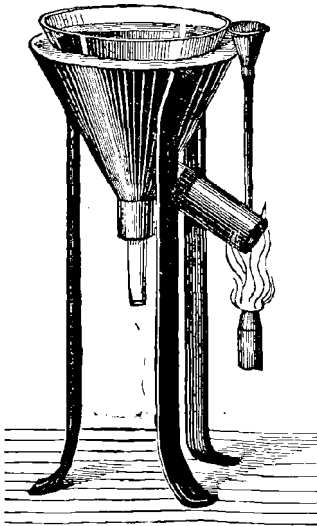


Fig. 225.

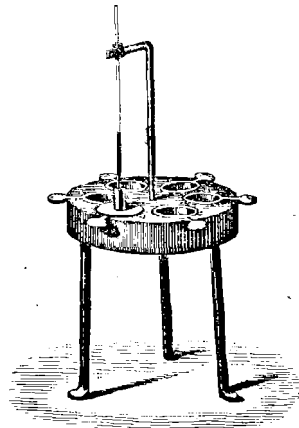


Fig. 226.

avons décrit p. 114, peut aussi rendre de bons services dans la dessiccation.

On pourra enfin arriver au but en employant divers autres appareils, basés sur ce principe : de l'air confiné en contact avec une matière fortement hygroscopique (acide sulfurique concentré, chlorure de calcium fondu, etc.), se dessèche rapidement, et un corps humide placé dans cet air sec, tendant à le saturer d'humidité, y perd vite son eau. On peut ainsi opérer, à la température ordinaire, sous la cloche d'une machine pneumatique, sous une cloche tubulée mise en rapport avec un aspirateur ou bien dans un *exsiccateur*. Dans ces appareils, on pose la matière à dessécher sur un support au-dessus d'une substance hygroscopique.

Les exsiccateurs ont le plus souvent des fermetures rodées à l'émeri (fig. 227); la corbeille en toile perforée, posée

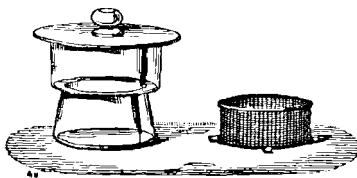


Fig. 227.

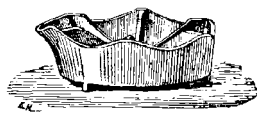


Fig. 228.

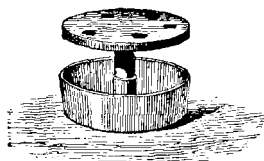


Fig. 229.

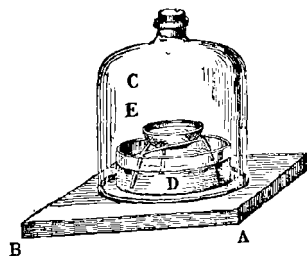


Fig. 230.

à la droite de la figure, se place après que le fond de l'appareil a été garni de chlorure de calcium et elle sert de support pour l'objet à dessécher, que l'on met dans une capsule, sur un verre de montre, etc. Parfois une rainure, pratiquée dans une pierre A B (fig. 230), est remplie de mercure; cette fermeture hydraulique reçoit les bords d'une cloche sous laquelle se trouve un réservoir D, contenant la matière hygroscopique et un support pour le vase E, tenant la substance à dessécher. Les fig. 228 et 229 représentent des vases destinés à contenir l'acide sulfurique concentré à mettre sous la cloche.

Si la dessiccation doit se faire à l'abri de l'oxygène, on pourra opérer dans un courant d'anhydride carbonique, d'azote, etc., desséché préalablement. Nous verrons plus loin, en parlant des opérations pneumatiques, les appareils que réclame la dessiccation des gaz.

g) *Distillation.*

La *distillation* a pour but la séparation d'un liquide volatil d'une ou de plusieurs autres substances qui sont fixes ou dont la température d'ébullition est plus basse.

On dit qu'il y a *distillation simple* quand, d'un mélange de matières fixes avec un liquide volatil, on veut obtenir ce dernier, tel quel, sans chercher à séparer les divers composants qu'il peut renfermer.

Si, au contraire, on a affaire à des mélanges de liquides et que l'on veuille séparer ces liquides, miscibles ou non, et ayant des points d'ébullition différents, on peut avoir recours

à la *distillation par entraînement* ou à la *distillation fractionnée*, qui, l'une et l'autre, ont pour objet l'obtention et la séparation de ces liquides volatils.

La *distillation sèche* n'est qu'une calcination opérée dans un appareil distillatoire permettant de recueillir les produits pyrogénés que la décomposition par voie sèche peut engendrer. Nous l'avons étudiée déjà page 133.

La **distillation simple** est une opération que le chimiste exécute souvent; elle réclame du soin et une surveillance attentive.

Dans toute distillation, le liquide à distiller doit être d'abord transformé en vapeur dans ce qu'on appelle le *générateur* de vapeur; celle-ci ainsi produite peut être condensée *partiellement*, en passant par des appareils *analyseurs*, *déphlegmateurs* ou *rectificateurs*; ou condensée *complètement*, en passant dans le *condenseur* où elle est transformée en un liquide que l'on recueille dans un *réceptif*.

On comprend que les appareils distillatoires varieront de forme et de dimension, d'après le plus ou le moins de volatilité des liquides, d'après le degré de température qu'ils peuvent subir sans inconvénient et d'après les quantités à distiller. Le chauffage se fera d'ailleurs à feu nu, au bain de sable, au bain d'huile, ou au bain-marie, suivant les cas. Nous avons vu, page 116, que l'on peut élever la température du bain-marie en y mettant des solutions salines au lieu d'eau.

D'autre part, le refroidissement à l'air seul peut suffire, dans certains cas, pour la condensation; mais, le plus souvent, pour qu'elle soit complète, il sera nécessaire de refroidir le condenseur, soit en l'arrosant d'eau, soit en le main-

tenant dans l'eau froide, dans la glace, ou dans un mélange frigorifique (1).

Parmi les appareils distillatoires les plus communément en usage, citons les *alambics*, les *cornues*, les *matras*, les *ballons simples* ou *tubulés*, les *tubes-cornues*, puis les *appareils réfrigérants*, *condenseurs de Liebig*, *serpentins*, *allonges*, *réceptifs*, *tubes en U*, etc.

L'*alambic* est un appareil, de dimension relativement grande, que les chimistes emploient beaucoup, surtout pour obtenir l'eau distillée. Il sert aussi, dans les laboratoires comme dans l'industrie, pour la distillation des huiles essentielles, des alcools, etc.

(1) Voici la composition des mélanges réfrigérants le plus ordinairement employés :

	Nombre de parties.	Nombre de degrés dont la température s'abaisse.
<i>Eau et sels.</i>		
Nitrate d'ammoniaque, en poudre	1	} 26
Eau	1	
Nitrate d'ammoniaque, en poudre	1	} 29
Carbonate de sodium cristallisé, en poudre	1	
Eau	1	
<i>Glace et sels.</i>		
Glace pilée	1	} 17
Sel marin, en poudre	1	
Glace pilée	2	} 20
Sel marin pulvérisé	1	
Glace pilée	3	
Chlorure de calcium hydraté pulvérisé	4	} 48
<i>Acides et sels.</i>		
Sulfate de sodium cristallisé, en poudre	8	} 27
Acide chlorhydrique ordinaire	5	

Cet appareil est composé de trois parties : la *chaudière* ou *cucurbite* (fig. 231), qui est le générateur de vapeur : c'est un vase de cuivre rouge où l'on met la matière à distiller et

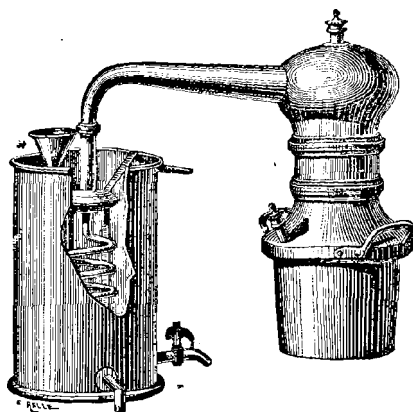


Fig. 231.

que l'on place sur un fourneau en maçonnerie. Le *chapiteau*, formant couvercle de la cucurbite, est prolongé en un tuyau, *col* ou *bec*, qui conduit la vapeur au *serpentin*, tuyau d'étain, contourné en hélice et traversant l'eau du *réfrigérant*. Cette eau arrive par l'entonnoir, figuré au haut du réfrigérant; la douille descend jusq'au fond et l'eau arrive ainsi au bas de l'appareil, s'échauffe au contact du serpentín et, devenue ainsi plus légère, tend à monter vers la surface et s'échappe enfin par le tuyau du trop-plein. Un robinet placé au bas du réfrigérant permet de le vider complètement.

Cet appareil a subi bien des modifications de forme. La figure 232 montre la disposition de la cucurbite pour la *distillation au bain-marie*, quand on a à craindre que le chauffage à feu nu produise, avec les matières à distiller, des com-

posés empyreumatiques qui altèreraient le goût ou l'odeur du produit distillé.

L'alimentation de la cucurbite est parfois faite par du liquide sortant du trop plein du réfrigérant, ce qui produit une économie de combustible; il suffira pour cela de relier ce trop plein à un tuyau muni d'un robinet et communiquant avec la cucurbite.



Fig. 232.

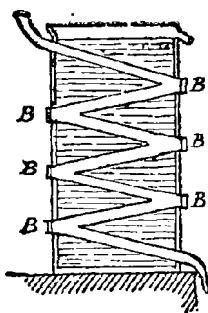


Fig. 233.

C'est surtout le serpentin qui, dans cet appareil, laisse à désirer quand on a à distiller successivement des produits de nature différente. Le nettoyage de cette partie est très difficile, pour ne pas dire impossible; aussi, lui a-t-on donné la forme en zigzag (fig. 233), dont les angles sont munis de bouchons vissés, B, qui permettent un lavage énergique et complet; cette disposition a l'inconvénient de diminuer la surface condensante. Avec le serpentin ordinaire, le nettoyage le plus commode se fait en laissant passer pendant quelque temps de la vapeur d'eau dans le serpentin non refroidi.

Nous avons installé à notre laboratoire la disposition (fig. 234), qui est très recommandable pour la condensation. Quatre cylindres de cuivre rouge sont emboîtés concentriquement l'un dans l'autre et laissent entre eux trois intervalles de cinq millimètres d'épaisseur. L'intervalle entre les cylindres

2 et 3 reçoit, au-dessus, la vapeur en V par le tuyau 2, qui l'amène dans un bourrelet ou tore, pour la distribuer sur tout

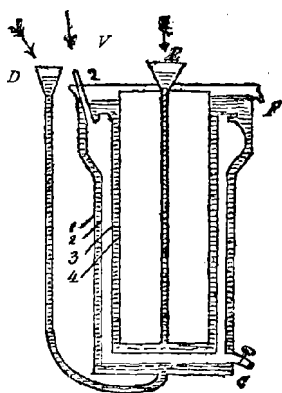


Fig. 234.

le pourtour du cylindre, où elle descend entre les parois qui sont étamées. Celles-ci étant froides, la condensation se fait rapidement; le liquide condensé s'écoule par le robinet C, qui est vissé sur le cylindre 2 à travers le cylindre extérieur. L'intervalle entre le cylindre 1 extérieur et le cylindre 2 reçoit par le bas de l'eau froide, qui pénètre par l'entonnoir D, dessiné au haut, à gauche de la figure, tandis que l'intervalle

entre le cylindre 3 et le cylindre intérieur 4 reçoit, de même, de l'eau arrivant par l'entonnoir E. L'arrivée de l'eau de réfrigération est réglée par des robinets, de manière à maintenir bien froid la moitié inférieure du réfrigérant; après avoir agi, cette eau s'écoule chaude par le trop plein F.

Cet appareil de condensation a l'avantage de pouvoir se démonter complètement et est très facile à nettoyer à fond, quand cela est nécessaire; les parois de l'intervalle 2 et 3 sont d'ailleurs étamées avec soin. Un appareil de ce genre, bien alimenté d'eau froide, peut condenser des quantités considérables de vapeur.

Outre ces grands alambics, il y en a d'autres de dimension beaucoup plus petite; il y a aussi de petits alambics en verre que l'on utilise pour les essais de vin. Parfois, la cucurbite, le dôme et le col sont réunis pour ne former

qu'un seul petit appareil de verre (fig. 235), l'un des plus anciens de nos laboratoires.

Les joints entre les différentes parties de ces alambics ne sont pas en général très étanches et il est nécessaire d'y appliquer du *lut*, comme nous le verrons à la fin de ce chapitre.

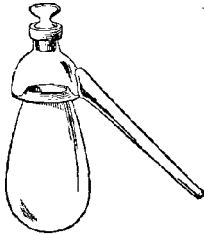


Fig. 235.

La *cornue* est d'un usage général pour la distillation. On distingue trois parties dans cet appareil : la *panse* ou le *ventre*, le *dôme* ou partie supérieure recourbée et le *col*. La cornue peut être *simple* (fig. 236) ; elle est

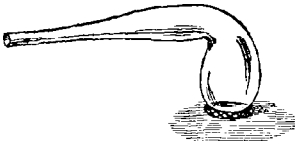


Fig. 236.

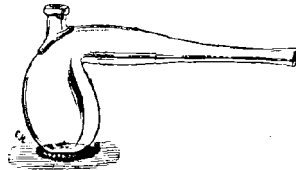


Fig. 237.

dite *tubulée* (fig. 237), quand le dôme est muni d'une tubulure qui peut recevoir un thermomètre, un tube de sûreté, etc. Cette tubulure permet aussi d'introduire le liquide à distiller sans salir les parois du col, sans démonter l'appareil et même sans interrompre l'opération.

Les cornues sont de *verre*, de *terre cuite*, de *grès*, de *fer*, de *fonte*, de *plomb*, de *platine*, etc.

La cornue de verre est la plus employée. Le verre de la panse doit être d'épaisseur faible et bien régulière, sans présenter de pierres ou nœuds mal vitrifiés, qui font éclater l'appareil dès la première application de la chaleur.

L'introduction des matières solides dans la cornue non

tubulée se fait aisément, en mettant la substance réduite en poudre sur un cartonnet qu'on plie et qu'on tient de la



Fig. 238.

main droite, tandis que de la main gauche on forme une espèce d'entonnoir à l'extrémité du goulot, ainsi que le représente la figure 238.

Quand la cornue n'est pas tubulée, l'introduction du liquide à distiller devra se faire au moyen d'un entonnoir à longue douille recourbée ou non (fig. 239). La dernière goutte de liquide reste attachée à l'extrémité de la douille et pour retirer proprement l'entonnoir, sans salir le col,



Fig. 239.

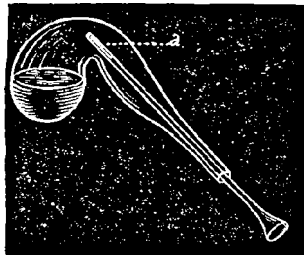


Fig. 240.

on inclinera (fig. 240) de manière à faire rentrer cette goutte dans le tube qu'on retirera ensuite avec précaution.

Chimie 13

Si la température nécessaire à l'opération doit approcher de celle du ramollissement du verre, on pourra encore utiliser la cornue de verre en prenant la précaution de la recouvrir préalablement d'un enduit réfractaire, qu'on applique comme suit : de l'argile plastique, délayée dans de l'eau jusqu'à former une bouillie claire, est additionnée d'un peu de bourre ou poil de vache ; l'on en étend une couche régulière sur la panse et le dôme de la cornue. Cette première couche étant sèche, on en applique une seconde, puis une troisième, de manière à en avoir une épaisseur de 5 à 6 millimètres. La dessiccation de ces couches doit se faire avec lenteur, sinon l'enduit se crevasse et se détache.

Les cornues de terre, de grès et de porcelaine sont employées quand la température exigée est considérable, ce qui est ordinairement le cas pour les distillations sèches. Les cornues de terre sont un peu perméables au gaz ; celles de grès ne le sont pas ; les cornues de porcelaine ont le grand inconvénient de coûter cher et demandent d'être échauffées et refroidies avec soin et bien graduellement.

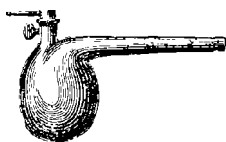


Fig. 241.

Les cornues de fer (fig. 241), servent surtout à la distillation du mercure ; celles de fonte sont souvent formées de deux pièces (fig. 242 et 243) ; le joint est luté à l'argile ou au plâtre.

Les cornues de plomb sont souvent formées de deux pièces placées à frottement doux ou lutées à l'argile ; elles doivent être chauffées avec beaucoup de précaution et elles servent exclusivement pour l'acide fluorhydrique, que l'on reçoit dans l'eau d'un condenseur-récipient (fig. 244), également de plomb. Ce condenseur est immergé dans une terrine d'eau froide.

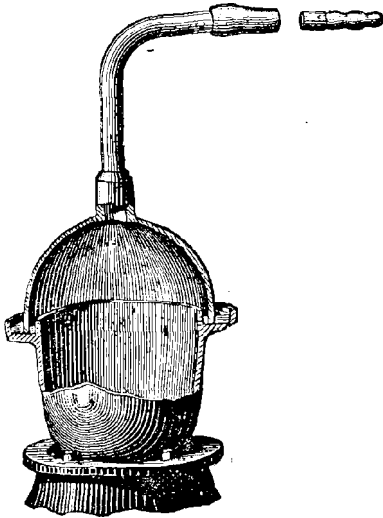


Fig. 242.

Les *tubes-cornues* sont de simples tubes d'un diamètre plus ou moins gros, recourbés et scellés à une extrémité. Ils sont d'un usage fort commode quand on n'a à opérer que sur de



Fig. 243.

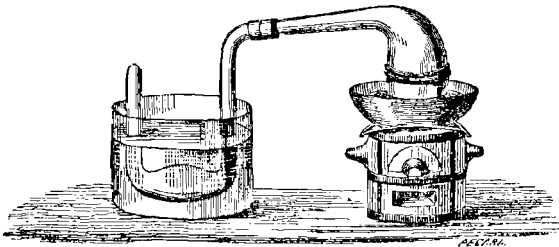


Fig. 244.

petites quantités ; le chimiste les confectionne habituellement lui-même au moment de les employer. La condensation peut se faire en y adaptant un petit tube à réaction ou un tube recourbé.

On peut obtenir, à l'aide d'un tube de verre recourbé plusieurs fois sur lui-même en zigzag, un bon appareil com-

plet de distillation. La matière est introduite dans le premier coude; d'un côté, le tube est muni d'un bouchon; on chauffe et la condensation s'opère dans les branches suivantes du zigzag. On peut même redistiller le produit en le faisant passer du troisième coude dans le cinquième sous l'influence de la chaleur.

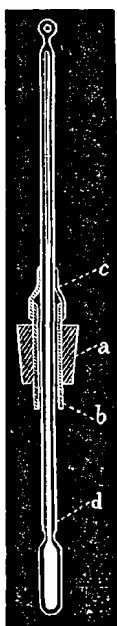


Fig. 245.

Ce petit appareil peut aussi servir pour opérer la distillation à l'abri de l'oxygène de l'air, dans un courant d'hydrogène, d'azote, etc. On met alors le tube en communication avec un appareil qui produit ce courant. Le phosphore, par exemple, distille très bien dans ces conditions.

Les *ballons* (voir fig. 173) et les *matras*, servent aussi fort souvent dans la distillation. Le goulot est muni d'un bouchon avec tube de dégagement pour les vapeurs. On peut aussi employer le ballon tubulé (voir fig. 262), dont la tubulure sera reliée au condenseur.

Souvent on désire constater la température du liquide bouillant ou de la vapeur qui s'en dégage; le bouchon, dont est muni le goulot, devra alors être percé d'une seconde ouverture pour livrer passage à un thermomètre. Le placement de celui-ci demande quelques précautions pour éviter les inconvénients qui résultent du durcissement du liège, durcissement qui est tel, parfois, que l'on ne peut plus ni enfoncer ni relever le thermomètre sans risquer de le casser. Aussi recommandons-nous de placer d'abord dans le bouchon *a* (fig. 245) un bout de tube de verre *b*, le dépassant de cinq centimètres environ et assez large pour permettre l'introduction du thermomètre *d*, que l'on y fixe par un bout de tuyau de caoutchouc, *c*.

Faisons aussi remarquer que quand la colonne mercu-
rielle n'est pas complètement plongée dans la vapeur, la tem-
pérature indiquée n'est pas tout à fait correcte.

La *condensation des vapeurs* produites dans les divers géné-
rateurs que nous venons de passer en revue, se fera avec des
appareils plus ou moins parfaits, selon la volatilité du liquide
à condenser. Avec les cornues, la condensation se fait parfois
déjà sur le dôme et elle peut s'achever dans le col; on doit pour
cette raison, donner à ce col une inclinaison convenable,
pour que le liquide, condensé sur les parois, ne rétrograde
point dans la panse de l'appareil. Le plus souvent, on y adapte
un récipient à long col (fig. 246), muni ou non d'une tubu-
lure (fig. 247), que l'on peut refroidir en le mouillant d'eau

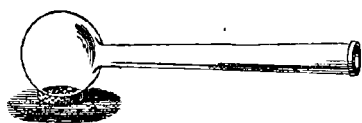


Fig. 246.

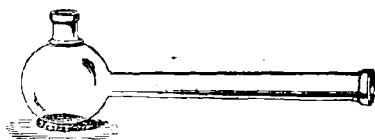


Fig. 247.

froide. On a alors un appareil complet, représenté par la
figure 248. Si les vapeurs ne sont pas encore complètement
condensées, on adaptera un tube plus ou moins long à la tu-
bulure du récipient, ou bien l'on refroidira par un des
moyens indiqués plus loin. On pourra encore augmenter
la surface refroidissante de cet appareil en intercalant une
allonge de verre droite (fig. 249) ou courbe (fig. 250), entre
le col de la cornue et le récipient.

D'autres fois, on pourra employer comme condenseurs
des tubes en U, simples ou tubulés (fig. 251 et 252), plongés ou
non, dans des mélanges réfrigérants (fig. 253), ou bien encore
un serpentín de verre (fig. 254), plongé dans l'eau froide d'un
réfrigérant alimenté par la tubulure B, A étant le trop plein.

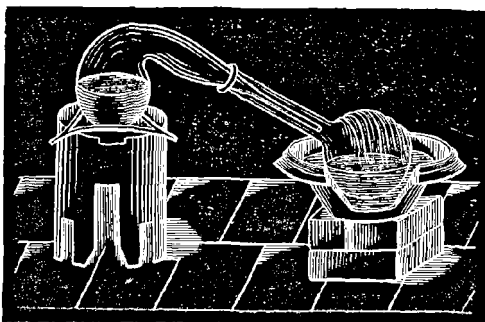


Fig. 248.



Fig. 249. Fig. 250.

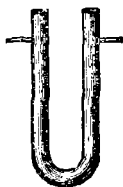


Fig. 251.

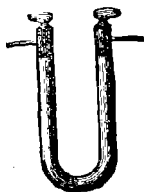


Fig. 252.

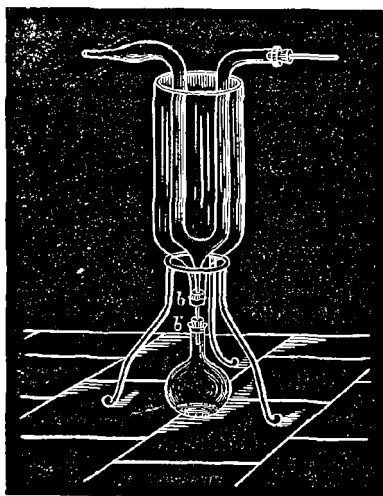


Fig. 253.

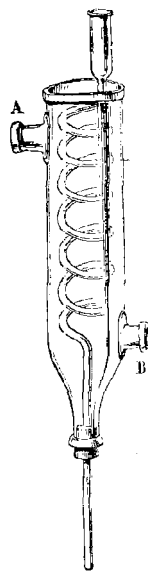


Fig. 254.

Enfin, l'appareil le plus commode et le plus convenable quand on distille des substances fort volatiles, est le *condenseur*

de Liebig (fig. 255) : il est formé d'un tube par lequel passe la vapeur et qui, maintenu incliné, traverse l'intérieur d'un tube réfrigérant plus large, de verre ou de métal (fig. 256). L'eau froide arrive par l'ajutage du bas, puis, échauffée au contact du tube de vapeur, elle monte et s'écoule par le tube de trop

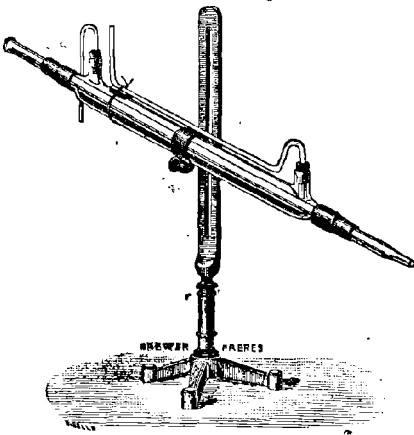


Fig. 255.

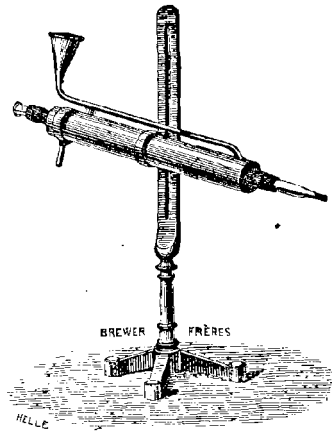


Fig. 256.

plein. La fig. 257 montre un appareil de distillation avec condenseur de Liebig alimenté d'eau par un flacon de Mariotte.

Quand on a plusieurs distillations à faire à la fois, comme c'est souvent le cas dans les laboratoires d'analyse, on peut faire passer les divers tubes condenseurs dans un réservoir alimenté d'eau froide par le bas.

La distillation est, en général, une opération facile à conduire. On s'attachera à produire une vaporisation régulière et pas trop rapide : le moindre inconvénient d'une ébullition trop vive est de projeter du liquide jusque dans le condenseur de vapeur, de sorte que le produit distillé est impur. C'est aussi pour éviter ce résultat que l'on ne remplira

qu'à moitié l'appareil distillatoire; il faut même le remplir beaucoup moins, si l'on a à craindre du boursoufflement. On a aussi souvent avantage à placer dans la cornue quelques copeaux de platine, quelques morceaux de charbon, de gravier, etc. qui ne soient point attaqués par le liquide dont l'ébullition est ainsi bien régularisée.

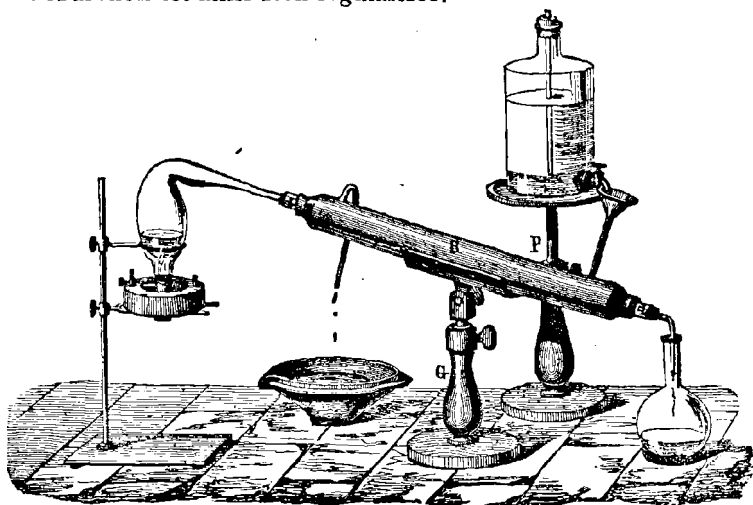


Fig. 257.

D'autre part, le condenseur sera toujours alimenté d'une quantité suffisante d'eau froide. Si le liquide est fort volatil, le récipient lui-même devra être maintenu dans de la glace ou dans un mélange réfrigérant.

Dans certains cas, on facilitera la vaporisation en abaissant le point d'ébullition sous l'influence du vide. Pour cela, il suffira de fixer l'extrémité du condenseur C, à un récipient bitubulé B (fig. 258), mis lui-même en communication en R avec l'appareil à faire le vide. A la seconde tubulure R' est adapté le goulot d'un flacon où se réunit le liquide distillé;

le robinet R'' sert pour laisser rentrer l'air quand on veut faire cesser le vide. Celui-ci, d'ailleurs, est assez bien maintenu par la seule condensation des vapeurs à mesure de leur production, si l'appareil ne communique pas avec l'atmosphère.

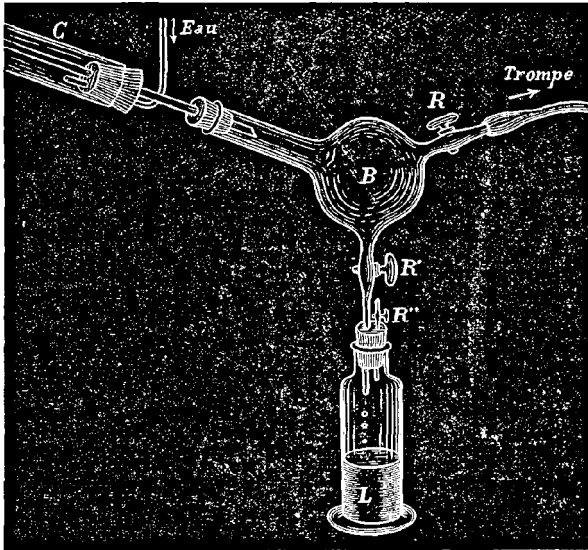


Fig. 158.

La distillation de certains liquides demande des soins particuliers ; tel est le cas pour l'acide sulfurique, par exemple, dont l'ébullition est souvent saccadée et dont les soubresauts peuvent amener la rupture de l'appareil. Pour ce liquide, on pourra obtenir une ébullition régulière si l'on prend soin, comme nous l'avons vu, de mettre dans la cornue, alors que le liquide est encore froid, du fil ou des copeaux de platine, ou des fragments de verre ou de porcelaine ; ou bien encore en ne chauffant la cornue que par le pourtour (fig. 259), au

moyen d'une grille spéciale à charbon ou à l'aide d'une lampe à gaz disposée dans ce but.

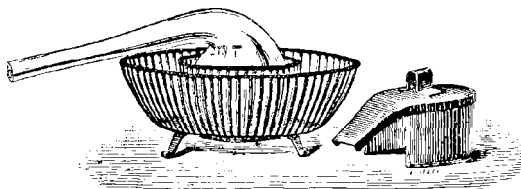


Fig. 259.

Un autre cas tout particulier est la distillation à *reflux*; au lieu d'obtenir, à part, le liquide provenant de la condensation des vapeurs, l'appareil condenseur est adapté de telle façon que ce liquide reflue dans le générateur; par exemple, en utilisant un ballon surmonté d'un serpentín refroidi comme celui de la fig. 254. A parler juste, ce n'est point là une distillation, mais plutôt une réaction que l'on veut continuer malgré la volatilité du réactif; car, par suite de la température, celui-ci déserte le champ de l'action, en se volatilisant. Si la condensation ne se fait que partiellement, la distillation à reflux est une véritable séparation, que l'on utilise dans la distillation fractionnée.

La **distillation par entraînement** est surtout employée pour la séparation de liquides mélangés, non miscibles l'un à l'autre. Dans cette opération, on utilise la propriété, que possède un courant de vapeur d'eau, d'entraîner avec lui des proportions notables de substances dont le point d'ébullition peut même dépasser 200°, (ainsi de la toluidine (198°), de la naphthaline (218°), du phosphore (290°), etc.). La quantité de ces vapeurs entraînées est d'autant plus forte que la température de la vapeur d'eau sera plus élevée. Il y aura donc lieu d'employer dans ce but, aussi bien dans le laboratoire que

dans l'industrie, de la vapeur surchauffée plutôt que de la vapeur sous haute pression.

Quand des liquides mélangés sont insolubles les uns dans les autres, le mélange bout à une température inférieure au point d'ébullition du corps le plus volatil et la vapeur mixte est toujours à une température un peu supérieure à celle du point d'ébullition du mélange.

Les appareils, employés pour ce genre de distillation, diffèrent de ceux que nous venons de voir, surtout en ce que la cornue ou le matras, contenant le mélange à distiller, est en communication avec un ballon qui produit de la vapeur; celle-ci après avoir été surchauffée dans un serpentin, placé dans un four ou au-dessus d'un bec Bunsen, vient barboter dans le mélange à distiller. Le générateur de vapeur doit être muni d'un second tube de dégagement pouvant être fermé par une pince agissant sur un tuyau de caoutchouc. Ce second tube de dégagement reste ouvert aussi longtemps que l'on ne fait pas passer la vapeur dans le liquide à distiller; il permet aussi d'interrompre brusquement le passage de celle-ci dans l'appareil distillatoire. Quant à la vapeur mixte, elle est condensée dans un des appareils réfrigérants que nous venons de voir. Quand le produit distillé est solide à

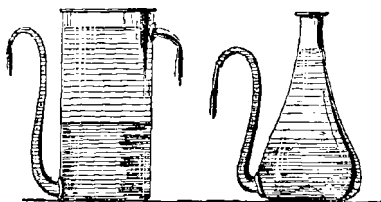


Fig. 260.

la température ordinaire, il importe de régler avec soin celle du condenseur, de manière que le produit condensé ne vienne pas, en se solidifiant, obstruer l'appareil. Les liquides distillés seront reçus dans un récipient florentin dont la figure 260 repré-

sente deux modèles. Ces appareils permettent aux liquides de se séparer par ordre de densités ; quand le récipient est plein du mélange, c'est le liquide le plus dense qui en sort seul, par le tube recourbé, à mesure que du nouveau liquide mixte arrive du condenseur.

La distillation fractionnée s'applique surtout à des mélanges de liquides, dissous l'un dans l'autre, ou miscibles l'un à l'autre. Dans ce cas, les lois de la distillation sont beaucoup plus complexes ; les tensions des vapeurs produites dépendent des proportions des corps en présence et les quantités de vapeurs des divers composants du mélange varient à chaque instant. Dans le cours d'une telle opération, le point d'ébullition s'élève petit à petit, la tension de la vapeur mixte change continuellement, de même que la composition de la liqueur distillée. Cependant, il y a des mélanges limites, qui passent intégralement à la distillation, à une température fixe, de sorte que cette opération, même fractionnée, ne permet pas toujours la séparation des liquides mélangés. En général, le corps le plus volatil domine dans les premières portions distillées et le moins volatil dans les dernières.

Dans la distillation fractionnée, on peut ne condenser que partiellement les vapeurs ; on les *analyse*, comme on dit, pour recueillir à part les produits classés d'après les températures d'ébullition. En redistillant chacun de ces produits de la même façon, on parvient à obtenir des portions de liquide dont le point d'ébullition reste constant et qui sont pures de tout mélange.

Pour faire cette analyse de vapeurs, au lieu de recueillir directement, dans l'appareil de condensation, la vapeur mixte qui se dégage du mélange, on surmonte l'appareil générateur d'une espèce de réfrigérant ascendant, appelé souvent *déphleg-*

mateur, maintenu à température fixe et condensant, à son contact, toutes les vapeurs liquéfiables en dessous de cette température; le liquide qui résulte de cette condensation retombe dans le générateur, tandis que la partie de vapeur qui aura franchi ce déphlegmateur arrive seule au condenseur final; un thermomètre, placé à l'entrée de ce condenseur indiquera la température.

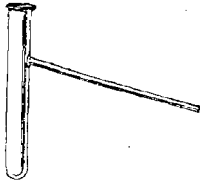


Fig. 261.

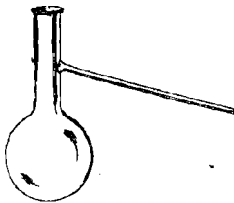


Fig. 262.

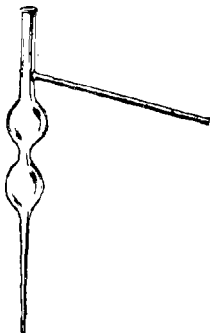


Fig. 263.

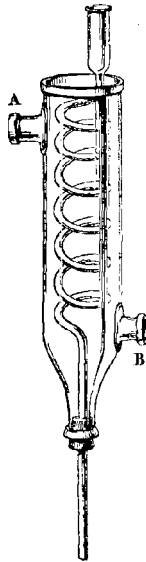


Fig. 264.

Cette analyse peut encore s'obtenir par le lavage méthodique des vapeurs produites dans les liquides provenant d'une condensation partielle, comme cela se fait dans les colonnes de *rectification* employées dans l'industrie.

Les appareils les plus en usage dans la distillation fractionnée sont les *tubes* (fig. 261), surtout les *ballons tubulés* (fig. 262), et parfois les *ballons simples*, surmontés du *tube à boule de Würtz* (fig. 263), du *serpentin déphlegmateur* (fig. 264), qui se fixe au-dessus du bal-

lon et qui est immergé dans un réservoir rempli d'eau à une température de quelques degrés en dessous du point

d'ébullition du liquide le plus volatil. On a aussi d'autres analyseurs plus compliqués : l'appareil à boules de Lebel et

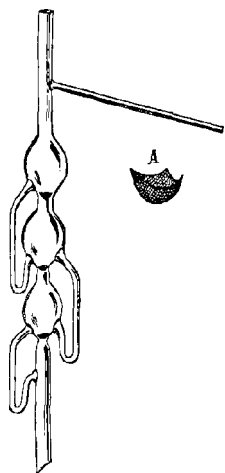


Fig. 265.

Henninger (fig. 265), qui est d'un usage constant dans la distillation fractionnée des produits organiques, celui de Glinsky, etc. Sans vouloir entrer dans de plus grands détails, disons cependant que les indications du thermomètre ont une importance prépondérante, que cet instrument doit être bien gradué et que la boule de celui-ci doit se placer vis-à-vis de l'orifice du tube qui conduit au condenseur. Le thermomètre sera toujours placé dans le bouchon ainsi qu'il a été dit, page 196 (fig. 245).

Luts. Nous indiquerons ici tout ce qui a rapport à l'emploi des luts pour rendre bien hermétiques les joints entre différentes parties d'appareils.

On emploie des luts de diverses espèces : *lut à la farine de lin*, *lut à la chaux et à l'albumine*, *lut à l'argile*, *lut au plâtre*, *lut gras*, *mastic résineux*, etc.

Le lut à la farine de lin est celui que l'on emploie le plus, pour la plupart des joints, tant dans les appareils distillatoires que dans ceux qui servent à la préparation des gaz, etc. Pour obtenir ce lut, on fait une pâte, assez consistante pour ne plus s'attacher aux doigts, en malaxant à froid de la farine de graine de lin avec un peu d'eau. On forme de petits boudins de ce lut, que l'on enfonce dans les fissures qu'il s'agit de boucher ; on en met ensuite une couche peu

épaisse, que l'on dispose régulièrement et proprement ; puis, ayant mouillé le doigt dans l'eau, on polit et on lustre la surface, de manière à boucher tous les interstices qui pourraient exister dans la pâte même.

Le lut à la chaux, quoique plus difficile à faire, est aussi fort souvent employé. On prend du blanc d'œuf qu'on étend de la moitié de son volume d'eau ; on bat ce mélange, puis on y ajoute de la chaux éteinte et tamisée, de manière à faire une bouillie claire et homogène, qu'on étend sur des bandes de papier ou de linge et qu'on applique aux points qu'il s'agit de luter. Ce lut doit être employé aussitôt après avoir été préparé.

Le lut à l'argile est formé d'une pâte d'argile plastique mélangée d'un peu d'eau ; on y ajoute parfois une petite quantité de bourre de vache. Il n'est employé que pour les appareils qui doivent être chauffés fortement.

On peut cependant, pour les opérations de la voie humide, employer aussi un lut à base d'argile plastique. Une bouillie claire faite préalablement de farine de froment et d'eau, à chaud, étant additionnée d'argile plastique et malaxée, donnera une pâte consistante qu'on peut utiliser dans ce but.

Le lut gras est fait d'argile cuite sèche et broyée qu'on malaxe avec de l'huile de lin cuite, et sept à dix pour cent de litharge pour obtenir une pâte bien ductile et liante, qui forme un lut très résistant à l'eau et à la vapeur. On ne doit l'appliquer que sur des surfaces bien sèches.

Le plâtre, délayé dans l'eau de manière à former une bouillie assez épaisse, peut aussi servir de lut pour les appareils qui ne doivent pas être chauffés fortement. On délaye aussi parfois le plâtre avec de l'empois d'amidon ou de la dextrine.

Pour les tuyaux en grès où passent des vapeurs acides on utilisera avec avantage un lut composé de

- 1 partie colophane broyée,
- 4 parties goudron,
- 6 parties de pierre d'avoine (1) en poudre fine.

Ce lut, bien malaxé à chaud, est employé avant refroidissement.

On peut souvent aussi employer des luts qui s'appliquent fondus. Ainsi, quand il s'agit de relier des parties de verre avec des parties métalliques, on fait souvent usage de cire à cacheter ou de mastics à base de résine et de gomme laque. Le mastic Golaz rentre dans cette catégorie. Le mastic des fontainiers, composé de 5 p. colophane, 1 p. cire jaune, 1 p. colcothar, fondus ensemble, rend de bons services.

Pour relier un tube de verre à une partie métallique, on peut le faire avec de la soudure ordinaire à l'étain, si l'on prend la précaution d'argenter préalablement le tube de verre, de le cuivrer et l'étamer, ce qui se fait aisément. L'argenture chimique convient très bien pour cela.

Enfin, dans un laboratoire, l'opérateur doit aussi avoir sous la main de la soudure à l'étain avec un fer à souder, car souvent il aura à s'en servir et il doit s'exercer à acquérir une certaine habileté qui lui sera utile dans maintes occasions.

(1) Variété de grès ou de psammite.

IV. OPÉRATIONS SOUS PRESSION.

Un genre de manipulations qui a pris singulièrement d'extension dans les recherches de chimie organique est celui qui consiste à renfermer les corps réagissants dans des vases (tubes de verre scellés ou autres), qu'on chauffe sous pression à une température plus ou moins élevée.

On emploie aussi le chauffage sous pression pour le dosage du chlore, du brome, de l'iode, du soufre, etc., dans les composés organiques (méthode de Carius), pour celui de l'oxyde ferreux en présence de l'oxyde ferrique, de la fécule, etc., et également pour la production artificielle de certains minéraux.

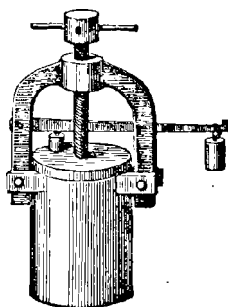


Fig. 266.

On a utilisé, depuis fort longtemps, la marmite de Papin (fig. 266) dans laquelle on peut chauffer un corps à une température supérieure à son point d'ébullition normal. Mais cet appareil est dangereux à employer, quand il n'est pas muni de manomètre. Il offre l'inconvénient de ne pas être à température constante et d'avoir des joints fort difficiles à rendre étanches. La tempéra-

ture peut être mesurée par des thermomètres placés dans des trous ménagés dans l'épaisseur du métal; quand on chauffe de l'eau, la température correspond à la pression réglée par la soupape et indiquée au manomètre. Les parois métalliques sont d'ailleurs attaquées par les liqueurs acides.

Cette méthode des vases clos est surtout employée pour obtenir un contact prolongé, même entre des substances vo-

latiles et, par suite, des réactions plus vives et plus complètes sous l'influence plus ou moins prolongée de la température et de la pression intérieure.

Pour réussir dans cet ordre d'idées, il a donc fallu employer des vases clos qui continssent les corps réagissants et un chauffage par intermédiaire, dont la température fut maintenue constante (bain-marie, bain d'huile, bain de plomb, blocs et étuves munis de régulateurs).



Fig. 267.

Les tubes de verre, qu'on utilise pour ce genre d'opérations, doivent être assez solides pour résister à la pression qui se développe dans leur intérieur ; ils sont donc à parois épaisses et de diamètre assez faible : mieux vaut mettre la matière dans deux tubes plus étroits, que dans un plus large qui résisterait moins bien à la pression. Souvent ces tubes sont de cristal qui, plus fusible, se laisse plus aisément sceller.

Le tube est d'abord fermé à une extrémité et parfois aminci vers l'autre, en *e* (fig. 267). Après l'introduction des corps réagissants, le tube est étiré en une pointe à paroi épaisse et assez longue pour qu'on puisse ouvrir et refermer le tube à plusieurs reprises. On scelle ensuite la partie effilée, préalablement bien desséchée. (Voir ce que nous avons dit en parlant du travail du verre.) Il faut pour cela que la pression intérieure ne s'élève pas, ce qui amènerait un boursofflement du verre chauffé et par suite une grande diminution dans la résistance de l'appareil. On doit donc, s'il s'agit de liquide fort volatil, prendre des précautions spéciales pour qu'au-

cun échauffement du tube ne se produise sous l'influence de la flamme du chalumeau, ou même de la chaleur de la main. On fera même bien dans certains cas, de faire le vide en scellant.

Au lieu de tubes, on fait aussi parfois usage de solides ampoules de verre, plus ou moins grosses, dont le col est scellé de la manière ordinaire.

On a aussi employé des vases de fer ou de cuivre ; ces vases sont utilisés dans l'industrie sous le nom d'autoclaves ; on ne doit s'en servir dans le laboratoire, qu'avec les plus grandes précautions et pour des opérations bien connues.

Dans certains cas, les tubes scellés peuvent être remplacés par des vases bouchés. Les petites bouteilles à eau de Seltz, les bouteilles à champagne, munies d'un bouchon ficelé, peuvent supporter d'assez hautes pressions et rendre de grands services, quand le bouchon peut résister à l'action de la température employée ou des corps contenus dans la bouteille.

Le mode de chauffage de ces appareils est fort variable, suivant le degré de température que l'on doit atteindre. Un des points importants est la constance de la température pendant tout le temps que dure le chauffage. Quand la température de 100° suffit, on se contente de placer les tubes dans un bain-marie que l'on chauffe ; s'il faut un degré plus élevé, on remplacera l'eau du bain-marie par des solutions salines saturées et, dans ce cas, il faudra prendre les précautions nécessaires (alimentation continue, etc.) pour éviter l'évaporation à siccité.

On pourra aussi avoir recours aux bains d'huile, de suif, de métal fondu, au bain de sable, au bloc de fonte de Wiesnegg (fig. 268). Enfin, on peut chauffer dans les étuves à air (fig. 269). La masse (huile, métal, etc.), chauffée ainsi, est assez grande pour emmagasiner beaucoup de chaleur et le

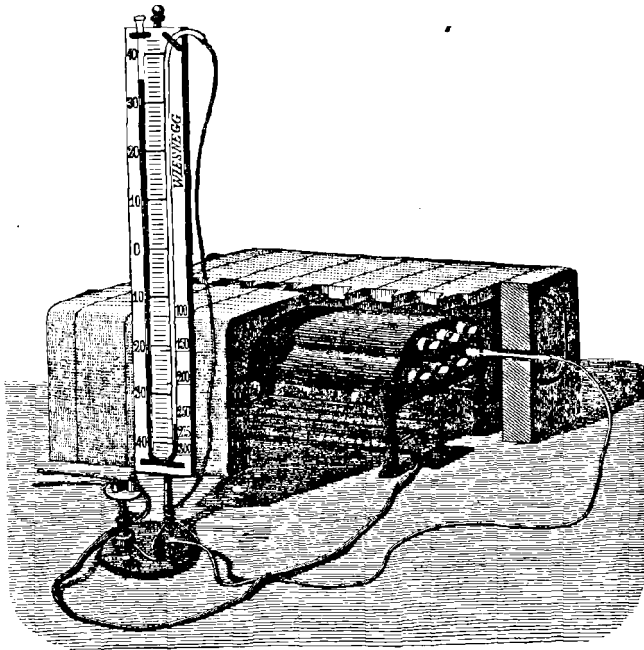


Fig. 268.

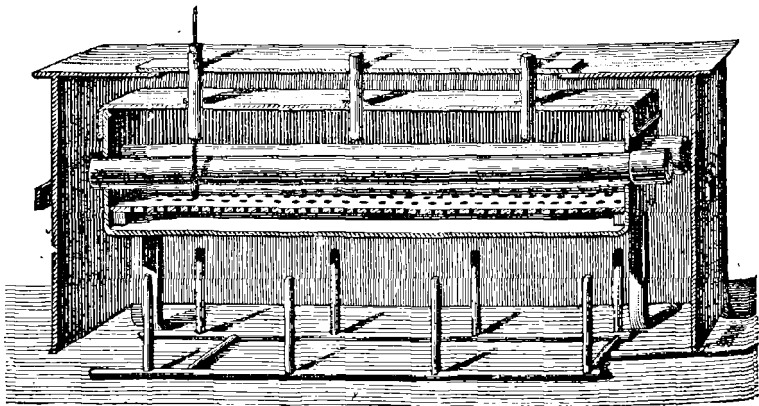


Fig. 269.

tube n'est pas soumis aux variations plus ou moins rapides que peut subir la source de chaleur.

Comme le chauffage doit être longtemps prolongé, il est désagréable d'être incommodé par l'odeur provenant du chauffage des corps gras; on mettra alors le bain dans une niche en relation avec une bonne cheminée ou bien on emploiera les solutions salines saturées. Si l'on fait usage du bain de métal fondu, du bloc de fonte ou d'une étuve à air, il sera nécessaire d'adapter aux bcs de chauffage au gaz les régulateurs spéciaux dont nous avons parlé page 88, pour assurer la constance dans la température.



Nous ne nous étendrons pas davantage sur la description de ces appareils, mais nous devons prémunir l'opérateur contre les accidents qui peuvent se produire :

1° pendant le chauffage, par suite de la haute tension des vapeurs ou de la forte pression que peuvent développer des gaz permanents produits par les réactions mêmes;

2° au moment où l'on ouvre les tubes.

Pendant le chauffage, la pression peut briser les tubes; aussi fera-t-on bien de régler la quantité de matières réagissantes, d'après la résistance des appareils et le volume supputé des gaz qui doivent se produire, de manière à ne pas obtenir de pression supérieure à 10 ou 15 atmosphères. On

fera bien aussi d'introduire le tube de verre dans un tuyau protecteur ou fourreau de fer forgé, fermé aux deux extrémités par des bouchons taraudés de même métal (fig. 270). On évite par ce moyen beaucoup d'accidents provenant de l'explosion des tubes, et l'on obtient un chauffage

plus régulier. On fera bien d'interposer entre le tube en verre et la gaine métallique du sable ou de la magnésie blanche. Ces fourreaux métalliques sont surtout nécessaires quand on doit chauffer aux bains métalliques de plomb ou d'étain.

Nous recommanderons aussi la plus grande prudence pour retirer le tube de verre du fourreau en fer, après refroidissement *complet* et pour l'ouvrir. En effet, après le chauffage, les tubes sont souvent devenus très cassants, à la manière des larmes bataviques et les accidents peuvent être bien graves. Pour ouvrir le tube scellé, on fera bien, si l'on s'est servi du tuyau protecteur, de tourner d'abord l'orifice vers un mur, de ne sortir du fourreau de fer que l'extrémité effilée du tube de verre, d'y faire le trait de lime avec légèreté et de ne casser la pointe qu'après l'avoir entourée de plusieurs doubles de linge solide et mouillé; car il n'est pas rare de voir l'appareil de verre se briser en mille morceaux projetés avec force. On peut aussi chauffer la pointe effilée à la lampe.

Si la réaction donne lieu à des gaz et qu'on doive prolonger longtemps la réaction, on pourra ouvrir de temps en temps les tubes, pour les refermer ensuite après la sortie des gaz qui se sont dégagés. Si l'on désire étudier ces gaz, après y avoir fait le trait de lime, on pourra placer, sur l'extrémité effilée un tuyau de caoutchouc relié à un tube de dégagement, dont l'extrémité débouche sous une cloche pleine d'eau ou de mercure pour recueillir le gaz : cela fait, on cassera la pointe par un coup sec, donné à travers le caoutchouc sur l'extrémité effilée. On pourra aussi plus simplement introduire le tube scellé dans une éprouvette pleine de mercure et posée dans une cuve hydrargyro-pneumatique. Cela fait, de petites secousses ménagées contre le dôme de l'éprouvette amèneront la rupture de la pointe.

V. OPÉRATIONS PNEUMATIQUES.

Préparation, purification, conservation et manipulation des gaz.

Tubes de sûreté. Les opérations pneumatiques sont sujettes à des causes d'accidents qu'il importe d'éviter. En effet, le gaz produit peut ne pas trouver un orifice suffisant pour sortir; la pression du gaz augmente alors, parfois assez pour provoquer la rupture ou l'explosion de l'appareil. D'autre part, il peut arriver que cette pression vienne à baisser en dessous de la pression atmosphérique : le vide ainsi produit peut lui-même causer le bris de l'appareil ou, ce qui se passe le plus souvent, fait entrer dans celui-ci le liquide dans lequel plonge le tube de dégagement. Ce dernier phénomène, connu sous le nom d'*absorption*, peut occasionner des accidents plus ou moins graves, par suite du contact d'un liquide froid avec une paroi de verre chauffée, ou des réactions, parfois fort vives, qui peuvent se produire quand le liquide absorbé vient au contact des matières réagissantes.

C'est pour éviter ces inconvénients que l'on doit utiliser dans les opérations pneumatiques des *tubes de sûreté*, qui servent d'abord de *manomètres* indiquant les variations de pression et aussi de *souppes de sûreté*, s'ouvrant du dedans au dehors ou du dehors au dedans, suivant que la pression intérieure devient plus forte ou plus faible que la pression atmosphérique.

Ces tubes sont souvent terminés par un entonnoir et peuvent alors servir pour l'introduction des liquides, sans qu'on ait besoin de rien démonter ni d'interrompre l'opération.

Les tubes de sûreté les plus usités sont le *tube droit simple*, le *tube droit à entonnoir* (fig. 271), le *tube en S* (fig. 272), le *tube de Welter* (fig. 273), le *tube de Durand* (fig. 274), le *tube plon-*

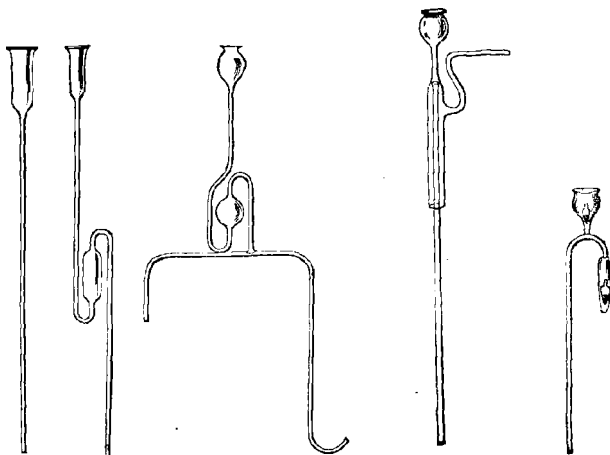


Fig. 271. Fig. 272.

Fig. 273.

Fig. 274.

Fig. 275.

geur à boule (fig. 276) et parfois des *tubes à soupapes sèches, rodées* (fig. 275).

Le tube droit, le tube à entonnoir et le tube de Durand doivent toujours plonger dans le liquide de l'appareil. Quelquefois, pour éviter les obstructions, on les fait plonger dans un bout de tube d'essai dont le niveau dépasse celui de la matière en réaction (fig. 277).

Le tube en S, portant en lui-même sa fermeture hydraulique, ne doit pas, par conséquent, plonger dans le liquide. Il peut d'ailleurs être à une ou à plusieurs boules sphériques ou cylindriques.

Le tube de Welter est un tube en S fixé sur celui de dégagement. Il s'emploie quand l'appareil producteur ne peut recevoir le tube de sûreté, soit parce qu'il ne porte pas de tubulure pour le recevoir, soit parce que il y aurait des

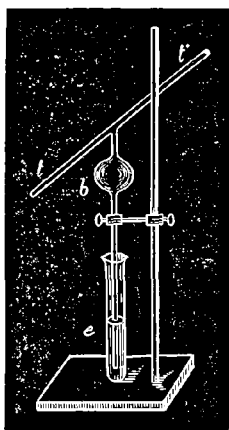


Fig. 276.

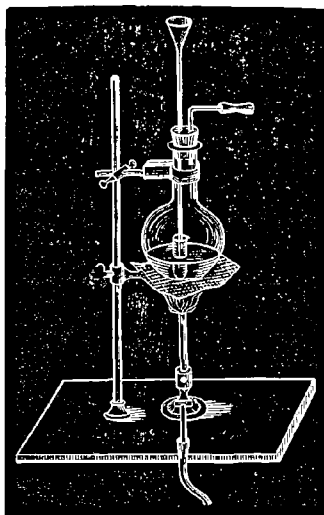


Fig. 277.

accidents à craindre si le liquide du tube en S venait à être projeté sur les matières réagissantes. La figure 278 montre la disposition utilisée.

Le tube plongeur à boule est fixé aussi sur celui de dégagement. Comme l'indique la figure 276, l'eau, dans laquelle il plonge, est contenue dans un vase *a* de largeur convenable et la grosseur de la boule *b* doit être telle que l'air puisse rentrer dans l'appareil avant que la boule soit pleine.

Les tubes de sûreté à soupapes sèches (fig. 275) portent deux soupapes de verre rodées, l'une s'ouvrant vers le de-

hors, l'autre vers le dedans. Ces tubes sont seulement employés quand une fermeture hydraulique présente des inconvénients.

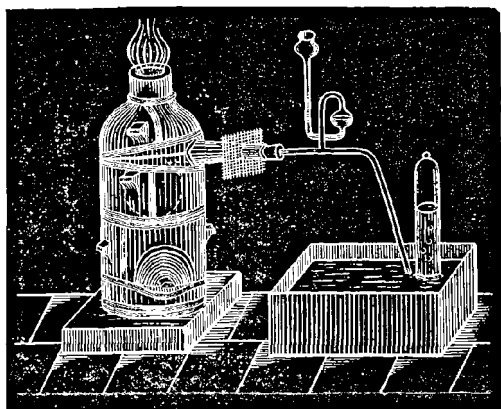


Fig. 278.

La pression du gaz est d'ailleurs indiquée par la hauteur de la colonne liquide du tube de sûreté droit ou du tube en S. Si cette pression doit être considérable, ces tubes devront être d'assez grande hauteur, à moins d'obtenir la fermeture hydraulique par un liquide de forte densité, le mercure, par exemple.

Préparation des gaz.

La production d'un gaz est, en général, le résultat d'une décomposition chimique, qui peut se faire à la température ordinaire ou bien nécessiter le concours de la chaleur.

Nous aurons donc à distinguer les appareils utilisés pour les préparations à *froid*, de ceux qui servent pour les prépa-

rations à *chaud*. Les premiers sont plus robustes, pour résister aux chocs, tandis que les seconds, pour pouvoir être chauffés, devront être, s'ils sont de verre, à parois minces et d'épaisseur bien régulière.

Pour le montage de ces divers appareils, le percement des bouchons et le façonnage des tubes, nous renvoyons à ce que nous avons dit, en parlant du travail du verre et du montage, voir p. 29. Nous appelons spécialement l'attention sur la nécessité absolue d'avoir de bons bouchons, de les percer avec soin, de les ajuster de même et de ne *jamais mettre un appareil en marche avant de s'être assuré qu'il est bien étanche*.

Pour s'assurer de cette étanchéité, on vérifiera tour à tour les différentes parties dont il se compose. Il suffit, si l'appareil comporte un tube de sûreté, de le garnir d'eau, de fermer les orifices des autres tubes ou goulots au moyen du doigt ou de bouchons et d'insuffler un peu d'air pour augmenter la pression intérieure. L'eau montera dans le tube de sûreté et si elle se maintient à ce niveau, c'est qu'il n'y a pas de fuite. Si la disposition ne comporte pas de tube de sûreté, on peut boucher les orifices des tubes ou goulots et aspirer en laissant la langue appliquée contre l'ouverture. Y a-t-il une fuite, l'air extérieur rentrera, le vide diminuera et la langue ne sera plus retenue, ce que l'on reconnaîtra aisément.

On ne doit avoir recours au lut qu'à la dernière extrémité, quand des fuites se produisent au cours de l'opération. Un appareil bien monté ne doit pas être luté avant d'être en marche.

Dès qu'il fonctionne, des fuites peuvent se manifester, et leur recherche se fait en se basant, en général, sur des réactions chimiques du gaz qui s'échappe; ainsi, une fuite de chlore sera reconnue par les fumées blanches que ce corps

développe au contact d'une baguette mouillée d'ammoniaque, etc., etc. Chaque gaz aura une réaction spéciale utilisée pour la recherche des fuites dans les vases où il circule.

Parmi les appareils que l'on emploie à la température ordinaire, citons les *flacons ordinaires* (fig. 279) et ceux à large



Fig. 279.

Fig. 280.

Fig. 281.

Fig. 282.

goulot (fig. 280), les *flacons Durand* (fig. 281 et 282), les *flacons de Woolf à deux tubulures* (fig. 283) et parmi ceux qui peuvent être chauffés, les *cornues simples ou tubulées* (fig. 286 et 287), les *ballons ordinaires* (fig. 289), les *ballons tubulés* (fig. 291), les *matras*, les *vases d'Erlenmeyer* (fig. 290), les *ballons Durand* (fig. 292) et les *tubes-cornues*.

Les *flacons ordinaires*, les *bouteilles* et *foles*, peuvent servir dans bien des cas. Si le goulot est suffisamment large, le bouchon pourra recevoir deux tubes, l'un de sûreté et l'autre de dégagement, de sorte que la production du gaz se fera sans encombre. Mais, le plus souvent, le goulot est trop étroit pour qu'on puisse y monter ces deux tubes et l'on n'en adapte qu'un seul. Avec cette dernière disposition, on n'est renseigné sur la pression intérieure que par le

dégagement même du gaz et l'on est forcé de surveiller de très près et de ne pas quitter l'appareil.

Le *flacon de Durand* (fig. 281), a un col aminci, qui permet de fixer aisément, à l'aide d'un bout de tuyau de caoutchouc, le tube de Durand (fig. 284), qui comporte un tube de sûreté et un autre de dégagement. Il présente parfois la forme représentée figure 282. Cet appareil est fort commode, d'un montage rapide et aisé et ne présente que l'inconvénient de la fragilité et du prix un peu élevé de ce tube spécial.

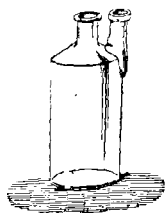


Fig. 283.

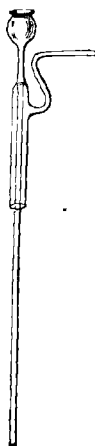


Fig. 284.

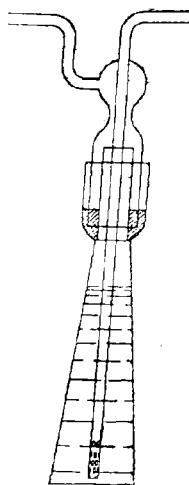


Fig. 285.

Parfois, le flacon de Durand est à fermeture hydraulique (fig. 285), ce qui rend le montage encore plus facile.

Le *flacon de Woolf à deux tubulures* (fig. 283), reçoit à sa tubulure centrale un tube de sûreté droit à entonnoir, servant à l'introduction du réactif. Ce tube plonge de quelques millimètres dans le liquide de l'appareil. La seconde tubulure est munie d'un tube coudé pour le dégagement du gaz. Il ne

pénètre dans le flacon que d'un centimètre environ en dessous du bouchon. Cet appareil est très solide et d'un bon usage, mais il demande assez de temps et un peu de soin pour le montage, le choix et le percement des bouchons.

Passons en revue les appareils utilisés pour les préparations de gaz qui exigent le concours de la chaleur.

La *cornue simple* (fig. 286), ne peut recevoir de tube de sûreté, sauf celui de Welter et le tube plongeur à boules (v. fig. 276), qui sont adaptés au tube de dégagement. Pour



Fig. 286.

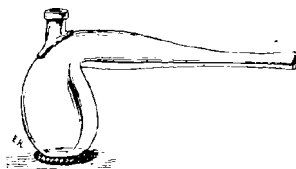


Fig. 287.

atténuer les inconvénients d'une absorption d'eau, on fera bien d'incliner légèrement le col de la cornue de manière que l'eau, à son entrée dans l'appareil, doive remplir tout le col avant d'arriver dans la panse.

La *cornue tubulée* (fig. 287) est d'un usage plus sûr. La tubulure est munie d'un bouchon traversé par un tube droit à entonnoir, plongeant légèrement dans le liquide de la cornue, ou par un tube S, qui ne doit pénétrer dans l'appareil que de quelques centimètres en dessous du bouchon.

S'il y avait à craindre que le tube droit, ainsi employé, vint à s'obstruer par les matières trop peu fluides qui résultent de la réaction, ou que le liquide froid du tube en S occasionnât des accidents en pénétrant dans la cornue trop chaude, on pourrait les éviter en remplaçant la cornue par un ballon et en adoptant une disposition fort sim-

ple, qui consiste à faire plonger le bout du tube droit dans un petit tube fermé à une extrémité et assez élevé pour dépasser de quelques centimètres le niveau de la matière dans l'appareil (fig. 288). C'est le liquide toujours clair de ce petit tube qui forme la fermeture hydraulique du tube de sûreté, de sorte qu'il n'y a pas d'obstruction à craindre. Nous recommandons spécialement cette disposition dans la préparation de l'oxygène à l'aide du bichromate et de l'acide sulfurique, etc.

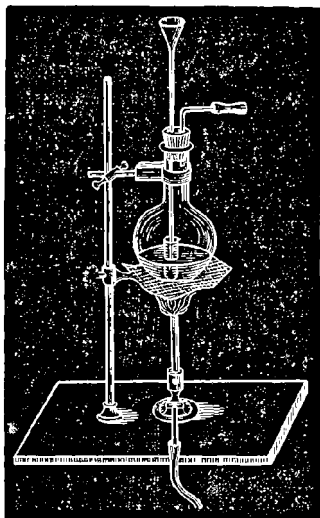


Fig. 288.

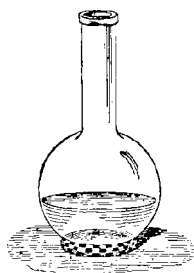


Fig. 289.

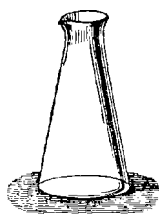


Fig. 290.

Les ballons (fig. 288 et 289), les *matras* simples, les *vases d'Erlenmeyer* (fig. 290), peuvent servir avec un simple tube de dégagement, ou être munis de bouchons à deux trous pour recevoir un tube de sûreté et un tube abducteur.

Les *ballons tubulés* (fig. 291), et les *matras tubulés*, recevront un tube de sûreté fixé au bouchon qui ferme le goulot et la tubulure servira pour le dégagement. Ces appareils sont très commodes et très rapidement montés.

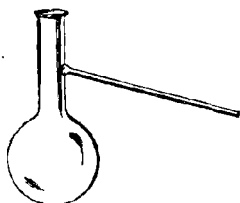


Fig 291.

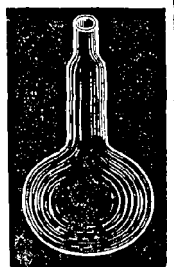


Fig 292.

Il en est de même du *ballon Durand* (fig. 292), soit celui à goulot rétréci disposé de manière à recevoir le tube de Durand figuré p. 221, soit celui où le tube est fixé par un bouchon de liège, ou celui à fermeture hydraulique.

Les *tubes-cornues* présentent beaucoup d'avantages quand on n'a à opérer que sur de minimes quantités de matière. Le diamètre en est souvent fort petit, de sorte qu'on pourra y fixer le tube de dégagement, non par un bouchon, mais à l'aide d'un bout de tuyau de caoutchouc, ou bien, la matière ayant été introduite, on pourra étirer le tube et lui donner la forme convenable pour le dégagement du gaz.

Dans les diverses dispositions que nous venons de passer en revue, le gaz produit sort par un tube de *dégagement*, appelé aussi *abducteur*, qui doit le conduire jusqu'aux appareils ultérieurs. Le *tube de dégagement* sera le plus souvent un simple tube auquel on fixe, à l'aide d'un caoutchouc, celui qui pénétrera dans le flacon suivant. Ce mode donne plus d'élasticité et est bien plus commode que celui qui consiste à

employer, au lieu de caoutchouc, un unique tube reliant directement les deux parties consécutives. L'appareil est alors tout d'une pièce et le moindre mouvement amène la rupture d'un tube ou le dérangement d'un joint.

Il arrive que, dans les laboratoires, on ait à se servir fréquemment d'un gaz déterminé, hydrogène sulfuré, etc. Au lieu d'en préparer une provision, il est souvent préférable de

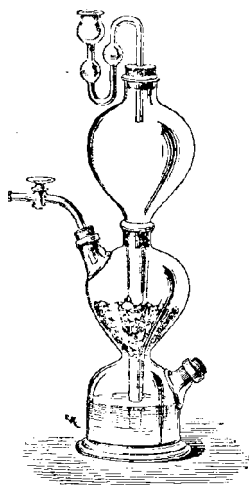


Fig. 293.

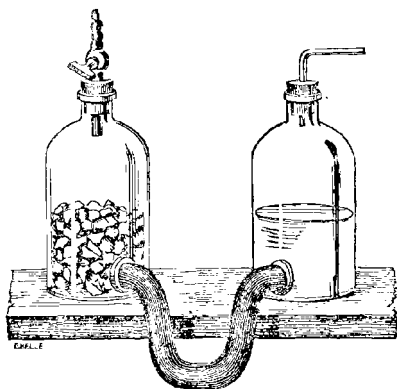


Fig. 294.

le produire au moment même. On peut alors employer une éprouvette de Dumas (voir fig. 306), remplie du sulfure de fer et renversée dans une large éprouvette remplie d'acide étendu. Un bouchon percé de quelques trous permet à l'acide de remonter au contact du réactif, le gaz se dégage et sort par la tubulure supérieure munie d'un tube à robinet. Il existe aussi de nombreux gazogènes spéciaux, ceux de Kipp (fig. 293), de Von Babo, de Pisani, de Deville (fig. 294), etc., qui remplissent

plus ou moins bien leur but, mais dont nous dirons un mot, sans entrer cependant dans le détail de la description. Tous ces appareils sont fondés sur ce même principe : si l'on vient à fermer le robinet de sortie du gaz, celui-ci s'amoncelle au-dessus des matières qui le produisent et refoule sous lui le liquide qui, par sa réaction avec un solide (zinc, sulfure de fer, etc.), donne lieu à la production du gaz. Le contact entre les matières n'existant plus, le gaz cesse de se produire. Dès que l'on ouvre le robinet de dégagement, le liquide revient au contact du réactif solide et la production gazeuse recommence. L'opérateur a ainsi constamment sous la main le gaz dont il a besoin. Ces appareils doivent être tenus en parfait état de propreté, sinon leur fonctionnement laisse à désirer.

Lavage, dessication et purification des gaz.

La purification des gaz peut ne consister qu'en un simple *lavage*, destiné à retenir les matières mécaniquement entraînées, ou en une *dessication* pour enlever l'eau qu'il contient; elle devient plus complexe quand le gaz à obtenir, mélangé à d'autres gaz qu'il s'agit d'éliminer, doit subir une véritable *épuration*.

Cette élimination ou épuration s'obtient par l'action chimique de réactifs qui, mis en contact avec le mélange, retiennent successivement l'un ou l'autre composant et *laissent intact le gaz, qu'il s'agit de recueillir*. On comprend que ces réactifs doivent varier dans chaque cas, suivant la nature de l'impureté à enlever.

D'autre part, qu'il s'agisse d'un lavage, d'une dessication ou d'une épuration, le contact entre le gaz et le réactif (laveur,

dessiccateur ou épurateur), doit être *bien intime et suffisamment prolongé* pour que l'action soit complète.

Ces divers réactifs sont d'ailleurs *solides* ou *liquides*, ce qui influe sur le choix des vases à employer.

Les appareils de lavage, de dessiccation ou d'épuration, destinés à contenir des réactifs liquides, sont : le *flacon ordinaire* muni d'un bouchon avec deux tubes, le *flacon avec tube spécial de Durand* (fig. 295, 296, 297), le *flacon de Woolf à deux tubulures* (fig. 298), ou à *trois tubulures* (fig. 299); ces appareils peuvent présenter une surface d'épuration très grande si l'on prend la pré-



Fig. 295.

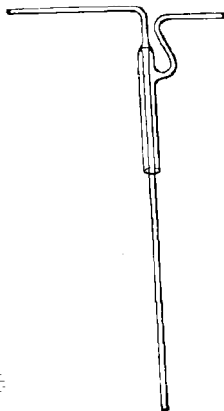


Fig. 296.



Fig. 297.



Fig. 298.

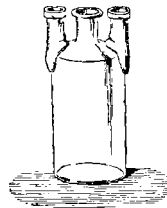


Fig. 299.

caution, après avoir recourbé l'extrémité du tube d'introduction du gaz qui doit arriver jusqu'au fond, de remplir com-

plètement les flacons de bouts de tubes de verre placés verticalement sur toute la hauteur, comme cela existe dans l'absorbeur d'Orsat. Enfin il y a aussi toute une série de *barboteurs à boule* (par exemple : ceux de Cloez (fig. 300 et 301), de Mohr (fig. 302), de Liebig (fig. 303), dans lesquels une petite quantité de réactif présente une surface considérable au gaz qui traverse l'appareil.



Fig. 300.

Les réactifs solides sont surtout employés, pour la dessiccation et l'épuration, dans les *tubes droits, simples* ou à *boules*, dans les *tubes en U* (fig. 304, 305 et 306) et les *éprouvettes* dites à *dessécher*, ou de *Dumas* (fig. 307).

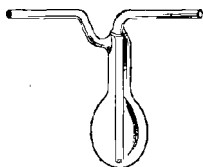


Fig. 301.

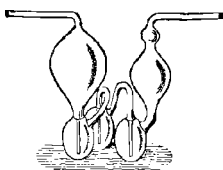


Fig. 302.

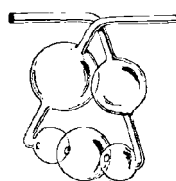


Fig. 303.



Fig. 304.

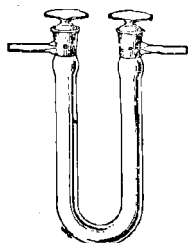


Fig. 305.



Fig. 306.

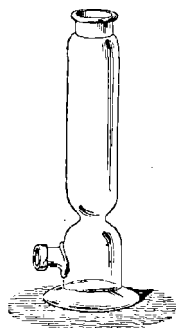


Fig. 307.

Ces divers appareils ne présentent guère de difficulté dans leur emploi. On n'oubliera pas que les liquides, traversés par le gaz, occasionnent une augmentation de pression et que, sous ce rapport, les réactifs solides sont plus avantageux, et ne nécessitent aucun tube de sûreté.

Quand on se sert de l'éprouvette à dessécher, on fait pénétrer le gaz par la tubulure du bas et il sort sec par celle du haut.

Pour le *lavage*, c'est habituellement l'eau qui est utilisée dans les flacons laveurs, à moins qu'elle n'ait une réaction sur le gaz ou ne le dissolve en trop grande quantité. Dans le cas de gaz soluble, on ne met que le moins d'eau possible dans le laveur.

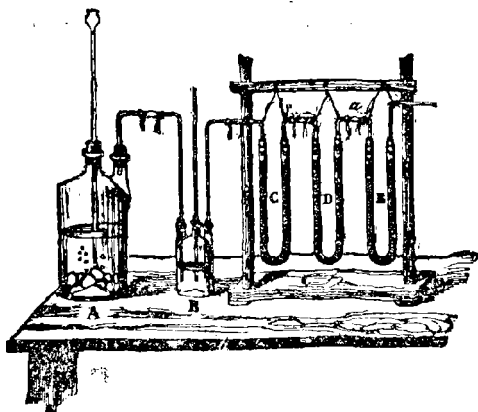


Fig. 308

Pour la *dessiccation*, on pourra souvent employer l'acide sulfurique concentré dans des flacons laveurs, ou de la pierre ponce imbibée de ce corps ou des perles de verre mouillées du réactif, ou bien encore du chlorure de calcium, etc., dans des tubes en U ou dans des éprouvettes de Dumas.

Pour l'épuration, la nature des impuretés déterminera le choix du ou des réactifs à utiliser. La préparation de l'hydrogène pur (fig. 308), pour la synthèse de l'eau, nous montre un exemple intéressant de l'emploi de réactifs, placés

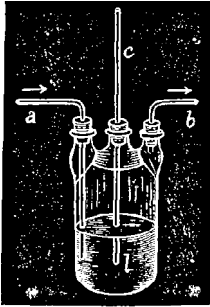


Fig. 309.

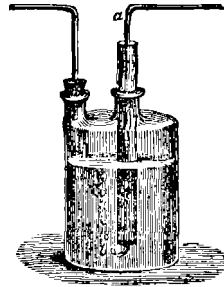


Fig. 310.

dans plusieurs appareils consécutifs. (Voir cette préparation plus loin.)

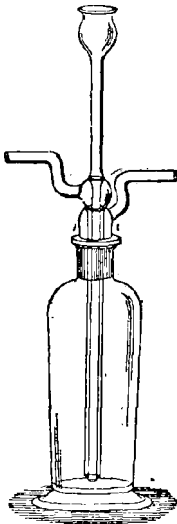


Fig. 311.

Il est souvent utile, même parfois nécessaire, d'adapter des tubes de sûreté aux laveurs et aux épurateurs. Le flacon de Woolf à trois tubulures est parfaitement disposé pour cela (fig. 309) : on munit d'un tube droit *c* la tubulure centrale; le gaz arrive en *a*, traverse le liquide et s'échappe par *c*; ainsi arrangé, il constitue un des meilleurs appareils de lavage; il ne présente que les ennuis d'un montage assez long. Pour diminuer ces inconvénients, nous employons un flacon (fig. 310) dont la tubulure centrale est d'un diamètre plus grand qu'à l'ordinaire et dans laquelle nous fixons un gros tube de verre au

moyen d'un tuyau de caoutchouc, faisant office de bouchon. Ce gros tube de sûreté plonge jusque dans le liquide ; il reçoit dans son intérieur un petit tube *a* de dégagement qui reste libre et dont le bout, légèrement recourbé, assure le dégagement du gaz dans l'intérieur du flacon ; la deuxième tubulure sert comme d'habitude pour la sortie du gaz lavé.

On a voulu perfectionner le tube de Durand en le munissant d'un tube de sûreté (fig. 311), mais l'appareil est alors tout à fait fragile et coûte, en outre, fort cher, raisons suffisantes pour expliquer le peu d'usage que l'on en fait dans les laboratoires.

On n'emploie guère les petits tubes à boules que dans les analyses. On peut même adopter des dispositions qui permettent de constater la quantité de gaz absorbée par cer-

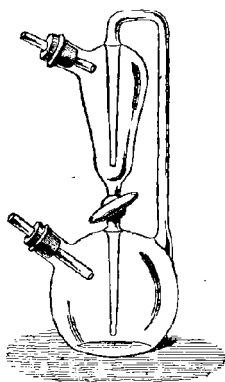


Fig. 312.

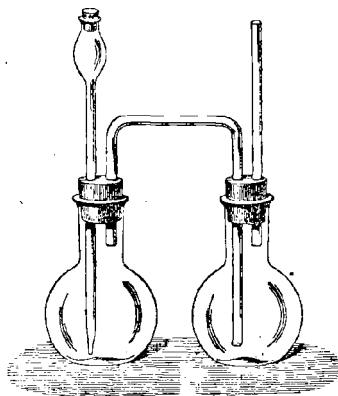


Fig. 313.

tains réactifs, à l'aide de pesées faites avant et après l'absorption. On peut aussi déterminer la quantité de gaz dégagée pendant une opération, par la différence de poids, avant et

après, de l'appareil producteur disposé pour ne laisser s'échapper que du gaz sec et pur. Il faut, pour ce genre de détermination, des barboteurs en verre soufflé, de formes variées (fig. 312 et 313), et de poids très faible.

Dissolution, conservation et manipulation des gaz.

Le gaz lavé et épuré, qui est sorti indemne et pur des laveurs et des épurateurs, peut être destiné à être conservé tel quel dans des appareils que nous allons bientôt étudier

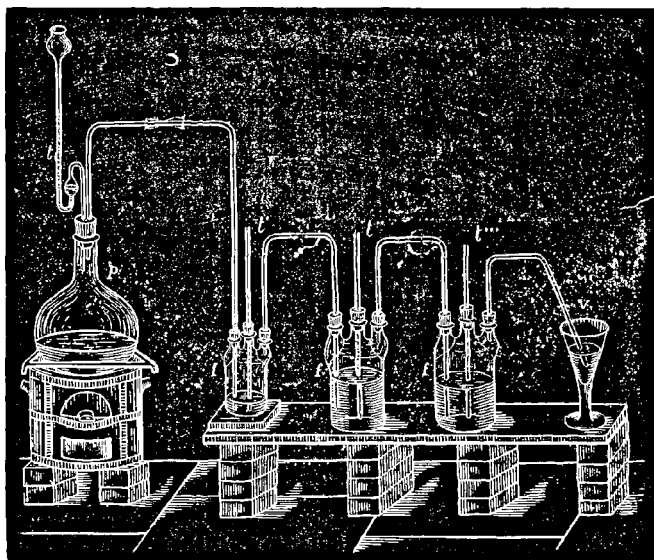


Fig. 314.

ou bien on peut le faire dissoudre dans l'eau et l'utiliser à l'état de solution. Ainsi l'ammoniaque liquide, l'acide chlor-

hydrique de nos laboratoires ne sont autre chose que des solutions du gaz ammoniacque ou du gaz acide chlorhydrique dans de l'eau.

Les appareils en usage pour les *solutions de gaz* sont les mêmes que ceux que nous venons de passer en revue, pour l'emploi des réactifs liquides dans le lavage et l'épuration. Les flacons de Woolf à trois tubulures, notamment, sont des plus utiles et on en dispose un certain nombre en série, les uns à la suite des autres, afin d'augmenter la surface de contact et d'assurer une dissolution complète. La tubulure du milieu de ces flacons sera munie d'un tube droit de sûreté t , t'' , t''' , (fig 314) et comme chacun de ces flacons occasionne une augmentation de pression, il arrive qu'à l'appareil producteur, celle-ci devient assez grande pour qu'il faille prendre un tube en S, suffisamment haut t , ou qu'il faille garnir la boule de ce tube de sûreté d'un liquide fort dense, tel que le mercure.

La figure 314 ci-contre représente la disposition complète de l'appareil employé fréquemment pour faire des solutions de gaz. Pour ne pas laisser répandre dans l'atmosphère le fluide qui ne serait pas dissous, on termine le dernier flacon par un tube qui conduit à une cheminée ou qui plonge dans un verre à pied v , contenant un liquide capable de l'absorber.

Il arrive que l'on doit parfois régler le passage du gaz et pour se débarrasser du gaz trop abondant on munit le laveur d'un tube de bifurcation avec deux robinets R et R' (fig. 315), ce qui passe par R va vers les appareils de réaction et R' est fermé; quand le gaz est trop abondant on le dirige vers la cheminée ou ailleurs en ouvrant le robinet R'.

Les gaz que l'on a préparés et purifiés doivent le plus souvent, pour servir aux expériences auxquelles on les destine, être recueillis et conservés à l'état de gaz.

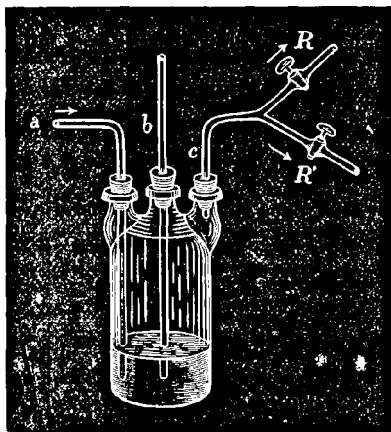


Fig. 315.

Pour en remplir un vase, on devrait d'abord avoir ce vase débarrassé de tout corps, même de l'air qui remplit tous les appareils que, dans le langage vulgaire, nous disons vides.

On parvient à enlever l'air d'un vase à l'aide d'une pompe pneumatique ou d'une pompe

Sprengel. C'est un moyen peu pratique et qui est rarement employé.

Si le vase est à parois flexibles, comme l'outre de la fig. 316, on peut en expulser l'air par le rapprochement des parois. C'est ainsi que l'on vide une vessie, une outre, etc., de l'air qu'elles contiennent.

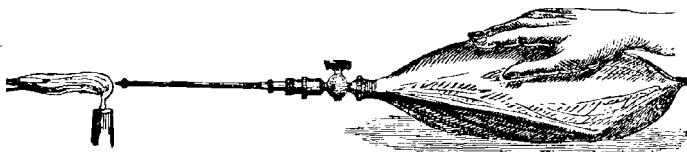


Fig. 316.

Pour les vases à parois non flexibles, généralement on chasse d'abord l'air dont le vase est rempli, en le remplaçant par un liquide dans lequel le gaz soit insoluble et sur lequel

il n'ait nulle action, puis on fait arriver ce gaz qui monte vers le haut en refoulant le liquide sous lui.

On utilise, dans ces différents cas, les appareils suivants :

1° les *ballons à robinets*, dans lesquels on peut faire et maintenir le vide, et les appareils à parois flexibles, *vessies*, *ballons de caoutchouc vulcanisé*, *outres de peau ou de toile caoutchoutée*. Ces outres C (fig. 317), munies d'un robinet sont placées

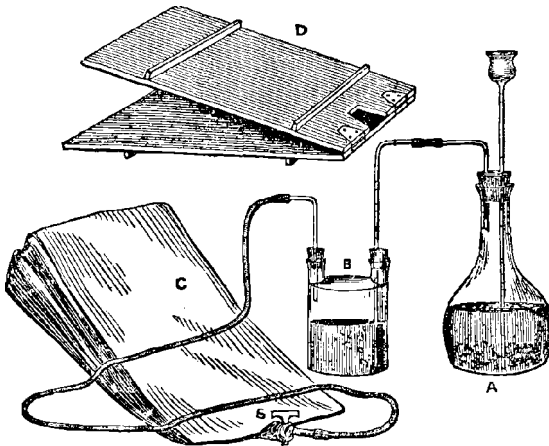


Fig. 317.

entre deux planches D à charnières. Quand l'outre étant gonflée par le gaz produit en A et lavé en B, on veut se servir du fluide qu'elle contient, il suffit de charger d'un poids la planche D pour obtenir un courant qu'on règlera à volonté au moyen du robinet S.

2° Ceux qui peuvent être remplis de gaz par *déplacement d'air* : ce sont des flacons de tous genres, qu'on laisse parfois tout ouverts, le tube adducteur plongeant jusqu'au fond, si le gaz est plus lourd que l'air : dans le cas contraire, le tube

débouchera au haut du flacon qui sera disposé le goulot en bas. La figure 317 représente une préparation de gaz où le flacon de droite *c* est rempli par déplacement.

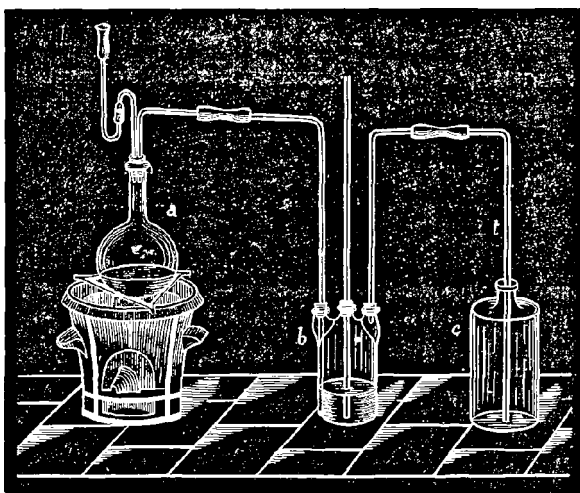


Fig. 318.

Souvent on fera mieux de fermer le goulot par un bouchon muni de deux tubes, l'un pour l'introduction, pénétrant jusqu'au bas ou jusqu'au haut du flacon, suivant que le gaz sera plus lourd ou plus léger que l'air; l'autre, de sortie, partira, suivant le cas, du haut ou du bas du flacon. On pourra avec avantage disposer plusieurs flacons à la suite l'un de l'autre; le tube de sortie du dernier communiquera avec un appareil disposé pour absorber le gaz, si celui-ci est incommode ou dangereux à respirer.

On peut aussi, comme le conseille Bunsen, quand il s'agit de recueillir des gaz à soumettre à l'analyse, mettre à la suite de l'appareil producteur des tubes à renflement, sorte

de pipettes à bouts effilés, qu'on peut fermer au moyen de caoutchouc ou sceller au chalumeau.

3° Les *cuves pneumatiques*, servant à recevoir le gaz dans les *tubes*, les *eudiomètres*, les *éprouvettes*, les *flacons*, les *cloches à gaz* avec les *obturateurs*;

les *tubes de Kerr* et de *Cowper*, si l'on n'agit que sur peu de gaz;

enfin les réservoirs assez improprement désignés sous le nom de *gazomètres*.

L'eau est le liquide le plus communément employé dans les cuves pneumatiques qui alors sont appelées *cuves à eau* ou *cuves hydro-pneumatiques*. On peut remplacer l'eau par d'autres liquides et spécialement par des solutions salines. Ainsi pour recevoir du gaz chlore, qui attaque le mercure et qui est assez soluble dans l'eau, on prend une solution saturée de sel marin qui en dissout beaucoup moins.

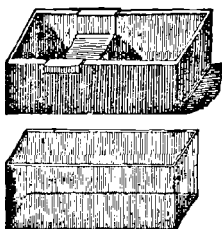


Fig. 319.

La *cuve à eau* la plus simple est une auge ou cuve de section rectangulaire (fig. 319), munie d'une petite banquette perforée sur laquelle on pose les éprouvettes ou les cloches remplies d'eau au-dessus de l'orifice du tube par lequel arrive le gaz qu'il s'agit de recueillir. On a de ces cuves

en *tôle vernie*, en *bois doublé de plomb*; on en a de *fixes* et de *portatives*.

On peut aussi se servir de terrines ordinaires; l'on pose alors la cloche sur un support de fonte grillagé ou sur une espèce de soucoupe (fig. 320) percée au centre et entaillée pour permettre l'introduction du tube qui amène le gaz.

Les *cuves à mercure* (fig. 321, 322 et 323), sont souvent de *marbre*, de *grès*, de *porcelaine*, ou de *fonte*. Bien des dispositions ont été préconisées et elles sont en général peu commodes.



Fig. 320.



Fig. 321.



Fig. 322.

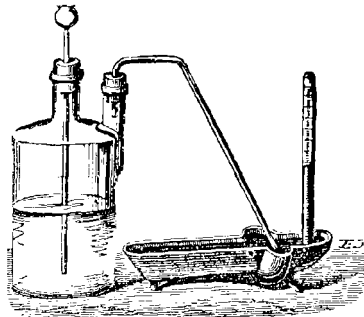


Fig. 323.

Le mercure est employé quand il s'agit, soit de gaz secs, soit d'expériences de précision. La cherté et la haute densité de ce liquide ont obligé de construire des cuves spéciales, *cuves hydrargyro-pneumatiques*, disposées de manière à contenir le moins de mercure possible.

Les manipulations avec cet appareil occasionnent souvent des pertes de mercure, aussi fera-t-on bien de le placer au centre d'une auge de bois bien joint d'où le métal répandu pourra être repris.

Ces cuves doivent d'ailleurs être maintenues en parfait état de propreté et le mercure doit lui-même être bien pur et

exempt de poussières. On parvient aisément à purifier ce métal sans distillation, en le mettant dans un flacon solide, en le recouvrant d'un peu d'acide nitrique fort étendu, puis en agitant pendant quelque temps, pour assurer le contact de toutes les parties du mercure avec le réactif qui dissout les métaux étrangers, plomb, zinc, etc., avant d'attaquer le mercure. On le lave ensuite à grande eau, puis on le dessèche au moyen d'un linge et de papier Joseph.

Pour le débarrasser des poussières, on pourra le presser au travers d'une peau de chamois, ou mieux, le faire passer par un entonnoir à longue douille effilé, dont la pointe va jusqu'au fond du vase qui doit le recevoir. Toutes les crasses restent alors dans la peau ou dans l'entonnoir.

Les éprouvettes et les tubes gradués dont on se sert avec ces cuves sont aussi de dimensions très réduites.



Fig 324.

Les gaz se recueillent d'abord dans les *épreuves* (fig. 324), qui, comme le nom l'indique, servent surtout pour essayer le corps qui se dégage et en vérifier sans danger la pureté et les propriétés; parfois dans les *tubes gradués* et les *eudiomètres*, s'il s'agit de les mesurer ou de faire des expériences spéciales.

Les *cloches* servent comme récipients, il y en a de toutes grandeurs. On les distingue d'ailleurs en *cloches simples* ou à bouton (fig. 325); en *cloches tubulées* pouvant recevoir un bouchon de liège (fig. 326), ou bien de verre usé à l'émeri (fig. 327); elles servent surtout quand il y a à introduire l'une ou l'autre substance dans le gaz obtenu; en *cloches à robinet*, ou *cloches à transvaser* (fig. 328 et 329), sur lesquelles on peut visser d'autres appareils munis d'une douille

taraudée, par exemple, un ballon, une vessie *d* (fig. 330), etc., que l'on voudrait remplir de gaz.

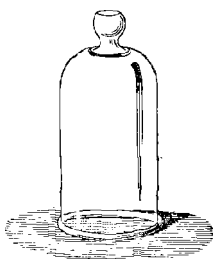


Fig. 325.

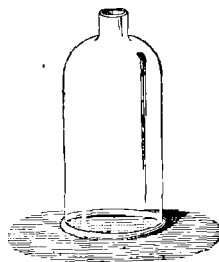


Fig. 326.

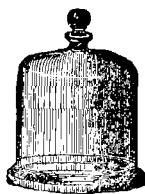


Fig. 327.



Fig. 328.

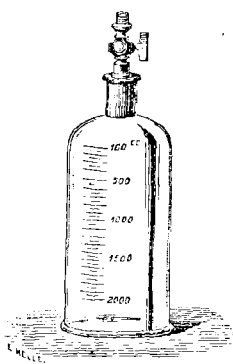


Fig. 329.



Fig. 330.

Les tubes, les éprouvettes et les cloches graduées, servent à recueillir et à mesurer les gaz.

Les obturateurs servent à fermer les cloches pour pouvoir les transporter pleines de gaz d'un lieu à un autre. Ce sont, ou de simples soucoupes, ou des assiettes, remplies d'eau, ou des disques de verre si la cloche a ses bords rodés; on peut alors assurer la fermeture en enduisant les bords d'un peu de suif.

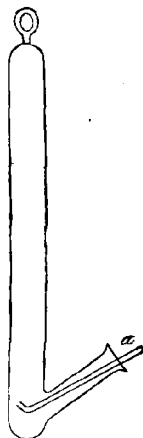


Fig. 331.

Au lieu de ces cloches, on peut se servir de flacons ordinaires. Quand ils sont remplis, il suffit de les boucher pour pouvoir transporter l'appareil et conserver le gaz.

On peut avec avantage, quand on n'a à opérer que sur de petits volumes de gaz, remplacer les cuves par les tubes de Kerr ou de Cowper (fig. 331). Ce sont des tubes recourbés en forme de V à branches fort inégales, dont la plus grande est scellée à l'extrémité. Remplis d'eau ou de mercure, la pression atmosphérique empêche le liquide de s'écouler quand on les place verticalement. Un tube de dégagement *a* arrivant jusqu'au bas de la courbure permet au gaz de pénétrer dans la grande branche, et le liquide est refoulé par la petite. Cet instrument sera fixé par un support au-dessus d'une terrine pour recevoir le liquide qui en sort. Il remplace avantageusement la cuve à mercure.

Quand les quantités de gaz à recueillir et à conserver sont relativement grandes, on a recours à des réservoirs de

plus fortes dimensions qu'on désigne sous le nom de *gazomètres* (fig. 332 et 333).

Le gazomètre qui est représenté par la figure 332, est d'un usage moins compliqué que celui représenté par la figure 333. Dans une cuve G remplie d'eau plonge la cloche C, équilibrée par un contre-poids A, lequel est attaché à une corde P qui roule sur les poulies RR. Cette cloche est garnie d'un robinet B par où se fait l'introduction du gaz : celui-ci soulève la cloche et dès que celle-ci en est remplie, on ferme le robinet. Veut-on avoir un courant de gaz, il suffit de charger la calotte de la cloche d'une rondelle de plomb, ou de diminuer le contre-poids A, et d'adapter au robinet B un tuyau qui conduira le gaz où on veut l'avoir ; le robinet B sera ouvert plus ou moins complètement, suivant le courant que l'on désirera.

Le gazomètre le plus généralement en usage, est celui de Pepys, plus connu sous le nom de *Regnault* (fig. 333). Il est composé d'un réservoir à gaz, A, de tôle vernie, muni d'un tube-indicateur de niveau, *t*. L'introduction du gaz dans cette partie se fait par une tubulure inclinée, *c*, fermée par un bouchon taraudé. Un robinet *d*, placé latéralement à la partie supérieure du réservoir permet de laisser sortir le gaz contenu dans le gazomètre. Une cuve B, fixée à une dizaine de centimètres au-dessus de A, communique avec celui-ci au moyen de deux tuyaux munis de robinet ; l'un, *x*, part du fond de la cuve B et descend jusqu'au bas du gazomètre tandis que l'autre, *b*, partant aussi du fond de la cuve B, aboutit à fleur de la paroi du dessus du réservoir A.

Voici la manière de se servir de cet appareil si utile. Les robinets *x* et *b* sont ouverts ; le bouchon *c* est vissé et le tube *d* est fermé. On verse de l'eau dans la cuve B, de ma-

nière à remplir tout le gazomètre : elle descend par le tube *x*, l'air sort par *b* et l'on peut même activer le remplissage en laissant aussi sortir l'air par *d*, tant que l'eau n'est pas arrivée à la hauteur de ce robinet. L'appareil étant tout rempli de liquide, on ferme toutes les clefs. Cela fait, on peut alors dévisser le bouchon *c* sans craindre que l'eau du réservoir A, retenue par la pression atmosphérique, s'en écoule. On fait pénétrer alors dans la tubulure *c* l'extrémité un peu

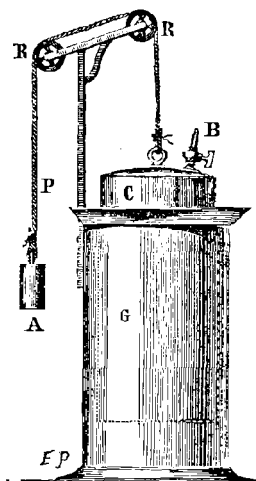


Fig. 332.

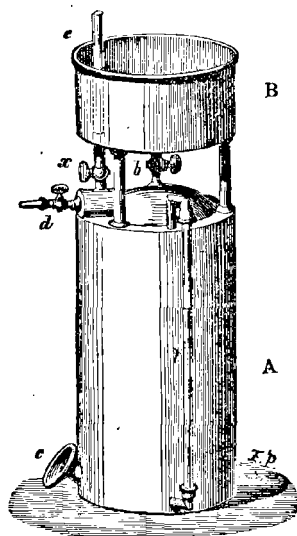


Fig. 333.

recourbée du tube qui amène le gaz ; celui-ci pénètre alors bulle par bulle dans le réservoir A, en expulsant le même volume de liquide par *c*. Quand le gazomètre est rempli, ou quand le dégagement a cessé, on retire le tube, on replace le bouchon *c* et la cuve B étant remplie d'eau, l'appareil est prêt à servir, soit pour fournir un courant continu de gaz en

ouvrant le robinet x , qui donne la pression et le robinet à gaz d , par lequel le gaz sort, soit pour remplir une cloche qui sera placée pleine d'eau dans la cuve B, au-dessus de l'orifice du tuyau central, dont le robinet b sera ouvert, de même que le robinet x , qui donne la pression au gaz. Dans ces manipulations, il faut veiller à ce que la cuve B ne reste jamais sans eau.

Les *aspirateurs* servent aussi parfois à recueillir et à conserver les gaz, souvent à les faire passer à travers certains appareils.

Les *aspirateurs simples* se remplissent de gaz par suite de l'écoulement de l'eau dont ils ont été préalablement remplis; cet écoulement est d'ailleurs réglé par un robinet fixé au bas du réservoir ou par un tube de Mariotte par lequel entre le gaz.

Pour éviter d'avoir à remplir d'eau un tel aspirateur, chaque fois qu'il s'est vidé, on fait usage d'*aspirateurs doubles*, composés de deux réservoirs superposés, dont l'un s'emplit quand l'autre se vide; l'eau s'écoule du réservoir qui a fonctionné, il suffit de retourner l'appareil pour le remettre en état. La manœuvre des robinets est simple et ne nécessite aucune description. La fig. 334 représente une disposition souvent employée; il y en a d'autres, dans lesquelles tout le système est suspendu à un bâti à l'aide d'un axe sur lequel on peut le faire basculer sans grand effort.

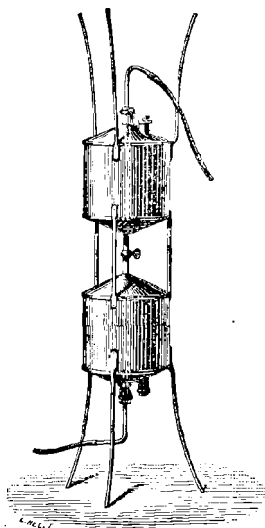


Fig. 334.

Il nous reste à voir une importante manipulation, c'est-à-dire le *transvasement* qu'on fait quand le gaz, obtenu dans

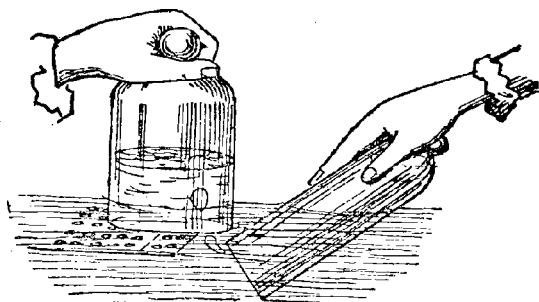


Fig. 335.

l'éprouvette ou dans la cloche, doit être transvasé dans une autre éprouvette, dans une cloche ou dans un flacon, etc.

Le vase qui doit recevoir le gaz est d'abord rempli d'eau (si l'on opère sur la cuve à eau), posé ensuite sur la banquette

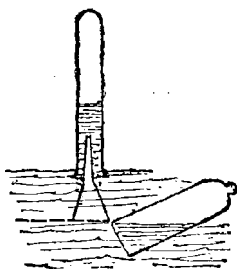


Fig. 336.

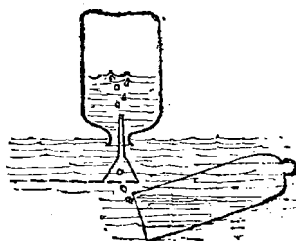


Fig. 337.

de cette cuve, puis l'éprouvette ou la cloche contenant le gaz est saisie de la main droite (fig. 335), enfoncée dans l'eau de

la cuve et incliné de manière à laisser le gaz sortir lentement, bulle par bulle, en dessous du récipient que l'on tient de la main gauche par le bouton. Le transvasement se fait ainsi sans difficulté.

Si le vase dans lequel le gaz doit être reçu est à orifice étroit, si c'est, par exemple, un flacon ou un tube de faible diamètre, on opérera de la même manière, mais après avoir introduit au préalable un entonnoir dans le goulot, ainsi que le montrent les figures 336 et 337, de manière à ce que l'entonnoir laisse entre lui et le goulot un espace suffisant pour la sortie de l'eau.

Enfin, si l'on veut faire passer le gaz dans une vessie, on transvasera d'abord dans une cloche à robinet, sur laquelle on vissera la vessie *d* (de l'intérieur de laquelle tout l'air aura été expulsé); puis, ayant ouvert les robinets *b* et *c* de la cloche et de la vessie, on enfoncera la cloche dans l'eau de la cuve (fig. 338) : le gaz passera dans la vessie et la gonflera. On ferme alors les deux robinets et l'on retire la vessie. Si on craignait

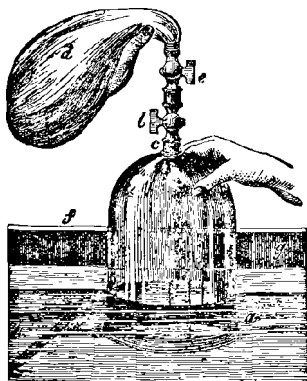


Fig. 338.

qu'un peu d'air ne fût resté dans celle-ci, on ferait bien d'expulser le gaz y contenu et de la remplir de nouveau de la même manière.

La poire en caoutchouc (fig. 339) dont les soupapes d'aspiration et de refoulement sont respectivement en *a* et *b*, peut aussi servir avec avantage. L'extrémité du tuyau aspirant étant introduit dans le gaz à trans-

vaser, en pressant par saccades sur la poire P, ce gaz sera dirigé où on le désirera.

On peut aussi utiliser dans le même but les pompes Sprengel et autres, de même que certaines pipettes spéciales.

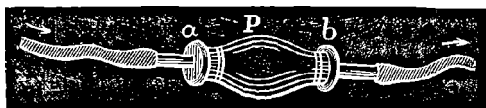


Fig. 33q.

S'il s'agit d'opérations analytiques dans lesquelles toute perte doit être évitée, des soins spéciaux et une certaine habileté sont requis, surtout si l'on travaille sur la cuve à mercure.

Supports. Il nous reste, avant de terminer la partie descriptive des appareils, à dire un mot des *supports* qui servent à fixer des appareils divers dans la position où ils doivent fonctionner.

Dans le cours des chapitres étudiés jusqu'ici, nous avons figuré maintes fois des supports en parlant de diverses opérations. Qu'il nous suffise donc de récapituler ici quelques-uns de ces cas. Nous avons vu, par ex., des supports pour tenir des vases gradués (voir fig. 62 et 67); d'autres pour soutenir les creusets au-dessus des sources de chaleur (voir fig. 75 à 77 et fig. 157); d'autres, valets en bois (voir fig. 154 et 183), pour fixer divers tubes ou appareils; — citons aussi les supports pour tubes d'essai (voir fig. 170); ceux pour les tubes en U (voir fig. 308); ceux pour entonnoirs (voir fig. 190).

et 212); et enfin, les supports pour tubes de Liebig (voir fig. 255, 256 et 257).

Outre ces appareils spéciaux, on a fort souvent, dans les laboratoires, des supports articulés universels (fig. 340)

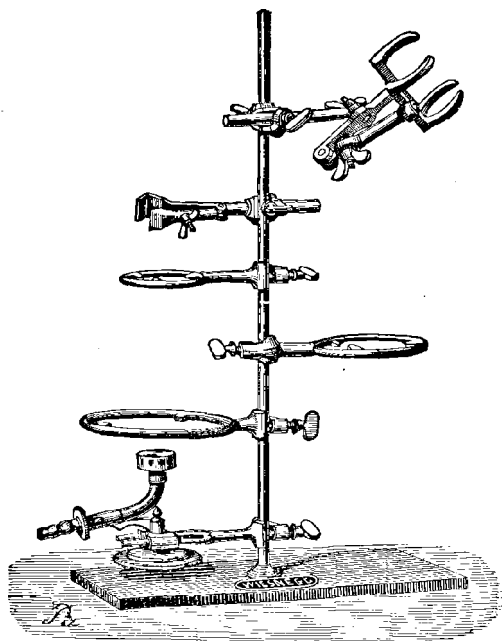


Fig. 340.

qui peuvent rendre les meilleurs services. La tige verticale porte divers anneaux, pinces articulées à vis ou à ressort que l'on peut fixer à diverses hauteurs et en diverses positions.

PARTIE PRATIQUE

CHIMIE OPÉRATOIRE PROPREMENT DITE

OBSERVATIONS PRÉLIMINAIRES

A la suite de la publication de l'avant-dernière édition du présent manuel, divers desiderata nous ont été indiqués, avec prière de renseigner dans la future édition, sur les dispositions que nous prenions pour les travaux de nos élèves, sur les appareils dont ceux qui veulent s'adonner aux travaux chimiques, doivent se munir pour faire les préparations des corps dont nous allons nous occuper et sur les premiers soins à donner en cas d'accidents. Ces renseignements, pouvant être utiles, nous allons tâcher de signaler ici les points les plus importants, concernant ces questions.

Installation d'un laboratoire. Notre plus grande préoccupation dans la direction des travaux de notre laboratoire, où travaillent à la fois jusqu'à 70 élèves, a été toujours de tâcher d'éviter toutes les causes d'accidents et cette préoccupation se traduit bien souvent dans les recommandations que nous indiquerons et que parfois l'on pourrait trouver inutiles ou puériles. C'est encore pour faire opérer avec moins de danger que nous faisons travailler les étudiants de 1^{re} année par groupes de deux, ce qui permet aussi un montage plus rapide des appareils, une surveillance plus continue et un enseignement mutuel.

Chaque groupe de deux élèves a une place numérotée, où ils doivent travailler constamment, sauf pour les opérations qui doivent être faites sous la hotte. Ils ont devant eux une étagère, sur laquelle se trouvent placés quatre flacons bien étiquetés (acides sulfurique, nitrique, chlorhy-

drique et ammoniacque), et ils ont à leur disposition une armoire, contenant divers appareils qui leur sont confiés, dont ils sont responsables et qu'ils doivent reproduire à la fin de l'année. Les objets perdus, cassés ou détériorés sont remboursés.

Voici la liste de ces objets :

Une lime triangulaire pour couper les tubes.

Une queue de rat, pour percer, et une lime plate pour ajuster les bouchons.

Un bec Bunsen, portant le même numéro que la table de travail.

Une toile métallique.

Un petit bain de sable.

Une capsule de porcelaine.

Un flacon de Woolf à 2 et un à 3 tubulures.

Deux cornues ordinaires.

Une cornue tubulée.

Un tube en U ou une éprouvette à dessécher les gaz.

Une éprouvette à essayer les gaz.

Une cloche à gaz.

Une soucoupe.

Deux vases à dissolution.

Deux verres de Berlin.

Deux entonnoirs.

Trois verres à expérience.

Une série de quatorze flacons avec des solutions des réactifs purs suivants : *acide chlorhydrique, acide sulfurique, acide nitrique, soude, caustique, ammoniacque, chlorure, carbonate, sulphydrate et oxalate d'ammonium, ferrocyanure et ferricyanure de potassium, acétate de plomb, chlorure de baryum et hydrogène sulfuré.*

Un support avec 12 tubes à essai.

Quelques bouts de tuyaux en caoutchouc.

Deux agitateurs.

Quelques appareils (balances de Roberval, mortiers de porcelaine, nombreuses cuves à eau, éprouvettes graduées, supports divers, briques, etc.), placés, soit sur des tables spéciales ou sous les tables de travail, sont à la disposition générale des élèves.

Pour certaines opérations, ces divers appareils ne sont pas suffisants et les étudiants, en donnant un *bon* signé par eux, reçoivent tous les objets dont ils peuvent avoir besoin. L'opération finie, les bons sont échangés contre les objets prêtés. Si, au contraire, l'étudiant ne le rend pas, le bon reste au magasin et, à la fin de l'année, les comptes sont réglés. De la sorte, l'élève s'habitue à travailler avec soin, car il sait que, pour retirer son bon, il doit rendre l'appareil qui lui a été confié, ou en payer la valeur. Ce paiement se fait contre un reçu, tiré d'un livre à souche et délivré par le chef des travaux. Il peut être assez intéressant de savoir que, pour un cours de 30 séances de 3 heures, la moyenne payée par nos étudiants n'est pas de plus de 4 à 5 fr. Les produits chimiques sont donnés par le laboratoire, de sorte que les étudiants n'ont rien à payer de ce chef.

Avant chaque séance, les produits sur lesquelles les élèves ont à opérer, sont placés sur chaque table, sur un morceau de papier, avec le nom de la matière. Au tableau noir se trouve indiqué le numéro de la préparation à faire par chaque groupe d'élèves.

La table de travail est une table épaisse en bois de sapin. Les pieds, les tiroirs, les armoires sont peints à l'huile, mais la tablette de travail est en bois naturel. Nous trouvons cela bien préférable aux tables vernissées, aux tables de glace brute ou de phyllade qui sont d'un prix bien plus élevé. La couleur ou le vernis se détruit, la glace se brise trop aisément sous les lampes chauffées, la glace et le phyllade sont trop froids et trop durs, et occasionnent la rupture des appareils en verre que l'on a chauffés ou que l'on y dépose un peu trop brusquement. A cette table sont fixés un robinet adapté à la distribution du gaz, un robinet à eau ordinaire et à eau sous pression, plus un évier pour les eaux sales.

Un point important est la ventilation; elle ne pourrait jamais être trop grande. De bonnes cheminées d'aérage viennent aboutir à fleur du plafond; un fort bec de gaz est allumé sous ces cheminées et y détermine un tirage énergique. Des vasistas mécaniques, des vitres s'ouvrant au haut des fenêtres, des vitres perforées qui donnent l'air et la lumière, peuvent être utilisés à chaque fenêtre. Des hottes vitrées, adaptées à d'actives cheminées, servent spécialement pour les opérations plus dangereuses au point de vue des émanations.

Le laboratoire doit aussi être bien éclairé; le nombre des fenêtres est d'ailleurs en rapport avec la bonne ventilation.

On voit, par ce qui précède, que le nécessaire que nous mettons à la disposition de nos élèves, n'est pas bien coûteux. Pour les personnes qui voudraient se monter un laboratoire pour y étudier la chimie et s'occuper des préparations de corps, nous avons à ajouter quelques considérations.

La liste des appareils que nous avons étudiés dans la première partie de cet ouvrage, est bien longue et aurait pu être plus longue encore. — Hâtons-nous de répéter que tous ces appareils ne sont pas d'un usage également courant; tous ne sont pas nécessaires, et quand on connaît bien la manière dont ils fonctionnent, on peut remplacer ceux qu'on n'a pas en modifiant ceux que l'on a. — Nous devons même mettre en garde le commençant contre le défaut général de croire qu'on doit avoir un laboratoire complet, monté de tout ce qu'il y a de mieux pour pouvoir travailler. Il n'en est heureusement pas ainsi et pour répondre à une critique, bienveillante d'ailleurs, qu'on a faite d'une édition précédente de ce manuel, nous voulons indiquer ici la liste des quelques appareils qui sont suffisants pour faire la presque totalité des opérations dont nous allons nous occuper dans la suite de ce livre.

Si l'on a le gaz à sa disposition, on aura pour le chauffage un bec Bunsen ordinaire (fig. 2), un bec cintré (fig. 101), un chalumeau à gaz (fig. 5), avec un petit soufflet cylindrique (fig. 8). Si l'on ne peut utiliser le gaz, il faudra bien avoir recours à la lampe à alcool, dont on aura une simple et une à double courant d'air (fig. 74): on aura de plus une lampe à essence, un fourneau à manche (fig. 79) et un petit four à réverbère (fig. 82) et un autre pour le chauffage des tubes (fig. 83). On aura aussi quelques triangles en fil de fer (fig. 77), un bain de sable, deux ou trois petits creusets de Paris (fig. 133) autant de creusets et de capsules à bec, en porcelaine. Ces petits objets de porcelaine, coûtant assez cher, réclament qu'on les choisisse avec soin et d'épaisseur bien uniforme. Une lime triangulaire pour couper le verre, une queue de rat pour percer les bouchons, une lime plate, un kilogramme de tubes de verre, quelques baguettes pleines pour agitateurs, suffiront amplement. Ajoutez 2 ou 3 vases coniques (fig. 176) pour dissolution à froid, autant de vases de Berlin (fig. 178), quelques entonnoirs et une main de papier à filtrer. Un support avec une douzaine de tubes à essais (fig. 170), et une série de flacons contenant des solutions de divers réactifs purs servant à caractériser les corps, quelques cornues ordinaires, deux cornues tubulées, un condenseur de Liebig (fig.

255); un flacon de Woolf à 2 et un à 3 tubulures (fig. 298 et 299), deux ballons, deux matras, une éprouvette à sécher le gaz ou un tube en U, une petite cuve à eau en zinc, une éprouvette, une cloche à bouton et une cloche tubulée pour recueillir les gaz seront nécessaires, ainsi qu'une balance Roberval, pouvant peser 5 kilogrammes et un petit trébuchet ordinaire (fig. 40).

Pour les pesées les plus exactes, que demandent les préparations des corps, une balance de précision de 250 grammes, pesant au $\frac{1}{2}$ milligramme, suffirait amplement et ce n'est que pour les opérations analytiques qu'une petite balance, pesant au $\frac{1}{10}$ de milligramme, pourrait être nécessaire. La balance de précision n'est que très rarement employée pour les travaux ordinaires. C'est une raison de plus de la mettre dans les meilleurs conditions pour la conserver à l'abri des vapeurs du laboratoire.

On se procurera aussi quelques appareils de mesure, mais on ne devra en prendre livraison qu'après en avoir vérifié la graduation (voir page 63), car le commerce en fournit beaucoup de mal gradués. Parmi ces appareils, d'un usage fréquent, on devra avoir :

Une burette anglaise de 200 cc (fig. 59).

Une burette de Mohr à pince ou à robinet gradué en $\frac{1}{2}$ cc (fig. 62).

Un tube de 10 cc gradué en $\frac{1}{10}$ de cc (fig. 61).

Un flacon jaugé de 500 cc, un de 100 et un de 50 cc (fig. 48).

Quelques pipettes jaugées (fig. 46).

Pour les thermomètres, on devra en avoir un pouvant aller jusque 110° et un autre jusque 300° , et il faut avoir soin de vérifier les points 0 et 100° avant de s'en servir, afin de voir s'il n'y a pas de correction à faire — et c'est souvent le cas.

Enfin, comme appareils de platine, on peut se limiter à un creuset de platine de 4 centimètres de hauteur avec un couvercle, forme capsule (fig. 140), et à une capsule à fond plat, de 70 à 80 millimètres de diamètre sur 15 à 20 de hauteur. On y ajoutera 50 centimètres de fil de platine, de $\frac{5}{10}$ de millimètre de diamètre et une petite pince à bouts de platine, ou plus économiquement à bouts platinés, d'un très bon usage.

Quant aux produits chimiques, on pourra, en se basant sur les préparations que l'on désire faire, dresser une liste des réactifs qu'il faut commander.

Ce que nous venons de dire s'applique à un laboratoire servant spécialement à la préparation des divers corps et aux expériences ordi-

naires de la chimie générale. S'il s'agit de recherches chimiques spécialisées dans telle ou telle direction, ou de laboratoires de chimie analytique annexés à diverses industries, on aura à faire face à d'autres exigences et l'on devra y installer toute une série d'appareils spéciaux, correspondant à la spécialité en vue. Il n'entre pas dans le cadre de ce manuel de donner des indications particulières de ce genre.

Un mot encore au point de vue économique. Il faut tâcher de faire le tout le plus économiquement possible et de se procurer les objets dont on a besoin de bonne qualité et au meilleur marché. Pour arriver à ce résultat, nous conseillerons, *quand la chose en vaut un peu la peine*, de demander les prix-courants des grandes maisons où se vendent les appareils et de celles qui fournissent spécialement les produits de laboratoire, de compulsurer ces listes de prix et de n'acheter qu'en connaissance de cause. En règle générale, on ne doit pas acheter le tout à une même maison, mais s'adresser directement aux divers producteurs. La connaissance des adresses des bons fournisseurs est difficile à acquérir et d'autant plus que, la concurrence s'en mêlant, il y a lieu de se tenir toujours au courant des variations de prix des divers articles.

Des accidents de laboratoire. Toute opération chimique peut présenter des dangers, dont parfois la cause ne sait trouver d'explication satisfaisante.

Sans prétendre qu'on puisse prévenir tous les accidents, nous aurons soin d'indiquer, dans les préparations que nous allons étudier, les précautions spéciales à prendre, dans chaque cas, pour tâcher de les éviter.

En attendant, nous allons rapidement les passer en revue pour donner quelques renseignements sur les premières mesures à prendre, avant l'arrivée du médecin, qui doit être consulté pour la suite du traitement à suivre, si le cas est un peu grave.

Coupures. Le travail du verre et le montage des appareils et des tubes occasionnent souvent des coupures. Ces blessures, d'ordinaire, n'ont pas d'importance ; dans quelques cas, cependant, elles peuvent être graves. Le premier soin est de s'assurer qu'aucun fragment de verre n'est resté dans la coupure ; on lave ensuite la plaie à grande eau et, après, avec de l'eau salicylée, puis on replace les chairs dans leur position normale et on les maintient au moyen de baudruche adhésive, de taffetas anglais ou

ou de sparadrap agglutinatif. Si le sang coule en abondance, on pourra l'étancher avec de l'amadou ou de l'ouate imbibée d'un liquide astringent, p. ex. : une solution d'alun dans quinze fois son poids d'eau, ou de perchlorure de fer (à 20° Bé). On placera par dessus de l'ouate salicylée et une bande roulée; on ajoutera de nouvelle ouate imbibée du liquide astringent si le sang traverse l'appareil. Si une artère était coupée, — ce qu'on reconnaîtra à l'émission *saccadée* d'un sang vermeil, — on exercera une compression convenable sur la plaie ou un peu plus haut, de manière à arrêter l'hémorrhagie et l'on s'empressera d'appeler un chirurgien.

Brûlures. Les brûlures peuvent être d'intensité bien différente, suivant le corps qui les a produites. Par exemple : la vapeur d'eau 100° brûle autrement que l'eau à cette température; l'eau bouillante ne produit pas des effets aussi graves que l'huile bouillante (300°) ou qu'un métal fondu, qui peut même carboniser les chairs.

Les brûlures produites par les agents corrosifs sont encore d'une autre nature : car, outre la corrosion de la peau et des chairs, ces corps peuvent agir par des propriétés toxiques spéciales. L'acide fluorhydrique demande sous ce rapport des précautions particulières : il faudra, notamment, se servir de gants ou de doigtiers en caoutchoac. Les acides forts (sulfurique, etc.), présentent aussi des dangers; mais le brome surtout est un des liquides dont il faut le plus se défier.

Les brûlures par le phosphore enflammé ont encore un caractère spécial et guérissent avec une lenteur désespérante.

Pour la plupart de ces brûlures, faites par des acides ou par des corps dont la combustion peut donner lieu à des acides, le premier soin est de laver abondamment sous le robinet d'eau, puis de lotionner avec une eau légèrement alcaline (carbonate de soude au centième) ou tenant en suspension de la poudre de craie.

Si le liquide corrosif est alcalin (solutions concentrées de soude ou de potasse caustique), après que la partie brûlée aura été quelque temps sous l'eau d'un robinet, on lotionnera avec de l'eau acidulée au centième.

Enfin, pour les brûlures ordinaires, le moyen le plus à conseiller est d'imbiber de liniment oléo-calcaire (1) la partie brûlée, qu'on recouvre

(1) On obtient ce liniment en agitant vivement de l'huile de lin avec 8 à 10 fois son volume d'eau de chaux.

ensuite d'ouate; dans d'autres cas, la vaseline salicylée est d'un bon usage. Dans les cas graves, on laissera au chirurgien le soin de vérifier le premier pansement et de le renouveler s'il y a lieu.

Les brûlures ordinaires étendues peuvent avoir des suites fâcheuses et réclament nécessairement les soins d'un médecin.

Dans les laboratoires où beaucoup d'opérateurs travaillent ensemble, les projections de certains liquides en ébullition peuvent occasionner des brûlures, non seulement à l'opérateur, mais aussi aux voisins. Ainsi, quand on chauffe un tube à essai, il faut toujours avoir la précaution de le diriger vers une partie du laboratoire où les projections puissent se faire sans atteindre personne. Nous ne saurions trop recommander d'en agir ainsi.

Empoisonnements. Les empoisonnements par asphyxie sont extrêmement rares. Il faut craindre cependant le gaz oxyde de carbone, qui se dégage quand on travaille avec les petits fourneaux où l'on brûle du charbon de bois ou du coke, et cela d'autant plus que ce gaz ne se décèle pas par l'odorat et que l'asphyxie, qu'il produit, est extrêmement difficile à combattre.

Le chlore a souvent pour résultat des effets qui trahissent plutôt une action irritante qu'un empoisonnement, irritation des voies respiratoires, quintes de toux et jusqu'à des crachements de sang.

Les vapeurs nitreuses produisent des effets du même genre. Elles incommodent moins en apparence, mais les effets intérieurs sont graves et perfides.

On ne peut trop recommander de s'abstenir de respirer de l'air chargé de ces gaz irritants; et même, en général, quand on veut reconnaître l'odeur d'un corps, *il ne faut l'aspirer qu'avec précaution* et pas plus qu'il ne faut pour le caractériser.

Que faire quand on a respiré de ces corps? — Tout d'abord, aller à l'air pur, puis, prendre les antidotes les plus convenables pour chaque gaz. Le sujet est trop étendu pour être traité ici et le médecin consulté indiquera le traitement dans chaque cas particulier.

L'inhalation d'air enrichi d'oxygène bien pur peut souvent rendre de bons services.

Pour prévenir les intoxications par les gaz, le meilleur moyen est d'opérer dans un laboratoire largement aéré.

Certains gaz doivent être tout particulièrement évités, et en nommant

l'hydrogène arsénié, nous aurons cité un des plus délétères, qui a déjà donné lieu à plus d'un accident mortel. L'acide cyanhydrique présente à peu près les mêmes dangers. Pour des préparations de ce genre, le laboratoire bien aéré devient insuffisant et le mieux est d'opérer en plein air.

L'hydrogène sulfuré est moins à craindre, mais il exige aussi certaines précautions; heureusement, son odeur désagréable le décèle de suite. Un bon antidote est le chlore gazeux: on place sous les narines une compresse imbibée d'eau chlorée; on lotionne légèrement le nez avec une dissolution étendue de chlore, de chlorure de chaux ou d'eau de Javel. On asperge la figure avec de l'eau vinaigrée froide, on couvre les extrémités de sinapismes.

Il est rare que, dans les laboratoires, on soit victime d'accidents d'empoisonnement par ingestion de liquides corrosifs ou vénéneux. Si la chose arrivait, le premier soin serait de provoquer un vomissement, soit par des titillations de la gorge avec une barbe de plume, soit par l'administration d'un vomitif, par ex. : dix centigrammes d'émetique, divisés en deux doses, que l'on donnera à dix minutes d'intervalle. Pour les liquides corrosifs, on fait boire au malade de l'eau albuminée (un blanc d'œuf bien battu dans un verre d'eau qu'on réitérera plusieurs fois), ou même de l'eau savonneuse (dix grammes de savon blanc pour un litre d'eau), ou de l'eau tenant en suspension de la magnésie *calcinée* (quinze grammes par litre), puis on donnera le vomitif.

Explosions. Ici surtout les soins préventifs ont des résultats plus directs. — Nous avons indiqué, dans ce qui précède, des causes d'explosions évitées par l'emploi des tubes de sûreté et par celui des tubes protecteurs en fer dans les opérations sous pression. Si l'on ignore les propriétés d'un corps suspect, on peut, si on a à l'expérimenter, prendre la bonne précaution de mettre le masque en fil de fer et de n'opérer d'abord que sur de petites quantités.

La trituration des mélanges susceptibles de détonner occasionne souvent des explosions, qu'on aurait prévenues en réfléchissant aux réactions des corps en présence. — Quand on a à faire des mélanges, on doit éviter de broyer dans le mortier des sels fortement oxydés (chlorate, azotate de potasse) avec des substances organiques, ou bien avec des sulfures facilement oxydables, tels que le sulfure d'antimoine, etc. Quand on mani-

pule des fulminates, des picrates et autres agents explosifs, il faut, autant que possible, les travailler humides et ne pas oublier que le moindre choc, le moindre frottement même, peut déterminer une explosion désastreuse.

Certains mélanges gazeux sont aussi explosifs — la combustion se propage à travers les tubes les plus minces et avec une vitesse inouïe. Qu'on ne l'oublie pas quand on préparera l'hydrogène, que les commentants enflamment généralement trop vite, avant que l'appareil de production ait été complètement débarrassé de l'air qui le remplissait au début de la préparation. Dans ce cas, une bonne précaution est de ne pas travailler avec un mélange explosif fait à l'avance et conservé dans un gazomètre, ce qui est toujours dangereux; il faut faire le mélange, à mesure du besoin, par l'écoulement des deux gaz séparés, à travers des robinets réglés, ainsi qu'on le fait pour l'alimentation du chalumeau oxy-hydrigue.

Les manipulations des liquides peuvent aussi donner lieu à des explosions; elles sont cependant plus rares.

Nous aurons lieu d'appeler l'attention spéciale de l'opérateur quand les préparations à faire présenteront un danger particulier; nous indiquerons autant que possible alors, pour chaque cas, les premières mesures à prendre, en attendant l'arrivée du médecin.

Il est d'ailleurs à conseiller d'avoir toujours sous la main une boîte de secours contenant les principaux objets à utiliser sans perdre une minute en cas d'accident. Voici le contenu de celle que nous avons à notre laboratoire : des bandelettes roulées, du vieux linge, une bobine de fil, un paquet d'épingles, du taffetas anglais, de la baudruche adhésive, du sparadrap agglutinatif, quelques feuilles de sinapisme Rigollot, quelques barbes de plume, quelques doses de cinq centigrammes d'émétique, de la poudre de craie, de la magnésie calcinée, de l'eau additionnée de 15 gr. de magnésie calcinée par litre et de l'eau additionnée de poudre de craie, des flacons contenant du liniment oléo-calcaire, de la vaseline salicylée, du chlorure ferrique en solution à 20^{0/0}, une solution d'alun (1 alun pour 15 eau) de l'eau vinaigrée, de l'eau acidulée d'un centième d'acide chlorhydrique pur, une solution de carbonate de soude au centième, de l'eau savonneuse (10 gr. savon blanc par litre).

Manière de travailler. Les exercices de chimie pratique inscrits, au vœu de la loi sur l'enseignement supérieur,

dans le programme des études actuelles sont certes destinés à produire les résultats les plus avantageux au point de vue des connaissances chimiques.

Mais, pour qu'on en retire toute l'utilité désirable, il est une condition indispensable que l'étudiant ne doit jamais perdre de vue : c'est que tout exercice pratique doit être précédé de l'étude théorique des opérations qu'il s'agit d'entreprendre. Aussi, nous ne pouvons trop engager les jeunes gens qui vont suivre les travaux du laboratoire, à étudier avec soin, *avant chaque séance*, les principes de chimie générale relatifs aux préparations qu'ils vont avoir à faire. C'est la marche rationnelle à suivre pour fixer les faits dans l'esprit, c'est le meilleur moyen pour réussir une préparation chimique, c'est la condition nécessaire pour les faire servir à élucider la théorie et pour manipuler *sans danger*, tant pour l'opérateur que pour ses compagnons de travail.

La partie descriptive qui précède fournira à l'étudiant un résumé des connaissances les plus indispensables pour l'emploi rationnel des divers appareils que l'on trouve dans un laboratoire. Nous y avons étudié les différentes opérations de la chimie pratique et les appareils qui servent à les réaliser; nous recommandons l'étude spéciale de cette partie, qui facilitera singulièrement la réussite des travaux que nous allons passer en revue dans la suite de ce livre et la table alphabétique que nous avons dressée permettra à l'opérateur de trouver de suite tel renseignement dont il aura besoin quand il sera en train de faire l'une ou l'autre des préparations qui vont suivre.

Les exercices dont nous allons nous occuper, consisteront spécialement dans la préparation des divers corps de la chimie. Pour chacun de ces travaux, l'étudiant devra en

outre s'exercer au maniement de la table des poids atomiques et calculer, d'après la formule qui rend compte de la réaction, les quantités exactes des différents corps qu'il va mettre en présence, et celles, en poids ou en volume, des corps produits.

Pour l'exécution de ces calculs, nous donnons ci-dessous les poids atomiques des principaux corps simples :

<i>Aluminium</i>	Al	27.5	HYDROGÈNE	H	1.
<i>Antimoine</i>	Sb	120.	<i>Iode</i>	Io	127.
<i>Argent</i>	Ag	108.	<i>Lithium</i>	Li	7.
<i>Arsenic</i>	As	75.	<i>Magnésium</i>	Mg	24.
<i>Azote</i>	Az	14.	<i>Manganèse</i>	Mn	55.
<i>Baryum</i>	Ba	137.	<i>Mercure</i>	Hg	200.
<i>Bismuth</i>	Bi	210.	<i>Molybdène</i>	Mo	92.
<i>Bore</i>	Bo	11.	<i>Nickel</i>	Ni	59.
<i>Brome</i>	Br	80.	<i>Or</i>	Au	196.5
<i>Cadmium</i>	Cd	112.	<i>Oxygène</i>	O	16.
<i>Calcium</i>	Ca	40.	<i>Phosphore</i>	Ph	31.
<i>Carbone</i>	C	12.	<i>Platine</i>	Pt	197.
<i>Chlore</i>	Cl	35.5	<i>Plomb</i>	Pb	207.
<i>Chrome</i>	Cr	53.5	<i>Potassium</i>	K	39.
<i>Cobalt</i>	Co	58.7	<i>Silicium</i>	Si	28.
<i>Cuivre</i>	Cu	63.5	<i>Sodium</i>	Na	23.
<i>Étain</i>	Sn	118.	<i>Soufre</i>	S	32.
<i>Fer</i>	Fe	56.	<i>Strontium</i>	Sr	88.
<i>Fluor</i>	Fl	19.	<i>Zinc</i>	Zn	65.

Voici un exemple de calcul de ce genre.

La préparation de l'hydrogène, ainsi que nous allons le voir bientôt, peut se faire en décomposant, par le zinc, l'acide sulfurique étendu. La réaction qui se passe est réglée par la formule suivante :



Traduisons cette formule en poids :

Le poids moléculaire H_2SO_4 est donné par la somme des poids atomiques des éléments constituants (en tenant compte du nombre d'atomes).

$$\begin{aligned} H_2 &= 1 \times 2 \text{ at.} = 2 \\ S &= 32 \times 1 \text{ at.} = 32 \\ O_4 &= 16 \times 4 \text{ at.} = 64 \end{aligned}$$

Le poids moléculaire de $H_2SO_4 = 98$

Le poids atomique du Zn est = 65

Celui de $Zn SO_4$ est :

$$\begin{aligned} Zn &= 65 \times 1 \text{ at.} = 65 \\ S &= 32 \times 1 \text{ at.} = 32 \\ O_4 &= 16 \times 4 \text{ at.} = 64 \end{aligned}$$

Poids moléculaire de $ZnSO_4 = 161$

Le poids atomique de H = 1 d'où

$$H_2 = 1 \times 2 \text{ at.} = 2$$

La formule de la réaction étant :



nous posons en dessous {
les poids correspondants { $98^{gr} + 65^{gr} = 161^{gr} + 2^{gr}$

et le volume de l'hydrogène gazeux est celui de 2 atomes-grammes ou 2 fois 11^{lit}163, soit 22^{lit}326 qui est le volume gazeux de la molécule-gramme, c'est-à-dire du poids de la molécule H_2 , ou 2 grammes, en supposant que les chiffres indiqués dans la table des poids atomiques représentent des grammes.

Cela connu, nous pouvons résoudre facilement, par une simple proportion, ou par la règle d'unité, divers problèmes, entre autres :

Combien n parties d'acide sulfurique peuvent-elles produire de parties A) de sulfate de zinc ou B) d'hydrogène? — Combien de k^{os} de

zinc doivent être consommés pour produire n k^{os} d'hydrogène ou n litres de ce gaz ou n k^{os} de sulfate de zinc. — Etc.

Nous allons résoudre un de ces problèmes :

On demande combien de litres d'hydrogène (sous pression et température normales) cent grammes de zinc peuvent produire en réagissant sur l'acide sulfurique étendu.

Des données ci-dessus, nous concluons que 65 gr. de zinc servent à produire 2 gr. d'hydrogène.

1 gr. de zinc servira à produire $\frac{2}{65}$ gr. de H.

100 gr. de zinc serviront à produire $\frac{2 \times 100}{65}$ gr. = $\frac{200}{65}$
= 3,08 gr. d'hydrogène.

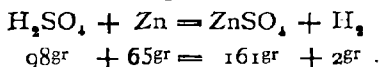
Or, la densité de l'hydrogène rapportée à l'air étant 0,069 et le litre d'air pesant 1 gr. 293 à 0° et 0,76 de mercure de pression, nous voyons que le poids d'un litre d'hydrogène est :

$$1 \text{ gr. } 293 \times 0,069 = 0 \text{ gr. } 0,89.$$

Les 3 gr. 08 ci-dessus seront donc le poids de $\frac{3,08}{0,089}$
= 34,6 litres d'hydrogène.

100 gr. de zinc pourront donc produire 3 gr. 08 ou 34 litres 6 d'hydrogène, à la température de zéro et à la pression de 0 m. 76 de mercure.

Au lieu de chercher le volume en partant de la densité du gaz, on peut plus commodément faire usage du volume de la molécule-grammes qui, pour tous les gaz, est de 22^{lit}326, le volume de l'atome-grammes étant 11^{lit}163, la formule s'écrit alors, en remarquant que H₂ est une molécule ou 2 atomes :



Or, 2 gr. d'hydrogène, soit une molécule H₂, occupent un volume de 22^{lit}326; donc,

65 gr. de Zn produisant 22^{lit}326,

1^{er} Zn servira à produire $\frac{22^{\text{lit}}326}{65}$

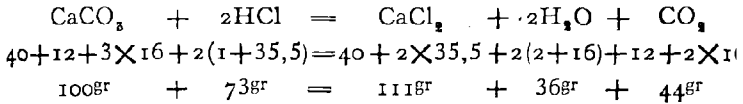
100^{gr} de zinc » $\frac{22^{\text{lit}}326 \times 100}{65} = 34^{\text{lit}}6$ d'hydrogène

à la température 0° et à la pression normale.

Voici un autre exemple de ces calculs :

Déterminer la quantité en poids et en volume d'anhydride carbonique que l'on peut obtenir en attaquant 150 grammes de calcaire par de l'acide chlorhydrique.

La formule qui rend compte de la réaction est :



or, le volume de la molécule-gramme de CO₂ est 22^{lit}326; donc, 100 gr. de calcaire produisant 44 gr. ou 22^{lit}326 CO₂,

avec 1^{er} de calcaire on aura $\frac{44^{\text{gr}}}{100}$ est CO₂ ou $\frac{22^{\text{lit}}326}{100}$

avec 150^{gr} de calcaire on aura $\frac{44 \times 150}{100} = 66^{\text{gr}}$ ou $\frac{22,326 \times 150}{100} = 33^{\text{lit}}488$ de CO₂.

Nous dirons, en terminant ces observations préliminaires, qu'une expérience de plus de vingt ans nous permet d'assurer que si on veut bien travailler avec les précautions que nous indiquons, les opérations marcheront bien, et sans le moindre accident.

Avant d'entreprendre la préparation d'un corps, nos élèves feront bien de lire aussi ce que nous indiquons, s'il y a lieu, sous la rubrique *accidents*. Il gagneront ainsi rapidement les habitudes de prudence et la sécurité des gens qui travaillent en pleine connaissance de ce qu'ils font.

CHIMIE INORGANIQUE

HYDROGÈNE.

1. On prépare l'hydrogène en décomposant à froid l'acide sulfurique dilué au moyen du zinc.

La réaction est $H_2SO_4 + Zn + aq = ZnSO_4 + H_2 + aq$.

Cette réaction se faisant à froid, on pourra prendre pour appareil producteur du gaz un flacon de Woolf à deux tubulures (fig. 341), ou un flacon à une tubulure munie d'un tube

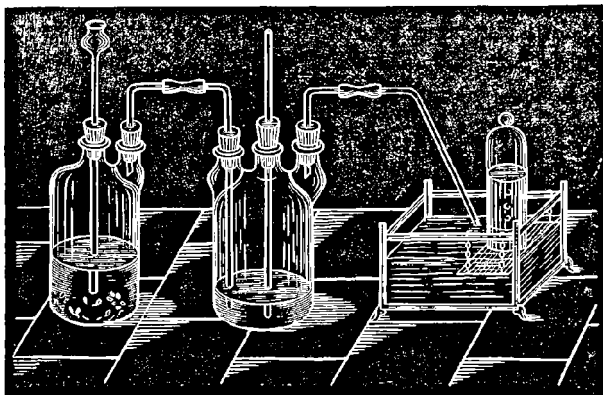


Fig 341.

de dégagement de Durand (v. page 220); on lavera le gaz dans de l'eau mise en petite quantité dans un laveur, par

exemple, dans un flacon de Woolf à trois tubulures, et le gaz sera reçu sous une cloche placée sur une cuve à eau. Souvent quand le gaz doit être recueilli sur l'eau, on pourrait se dispenser d'employer un flacon laveur, mais l'eau de la cuve devient alors plus ou moins acide et pourrait corroder la paroi de cette cuve, si celle-ci est de métal. — Le gaz sera *préalablement essayé* au moyen de l'éprouvette à gaz et on ne le recueillera sous la cloche qu'après s'être assuré qu'il est suffisamment pur. — Pour éviter tout accident, rappelons qu'il ne faut pas essayer d'enflammer directement l'hydrogène à l'extrémité du tube de dégagement, avant de s'être assuré que ce gaz n'est plus mélangé d'air.

Pour la production de l'hydrogène, on devra d'abord diluer l'acide sulfurique concentré du commerce; cette dilution se fera avec précaution, en versant, sous un mince filet, 10 pour cent en poids ou un volume d'acide dans dix-huit volumes d'eau (et non pas l'eau dans l'acide car il y aurait danger de projections), on agitera et on laissera refroidir.

Un acide trop concentré pourrait donner lieu à une production d'hydrogène sulfuré provenant de la réduction de l'acide sulfurique à l'état d'hydrure.

On versera l'acide dilué par l'entonnoir du tube de sûreté du flacon producteur et seulement *quand tout est monté et après que l'on a vérifié si les joints sont bien étanches* (voir page 219).

Ainsi que la formule l'indique, le résidu qui reste dans le flacon producteur, est du *sulfate de zinc*; il est mêlé de zinc ou d'acide sulfurique en excès. Il y a souvent aussi un résidu noir léger, qui est formé de diverses impuretés du zinc commercial (C, Pb, Sb, etc.). En filtrant, évaporant et faisant cristalliser, on peut obtenir des cristaux incolores de ce sulfate $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$.

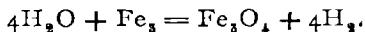
Si le zinc employé à cette préparation contient du S, de l'As, etc., l'hydrogène dégagé contiendra de l'hydrogène sulfuré, arsénié, etc. Ne pas oublier ce fait quand il s'agit d'utiliser cette réaction dans l'appareil de Marsh. Le zinc laminé, qu'on emploie habituellement, ne contient pas assez de soufre ou d'arsenic pour qu'on ait besoin, dans les cas ordinaires, de purifier de ce chef l'hydrogène qu'il produit.

2. Même préparation en remplaçant le zinc par le fer.

Même appareil, mêmes précautions qu'au n° précédent, sauf en ce qui concerne la dilution de l'acide, qu'on ne diluera qu'au sixième (1 volume d'acide et 5 vol. d'eau) pour montrer la réduction de l'acide sulfurique en hydrogène sulfuré; on refroidira le mélange avant de s'en servir. Dans ces conditions la préparation marche assez vite et l'on devra mettre dans le flacon laveur une solution d'acétate de plomb pour purifier l'hydrogène; elle retiendra sous forme de sulfure de plomb, l'hydrogène sulfuré qui ne manquera pas de se produire.

3. L'hydrogène se prépare aussi en décomposant l'eau par le fer à haute température.

Quand on fait passer de la vapeur d'eau sur du fer porté au rouge, le métal s'oxyde et l'hydrogène est mis en liberté :



Pour réaliser cette réaction, on vaporise de l'eau contenue dans une petite cornue munie d'un tube de sûreté à entonnoir plongeant très peu dans l'eau ou bien dans un petit ballon *b* (fig. 342), et on fait passer cette vapeur à travers un tube de fer *a b* rempli de rognures de fer ou de petits clous et placé dans un fourneau à tubes. Il est chauffé au rouge, en ayant soin de rafraîchir les extrémités *a* et *b*

pour ne pas laisser carboniser le liège des bouchons. On reçoit le gaz sur l'eau.

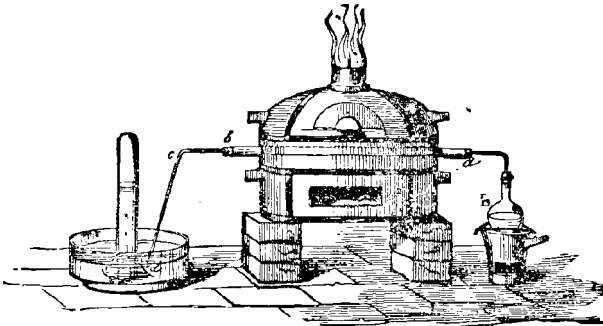


Fig. 342.

Les premières éprouvettes de gaz recueilli contiennent toujours un mélange d'air; il faut donc essayer le gaz avant de le recueillir pour les expériences.

Données numériques. La densité de l'hydrogène est 0,069 par rapport à l'air. A 0° et sous 0 m. 76 de pression, un litre d'hydrogène, pèse 0 gr. 0895, il en faut donc 11 lit. 173 pour peser 1 gramme.

Le poids atomique de H est pris pour unité, $H = 1$.

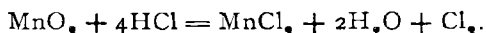
Problème. Un ballon cubant 1200 mètres cubes doit être rempli d'hydrogène; indiquer les quantités de zinc et d'acide sulfurique à 66° B° nécessaires pour cette opération.

Expériences à faire. *Légèreté spécifique* : emploi des cloches, bulles de savon, petits ballons; *diffusibilité, combustibilité*, harmonica chimique, *mélanges explosifs* (précautions spéciales, surtout ne pas faire de trop grands volumes de mélange explosif).

CHLORE.

4. Préparer le chlore par la réaction du peroxyde de manganèse sur l'acide chlorhydrique. Faire une solution de chlore dans l'eau.

La formule de la réaction est :



La moitié seule du chlore des matières réagissantes se trouve mise en liberté, l'autre moitié reste à l'état de chlorure dans le résidu. — La réaction exige le concours d'une cha-

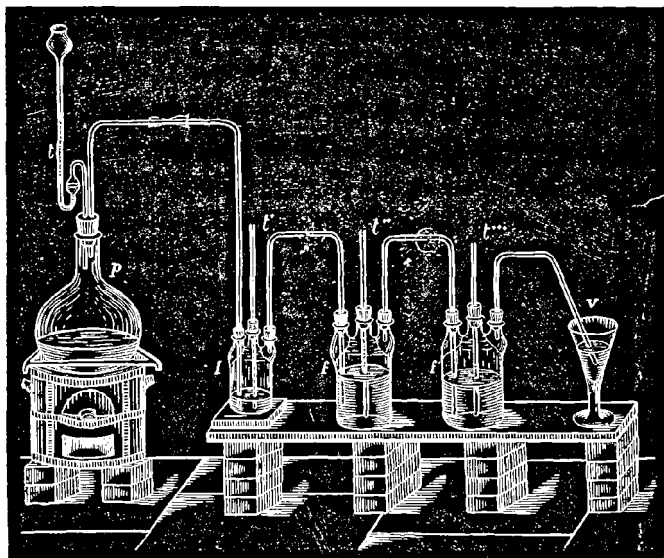


Fig. 343.

leur modérée, on la fera donc, soit dans un ballon, un matras ou une cornue munie d'un tube de sûreté. Le peroxyde sera utilisé en *grains* de la grosseur d'un pois, afin de faciliter la

circulation du liquide jusqu'au fond de l'appareil et de régulariser l'échauffement. L'introduction de ces grains dans le ballon, pouvant provoquer la rupture de celui-ci, on fera bien de remplir d'abord le ballon *p* (fig. 343) avec de l'eau, on introduira ensuite les grains de peroxyde et on videra ensuite l'eau avec précaution. On chauffera soit directement, soit au bain de sable ou au bain-marie.

Le chlore sera lavé dans très peu d'eau en *l* et on pourra l'utiliser pour en faire une solution dans l'eau distillée. Cette eau sera placée dans des flacons de Woolf à trois tubulures *f* et *f'*; le chlore en excès sera absorbé dans un verre à pied *v*, contenant de la soude caustique en solution.

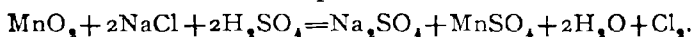
Ce qui reste dans la cornue, comme résidu de cette préparation, est du chlorure manganoux, mélangé de peroxyde de manganèse ou d'acide chlorhydrique. Pour obtenir ce *chlorure manganoux*, on peut saturer l'excès d'acide avec de la craie qui précipite aussi les impuretés ferriques à l'état d'hydroxyde ferrique. La solution filtrée contient du chlorure manganoux et du chlorure de calcium; on peut précipiter le calcium par de l'acide sulfurique jusqu'à cessation de précipité. On filtre, puis on évapore à sec et l'on obtient ainsi du chlorure manganoux assez pur.

Observations. On prendra toutes les précautions dans le montage de l'appareil et on vérifiera, *avant de l'utiliser*, si tous les joints sont bien hermétiques. Si, pendant l'opération et malgré ces soins, on s'apercevait qu'il y a des fuites, on les rechercherait en approchant de chaque joint un tube trempé dans l'ammoniac. En présence du chlore, il y a alors formation d'un nuage blanc de sel ammoniac. Dès que la fuite est reconnue, on la bouche avec du lut à la farine de lin (voir page 206), qu'on a soin, après la pose, de bien lustrer avec le doigt mouillé d'eau.

5. On prépare le chlore en décomposant le chlorure de sodium mélangé intimement de peroxyde de manganèse par l'acide sulfurique. Le recueillir gazeux.

Ce procédé, *très intéressant au point de vue théorique, n'est guère pratique*, et on préférera habituellement la méthode du n° 4.

La réaction se traduit par la formule :



Après avoir *pesé* des quantités de chlorure de sodium (39 gr.) et de peroxyde de manganèse (29 gr.) (1) répondant à la formule ci-dessus et avoir réduit en poudre et *mélangé intimement* le tout, le mélange est introduit dans une cornue ou un ballon. On prendra de l'acide sulfurique concentré dont on versera un volume dans un volume d'eau (et non l'inverse!). Cet acide sera introduit dans l'appareil par le tube de sûreté, on chauffera au bain-marie et il se produira du chlore.

Ainsi que la formule l'indique, on obtient, de la sorte, tout le chlore contenu dans les matières réagissantes. L'acide sulfurique sera ajouté à mesure que l'opération avance; un petit excès de ce corps ne nuirait d'ailleurs pas à la bonne réussite de l'opération.

Cette préparation, exigeant le concours d'une chaleur modérée, on chauffera au bain-marie; on agitera aussi, de temps en temps, le ballon où se produit le gaz.

Le chlore attaquant le mercure et étant assez soluble dans l'eau, ne pourra être recueilli sur ce liquide. On le desséchera donc en le faisant traverser un flacon de Woolf b,

(1) Il faut, dans cette pesée, tenir compte de ce que le MnO_2 du commerce ne renferme en moyenne que 80 o/o de MnO_2 pur.

contenant de l'acide sulfurique à 66° B^t, ou bien, après l'avoir lavé dans un flacon qui ne contient que peu d'eau, on le fera ensuite passer à travers de la pierre ponce imbibée d'acide sulfurique concentré, placée dans un tube en U ou dans une éprouvette à pied. On le recueillera ensuite par déplacement dans un flacon *c*. La couleur verdâtre du gaz indique que l'appareil est rempli. On fera bien de mettre plusieurs flacons *c*, *c'*, à la suite l'un de l'autre (fig. 344); le gaz sortant du dernier sera absorbé par une solution

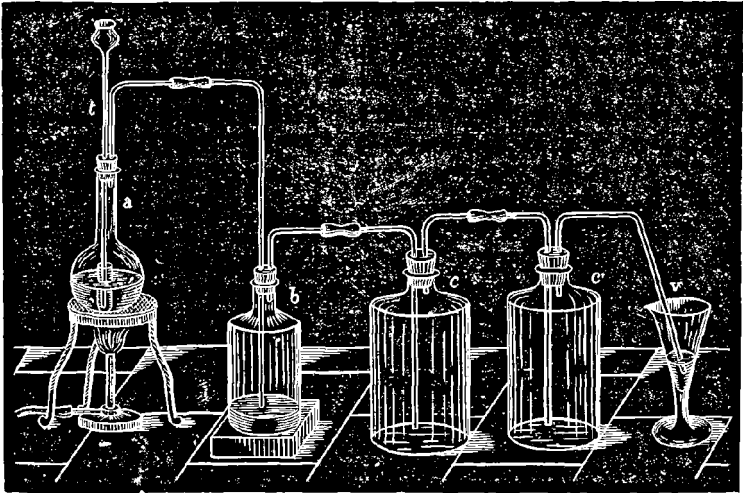


Fig. 344.

de soude caustique, en *v*, afin que le chlore ne se répande pas dans l'atmosphère du laboratoire.

On pourrait cependant, si on ne tenait pas à avoir le gaz sec, le recueillir sur de l'eau chaude ou bien saturée de sel marin, en ayant soin d'ajouter, au tube de dégagement, un prolongement relié par un joint en caoutchouc et pénétrant

jusqu'au haut de la cloche pour diminuer, autant que possible, le contact entre le gaz et l'eau.

Ce qui reste dans l'appareil producteur, contient du sulfate manganéux et du sulfate de sodium dissous avec un excès d'acide sulfurique.

On peut aussi *produire du chlore en utilisant l'action du sulfate de cuivre chauffé sur un mélange d'acide chlorhydrique sec et d'air*. C'est la méthode de production du chlore par le *procédé Deacon*, qu'on a proposé pour l'industrie, mais qui n'est point utilisée dans les laboratoires.

Données numériques. La densité du gaz par rapport à l'air est 2,45.

A la température de 0° et à la pression de 0^m,76 de mercure, un litre de chlore pèse 3 gr. 165. Il se liquéfie à 12,5° C sous une pression de 8 1/2 atmosphères.

Un litre d'eau dissout environ 8 volumes de chlore.

Problème. Quel volume de chlore (supposé à la température de 0° et à la pression normale) peut-on obtenir de 100 k^{os} de peroxyde de manganèse MnO₂ pur.

Expériences. Brûler de l'H dans du Cl — et inversement, du Cl dans de l'H — brûler du gaz de l'éclairage dans du Cl (noir de fumée) — action du Cl sur le S, le Ph et les métaux — blanchiment — désinfection.

Accidents. Le chlore est très dangereux à respirer et provoque de la toux et même, si la dose est un peu forte, des crachements de sang. Si du gaz se dégage en trop grande abondance d'un appareil mal monté, il faut retirer le feu de dessous le ballon producteur, ouvrir d'abord les fenêtres, les tenir larges ouvertes, et ne s'approcher de l'appareil que si l'atmosphère est bien aérée.

Dans le cas où l'on a absorbé trop de chlore, il faut respirer un peu d'ammoniaque étendue, un peu d'alcool fort, avaler même un morceau de sucre imbibé d'alcool, ou bien encore aspirer à fortes gorgées de la vapeur d'eau chaude.

On peut boire aussi avec avantage du lait, du blanc d'œuf battu, ou de l'eau savonnée.

IODE.

6. On prépare l'iode en décomposant un iodure alcalin par de l'acide sulfurique concentré.

On prend une cornue simple bien sèche, on y introduit l'iodure alcalin, puis, au moyen d'un tube à entonnoir (voir page 193), la quantité correspondante d'acide sulfurique concentré, en ayant bien soin de ne pas salir le col de la cornue. Pour 3 p. d'iodure de sodium il faut 2 p. d'acide.

On introduit ensuite ce col dans le goulot d'un récipient qu'on maintient à basse température en l'immergeant dans de l'eau froide (fig. 345).

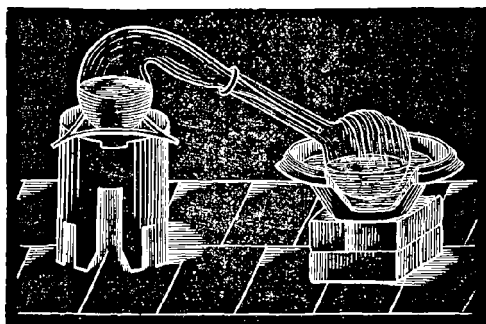
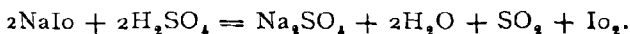


Fig. 345.

On chauffe ensuite la cornue, l'iode mis en liberté va se sublimer dans la partie froide de l'appareil.

La formule de la réaction est la suivante :



Si l'on veut ne pas être gêné par le gaz sulfureux, on munira l'appareil figuré ci-contre d'un récipient condenseur tubulé pour conduire l'anhydride sulfureux à une cheminée ou à un flacon de Woolf à trois tubulures contenant une solution de soude caustique capable d'absorber ce gaz.

En comparant cette préparation à celle du n° 7, on voit que, dans les mêmes circonstances, l'acide sulfurique agissant sur un chlorure donne, non du chlore, mais de l'acide chlorhydrique.

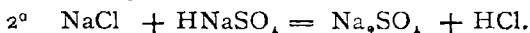
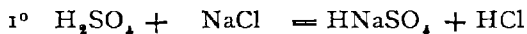
On prépare cependant aussi l'iode en faisant agir de l'acide sulfurique additionné de 3 parties d'eau en poids sur un mélange intime d'iodure de potassium et de peroxyde de manganèse. Il n'y a pas alors de dégagement de SO_2 .

Expériences. Fusion, sublimation, solution de l'iode dans les divers dissolvants, réaction avec l'amidon.

ACIDE CHLORHYDRIQUE.

7. On prépare l'acide chlorhydrique par l'action de l'acide sulfurique sur le chlorure de sodium.

L'action de l'acide sulfurique sur le chlorure de sodium peut être regardée comme se faisant en deux phases successives, d'après les formules suivantes :



La première partie de la réaction a déjà lieu à froid, la seconde exige le concours de la chaleur.

On prendra 20 gr. de sel qu'on mettra dans un ballon ou une cornue tubulée, on y ajoutera par le tube à entonnoir

de sûreté un mélange fait préalablement, de 30 gr. d'acide à 66° avec 10 gr. d'eau.

Seulement, au lieu d'un tube en S, on fera bien d'employer la disposition simple et fort commode (voir page 217)

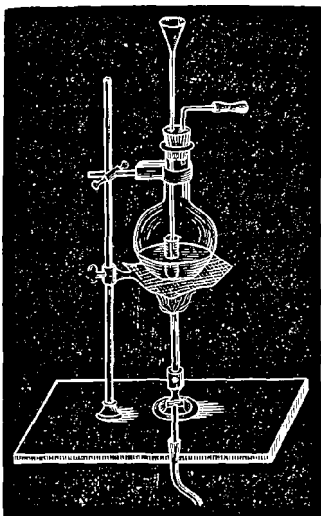


Fig. 346.

que nous représentons ci-contre (fig. 346); on évite ainsi toute obstruction de l'extrémité de l'appareil de sûreté.

Le gaz sera lavé dans un peu d'acide chlorhydrique ordinaire ou dans *très peu d'eau*. Quant on veut avoir le gaz HCl sec, le chlorure de sodium doit avoir été fondu et on utilisera de l'acide non mélangé d'eau; on pourra aussi se dispenser du lavage et on séchera dans un tube à chlorure de calcium.

Le gaz chlorhydrique étant fortement soluble dans l'eau ne peut être recueilli que sur le mercure, ou par déplacement, comme nous l'avons fait pour le chlore.

Nous préparerons une solution de ce gaz dans l'eau : l'appareil employé sera celui de la fig. 343.

Le résidu dans l'appareil producteur est du sulfate de sodium, que l'on peut obtenir en faisant évaporer à siccité pour enlever l'excès d'acide, on reprend ensuite par l'eau et on fait cristalliser; on obtient ainsi du sulfate hydraté $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 10\text{a}_q$ contenant 55,9 % d'eau.

Si la solution, d'où se déposent ces cristaux, a une température supérieure à 33°, le sulfate qui cristallise est alors anhydre.

Le sulfate hydraté chauffé fond d'abord (*fusion aqueuse*), se déshydrate, puis se fond de nouveau sans se décomposer (*fusion ignée*).

8. On obtient aussi le gaz acide chlorhydrique en faisant bouillir l'acide chlorhydrique ordinaire ou esprit de sel du commerce. En faire une solution dans l'eau.

Le gaz HCl est dissous en très grande quantité dans l'acide brut que fournit le commerce et que l'on appelle vulgairement *esprit de sel*, marquant 21 à 22° B^a (35 % en poids de HCl, soit près de 250 litres par litre d'esprit de sel). Si l'on vient à chauffer, ce gaz, qui ne peut rester en solution à chaud, se dégagera en abondance.

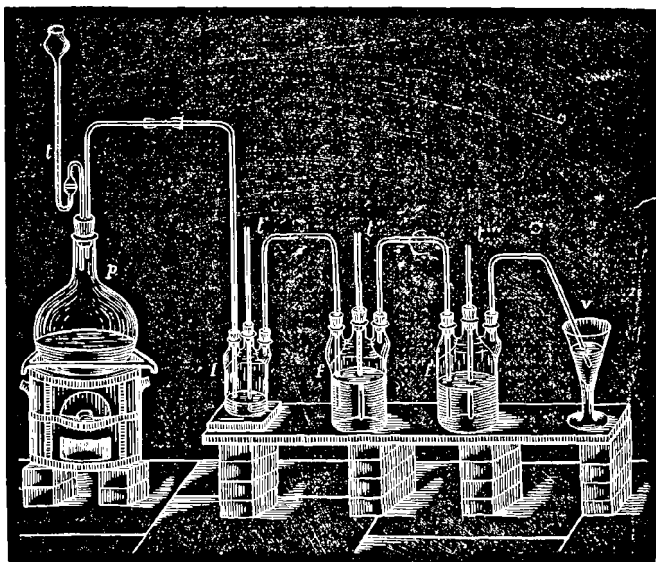


Fig. 347.

Ce procédé de préparation est assez commode, sauf quand on doit avoir du gaz sec; il est souvent utilisé dans les laboratoires. Il suffira de mettre de l'esprit de sel dans un ballon (fig. 347) assez volumineux et muni d'un tube de sûreté; laver le gaz dans de l'acide chlorhydrique en *l.* et le dissoudre en *f* et en *f'*.

On fera bouillir modérément. Le dégagement se fait très régulièrement et commence avant l'ébullition. Il se fait plus aisément encore si l'on ajoute, après un certain temps de chauffage et petit à petit de l'acide sulfurique concentré à l'acide chlorhydrique dans le ballon producteur.

Données numériques. La densité de l'acide chlorhydrique, par rapport à l'air, est de 1,247. Ce gaz se liquéfie à 0° par une pression de 26 atmosphères.

Le poids d'un litre de HCl à 0° et 0,76 de pression est 1 gr. 612.

Une solution de ce gaz dans l'eau, d'une densité de 1,17, marque 22° à l'aréomètre Baumé, elle renferme 34 1/3 % de gaz chlorhydrique sec; cette solution constitue ce que l'on appelle vulgairement *l'esprit de sel*.

Problème. Quelle quantité d'acide chlorhydrique à 22° peut-on obtenir par la transformation en sulfate de 100 kilogrammes de sel marin, contenant 95 % de chlorure de sodium.

Expériences. Grande solubilité dans l'eau; fumées à l'air — extinction des corps enflammés — action sur les métaux — eau régale — action de H₂SO₄ sur le sel marin et sur l'esprit de sel — rechercher les principales impuretés de l'acide brut, etc.

ACIDE FLUORHYDRIQUE.

9. On prépare l'acide fluorhydrique par la décomposition du fluorure de calcium au moyen de l'acide sulfurique. Gravure sur verre.

La formule de la réaction est :



Le gaz HF1 attaquant le verre, on se servira d'un appareil en plomb. Cette préparation nous montrera l'action de ce gaz sur le verre.

Le fluorure de calcium se mettra dans une cuvette en plomb; l'on y mélangera l'acide sulfurique. Sur une plaque de verre, échauffée avec précaution au-dessus d'une lampe, on enduira un vernis de cire (cire 4 p., térébenthine 1 p.), on tracera un dessin en mettant le verre bien à nu au moyen d'une pointe de fer et, avec cette plaque, on couvrira la cuvette. On chauffera alors à une température modérée, en plaçant la cuvette sur une brique préalablement échauffée; l'acide fluorhydrique se dégage, attaque le verre et l'opalise dans les traits où il est mis à nu; on a ainsi la *gravure sur verre* qui peut être terminée en dix minutes. L'excès de cire est enlevé à chaud, puis par de la térébenthine ou du naphte.

Une gravure transparente sur verre peut aussi être obtenue au moyen de la solution d'acide fluorhydrique, ou mieux au moyen d'une bouillie épaisse de fluorure de calcium en poudre fine et d'acide sulfurique concentré. On placera cette bouillie sur la plaque de verre préparée comme ci-dessus et garnie sur les côtés d'un petit bourrelet de cire de manière à former une petite cuvette retenant la bouillie corrosive; après une heure, le verre est gravé.

Accidents. Ne pas oublier, pour ces préparations, que l'acide fluorhydrique est très dangereux à respirer et que la solution produit des ulcères qui se cicatrisent avec difficulté. Il faudra donc se placer, soit sous la hotte d'une bonne cheminée ou mieux opérer en plein air. Il faut manipuler avec des gants ou doigtiers de caoutchouc ou de peau suiffée ou enduite de vaseline. Si la main est atteinte, il faut lotionner avec de l'ammoniaque un peu diluée d'abord, puis avec beaucoup d'eau.

ACIDE IODHYDRIQUE.

10. Préparation de l'acide iodhydrique en solution dans l'eau.

Si l'on veut avoir une *solution d'acide iodhydrique dans l'eau*, on fera passer un courant de gaz hydrogène sulfuré dans de l'eau tenant en suspension de l'iode en poudre et l'on agitera jusqu'à disparition de celui-ci. Le soufre, qui se précipite, opalise la liqueur qu'on devra laisser reposer pendant un certain temps, pour pouvoir l'obtenir claire par filtration.

11. On préparera l'acide bromhydrique par la réaction du brome sur la naphthaline.

Le brome se combine à la naphthaline, carbure d'hydrogène $C_{10}H_8$ et s'en détache à l'état d'acide bromhydrique. Cette opération se fait à froid.

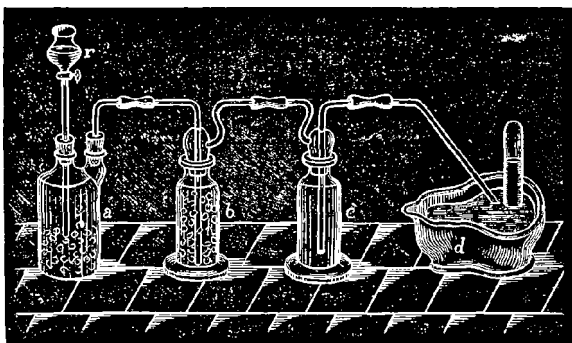


Fig. 348

On prendra un flacon de Wolf, à deux tubulures a (fig. 348), que l'on remplira de naphthaline en paillettes. A

la tubulure sera fixée un entonnoir *v* à robinet dont la douille pénètre de 2 à 3 centimètres dans la naphthaline. La 2^e tubulure recevra un tube conduisant le gaz qui se dégage à travers un flacon épurateur de Durand *b* à bouchon à l'émeri; ce flacon est complètement rempli de pierre ponce imbibée à chaud de naphthaline fondue. Le gaz bromhydrique qui sort de *a* est chargé de vapeurs de brome qui seront retenues en *b* par la ponce naphthalinée, de sorte que le gaz HBr pur passera dans un flacon Durand *c* disposé à l'envers, c'est-à-dire que le gaz arrivera par le tube latéral et s'échappera par le tube central pour aller se réunir sous une cloche posée sur le mercure *d*. Ce flacon *c* sert ainsi de flacon de sûreté et permet de voir si le gaz est bien exempt de vapeurs de brôme.

Accidents. Se défier du brome qui est très corrosif et dont les vapeurs sont dangereuses à respirer.

OXYGÈNE.

12. On préparera l'oxygène par la calcination d'un peroxyde, MnO_2 , par ex.

La réaction est traduite par la formule :



La calcination se fait au rouge dans une cornue de grès, chauffée dans un four à réverbère et munie d'un tube de Welter (fig. 349). Si l'on veut purifier l'oxygène, on pourra le laver dans un flacon de Woolf à 3 tubulures, contenant une solution étendue de soude caustique, et le recevoir sous une cloche sur l'eau. Cette soude a pour but de retenir l'anhydride carbonique qui, souvent, souille le gaz par suite des impuretés du peroxyde de manganèse naturel.

L'oxygène n'est recueilli que quand il possède la propriété de rallumer une allumette présentant encore quelques points en ignition.

Problème. Combien de litres d'oxygène peut-on retirer par la calcination de 100 k^{gr} de peroxyde de manganèse pur.

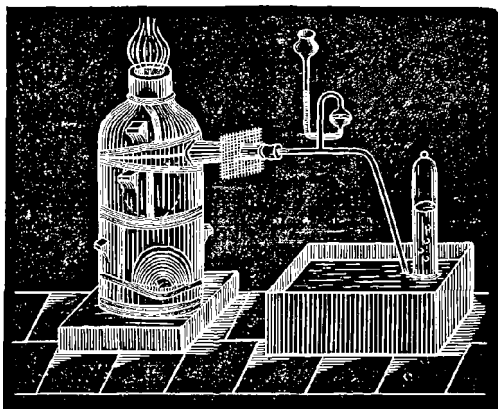
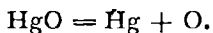


Fig. 349.

13. La calcination de l'oxyde rouge de mercure donne aussi de l'oxygène.



Ce procédé est surtout intéressant au point de vue théorique.

La calcination au rouge de l'oxyde mercurique placé dans une petite cornue ou un tube fermé assez solide, muni d'un tube de dégagement, donnera de l'oxygène. Le col de la cornue se recouvre d'un enduit miroir qui n'estant autre que du mercure.

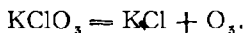
On n'emploiera aucun tube de sûreté, mais on surveillera constamment pour éviter tout accident d'absorption ou autre.

14. Production de l'oxygène par la décomposition du chlorate de potassium.

C'est le procédé habituellement employé.

Le chlorate de potassium, fortement oxydé, cède tout son oxygène quand on le soumet à une température élevée. Cette décomposition peut être assez brusque et présenter des dangers d'explosion ; on la régularise en mélangeant intimement au sel à décomposer un poids égal de peroxyde de manganèse, ou d'oxyde ferrique, ou mieux, un peu d'oxyde cuivrique *calcinés préalablement* ; ces corps d'ailleurs, ne prennent point part à la réaction. Il faut éviter avec soin toute présence de matières organiques ou de sulfures : le carbone, le soufre et l'hydrogène de ces matières pouvant donner lieu à des déflagrations.

La décomposition du chlorate seul est une opération que l'on doit surveiller avec soin : le chlorate se fond d'abord, de l'oxygène se dégage et il y a formation de chlorure et de perchlorate ; par une augmentation de température, celui-ci se décompose lui-même assez brusquement, *souvent avec explosion* ; à la fin, il ne reste que du chlorure :



On se servira avec avantage d'un ballon, d'une petite cornue ou d'un vase conique d'Erlenmeyer à fond plat ; si l'on ne met pas de tube de sûreté de Welter, la préparation sera surveillée de près et chauffée avec précaution.

En reprenant par l'eau chaude le produit qui reste dans l'appareil, on obtient une solution d'où l'on peut faire cristalliser du *chlorure de potassium* en cristaux cubiques.

Ce procédé de la calcination du chlorate, mélangé d'oxyde cuivrique, de peroxyde de manganèse ou d'oxyde ferrique, préalablement calcinés, est celui que l'on suit généralement dans les laboratoires pour l'obtention de l'oxygène. Quand on a à préparer d'assez grandes quantités de ce

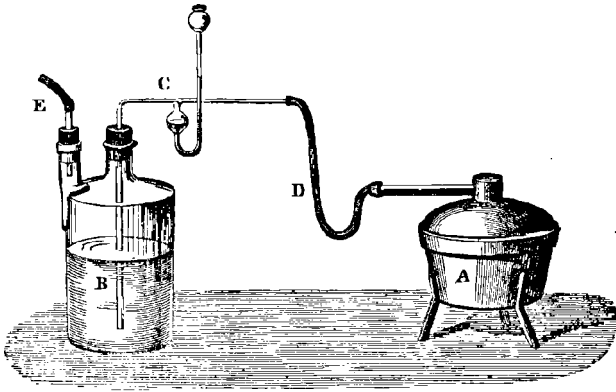


Fig. 35o.

gaz, on se sert habituellement de la cornue en fonte A (fig. 35o), un flacon de Woolf à deux tubulures B servira de laveur ; le tube amenant le gaz à laver, pourra, avec avantage, être muni d'un tube de sûreté de Welter C.

15. On pourrait préparer aussi l'oxygène en décomposant le bichromate de potassium par l'acide sulfurique concentré.

Nous faisons cette préparation en considération de son intérêt théorique, car ce procédé *n'est pas à conseiller* dans la pratique.

• Cette réaction exigeant le concours de la chaleur, on prendra pour appareil producteur une cornue tubulée ou un

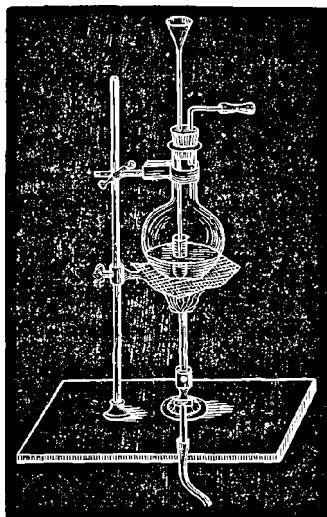
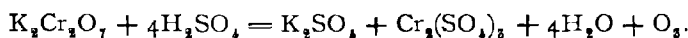


Fig. 35r.

ballon muni d'un tube à entonnoir par lequel on pourra introduire l'acide sulfurique ; l'on utilisera avec avantage la disposition représentée (fig. 35r), pour éviter l'obstruction du bout du tube. L'emploi du tube de sûreté en S est à déconseiller. Dès la température ordinaire, l'acide sulfurique a une action sur le bichromate et déplace l'anhydride chromique en donnant du sulfate de potassium ; cet anhydride, sous

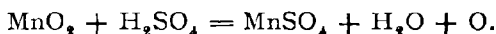
l'influence de la chaleur et de l'acide sulfurique, donne de l'oxygène et du sulfate chromique.

La formule de la réaction est la suivante :



Les deux sulfates, se combinant, forment l'*alun chromique*, résidu de l'opération. On obtient ainsi la variété *verte*, insoluble. (Voir plus loin la préparation de l'*alun violet*).

16. Obtention de l'oxygène par l'action de l'acide sulfurique concentré sur un peroxyde, MnO_2 , par ex.



La réaction se fait à chaud. L'appareil producteur du gaz sera un ballon, un matras ou une cornue muni d'un tube à entonnoir ; on utilisera

le peroxyde en grains; le gaz passera dans un flacon laveur contenant de la potasse caustique pour enlever l'anhydride carbonique qui provient de ce que le peroxyde naturel contient souvent des quantités notables de carbonates divers. Le gaz sera ensuite recueilli pur l'eau.

Le residu, après avoir été filtré, est évaporé à sec pour chasser l'acide sulfurique en excès; on reprend par de l'eau chaude, on filtre et l'on a ainsi une solution de sulfate manganéux qu'on peut faire cristalliser.

Données numériques. La densité de l'oxygène = 1,106 par rapport à l'air. Le poids d'un litre d'oxygène = 1 gr. 430 (à 0° et 0 m. 76 de pression). Liquéfié bout à - 181° sous pression normale.

L'air contient en volume 4/5 d'azote et 1/5 d'oxygène. L'eau est composée, en poids, de 8/9 d'oxygène et 1/9 d'hydrogène.

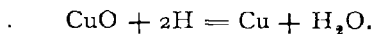
Expériences. Combustions dans l'oxygène, soufre, phosphore, fer; rallumer du charbon; lancer de l'oxygène dans la flamme de l'hydrogène, dans celle du gaz de l'éclairage; lumière Drummond. Combustion inverse de l'oxygène dans l'hydrogène. Absorption de l'oxygène par l'acétate chromeux additionné d'acide chlorhydrique; idem par le pyrogallate de potasse.

EAU.

SYNTHÈSE DE L'EAU.

17. L'eau peut être obtenue par la réduction de l'oxyde cuivrique, CuO, au moyen de l'hydrogène.

L'oxyde noir de cuivre est facilement réduit par l'hydrogène :



Cette réaction, réalisée comme suit, permet de déterminer les quantités pondérables suivant lesquelles l'hydrogène et l'oxygène se combinent pour former l'eau.

Il s'agit de prendre un poids, exactement déterminé, d'oxyde de cuivre, qu'on placera dans le tube à boule F

(fig. 352) et qu'on réduira par de l'hydrogène *bien pur* et bien sec, puis de recueillir et de peser l'eau formée. La quantité

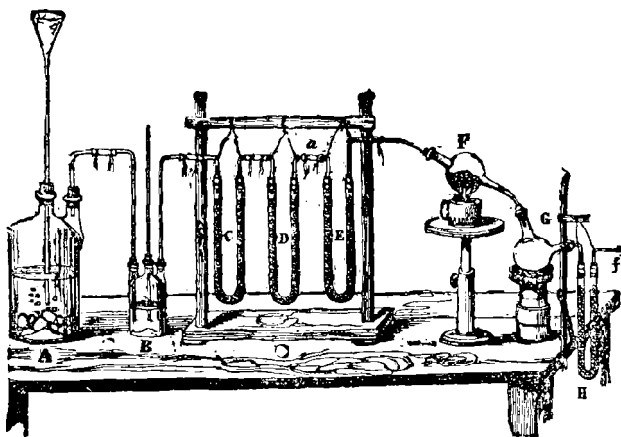


Fig. 352.

d'oxygène contenue dans ce poids d'eau est donnée par la perte de poids de l'oxyde après réduction.

La préparation de l'hydrogène se fait comme nous l'avons vu : on emploiera du zinc et de l'acide sulfurique aussi purs que possible. Pour purifier l'hydrogène, on le fera passer à travers divers tubes en U remplis de pierre ponce imbibée de solutions : 1^o d'azotate de plomb en C, pour fixer l'hydrogène sulfuré, 2^o de sulfate d'argent en D, pour retenir l'hydrogène arsénié qu'il pourrait contenir. On dessèche alors parfaitement, en E, le gaz au moyen de chlorure de calcium, ou de pierre ponce imbibée d'acide sulfurique.

L'eau produite se condense, à l'état liquide, dans un ballon G, dont on a constaté préalablement le poids, et que l'on refroidit; les vapeurs d'eau qui ne se seraient pas con-

densées sont retenues par un tube H également pesé qui contient du chlorure de calcium et qui termine l'appareil.

18 Combinaison directe de l'oxygène et de l'hydrogène.

On peut obtenir l'eau par la combinaison directe de 2 volumes d'hydrogène et de 1 volume d'oxygène, spécialement au moyen de l'eudiomètre, sous l'influence de l'étincelle électrique.

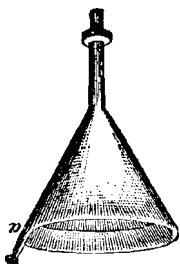


Fig 353.

On peut aussi recueillir l'eau que donne la combustion d'un jet d'hydrogène, en condensant les gaz de la combustion appelés par un appareil aspirateur. Cette condensation se fera en surmontant la flamme de l'hydrogène d'un

entonnoir froid spécial (fig. 353), prolongé par un tube plus ou moins long, en guise de cheminée aspiratrice. La vapeur d'eau produite se condensera contre les parois et l'eau condensée s'écoulera par *p*.

ANALYSE DE L'EAU.

19. La préparation n° 3 a été utilisée par Lavoisier pour analyser l'eau, c'est-à-dire en déterminer la composition.

Une méthode plus simple et plus exacte est celle de la décomposition électro-chimique de l'eau par le courant d'une pile.

L'eau pure, assez mauvaise conductrice de l'électricité, exigerait un courant voltaïque énergique; quand on prend

la précaution de l'aciduler, la décomposition peut se faire au moyen du courant de quelques couples Bunsen.

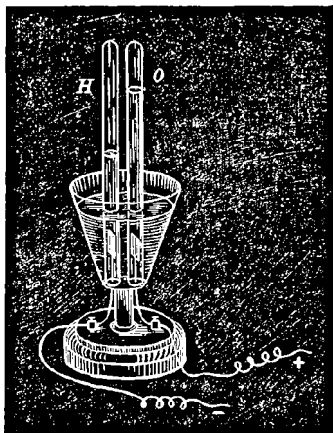


Fig. 354.

On emploie pour cette opération le voltamètre (fig. 354), appareil décrit au cours de physique.

L'hydrogène se dégage sur l'électrode de platine du pôle négatif et l'oxygène sur l'électrode du pôle positif; ces gaz sont recueillis séparément sous deux éprouvettes et l'on constate que le volume de l'hydrogène recueilli est double de celui de l'oxygène.

EAUX NATURELLES.

L'eau que l'on rencontre à la surface du sol n'est jamais complètement pure. L'eau de pluie bien recueillie, ne contient que des traces de matières minérales, mais renferme beaucoup de gaz en solution. Les eaux de source, de rivière, etc. sont moins pures et contiennent des quantités variables de divers composés que les eaux ont enlevés, soit à l'air atmosphérique, soit au sol, dans leur circulation souterraine ou dans leur cours à la surface de la terre.

La quantité et la nature des matières dissoutes dans l'eau sont donc fort variables, suivant la nature du sol, et cette diversité de composition permet de classer les eaux en

eaux potables, en *eaux non potables* et en *eaux minérales*, alcalines, sulfurées, chlorurées, ferrugineuses, acidules, etc. etc.

L'eau *potable* doit être fraîche, limpide et sans odeur, d'une saveur très faible, bien aérée et ne contenir qu'une petite quantité de matières salines en solution :

de 0 gr. 13 à 0 gr. 50 par litre au maximum ;

soit : 0,04 gr. à 0,17 de carbonate de calcium,

0,04 à 0,15 de chlorures alcalins ou alcalino-terreux, surtout de sodium,

0,03 à 0,27 de sulfates,

0,02 à 0,05 de silice, silicates, alumine, etc.

En évaporant avec précaution une goutte d'eau sur un verre de montre, on observe, après évaporation complète, un résidu plus ou moins considérable suivant l'eau employée : les eaux potables ne doivent pas laisser plus de 0 gr. 5 de résidu séché à 170° par litre.

L'eau qui contient de plus fortes quantités de matières minérales, ne peut plus être considérée comme potable ; elle est dite *crue*, *séléniteuse*, *salée*, *minérale*, etc.

L'eau potable doit être aussi exempte que possible de matières organiques, spécialement de matières organisées.

Elle ne doit contenir ni ammoniacque, ni acide nitreux et à peine des traces d'acide nitrique ou de nitrate.

Elle ne doit contenir aucune trace d'acide sulfhydrique ni de plomb.

EAU PURE.

20. Pour obtenir de l'eau pure, il faut distiller l'eau naturelle avec les précautions nécessaires (voir p. 200) ; c'est une opération qui se fait souvent dans les laboratoires. On

utilise les alambics quand il faut en obtenir des quantités considérables (voir p. 189).

On peut en préparer une quantité suffisante pour la vérification des caractères de l'eau pure, en employant comme appareil distillatoire une cornue munie d'un réfrigérant de Liebig.

La figure 355 suffit pour indiquer la manière de monter le tout, seulement, au lieu de lampe à alcool, on se servira d'un bec Bunsen.

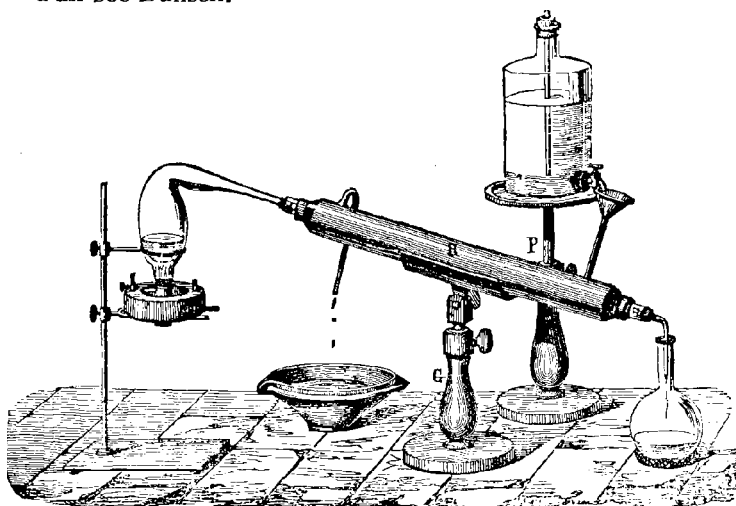


Fig. 355.

Pour que l'eau distillée soit bien pure, il faut apporter quelques précautions à la distillation : la première partie de l'eau distillée (premier dixième) et la dernière partie (dernier dixième) recueillies ne sont point conservées, parce que des impuretés peuvent s'y trouver : ainsi, les gaz dissous se retrouvent dans la première partie recueillie et quand les eaux

contiennent du chlorure de magnésium, si celui-ci vient à se trouver trop exposé à la chaleur, il peut se former de l'oxyde de magnésium et de l'acide chlorhydrique qui passera avec la vapeur d'eau. Une ébullition tumultueuse peut aussi donner lieu à des projections de l'eau de la cornue vers le tuyau où se fait la condensation, et l'eau distillée sera ainsi salie. Les eaux chargées de matières organiques ou de bicarbonates, peuvent aussi donner lieu à de l'eau condensée impure. Il y aura donc lieu de vérifier la nature de l'eau distillée d'après les caractères suivants :

CARACTÈRES DE L'EAU PURE.

L'eau pure doit :

- a) Ne laisser aucun résidu quand on en évapore quelques gouttes sur un verre de montre ou sur une lame de platine.
- b) Être neutre aux papiers réactifs (tournesol bleu et rouge).
- c) Ne pas donner de précipité ni se troubler par l'addition des réactifs suivants :

Eau de chaux. Un précipité annoncerait la présence d'acide carbonique ou de carbonates.

Oxalate d'ammonium. Un précipité signalerait la présence de sels de calcium.

Chlorure de baryum. Un précipité dénoterait la présence d'acide sulfurique ou de sulfates.

Nitrate d'argent. Un précipité dénoterait la présence de l'acide chlorhydrique ou de chlorures.

Permanganate de potassium. Une solution très étendue de ce sel perdrait sa belle couleur violette, si l'eau essayée contenait des matières organiques. La réaction se fait mieux à chaud et en présence de quelques gouttes d'acide sulfurique.

Le *sulfhydrate d'ammoniaque*, l'*acétate de plomb* ne doivent non plus donner aucun trouble ni précipité dans l'eau distillée.

Le *savon* s'y dissout complètement, en donnant une solution limpide.

AIR DISSOUS DANS L'EAU.

21. Extraction de l'air contenu dans l'eau.

Les eaux naturelles qui séjournent au contact de l'air, en dissolvent les composants O, Az et CO₂. Ces gaz ne sont pas également solubles dans l'eau : l'air dissous dans l'eau n'a donc pas la même composition que l'air atmosphérique.

On sait que la solubilité des gaz diminue quand la température croît. Tout l'air dissous se dégage si l'on fait suffisamment chauffer l'eau.

Pour réussir à retirer l'air dissous dans l'eau, on prend un ballon qu'on munit d'un bouchon armé d'un tube affleurant le bouchon par le bas ; ce tube aboutira sous une cloche pleine d'eau, maintenue sur une cuve à eau. On remplit complètement cet appareil d'eau, sans en excepter le tube de dégagement, puis on chauffe jusqu'à l'ébullition : l'air se dégage et va se rendre au haut du ballon, puis sous la cloche.

Voici la composition de l'air extrait de l'eau, mis en regard de celle de l'air atmosphérique :

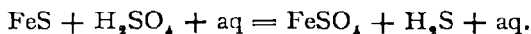
	AIR EXTRAIT DE L'EAU	AIR ATMOSPHÉ- RIQUE
a) <i>Composition en poids :</i>		
Azote.	64,5	76,9
Oxygène.	33,7	23,1
Anhydride carbonique . .	1,8	0,05
b) <i>Composition en volumes :</i>		
Azote.	67,3 volumes	79 volumes
Oxygène.	31,7	21
Anhydride carbonique . .	1	0,03

Cette différence de composition est la meilleure preuve que l'air est un simple *mélange* d'azote et d'oxygène et non une combinaison de ces gaz.

ACIDE SULFHYDRIQUE.

22. On prépare l'acide sulfhydrique par la réaction de l'acide sulfurique étendu sur le sulfure ferreux.

La réaction se fait à froid, d'après la formule :



Le sulfure de fer sera en petits morceaux et l'acide sulfurique, étendu de 8 à 10 fois son poids d'eau (1 vol. acide et 18 vol. eau). Si l'acide est trop concentré, la réaction s'arrête par suite de l'insolubilité du sulfate ferreux dans une liqueur trop chargée d'acide; il se forme ainsi une sorte d'enduit de sulfate qui isole le sulfure d'avec l'acide réagissant.

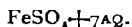
L'hydrogène sulfuré étant fort délétère (il suffit qu'une atmosphère en contienne 1/1500 pour qu'un oiseau y périsse; avec 1/200, un cheval ne peut y vivre), il est nécessaire d'apporter tous ses soins au montage de l'appareil et il importe de *ne pas commencer* l'opération *avant* de s'être assuré que les joints sont bien étanches.

L'appareil employé est tout à fait semblable à celui de la préparation de l'hydrogène (voir fig. 340).

Le gaz H_2S est assez soluble; c'est une raison pour mettre peu d'eau dans le flacon laveur. — On le recueille cependant sur ce liquide, parce qu'il attaquerait le mercure mais on fera bien d'utiliser de l'eau chaude ou salée.

Le résidu qui se trouve dans l'appareil producteur est du sulfate ferreux. Pour en retirer ce sulfate, il suffit de faire bouillir et de filtrer la

solution, puis d'évaporer; on obtient ainsi des cristaux vert de mer de sulfate ferreux



Si on veut faire une *solution d'acide sulfhydrique dans l'eau*, l'appareil laveur devra être suivi de flacons de Woolf à trois tubulures, pleins d'eau distillée préalablement bouillie; le gaz excédant absorbé sera par de la soude caustique en solution, comme on l'a fait pour le chlore (voir fig. 343).

On fait souvent usage, dans les laboratoires, de gaz acide sulfhydrique pour précipiter les métaux à l'état de sulfures, et, pour en avoir toujours sous la main, on utilise diverses dispositions d'appareils producteurs où le dégagement peut,

à volonté, être interrompu en fermant le tuyau abducteur, ce qui se fait soit en tournant un robinet, soit en abaissant un flacon, soit en adaptant au tube de sortie un tuyau de bon caoutchouc au milieu duquel se trouve un bout de baguette de verre plein qui l'obstrue. A ce tuyau se fixera un tube de verre pour conduire le gaz dans le liquide à précipiter. Pour que l'hydrogène passe, il suffit de presser le caoutchouc autour de la baguette entre le pouce et l'index. Cette disposition est plus simple, moins couteuse et fonctionne mieux qu'un robinet.

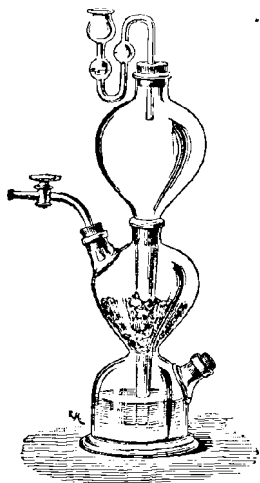


Fig. 356.

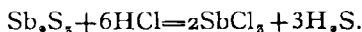
L'appareil Kipp (fig. 356), est souvent utilisé dans les laboratoires pour avoir constamment sous la main un courant d'acide sulfhydrique.

Observations. Comme le sulfure de fer employé contient souvent du fer métallique, l'hydrogène sulfuré qui se dégage contient alors de l'hydrogène. Si l'on veut avoir de l'acide sulfhydrique bien pur, il est préférable de le préparer au moyen du sulfure d'antimoine, d'après le n° suivant.

N. B. Pour faciliter la recherche des fuites d'un appareil où se dégage du H_2S , on peut faire usage d'un papier Joseph blanc, imprégné d'acétate de plomb : ce papier noircit sous l'influence du gaz sulfhydrique.

23. On prépare aussi l'acide sulfhydrique par la réaction à chaud de l'acide chlorhydrique sur la stibine (Sb_2S_3).

La formule de la réaction est :



La réaction se faisant à chaud exige que l'appareil producteur soit une cornue, un ballon, etc. — On pourra donc utiliser

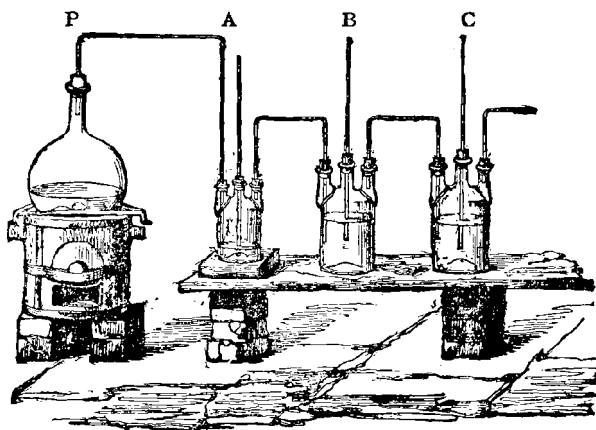


Fig. 357.

la disposition de la figure 357, analogue à ce que nous avons vu pour le chlore et on fera une solution du gaz H_2S dans l'eau.

Le gaz préparé dans le ballon P sera lavé dans un peu d'eau dans le laveur A et dissous dans l'eau distillée, bouilli préalablement et placée dans le flacon de Woolf B. En C on pourra aussi mettre de l'eau, ou bien y absorber l'excédant de H_2S par une solution de soude caustique.

On doit employer de l'acide chlorhydrique concentré. On remarque souvent, après que le gaz H_2S s'est dégagé pendant un certain temps, que le flacon laveur contient un précipité couleur orange; ce précipité n'est autre que du sulfure d'antimoine : du chlorure d'antimoine a été entraîné et l'acide sulfhydrique agissant sur lui, en grande masse, dans le flacon laveur, le transforme en sulfure d'antimoine.

Le résidu du ballon ayant été filtré et reçu dans une capsule, si l'on évapore l'excès d'acide chlorhydrique qui peut s'y trouver, il restera du trichlorure d'antimoine $SbCl_3$ très concentré, d'apparence butyreuse.

Données numériques. La densité du gaz est 1,19 par rapport à l'air; le poids d'un litre H_2S (0°; 0,76^m p.) est 1 gr. 64. — A 10°, un volume d'eau absorbe 3,6 volumes de gaz H_2S . Ce gaz se liquéfie à 0° sous une pression de 16 atmosphères.

Expériences. Solubilité, combustibilité, extinction des corps en combustion; mélange détonnant avec l'oxygène; réduction du permanganate, des sels ferriques; réaction avec le chlore, avec l'anhydride sulfureux, avec l'acide nitrique et avec les diverses solutions métalliques.

Accidents. L'hydrogène sulfuré est très dangereux à respirer. Heureusement sa mauvaise odeur le décèle de suite et de petites quantités, assez fortes pour infecter l'air, ne présentent que peu d'inconvénients, si on ne les respire pas trop longtemps. La présence de ce gaz dans les fosses d'aisance a souvent causé la mort de vidangeurs; on doit donc, avant de faire pénétrer dans ces fosses, absorber l'hydrogène sulfuré par des aspersions de lait de chaux, ou de lait de chlorure de chaux, ou d'eau chlorée.

En cas d'asphyxie, asseoir le malade à l'air frais, desserrer tous les vêtements de manière à faciliter la respiration; lotionner le nez et les lèvres avec de l'eau chlorée ou tenir un peu de chlorure de chaux sous les narines

— frictionner vivement et mettre des sinapismes aux extrémités en attendant l'arrivée du médecin qu'on doit mander de suite. Des inhalations d'air chargé d'oxygène purifié peuvent être fort utiles.

ACIDE HYPOCHLOREUX.

24. On prépare l'acide hypochloreux en solution dans l'eau en faisant réagir le chlore sur l'oxyde mercurique en présence de l'eau.

On remplit de chlore, par déplacement, avec les précautions indiquées au n° 5, un grand flacon *c* (fig. 358); puis,

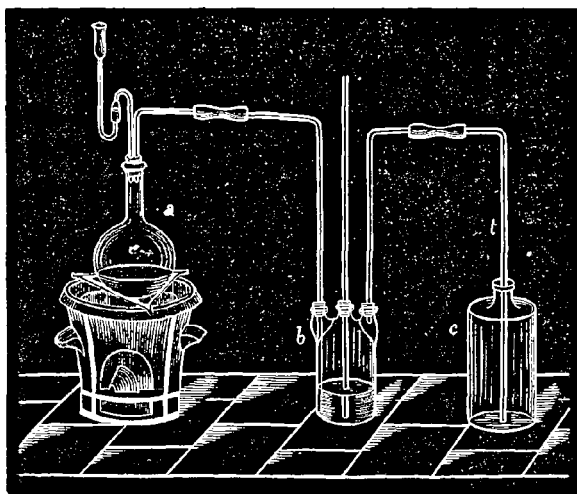


Fig. 358.

ayant délayé de l'oxyde rouge de mercure dans un peu d'eau, on introduit cette bouillie dans le flacon, on bouche et l'on agite vivement.

La formule de la réaction est la suivante :



On doit mettre un excès d'oxyde rouge, afin de permettre la formation de l'oxychlorure de mercure insoluble. La couleur verdâtre du gaz du flacon disparaît et la bouillie passe du rouge au brun foncé; on laisse reposer, puis on filtre le liquide; la solution claire contient l'acide hypochloreux jaune verdâtre.

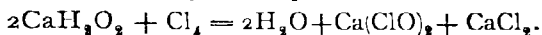
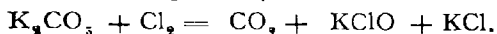
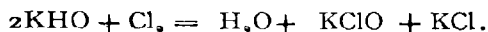
Expériences. Décoloration de l'encre ordinaire, blanchiment.

CHLORURES DÉCOLORANTS.

La réaction du chlore sur les alcalis et les terres alcalines libres ou carbonatés, à basse température et en présence d'un excès de base, donne lieu aux *chlorures décolorants*, appelés aussi *chlorures d'oxydes*. Ces produits mixtes peuvent être envisagés, d'après leur composition, comme des mélanges d'*hypochlorite* et de *chlorure*.

L'*eau de Javel* est la solution du chlorure décolorant à base d'oxyde de potassium. — L'*eau de Labarraque* est celle à base d'oxyde de sodium. — Le *chlorure de chaux* est le plus important, au point de vue de ses usages comme décolorant et comme désinfectant. Les deux premiers ne sont connus qu'en solution.

La réaction qui se passe est traduite par :



25. On préparera le chlorure de chaux en solution (chlorure de chaux liquide) en faisant réagir le chlore sur un lait de chaux.

On dirigera un courant de chlore, obtenu ainsi qu'on l'a vu précédemment (n° 4), à travers un flacon de Woolf con-

tenant du lait de chaux froid qu'on agitera de temps en temps; l'excédant de chlore sera absorbé par une solution de soude caustique. Il n'est peut-être pas inutile de remarquer que si cette dernière solution est un peu étendue, le chlore s'y combine à l'alcali, en donnant lieu à de l'eau de Labarraque.

Pour avoir le *lait de chaux*, il faut préalablement *éteindre* la *chaux vive*. Cette extinction se fait en projetant des gouttes d'eau sur les fragments de chaux vive : il faut attendre que l'eau projetée soit bien absorbée, avant d'en ajouter de nouvelle. On a ainsi de la *chaux éteinte*, CaH_2O_2 , en poudre. On y ajoute de l'eau jusqu'à avoir une bouillie blanche, étendue, dans laquelle l'hydrate de chaux, légèrement dissous, est tenu en suspension. C'est cette bouillie plus ou moins claire qu'on désigne sous le nom de *lait de chaux*. Ce lait de chaux, par le repos, se sépare en deux couches : la supérieure, limpide, forme ce que l'on appelle *eau de chaux*.

Pour avoir le *chlorure de chaux solide*, on doit faire absorber le chlore par la chaux éteinte (hydrate de chaux). Il faut éviter toute élévation de température, sinon l'hypochlorite se convertirait en chlorure et en chlorate.

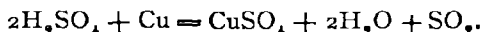
Le chlorure de chaux solide contient à peu près le tiers de son poids de chlore actif.

ANHYDRIDE SULFUREUX.

L'anhydride sulfureux qui, dans l'industrie, s'obtient par le grillage des pyrites ou d'autres sulfures ou par la combustion du soufre à l'air, se prépare dans les laboratoires par la réaction de certains corps réductifs sur l'acide sulfurique, par exemple, de certains métaux, cuivre ou mercure, ou bien du charbon.

26. Préparer l'anhydride sulfureux par la réaction du cuivre sur l'acide sulfurique concentré et chaud, En faire une solution dans l'eau.

La réaction est celle-ci :



Dans le ballon *p*, qui doit être assez spacieux, se placeront le cuivre en rognures et l'acide sulfurique concentré en excès (fig. 35g).

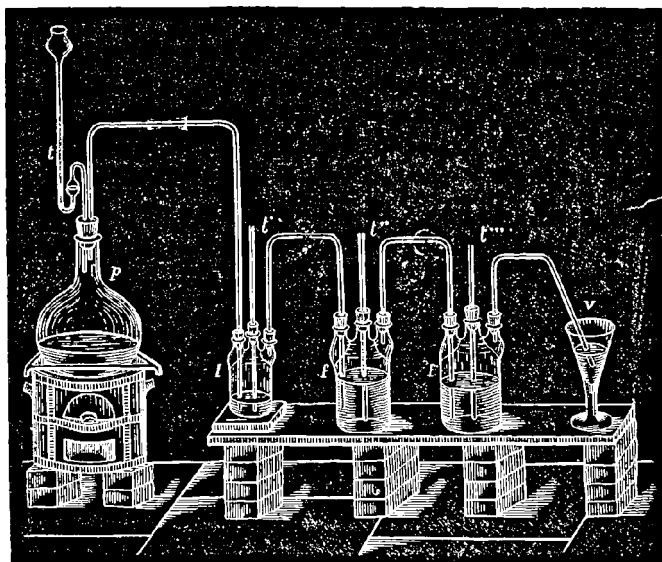


Fig. 35g.

Le gaz SO_2 étant très soluble dans l'eau, ne pourrait être recueilli que sur le mercure. Nous en ferons une solution aqueuse en laissant passer le gaz, lavé en *l* dans très peu d'eau, dans un ou plusieurs flacons de Woolf *f* et *f'* à trois

tubulures et remplis d'eau. L'excès de gaz sera absorbé par une solution alcaline en *v*.

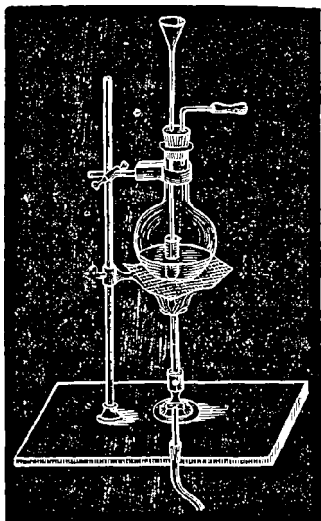


Fig 360

On fera bien, au lieu du ballon *p* de la fig. 359 avec tube en S, d'utiliser pour l'appareil producteur la disposition ci-contre (fig. 360).

L'opération doit être surveillée de près. L'appareil, placé sur une toile métallique, sera chauffé lentement et avec précaution, on retirera la lampe quand la production du gaz est en bonne marche. Si la température devient trop forte, il est malaisé de maîtriser le dégagement.

Il reste comme résidu, dans la cornue, du sulfate de cuivre, insoluble dans l'acide en excès.

En décantant l'acide, puis redissolvant le résidu dans l'eau, on obtient une solution qui, par évaporation, donnera des cristaux de sulfate de cuivre. Pour avoir ces cristaux, bien privés d'acide, il faut les chauffer jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs acides, reprendre par l'eau et faire cristalliser de nouveau.

L'opération est plus facile et plus régulière quand on fait réagir du mercure, au lieu de cuivre, sur l'acide sulfurique.

On fera aussi réagir du charbon de bois sur l'acide sulfurique concentré. Le gaz SO_2 obtenu ainsi est mélangé à du gaz CO_2 .



On obtiendra une solution de gaz sulfureux en faisant passer ce mélange gazeux à travers un flacon de Woolf à 3 tubulures contenant de l'eau. Le gaz carbonique passera sans être dissout.

Données numériques. L'anhydride sulfureux a une densité de 2,23 par rapport à l'air. — Un litre de ce gaz (0° et 0^m76 de pr.) pèse 2 gr. 9. — A 15°, un volume d'eau dissout 50 volumes de gaz SO₂. Il se condense en un liquide à 10° sous la pression normale.

Expériences. Ce gaz, de densité considérable, peut être transvasé comme un liquide. Extinction des corps enflammés. Grande solubilité dans l'eau. Décoloration des couleurs végétales. Réduction du permanganate de potassium.

Accidents. Ce gaz est irrespirable, et provoque la toux. Son odeur suffocante fait que les accidents sont rares. Quand l'atmosphère en contient, il est bon de respirer par le nez et lentement, afin de permettre au gaz d'être dissout et de ne pas être entraîné dans les voix respiratoires.

On peut neutraliser une atmosphère chargée de SO₂ par de l'ammoniaque, il se produit des vapeurs blanches très denses, mais assez inoffensives.

ACIDE SULFURIQUE.

27. L'acide sulfurique se produit quand on fait réagir de l'anhydride sulfureux sur des vapeurs d'acide nitrique et d'eau en présence de l'air.

On prend un grand ballon, on y met de l'acide nitrique étendu de la moitié de son volume d'eau, on munit ce ballon d'un bouchon, armé de trois tubes dont deux pénètrent dans le ballon jusque près du liquide; par l'un, on fait arriver un courant de gaz sulfureux et par l'autre, de l'air au moyen d'un petit soufflet (fig. 361), (voir p. 246) ou autrement. Le troisième tube ne pénètre presque pas dans le ballon et sert pour la sortie des gaz qui n'ont pas pris part à la réaction.

On chauffe le ballon de manière à produire des vapeurs d'acide nitrique et d'eau et on fait arriver le gaz sulfureux et

l'air : on voit alors des vapeurs rutilantes. On continue l'opération pendant un certain temps. On peut alors constater la présence de l'acide sulfurique dans l'eau du ballon.

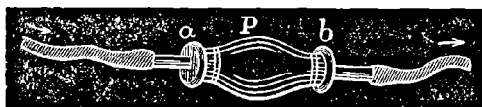
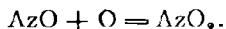
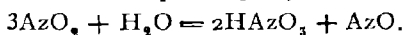
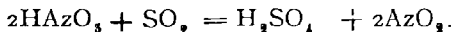


Fig. 361.

Si l'on opérât avec de l'acide nitrique, non étendu d'eau, on observerait bientôt la formation de cristaux tapissant les parois du ballon. On les connaît sous le nom de *cristaux des chambres de plomb*.

Les réactions qui se sont passées dans le ballon sont formulées comme suit :



Ces formules montrent bien que la transformation du gaz sulfureux en acide sulfurique a lieu aux dépens de l'oxygène de l'air et que l'acide azotique ne sert qu'à produire AzO qui s'approprie l'oxygène de l'atmosphère pour le fixer sur l'acide sulfureux ; aussi une quantité fort limitée d'acide azotique suffit-elle pour la fabrication d'une quantité théoriquement illimitée d'acide sulfurique.

28. On préparera aussi l'acide sulfurique en faisant réagir l'anhydride sulfureux sur l'oxyde azotique mélangé d'air et de vapeur d'eau.

On prendra un ballon spacieux A (fig. 362), dont le large goulot sera muni d'un bouchon percé de cinq trous. Quatre

tubes traversent ce bouchon et pénètrent jusqu'au centre du ballon; un cinquième n'y entrera que fort peu et servira à l'évacuation des gaz en excès.

Par le premier de ces tubes, on fera arriver un courant de gaz anhydride sulfureux préparé en B comme il est dit au n° 26.

Par le deuxième tube arrivera un courant d'oxyde azotique obtenu en C ainsi qu'il est indiqué au n° 29.

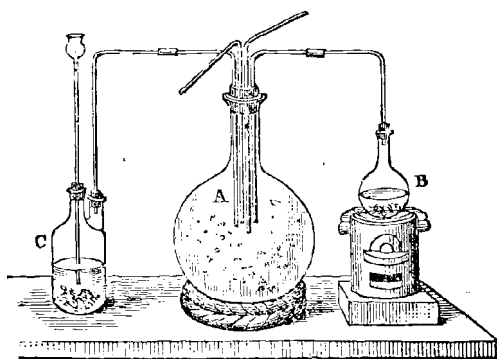


Fig. 362.

Le troisième tube permettra à la vapeur d'eau, produite dans une petite cornue, de pénétrer dans le ballon.

Par le quatrième on insufflera de l'air comme on l'a fait au n° 27.

L'appareil ainsi disposé permettra de suivre la formation de l'acide sulfurique qui se condensera sur les parois du ballon. On pourra aussi y former les cristaux soyeux des chambres de plomb en interrompant l'arrivée de la vapeur d'eau : ces cristaux disparaîtront d'ailleurs, si, diminuant l'arrivée de SO_2 , on active celle de la vapeur d'eau.

On pourra aussi observer qu'à chaque insufflation d'air il y a formation de vapeurs rutilantes. Au bout d'un certain temps, on pourra recueillir l'acide réuni au fond du ballon et constater que c'est de l'acide sulfurique.

Données numériques. L'acide du commerce, que l'on connaît sous le nom d'*acide sulfurique anglais* (parfois sous celui d'*huile de vitriol*, rappelant le mode employé anciennement pour l'obtenir) se produit dans des chambres de plomb, d'où on le retire à une densité de 1,530; il marque alors 50° à l'aréomètre Baumé et ne contient, à cet état, que 62,5 d'acide H_2SO_4 p. 100. Par l'évaporation, on peut le concentrer dans des appareils en plomb jusque 60° B^e; il contient 78,1 de H_2SO_4 p. 100 et a une densité de 1,711; l'évaporation peut être poussée plus loin en se servant de vases en verre ou en platine, on finit par obtenir l'acide normal H_2SO_4 marquant alors 66° B^e et ayant une densité de 1,842; cet acide bout à 338°.

Un litre d'acide H_2SO_4 à 15° C, pèse donc 1 k^g 842 gr.

Expériences. L'acide sulfurique est très avide d'eau : production de chaleur quand on introduit de l'acide normal dans de l'eau; coloration noire produite par cet acide réagissant sur les hydrates de carbone, cellulose, sucre, etc.

Accidents. L'acide sulfurique concentré produit des brûlures qui peuvent être graves si la partie atteinte est délicate, ainsi le visage, les yeux surtout doivent être spécialement préservés. Il ne faut donc jamais approcher la tête d'un appareil contenant de l'acide qu'on est en train de chauffer et il faut être constamment sur ses gardes quand on utilise ce corps.

En cas de brûlure, placer immédiatement la partie brûlée sous le robinet à eau, laver complètement et placer de suite du liniment oléo-calcaire.

ACIDE DISULFURIQUE.

29. On peut préparer l'acide sulfurique fumant de Nordhausen, par la calcination du sulfate ferreux ou mieux du sulfate ferrique.

On prend des cristaux de sulfate ferreux $FeSO_4 + 7aq$, que l'on dessèche à peu près complètement, en chauffant à

l'air dans une capsule : ce sel se déshydrate en grande partie et se transforme partiellement en sulfate ferrique. On introduit ce produit, privé de la plus grande partie de son eau, dans une cornue de grès munie d'un récipient à long col. On chauffe la cornue dans un four à réverbère et on condense les vapeurs blanches d'acide sulfurique.

Le sulfate ferreux déshydraté se décompose avec formation d'anhydride sulfuroux et d'anhydride sulfurique. Le sulfate ferrique se décompose directement en anhydride sulfurique.

Dans les deux cas, le résidu de la cornue est rouge ; c'est du proxyde de fer, connu sous le nom de *colcothar* ou *rouge anglais*.

Comme le sel que l'on décompose n'est pas tout à fait anhydre, ce n'est pas de l'anhydride sulfurique qui distille, mais bien un mélange d'acide sulfurique normal et d'anhydride sulfurique, ou de l'acide disulfurique, mélangé d'acide sulfurique. Ce mélange fume à l'air et est connu sous le nom d'*acide sulfurique fumant* ou *acide sulfurique de Nordhausen* ou *de Saxe* ; il y a une densité de 1,89.

Expérience. Dissolution de l'indigo dans l'acide fumant.

AZOTE.

30. Retirer l'azote de l'air.

L'air sera conduit d'abord à travers un flacon de Woolf à trois tubulures, contenant une solution de potasse caustique pour absorber l'anhydride carbonique, puis à travers une éprouvette remplie de chlorure de calcium, pour le débarrasser de toute humidité. Il traversera, ensuite, lentement, un

tube de fer contenant de la rognure de fer ou des clous et chauffé au rouge intense dans un four à réverbère figuré page 79.

On pourrait aussi faire passer l'air au travers d'un tube en verre peu fusible, contenant de la tournure de cuivre et chauffé au rouge sombre sur la grille à gaz (v. fig. 103).

L'oxygène sera absorbé par le métal; l'azote seul sortira du tube et sera recueilli sur l'eau. Le courant d'air devra être assez lent pour que tout l'oxygène soit absorbé.

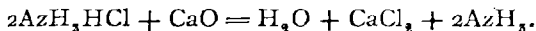
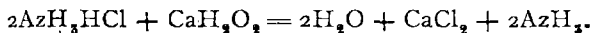
On peut aussi absorber l'oxygène de l'air par certains sels qui en sont fort avides. La solution d'acétate chromeux dans de l'acide chlorhydrique, par ex., absorbe l'oxygène aussi bien que la potasse caustique absorbe l'anhydride carbonique. Il en est de même de l'acide pyrogallique dissous dans une solution de potasse caustique.

Données numériques. Densité de l'azote : 0,97 par rapport à l'air. Poids d'un litre : 1 gr. 26 (0°; 0^m76p.). Liquéfié, bout à -194° à la pr. ord.

Problèmes. Quel est le volume de l'azote contenu dans le gaz sulfureux produit par la combustion à l'air, 1° du soufre, 2° de la pyrite FeS², — en supposant qu'il n'y ait pas d'excès d'air?

AMMONIAQUE.

31. On prépare l'ammoniaque gazeuse par la décomposition d'un sel d'ammoniaque au moyen de la chaux.



Nous prendrons le sel ammoniac, chlorure d'ammonium, chlorhydrate d'ammoniaque, que nous décomposerons, en chauffant, par un excès de chaux éteinte ou vive en poudre. Le sel ammoniac sera d'abord pulvérisé, puis mélangé dans un mortier avec de la chaux en poudre. Ce mélange intime sera introduit dans un ballon muni d'un tube de dégagement. Si on veut avoir le gaz sec, on achèvera de remplir le ballon

producteur avec des fragments de chaux vive; cela suffit habituellement, sinon on fera passer le gaz à travers une éprouvette à dessécher les gaz et remplie de fragments de chaux vive. Le chlorure de calcium ne peut être employé dans ce but. Le gaz sera recueilli sur le mercure. Pour la plupart des expériences, on peut se contenter d'en remplir, par déplacement de l'air, des flacons retournés, le goulot étant dirigé vers le bas.

32. On prépare l'ammoniaque en solution par la réaction d'une bouillie de chaux éteinte sur un sel d'ammoniaque.

La chaux éteinte est mélangée à du sel ammoniac en poudre avec assez d'eau pour avoir une bouillie épaisse, qu'on

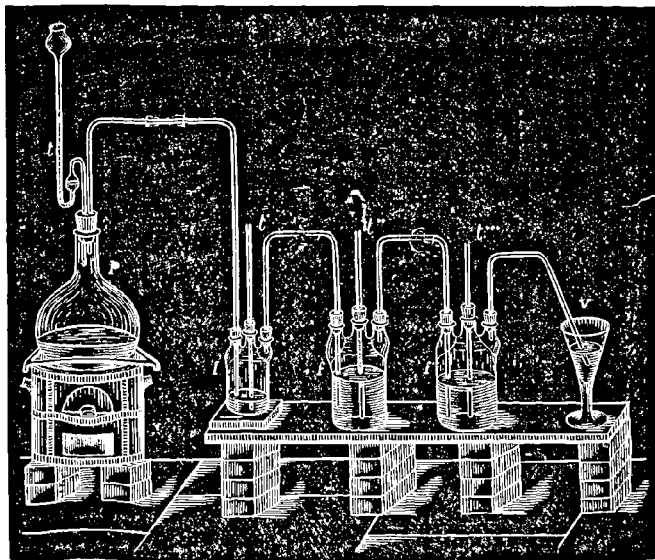


Fig. 363.

introduit dans un ballon β muni d'un tube en S, dans la boule duquel on placera un peu d'ammoniaque liquide, puis on chauffe. Le gaz sera lavé dans un flacon l tenant très peu d'eau, ou mieux de l'ammoniaque liquide; enfin, le gaz sera dirigé au fond d'un ou de deux flacons de Woolf f et f' (fig. 363), pleins d'eau distillée et maintenus à basse température. L'excès d'ammoniaque sera, s'il y a lieu, absorbé par de l'eau acidulée.

En reprenant le résidu du ballon par de l'eau, on obtient une solution de chlorure de calcium que l'on peut faire cristalliser.

L'ammoniaque liquide employée dans les laboratoires marque 21 à 22° B $^{\circ}$ et contient $18,64$ % de son poids, ou 174 grammes par litre, de gaz ammoniaque. On peut obtenir très aisément le gaz AzH_3 qui y est contenu en la chauffant jusqu'à l'ébullition. L'ammoniaque gazeuse n'étant plus retenue en solution se dégage. On prendra l'appareil figuré ci-contre, on lavera le gaz dans une solution d'ammoniaque. Ce procédé fort simple est souvent utilisé dans les laboratoires quand le gaz ne doit pas être sec.

La décomposition des matières organiques azotées, peut aussi donner lieu à de l'ammoniaque, soit par la putréfaction, soit par la calcination de ces substances, seules ou mélangées d'alcali.

Les eaux recueillies dans la fabrication du gaz de l'éclairage (calcination de la houille) contiennent beaucoup d'ammoniaque et forment la source la plus employée pour la préparation des sels ammoniacaux.

Données numériques. L'ammoniaque AzH_3 a une densité de $0,6$ par rapport à l'air. Un litre de ce gaz pèse 0 gr. 77 (0° ; $0^{\text{m}}76$ de p.).

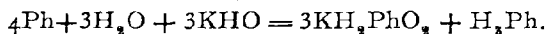
Liquéfié bout à -34° à la pression ordinaire. — L'eau à la température ordinaire dissout près de 800 fois son volume de ce gaz.

Expériences. Dissoudre le gaz AzH_3 dans l'eau — réaction alcaline avec la teinture de tournesol — le faire brûler dans l'oxygène, dans le chlore — fumées blanches de sel ammoniac avec le chlore ou avec l'acide chlorhydrique — réactions sur les solutions métalliques.

HYDROGÈNE PHOSPHORÉ.

33. On prépare l'hydrogène phosphoré gazeux en faisant réagir du phosphore sur une solution concentrée de potasse caustique, à la température de l'ébullition.

La réaction se fait d'après la formule :



On prend une solution de potasse caustique (1 partie de potasse caustique pour 3 parties d'eau), on remplit de cette solution un petit ballon et on y introduit un morceau de



Fig. 364.

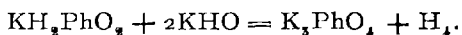
phosphore. — On munit le ballon d'un tube de dégagement affleurant le bouchon et rempli d'eau, de sorte que le tout est bien complètement rempli de liquide. Le tube de dégagement plonge dans l'eau d'une cuve à eau; puis, l'appareil étant ainsi installé,

comme l'indique la figure 364, on commence à chauffer avec

précaution et l'on continue jusqu'à obtenir le gaz, qui, en se dégageant, s'enflamme souvent spontanément dès qu'il vient au contact de l'air. L'hydrogène phosphoré H_2Ph n'est pas par lui-même spontanément inflammable, mais l'action du phosphore sur la solution alcaline donne lieu aussi à de l'hydrogène phosphoré liquide, H_2Ph , et il suffit de traces de ce phosphure liquide dans le phosphure gazeux pour rendre celui-ci spontanément inflammable : chaque bulle s'enflamme en venant crever dans l'air et produit, en brûlant, des anneaux réguliers de fumée blanche d'anhydride phosphorique.

On aura soin de modérer l'action de la chaleur et, dès que l'opération sera terminée, on retirera la lampe et on laissera refroidir l'appareil sans rien démonter ; l'eau de la cuve remontera petit à petit dans le ballon qu'on n'ouvrira qu'après complet refroidissement. C'est le meilleur moyen d'éviter une explosion qui peut être d'autant plus dangereuse que le phosphure s'enflammerait au contact de l'air.

Le gaz obtenu par ce procédé est généralement mélangé d'hydrogène libre, ce qui s'explique par la décomposition de l'hypophosphite :



Si l'on remplaçait dans cette préparation la potasse caustique par la chaux éteinte, on écarterait une des causes qui fournissent l'hydrogène libre, l'hypophosphite de chaux ne se décomposant pas comme celui de potassium.

Données numériques. Le gaz a une densité de 1,184 par rapport à l'air. Un litre d'hydrogène phosphoré H_2Ph pèse 1 gr. 53 (0°; 0 m. 76 de pression barométrique). Ce gaz est soluble dans 8 fois son volume d'eau froide.

HYDROGÈNE ARSÉNIÉ.

On prépare l'hydrogène arsénié par la réaction de l'acide sulfurique étendu sur l'arséniure de zinc.



La réaction marchant à froid, on utilisera le même appareil que celui employé pour la préparation de l'hydrogène.

La plus grande prudence est recommandée pour ce travail, *que les commençants s'abstiendront de faire.*

On opérera en plein air.

Remarquons que ce gaz se produit toujours quand on dégage de l'hydrogène en présence des combinaisons oxydées ou chlorées de l'arsenic. C'est un des gaz les plus vénéneux que l'on connaisse et l'on doit prendre *toutes les précautions* possibles pour ne pas en respirer.

Après qu'on se sera assuré que le gaz *ne contient plus d'air*, on pourra terminer l'appareil par un tube effilé et enflammer le gaz à la sortie; il brûle avec une flamme d'une couleur blanc livide, et produit des fumées blanches en dégageant une odeur d'ail(1). On obtiendra, sur une soucoupe froide, des taches arsenicales plus ou moins brillantes; de plus, si l'on chauffe le tube par où le gaz s'échappe, on obtiendra un anneau miroitant dans la partie froide de ce tube.

Accidents. En cas d'empoisonnement, faire vomir, sans retard, avec les doigts, une barbe de plume, etc., — administrer à hautes doses, avec de l'eau sucrée, du sesquioxyde de fer hydraté, conservé sous l'eau, — ou de la magnésie gélatineuse, — ou de l'eau de savon (1 de savon pour 4 d'eau), et répéter les vomissements en attendant l'arrivée du médecin.

(1) Ces fumées sont également dangereuses à respirer; l'on doit s'en défier beaucoup et n'opérer que sur de très petites quantités de matière.

HYDROGÈNE ANTIMONIÉ.

35. L'hydrogène antimonié se préparera de même en faisant réagir l'acide sulfurique étendu sur l'antimoniure de zinc.

Ce corps est beaucoup moins dangereux à manipuler que le précédent; il faut cependant éviter d'en respirer.

On produira aussi, de la même manière, des taches antimoniales et des anneaux miroitants.

36. APPAREIL DE MARSH. — DISTINCTION DES TACHES.

Quand, dans un appareil produisant de l'hydrogène par la réaction du zinc sur l'acide H_2SO_4 dilué, on vient à ajouter l'une ou l'autre combinaison oxydée ou chlorée d'As ou de Sb, il y a production de AsH_3 ou SbH_3 qui se mélange à l'hydrogène. Ce mélange peut donner lieu à la formation d'anneaux et de taches caractéristiques.

La disposition employée pour la recherche de l'arsenic est généralement connue sous le nom d'*appareil de Marsh*. On montera cet appareil comme suit.

Un flacon A producteur d'hydrogène est muni d'un tube à entonnoir et d'un tube D rempli d'ouate; de là le gaz passe dans un tube E ordinaire de 20 à 25 centimètres de longueur, effilé à son extrémité (fig. 365).

L'appareil étant ainsi disposé, on fait d'abord *marcher à blanc*, c'est-à-dire, produire simplement l'hydrogène, sans ajouter les substances contenant de l'arsenic ou de l'antimoine: et dès qu'il s'est dégagé suffisamment d'hydrogène pour qu'une explosion ne soit plus à craindre, on essaye

d'obtenir des anneaux ou des taches. — Les réactifs employés étant purs, on ne doit obtenir ni anneaux en chauffant le tube E, ni taches en enflammant l'hydrogène à l'extrémité

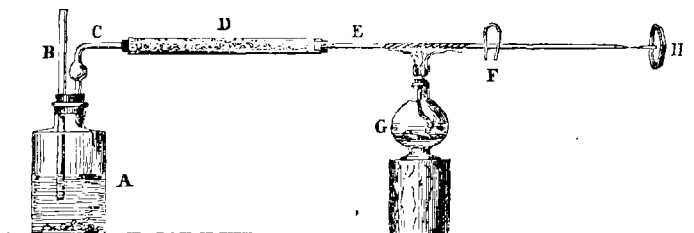


Fig. 365.

effilée du tube et en approchant de cette flamme une soucoupe froide H. C'est un point important à constater.

Cela fait, on introduit par B une *petite* partie du liquide arsenical ou antimonial dans le flacon producteur ; on aperçoit alors un changement dans la production du gaz, qui devient plus rapide ; en chauffant le tube, on peut décomposer une partie du gaz qui le traverse et obtenir un *anneau* brillant qui se dépose dans la partie froide du tube. Le gaz étant enflammé à l'extrémité effilée du tube, la flamme prend un aspect livide ; on en approche une soucoupe froide, que l'on applique au $\frac{1}{3}$ environ de la longueur de la flamme, pour briser celle-ci ; de l'arsenic ou de l'antimoine se dépose sous forme de *taches* sur la soucoupe, tandis qu'une autre partie de ces corps brûle en donnant naissance à des fumées blanches. On évitera de respirer ces gaz et fumées. *

Si, au lieu d'enflammer le gaz à l'extrémité du tube, on le faisait passer à travers une solution de nitrate d'argent, tout l'hydrogène arsenié serait retenu en réduisant le nitrate d'argent.

L'examen de ces anneaux et de ces taches permettra de distinguer l'arsenic de l'antimoine aux caractères suivants :

As.

1. Les anneaux d'arsenic sont brillants, d'un brun noir, volatils (on peut les déplacer en chauffant).

Le tube portant l'anneau, ouvert aux deux bouts et chauffé, laisse percevoir l'odeur arsenicale.

2. Si l'on fait passer un courant de H_2S , à travers le tube portant l'anneau et qu'on chauffe légèrement, l'anneau brun noir se transforme en anneau *jauné* de sulfure d'arsenic.

Un courant de HCl , passant sur ce sulfure, *n'altère point* cet anneau.

3. Les taches déposées sur la soucoupe de porcelaine blanche sont brillantes d'un brun noir.

Très minces, elles sont brunes.

L'aspect des taches n'est guère caractéristique.

4. La tache arsenicale disparaît sous quelques gouttes d'acide nitrique.

Sb.

L'anneau d'antimoine est brillant, gris et à éclat métallique près du bord voisin de la flamme; plus loin, il est noir; relativement fixe (on ne peut le déplacer en chauffant modérément).

Dans les mêmes circonstances, l'anneau d'antimoine se transforme en anneau *orangé* ou *noir* de sulfure d'antimoine.

Si on fait passer à travers ce tube un courant de HCl , le sulfure d'antimoine *disparaît*; les gaz passant à travers un peu d'eau y laisseront l'antimoine à l'état de *chlorure*.

Les taches de Sb ne sont pas brillantes, offrent souvent au centre une teinte blanchâtre; elles sont noires ou noir gris.

Très minces, elle sont d'un *gris de fer*.

La tache d'antimoine disparaît également.

Si l'on évapore à sec, on obtient un petit résidu qui, touché avec du nitrate d'argent ammoniacal, montre une couleur *rouge brique* (arséniat d'argent).

5. Une dissolution de chlorure de chaux *dissout* de suite les taches arsenicales.

6. La tache d'arsenic se dissout *lentement* dans le sulfhydrate d'ammoniaque. En évaporant à siccité, avec précaution, on a un résidu *jaune* de sulfure d'arsenic, *insoluble* dans une goutte d'acide chlorhydrique.

L'évaporation à sec donne un résidu qui, avec le nitrate d'argent ammoniacal, ne donne lieu à *aucune coloration*.

Le chlorure de chaux *ne dissout pas* les taches d'antimoine.

La tache d'antimoine est dissoute *immédiatement* par le sulfure d'ammonium. En évaporant à sec, on a un résidu *orange* de sulfure d'antimoine, *soluble* dans une goutte d'acide chlorhydrique.

Si l'anneau contient à la fois de l'arsenic et de l'antimoine, en faisant passer d'abord un courant d'hydrogène sulfuré, puis un courant d'acide chlorhydrique, on peut opérer assez aisément la séparation des deux corps.

CHLORURES DE PHOSPHORE.

37. On prépare le trichlorure de phosphore en faisant passer un courant de chlorure sec sur du phosphore en excès.

Le chlore réagit fort vivement sur le phosphore et, suivant les quantités relatives des deux corps en présence, il se produit du trichlorure ou du pentachlorure de phosphore.

On prendra une petite cornue tubulée *bien sèche* à col assez large D (fig. 366), on y mettra une couche de quelques centimètres d'épaisseur de sable blanc sec et sur ce sable on déposera quelques petits fragments de phosphore séché; cela fait, on fera arriver par la tubulure un faible courant de

chlore *bien sec*, préparé comme nous l'avons vu précédemment (v. p. 268). La figure montre que le chlore est desséché dans un tube horizontal, on fera mieux d'employer pour cette dessiccation une éprouvette de Dumas. Le tube amenant le chlore sec dans la cornue doit être ajusté de manière à pouvoir descendre jusque près du phosphore ou à être relevé suivant les besoins de l'opération.

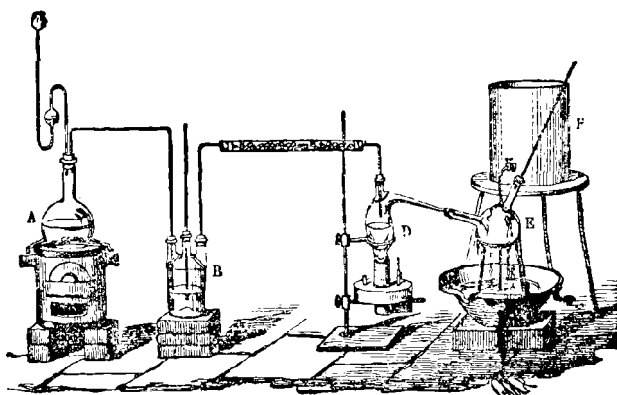
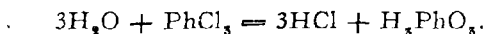


Fig. 366.

On conduira celle-ci de manière à ce que le phosphore soit toujours en excès; aussi, la cornue sera chauffée modérément, au bain-marie, par ex., après avoir été remplie d'un récipient E *bien sec* (v. fig. 10) pour la condensation du trichlorure de phosphore. Ce liquide bouillant à 76°, le récipient est maintenu froid; sa tubulure est pourvue d'un tube qui conduit les vapeurs non condensées soit à la cheminée, soit dans un appareil d'absorption contenant de l'eau. L'eau décompose de suite le chlorure de phosphore d'après la formule :



C'est pour cela que gaz et appareils doivent être parfaitement desséchés.

On pourra purifier le produit en le rectifiant sur quelques fragments de phosphore.

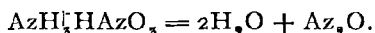
Vu les propriétés dangereuses du chlore ou des vapeurs irritantes du produit chloré, cette préparation devra être faite dans un appareil monté, *avec tout le soin possible*, sous la hotte d'une bonne cheminée ou en plein air.

Le même appareil peut être employé pour la préparation du pentachlorure, en faisant passer du chlore sec, *en excès*, sur du trichlorure de phosphore. C'est un corps solide, bouillant à 140°, que l'on emploie souvent dans les réactions de la chimie organique.

OXYDE AZOTEUX.

38. On prépare l'oxyde azoteux en décomposant par la chaleur l'azotate d'ammoniaque.

La formule de la réaction est :



On prend une petite cornue simple, on y introduit de l'azotate d'ammoniaque en cristaux ou préalablement fondu et concassé, puis on la munit d'un tube de dégagement en inclinant le col de la cornue pour se garer des mauvais effets d'une absorption.

Celle-ci sera chauffée directement avec un bon bec Bunsen, et l'opération devra être surveillée de près pour éviter la rentrée de l'eau de la cuve dans la cornue, ce qui pourrait amener la rupture de l'appareil. Le sel fond d'abord, puis se décompose régulièrement quand la cornue est chauffée entre 200 et 250°. Sous une température de 300° et au dessus, le dégagement du gaz se fait avec trop de vigueur et *il faut mo-*

dérer la chaleur ou même retirer le bec Bunsen : car, dans ce cas, il peut y avoir formation d'azote, d'oxyde azotique et même d'oxygène ; la décomposition trop brusque du nitrate, qui contient tous les éléments d'un explosif, d'une combustion complète, pourrait même occasionner une explosion. En continuant l'opération jusqu'au bout, il ne reste rien dans la cornue, si toutefois l'azotate employé est pur.

Malgré sa solubilité notable, ce gaz pourra être reçu sur l'eau, surtout si on met de l'eau chaude dans la cuve à eau.

Données numériques. L'oxyde azoteux, appelé aussi *protoxyde d'azote* ou *gaz hilariant*, a une densité de 1,524 par rapport à l'air. Liquéfié, il bout à $- 87^{\circ}$.

Un litre de ce gaz (0° et $0^{\text{m}76}$ de pression) pèse 1 gr. 97.

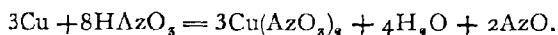
L'eau dissout à peu près son volume de ce gaz à la température ordinaire.

Expériences. Rallumer une allumette présentant encore quelques points incandescents. Combustion d'une bougie, du soufre, du phosphore enflammés préalablement. — Distinction de ce gaz d'avec l'oxygène au moyen de l'oxyde azotique.

OXYDE AZOTIQUE.

39. On préparera l'oxyde azotique par la réaction du cuivre sur l'acide azotique de moyenne concentration.

Cette réaction se fait à froid et l'on pourra se servir du même appareil (fig. 367) que celui utilisé pour préparer l'hydrogène. La formule est :



Le gaz qui se produit dès l'abord semble rutilant par suite de son action sur l'oxygène de l'air du flacon, mais ces vapeurs rutilantes se dissolvent dans l'eau du lavcur.

Pour éviter que le gaz ne soit souillé de protoxyde d'azote, il faut avoir soin de faire la préparation à froid et de ne pas prendre un acide nitrique trop concentré. Un acide

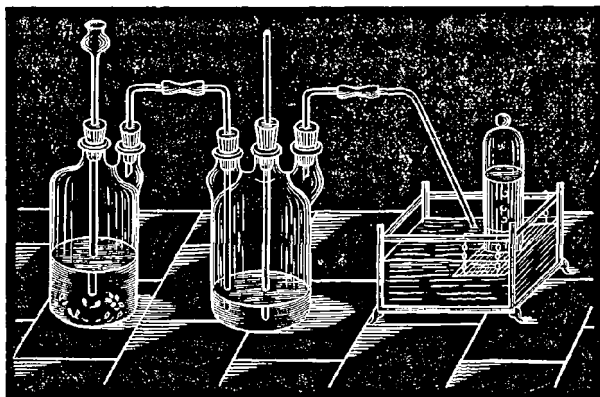


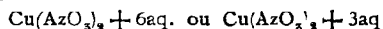
Fig. 367.

d'une densité de 1,2 convient très bien : on l'obtient en étendant l'eau forte du commerce ($\text{HAzO}_3 + 3\text{aq}$) de la moitié de son volume d'eau.

Si la réaction devient trop tumultueuse et que la mousse menace de sortir du flacon, on versera un peu d'eau par le tube de sûreté.

Le gaz est reçu sur l'eau, dans laquelle il est presque insoluble.

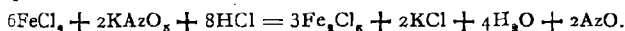
En évaporant à siccité le résidu de l'appareil producteur pour chasser l'acide en excès, puis en reprenant par l'eau chaude et filtrant, on obtient une solution bleue qui donne, par cristallisation, des cristaux d'azotate de cuivre hydraté qui répondent à la formule :



suivant qu'ils se sont formés à froid ou à chaud.

Au lieu du cuivre, on peut employer le mercure pour réduire l'acide azotique; mais alors la réaction demande le concours de la chaleur et l'on doit utiliser un appareil du genre de celui représenté par la fig. 371.

On peut aussi obtenir l'oxyde azotique en faisant réagir le chlorure ferreux acidulé d'acide chlorhydrique sur l'azotate de potasse. On obtient d'abord le chlorure ferreux par l'action de l'acide chlorhydrique sur du fer, puis tout l'hydrogène étant dégagé, on décante dans un ballon, on ajoute du nouvel acide chlorhydrique, du nitrate de potassium et on chauffe jusqu'à réaction.



La réaction se fait à une température d'environ 100°. Le dégagement une fois commencé s'achève sans qu'il soit besoin de continuer l'action du feu. C'est une réaction utilisée pour l'analyse des azotates.

Données numériques. La densité de ce gaz est de 1,039 par rapport à l'air. Le poids d'un litre de ce gaz (0° et 0^m76 de pression) est de 1,343 gr. Liquéfié il bout à - 154°. Le point critique est à - 93° avec une pression de 71 atmosphères.

Expériences. Production de vapeurs rutilantes; distinction de ce gaz d'avec Az₂O au moyen de l'oxygène. Solubilité de ces vapeurs rutilantes. Ce gaz éteint une bougie enflammée et du soufre qui brûle, il entretient la combustion d'un charbon incandescent et du phosphore préalablement enflammé. Saturer de gaz AzO de l'acide nitrique à différents degrés de dilution, id. une solution de sulfate ferreux. — Brûler du gaz AzO qui s'est chargé de vapeurs de sulfure de carbone (ne pas allumer tant que l'on aperçoit des vapeurs rutilantes dans le saturateur).

Accidents. Il faut éviter de respirer des vapeurs rutilantes qui semblent peu incommodes, mais sont des plus dangereuses. Dans les voies respiratoires, ces vapeurs peuvent se transformer en acide nitrique, dont les effets, sur la matière pulmonaire, sont parfois mortels.

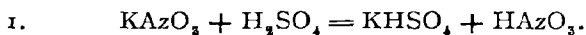
Comme antidote, on peut faire respirer des vapeurs d'eau chaude ammoniacalisée, mais ces remèdes sont peu actifs et il faut se défier beaucoup de ces gaz rutilants qui se dégagent dans une foule d'opérations. Le mieux, pour ces diverses opérations est d'opérer sous la hotte d'une bonne cheminée ou en plein air.

Chimie 21

ACIDE NITRIQUE.

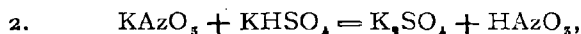
40. On prépare l'acide nitrique en décomposant l'azotate de potassium ou de sodium par l'acide sulfurique concentré.

Cette opération exige le concours de la chaleur et se fait suivant la formule :



L'acide sulfurique, moins volatil, déplace l'acide nitrique, plus volatil, que l'on séparera par distillation.

Cette réaction se fait déjà à une température modérée. Si l'on mettait une quantité double de salpêtre et qu'on opérât à une température plus forte, on pourrait avoir la réaction



mais, à cette température, une grande partie du HAzO_3 serait décomposée avec formation de vapeurs rutilantes.

Il faut donc mettre en présence des quantités de matières répondant à la formule 1, c'est-à-dire des poids égaux de salpêtre sec et d'acide sulfurique concentré, chauffé avec précaution. Il est plus économique d'utiliser du nitrate de sodium qui, d'abord, coûte moins cher que le salpêtre ordinaire et dont 85 gr. remplacent 101 gr. de sel potassique.

On emploiera un appareil distillatoire : (fig. 368), une cornue simple, dont le col pénètre, sans interposition de bouchon et sans serrer, dans la douille d'un récipient. Les bouchons en liège étant de suite corrodés par l'acide nitrique,

l'on ne doit point en faire usage pour le montage de cet appareil. Le salpêtre sec et en poudre étant introduit dans la

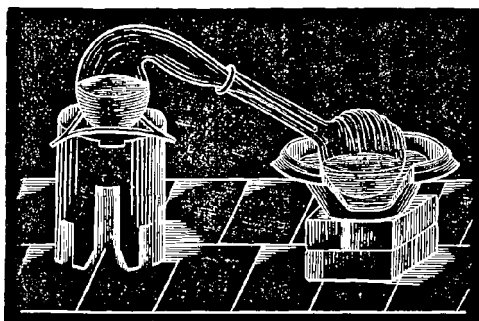


Fig. 368.



Fig. 369.

cornue en ayant soin qu'il n'en reste pas sur la paroi du col, (fig. 369) et s'il y a lieu, on le nettoiera ; on introduit la quantité convenable d'acide sulfurique au moyen d'un entonnoir à longue douille coudée pénétrant jusque dans la panse de la cornue, de manière de ne pas souiller d'acide le col contre lequel doit venir se

condenser l'acide nitrique préparé, (voir fig. 239 et 240). On retirera cet entonnoir comme il est indiqué.

L'acide nitrique obtenu contient le plus souvent un peu d'acide sulfurique et du sulfate de soude et est, de plus, coloré par des vapeurs nitreuses dissoutes. Comme les nitrates de sodium, notamment, contiennent souvent des chlorures, l'acide nitrique contiendra du chlore. On pourra le purifier

en distillant avec addition d'un peu de nitrate alcalin, puis changeant de récipient quand le chlore a cessé de se dégager,

Le résidu de la cornue KHSO_4 étant évaporé à siccité pour chasser l'excès d'acide, puis redissous par l'eau chaude, donne une solution qui, mise à cristalliser, donne des cristaux de sulfate monopotassique, de di-sulfate ou de sulfate neutre, suivant la température de la calcination.

Données numériques. L'acide ainsi obtenu a une densité de 1,52 à 15°; il marque 49° à l'aréomètre Baumé; on le désigne souvent sous le nom d'*acide nitrique fumant*; il bout à 86° et répond à la formule HAzO_3 . Dans le commerce on trouve un acide hydraté, l'*eau forte*, qui répond à la formule $\text{HAzO}_3 + 3\text{aq}$, a une densité de 1,34, marqué 36°5 Baumé et contient, en chiffres ronds, 54 d'acide HAzO_3 et 46 d'eau; il ne bout que vers 115°.

Expériences. Réaction sur l'hydrogène sulfuré; oxydation du soufre; réaction avec les métaux; réaction qui se passe quand, sur quelques gouttes d'acide nitrique fumant placé dans une soucoupe, on verse une goutte de térébenthine ou quelques gouttes de benzine. Cet acide jaunit la peau et les fibres textiles d'origine animale (soie et laine).

ACIDES PHOSPHORIQUES.

41. On prépare l'acide orthophosphorique H_3PhO_4 en oxydant le phosphore par l'acide azotique.

Cette réaction étant très vive, on doit ne faire réagir sur le phosphore *ordinaire* que de l'acide azotique dilué (eau forte du commerce étendue de son volume d'eau, densité de 1,1). On peut aussi, dans le même but, faire usage du phosphore *rouge* avec un acide d'une densité de 1,2. Un acide plus concentré pourrait, dans les deux cas, occasionner des accidents fort graves par suite des projections d'acide bouillant et de phosphore qui s'enflamme de suite à l'air.

L'opération se fait dans une cornue simple où l'on intro-

duit d'abord l'acide étendu, puis le phosphore. Le col de la cornue pénètre dans le goulot allongé d'un récipient maintenu froid. Cette disposition a pour but de condenser les vapeurs d'acide azotique et d'eau qui se dégagent pendant la réaction.

On se servira de l'appareil qui a servi à la préparation de l'acide nitrique.

Si, au lieu d'une cornue simple, on emploie une cornue tubulée dont la tubulure est munie d'un bouchon en verre à l'éméri, on peut introduire le phosphore en plusieurs fois, ce qui est préférable.

Pour 1 partie de phosphore, on emploiera 15 parties d'acide azotique étendu d'une densité de 1,1.

On pourrait cependant faire la réaction oxydante en disposant la cornue de manière à faire une distillation à reflux afin de ramener l'acide nitrique, qui tendrait à se distiller, en contact avec le phosphore. On distille ensuite de la manière ordinaire dès que le phosphore a disparu. La difficulté de cette manière de faire réside dans la jonction entre la cornue et le réfrigérant à reflux. Les bouchons de liège doivent être proscrits; on pourrait luter avec le mastic gras à l'argile ou roder à l'éméri.

On chauffera avec précaution sur un bain de sable; le phosphore s'oxyde peu à peu et disparaît dans le liquide bouillant, d'où se dégagent de l'oxyde azotique et des vapeurs rutilantes qui remplissent l'appareil.

Quand le phosphore est dissous, on continue à chauffer, pour séparer par distillation la plus grande partie de l'acide en excès.

On verse ensuite le contenu de la cornue dans une capsule de platine (la porcelaine ou le verre seraient corrodés) et l'on chauffe jusqu'à ce que tout l'acide azotique ait été expulsé : ce que l'on reconnaît au moyen d'un tube de verre trempé dans l'ammoniaque, que l'on approche de la capsule

et qui donne des fumées blanches, tant qu'il y a de l'acide azotique dans les vapeurs qui se dégagent. On peut aussi voir que celles-ci sont acides au moyen d'un papier de tournesol bleu et humide.

Il faut éviter une température supérieure à 188°; sinon, l'acide orthophosphorique se transformerait en acide pyrophosphorique. Pour cela, on arrête l'opération dès que tout l'acide nitrique est chassé.

On peut priver le produit de l'eau qu'il peut encore contenir en plaçant la capsule sous un exsiccateur à acide sulfurique, et obtenir ainsi des cristaux prismatiques, transparents, durs et déliquescents d'acide orthophosphorique.

42. On peut préparer aussi l'acide orthophosphorique en traitant le phosphate de calcium des os par l'acide sulfurique.

Les os complètement incinérés laissent un résidu blanc (*cendres d'os*) composé de

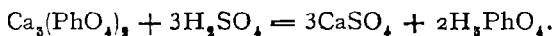
83 à 86 % de phosphate de calcium tribasique,
1 à 2 % de phosphate de magnésium,
et de 12 à 14 % de carbonate et de fluorure de calcium.

Cette cendre d'os pulvérisée est traitée dans une capsule de porcelaine par un excès d'acide sulfurique étendu, à l'ébullition.

Pour 100 parties de cendres d'os, on prend 95 parties d'un mélange d'acide sulfurique à 66° avec 15 fois son poids d'eau.

L'anhydride carbonique du carbonate de calcium se dégage avec effervescence. Le sulfate de calcium se précipite.

La réaction finale de l'acide sulfurique sur le phosphate des os se traduit par



On agite bien la masse et dès que l'effervescence a cessé, on laisse reposer et l'on sépare, au moyen d'une toile, le liquide d'avec le sulfate de chaux. La liqueur est mise dans une capsule de porcelaine et l'on évapore jusqu'à consistance sirupeuse. On y ajoute ensuite, à froid, trois volumes d'alcool et l'on introduit le tout dans un ballon, puis on y verse goutte à goutte de l'acide sulfurique aussi longtemps qu'il se précipite du sulfate de calcium. On laisse déposer, puis on filtre; le liquide filtré est distillé pour en retirer l'alcool; on le verse dans une capsule en porcelaine, on ajoute quelques gouttes d'acide nitrique et l'on évapore jusqu'à ce que tout cet acide soit expulsé. Le liquide sirupeux que l'on obtient ainsi est mis dans un creuset de platine, puis on continue à évaporer jusqu'à siccité. On peut aussi calciner, mais on produit alors de l'acide *métaphosphorique*, qu'il suffit de faire bouillir avec de l'eau pour le retransformer en *acide orthophosphorique*.

Ce procédé étant assez long et difficile, on peut obtenir l'acide orthophosphorique en traitant la cendre d'os pulvérisée par son poids d'acide chlorhydrique étendu de 4 parties d'eau. L'effervescence étant terminée, on décante la liqueur et l'on y ajoute une solution concentrée de sulfate de sodium, dans le but de séparer le calcium à l'état de sulfate. On filtre ensuite et on exprime le résidu, puis on neutralise la liqueur au moyen du carbonate de sodium. On filtre de nouveau et la liqueur est additionnée de chlorure de baryum, ce qui précipite du phosphate avec un peu de sulfate de baryum.

Ce précipité est lavé, puis mis en digestion avec une partie d'acide sulfurique étendu d'eau de 6 fois son volume. Du sulfate de baryum insoluble se forme, tandis que l'acide phosphorique reste en solution. On filtre et la liqueur claire étant concentrée jusqu'à consistance sirupeuse, etc., comme ci-dessus, fournira de l'acide phosphorique pur.

Rappelons que les acides métaphosphoriques et pyrophosphoriques représentent des degrés divers de déshydratation de l'acide orthophosphorique :

H_5PHO_4	Acide <i>orthophosphorique</i> , appelé aussi acide phosphorique normal ou ordinaire.
$H_5PhO_4 - H_2O$ ou $HPhO_3$	Acide <i>métaphosphorique</i> .
$2H_5PhO_4 - H_2O$ ou $H_4Ph_2O_7$	Acide <i>pyrophosphorique</i> .

Caractères distinctifs de ces acides :

1° L'acide orthophosphorique et l'acide pyrophosphorique *ne coagulent pas l'albumine*, tandis que l'acide métaphosphorique *la coagule*.

2° Les deux premiers ne précipitent *qu'après neutralisation* le nitrate d'argent et le chlorure de baryum.

L'acide métaphosphorique précipite *directement* ces solutions en *blanc*.

3° Les orthophosphates dissous précipitent en *jaune* le nitrate d'argent; les pyrophosphates et les métaphosphates précipitent cette même solution en *blanc*.

4° Si, dans une solution de sel de magnésium, additionné d'un sel ammoniac et d'ammoniacque (*mixture magnésienne*), on verse un orthophosphate soluble, il y a formation plus ou moins rapide d'un précipité blanc cristallin, de phosphate ammonico-magnésique, surtout si l'on agite vivement le mélange.

5° Les phosphates insolubles dans l'eau, mais solubles dans l'acide nitrique, donnent, après dissolution, un précipité jaune avec le molybdate d'ammoniaque.

6° Les ortho- et métaphosphates ne précipitent pas le chlorure lutécobaltique; les pyrophosphates y produisent des paillettes brillantes rougeâtres.

ANTIMOINE.

43. On préparera le pentachlorure d'antimoine par la réaction du chlore sur le chlorure d'antimoine,

Le chlore réagissant sur l'antimoine métallique peut donner lieu au trichlorure d'abord, ou au pentachlorure quand l'action du chlore est prolongée après la disparition

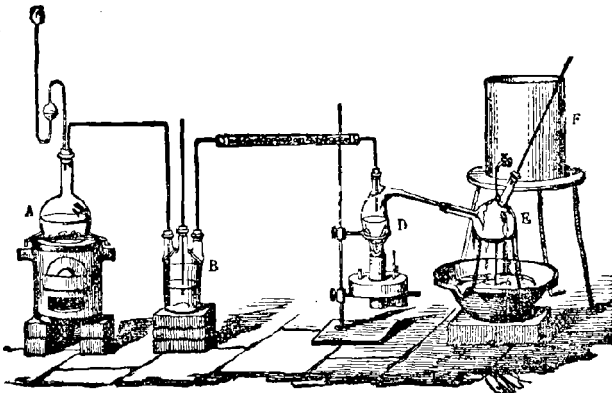


Fig. 370.

du métal. On pourra mettre de l'antimoine en petits fragments dans la cornue D (fig. 370); du chlore, préparé dans le ballon A, lavé en B, puis *desséché parfaitement* en passant à

travers un tube droit ou mieux une éprouvette de Dumas contenant de la ponce imbibée d'acide sulfurique, arrive dans la cornue D par un tube qui pénètre à peu près jusqu'au fond. On chauffe cette cornue D et le premier effet est de donner du trichlorure d'antimoine. Quand le métal a disparu, on supprime le feu et on continue à faire barboter le chlore dans le trichlorure pour le transformer en pentachlorure. Quand le chlore n'est plus absorbé, on a du pentachlorure impur, qu'on purifie par distillation; on reçoit le produit dans un récipient E refroidi. Il n'est pas inutile d'ajouter que la cornue contenant l'antimoine et le récipient E doivent être *parfaitement secs*.

Si l'on a de grandes quantités de pentachlorure à préparer, on peut faire passer le chlore sec par un tube débouchant au fond d'un récipient tubulé, dont le col recevra un bouchon traversé par l'extrémité amincie d'un tube de 1^m50 de longueur et de 3 cm. de diamètre. Ce tube est maintenu incliné et l'on y place, au bas, quelques fragments de pierre ponce puis on le remplit de morceaux d'antimoine. L'autre extrémité de ce long tube est munie d'un tuyau qui s'engage dans une bonne cheminée, car le produit est un poison qu'il faut éviter de respirer.

Le ballon du récipient bitubulé se remplit de chlorure d'antimoine qui se sature de chlore et devient bientôt du pentachlorure. Cette disposition permet d'obtenir aisément de grandes quantités de chlorure, il suffit d'ôter un bouchon pour remplir le tube d'antimoine quand il a été dissous par le chlore.

L'appareil (fig. 370) peut aussi servir à la préparation et à la distillation du trichlorure; toutefois, dans la distillation du produit, il ne faut pas refroidir le ballon E, mais, au contraire, le réchauffer par de l'eau chaude tenue dans le réservoir F, car le trichlorure, se solidifiant à 73°, obstruerait le col de la cornue.

Données numériques. Le pentachlorure d'antimoine est un liquide, jaune à la température ordinaire, qui fume vivement à l'air. Le trichlorure est solide, fond à 73° et bout à 225°.

Expériences. précipitation par l'eau, redissolution par une addition de HCl.

44. Caractères distinctifs des solutions d'antimoine.

a. SELS ANTIMONIEUX.

1. L'eau ajoutée aux solutions antimonieuses, *les rend laiteuses* : il y a formation d'oxychlorure insoluble; une addition d'un peu d'acide chlorhydrique ou d'acide tartrique fait disparaître ce trouble.

2. La *potasse caustique* y détermine un précipité d'hydrate, soluble dans un grand excès de précipitant.

3. L'*ammoniaque* produit un précipité blanc d'hydrate, insoluble dans un excès de réactif.

4. Les *carbonates alcalins* donnent, avec dégagement de CO_2 , un précipité blanc d'hydrate, soluble à chaud dans un grand excès de précipitant.

5. L'*acide sulfhydrique* forme un précipité rouge orangé, soluble dans les alcalis; aussi, les antimonites alcalins ne sont pas précipités.

6. Le *sulfhydrate d'ammoniaque* détermine un précipité rouge orangé, soluble dans un excès de réactif, surtout si celui-ci contient un excès de soufre.

7. Une lame de *zinc* réduit les solutions antimonieuses en se recouvrant d'un enduit noir d'antimoine.

8. Le *chlorure d'or* est réduit sous l'action de la chaleur et l'or se précipite.

9. Le *permanganate de potassium* est décoloré.

10. Le *nitrate d'argent ammoniacal* donne, sous l'influence du temps ou de la chaleur, un précipité noir, *d'argent*, avec la solution alcaline de l'oxyde d'antimoine (antimonite alcalin).

b.

SELS ANTIMONIQUES.

1. Les *alcalis* et leurs *carbonates* donnent avec les solutions antimoniques un précipité blanc, soluble à chaud dans un excès du précipitant.

2. Le *permanganate de potassium* n'est pas décoloré.

3. Le *nitrate d'argent* donne un précipité gris, soluble dans l'ammoniaque.

c.

ANTIMONITES ET ANTIMONIATES.

Les antimonites alcalins et les antimoniates potassique et ammonique sont les seuls solubles.

1. L'*acide chlorhydrique* donne un précipité blanc d'hydrate, soluble dans un excès de réactif.

2. L'*acide nitrique* produit également un précipité blanc, insoluble à froid.

3. L'*acide sulphydrique* y forme un précipité, si la liqueur ne contient pas d'alcali libre.

Remarques générales. Les matières organiques empêchent souvent les réactions indiquées ci-dessus. — L'acide tartrique ne modifie cependant pas la réaction de l'hydrogène sulfuré; il la favorise, au contraire. — Il y a donc lieu de détruire d'abord les matières organiques, s'il en existe.

Toutes les substances contenant de l'antimoine, chauffées au feu de réduction sur le charbon, après avoir été mélangées à du carbonate de sodium, donnent un grain d'antimoine fondu qui, au contact de l'air, dégage une abondante fumée blanche qui recouvre le charbon.

Mentionnons aussi les réactions obtenues à l'appareil de Marsh et que nous avons étudiées déjà pour différencier l'antimoine de l'arsenic (voir n° 36).

BISMUTH.

45. Caractères des solutions de bismuth,

1. Solutions incolores, à réaction acide, précipitées partiellement en blanc par une addition d'eau en excès.

2. La *potasse caustique* et l'*ammoniaque* donnent un précipité blanc d'hydrate, insoluble dans un excès de réactif.

3. Les *carbonates alcalins* forment un précipité blanc de carbonate, insoluble dans un excès du précipitant.

4. L'*acide sulfhydrique* et le *sulfhydrate d'ammoniaque* donnent un précipité noir de sulfure, insoluble dans le sulfhydrate d'ammoniaque.

5. Le *bichromate de potassium* y produit un précipité jaune, soluble dans l'acide nitrique, insoluble dans la potasse caustique.

6. Une lame de *zinc* précipite le bismuth sous forme d'une poudre noire,

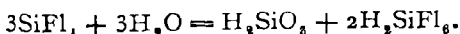
FLUORURE DE SILICIUM

ET

ACIDE HYDROFLUOSILICIQUE.

46. On préparera l'acide hydrofluosilicique par la décomposition du fluorure de silicium au contact de l'eau.

La formule de la réaction est :



Cet acide n'est connu qu'à l'état de dissolution aqueuse.

On préparera donc du *fluorure de silicium*, SiF_4 , gaz incolore, en chauffant modérément, dans un ballon de verre, parties égales de fluorure de calcium (spath fluor ou fluorite) et de quartz broyé fin, de sable quartzueux ou de verre pilé, bien mélangés, avec 6 à 8 parties d'acide sulfurique concentré.

On se rend compte de la production du fluorure de silicium par la formule :



C'est pour retenir cette eau, produite par la réaction, qu'on est forcé de prendre un excès d'acide sulfurique.

On produira le dégagement du gaz dans une cornue dont le col pénètre jusqu'au milieu de la boule d'un récipient rempli d'eau au tiers; l'extrémité du col ne plongera donc pas dans l'eau. Il faut seulement avoir soin de tourner constamment le récipient afin que ses parois soient toujours mouillées d'eau et donnent un contact suffisant avec le gaz fluorure de silicium.

On peut aussi adapter au col de la cornue un tube de dégagement, communiquant avec la douille d'un entonnoir renversé dans une bassine contenant de l'eau jusqu'à mi-hauteur de l'entonnoir; aucune obstruction ne sera ainsi à craindre.

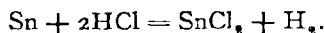
Lorsque l'on a décomposé une quantité suffisante de fluorure de silicium, on verse le produit sur un linge, on exprime; la silice gélatineuse reste dans le linge, on filtre le liquide pour avoir une solution claire et limpide d'acide hydrofluosilicique.

CHLORURES STANNEUX ET STANNIQUE.

47. On préparera le chlorure stanneux en faisant réagir de l'acide chlorhydrique concentré sur de l'étain métallique.

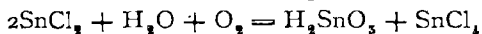
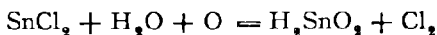
Cette opération réclame le concours d'une douce chaleur.

On mettra de la grenaille d'étain dans un ballon ou dans une cornue avec une solution concentrée d'acide chlorhydrique. De l'hydrogène se dégage qu'on pourra recueillir.



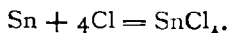
On ajoute de l'étain jusqu'à saturation de l'acide chlorhydrique, on laisse déposer, on décante et la solution limpide cristallise en refroidissant, on obtient ainsi le *sel d'étain* du commerce, chlorure stanneux hydraté.

La solution de ce corps se décompose à la longue, rapidement même si elle est étendue : elle devient d'abord opaline, en absorbant l'oxygène de l'air ou celui dissout dans l'eau; il y a alors production d'hydroxide stanneux et enfin, d'hydroxide stannique, insolubles, d'après les formules :



c'est là un exemple de la puissance avec laquelle ce corps s'empare de l'oxygène. C'est un réducteur des plus énergiques.

48. On préparera le chlorure stannique en faisant passer un courant de gaz chlore sec sur de l'étain métallique chauffé.



Le gaz chlore bien sec sera préparé d'après le n° 4. On emploiera l'appareil représenté fig. 370.

Comme l'eau décompose le corps à obtenir, la cornue où l'on met l'étain et le récipient suivant doivent être parfaitement secs.

L'étain sera placé dans la cornue D; le tube amenant le chlore pénétrera dans la cornue jusque tout près de l'étain qu'on maintiendra en fusion. La combinaison se fait avec un fort dégagement de chaleur et le bichlorure distille et se condense dans le récipient E bien refroidi par l'eau venant de F.

Du chlore pouvant s'échapper par la tubulure du récipient E, on la munira d'un tube conduisant à une cheminée ou à un appareil absorbeur contenant un peu de soude caustique.

Le corps obtenu de la sorte peut contenir du chlore dissous qu'on pourra enlever en y ajoutant un peu d'étain et en redistillant; on a ainsi un liquide anhydre fumant à l'air, c'est la *liqueur fumante de Libavius*, qui bout à 120°.

49. Caractères des solutions d'étain.

a.

SOLUTIONS STANNEUSES.

1. Les sels stanneux solubles sont incolores, ils sont décomposés par une grande quantité d'eau, avec formation d'un précipité léger, qui souvent ne fait qu'opaliser la liqueur.

2. La *potasse caustique* y produit un précipité blanc d'hydrate stanneux, soluble dans un excès de réactif; par l'ébullition, ce précipité *devient noir* en se déshydratant.

3. L'*ammoniaque* détermine un précipité blanc d'hydrate stanneux, insoluble dans un excès de précipitant; par l'ébullition, cet hydrate devient de l'oxyde stanneux brun olive.

4. Les *carbonates alcalins* donnent, avec dégagement d'anhydride carbonique, un précipité blanc d'hydrate, insoluble dans un excès de précipitant.

5. L'*acide sulfhydrique* donne un précipité brun, formé de sulfure stanneux, soluble dans l'acide chlorhydrique concentré et dans le sulfhydrate d'ammoniaque contenant un excès de soufre.

6. Le *sulfhydrate d'ammoniaque* produit le même précipité brun, qui ne se redissout bien dans un excès de précipitant que si celui-ci est impur et jaune, c'est-à-dire contient un excès de S.

7. Le *ferricyanure de potassium* y donne un précipité blanc, soluble dans l'acide chlorhydrique.

8. Le *chlorure mercurique* est réduit par les solutions stanneuses, avec formation d'un précipité blanc de chlorure mercureux ; si le sel stanneux est en excès, ce précipité devient gris, avec formation de mercure métallique.

9. Le *chlorure d'or* produit dans les solutions stanneuses, acidulées de quelques gouttes d'acide azotique, un *précipité de pourpre de Cassius* formé d'or réduit.

10. Une lame de *zinc décapé* décompose les solutions en se recouvrant d'un enduit spongieux d'étain.

b. SOLUTIONS STANNIQUES.

1. Solutions incolores, qui précipitent parfois quand on y ajoute une grande quantité d'eau.

2. La *potasse caustique* y produit un précipité blanc d'hydrate, soluble dans un excès de réactif, ainsi que dans les acides.

3. L'*ammoniaque* forme un précipité blanc d'hydrate, peu soluble dans un excès de réactif.

4. Les *carbonates alcalins* produisent un dégagement de CO_2 en même temps qu'un précipité blanc d'hydrate, peu soluble dans un excès de précipitant.

5. L'*acide sulfhydrique* donne, surtout en chauffant, un précipité jaune de sulfure stannique, soluble dans la potasse caustique et dans le sulfhydrate d'ammoniaque.

6. Le *sulfhydrate d'ammoniaque* produit un précipité jaune, soluble dans un excès de réactif.

7. Le *ferricyanure de potassium* ne donne aucun précipité.

8. Une lame de *zinc décapé* plongée dans une solution qui ne contient pas un excès d'acide, précipite de l'étain spongieux et de l'hydrate stannique.

CARBONE.

On peut obtenir ce corps par la calcination des matières organiques, spécialement des hydrates de carbone. Nous préparerons plus tard, de cette manière, du carbone, du charbon de bois, du charbon d'os et du coke, quand nous serons en mesure d'étudier les produits de ces distillations sèches, aussi intéressantes au point de vue théorique qu'au point de vue des applications industrielles.

OXYDE DE CARBONE

50. On obtiendra l'oxyde de carbone par la réaction de l'acide sulfurique concentré sur l'acide oxalique.

La formule de la réaction est la suivante :



Au lieu d'acide oxalique, on peut aussi faire réagir le *sel d'oseille* ou oxalate acide de potassium.

Les cristaux d'acide oxalique sont placés dans un ballon Durand (fig. 371), avec tube droit à entonnoir ; on y ajoute

ensuite 5 ou 6 fois autant d'acide sulfurique et l'on agite. Le ballon doit à peine être rempli au quart. On pourrait aussi employer une cornue avec tube droit à entonnoir.

La réaction n'a lieu qu'en chauffant, ce qu'il faut faire avec précaution sur une toile métallique. Les cristaux se

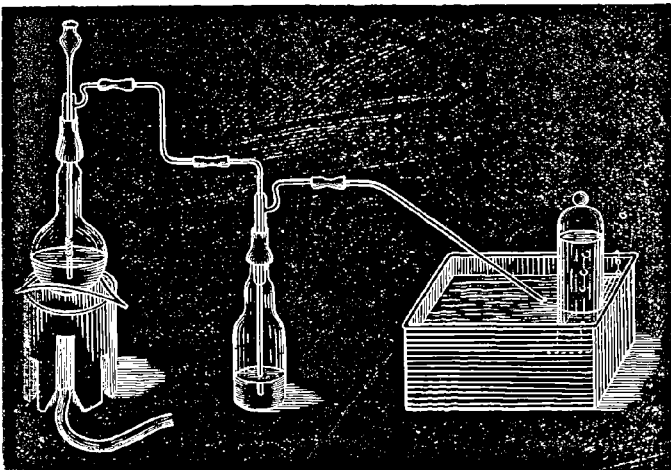


Fig. 371.

dissolvent et l'acide sulfurique, déshydratant l'acide oxalique, s'empare de l'eau tandis que C_2O_3 , anhydride, qui n'existe pas, se dédouble en $CO + CO_2$.

Ce mélange des deux gaz est conduit dans un laveur de Durand ou dans un flacon de Woolf à trois tubulures, rempli à moitié d'une solution de potasse ou de soude caustique, pour absorber l'anhydride carbonique, tandis que l'oxyde de carbone passe et pourra être recueilli sur l'eau.

51. On prépare aussi l'oxyde de carbone par la décomposition de l'anhydride carbonique au moyen du charbon.

La réaction est simple : $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$; elle explique la présence de CO dans les gaz de nos foyers.

On préparera d'abord l'anhydride carbonique par la réaction de l'acide chlorhydrique sur le marbre blanc, carbonate de chaux (voir n° 52). Ce gaz sera lavé puis séché sur de la ponce imbibée d'acide sulfurique concentré et il traversera ensuite un tube en fer rempli de fragments de charbon de bois. Ce tube sera chauffé au rouge intense dans un four à réverbère spécial (v. fig. 95) ou sur une grille à gaz (v. fig. 103.) Pour garantir les bouchons contre l'action de la chaleur, on fera bien de les entourer d'une toile qu'on mouillera constamment. Au sortir de ce tube, le gaz passera dans un tube en U, ou mieux dans une éprouvette remplie de ponce imbibée d'une solution de soude caustique, pour absorber la partie d'anhydride carbonique qui n'aurait pas été décomposée. L'oxyde de carbone n'est point absorbé, et pourra être recueilli sous une cloche placée dans une cuve à eau, ou brûlé directement dans l'air, en adaptant un tube effilé au tube de dégagement. (Appareil analogue à celui de la figure 376.)

Données numériques. Le gaz oxyde de carbone a une densité de 0,97 par rapport à l'air. Le poids d'un litre de ce gaz est de 1 gr. 25 (à 0° et 0 m. 76 de pression).

Expériences. Combustion du gaz avec production de CO_2 ; extinction de la flamme d'une bougie; mélangé avec volume égal d'oxygène, il est détonant; dissolution du gaz dans une solution chlorhydrique de chlorure cuivreux. Pouvoir réducteur, sur CuO chauffé.

Accidents. On doit se défier d'autant plus de ce gaz qu'il n'a pas d'odeur et qu'il est un violent poison. Il n'y a pas d'antidote contre l'asphyxie qu'il produit. Il suffit de faibles traces de ce gaz dans l'atmosphère pour la rendre dangereuse, si on la respire longtemps. En cas d'empoisonnement, il faut faire respirer de l'air pur et maintenir la sensibilité; on frictionnera vivement le visage, la poitrine et même tout le corps, en attendant l'arrivée du médecin. Des inhalations de quelques litres d'oxygène bien pur peuvent rendre de bons services.

ANHYDRIDE CARBONIQUE.

52 On prépare l'anhydride carbonique par la réaction de l'acide chlorhydrique sur le carbonate de calcium.

L'anhydride carbonique qui est le résultat de la combustion directe du carbone par l'oxygène, se retrouve aussi parmi les produits de la respiration, de la fermentation, etc.

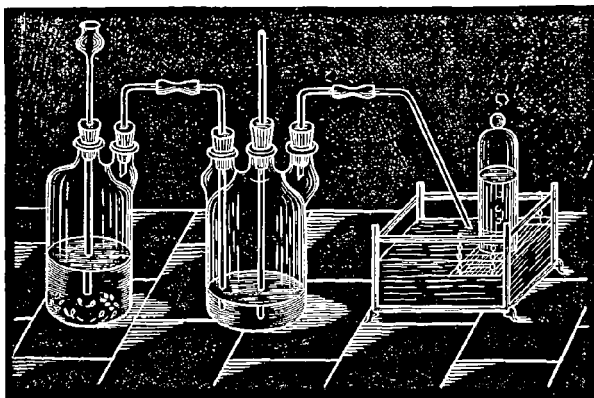


Fig. 372.

Dans les laboratoires, on le produit toujours par la décomposition des carbonates au moyen des acides et notamment de l'acide chlorhydrique.

La formule de la réaction est :



La réaction se fait à froid : on peut donc employer pour appareil producteur, un flacon de Woolf à deux tubulures (fig. 372), ou bien un flacon dont le goulot sera muni d'un tube Durand.

Le carbonate employé sera du marbre blanc réduit en fragments, mais non pulvérisé. Il ne faut pas en mettre trop dans le flacon, sinon l'effervescence est telle que la mousse est emportée jusque dans l'appareil laveur. Le gaz sera lavé dans un flacon à trois tubulures ou recueilli sur l'eau ; on pourrait aussi, vu sa grande densité, le recueillir par déplacement.

Le résidu du flacon producteur est du *chlorure de calcium*, qu'on peut évaporer pour chasser l'excès d'acide et faire cristalliser $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{aq}$. Ces cristaux soumis à la chaleur (vers 200°), perdent 4 molécules d'eau et donnent une masse très poreuse qui est souvent utilisée dans les laboratoires pour dessécher les gaz ; chauffée au rouge, cette masse subit la fusion ignée. On a ainsi le chlorure de calcium fondu et anhydre.

53. On préparera l'anhydride carbonique par la décomposition du bicarbonate de sodium NaHCO_3 au moyen de la chaleur.

La réaction finale est :



mais, quand on opère par voie humide, on n'arrive que fort lentement à la décomposition complète.

On obtient aisément du gaz CO_2 en chauffant une solution de bicarbonate de sodium dans l'eau. Cette solution sera placée dans un ballon muni d'un tube de dégagement. On portera la solution à l'ébullition et le gaz qui se dégage régu-

lièrement sera reçu directement sous une cloche placée dans la cuve à eau.

Données numériques. La densité de ce gaz est 1,529 par rapport à l'air, et un litre pèse 1 gr. 98 (à 0° et sous une pression de 0^m76 de mercure). — Se liquéfie par la pression, en dessous de 31° (*point critique*) en un liquide dont la densité à 0° est 0,947 et qui bout à — 79° sous la pression normale. A 0°, le coefficient d'absorption ou de solubilité du gaz carbonique dans l'eau est de 1,799; à 15° c'est 1,002; pour la solubilité dans l'alcool les chiffres correspondants sont 4,329 et 3,199.

La solubilité augmente avec la pression, dans la même proportion que celle-ci; on s'explique ainsi la forte quantité d'anhydride carbonique tenu dans les eaux gazeuses, le champagne, les bières en bouteille, etc.

Expériences. Ce gaz éteint les corps en combustion; agit sur la teinture de tournesol, sur l'eau de chaux. Transvaser comme si c'était un liquide. Expérience de solubilité.

Accidents. En cas d'asphyxie, le premier soin est de tenir le malade assis à l'air frais, de lotionner avec de l'eau vinaigrée et de faire respirer du vinaigre fort ou un peu d'ammoniaque et surtout de l'oxygène, si l'on en avait sous la main; frictionner vivement.

Le gaz carbonique, étant fort lourd, s'accumule au fond des places non aérées et si l'on doit pénétrer dans une cavité de ce genre pour en retirer un asphyxié, on doit faire absorber ce gaz CO₂ par des aspersion, d'un effet rapide, de lait de chaux ou d'eau ammoniacale, jusqu'à ce qu'on puisse y maintenir la combustion d'une chandelle allumée.

POTASSIUM.

K = 39. Monovalent.

Nous prendrons le carbonate de potassium comme point de départ pour obtenir les divers composés potassiques que nous allons préparer. C'est le carbonate de potassium que le commerce nous fournit sous le nom de *potasse de Russie*, *potasse d'Amérique*, *potasse perlasse*, etc. — D'autres composés potassiques, notamment le salpêtre ou nitrate de potassium et

surtout le chlorure de potassium, que les mines de Stassfurt fournissent en abondance, pourraient servir dans le même but.

54. Carbonate et bicarbonate de potassium.

Les cendres des végétaux terrestres étant traitées par l'eau fournissent une solution (*lessive*) contenant du carbonate de potassium que l'on extraira comme suit : On filtrera la lessive et l'on évaporera à sec. Le résidu, nommé *salin*, étant chauffé au rouge, au contact de l'air, devient blanc et constitue ce que le commerce nous fournit sous le nom de *potasse*. C'est du carbonate de potassium, renfermant des quantités variables d'autres sels solubles (chlorure, sulfate, silicate alcalins, etc.). En traitant de nouveau cette potasse par fort peu d'eau, on ne redissout guère que le carbonate, tandis que les autres sels restent indissous. On peut déjà obtenir ainsi du carbonate de potassium assez pur.

En calcinant divers sels organiques potassiques, le tartrate monopotassique (crème de tartre), par exemple, on produit du carbonate de potassium.

L'action de l'anhydride carbonique sur la potasse caustique donne lieu à du carbonate dimétallique (neutre), puis à du carbonate monométallique ou bicarbonate. Ce dernier se précipite en petits cristaux peu solubles. On obtiendra du carbonate neutre très pur en chauffant entre 100° et 150° le bicarbonate.

55. Réactions caractéristiques des carbonates.

1. Les carbonates, surtout pulvérisés, font *effervescence* avec les acides dilués; le gaz qui se dégage est inodore et trouble l'eau de chaux.
2. Les carbonates seuls sont solubles.
3. L'eau de chaux, les chlorures de calcium, de strontium et

de baryum donnent avec les carbonates solubles un précipité blanc de carbonate de calcium, de strontium ou de baryum, soluble dans les acides avec dégagement d'anhydride carbonique.

4. *Le nitrate d'argent*, en solution bien neutre, y produit un précipité blanc, soluble dans l'ammoniaque, soluble aussi dans l'acide nitrique avec effervescence.

56. Potasse caustique : a) à la chaux, b) à l'alcool.

a) Une solution de carbonate de potassium est *caustifiée* au moyen de l'hydroxide de calcium (chaux éteinte).

Dans une bassine de fer bien propre, on met parties égales de carbonate de potassium et de chaux éteinte, avec douze parties d'eau. On fait bouillir, puis on essaye si le liquide *clair* (on en prend une petite quantité qu'on peut filtrer rapidement, s'il y a lieu), ne précipite plus par l'*eau de chaux*. S'il y a précipité, c'est qu'il y a encore du carbonate dans la liqueur et on ajoute un peu de chaux. Dès qu'on a constaté l'absence du carbonate dans la solution, on laisse déposer, on décante avec soin dans une bassine de fer bien propre ou dans une bassine d'argent et on évapore la solution décantée et claire, aussi rapidement que possible jusque consistance épaisse. On coule sur une plaque froide de fer poli et l'on a ainsi la *potasse à la chaux*, potasse caustique impure.

b) Cette potasse à la chaux contient souvent, outre les impuretés de la potasse du commerce, du carbonate de potassium qui s'est reformé pendant l'évaporation. Pour la purifier, on la traite par de l'alcool à 90 %, qui ne dissout que l'hydroxide de potassium. Ce traitement peut se faire sans grand inconvénient dans un ballon de verre. On décante avec soin la solution ainsi obtenue dans une capsule en

argent et l'on évapore rapidement jusqu'à obtenir la potasse caustique en fusion que l'on coule sur une plaque bien propre. C'est la *potasse à l'alcool*.

Voici un autre procédé, plus facile, mais beaucoup plus coûteux, de préparer de la potasse caustique très pure. On décomposera une solution de sulfate de potassium par une solution d'hydrate de baryum, en quantité convenable.

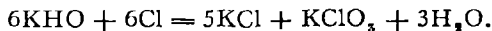


Le sulfate de baryum insoluble est séparé par une filtration et l'on peut, soit se servir directement de la solution de potasse caustique ainsi obtenue, soit l'évaporer avec les précautions indiquées ci-dessus, si l'on veut obtenir de la potasse caustique solide.

57. Chlorate de potassium.

L'action du chlore, à froid, sur le carbonate de potassium étendu nous a déjà donné l'eau de Javel (voir chlorures décolorants, page 298).

Si l'on fait réagir le chlore sur une solution chaude et assez concentrée (40° à 45° B^e) de potasse caustique, on obtient la réaction :



Avec le carbonate de potassium on réussit moins bien.

Le chlore, préparé d'après la méthode du n° 4, ayant été lavé, sera amené par un tube assez large dans une solution de potasse caustique à 45° B^e, contenue dans un ballon ou dans une cornue qu'un bec Bunsen, placé en dessous, permettra de maintenir à une température de 50 à 60° C.

Le chlore ayant réagi, le *chlorate de potassium* formé se dépose par suite de son peu de solubilité quand l'appareil refroidit, tandis que le chlorure reste en solution; celle-ci

prend souvent une teinte verdâtre ou violacée par suite de la présence d'une trace de manganèse. On décantera le liquide qu'on fera cristalliser à part pour avoir le chlorure et, jetant le dépôt de chlorate sur un filtre, on le purifiera en le lavant avec de très petites quantités d'eau froide, (v. page 174).

Le procédé industriel consiste à préparer une solution de chlorate de calcium, que l'on décompose par le chlorure de potassium. On fera aussi du chlorate de potassium au moyen de cette réaction.

58. Réactions caractéristiques des chlorates.

1. Tous les chlorates sont *solubles* et décomposables par la chaleur. Les cristaux secs, projetés sur du charbon incandescent, *déflagrent et fusent* plus vivement que les azotates.

2. Quelques *petites* parcelles de chlorate, introduites dans de l'*acide sulfurique concentré*, dégagent des composés oxydés du chlore qui colorent le liquide en jaune et ont une odeur bien reconnaissable. Cette réaction *n'est pas sans danger*; on la fera dans un verre à pied largement ouvert pour éviter une explosion et sur de très petites quantités de matières.

3. Une solution de chlorate, additionnée d'acide sulfurique, décolore, à l'ébullition, le *sulfate d'indigo*. Cette décoloration a lieu immédiatement et à froid si, à la solution de chlorate et d'indigo, on ajoute de l'acide sulfurique étendu et, peu à peu, du sulfite de sodium.

Accidents, Les chlorates mélangés à des matières facilement oxydables détonent sous le choc, et même par le frottement du pilon du mortier.

Prendre les plus grandes précautions pour les manipulations avec le chlorate.

59. Chlorure de potassium.

En calcinant du chlorate jusqu'à fusion tranquille, on pourrait obtenir du chlorure de potassium, ainsi que nous l'avons vu au n^o 14. On peut encore obtenir ce sel par

l'action, non du chlore, mais de l'acide chlorhydrique sur la potasse caustique ou sur le carbonate de potassium.

On prendra une solution de carbonate (1 de sel sur 20 d'eau) qu'on saturera par de l'acide chlorhydrique étendu au vingtième. Pour cela, on mettra la solution de carbonate dans une capsule en porcelaine, on l'additionnera d'un peu de teinture de tournesol et on chauffera jusque l'ébullition.

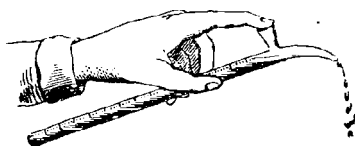


Fig. 373.

D'autre part, l'acide étendu étant mis dans une burette graduée, on le laissera tomber par mince filet d'abord, puis goutte par goutte en remuant constamment au

moyen d'un agitateur la liqueur à saturer (fig. 373).

On cesse de laisser tomber l'acide quand la coloration bleue du tournesol vire au rouge.

On peut remplacer le tournesol par quelques gouttes de solution alcoolique d'acide rosolique et alors opérer à froid.

Ce chlorure est un corps qu'on n'a pas à préparer, le commerce le fournissant à très bon compte et en abondance. Nous n'en parlons ici que pour fournir matière à une saturation qu'il importe de savoir bien faire.

60. Réactions caractéristiques des chlorures.

1. Les chlorures sont *solubles*, sauf le chlorure d'argent, le chlorure mercurieux et le chlorure de plomb.
2. Les chlorures mélangés de *peroxyde de manganèse* et d'*acide sulfurique* donnent lieu, à chaud, à un dégagement de chlore.
3. Les chlorures traités par l'*acide sulfurique concentré* seul, dégagent un gaz acide (HCl) répandant des fumées

blanches à l'air, surtout à l'approche d'une baguette humectée d'ammoniaque.

Si pour ces deux réactions, 2 et 3, on fait usage de *solutions* de chlorure, on devra les prendre, très concentrées.

4. Le *nitrate d'argent* détermine dans les solutions de chloruré un précipité blanc, caillebotté de AgCl , insoluble dans l'acide nitrique, soluble dans l'ammoniaque, ainsi que dans le cyanure de potassium et l'hyposulfite de sodium. Exposé à la lumière, ce précipité devient violet, puis noir.

61. Bromure de potassium.

Si on neutralise avec précaution une solution concentrée de potasse caustique, chauffée à 40°C , par du brome, on obtient du bromate et du bromure. Dans cette opération, on s'aperçoit vite que la neutralisation est complète, par la coloration brune qu'un excès de brome communique de suite à la liqueur; une ou deux gouttes de solution alcaline feront disparaître cette coloration, s'il y a lieu.

On évaporera la solution à sec, puis on chauffera le tout dans une capsule de porcelaine, jusqu'à la température rouge, afin de transformer le bromate en bromure. On peut activer cette transformation en y mélangeant du poussier de charbon de bois avant de chauffer.

On s'assurera que le bromate est décomposé en vérifiant que le sel ne fuse plus quand on le projette sur un charbon incandescent.

En reprenant la masse par l'eau bouillante et concentrant la solution, on peut obtenir, par refroidissement, des cristaux cubiques de bromure de potassium.

Ce bromure est soluble : 155 parties dans 100 parties d'eau à 20° .

62. Caractères des bromures.

1. L'eau de chlore, ajoutée peu à peu, colore en jaune rougeâtre les solutions de bromures; cette coloration est enlevée au liquide par le sulfure de carbone qui se teinte en jaune brun.

2. En chauffant dans un tube d'essai, un bromure mélangé de *peroxyde de manganèse* avec de l'*acide sulfurique*, il y a production de vapeurs rouge foncé de brome.

3. Le *nitrate d'argent* y produit un précipité blanc-jaunâtre, noircissant à la lumière, insoluble dans l'acide nitrique, moins soluble que le chlorure d'argent dans l'ammoniaque, et qui se dissout dans le cyanure de potassium et l'hyposulfite ou thiosulfate de sodium.

63. Iodure de potassium.

L'iodure se prépare tout à fait comme le bromure; en saturant la potasse caustique, chauffée vers 40°, par l'iode, on obtient de l'iodure et de l'iodate qu'une calcination transforme en iodure.

Prendre les mêmes précautions que ci-dessus.

On opérera aussi la transformation d'iodate en iodure en faisant passer un courant réducteur de H_2S à travers la solution d'iodate.

64. Réactions caractéristiques des iodures.

1. En versant un peu d'*acide nitrique*, il se forme un précipité d'iode; il se dégage des vapeurs rutilantes si la solution est concentrée.

Si la liqueur est fort étendue et qu'on y ajoute d'abord un peu d'*eau d'amidon*, l'addition d'*acide nitrique* donnera de suite la coloration bleue caractéristique de la combinaison de l'iode avec l'amidon.

Si la liqueur, tenant l'iode libre, est agitée avec un peu de *chloroforme* ou de *sulfure de carbone*, ces corps lui enlèvent l'iode et deviennent *violet*, tandis que la liqueur se décolore.

2. Les iodures solubles donnent avec le *nitrate d'argent* un précipité blanc jaunâtre d'iodure d'argent, noircissant à la lumière, insoluble dans l'ammoniaque, et soluble dans le cyanure de potassium et dans l'hyposulfite de sodium.

65. Pentasulfure de potassium. Foie de soufre.

Si l'on fait fortement chauffer en vase clos, un mélange de potasse caustique ou carbonatée avec du soufre en excès, on obtient une masse rouge-brun foncé, appelée *foie de soufre*, qui contient du pentasulfure et du sulfure de potassium.

Si la température de calcination a été trop faible, le pentasulfure est accompagné, non de sulfate, mais d'hypo-sulfite ($K_2S_3O_3$).

L'opération pourra se faire dans un petit ballon de verre dans lequel on mettra un mélange intime de 10 gr. de carbonate de potasse avec 6 gr. de fleur de soufre. On chauffera sur une lampe à gaz; le CO_2 se dégage, puis on obtient une masse bien fondue. On peut laisser refroidir, puis en brisant le ballon on aura le foie de soufre qui doit se conserver dans un flacon bien bouché.

66. Polysulfure de potassium.

En faisant bouillir du soufre en fleurs avec une solution concentrée de potasse caustique ou de carbonate de potassium, on obtiendra une solution plus ou moins fortement colorée par du polysulfure. Si l'ébullition est suffisamment prolongée et si le soufre est en excès, la solution sera rouge brun et contiendra du pentasulfure de potassium.

67. Monosulfure de potassium.

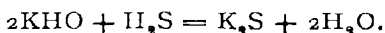
On fera passer un courant d'acide sulfhydrique, préparé suivant le n° 22, et jusqu'à saturation à travers une solution de potasse caustique.

L'on peut vérifier si la potasse a dissous tout le H_2S qu'il pouvait absorber : en prenant le flacon de Woolf qui le contient, puis, deux tubulures étant bouchées avec des bouchons et la 3^e avec le doigt, on agite vivement : si la solution n'est pas saturée, le H_2S qui forme l'atmosphère au-dessus de la solution se dissout et il se produit un vide que l'on perçoit aisément au doigt ; si la saturation existe cette sensation du vide ne se perçoit plus.

L'on obtient, dans ces conditions, de l'hydrosulfure de potassium, d'après la formule :



Le monosulfure se produirait d'après la formule :



On peut facilement obtenir ce monosulfure en prenant une solution de potasse caustique, la divisant en deux parties égales, dont l'une est saturée d'abord complètement d'acide sulfhydrique, puis on y ajoute l'autre partie et on mélange parfaitement. On a ainsi une solution limpide de monosulfure de potassium. Souvent la présence d'une trace de fer donne à cette solution une teinte verdâtre.

68. Réactions caractéristiques des sulfures.

1. Précipitation en noir par l'acétate de plomb et par le nitrate d'argent ; une goutte de la liqueur, déposée sur une lame d'argent bien décapée, y forme une tache noire.

2. La solution additionnée d'un acide dégage de l'acide sulfhydrique, reconnaissable à son odeur, ou à son action sur du papier imprégné d'acétate de plomb.

Si l'on a affaire à un polysulfure, en même temps que l'acide sulfhydrique se dégage, il y a dépôt de soufre.

3. Un sulfure soluble additionné de *nitroprussiate de soude* donne lieu à une belle coloration violet-rouge. Cette réaction est très sensible ; quelques gouttes de sulfure dans un verre d'eau donnent lieu à une teinte très marquée si on y ajoute un peu de nitroprussiate.

4. Les sulfures insolubles, fondus avec de la potasse caustique, donnent lieu à des sulfures alcalins solubles, reconnaissables comme il vient d'être dit.

5. Chauffés dans un tube ouvert aux deux extrémités, les sulfures insolubles donnent lieu à de l'anhydride sulfureux reconnaissable à son odeur.

69. Sulfite et bisulfite de potassium.

On préparera du gaz sulfureux en utilisant le ballon producteur avec tube de sûreté plongeant (voir fig. 277).

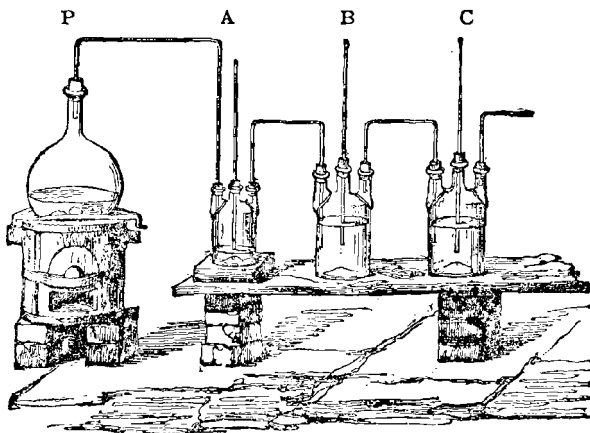
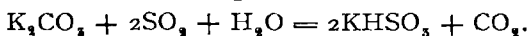
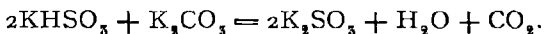


Fig. 374.

D'autre part, on prendra une solution de potasse caustique ou de carbonate de potassium, que l'on divisera en deux parties égales; on placera une de ces parties dans un flacon de Woolf B (fig. 374), tandis que dans le flacon C on mettra de l'eau pour absorber le gaz qui ne serait pas retenu en B et on y fera passer un excès d'anhydride sulfureux qu'on lavera dans le flacon de Woolf A tenant fort peu d'eau. On vérifiera la saturation comme il a été dit p. 352. Le produit obtenu sera du bisulfite de potassium.



Si l'on ajoute alors, la partie de la solution tenue en réserve, à la partie saturée du flacon B, on aura du sulfite neutre, d'après la formule :



70. Caractères principaux des sulfites.

1. Les *acides minéraux* en dégagent de l'anhydride sulfureux, sans dépôt de soufre. Cet anhydride sulfureux est reconnaissable à son odeur et à ce qu'il rougit puis *blanchit* un papier bleu de tournesol.

Si l'on agit sur une solution, l'effervescence de SO_2 ne se remarque que si la concentration est suffisante, car ce gaz SO_2 est fort soluble.

Les hyposulfites produisent *en outre* un dépôt de soufre.

2. Le *chlorure de baryum* donne avec les solutions de sulfites un précipité blanc, qu'on peut dissoudre dans l'acide chlorhydrique bien pur avec effervescence de SO_2 , s'il n'y a que peu d'eau.

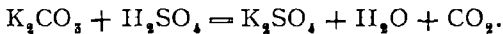
3. L'*acide sulfhydryrique* produit un précipité de soufre dans les solutions de sulfites.

4. Le *permanganate de potassium* est réduit et *décoloré*.

5. Un sulfite ajouté dans un appareil qui produit de l'hydrogène pur, par l'action de l'acide chlorhydrique et du zinc, donne lieu à un dégagement d'hydrogène sulfuré, facilement reconnaissable à son action sur les sels de plomb.

71. Sulfate de potassium; exercice de saturation.

En faisant réagir l'acide sulfurique dilué sur le carbonate, on obtient du sulfate de potassium, avec une vive effervescence d'anhydride carbonique.



Le carbonate alcalin sera dissous par 20 parties d'eau dans une capsule en porcelaine et l'on fera bouillir. On ajoutera alors un peu de teinture de tournesol, puis on saturera en versant, d'abord sous un mince filet, puis goutte à goutte, de l'acide sulfurique dilué (1 vol. acide, 20 vol. eau) contenu dans une burette graduée (voir fig. 373). L'on continuera, en faisant bouillir, jusqu'à ce que la teinture de tournesol vire au rouge, ce qui indique que la neutralisation est complète. Au lieu de tournesol on peut prendre un peu d'acide rosolique en solution alcoolique dont la coloration rouge vire au jaune, même à froid. Dès lors, on a une solution neutre de sulfate, qu'on peut faire évaporer et cristalliser.

On comprend que si le *titre* de l'acide sulfurique dilué est connu, la détermination du volume de l'acide employé à neutraliser un poids déterminé de *potasse* peut servir à doser la quantité de carbonate de potassium pur que la dite potasse contient. C'est ainsi que l'on opère pour les essais *alcalimétriques* ou *acidimétriques*.

Dans l'industrie, le sulfate de potassium ne se prépare pas de cette manière, mais on l'obtient soit en traitant les

résidus de la fabrication de l'acide nitrique (voir n° 40) ou bien en faisant réagir l'acide sulfurique sur du chlorure de potassium que les mines de Stassfurt produisent abondamment.

72. Réactions caractéristiques des sulfates.

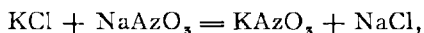
1. L'addition du *chlorure de baryum* détermine dans les solutions des sulfates un précipité blanc et lourd de sulfate de baryum, insoluble dans les acides chlorhydrique et azotique dilués.

2. L'*acétate de plomb* y donne un précipité blanc et lourd de sulfate de plomb, insoluble dans l'acide nitrique étendu, mais soluble dans les acides nitrique ou chlorhydrique bouillants. Ce précipité blanc de sulfate de plomb est soluble dans le tartrate d'ammoniaque.

73. Nitrate de potassium.

On pourrait préparer le nitrate de potassium au moyen de l'acide nitrique réagissant sur le carbonate ou l'oxyde de potassium, d'une manière analogue à ce que nous venons de voir pour le sulfate; mais nous allons préparer le salpêtre *de conversion*, comme dans l'industrie, en utilisant le chlorure de potassium et le nitrate de sodium que le commerce fournit en abondance.

On prendra des quantités de ces corps *exactement* correspondantes à la réaction exprimée par la formule :



soit 79,5 gr. de chlorure de potassium et 85 gr. de nitrate de sodium, et pour séparer le nitrate de potassium du chlorure de sodium, on traitera le mélange des sels par 40 gr. d'eau, quantité un peu plus que suffisante pour réaliser à l'ébullition la dissolution des 102 gr. de nitrate de potassium à obtenir.

Les données numériques nécessaires pour ces calculs se trouvent ci-dessous. On chauffe jusqu'à faire bouillir; la double décomposition s'opère en vertu de la grande différence de solubilité à chaud du nitrate de potassium et du chlorure de sodium. On sait, en effet (v. p. 143), que le chlorure de sodium n'est presque pas plus soluble à chaud qu'à froid; il reste donc à peu près indissous et on le sépare du liquide; puis on laisse refroidir et on obtient, en agitant, de petits cristaux de nitrate de potassium à peu près pur. — Pour l'épurer complètement du chlorure, on pourrait le laver avec une solution saturée de nitrate de potassium.

<i>Données numériques.</i> Cent parties d'eau :			
à 0°	dissolvent	13,3	parties de nitrate de potassium.
à 12°	»	23,0	» » »
à 18°	»	29,4	» » »
à 100°	»	246,0	» » »
à 116° (ébullition)		335,0	» » »
à 0°	dissolvent	36 0	parties de chlorure de sodium.
à 100°	»	40,0	» » »
à 108° (ébullition)		40,2	» » »

Expériences. Fusion et décomposition du nitrate par la chaleur. Pour les expériences suivantes, *opérer sur de petites quantités et mélanger* les corps avec précaution, car ce sont les éléments de la poudre à tirer. Décomposition du nitrate fondu et chaud par un petit fragment de S ou de charbon; enflammer une petite partie d'un mélange en poudre fine de salpêtre avec 1/3 de charbon; idem de salpêtre avec 1/3 de soufre; enflammer un mélange en poudre fine de 6 parties de salpêtre, 1 de soufre et 1 de charbon de bois.

74. Caractères distinctifs des nitrates.

1. Ils sont tous *solubles* dans l'eau; tous *fusent* quand on les projette sur du charbon incandescent.

2. L'*acide sulfurique concentré mélangé de limaille de cuivre* et de nitrate, laisse dégager des vapeurs rutilantes.

3. Le *permanganate alcalin* n'est pas décoloré.

4. Un cristal de *sulfate ferreux* broyé avec de l'*acide sulfurique concentré* et additionné de quelques gouttes de la solution d'un nitrate, donne une coloration rose brun ou rougeâtre.

5. La solution d'un nitrate, additionnée d'*acide sulfurique*, décolore la solution de *sulfate d'indigo* quand on fait bouillir.

75. Caractères distinctifs des sels de potassium.

1. Sels généralement *solubles* dans l'eau, solution *incoloré*, sauf quand l'*acide* est coloré (chromate, manganate).

2. Sels *fixes*, communiquent une teinte *violette* à la flamme.

Les raies du potassium sont très distinctes au spectroscope.

3. L'*acide sulfhydrique*, le *sulfhydrate d'ammoniaque*, la *potasse*, l'*ammoniaque* et les *carbonates alcalins* ne précipitent pas les solutions de potassium.

4. Le *perchlorure de platine* ajouté à une solution *concentrée*, neutre ou un peu acidulée, d'un sel de potassium y détermine un précipité jaune cristallin de chloroplatinate de potassium, soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool étheré. Une addition d'un peu d'alcool facilite la précipitation.

5. Une solution neutre de sel de potassium un peu concentrée, additionnée d'un excès d'*acide tartrique* ou de *tartrate monosodique* en solution fraîche et concentrée, laisse déposer un précipité blanc de tartrate monopotassique $C_4H_3KO_6$, *crème de tartre* qui n'apparaît pas toujours immédiatement et

qui est soluble dans beaucoup d'eau, dans les acides et dans les alcalis.

6. L'*acide perchlorique* donne, dans les solutions concentrées, un précipité blanc de perchlorate de potassium, insoluble dans l'alcool.

7. Le *nitrite cobaltico-sodique* donne avec les sels de potassium en solution neutre ou acidulée d'acide acétique un précipité jaune de nitrite cobaltico-potassique qui se forme d'autant plus vite que la solution est moins diluée.

8. Avec les solutions concentrées, l'*acide hydrofluosilicique* donne un précipité gélatineux, opalin, à peine visible.

SODIUM.

Na = 23. — Monovalent.

Le sel de sodium le plus abondant est le *chlorure de sodium*, que le commerce nous présente sous les noms de *sel gemme*, *sel marin* et *sel de cuisine*.

Des gisements importants de *nitrate de sodium* existent au Chili; c'est de là qu'on nous l'expédie sous les noms de *nitre cubique*, *salpêtre sodique* et *nitre du Chili*.

76. Carbonate et bicarbonate de sodium.

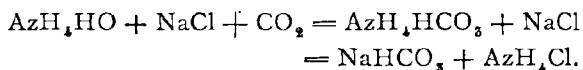
Le commerce nous fournit aussi le *sel de soude*, carbonate de sodium, que l'industrie produit, soit d'après le *procédé à l'ammoniaque*, soit d'après le *procédé Leblanc*, c'est-à-dire en préparant d'abord du sulfate au moyen du chlorure de sodium, puis en transformant ce sulfate en carbonate par une calcination de ce sulfate mélangé de carbonate de calcium (craie) et de charbon.

Nous ne préparerons pas du carbonate de cette manière,

parce que cette préparation réussit mal quand on n'opère que sur de petites quantités.

Dans l'industrie, on obtient aussi le carbonate de soude par le *procédé* dit à l'*ammoniaque*, appelé aussi *procédé Schloesing* ou *procédé Solvay*, en faisant du bicarbonate de sodium et le transformant en carbonate par calcination.

On prépare le bicarbonate de sodium en faisant passer, *sous pression* de 1 à 2 atmosphères, un courant d'anhydride carbonique dans une solution ammoniacale de chlorure de sodium maintenue bien froide.



Cette préparation réussit assez bien en petit. On prendra comme appareil producteur d'anhydride carbonique et comme appareil laveur de ce gaz, des bouteilles à champagne, qui peuvent résister à de fortes pressions. On peut avec avantage utiliser le gaz carbonique liquide que le commerce nous livre dans des cylindres résistants d'où le gaz peut sortir à telle pression qu'on le désire, si l'on se sert d'un régulateur spécial. Une solution saturée de chlorure de sodium sera saturée de gaz ammoniac et cette solution ammoniacale sera mise dans un vase solide sous le courant de l'anhydride carbonique qui viendra y barboter. Un tube de dégagement partira de ce vase et plongera jusqu'au fond d'un tube fermé à la partie inférieure et rempli de mercure sur une hauteur d'un mètre. C'est par là que l'anhydride carbonique pourra sortir, dès que la solution sera saturée à la pression mesurée par cette colonne de mercure.

Le bicarbonate de sodium, assez peu soluble, se dépose dans la solution ammoniacale; on le recueille, on le lave ra-

pidement avec la pompe à vide et on le laisse sécher. Il suffit de le chauffer pour le transformer en carbonate.

Comme on le voit, dans ce procédé, le carbonate s'obtient directement du chlorure de sodium, l'ammoniaque ne servant que d'intermédiaire pour passer l'anhydride carbonique au chlorure de sodium en se transformant elle-même en chlorhydrate d'ammoniaque.

Le bicarbonate de sodium peut aussi s'obtenir, et plus facilement, en saturant d'anhydride carbonique une solution concentrée de carbonate de sodium; c'est même le moyen le plus habituellement employé. On peut rapprocher cette préparation de celle du bisulfite de potassium (n° 69).

Les diverses préparations de sels de sodium peuvent d'ailleurs se faire comme celles des composés correspondants du potassium.

77. Caractères distinctifs des sels de sodium.

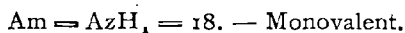
1. Sels *incolores* et *solubles*, comme les sels de potassium; *fixes*, donnant à la flamme une *coloration jaune* caractéristique; spécialement reconnaissables au spectroscope.

2. En général, les divers réactifs ne produisent aucun précipité avec les sels de sodium.

3. Le *méta-antimoniate de potasse* produit, dans les solutions concentrées, un précipité blanc, cristallin; mais, pour que ce précipité soit caractéristique, il faut que la liqueur soit neutre et ne contienne que des sels alcalins.

4. Le *periodate de potassium* y produit aussi un précipité de periodate de sodium.

AMMONIUM.



On sait que, d'après la théorie de l'*ammonium* les sels ammoniacaux sont analogues par leur constitution aux sels

ordinaires, dont ils ne diffèrent que par la substitution à l'élément métallique, radical simple, d'un radical composé, AzH_4 , nommé *ammonium*. Ainsi, le chlorhydrate d'ammoniaque, AzH_4HCl , peut être considéré comme du *chlorure d'ammonium* $(AzH_4)Cl$, comparable à KCl .

Les sels d'ammonium sont de plus analogues aux sels de potassium et de sodium par leurs propriétés. La solution du gaz ammoniac AzH_3 dans l'eau, *ammoniaque liquide*, *alcali volatil*, AzH_3HO , est alcaline comme la potasse caustique, KHO .

Nous avons vu, n° 31, la préparation de l'ammoniaque gazeuse et, n° 32, la préparation de l'ammoniaque liquide.

78. Chlorure d'ammonium ou chlorhydrate d'ammoniaque.

On préparera le chlorure d'ammonium en saturant avec précaution, par l'acide chlorhydrique dilué, l'ammoniaque en solution étendue ou à l'état de gaz; on fait ensuite évaporer, puis cristalliser.

Si l'on agit sur de l'ammoniaque impure, telle que celle obtenue par la distillation des eaux ammoniacales du gaz de l'éclairage, le chlorure qu'on obtiendra sera impur. On pourrait purifier les cristaux par une sublimation.

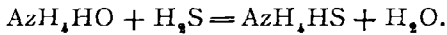
79. Nitrate ou azotate d'ammonium, nitrate ammonique, nitrate d'ammoniaque.

On saturera l'ammoniaque étendue par l'acide nitrique dilué. Cette saturation se fera avec précaution, pour éviter les projections. Elle s'opère sans difficulté si l'on emploie des liquides dilués. La teinture de tournesol ou l'acide rosolique indiquera le terme de la saturation (mêmes précautions qu'au n° 59).

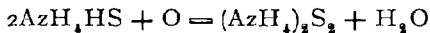
En faisant cristalliser, on obtient de beaux cristaux d'azotate, que nous avons utilisés au n° 38 et avec lesquels on peut obtenir un abaissement considérable de température en dissolvant rapidement 3 parties de sel dans 3 parties d'eau.

80. Sulfhydrate d'ammoniaque, sulfhydrate ammonique ou sulfure d'ammonium.

On fera passer jusqu'à refus un courant d'acide sulfhydrique, H_2S , dans un flacon maintenu froid et rempli d'une solution d'ammoniaque étendue de deux et demie fois son volume d'eau (voir n° 67).



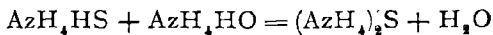
Le produit est tout à fait incolore, mais il se décompose partiellement au contact de l'air et se colore en jaune par suite du soufre qu'il dissout (soufre provenant de la décomposition).



en passant à l'état de bisulfure d'ammonium.

C'est cette solution que l'on emploie habituellement dans les laboratoires. Elle ne doit précipiter ni les sels de magnésium (excès d'ammoniaque), ni les sels de baryum (présence de sulfite ou de sulfate), ni les sels de calcium (présence de carbonate d'ammoniaque).

Parfois, on opère comme il vient d'être dit, mais en prenant soin de diviser l'ammoniaque en deux parties égales, dont on ne sature qu'une seule au moyen de l'hydrogène sulfuré; on obtient ainsi l'hydrosulfure dont il vient d'être parlé. En y ajoutant l'autre partie tenue en réserve, on a la réaction :



c'est-à-dire le monosulfure d'ammonium.

Comparez avec la préparation du sulfure de potassium, n° 67.

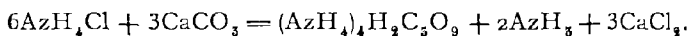
Expériences. Faire les réactions avec les divers sels métalliques.

81. Sulfate d'ammonium, sulfate d'ammoniaque.

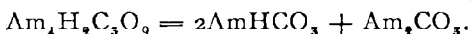
On saturera un peu d'acide sulfurique dilué (1 vol. acide, 10 vol. eau) par de l'ammoniaque gazeuse, dégagée des eaux ammoniacales du gaz de l'éclairage chauffées avec de la chaux éteinte. On reconnaît la fin de la réaction au moyen du papier de tournesol ou de l'acide rosolique. On fera ensuite cristalliser. C'est le mode utilisé dans l'industrie; on remarquera qu'en faisant bouillir une solution neutre de sulfate il y a dissociation partielle, de l'ammoniaque se dégage et le liquide redevient acide.

82. Sesquicarbonate d'ammoniaque.

Ce sel, que l'on trouve plus ou moins pur dans le commerce sous le nom de *carbonate d'ammoniaque* s'obtient par la sublimation d'un mélange *bien sec* de chlorure d'ammonium (sel ammoniac) et de carbonate de calcium (craie).



On peut, en petit, opérer cette sublimation dans un matras ou une cornue. Ce sesquicarbonate ainsi obtenu, *tricarbonate tétraammonique dihydrique*, renferme les éléments du *monocarbonate monoammonique* et du *monocarbonate diammonique*.



On peut l'obtenir aussi en partant du carbonate du commerce, que l'on dissout dans une solution concentrée d'ammoniaque. Par cristallisation, on obtient ainsi de beaux cristaux de sesquicarbonate, qui s'altèrent assez vite à l'air en perdant de l'ammoniaque et de l'anhydride carbonique.

83. Caractères distinctifs des sels d'ammonium.

1. Sels *incolores* et *solubles* comme les sels de potassium et de sodium. Généralement *volatils*, avec ou sans décomposition, si l'on chauffe sur une feuille de platine ou sur un charbon à la flamme du chalumeau.

2. Si l'on ajoute de la *potasse caustique*, un *lait de chaux* ou un *lait de magnésie* à une solution d'un sel d'ammoniaque et qu'on chauffe, il y a production d'ammoniaque, reconnaissable à l'odeur et aux fumées blanches qui apparaissent à l'approche d'une baguette mouillée d'acide chlorhydrique étendu et à l'action qu'elle possède de ramener au bleu du papier rouge de tournesol.

3. Les réactions des sels ammoniques sont à très peu près les mêmes que les réactions des sels potassiques. L'*acide tartrique*, le *perchlorure de platine*, le *nitrite cobaltico-sodique* donnent des précipités de bitartrate, de chloro-platinate d'ammoniaque, ou de nitrite cobaltico-ammonique dans les mêmes conditions qu'avec les sels de potassium (solutions concentrées ou additionnées d'alcool).

4. Avec le *réactif de Nessler* (iodure mercurio-potassique) quelques gouttes d'un sel ammonique versées dans de l'eau distillée produisent de suite un précipité brun rouge, $\text{Hg}_2\text{NH}_2\text{OI}$. Cette réaction est extrêmement sensible.

CALCIUM.

$\text{Ca} = 40$. — Bivalent.

C'est spécialement sous forme de *carbonate de calcium* que ce métal se présente dans la nature.

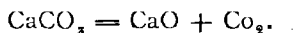
Le *calcaire*, le *marbre*, la *craie* ne sont que du carbonate de calcium, et le marbre blanc est du carbonate à peu près

pur. C'est lui que nous allons prendre comme point de départ pour obtenir les divers composés calciques.

Le *gypse* est aussi un minéral important à base de calcium.

84. Oxyde de calcium, chaux vive. — Hydroxyde de calcium, chaux éteinte. — Eau de chaux, lait de chaux.

En calcinant du marbre blanc dans un creuset chauffé au rouge vif dans un four à réverbère, on obtient la *chaux vive* ou *oxyde de calcium*.



Si après le refroidissement, on *éteint* cette chaux vive en projetant sur elle des gouttes d'eau à diverses reprises, la chaux s'échauffe, foisonne et tombe en poussière; cette poudre blanche est de la *chaux éteinte* ou *hydroxyde de calcium*,

En délayant cette chaux éteinte dans de l'eau, de manière à en faire une bouillie claire, on obtient ce que l'on appelle un *lait de chaux*.

En laissant reposer ce lait de chaux, la plus grande partie de l'hydroxyde se dépose; le liquide clair qui surnage constitue l'*eau de chaux*, c'est-à-dire une solution de chaux dans l'eau. L'oxyde de calcium n'est d'ailleurs que fort peu soluble.

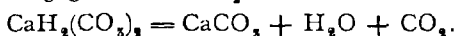
Données numériques. Une partie d'oxyde de calcium exige 778 parties d'eau froide ou 1270 parties d'eau bouillante pour se dissoudre.

85. Carbonate de calcium. — Bicarbonate de calcium ou bicarbonate monocalcique bihydrique.

L'eau de chaux est précipitée par un courant d'anhydride carbonique et le précipité est du carbonate de calcium, CaCO_3 .

Si on continue à faire passer le courant de CO_2 en excès, le précipité disparaît en se dissolvant sous forme de $\text{CaH}_2(\text{CO}_3)_2$.

Cette solution soumise à l'ébullition précipite de nouveau, avec dégagement de CO_2 .

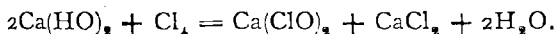


Ce précipité de carbonate s'attache plus ou moins aux parois du vase. Cette réaction explique la formation des *incrustations* dans les vases où l'on fait bouillir de l'eau contenant du bicarbonate de calcium.

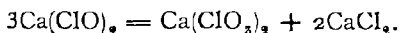
Données numériques. L'eau chaude dissout 0,0002 et l'eau froide seulement 0,00002 de carbonate de calcium récemment précipité; l'eau saturée à 10° d'anhydride carbonique en dissout 0,0009 de son poids.

86. Chlorure de calcium. — Chlorate de calcium.

Nous avons vu (p. 298) l'action du chlore sur la chaux, c'est-à-dire la formation des *chlorures décolorants*, *chlorures de chaux*.



Mais si, au lieu d'éviter toute élévation de température, ainsi que cela est dit page 301, on laisse le vase s'échauffer jusque vers 45 à 50° et que le chlore soit en excès, alors l'hypochlorite formé se dédouble en chlorate et en chlorure.



On agira sur un lait de chaux formé de 1 partie de chaux éteinte pour 2 parties d'eau. La fin de la réaction est généralement marquée par la coloration violette, déjà renseignée lors de la préparation du chlorate de potassium et occasionnée par une trace de manganèse apporté par le

chlore ou renfermé dans la chaux. Le contenu du vase est laissé en repos ; on décante la solution claire de *chlorate de calcium*, qu'on peut concentrer ou utiliser pour préparer du chlorate de potassium par double décomposition avec une solution concentrée de chlorure de potassium. Le refroidissement donnera une cristallisation de chlorate de potassium.

Le chlorure de calcium a été aussi obtenu en faisant réagir l'acide chlorhydrique sur le carbonate de calcium (voir préparation de l'anhydride carbonique n° 52).

87. Sulfate de calcium

Ce sel se rencontre dans les eaux dites *séléniteuses*, dans le *gypse*, *sélénite* ou *Pierre à plâtre*, qui est un sulfate de calcium hydraté, et dans l'*anhydrite* qui est le sulfate anhydre.

En faisant réagir l'acide sulfurique sur du calcaire, on obtient du sulfate de calcium avec dégagement de CO_2 , mais ce sulfate étant très peu soluble, l'opération languit bientôt moins toutefois si l'on ajoute un peu d'acide chlorhydrique ; aussi, emploie-t-on rarement l'acide sulfurique pour la préparation de l'anhydride carbonique.

On pourrait encore facilement obtenir le sulfate de calcium par double décomposition d'une solution d'un sel de calcium par une de sulfate de sodium.

Données numériques. Le sulfate de calcium est soluble dans 400 parties d'eau froide et dans 500 parties d'eau bouillante ; il est à peu près insoluble dans l'eau bouillante sous la pression de trois à quatre atmosphères.

Expériences. Chauffer du gypse dans un tube d'essai ; recueillir l'eau. Action de l'eau sur le gypse déshydraté ou *plâtre*.

88. Sulfure de calcium.

En chauffant au rouge, dans un four à réverbère, un creuset rempli d'un mélange de sulfate de calcium et de charbon de bois, on obtient du sulfure de calcium (v. n° 91).

En chauffant, à l'ébullition, un lait de chaux additionné de fleur de soufre on produit un polysulfure coloré (v. n° 66).

89. Phosphates de calcium.

Nous avons vu que les os étaient spécialement composés de phosphate de calcium (n° 42). On rencontre de plus ce sel sous forme d'*apatite*, de *phosphorite*, de *coprolithes*, etc.

C'est en traitant un de ces matériaux au moyen de l'acide sulfurique à 50° B^e, en quantité calculée, que l'on prépare le phosphate monocalcique $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PhO}_4)_2$, sel soluble qui forme la base des engrais désignés en agriculture sous le nom de *superphosphates*.

(Dans ces superphosphates, le sulfate de calcium qui se forme pendant la réaction, reste mélangé au phosphate.)

On peut obtenir l'orthophosphate tricalcique en dissolvant le phosphate des os dans de l'acide chlorhydrique ; si la liqueur n'est pas limpide on filtrera, puis on précipitera par de l'ammoniaque le phosphate tricalcique, que l'on peut séparer par filtration, laver et sécher.

90. Caractères distinctifs des sels de calcium.

1. Les solutions de ces sels sont incolores et ne précipitent ni par l'*acide sulfhydrique* ni par le *sulfhydrate d'ammoniaque*.

2. Dans les solutions concentrées, la *potasse* et la *soude caustiques* donnent un précipité blanc ; l'*ammoniaque exempte de carbonate* n'y forme aucun précipité.

3. Les *carbonates de potassium*, de *sodium* et d'*ammonium* y

produisent un précipité blanc, insoluble dans un excès de précipitant.

4. L'*acide sulfurique* étendu et les *sulfates solubles* y font naître un précipité volumineux, blanc, de sulfate de calcium, sauf dans les liqueurs très étendues; le sulfate de calcium étant faiblement soluble.

4. L'*oxalate d'ammoniaque* produit dans les liqueurs neutres ou acidulées avec de l'acide acétique, un précipité d'oxalate de calcium, insoluble dans l'ammoniaque, mais soluble dans les acides chlorhydrique et azotique étendus.

6. Les sels de calcium colorent les flammes en rouge orangé.

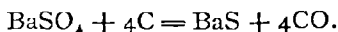
BARYUM.

Ba = 137. — Bivalent.

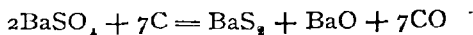
Le minéral le plus commun du baryum est la *barytine* BaSO_4 . Puis vient la *withérite* BaCO_3 . Ce sont ces minéraux qui forment le point de départ pour les préparations de baryum.

91. Sulfure de baryum.

On mélange du sulfate de baryum naturel bien broyé, ou du sulfate artificiel, avec du poussier de charbon de bois ou avec de la fécule, et ce mélange, introduit dans un creuset brasqué fermé, sera chauffé au rouge intense pendant 1/2 heure; on obtiendra la réduction du sulfate en sulfure

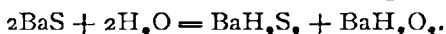


On peut aussi, si la température est plus basse, avoir la réaction :



de sorte que le produit de la calcination peut contenir du sulfure, du polysulfure et de l'oxyde de baryum.

En traitant le produit de cette calcination par l'eau bouillante, on dissout le sulfure en le décomposant :



Il se forme de l'hydroxide et de sulphydrate de baryum. Le carbone en excès reste indissous.

La solution mixte ainsi produite peut être *neutralisée* par les acides et donner lieu à différents composés de baryum,

92. Chlorure de baryum.

On pourrait préparer de la sorte le chlorure de baryum. On peut aussi prendre le résidu sec de la calcination, c'est-à-dire du sulfure de baryum mêlé à du charbon de bois et le traiter par de l'acide chlorhydrique étendu jusqu'à cessation d'effervescence. Il se produit du chlorure de baryum avec un dégagement de H_2S . On fera alors bouillir jusqu'à disparition d'odeur. En filtrant le tout, on sépare le charbon et on a une solution qui, évaporée, donne des cristaux de $\text{BaCl}_2 + 2\text{aq}$, que l'on emploie fréquemment comme réactif dans les laboratoires. Ce sel est soluble dans l'eau (moins dans l'eau chargée de HCl que dans l'eau pure).

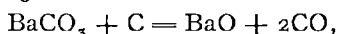
Le chlorure de baryum peut s'obtenir aussi en traitant du carbonate naturel ou artificiel de baryum par de l'acide chlorhydrique étendu.

93. Carbonate de baryum.

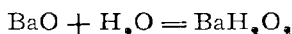
La double décomposition d'une solution de chlorure de baryum par un carbonate soluble (ammonique, sodique ou potassique) donne lieu à un précipité de carbonate de baryum; on filtre, lave et sèche ce précipité, dont la formule est BaCO_3 . Le carbonate, après lavage, peut être dissous dans de l'eau chargée d'anhydride carbonique; il se forme ainsi du bicarbonate, d'une manière analogue à ce que nous avons vu au n° 85.

94. Oxyde de baryum, hydroxyde de baryum. — Eau de baryte.

En prenant du carbonate, préparé comme il vient d'être dit, ou bien de la withérite et en calcinant au rouge intense dans un creuset muni de son couvercle, on obtient de l'oxyde de baryum. L'opération marche mieux si l'on a pris la précaution de mélanger du charbon au carbonate.



Si l'on traite le résidu de la calcination par de l'eau, l'oxyde s'y dissout en se transformant en hydroxyde de baryum.



qui est soluble et peut cristalliser, en entraînant 8 molécules d'eau, $\text{BaH}_2\text{O}_2 + 8\text{aq}$.

C'est la solution dans l'eau de cet hydroxyde qui porte le nom d'*eau de baryte*,

On peut aussi obtenir l'oxyde de baryum par la calcination au rouge vif du nitrate de baryum.

95. Nitrate de baryum.

On peut le préparer en saturant le résidu de la calcination du sulfate mélangé de charbon (n° 91) par de l'acide nitrique dilué. On l'obtiendra plus facilement en dissolvant, dans ce même acide dilué, du carbonate de baryum naturel (withérite) ou artificiel jusqu'à cessation d'effervescence.

La solution claire de nitrate, étant mise à évaporer, fournit des cristaux octaédriques de nitrate de baryum $\text{Ba}(\text{AzO}_3)_2$. Ce nitrate est peu soluble dans l'eau froide (1 p. exige 12 p. d'eau à 15°); plus soluble dans l'eau bouillante (1 p. exige 3 p. d'eau à 101°); insoluble dans l'alcool et dans l'acide nitrique concentré.

96. Caractères distinctifs des sels de baryum.

Ces substances présentent beaucoup d'analogie avec les solutions de calcium.

Elles sont incolores et ne précipitent ni par l'*hydrogène sulfuré* ni par le *sulfhydrate d'ammoniaque*.

1. Le caractère le plus saillant consiste dans ce que l'*acide sulfurique* et les solutions, même extrêmement diluées, de *sulfates* y déterminent un précipité blanc de BaSO_4 , insoluble dans les acides étendus. Ainsi, la solution de sulfate de calcium précipite les solutions de baryum.

2. L'*oxalate d'ammoniaque* donne un précipité blanc, pulvérulent, insoluble dans l'ammoniaque, soluble dans les acides minéraux et même dans l'acide acétique et l'acide oxalique.

Ce réactif ne donne lieu à aucun précipité dans les solutions fort étendues.

3. Le *chromate de potassium* y produit un précipité jaune de chromate de baryum, BaCrO_4 , presque insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide chlorhydrique.

4. L'*acide hydrofluosilicique* détermine dans les solutions, même acides, de baryum un précipité blanc, gélatineux, de fluosilicate de baryum, BaSiF_6 .

5. Les sels de baryum, chauffés au rouge intense, donnent à la flamme une *coloration vert jaunâtre*,

MAGNÉSIUM.

$\text{Mg} = 24$. — Bivalent.

Outre divers silicates de magnésium (*talc*, *stéatite*, *serpentine*, etc.), le principal composé naturel du magnésium est la *dolomie*, carbonate double de magnésium et de calcium. La *giobertite*, MgCO_3 , est beaucoup plus rare. A Stassfurt, on

rencontre la *carnallite*, chlorure double de potassium et de magnésium, qui, depuis quelques années, a acquis une importance considérable. Le sulfate de magnésium se trouve aussi dans le même gisement ; il existe aussi dans les eaux de diverses sources et dans celles de la mer, d'où l'on peut le retirer par évaporation des eaux-mères qui ont déjà laissé cristalliser le sel marin.

Le commerce fournit abondamment le sulfate de magnésium cristallisé ($\text{MgSO}_4 + 7\text{aq.}$), que nous prendrons pour point de départ des quelques composés de magnésium que nous allons préparer.

97. Hydrocarbonate de magnésium, magnésie blanche. — Oxyde de magnésium, magnésie.

Si on prend une solution saturée et bouillante de sulfate de magnésium et qu'on la précipite par du carbonate de sodium en excès, on obtient un précipité blanc en même temps qu'il se dégage de l'anhydride carbonique.

Suivant les circonstances de la préparation, la composition du précipité varie, mais on peut la rapporter à celle d'un *hydrocarbonate basique de magnésium* ; c'est ce précipité lavé et séché que l'on trouve chez les droguistes sous le nom de *magnésie blanche* et que l'on peut utiliser pour la préparation des divers composés solubles du magnésium. On l'emploie aussi comme médicament.

En chauffant au rouge cette magnésie blanche, il reste, par le départ du gaz anhydride carbonique et de l'eau, un résidu blanc d'*oxyde de magnésium*, MgO ou *magnésie calcinée*.

98. Chlorure de magnésium.

En saturant de l'eau acidulée d'acide chlorhydrique par de la magnésie blanche, on obtient une solution de chlorure

de magnésium qui, mise à cristalliser, fournit des cristaux $MgCl_2 + 6aq$. Ce chlorure hydraté, même en solution, se décompose par la chaleur avec formation d'acide chlorhydrique.

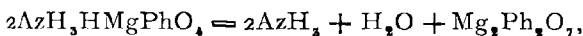


Pour préparer le chlorure anhydre, on doit partir d'un chlorure double de magnésium et d'ammonium obtenu en laissant cristalliser une solution de chlorure de magnésium additionnée d'une quantité correspondante de chlorhydrate d'ammoniaque. Le sel double obtenu, on le chauffe au rouge; la décomposition a lieu : le chlorhydrate d'ammoniaque se sublime et il reste un résidu fusible, incolore et nacré, de chlorure de magnésium anhydre.

99. Phosphate ammoniaco-magnésien. - Pyrophosphate de magnésium.

Si, à une solution de sulfate de magnésium, on ajoute d'abord du chlorhydrate d'ammoniaque, puis de l'ammoniaque, on a ainsi une solution (*mixture magnésienne*) qui précipite quand on y verse une solution de phosphate ordinaire de sodium. Le précipité blanc et grenu est insoluble : c'est du *phosphate ammoniaco-magnésien*, $AzH_3HMgPhO_4$. Cette réaction est utilisée comme caractéristique.

Le phosphate double ci-dessus, étant chauffé au rouge, se décompose :



le résidu est du *pyrophosphate de magnésium*.

100. Caractères distinctifs des sels de magnésium.

1. Les solutions de magnésium sont incolores, de saveur amère. Elles ne sont précipitées ni par l'*acide sulfhydrique*, ni par le *sulfhydrate d'ammoniaque*, ni par les *sulfates solubles*.

2. La *potasse* et la *soude caustiques* précipitent les solutions de magnésium en blanc.

3. L'*ammoniaque* et le *carbonate d'ammoniaque* ne précipitent que la moitié de la magnésie des solutions magnésiques neutres; l'autre moitié reste soluble sous forme de sel double.

Si l'on ajoute suffisamment de chlorhydrate d'ammoniaque à la solution magnésienne, l'ammoniaque ni le carbonate d'ammoniaque *ne la précipitent plus*.

Si la solution magnésienne est acide, l'ammoniaque forme d'abord un sel d'ammonium et il n'y a plus aucune précipitation.

4. Le *carbonate de sodium* produit dans les solutions de magnésium un précipité partiel blanc d'hydrocarbonate.

5. La solution de *phosphate ordinaire de sodium* ou d'*ammonium* précipite les solutions de magnésium, additionnées de chlorhydrate d'ammoniaque et d'ammoniaque. Le précipité insoluble dans l'eau ammoniacale est soluble dans les acides.

6. Les composés magnésiques infusibles, chauffés au chalumeau après avoir été humectés d'*azotate de cobalt*, donnent une masse colorée en rose.

ALUMINIUM.

$$\text{Al} = 27,5$$

L'aluminium est très abondant dans la nature. On l'y trouve sous forme de combinaisons oxydées (*émeri*, *corindon*), hydroxydées (*bauxite*), ou sous forme de sels, fluorure double (*cryolithé*), de sulfates doubles (*aluns*), de silicates hydratés (*argiles*, *kaolin*), et surtout de silicates doubles (*feldspaths*, *zéolithes*), etc., etc.

Nous prendrons comme point de départ le *kaolin* ou l'*argile* blanche, qui est un silicate d'aluminium hydraté, $\text{Al}_2\text{H}_4\text{Si}_2\text{O}_{14}$.

101. **Sulfate d'aluminium.** — Sulfate d'aluminium et de potassium, alun, alun de roche. — Alun calciné, alumine. — Aluminate de potassium.

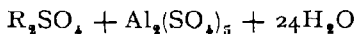
On peut attaquer en tubes scellés l'argile blanche mélangée au double de son poids d'acide sulfurique concentré. On chauffe à 200° pendant une heure; ou bien, on prendra de l'argile blanche que l'on traitera dans un ballon par de l'acide sulfurique concentré; une ébullition prolongée est nécessaire; l'attaque devra se faire sous la hotte d'une bonne cheminée. La silice mise en liberté sera rendue tout à fait insoluble par une évaporation à siccité, dans une capsule en porcelaine, en se garant bien des vapeurs blanches d'acide sulfurique qui se dégagent. Le résidu, repris par l'eau, donnera une solution qui, filtrée et évaporée, laissera cristalliser un sulfate d'aluminium hydraté fort déliquescent,



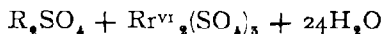
Si la cristallisation s'opère à 0°, $n=27$.

Si la température est supérieure, $n=18$.

La solution de ce sel sera additionnée de sulfate de potassium ou de sulfate d'ammonium en solution concentrée, et on obtiendra, soit comme précipité, si la réaction se fait sur des solutions suffisamment concentrées, soit par évaporation, si les solutions sont étendues, un sel double, peu soluble à froid, *alun* potassique ou ammonique, de la formule



ou, en général,



R représentant du potassium ou de l'ammonium.

Rr^{vi} représentant l'Aluminium, le Chrome, le Fer, etc., c'est-à-dire que l'on a aussi, outre les aluns aluminiques, des aluns chromiques, ferriques, etc.

L'alun aluminico-potassique étant obtenu cristallisé, on chauffera ces cristaux dans un creuset. On observe d'abord une fusion aqueuse, les cristaux se fondant dans leur eau de cristallisation (45,5 %); ce produit coulé en plaque forme ce que l'on appelle de l'*alun de roche*, d'apparence vitreuse.

En chauffant davantage, la masse fondue se boursoufle, l'eau de cristallisation se dégage et l'on obtient une masse boursouflée, formant champignon au-dessus du creuset, c'est de l'*alun déshydraté*, qui est improprement désigné sous le nom d'*alun calciné*.

En poussant la température jusqu'au rouge, l'alun déshydraté se décompose sans se fondre; le sulfate d'alumine perd de l'acide sulfurique et il reste un *mélange de sulfate de potassium* et d'*alumine*, que l'on pourrait séparer par une dissolution du sulfate dans l'eau.

Enfin, si la température est poussée jusqu'au rouge blanc, l'alumine réagit sur le sulfate de potassium, en dégage l'anhydride sulfurique, qui se décompose en O et SO₂, et il reste finalement comme résidu de l'*aluminat de potassium*, K₂(Al₂)O₄.

Si, au lieu de prendre de l'alun potassique, on avait opéré sur de l'alun aluminico-ammonique, on aurait obtenu comme résidu de l'*alumine anhydre*, Al₂O₃.

102. Hydroxyde d'aluminium.

On précipitera une solution d'alun ammonique par de l'ammoniaque, ou par du carbonate d'ammoniaque, et on obtiendra (sous une effervescence d'anhydride carbonique, si

le précipitant est carbonaté), un précipité blanc, gélatineux. On le recueillera sur un filtre, on lavera avec de l'eau chaude, en ayant soin de tenir la masse toujours bien mouillée (voir p. 177), et l'on aura ainsi une masse gommeuse d'hydroxyde d'aluminium $\text{Al}_2(\text{HO})_6$ ou $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

Cet hydroxyde, repris par de la potasse ou de la soude caustique, se dissout en se combinant avec ces bases.

103. Chlorure d'aluminium.

L'alumine est indécomposable par le chlore, elle est aussi indécomposable par le carbone. On préparera le chlorure d'aluminium en faisant passer un courant de chlore bien sec sur de l'alumine et du carbone, intimement mélangés et chauffés au rouge vif dans un tube en porcelaine (fig. 375).

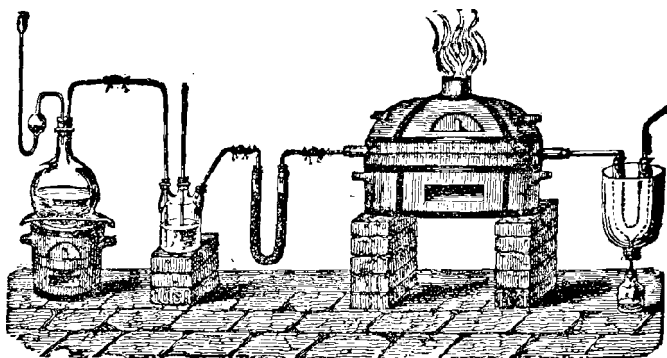


Fig. 375.

Pour avoir un mélange convenable d'alumine et de carbone, on prendra 100 parties d'alumine, 40 de charbon de bois, humecté de quelques gouttes d'huile, de manière à avoir, en broyant le tout, une pâte épaisse, qu'on calcinera d'abord au rouge vif dans un creuset muni de son couvercle.

C'est cette masse qu'on introduira dans le tube de porcelaine, muni d'une allonge et d'un tube en U refroidi pour recueillir le chlorure, Al_2Cl_6 , qui est volatil.

On peut obtenir beaucoup plus facilement ce chlorure en chauffant l'aluminium en feuille dans un tube à boule, traversé par un courant de chlore sec.

104. Sulfure d'aluminium.

On mettra dans un tube en terre réfractaire de l'alumine obtenue par la calcination de l'alun ammonique (v. n° 101); on peut même employer de l'alun ammonique; on chauffera au rouge, puis on fera traverser le tube par un courant de vapeur de sulfure de carbone produit par une cornue tubulée dans laquelle on fera bouillir, au bain marie, ce sulfure. Il faudra avoir soin de faire passer préalablement un courant de gaz carbonique à travers tout l'appareil, afin d'en chasser tout l'air. Le tube en terre réfractaire sera suivi d'un large tube incliné pour recueillir le soufre mis en liberté, une partie du soufre passe à l'état de SO_2 et il reste dans le tube du sulfure d'aluminium peu stable; l'humidité le décompose en reformant l'alumine. Le plomb peut le décomposer en lui enlevant le soufre et laissant l'aluminium isolé.

105. Caractères distinctifs des sels d'aluminium.

Les solutions aluminiques sont incolores, à saveur astringente et, généralement, à réaction acide.

Les aluminates alcalins ont une réaction fortement alcaline.

1. La *potasse* et la *soude caustiques* y déterminent un précipité blanc gélatineux d'hydroxyde, soluble dans un excès

de réactif d'où le chlorure d'ammonium le reprécipite, insoluble dans l'ammoniaque.

L'ammoniaque produit le même précipité, insoluble dans un excès de précipitant.

2. Le carbonate ou le sulfhydrate d'ammoniaque donnent lieu à ce même précipité, mais avec dégagement de CO_2 ou de H_2S .

3. En additionnant une solution aluminique concentrée d'une solution de sulfate de potassium, on obtient, surtout par l'agitation, une précipitation cristalline d'alun.

4. Les composés aluminiques susceptibles de donner de l'oxyde par calcination, après avoir été imprégnés de nitrate de cobalt, prennent une belle couleur bleue au feu d'oxydation.

Expériences. Précipitation de l'alumine dans une solution alunée de matière tinctoriale; laques colorées; action décolorante de l'alumine.

FER.

$\text{Fe} = 28.$

Le fer est l'un des éléments les plus répandus dans la nature. On l'y rencontre spécialement sous forme d'oxydes anhydres, *aimant*, *oligiste*, d'oxyde hydraté, *limonite*, etc., de sulfures, *pyrite*, *sperkise* ou *marcassite*, etc.

Dans les hauts fourneaux, on traite des mélanges de minerais oxydés, de charbon réducteur (généralement sous forme de coke) et de fondants et l'on obtient la fonte ou fer carburé, qui contient jusque 5 % de carbone.

Un traitement ultérieur fournit l'acier et le fer marchand, qui sont aussi du fer carburé. L'acier contient de 0,8 à 2 % de carbone; ce mot d'acier s'applique d'ailleurs à des corps

de propriétés bien différentes. Le fer *aciéreux* et le fer *doux* contiennent moins de 0,8 de carbone pour cent.

106. Réduction de l'oxyde de fer. — Fonte de fer.

On prendra de l'oxyde ferrique, en poudre bien fine ; on le mélangera intimement à du carbone pour le réduire et à un *fondant* (verre ou borax, si l'oxyde est pur ; ou autres fondants convenables pour transformer les *gangues* en *scories* fusibles, si l'oxyde n'est pas pur). Ce mélange, introduit dans un creuset brasqué (voir page 122) muni de son couvercle, est chauffé pendant une heure à la haute température d'un four à vent, (voir page 80). On laisse refroidir en repos dans le four même, et en cassant ensuite le creuset, on trouve un *culot* de fonte de fer sous la scorie vitreuse.

107. Sulfate ferreux. — Chlorure ferreux. — Hydroxyde ferreux. — Sulfure ferreux.

Nous avons déjà obtenu le sulfate et le chlorure comme résidu de la préparation de l'hydrogène, en décomposant l'acide sulfurique ou l'acide chlorhydrique par le fer ; le sulfate ferreux a aussi été obtenu comme résidu de la préparation de l'hydrogène sulfuré (voir n° 2).

Une solution de sulfate ferreux sera précipitée par de la potasse caustique, ce qui donnera de l'hydroxyde ferreux, blanc, verdissant immédiatement au contact de l'air. Au bout de peu de temps la couleur se fonce, noircit et devient finalement brune : l'hydroxyde ferreux absorbe de l'oxygène et se transforme en hydroxyde ferreux ou sesquioxyde hydraté.

La solution de sulfate ferreux, traitée par le sulfhydrate d'ammoniaque donne un précipité noir de sulfure ferreux, insoluble dans un excès de réactif et dans les alcalis. Ce sulfure ferreux est soluble dans l'eau acidulée ; il absorbe rapi-

dement l'oxygène de l'air et *se vitriolise*, en se transformant en sulfate ferreux. Si on veut l'isoler par filtration, il faut le laver avec de l'eau bouillie additionnée d'eau chargée d'acide sulfhydrique et avoir soin de couvrir l'entonnoir, sinon il se sulfatise très rapidement.

108. Carbonate ferreux. — Bicarbonate ferreux.

Enfin, si la solution de sel ferreux est traitée par du carbonate de potassium, il y a également double décomposition : il se précipite du carbonate ferreux, FeCO_3 , blanc, insoluble dans un excès de réactif, mais s'altérant fort rapidement à l'air, en se transformant en hydroxyde ferrique. On opérera donc à l'abri de l'air dans un ballon rempli de gaz carbonique.

Ce carbonate ferreux sera mis en suspension dans de l'eau (bouillie et refroidie), puis on fera passer dans cette eau un courant d'anhydride carbonique, qui dissoudra du carbonate ferreux (comparez à la préparation du n° 83). Cette réaction explique la présence du fer à l'état de *bicarbonate monoferreux bihydrique*, $\text{FeH}_2(\text{CO}_3)_2$, dans certaines eaux minérales dites *ferrugineuses acidules*, (eaux de Spa, par ex.).

109. Chlorure ferrique. — Hydroxyde ferrique. — Oxyde ferrique.

On fera passer un courant de chlore desséché sur de la tournure de fer, placée dans un tube de verre bien sec, chauffé sur une lampe à gaz. On obtiendra ainsi du chlorure ferrique, Fe_2Cl_6 , à l'état de paillettes sublimées brun verdâtre, à aspect métallique.

On peut former une solution de chlorure ferrique en décomposant de l'eau régale par du fer métallique, ou en

dissolvant de l'hydroxyde ferrique dans de l'acide chlorhydrique.

La solution de ce chlorure ferrique, précipitée par de la potasse ou de l'ammoniaque caustique, donne lieu à de l'hydroxyde ferrique, $\text{Fe}_2(\text{HO})_6$, rouge brun, insoluble dans un excès de réactif, qu'on lavera avec soin.

En calcinant cet hydroxyde, il reste de l'oxyde ferrique, Fe_2O_3 .

Nous l'avons aussi obtenu précédemment (voir n° 29), comme résidu de la calcination du sulfate ferreux, dans la préparation de l'acide sulfurique de Nordhausen.

Expériences. Action épurante du chlorure ferrique sur certaines eaux chargées de matières organiques.

101. Caractères distinctifs des sels de fer.

a) SOLUTIONS FERREUSES.

Les solutions ferreuses ont une couleur vert de mer pâle et une saveur astringente (goût d'encre).

1. La *potasse caustique* y détermine un précipité blanc verdâtre d'hydroxyde ferreux, qui, absorbant de l'oxygène, se fonce en couleur, noircit, puis devient finalement brun à l'air.

2. L'ammoniaque produit les mêmes réactions dans les solutions neutres, ou légèrement acidulées. S'il y a des acides libres ou des sels ammoniacaux en présence, l'ammoniaque ne précipite pas; au bout d'un certain temps la liqueur se trouble et de l'hydroxyde ferrique se dépose.

3. Le *carbonate de sodium* y produit un précipité blanc verdâtre de carbonate ferreux qui, comme le précipité précédent, s'altère rapidement à l'air en se transformant à la fin en hydroxyde brun.

4. L'*acide sulfhydrique* ne précipite point les solutions ferreuses acidulées d'un acide minéral.

5. Les *sulfures solubles (alcalins)* y produisent un précipité noir de sulfure ferreux, qui se vitriolise rapidement à l'air.

6. Le *ferrocyanure de potassium* y forme un précipité blanc ou blanc bleuâtre, *bleuissant très rapidement* à l'air, de ferrocyanure double de fer et de potassium $(\text{FeCy}_6)_2\text{FeK}_2$.

7. Le *ferricyanure de potassium* y détermine un précipité bleu (*bleu de Turnbull*) de ferricyanure ferreux $(\text{FeCy}_6)_2\text{Fe}_3$, insoluble par l'acide chlorhydrique étendu.

8. Le *permanganate de potassium* est *décoloré* quand on le verse dans une solution ferreuse (par réduction du permanganate). Si l'on agit sur des solutions neutres, il se forme un précipité brunâtre d'oxyde manganique qu'une goutte d'acide sulfurique fera disparaître.

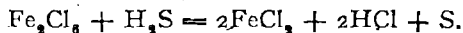
b) SOLUTIONS FERRIQUES.

Coloration jaunâtre, brune ou rouge.

1. La *potasse caustique*, l'*ammoniaque* y déterminent un précipité brun d'hydrate ferrique, insoluble dans un excès de réactif. Les tartrates alcalins empêchent la précipitation par l'ammoniaque.

2. Le *carbonate de sodium* y forme un précipité d'hydroxyde ferrique brun, avec dégagement de CO_2 .

3. L'*hydrogène sulfuré* réduit les sels ferriques en sels ferreux avec *précipitation de soufre* :



4. Le *sulfhydrate d'ammoniaque* y donne un précipité noir de sulfure ferreux mêlé de soufre. La réaction est fort sensible.

5. Le *sulfocyanure de potassium* est un des réactifs les plus sensibles ; il détermine une coloration rouge sang intense, même dans des solutions ferriques très étendues et acidules.

6. Le *ferrocyanure de potassium* y produit un précipité bleu (*bleu de Prusse*) de ferrocyanure ferrique $\text{Fe}_7\text{Cy}_{14}$ insoluble dans l'acide chlorhydrique dilué, soluble dans l'acide oxalique (*encre bleue*), décomposable par les alcalis.

7. Le *ferricyanure de potassium* n'y détermine qu'une coloration brun foncé ou rougeâtre, sans donner de précipité.

8. La solution de *noix de galle* (tannin) y détermine un précipité noir bleuâtre, (*encre ordinaire*).

CHROME.

Cr. = 52.

Le chrome se rencontre dans la nature sous forme de chromate de plomb, *crocoïse*, *mélanochrome*, de chromate de plomb et de cuivre, *vanuelinite* et surtout sous forme de *fer chromé*, *sidéochrome*, FeCr_2O_4 .

III. Dichromate de potassium.

On obtient le *bichromate de potassium*, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, en fondant un mélange intime de deux parties de fer chromé et d'une partie d'azotate de potassium. On reprend la masse par l'eau; la solution jaune filtrée est saturée par l'acide sulfurique en léger excès, puis on fait évaporer, on refroidit et on sépare le bichromate par cristallisation. On doit purifier le produit par des cristallisations successives.

III. Anhydride chromique.

On fera une solution saturée (à 60° C) de chromate de potassium, on l'additionnera, petit à petit, d'un volume et demi d'acide sulfurique concentré, puis on laissera refroidir, ce qui amènera la cristallisation de l'anhydride chromique.

Pour le recueillir, on prendra un entonnoir dans la douille duquel on mettra de l'amiante et on filtrera sur cette amiante. On le desséchera ensuite sur une brique poreuse. On obtient ainsi de beaux cristaux rouges aciculés d'anhydride chromique, CrO_3 , qui constitue un des oxydants les plus énergiques.

113. Alun de chrome, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 24\text{H}_2\text{O}$.

En préparant de l'oxygène par la réaction de l'acide sulfurique sur le bichromate de potassium, n° 15, nous avons obtenu un résidu qui était de l'alun chromico-potassique; seulement, l'alun qui se produit à cette température, supérieure à 75° , est de l'alun *vert*, qui ne se transforme en alun *violet*, au contact de l'eau froide, qu'après plusieurs jours.

Pour obtenir directement l'*alun violet*, on dissout 3 parties de bichromate dans 20 parties d'eau et on y ajoute 5 parties d'acide sulfurique. On fait refroidir complètement le mélange, qui s'est échauffé par suite de la réaction et on y verse 1 partie d'alcool. Cet alcool s'oxyde, l'acide chromique est réduit et, après 24 heures, on trouve au fond du vase de beaux cristaux d'alun violet.

114. Caractères distinctifs des sels de chrome.

Les composés de chrome, *fondus avec du carbonate de sodium et du nitre* sur une feuille de platine, produisent une masse *jaune* contenant du chromate alcalin soluble.

a) SOLUTIONS CHROMIQUES.

Ces solutions sont colorées en *vert* ou en *violet* quelquefois en *rougeâtre*.

1. La *potasse caustique* y forme un précipité verdâtre d'hydroxyde chromique, $\text{Cr}_2(\text{HO})_6$, soluble dans un excès de

réactif, en donnant une liqueur d'un *beau vert*, dont une ébullition prolongée précipite l'oxyde de chrome.

2. Le *sulphydrate d'ammoniaque* produit un précipité verdâtre d'hydroxyde, avec effervescence d'acide sulfhydrique.

3. Les *carbonates alcalins* y déterminent aussi un précipité d'hydroxyde, en laissant dégager l'anhydride carbonique.

b) CHROMATES.

Des chromates neutres, les chromates alcalins seuls sont solubles dans l'eau; la solution est jaune ou rouge orangé.

1. Le *nitrate d'argent* y donne un précipité rouge, de chromate d'argent, soluble dans l'acide nitrique et dans l'ammoniaque.

2. L'*acétate de plomb* y produit un précipité jaune, de chromate de plomb.

3. En ajoutant de l'*acide chlorhydrique* à un chromate, à la température de l'ébullition, on obtient un dégagement de chlore.

4. Les corps *réducteurs* (anhydride sulfureux, acide sulfhydrique, alcool), ramènent sous l'influence de la chaleur l'acide chromique des chromates à l'état de sesquioxyde de chrome, qui généralement reste dissous à l'état de sel chromique, reconnaissable à ses caractères énumérés ci-dessus.

MANGANÈSE.

Mn = 55.

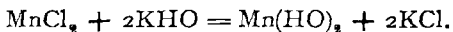
Ce métal se rencontre dans la nature spécialement sous forme d'oxyde : *pyrolusite*, MnO_2 , *braunite*, Mn_2O_3 , *manganite*, $Mn_2O_3 \cdot H_2O$, etc., parfois sous forme de carbonate, *diallogite*, $MnCO_3$, de silicate, etc.

C'est le peroxyde, MnO_2 , qui est pris pour point de départ des préparations de manganèse.

115. Chlorure manganoux, hydroxyde manganoux.

Nous avons vu, au n° 4, la préparation du chlorure manganoux, $MnCl_2$, comme résidu de la préparation du chlore.

La solution de ce chlorure étant additionnée de potasse caustique, on obtient un précipité blanc jaunâtre d'hydroxyde manganoux :



Cet hydroxyde brunit très rapidement à l'air en absorbant de l'oxygène, de sorte qu'il est très difficile de le recueillir sans qu'il soit partiellement transformé en hydroxyde manganique. On pourrait opérer sous un courant d'azote.

116. Carbonate manganoux. — Oxyde manganoux. — Oxyde manganoso-manganique.

En précipitant une solution de chlorure manganoux par du carbonate de sodium, on aura un précipité blanc de carbonate manganoux un peu hydraté, assez inaltérable à l'air pour que l'on puisse le séparer par le filtre, le laver et le sécher.

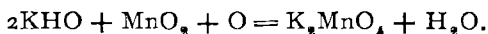
En chauffant au rouge ce carbonate à l'abri de l'air, dans un tube traversé par un courant d'azote, on obtient l'oxyde manganoux, MnO ; en calcinant simplement à l'air, on a de l'oxyde manganoso-manganique, Mn_2O_3 .

Enfin, le carbonate peut être dissous dans de l'eau acidulée d'acide sulfurique pour donner du sulfate manganoux, etc.

117. Manganate de potassium. — Permanganate de potassium.

On mélangera intimement du peroxyde de manganèse et de la potasse caustique solide, puis on chauffera au rouge

ce mélange, au contact de l'air, dans un têt réfractaire (ou mieux dans une capsule en argent) :



On obtient une masse noir verdâtre qui, reprise par l'eau, donne une solution vert foncé dont on peut retirer des cristaux de *manganate de potassium* par une évaporation sous le vide.

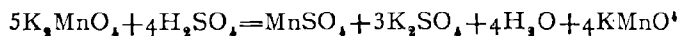
Au lieu de chauffer au contact de l'air, on peut chauffer en vases clos, si l'on prend soin d'ajouter au mélange ci-dessus une partie de nitre comme oxydant.

En soumettant à l'ébullition cette solution de manganate, il se forme un dépôt d'hydroxyde manganique brun et il y a formation de permanganate :

$$3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} = 4\text{KHO} + \text{H}_2\text{MnO}_3 + 2\text{KMnO}_4$$

la couleur verte disparaît pour faire place à la couleur violet pourpre de ce dernier sel.

On peut obtenir immédiatement le permanganate, en même temps qu'un sel manganoux, en ajoutant de l'acide sulfurique au manganate :



En évaporant ensuite, on obtiendra des cristaux de permanganate, à dessécher sur de la brique poreuse.

Si, à la solution violette de permanganate, on ajoute de la potasse caustique et qu'on chauffe, la liqueur verte réapparaît, le permanganate se transformant en manganate. Cette expérience fournit l'explication du nom de *caméléon minéral* donné à ces sels.

118. Caractères distinctifs des sels de manganèse.

Les composés de manganèse *fondus* sur une lame de platine, après avoir été mélangés de *carbonate de sodium* et de *nitre*,

donnent une masse *vert foncé* de manganate alcalin soluble en une liqueur verte qui devient rouge violet si l'on y ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique.

Une *perle de borax* dans laquelle on introduit une parcelle d'un composé manganésifère, étant chauffée au chalumeau, au feu d'oxydation, prend une coloration *violet améthyste*, qui disparaît au feu de réduction.

Un composé manganésifère, traité à l'ébullition dans un tube d'essai par du minium et de l'acide nitrique étendu, colore le liquide qui, après refroidissement, possède la couleur rouge pourprée de l'acide permanganique.

a) SOLUTIONS MANGANEUSES.

Ces solutions sont généralement colorées en rose pâle.

1. La *potasse caustique* y donne un précipité blanc jaunâtre d'hydroxyde qui brunit rapidement à l'air.

2. Le *carbonate de sodium* y produit un précipité blanc de carbonate manganoux, assez inaltérable à l'air.

3. L'*acide sulfhydrique* ne précipite pas les solutions acides,

4. Le *sulfhydrate d'ammoniaque* y produit un précipité couleur chair de saumon, de sulfure manganoux insoluble dans un excès de réactif, insoluble dans la potasse caustique, soluble dans les acides étendus, même dans l'acide acétique.

b) SOLUTIONS MANGANIQUES.

1. L'*alcali caustique* y produit un précipité brun d'hydroxyde manganique.

2. Le *carbonate de sodium* donne le même précipité, avec dégagement de CO_2 .

3. L'*acide sulfhydrique* réduit le sel manganique en sel manganoux, avec dépôt de soufre.

4. Le *sulphydrate d'ammoniaque* y produit un précipité couleur *chair de saumon* de sulfure, insoluble dans un excès de réactif; en même temps, du soufre se dépose.

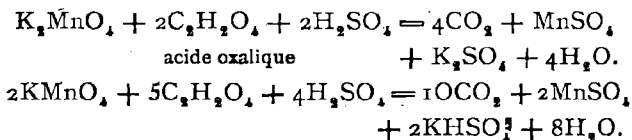
c) MANGANATES, PERMANGANATES.

1. Les *acides* transforment les manganates en permanganates, la coloration vert foncé étant remplacée par du rouge violet; il se produit en même temps un sel manganoux.

La coloration rouge des permanganates persiste longtemps à froid. — A chaud, le permanganate peut être décomposé.

2. L'*acide sulfhydrique* et le *sulphydrate d'ammoniaque* donnent un précipité de sulfure manganoux, mêlé de soufre.

3. Les réducteurs (acide sulfureux, sels ferreux, acide oxalique) décolorent instantanément la liqueur si les solutions sont acides, en formant un sel manganoux.



NICKEL.

Le nickel se rencontre dans la nature surtout sous forme de *nickéline* NiAs.

La monnaie de nickel est faite d'un alliage de cuivre et de nickel (25 % de Ni).

119. Préparation du nickel par électrolyse.

Pour obtenir un dépôt homogène de nickel métallique, on se servira d'une solution de sulfate double de nickel et

d'ammoniaque (20 gr.), additionnée d'acide citrique (5 gr.) Cette solution, placée dans un vase convenable, recevra les deux électrodes d'une pile de deux éléments Bunsen. Au pôle charbon correspondra une électrode de nickel et au pôle zinc l'électrode qu'il s'agit de recouvrir de nickel, par exemple, une lame de fer polie et bien dégraissée en la faisant bouillir dans une solution de soude caustique.

Ces deux électrodes seront placées vis-à-vis l'une de l'autre et à peu de distance. Le bain sera maintenu tiède.

Après quelques minutes, on pourra déjà apercevoir le dépôt brillant de nickel.

120. On préparera du chlorure de nickel en partant d'un alliage de cuivre et de nickel.

L'alliage sera dissous à chaud dans de l'acide chlorhydrique additionné de quelques gouttes d'acide nitrique. La solution obtenue sera évaporée presque à siccité; on ajoute alors quelques gouttes d'acide chlorhydrique et de l'eau, puis on y fait passer un courant d'acide sulfhydrique jusqu'à ce que la liqueur conserve une odeur prononcée de ce gaz. Le cuivre est ainsi précipité à l'état de sulfure; on filtre rapidement pour éviter la sulfatation et la liqueur claire est ensuite portée à l'ébullition pour en chasser tout l'acide sulfhydrique : on a ainsi une solution verte de NiCl_2 .

121. Caractères distinctifs des sels de nickel.

Solutions de couleur vert pomme, à réaction acide.

1. La *potasse* ou la *soude* caustique donne avec les solutions de nickel un précipité vert clair d'hydroxyde insoluble dans un excès de réactif, inaltérable à l'ébullition.

2. L'*ammoniaque*, en petite quantité, y produit un précipité verdâtre, soluble dans un excès de réactif en une solution bleu violacé. L'addition de potasse caustique à cette solution détermine un précipité vert d'hydroxyde.

3. Les *carbonates alcalins* forment un précipité vert pomme de carbonate basique.

4. Le *carbonate d'ammoniaque* produit aussi un précipité soluble dans un excès de réactif pour donner une solution bleu verdâtre.

5. L'*acide sulfhydrique* ne précipite pas les solutions acides.

6. Le *sulfhydrate d'ammoniaque* donne un précipité noir, de sulfure de nickel, insoluble dans un excès de réactif; extrêmement peu soluble dans l'acide chlorhydrique.

7. Le *ferrocyanure de potassium* donne un précipité verdâtre pâle, insoluble dans HCl.

8. Le *cyanure* de potassium précipite en vert clair du cyanure de nickel, soluble dans un excès de réactif pour donner une solution brunâtre, d'où l'acide chlorhydrique reprécipite le cyanure de nickel, même si l'on fait bouillir.

9. Le *nitrite de potassium* ne précipite pas les solutions de nickel additionnées d'acides acétique.

ZINC.

$Zn = 65$. — Bivalent.

Le zinc se présente dans la nature sous forme de *blende*, ZnS , de *smithsonite*, $ZnCO_3$, de *calamine*, $SiO_2 \cdot (ZnO)_2 \cdot H_2O$, silicate de zinc hydraté et de *willémite* $(ZnO)_2 \cdot SiO_2$, ou silicate anhydre. Ce sont là les principaux minerais dont on extrait le zinc.

Nous prendrons la *blende* comme point de départ pour la préparation de quelques composés zinciques.

122. Oxyde de zinc, blanc de zinc.

En prenant de la *blende* broyée finement et la chauffant au rouge vif dans un têt à griller, en ayant soin de remuer la masse afin de faciliter l'action de l'oxygène de l'air, il se forme de l'anhydride sulfureux et, si l'on a chauffé assez fort, il ne reste pour résidu que de l'*oxyde de zinc*, ZnO . Comme la *blende* n'est pas du ZnS pur, on ne sera pas étonné si le produit, obtenu par le grillage, n'est pas blanc.

On peut aussi obtenir l'oxyde de zinc en brûlant à l'air du zinc maintenu dans un creuset, chauffé au rouge blanc ; l'oxyde ainsi formé, assez léger pour voltiger dans l'air, constitue la *lana philosophica* des anciens ; ce n'est autre chose que ce que le commerce nous fournit sous le nom de *blanc de zinc*. Si l'on chauffe cet oxyde, il devient jaune et redevient blanc par le refroidissement.

Cet oxyde peut être dissous par divers acides et donner des sels solubles de zinc : chlorure de zinc, sulfate de zinc, etc. Nous avons déjà obtenu certains de ces sels comme résidus de la préparation de l'hydrogène, c'est à-dire par l'action de l'acide sur le métal (voir n° 1).

123. Carbonate de zinc. — Zinc.

La solution d'un sel de zinc étant traitée par du carbonate de sodium, on obtient un précipité blanc d'hydrocarbonate de zinc, qu'on peut séparer par filtration, laver et sécher.

L'oxyde de zinc, le carbonate de zinc, le silicate de zinc peuvent être réduits par le charbon, à haute température.

L'oxyde de zinc, mélangé intimement à un excès de charbon de bois, étant chauffé au rouge blanc dans une cornue, placée dans un four à réverbère, et munie d'une allonge, il se dégage de l'oxyde de carbone et le zinc réduit se volatilise, la température de réduction étant supérieure à celle de volatilisation. On peut recueillir de cette façon dans le col de la cornue et dans l'allonge une poussière plus ou moins grossière, gris bleuâtre qui n'est pas tout à fait du zinc métallique, mais qui paraît être formée de globules de zinc dont la surface est partiellement réoxydée. Cette réoxydation peut avoir lieu, soit par de l'oxygène, soit *par de l'anhydride carbonique*, soit par de la vapeur d'eau.

L'hydrogène et l'oxyde de carbone réduisent aussi l'oxyde de zinc porté au rouge intense dans un tube de verre peu fusible ou mieux, dans un tube de porcelaine.

Expériences. Un morceau de lingot de zinc chauffé au-dessus de 200° est devenu friable et peut être réduit facilement en petits fragments; fondre du zinc; brûler du zinc à l'air.

124. Caractères distinctifs des sels de zinc.

Solutions incolores, à saveur métallique, astringente.

1. La *potasse* et la *soude caustique*, l'*ammoniaque* produisent dans les solutions de zinc un précipité blanc d'hydrate, soluble dans un excès de précipitant sous forme d'oxyde mixte.

2. Le *carbonate de potassium* ou de *sodium* y produit un précipité blanc, insoluble dans un excès de précipitant, sauf s'il y a des sels ammoniacaux en présence.

3. L'*acide sulfhydrique* ne précipite point les solutions de zinc acidulées par un acide fort (l'acide acétique n'empêche pas la précipitation).

Les solutions neutres sont décomposées partiellement par l'hydrogène sulfuré, mais le sulfure de zinc formé disparaît par l'addition d'un peu d'acide chlorhydrique.

4. Le *sulfohydrate d'ammoniaque* donne, dans les solutions neutres ou alcalines, un précipité blanc de *sulfure de zinc*, insoluble dans un excès de réactif et insoluble aussi dans l'ammoniaque.

5. La plupart des sels de zinc, chauffés au rouge sur une feuille de platine, laissent un résidu, *ZnO*, *jaune* à chaud et redevenant *blanc* par le refroidissement.

6. Si l'on mélange un composé de zinc à du cyanure de potassium et qu'on chauffe ce mélange sur un fragment de charbon, à la flamme réductrice du chalumeau, on obtient une *aréole jaune à chaud* et *blanche à froid* d'oxyde de zinc.

CUIVRE.

Cu = 63,5.

Le cuivre se rencontre dans la nature à l'état natif, ou sous forme de sulfure (*chalcosite*, etc.), de sulfure de cuivre et de fer (*chalcoppyrite*, *bornite*), d'oxydure (*ziguéline* ou *cuprite*) ou d'hydrocarbonate (*malachite*, *azurite*), etc.

Nous prendrons le cuivre métallique comme point de départ des préparations que nous allons faire.

125. Nitrate de cuivre. — Oxyde cuivrique, oxyde noir.

Nous avons vu, au n° 39, l'action du cuivre sur l'acide azotique et la préparation du nitrate de cuivre. — Il faut peser les quantités de cuivre et d'acide employées; un excès d'acide est fort incommode et allonge l'opération. Si l'on évapore la solution de nitrate à siccité et qu'on continue à

chauffer, le nitrate se décompose, avec formation de vapeurs rutilantes; la masse noircit et si l'on chauffe suffisamment longtemps, il ne reste dans la capsule que de l'oxyde noir de cuivre, CuO .

Se défier des vapeurs rutilantes.

126. Sulfate de cuivre.

Nous utiliserons l'action de l'acide sulfurique sur le cuivre, que nous avons déjà étudiée à propos de la préparation du gaz sulfureux. Nous ferons cette réaction avec l'appareil muni d'un tube de sûreté plongeant dans un bout de tube (fig. 376). Le sulfate de cuivre qui reste comme résidu de la réaction, n'est pas soluble dans l'acide concentré. Si l'on n'a pas pris la précaution de mettre le cuivre et l'acide en quantités proportionnelles et si l'acide en excès est en quantité notable, on peut séparer, par décantation, le dépôt de sulfate de cuivre, insoluble, d'avec l'acide; puis reprendre par un peu d'eau chaude pour dissoudre le sulfate, enfin faire évaporer et cristalliser la solution.

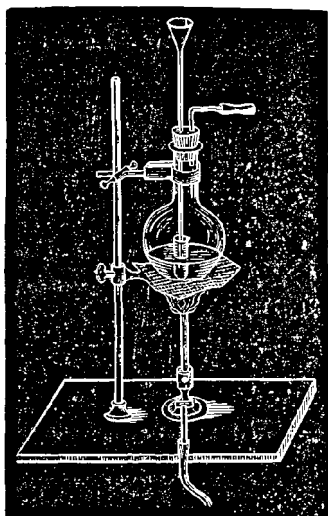


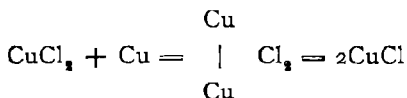
Fig. 376.

On obtient ainsi des cristaux bleus, hydratés, $\text{CuSO}_4 + 5 \text{aq.}$, que l'on connaît dans le commerce sous le nom *vitriol bleu* et que l'on peut purifier par des cristallisations successives.

127. Chlorure cuivrique. — Chlorure cuivreux.

L'oxyde noir, que nous avons produit au n° 125, étant dissous dans de l'acide chlorhydrique, fournit une solution de chlorure cuivrique, laquelle, étant concentrée, donne par refroidissement des cristaux aiguillés, verts, de chlorure cuivrique, $\text{CuCl}_2 + 2 \text{aq}$.

Cette solution, additionnée de tournure de cuivre et d'acide chlorhydrique est chauffée à l'ébullition; elle se décolore et est réduite à l'état de *chlorure cuivreux*, CuCl ,



Cette solution acide étant étendue d'eau bouillie (privée d'oxygène), le sel cuivreux se précipite en petits cristaux blancs, insolubles dans l'eau, solubles dans l'acide chlorhydrique et dans l'ammoniaque. La solution chlorhydrique incolore de ce chlorure cuivreux s'altère à l'air et brunit rapidement.

On peut aussi obtenir le précipité de chlorure cuivreux en réduisant une solution un peu étendue de chlorure cuivrique par un courant d'anhydride sulfureux.

Expériences. Dissolution à froid de l'oxyde de carbone dans la solution acide de chlorure cuivreux. Id. de l'hydrogène phosphoré. La solution ammoniacale de ce même chlorure cuivreux précipite sous l'influence de l'acétylène.

128. Cuivre. — Oxyde cuivrique. — Hydroxyde cuivrique. — Oxyde cuivreux — Hydrocarbonate de cuivre.

En plongeant une lame de fer décapée dans une solution d'un sel de cuivre, on obtient un dépôt de cuivre métallique. Ce métal peut encore être obtenu par la décomposition des

solutions cuivriques par voie galvanique (dépôt utilisé dans la galvanoplastie); enfin, les sels oxydés du cuivre, chauffés avec du charbon ou un autre réducteur, sont assez facilement réduits en cuivre métallique.

Le cuivre étant chauffé au rouge, au contact de l'air, dans une flamme oxydante, se recouvre d'une pellicule noire d'*oxyde cuivrique*, CuO , qui, ainsi que nous l'avons vu, peut aussi être obtenu par la calcination du nitrate (n° 125).

Cet oxyde cuivrique cède facilement son oxygène quand on le chauffe avec des substances organiques : celles-ci sont ainsi brûlées et transformées en H_2O et CO_2 (*Analyse organique élémentaire*).

Si l'on précipite une solution de sel cuivrique par de la potasse caustique, on obtient un précipité bleu d'*hydroxyde cuivrique*, insoluble dans un excès de réactif. Si l'on fait bouillir, le précipité perd sa couleur bleue et devient noir, en se transformant en oxyde.

Si, au lieu de précipiter une solution de sulfate cuivrique par de la potasse caustique, on la précipite par un carbonate alcalin, on obtient, en même temps qu'un dégagement d'anhydride carbonique, un précipité bleu vert d'*hydrocarbonate basique de cuivre*, $\text{CuCO}_3 + \text{CuH}_2\text{O}_2$, de même composition que la malachite.

En faisant bouillir une solution alcaline de tartrate cuivrique (liqueur de Fehling, liqueur de Barreswill) puis en y versant du sucre glucose, il y a réduction : on obtient rapidement un précipité rouge orange d'*oxyde cuivreux*. Cette réaction est souvent employée pour caractériser ou doser le sucre glucose.

Cet oxyde cuivreux s'obtient aussi par la décomposition,

à chaud, d'une solution chlorhydrique de chlorure cuivreux (n° 127) par une solution bouillante de potasse caustique.

129. Sulfure cuivrique.

Quand on précipite une solution cuivrique par l'acide sulfhydrique, on obtient un précipité noir, sulfure cuivrique, CuS , qui s'oxyde rapidement à l'air en se transformant en sulfate; cela arrive, par exemple, quand on veut le recueillir sur un filtre; aussi, si l'on veut laver ce précipité et le sécher, on devra avoir soin de laver avec de l'eau chargée d'acide sulfhydrique et de couvrir l'entonnoir d'une plaque de verre, pour diminuer autant que possible la *vitriolisation* par l'oxygène de l'air.

130. Caractères distinctifs des sels de cuivre.

Les composés de cuivre communiquent à la flamme une coloration *verte* ou parfois *bleue*.

Un composé de cuivre, introduit dans une perle de borax chauffée à la flamme oxydante du chalumeau colore cette perle en *bleu* ou en *vert*; au feu de réduction cette perle devient *brun rouge*.

Ce composé étant chauffé au chalumeau avec la soude, sur le charbon de bois, on obtient aisément un globule métallique rouge malléable.

a) SOLUTIONS CUIVREUSES.

1. Le plus important des sels solubles cuivreux est le chlorure cuivreux, dont la solution chlorhydrique est *incolore*.

2. La *potasse caustique* y détermine un précipité jaune d'hydroxyde cuivreux, insoluble dans un excès de précipitant. En faisant bouillir ce précipité il passe au rouge orangé, en se transformant en oxyde cuivreux.

3. L'*ammoniaque* y produit, sous l'influence d'un excès de réactif, une solution incolore qui bleuit très rapidement à l'air.

4. Le *carbonate de potassium* y produit un précipité jaune d'hydroxyde cuivreux.

5. Le *chlorure d'or* est immédiatement réduit par le chlorure cuivreux.

b) SOLUTIONS CUIVRIQUES.

1. Solutions généralement *bleues*, quelquefois *vertes*.

2. La *potasse caustique* y produit un précipité bleu d'hydroxyde cuivrique, insoluble dans un excès de précipitant et noircissant en se déshydratant quand on chauffe à l'ébullition.

3. L'*ammoniaque* y détermine d'abord un précipité bleu d'hydroxyde, qui disparaît dans un excès de précipitant, en donnant lieu à une liqueur colorée en bleu céleste intense.

4. Le *carbonate de potassium* ou de *sodium* donne lieu à un précipité bleu verdâtre d'hydrocarbonate basique, avec dégagement de CO_2 , insoluble dans un excès de réactif.

5. Le *carbonate d'ammoniaque* donne aussi un précipité verdâtre, soluble dans un excès de réactif.

6. Le *ferrocyanure de potassium* produit dans les solutions cuivriques un précipité rouge brun marron, insoluble dans l'acide chlorhydrique. Si la solution est très étendue, on observe simplement une coloration rouge. C'est une réaction très sensible.

7. Une *lame de fer* polie et décapée, plongée dans une solution cuivrique acidulée, se recouvre d'une pellicule de *cuivre métallique* bien reconnaissable.

Cette réaction est fort sensible et peut servir à déceler 1/25,000 de cuivre.

De même, un fil de platine plongé dans une solution

cuivrique acidulée se recouvre de cuivre brillant si l'on touche le platine avec une lame de zinc plongeant dans la solution.

PLOMB.

Pb = 207.

Le plomb se trouve dans la nature très souvent sous forme de sulfure, PbS , ou *galène* et aussi sous forme de carbonate, $PbCO_3$, ou *cérusite*; beaucoup plus rarement sous forme de sulfate, $PbSO_4$, ou *anglésite* et sous forme de phosphate $3Pb_3(PhO_4)_2 + PbCl_2$, ou *pyromorphite*. Ce sont surtout ces minerais qui, traités dans les usines métallurgiques, fournissent le plomb métallique, que nous prendrons pour point de départ de nos préparations.

131. Oxyde de plomb massicot, litharge. — Oxyde salin, minium:

Si l'on maintient à la température rouge sombre du plomb métallique à l'état de fusion, au contact de l'air, dans un têt, on remarque que la surface métallique se ternit; tout le plomb absorbera de l'oxygène, si l'on remue bien, et formera finalement de l'*oxyde plombique*, PbO , de couleur variant du jaune citron au jaune rougeâtre; cet oxyde amorphe est ce qu'on appelle le *massicot*. Cet oxyde est fusible et après fusion, il cristallise; l'oxyde est alors plutôt rosé et constitue la *litharge*.

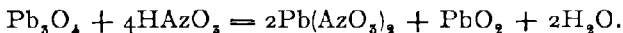
On peut aussi obtenir l'oxyde plombique en calcinant dans un creuset du carbonate ou du nitrate de plomb.

L'oxyde pulvérulent, grillé dans un têt au contact de l'air et à une température de 300 à 350°, inférieure, par conséquent, à son point de fusion, absorbe encore de l'oxygène, devient de plus en plus rouge et se transforme en *oxyde salin*

$2\text{PbO}, \text{PbO}_2$ ou Pb_3O_4 , c'est-à-dire en *minium*, de couleur orange. A chaud, le minium a toujours une couleur beaucoup plus foncée qu'après refroidissement. Pour faciliter l'action de l'air, on doit avoir soin de remuer constamment la masse chauffée. Il faut aussi éviter une température trop considérable, qui détruirait le produit formé.

132. Peroxyde de plomb, oxyde puce. — Nitrate plombique.

On obtient facilement ce peroxyde en traitant l'oxyde salin ou minium par l'acide nitrique : le minium perd sa belle couleur et il reste un corps rouge brun, le peroxyde de plomb, PbO_2 , désigné généralement sous le nom d'*oxyde puce*. Il se forme, en même temps, du nitrate de plomb, ainsi que le montre la formule suivante :



En séparant le liquide d'avec l'oxyde puce, on a une solution de nitrate de plomb qu'on peut faire cristalliser; on obtient ainsi le sel $\text{Pb}(\text{AzO}_3)_2$, très soluble dans l'eau bouillante.

Expériences. Vérifier les propriétés oxydantes de cet oxyde puce en frottant dans un mortier quelques *parcelles* d'un mélange de soufre en fleur et de 2 parties de PbO_2 : prendre des précautions, car le mélange est explosif.

133. Sulfate de plomb. — Sulfure de plomb. — Chromate de plomb.

Le sulfate, très peu soluble dans l'eau, s'obtient par la double décomposition d'un sel soluble, du nitrate de plomb, par exemple, par un sulfate soluble ou par de l'acide sulfurique.

Ce sulfate de plomb est fort soluble dans le tartrate d'ammoniaque.

En précipitant de même la solution de plomb par de l'acide sulfhydrique gazeux ou en solution, ou par un sulfure soluble, on a le sulfure de plomb, PbS , insoluble dans les liqueurs acides.

De la même manière, on obtient le chromate de plomb, $PbCrO_4$, en précipitant une solution d'un sel soluble de plomb par une solution de chromate de potassium.

134. Carbonate de plomb. — Céruse. — Acétate de plomb.

On forme ce sel, $PbCO_3$, par la double décomposition d'une solution de nitrate de plomb précipitée par du carbonate de sodium.

Une des couleurs les plus solides pour la peinture à l'huile est la *céruse*, que le commerce nous fournit en abondance. Cette *céruse* est un *hydrocarbonate de plomb*, de composition assez variable, que l'on produit de diverses manières en décomposant les acétates de plomb par le gaz anhydride carbonique.

L'acide acétique agissant sur la litharge, sur le carbonate de plomb ou sur la *céruse*, les attaque et donne lieu à un sel cristallisable, *acétate de plomb*, *sel de Saturne*, soluble dans l'eau. Ce sel, traité par un excès de litharge, donne lieu à un *acétate basique*, *extrait de Saturne*, qui forme la base de l'*eau de Goulard*, de l'*eau blanche*, etc., employées en médecine.

135. Caractères distinctifs des sels de plomb.

1. Solutions incolores ; saveur sucrée, puis styptique.
2. La *potasse* et la *soude caustique* donnent lieu à un précipité blanc d'*hydroxyde*, soluble dans un excès de précipitant.

3. L'*ammoniaque* y forme un précipité blanc, *non* soluble dans un excès de réactif.

4. L'*acide sulfhydrique* donne, avec les solutions des sels de plomb, un précipité noir de sulfure, insoluble, même dans les solutions acides. Avec des solutions très étendues, on aperçoit encore une coloration brune.

Le *sulfhydrate d'ammoniaque* donne lieu au même précipité, insoluble dans un excès de réactif.

5. L'*acide sulfurique étendu* ou les *sulfates solubles* y produisent un précipité blanc de sulfate. Ce précipité est soluble dans le tartrate d'ammoniaque.

6. L'*acide chlorhydrique* produit, dans les solutions un peu concentrées, un précipité blanc de chlorure, soluble dans l'eau bouillante.

7. Le *chromate de potassium* y forme un précipité jaune de chromate de plomb, soluble dans la potasse caustique et dans les acides.

8. Une lame de *zinc métallique*, plongée dans une solution de plomb, se recouvre d'un enduit gris noirâtre de plomb métallique.

9. Les composés de plomb, fondus avec un mélange de carbonate de sodium et de charbon, sur un fragment de charbon de bois, à la flamme réductrice du chalumeau, donnent, en même temps qu'une *aréole jaunâtre*, un *globule métallique*, blanc bleuâtre et malléable.

MERCURE.

Hg = 200.

Le mercure se rencontre à l'état *natif* et à l'état de sulfure HgS, *Cinabre*.

136. Nitrate mercurieux. — Nitrate mercurique. — Oxyde mercurique, oxyde rouge de mercure.

La dissolution du mercure dans l'acide nitrique de moyenne concentration (v. n° 39) donne lieu, si l'on agit à froid, avec du mercure *en excès* et en ajoutant petit à petit l'acide nitrique, à du nitrate ou azotate mercurieux, $\text{Hg}(\text{AzO}_3)_2$; si, au contraire, l'acide employé est bouillant et en excès, on obtient une solution que l'on peut faire évaporer à une douce chaleur jusque consistance sirupeuse, pour en retirer des cristaux en continuant l'évaporation sous une atmosphère maintenue sèche. Ces cristaux sont du nitrate mercurique neutre, $\text{Hg}(\text{AzO}_3)_2$, hydraté.

La solution de nitrate mercurique étant évaporée à sec, si l'on continue à chauffer vers 350 à 400°, on décompose le nitrate : des vapeurs rutilantes se dégagent, le sel prend graduellement une couleur rouge foncé et il reste enfin dans la capsule une poudre rouge d'*oxyde rouge de mercure* ou *oxyde mercurique*, HgO , qu'il faut éviter de chauffer plus que nécessaire, puisqu'elle est décomposable par la chaleur.

C'est cet oxyde rouge qui a été utilisé pour la préparation de l'oxygène (v. n° 13).

137. Sulfure mercurique. — Sulfure noir. — Vermillon. — Mercure. — Purification du mercure.

Une solution mercurique soumise à un courant de gaz acide sulfhydrique donne un précipité qui est d'abord blanc, puis jaune, puis rougeâtre et qui, à la fin de la précipitation, est tout à fait noir ; c'est du sulfure mercurique, HgS .

Si on le met sur un filtre, qu'on lave, qu'on sèche et qu'enfin on sublime ce sulfure noir bien sec, on peut obtenir un sublimé d'un beau rouge, qui n'est autre que le *vermillon*,

de même composition que le sulfure noir. Le vermillon s'obtient industriellement par d'autres procédés.

En mélangeant ce vermillon, ou du sulfure naturel, avec de la limaille de fer, puis chauffant ce mélange dans un tube à réaction sec et propre, on obtient un sublimé de mercure en petites gouttelettes tapissant la partie froide du tube.

Il arrive souvent que, dans les laboratoires, on a à purifier du mercure ; pour cela il suffit d'agiter le mercure avec de l'eau acidulée d'acide nitrique ou avec une solution de chlorure ferrique.

Après agitation suffisante, on lave avec de l'eau, on sépare l'eau au moyen d'un entonnoir à longue douille effilée et à robinet. S'il reste quelque trace d'eau on l'enlèvera avec du papier buvard.

Si le mercure était trop impur, on devrait le distiller dans une cornue en fer, opération qui exige de grands soins pour la condensation complète du mercure.

Accidents. Éviter de laisser tomber du mercure sur le plancher du laboratoire, non seulement parce que cela représente une perte en argent, mais surtout parce que ce mercure, en se vaporisant à la longue, rendrait l'atmosphère du local plus ou moins dangereuse.

138. Sulfates mercureux et mercurique. — Chlorure mercureux, protochlorure de mercure, calomel. — Chlorure mercurique, bichlorure de mercure, sublimé corrosif.

Quand on attaque du mercure par de l'acide sulfurique concentré et chaud, on obtient un sel mercureux ou mercurique suivant les proportions relatives des corps employés.

a) On obtient du sulfate mercureux quand on chauffe doucement une partie de mercure et une partie d'acide et

qu'on arrête l'opération quand les deux tiers du métal ont disparu.

b) On obtient le sulfate mercurique quand on prend une partie de mercure et une partie et demie d'acide et qu'on chauffe jusque dessiccation complète du produit.

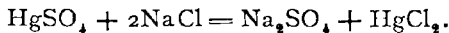
Ces deux sels, ainsi préparés et bien séchés, serviront à obtenir les chlorures de mercure. Pour cela, après les avoir intimement mélangés de sel marin, on les sublime, vers 500°, dans un matras à fond plat. On obtient ainsi, quand c'est le sulfate mercurieux qui est utilisé, le chlorure mercurieux, HgCl_2 , ou *calomel*, insoluble dans l'eau, employé souvent comme médicament.



Le calomel ainsi préparé contiendrait du sublimé corrosif, si le sulfate mercurieux contenait lui-même du sel mercurique; aussi, prend-on la précaution de broyer d'abord le sulfate mercurieux avec un peu de mercure métallique et, ensuite, le calomel sublimé est lavé avec soin pour en éloigner toute trace de chlorure mercurique, soluble,

On peut aussi obtenir du chlorure mercurieux *précipité* par la double décomposition d'une solution mercurieuse additionnée de sel marin.

Avec le sulfate mercurique bien mélangé de sel marin et d'un peu de peroxyde de manganèse pour assurer l'oxydation au maximum, on obtient, au contraire, le chlorure mercurique, HgCl_2 , ou *sublimé corrosif*, qui est soluble, surtout dans l'alcool et constitue un poison très violent.



Accidents. On fera donc cette opération sous la hotte d'une bonne cheminée, pour se garantir contre l'insalubrité de cette préparation.

139. Caractères distinctifs des sels de mercure.

Tous les composés de mercure sont facilement décélés par la mise en liberté du mercure, ce qui a lieu quand on plonge dans la solution de ces composés une *lame bien décapiée* de fer, de zinc ou mieux de cuivre. Ce dernier, par exemple, se recouvre d'un enduit *gris*, qui, par le frottement, devient *blanc et brillant* en amalgamant le cuivre. Cet enduit disparaît par la chaleur.

D'autre part, les composés mercuriels mélangés de carbonate de sodium et chauffés dans un tube fermé, laissent *sublimier* du mercure qui se condense en un *anneau* formé de *petits globules métalliques* bien reconnaissables, surtout à la loupe.

a) SOLUTIONS MERCUREUSES.

1. L'*acide sulfhydrique* et le *sulfhydrate d'ammoniaque* donnent, avec les solutions mercureuses, un précipité *noir*, insoluble dans un excès de réactif et dans l'acide nitrique. Par l'ébullition, ce dernier le transforme en sulfure mercurique,

2. La *potasse caustique*, l'*ammoniaque* et le *carbonate d'ammoniaque* y produisent un précipité gris noir, insoluble dans un excès de précipitant.

3. L'*acide chlorhydrique* et les *chlorures solubles* y forment un précipité blanc de calomel, HgCl_2 , qui noircit par l'addition d'ammoniaque.

4. L'*iodure de potassium* y produit un précipité jaune vert d'iodure mercurieux ; en ajoutant un excès de réactif, l'iodure mercurieux se dédouble : du mercure se précipite et l'iodure mercurique se dissout dans la liqueur.

b) SOLUTIONS MERCURIQUES.

1. L'*eau* dédouble un certain nombre de sels mercuriques en sels acides solubles et en sels basiques jaunes insolubles.

2. L'*acide sulfhydrique* et le *sulfhydrate d'ammoniaque* en petite quantité y produisent un précipité, d'abord blanc, puis jaunâtre ou orangé, le précipité devient finalement noir par un excès de réactif. Il est insoluble dans l'acide nitrique, soluble dans l'eau régale.

3. La *potasse caustique* y forme un précipité rouge brun, si le réactif est en petite quantité, et jaune, si le réactif est en excès. Cet oxyde jaune, HgO , est insoluble dans un excès de précipitant.

4. L'*ammoniaque* et le *carbonate d'ammoniaque* y donnent un précipité blanc soluble dans un grand excès de réactif.

5. L'*acide chlorhydrique* n'y produit aucun précipité.

6. L'*iodure de potassium* y donne un beau précipité rouge, soluble dans un excès de réactif, soluble aussi dans un grand excès de sel mercurique.

ARGENT.

$$\text{Ag} = 108.$$

L'argent se rencontre dans la nature, soit à l'état *natif*, soit à l'état de sulfure (*argyrose* ou *argentite*), de chlorure (*térargyre*), etc., et il existe dans beaucoup de *galènes* dites *argentifères*.

Nous prendrons comme point de départ le métal lui-même, qui se trouve surtout à notre disposition sous forme d'alliage d'argent et de cuivre; les pièces d'argent de cinq francs, par exemple, contiennent 900 d'argent et 100 de cuivre; les monnaies divisionnaires ne contiennent que 835 millièmes d'argent avec 165 millièmes de cuivre.

140. Nitrate d'argent.

On dissout un alliage d'argent et de cuivre dans de l'acide nitrique pur : il se forme des vapeurs rutilantes et on obtient une solution de nitrate de cuivre et de nitrate d'argent.

Si l'on évapore à sec dans une capsule en porcelaine et qu'on continue à chauffer, le sel cuivrique (n° 124) noircit en se transformant en oxyde noir, tandis que le nitrate d'argent n'est point détruit à cette température. En reprenant par de l'eau distillée et en filtrant, pour séparer l'oxyde cuivrique insoluble, on obtient une *solution* de nitrate d'argent pur qu'on peut concentrer, puis faire cristalliser. On peut aussi l'évaporer à siccité ; si le nitrate ainsi produit est chauffé davantage, il subit la fusion ignée et on peut le couler dans un moule, pour en former des baguettes de *nitrate d'argent fondu* qui constitue la *Pierre infernale* employée par les chirurgiens. On doit d'ailleurs éviter de chauffer plus que nécessaire, car le nitrate d'argent lui-même est décomposable au rouge.

141. On obtiendra, par voie électrolytique directe, de l'argent pur en partant d'un alliage d'argent et de cuivre.

Quand on a dissous par la quantité d'acide nitrique strictement nécessaire un alliage d'argent, on l'étend d'eau de manière que, pour un gramme d'alliage, il y ait une dizaine de centimètres cubes d'eau ; cette solution est mise dans un vase où l'on fait plonger deux électrodes ou feuilles de platine bien propres en communication avec les deux pôles d'une pile voltaïque (Bunsen, Leclanché, Daniel, etc.). Le circuit étant fermé, l'argent pur se dépose sur l'électrode

négative et, tant qu'il reste de l'argent en solution, aucune trace de cuivre ne se déposera sur l'électrode.

Quand on estime que l'opération a été suffisamment prolongée, l'électrode recouverte d'argent blanc est lavée avec soin à l'eau distillée.

Cet argent pur peut être dissout par de l'acide nitrique pur qui laisse le platine intact et donne une solution de nitrate d'argent pur. Ce mode de préparation du nitrate pur est très simple : c'est un bon exercice préparatoire aux essais électrolytiques qui ont pris une importance considérable dans l'analyse chimique.

142. On retirera l'argent d'un plomb argentifère par la coupellation.

On mettra quelques grammes de plomb argentifère dans une coupelle en terre d'os chauffée préalablement dans la moufle d'un four de coupellation. Petit à petit le plomb s'oxyde, la litharge formée est absorbée par la masse de la coupelle et il reste finalement un petit-bouton ou globule d'argent pur.

143. Chlorure d'argent. — Argent pur.

La solution des nitrates de cuivre et d'argent préparée comme il vient d'être dit (n° 140) étant précipitée par l'acide chlorhydrique, le *chlorure d'argent*, insoluble, se dépose rapidement au fond du vase ; il faut ensuite décanter ou filtrer et bien laver le chlorure d'argent.

Le lavage terminé, si on reprend ce chlorure d'argent par de l'eau acidulée d'acide sulfurique et du zinc pur, on remarque que l'hydrogène naissant réduit le chlorure et au bout d'un certain temps, on obtient le précipité à l'état d'*argent*

métallique, qu'il suffit de laver à l'eau pour avoir de l'*argent pur*.

Cet argent peut aussi être utilisé pour faire du nitrate d'argent pur, en le dissolvant par de l'acide nitrique pur.

144. Bromure d'argent. — Iodure d'argent.

Pour obtenir le bromure, on précipitera le nitrate d'argent par l'acide bromhydrique ou par un bromure alcalin, puis on lavera le précipité. — Ce bromure, AgBr , noircit de suite à la lumière; il est employé pour sensibiliser le collodion des photographes.

On prépare l'iodure d'une manière analogue. Ces sels, ainsi que le chlorure sont solubles dans les solutions de cyanure de potassium et d'hyposulfite de sodium. On doit, si on veut les avoir purs, les préparer dans une chambre noire, à l'abri de la lumière.

145. Caractères distinctifs des sels d'argent.

1. La *potasse caustique* produit dans les solutions d'argent un précipité brun clair d'oxyde, insoluble dans un excès de réactif, soluble dans l'ammoniaque.

2. L'*ammoniaque*, ajoutée en très petite quantité, y détermine un précipité brun clair, soluble dans un excès de réactif.

3. Les *carbonates alcalins* y produisent un précipité blanc, insoluble dans un excès de réactif, soluble dans l'ammoniaque libre ou carbonatée.

4. L'*acide chlorhydrique* étendu et les *chlorures solubles* y forment un précipité blanc cailleboté, AgCl , insoluble dans l'acide nitrique, soluble dans l'ammoniaque et l'hyposulfite de sodium et noircissant à la lumière.

5. Le *bromure* et l'*iodure de potassium* donnent un précipité blanc jaunâtre, insoluble dans ces réactifs; le bromure d'argent est soluble dans l'ammoniaque concentrée, l'iodure

l'est peu. Tous deux sont solubles dans le cyanure et l'hyposulfite de sodium.

6. L'*acide sulfhydrique*, les *sulfures alcalins* et le *sulfhydrate d'ammoniaque* précipitent les solutions d'argent en noir; ce précipité, Ag_2S , est insoluble dans un excès de réactif.

7. L'*orthophosphate de sodium* y forme un précipité jaune de phosphate d'argent, de formule Ag_3PhO_4 , soluble dans l'ammoniaque.

8. L'*arséniat de potassium* y donne un précipité rouge brique, soluble quand on acidule avec de l'acide nitrique.

9. Le *chromate de potassium* y forme un précipité brun rouge, soluble dans l'ammoniaque et dans l'acide nitrique.

10. Une *lame de cuivre*, de fer ou de zinc, en précipite de l'argent métallique, sous forme d'un dépôt noir ou grisâtre.

11. Les *agents réducteurs* (acide phosphoreux, sulfate ferreux, aldéhyde acétique, sucre de lait, etc.) en précipitent l'argent métallique (*argenture des glaces*).

12. Les composés d'argent *fondus avec du carbonate de sodium*, sur du charbon de bois, à la flamme du chalumeau, donnent un bouton d'argent métallique, blanc brillant et malléable.

ANNEXE

Observation. Les exercices précédents, complément des études théoriques de chimie générale, sont aussi l'introduction à ceux de la chimie analytique. Cette dernière science ne faisant point partie des études préparatoires à la médecine, ni de celles des études d'ingénieur des constructions civiles, nous avons cru utile d'ajouter ici, à l'usage des étudiants de ces catégories, quelques pages destinées à leur donner une idée de l'analyse qualitative et d'organiser pour eux quelques exercices pratiques, application des études précédentes, de manière à ce qu'ils ne restent point complètement étrangers à ce genre de recherches.

Quant aux étudiants en pharmacie et aux élèves-ingénieurs, pour lesquels l'étude de la chimie analytique fait l'objet de cours spéciaux, ils pourront passer directement aux manipulations sur les composés organiques qui font l'objet de la suite de ce manuel.

146. Une substance minérale, naturelle ou artificielle, étant donnée, découvrir les bases qui entrent dans sa composition.

Quelques essais préliminaires, par voie sèche, se basant sur les caractères spéciaux que nous avons indiqués précédemment, sont souvent fort avantageux pour se rendre rapidement compte de la nature de la substance à examiner; ainsi,

- 1° *En chauffant la substance dans un tube fermé à une extrémité.*
 - a) un dégagement d'eau annonce la présence de corps hydratés;
 - b) un dégagement de gaz combustible annonce la présence de matières organiques;
 - c) un dégagement de gaz avec odeur de laine brûlée décelle la présence de matières organiques azotées;

d) un dégagement d'oxygène annonce un chlorate, azotate, peroxyde de manganèse, oxyde de mercure, etc.

e) un dégagement de CO_2 annonce la présence de carbonates, etc. ;

f) la couleur de certaines substances se fonce (minium, oxyde de zinc, sulfate de sodium, etc.) ou noircit (matières organiques) ;

g) si la matière donne un sublimé, ce sublimé fournira des indices utiles pour la reconnaissance de la matière examinée.

2° *En chauffant la matière dans un tube ouvert aux deux extrémités*, on obtient souvent des sublimés ou des gaz provenant de l'action de l'oxygène sur la substance et facilement reconnaissables (SO_2 annonce un sulfure, etc.).

3° *En chauffant, à la flamme de réduction d'un chalumeau, la matière mélangée de carbonate de sodium sur le charbon*, on obtient des *aréoles* ou *enduits* reconnaissables (Pb, Zn, Sb, etc.) ou des *globules métalliques* (Cu, Ag, Pb, Sb, etc.).

4° *En chauffant la matière sur une feuille de platine*, on constate la volatilité, la fusibilité, l'inflammabilité, les cendres, les phénomènes de coloration de la flamme, etc.

Mais si ces tâtonnements peuvent, dans beaucoup de cas, être fort utiles, il ne peuvent cependant conduire, d'une manière sûre, à la solution de la question.

Pour arriver à ce résultat, il nous suffira de classer méthodiquement les réactions caractéristiques que nous avons étudiées. Nous pouvons, notamment, nous fonder sur les réactions données par l'acide sulfhydrique et par les sulfures alcalins. Ainsi, l'*acide sulfhydrique* précipite certaines solutions métalliques acidulées et ne précipite pas les autres, d'où deux grandes classes de métaux :

1^{re} Ceux dont les sulfures sont insolubles dans l'eau et indécomposables par les acides étendus.

2^{me} Ceux dont les sulfures sont solubles dans l'eau ou dans les acides dilués.

L'action du *sulfhydrate d'ammoniaque* (sulfures alcalins) permet de subdiviser la première de ces classes en deux sections :

a) métaux dont les sulfures se dissolvent dans le sulfhydrate d'ammoniaque : Sn, Sb, As, Au, Pt. (*section de l'arsenic*) ;

b) métaux dont les sulfures ne se dissolvent point dans le sulfhydrate : Ag, Pb, Cu, Cd. (*section du plomb*).

La seconde classe se divise de même, par l'action du sulfhydrate d'ammoniaque en deux sections :

c) la première, renfermant les métaux à sulfures insolubles dans l'eau, mais solubles dans les acides étendus.

d) la seconde, renfermant les métaux à sulfures solubles dans l'eau pure.

La section c) comprend à la fois des métaux, c_1) dont les solutions sont précipitées par le sulfhydrate à l'état d'oxydes, Cr et Al ; et d'autres métaux, $[c_2)$ dont les précipités, obtenus par ce même réactif sont des sulfures : Zn, Mn, Fe, Ni et Co. (*section du fer*).

Enfin, l'action du carbonate de sodium permet de subdiviser la section d en deux groupes :

d_2) métaux dont les solutions sont précipitées par le carbonate de sodium : Ba, Sr, Ca et Mg (*section des alcalino-terreux*).

d_3) métaux dont les solutions ne sont point précipitées par les carbonates alcalins : K, Na, Li et Am (*section des alcalins*).

Voici, sous forme de tableau, cette division des métaux en partant de solutions acidulées :

PRÉCIPITÉS PAR H_2S		NON PRÉCIPITÉS PAR H_2S		NON PRÉCIPITÉS PAR H_2S , NI PAR LE SULFHYDRATE D'AMMONIAQUE	
dans le sulfhydrate, les sulfures sont :		précipités par le sulfhydrate à l'état :		précipités par les carbonates alcalins	non précipités par les carbonates alcalins
solubles	insolubles	d'oxyde	de sulfure		
<i>a</i>	<i>b</i>	<i>c</i> ₁	<i>c</i> ₂	<i>d</i> ₁	<i>d</i> ₂
Sn, Sb, As Au, Pt	Ag, Pb, Hg Cu, Cd	Cr, Al	Zn, Fe, Mn Ni, Co	Ca, Sr, Ba Mg	K, Na Am

Cela établi, nous donnons ci-après quelques tableaux, résumant les réactions principales des divers métaux, rangés par section. Nous examinerons ensuite la marche à suivre pour déterminer la nature d'une substance minérale donnée.

ABRÉVIATIONS. Dans les tableaux qui vont suivre, on a parfois employé les abréviations suivantes :

ppté. au lieu de *précipité*,
insol. — *insoluble*.
sol. — *soluble*.
exc. — *excès*.
R. — *réactif*.

I. Réactions principales des solutions métalliques de la SECTION DE L'ARSENIC.

SOLUTIONS	ACIDE SULFHYDRIQUE	LAME DE ZINC	RÉACTIONS PARTICULIÈRES
stanneuses	précipité brun marron	précipité d'étain soluble dans HCl	le chlorure d'or est réduit avec précipitation de pourpre de Cassius
stanniques	— jaune sale	id.	pas d'action sur le chlorure d'or
antimonienses	— orangé rouge	précipité noir insoluble dans HCl	à l'appareil de Marsh
arsénieuses	— jaune clair	précipité brun d'As; ce précipité, chauffé au chalumeau, donne fumées blanches et odeur alliécée	id.
arséniques	— blanc jaunâtre		id.
auriques	— noir	précipité brun d'or soluble dans l'eau régale	le sulfate ferreux réduit à froid le chlorure d'or
platiniques	— noir brun	précipité noir de Pt soluble dans l'eau régale	avec le sulfate ferreux, réduction à chaud de noir de Pt

II. Réactions principales des solutions

SOLUTIONS	ACIDE sulfhydrique	POTASSE CAUSTIQUE	AMMONIAQUE	CARBONATE D'AMMONIAQUE EN EXCÈS
argentiques	précipité noir	précipité brun insoluble dans excès de R	précipité brun sol. excès R	précipité blanc jaunâtre soluble
plombiques	id.	précipité blanc sol. excès R	précipité blanc insol. excès R	précipité blanc insoluble
mercureuses	id.	précipité noir insol. excès R	précipité noir insol. excès R	précipité gris
mercuriques	précipité blanc devenant jaune puis noir	précipité jaune insol. excès R	précipité blanc insol. excès R	précipité blanc
cuvireuses	précipité noir	précipité jaune insol. excès R	solut. incolore bleuissant à l'air	solut. incolore bleuissant à l'air
cuvriques	id.	précipité bleu insol. excès R noircissant à chaud	précipité bleu sol. excès R en liquide bleu	précipité vert bleu solution bleue
cadmiques	précipité jaune	précipité blanc insol. excès R	précipité blanc sol. excès R	précipité blanc insoluble

métalliques de la SECTION DU PLOMB.

ACIDE CHLORHYDRIQUE	LAME DE FER, ZINC OU CUIVRE	RÉACTIONS PARTICULIÈRES
précipité blanc soluble dans ammoniaque	dépôt d'Ag blanc	fondu sur le charbon avec Na_2CO_3 on obtient un globule métallique blanc Le K_2CrO_4 donne un précipité rouge
précipité blanc insoluble dans ammoniaque	dépôt noir sur le zinc	précipité en blanc par H_2SO_4 " en jaune par K_2CrO_4
précipité blanc qui noircit dans l'ammoniaque	dépôt gris blanc de Hg sur le cuivre	précipité verdâtre par KI
o		précipité rouge par KI
o	dépôt de cuivre sur le fer	les composés de cuivre colorent la flamme en vert ; avec les solutions cuivriques, le K_4FeCy_6 , donne un précipité brun marron
o		

III. Réactions principales des solutions

SOLUTIONS	COULEUR DE LA SOLUTION	SULPHYDRATE D'AMMONIAQUE	POTASSE CAUSTIQUE	AMMONIAQUE
chromiques	verte ou violette	précipité verdâtre d'hydroxyde	précipité vert solub. excès R en vert	précipité gris verdâtre légèrement sol. excès R
aluminiques	incolore	précipité blanc d'hydroxyde	précipité blanc solub. excès R	précipité blanc insol. excès R
zinciques	incolore	précipité blanc de sulfure insol. excès R	précipité blanc solub. excès R	précipité blanc solub. excès R
ferreuses	vert clair	précipité noir insol. excès R	précipité blanc verdissant, puis devenant noir puis brun	comme avec la potasse caustiq.
ferriques	jaune rouge	précipité noir	précipité brun insol. excès R	id.
manganeseuses	rose clair	précipité chair de saumon	précipité blanc puis jaune enfin brun	id.
nickéliques	verte	précipité noir	précipité vert insol. excès R	précipité vert solub. excès R en solution violacée
cobaltiques	rouge	id.	précipité bleu verdâtre altérable devenant brun insol. excès R	précipité bleu verdâtre solution rouge bleuâtre dans un grand excès R

métalliques de la SECTION DU FER.

CARBONATE D'AMMONIAQUE	FERROCYANURE DE POTASSIUM	FERRICYANURE DE POTASSIUM	RÉACTIONS PARTICULIÈRES
précipité vert clair solub. dans un grand excès R			les composés de Cr chauffés sur une lame de Pt avec Na_2CO_3 et nitre donnent une masse fondue <i>jaune</i> , soluble
précipité blanc insol. excès R			
précipité blanc solub. excès R			la solution dans la potasse caustique est précipitée en blanc par H_2S
précipité blanc puis vert puis noir enfin brun	précipité blanc bleuissant de suite à l'air	précipité bleu de Turnbull	
précipité brun d'hydroxyde	précipité bleu de Prusse	la solution devient brune ou verdâtre	le sulfocyanure de potassium y produit une coloration rouge sang
précipité blanc insol. excès R			les composés de Mn chauffés sur une lame de Pt avec Na_2CO_3 et nitre donnent une masse fondue <i>verte</i> , soluble
précipité vert pomme solub. excès R en bleu verdâtre			
précipité rouge solub. excès R			colore en bleu la perle de borax

IV. Réactions principales des solutions des métaux ALCALINO-TERREUX.

SOLUTIONS	CARBONATE DE SODIUM	SULFATE DE CALCIUM	OXALATE D'AMMONIAQUE	PHOSPHATE DE SODIUM AMMONIACAL	COLOURATION DONNÉE A LA FLAMME
barytiques	précipité blanc	précipité blanc	précipité blanc dans les solut. concentrées rien dans les solutions étendues	précipité blanc	jaune vert
strontiques	id.	id. lent à se former	précipité blanc	id.	rouge carmin
calciques	id.	o	id.	id.	rouge orangé
magnésiques	id. en l'absence de sels ammoniacaux	o	id. en présence de sels ammoniacaux	id. en présence de sels ammoniacaux	o

V. Réactions principales des solutions des MÉTAUX ALCALINS.

SOLUTIONS CONCENTRÉES	POTASSE CAUSTIQUE OU CARBONATE DE SODIUM	ACIDE TARTRIQUE	PERCHLORUE DE PLATINE	MÉTA-ANTIMONATE DE POTASSIUM	COLORATION DONNÉE A LA FLAMME
potassiques	o	précipité blanc	précipité jaune	o	violacée
sodiques	o	o	o	précipité blanc	jaune
ammoniques	dégagement d' AzH_3 , à l'ébullition	précipité blanc	précipité jaune	o	o

Ces tableaux pourront souvent servir pour faciliter la recherche de la nature d'un sel.

Mais, si la substance à analyser est complexe, on pourrait fort difficilement arriver à la détermination des éléments qu'elle contient, sans suivre une marche méthodique que nous allons esquisser. Donnons quelques détails pour faire mieux comprendre le tableau synoptique, que nous avons dressé dans le but de faciliter ces recherches aux jeunes gens, qui n'auront point l'occasion de suivre de cours spécial d'analyse chimique.

Voici comment on pourra arriver aisément au but.

Il faut d'abord opérer la solution de la substance à examiner. On y parvient : a) soit en dissolvant dans l'eau pure (solution physique).

b) soit en attaquant la matière par l'acide nitrique, par l'acide chlorhydrique ou par l'eau régale (dissolution chimique).

c) soit en transformant la substance par une fusion avec un carbonate alcalin, puis reprenant par de l'eau ou par de l'eau acidulée. Ce dernier mode est le seul à employer pour faire entrer en solution les corps inattaquables par les acides, par exemple, le sulfate de baryum, l'acide silicique, divers silicates, etc.

Une fois la solution obtenue, on en note les caractères physiques : la coloration, la fixité à la chaleur, l'acidité ou l'alcalinité, etc.

On y ajoute ensuite quelques gouttes d'acide chlorhydrique, jusqu'à réaction franchement acide au papier de tournesol. Cette addition détermine la formation d'un précipité de HgCl_2 , de AgCl et de PbCl_2 , si la solution contient ces métaux.

Si la solution, sur laquelle on opère, n'est pas acide, l'addition de l'acide chlorhydrique peut, comme on le verra au n° 151 pour la recherche de l'élément acide, déterminer une effervescence ou même aussi un précipité léger de soufre; mais nous supposerons que la liqueur d'essai est acide et alors le précipité, produit par l'acide chlorhydrique, ne peut provenir que de la présence des métaux Hg, Ag, Pb, ainsi que le renseigne le tableau.

Ce précipité étant séparé de la liqueur acidifiée, on fait passer dans celle-ci un courant d'acide sulfhydrique, ou bien on y ajoute une solution de H_2S dans l'eau, de manière à ce que cet acide soit en excès, ce dont

on s'assure en agitant la liqueur qui doit alors donner franchement l'odeur caractéristique.

L'acide sulfhydrique précipite, à l'état de sulfures, les métaux de la *section de l'arsenic* et de la *section du plomb*. On les sépare de la liqueur, par filtration ou par décantation, on les lave et on met la liqueur-mère à part.

Reprenant le précipité des sulfures, on le met en suspension dans de l'eau à laquelle on ajoute un petit excès de sulfhydrate d'ammoniaque, Am_2S : les sulfures (acides) de la *section de l'arsenic* entrent en solution, tandis que ceux de la *section du plomb* restent insolubles. On sépare aussi exactement que possible le précipité d'avec la solution; en suivant les réactions indiquées dans le tableau synoptique, on arrivera à isoler chacun des composants.

Reprenant l'eau-mère du précipité produit par H_2S , on la neutralise par l'ammoniaque et, cela fait, on y ajoute un petit excès de sulfhydrate d'ammoniaque, qui en précipite les métaux de la *section du fer*, sous forme de sulfures pour le Ni, le Co, le Fe, le Mn, le Zn et sous forme d'hydroxyde pour le Cr et l'Al. Si la substance primitive contenait des phosphates terreux, des borates, etc., on les retrouverait dans ce précipité.

Ce précipité complexe ayant été séparé de la liqueur où il s'est formé, on le traitera comme il est indiqué au tableau synoptique pour arriver à constater les métaux de cette section qui se trouvent dans ce précipité.

Enfin, l'eau-mère où ce précipité a pris naissance, est additionnée d'acide chlorhydrique, puis bouillie pour chasser l'excès d'acide sulfhydrique, on filtre ensuite pour enlever le soufre, et enfin on précipite par le carbonate d'ammonique, Am_2CO_3 , additionné d'un peu d'ammoniaque, pour séparer à l'état de carbonates le Ba, le Sr, le Ca de la *section des alcalino-terreux*, tandis que le Mg, en présence des sels ammoniques, n'est pas précipité et reste dans la liqueur finale avec les métaux *alcalins* K, Na et Am.

Pour découvrir le magnésium dans cette liqueur contenant les métaux alcalins, on précipitera la liqueur claire ammoniacale par

le phosphate sodique et l'on obtient ainsi un précipité de phosphate ammoniaco-magnésien, $MgAmPhO_4$, s'il y a du magnésium. Remarquons cependant que le précipité n'est pas toujours un indice certain de la magnésie, mais qu'il peut arriver que ce soit un sel de baryum ou de calcium : en effet, ces métaux alcalino-terreux, séparés à l'état de carbonates dans une solution ammoniacale, ne sont pas complètement précipités. Une partie, minime, il est vrai, de ces carbonates peut passer en solution et se retrouve dans le précipité de phosphate. Aussi doit-on toujours, surtout pour ce précipité, y caractériser la présence du magnésium par les réactions ordinaires.

De plus, pour remédier à cette incertitude, on divisera la liqueur en deux ou trois parties pour y rechercher le magnésium et pour l'isoler complètement, soit par une calcination, comme nous l'indiquons au tableau colorié, soit par une addition d'eau de baryte, ce qui précipite la magnésie et la chaux, s'il y en a. La solution saturée d'acide sulfurique dilué et filtré sert alors pour la recherche des alcalis.

Enfin, la recherche de l'ammonium se fait en opérant sur la substance primitive ou sur la solution primitive, d'après les caractères distinctifs déjà indiqués.

Remarquons que, comme tous les métaux ne sont pas rassemblés dans une même substance, la séparation méthodique marche assez vite et n'est point aussi longue qu'elle le paraît à première vue. Il faut, pour avoir des résultats certains et rapides, avoir soin de *bien séparer les liqueurs d'avec les précipités* et de *bien laver* ceux-ci, afin d'avoir des séparations nettes par section. On n'essayera un réactif nouveau que quand l'action du réactif précédent sera *bien épuisée*. Autant que possible, on opérera sur des solutions assez concentrées, et, comme tout excès de réactif peut être nuisible, on prendra pour règle de ne les *ajouter que goutte par goutte*.

147. Procéder à la recherche de l'élément acide d'une substance.

Les réactions que l'on a déjà faites pour arriver à la détermination des bases, ont déjà fourni des renseignements spéciaux fort utiles pour la recherche de l'acide.

Ainsi, la dissolution par les acides, ou l'addition d'acide chlorhydrique pour aciduler la solution a pu produire une effervescence de gaz

anhydride carbonique, d'anhydride sulfureux, d'acide sulfhydrique, qui annonce la présence de carbonates, sulfites ou sulfures; un dépôt de soufre annoncerait des polysulfures ou des hyposulfites.

La précipitation par l'acide sulfhydrique, aura déjà isolé l'arsenic des arsénites et des arsénates, l'antimoine des antimonates, l'étain des stannates, etc. à l'état de sulfures. L'addition de sulfhydrate d'ammoniaque aura, d'autre part, permis d'isoler le chrome des chromates, l'aluminium des aluminates à l'état d'hydroxyde, le manganèse des manganates à l'état de sulfure, etc.

De plus, la connaissance des bases dissoutes simplifie la découverte des acides par suite de certaines incompatibilités; ainsi, une solution acide contenant de l'argent ne contiendra point d'acide chlorhydrique, une solution contenant du baryum ne contiendra point d'acide sulfurique, etc.

On voit ainsi, qu'avec un peu d'attention et d'habitude, la recherche de l'acide est considérablement simplifiée quand elle est précédée de la recherche des bases; cependant, malgré cela, elle est encore souvent assez longue, parce qu'il n'existe point, pour cette recherche, de méthode d'élimination générique analogue à celle que nous avons suivie pour les bases.

La substance dont il faut déterminer les acides, sera mise en solution de la même manière que pour la recherche des bases, en ayant bien soin de séparer tout ce qui est soluble dans l'eau pure, avant de soumettre à l'action de l'acide, ce qui donnera une dissolution à essayer à part; les résidus non solubles dans les acides, s'il y en a, seront fondus avec du carbonate de sodium et du nitre pour donner une troisième solution à examiner séparément.

Pas n'est besoin de dire, que si l'on a opéré la solution par l'acide chlorhydrique, un chlorure ne pourra être décelé et que, pour le trouver, il faudra faire une recherche spéciale.

La présence des métaux pouvant gêner, on fera bien de les éliminer en grande partie par l'hydrogène sulfuré ou le sulfhydrate d'ammoniaque; la séparation faite, on ajoute quelques gouttes d'acide et on fait bouillir pour séparer l'acide sulfhydrique. On peut aussi enlever l'excès de cet acide en agitant le liquide avec du carbonate de plomb pur.

La solution à examiner sera divisée en plusieurs portions qui seront

soumises successivement à divers réactifs, spécialement, nitrate de baryum, nitrate d'argent, chlorure ferrique, etc.

Voici, sous forme de tableaux, un résumé des réactions qui se produisent avec les sels qui se présentent le plus fréquemment.

Réactions principales avec le nitrate d'argent.

Le nitrate d'argent produit, dans les solutions neutres, des précipités qui, si on acidule d'acide nitrique,		
SE DISSOLVENT	NE SE DISSOLVENT PAS	
(Ces précipités sont également solubles dans l'ammoniaque)	Ces précipités, traités par l'ammoniaque, sont	
	SOLUBLES	INSOLUBLES
<i>précipité blanc</i>	<i>blancs</i> CHLORURES, BROMURES, CYANURES,	<i>jaune</i> IODURES <i>noir</i> SULFURES,
<i>précipité jaunâtre</i>	PYROPHOSPHATES PHOSPHATES ARSENITES	HAzO_3 concentré ou chaud le décompose, en laissant souvent le soufre inattaqué
<i>précipité rouge</i>	ARSENIATES	
	SULFOCYANURES, légèrement solubles dans HAzO_3 bouillant	

Réactions principales avec le nitrate de baryum.

Le nitrate de baryum donnant, dans la solution neutre, un précipité blanc,		UN RÉSIDU	
Ce précipité, traité par l'acide chlorhydrique, fournit			
UNE SOLUTION		qui a lieu	
avec effervescence		sans effervescence	
à froid, de CO_2	faible à chaud, de SO_2		
CARBONATES	SULFITES	BORATES,	SULFATES
BICARBONATES	BISULFITES	la matière, mêlée d'acide sulfurique et d'alcool, donne une flamme colorée en vert, si l'on enflamme cet alcool	
	HYPOSULFITES, ces derniers, avec dépôt de soufre	PHOSPHATES, la solution précipite le molybdate d'ammoniaque en jaune	
	L'odeur piquante de SO_2 est facile à reconnaître		

Réactions principales du chlorure ferrique.

Avec les solutions ci-dessous, ce réactif, qui ne doit pas contenir d'acide chlorhydrique libre, donne un *précipité* ou simplement une *coloration*.

rouge,

SULFITES.

SULFOCYANURES (même en présence de HCl.)

ACÉTATES.

FORMIATES.

SUCCINATES (rouge jaunâtre).

brunâtre à jaunâtre.

CARBONATES (avec dégagement de CO^2).

FERRICYANURES.

CITRATES.

OXALATES.

BENZOATES, brun rosé.

bleu.

FERROCYANURES.

noir.

SULFURES ALCALINS.

TANNIN.

Au moyen des réactions indiquées dans ces tableaux, on n'obtient guère que des *éliminations spécifiques* et les opérations qui conduisent au résultat sont assez longues et d'autant plus difficiles que la substance à analyser contient un mélange d'acides plus complexe.

Dans son *Introduction à la chimie moléculaire*, p. 768, PERSOZ a dressé un tableau dichotomique des plus utiles pour la recherche de l'élément acide d'un sel inorganique.

Ce tableau, entre les mains d'un chimiste un peu habitué, conduit vite au résultat cherché; c'est pour ce motif que nous l'avons transcrit ici.

Tableau dichotomique pour la recherche de l'élément acide d'un sel.

Caractères des composés électro-négatifs (extrait de Persoz).

SELS

COLORES	On ajoute de l'acide sulfureux en solution. Il y a	décoloration, le sel primitif étant	vert	<i>Manganate.</i>
		changement de couleur. — On mélange le sel avec $H_2SO_4 + NaCl$, et on chauffe. Il se dégage	pourpre. des vapeurs rouges de sang rien. — Une solution du sel bleuit par la noix de galle	<i>Permanganate.</i> <i>Chromate.</i> <i>Vanadate.</i>
INCOLORES Projeté sur des charbons rouges, le sel	fuse. On le dissout et on y verse de l'acide sulfureux en solution. Il y a	décoloration. — De la fécule qu'on y ajoute devient	jaune. bleue. chlore oxyde de chlore, détonnant vapeur nitreuse vapeurs rutilantes rien	<i>Bromate.</i> <i>Iodate.</i> <i>Chlorite.</i> <i>Chlorate.</i> <i>Nitrite.</i> <i>Nitrate</i> <i>Perchlorate.</i>
		rien. On ajoute au sel de l'acide sulfurique	dégagement de gaz rien, ou vapeurs blanches. — On ajoute un peu d'eau et de limaille de cuivre	
INCOLORES Projeté sur des charbons rouges, le sel	ne fuse pas. On traite le sel par l'acide sulfurique. Il y a	dégagement de gaz à froid ou à chaud, lequel est	attaquant le verre. n'attaquant pas le verre et précipitant le nitrate argentifique.	<i>Fluorure.</i> <i>Chlorure.</i>
		fumant	jaune. bleue.	<i>Bromure.</i> <i>Iodure.</i>
INCOLORES Projeté sur des charbons rouges, le sel	ne fuse pas. On traite le sel par l'acide sulfurique. Il y a	non fumant	rien à froid. à froid	<i>Hyposulfate.</i> <i>Sulfite.</i> <i>Hyposulfite.</i> <i>Carbonate.</i> <i>Sulfure ou sulphydrate.</i> <i>Sélénure.</i> <i>Tellurure.</i> <i>Cyanure.</i>
		incombustible	odeur sulfureuse	sans dépôt avec dépôt de soufre
INCOLORES Projeté sur des charbons rouges, le sel	ne fuse pas. On traite le sel par l'acide sulfurique. Il y a	combustible	aucune odeur odeur d'œufs pourris et précipité jaune en brûlant. odeur de choux pourris et précipité orange en brûlant. odeur de raves pourries et précipité noir en brûlant odeur d'amandes amères	
		coloration	orange jaune. — On traite par l'acide sulfurique étendu et le zinc. — Il y a dégagement	le précipité par $HAZO_2$ est blanc le précipité par H_2AZO_2 est jaunâtre d'hydrogène arsénié d'hydrogène.
INCOLORES Projeté sur des charbons rouges, le sel	rien. On fait une solution dans l'eau, et on y ajoute de l'acide nitrique. Il y a	précipité. On ajoute de l'hydrogène sulfuré. Il y a	bleu foncé. jaune. coloration en pourpre vineux rien. Le précipité reste gélatineux	<i>Antimoniate.</i> <i>Antimonite.</i> <i>Arsénite.</i> <i>Stannate.</i> <i>Molybdate.</i> <i>Tungstate.</i> <i>Titanate.</i> <i>Silicate.</i> <i>Hypophosphite.</i> <i>Phosphite.</i>
		rien. On mélange avec du chlorure stanneux liquide Il y a	dégagement de gaz H_2P H_3P	dégagement d'hydrogène arsénié. — Le sel traité par l'acide chlorhydrique et l'hydrogène sulfuré donne.
INCOLORES Projeté sur des charbons rouges, le sel	rien. On fait une solution dans l'eau, et on y ajoute de l'acide nitrique. Il y a	pas de précipité ou précipité soluble. On calcine dans un tube. Il y a	précipité jaune. rien	<i>Arsénite.</i> <i>Arséniate.</i>
		rien. On mélange avec de l'acide sulfurique étendu et du zinc. Il y a	dégagement d'hydrogène. On mélange le sel sec avec de l'alcool et de l'acide sulfurique et on allume, on a	flamme verte flamme jaune. On calcine dans un tube avec du chlorure ammonique. Il y a
INCOLORES Projeté sur des charbons rouges, le sel	rien. On fait une solution dans l'eau, et on y ajoute de l'acide nitrique. Il y a	rien.	sublimé orange. rien.	<i>Borate.</i> <i>Séléniate.</i>
		rien.	On calcine avec du carbone. Il y a une saveur	d'œufs pourris. <i>Sulfate.</i> <i>Phosphate.</i>

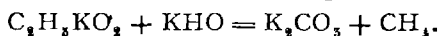
CHIMIE ORGANIQUE.

148. Méthane, hydrure de méthyle, hydrogène protocarboné, formène, gaz des marais, grisou.

Ce gaz, CH_4 , est le premier terme de la série des hydrocarbures saturés, $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, c'est l'hydrure de méthyle, méthane ou gaz des marais, qui existe en grande quantité dans le gaz d'éclairage.

Pour préparer ce gaz, on fait un mélange intime et à sec de deux parties d'acétate de sodium cristallisé, de deux parties de potasse caustique et de trois parties de chaux vive. Ce mélange sera desséché, à feu doux, dans une capsule, en agitant jusqu'à ce que l'eau de cristallisation ait disparu; puis on l'introduit dans une cornue ou un ballon en verre, en fer ou en cuivre, ou dans un tube de fer et on obtient un dégagement de gaz des marais.

La réaction qui a lieu est traduite par la formule :



Données numériques. Un litre de ce gaz pèse 0 gr. 727; sa densité est de 0 556 par rapport à l'air.

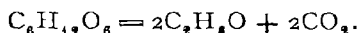
Expériences. Légèreté spécifique (petits ballons), diffusibilité, combustibilité, mélanges détonants, expériences avec la toile métallique, lampe de sûreté de Davy.

149. Fermentation alcoolique. — Alcool éthylique, alcool ordinaire, esprit de vin.

Une solution de sucre glucose, étant additionnée d'un peu de levûre de bière et abandonnée à une température

convenable, on observe, au bout de quelque temps, la formation d'une écume et la production de bulles de gaz ; la liqueur finit par perdre sa saveur *sucrée* et par acquérir une odeur *vineuse*. Cette fermentation peut durer plus d'un jour.

Dans une cornue on mettra 30 gr. de sucre glucose, qu'on dissoudra dans 200 centimètres cubes d'eau et on additionnera de 10 centimètres cubes de levûre fraîche. La température étant maintenue de 25 à 30°, en immergeant la cornue dans de l'eau à cette température, le sucre glucose se dédouble, sous l'influence de la levûre, en alcool et en anhydride carbonique, que l'on pourra recueillir si l'on opère la fermentation dans une cornue munie d'un tube de dégagement aboutissant sous une cloche.



Tel est le résultat de la *fermentation alcoolique*. Le dédoublement est toujours accompagné de la production d'un peu de glycérine, d'acide succinique, etc. (94 % de glucose, à peu près, se dédoublent en alcool et gaz carbonique, tandis que 6 % servent pour les autres produits).

Après un certain temps, le mouvement de fermentation s'arrête ; il n'y a plus de sucre dans la liqueur, mais de l'alcool mélangé de plus ou moins d'eau.

Il suffira alors de munir la cornue d'un réfrigérant de Liebig (fig. 377) et l'on distillera le lendemain.

Le produit de cette distillation est de l'alcool aqueux qu'on pourra concentrer par des distillations successives, en ne recueillant chaque fois que la première partie du liquide distillé. On pourrait obtenir par une seule distillation un alcool fortement enrichi en se servant d'un des appareils analyseurs que nous avons étudiés pour la distillation frac-

tionnée (v. p. 204 et p. 205). On ne pourrait, cependant, par ce procédé, débarrasser l'alcool de toute son eau : il en reste toujours 4 à 5 %.

Pour arriver à avoir de l'alcool absolu, on peut mettre dans l'alcool aqueux du carbonate de potassium solide. Ce sel absorbe rapidement l'eau et se dissout; on voit alors se former deux couches dans le liquide : l'une inférieure, de solution de carbonate de potassium; l'autre, supérieure, d'alcool, de sorte qu'avec une quantité suffisante de sel de

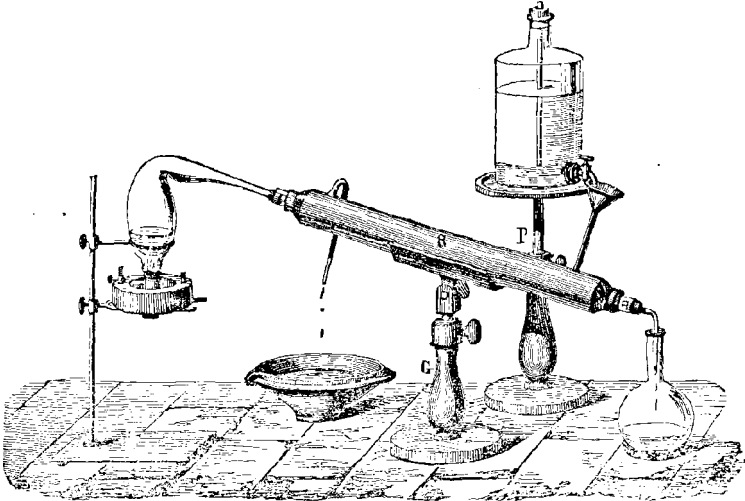


Fig. 377.

potassium on peut, en répétant plusieurs fois le traitement, enlever toute l'eau de l'alcool. On décantera la couche supérieure et on la distillera pour obtenir l'alcool absolu. C'est cet alcool qu'on appelle *alcool éthylique*, *hydrate d'éthyle*, *hydroxyde d'éthyle*, ou aussi *alcool vinique*, *alcool ordinaire* ou *esprit de vin*.

150. Diastase. — Maltose.

La germination des grains est accompagnée d'une modification dans la nature des composants de ces grains et il se développe un principe azoté, plus ou moins complexe, désigné sous le nom de *diastase*. Le grain germé ou *malt* est caractérisé par les propriétés de ce principe azoté, La diastase jouit, dans certaines circonstances, de la propriété de faire passer l'amidon à l'état de maltose.

Pour préparer du maltose, on prendra 20 gr. d'amidon qu'on délaye à froid dans 50 centimètres cubes d'eau. D'autre part, on met 50 centimètres cubes d'eau dans une capsule de porcelaine et on fait bouillir, puis on laisse tomber en mince filet l'amidon délayé dans cette eau bouillante en agitant celle-ci. L'amidon se transforme en empois, on refroidit à la température de 63 à 68° C. D'autre part, on a préparé, une heure à l'avance, une macération de 10 grammes de malt broyé dans 50 cc. d'eau à 60° C; on laisse réagir en agitant de temps en temps.

On mélange ces deux liquides, on maintient la température de 60 à 65° pendant une heure environ. La consistance de l'empois a disparu et la masse est devenue bien fluide. On fait alors bouillir. On filtre à chaud. Le liquide clair est sucré et contient le maltose, que l'on pourrait obtenir en faisant évaporer le produit au bain-marie, puis reprenant le résidu par de l'alcool fort qui dissout le maltose et laisse comme résidu la dextrine qui est formée en même temps que le maltose par l'action de la diastase du malt. La solution alcoolique de maltose évaporée laisse cristalliser le maltose qui est un sucre directement fermentescible $C_{12}H_{22}O_{11}$, c'est-à-dire de même formule que le saccharose et qui réduit la liqueur de Fehling comme le glucose.

151. Bière. — Alcool obtenu par la distillation de la bière ou du vin.

C'est par suite d'une réaction identique que la matière amylacée du grain employé à la fabrication de la bière et des eaux-de-vie, est *saccharifiée* dans la cuve-matière des brasseurs et des distillateurs. De la levûre de bière, ajoutée ensuite à la liqueur sucrée de maltose, ainsi obtenue, y produit la fermentation alcoolique et on peut retirer l'alcool du produit fermenté par une distillation; c'est ce que font les distillateurs d'eaux-de-vie, etc.

On mettra de la bière dans une cornue et on chauffera pour en extraire l'alcool par distillation (v. fig. 377). Comme la bière n'en contient que peu (4 à 8 %), on recueillera seulement un volume de liquide distillé égal au tiers du volume de la bière soumise à la distillation; le produit ainsi obtenu contiendra 12 à 25 % d'alcool éthylique.

Ce qui reste dans la cornue, étant débarrassé de tout l'alcool, sera transvasé dans une capsule, puis on en évaporerà le contenu au bain-marie. On obtient alors une masse brunâtre d'un résidu, désigné sous le nom d'*extrait*, formé de toutes les matières dissoutes dans la bière et non volatiles, dextrine, glucose, matières azotées, matières salines, etc.

Le vin qui contient, en général, 7 à 15 % d'alcool, est aussi un liquide fermenté; en le distillant, on obtient de l'*esprit de vin* ou *alcool vinique* ou *alcool éthylique* de la même manière qu'avec la bière.

152. Fermentations lactique et butyrique.

Nous avons vu que sous l'influence du *ferment alcoolique* (*mycoderma* ou *saccharomices cerevisiæ*), le sucre glucose se dédoublait en alcool et anhydride carbonique. Ce n'est point là la

seule fermentation que le sucre puisse subir, il peut, sous l'action du *ferment lactique*, être transformé en acide lactique, et celui-ci, sous l'action du *ferment butyrique*, être transformé en acide butyrique. Ces deux fermentations sont importantes, tant dans l'industrie des bières et des alcools, que dans l'industrie du lait et du fromage.

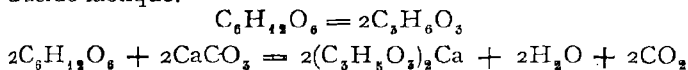
L'acide lactique se trouve dans le lait aigri, dans les eaux des amidonniers, dans le jus fermenté des betteraves, dans la bière aigrie, dans le levain des boulangers, etc.

Quand on prend du lait additionné de sucre et de craie et qu'on abandonne au repos, la fermentation lactique se développe; au-dessus du dépôt blanc de caséum et de craie, on voit souvent des taches d'une substance grise qui, d'autres fois, se trouve disséminée dans le dépôt : c'est du *ferment lactique*.

On prendra de cette masse, qu'on sèmera dans une solution de 100 gr. de sucre dans 500 cc. additionnée de 35 gr. de craie lévignée et 500 cc. d'eau de levûre, c.-a.-d. d'eau qui, après ébullition avec de la levûre de bière, a été filtrée avec soin. On met dans une étuve réglée entre 30 et 35° C, et on peut, dès le lendemain, constater une vive fermentation, le liquide se trouble, la craie se dissout dans l'acide lactique qui se forme et elle peut même, si l'on n'en a pas mis en trop grande quantité, disparaître en entier; son gaz carbonique se dégage et, finalement, il ne reste au fond du vase qu'une substance analogue à celle que l'on a semée, c'est du ferment lactique *qui s'est accru et développé*. C'est un ferment aérobie qui, au microscope, se présente sous forme de petits articles immobiles, étranglés en leur milieu, bien potelés, et assez réfringents.

Sous l'influence de cette fermentation, qui ne se fait bien qu'en l'absence d'acides (c'est la raison de l'addition de craie),

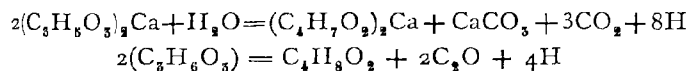
une molécule de glucose se transforme en deux molécules d'acide lactique.



Le sucre de lait subit plus aisément que le glucose la fermentation lactique; c'est ainsi que cette fermentation se fait si souvent spontanément dans le lait.

Pour avoir l'acide lactique, on filtrera la liqueur pour la séparer d'avec le ferment, la liqueur claire de lactate de chaux est évaporée jusqu'à consistance sirupeuse, et laisse cristalliser du lactate de chaux que l'on peut purifier par cristallisation répétée. Une solution de lactate de chaux saturée avec de l'acide oxalique, donne un précipité d'oxalate calcique et de l'acide lactique en solution.

Acide butyrique. Le lactate de chaux obtenu comme nous venons de le dire par la fermentation lactique, peut lui-même subir des fermentations dont la plus intéressante se fait sous l'influence du *ferment butyrique* de Pasteur pour transformer le lactate en butyrate de chaux.



c'est-à-dire que 2 molécules d'acide lactique se transforment en 1 molécule d'acide butyrique avec dégagement de 2 molécules de CO_2 et de 4 atomes d'hydrogène.

Ces deux formules de transformation sont loin d'être d'accord avec l'expérience qui donne des résultats fort irréguliers, dépendant de la vitalité du ferment, de son âge et des conditions chimiques et physiologiques du milieu fermentant. Cette fermentation marche en général assez lentement (un mois); quand la fermentation lactique s'est terminée, c.-a.-d. qu'il n'y a plus de sucre à transformer, si on laisse la masse fermentée soumise à l'étuve de 30 à 75°, on voit un nouveau

dégagement de gaz se produire dans lequel on peut déceler le CO_2 et l' H_2 , puis le dégagement cesse et au lieu de lactate de chaux on trouve du butyrate. Celui-ci saturé par de l'acide chlorhydrique étant soumis à distillation, laisse distiller de l'eau et de l'acide butyrique, liquide dont le point d'ébullition est de 160° .

153. Extraire l'huile de graines de lin. — Corps gras neutres.

Les graines ayant été réduites en farine et séchées, nous en mettrons une certaine quantité dans un cornet de papier à filtrer et faisant usage d'un appareil de déplacement, nous extrairons la matière grasse en la dissolvant dans de l'éther anhydre (fig. 378). L'appareil à déplacement que nous allons utiliser est celui de Soxhlet que nous avons décrit mais non figuré, page 152. La partie supérieure est un condenseur, genre Liebig, à boules. Les vapeurs d'éther s'y condensent et retombent sur la poudre dont il s'agit d'extraire la matière grasse et enfermée dans le cornet de papier à filtrer dans le corps du milieu de l'appareil; l'éther s'y accumule jusqu'à la hauteur suffisante pour amorcer le tuyau en syphon de gauche et l'éther tombe alors dans le matras inférieur. On pose celui-ci dans un bain-marie, l'éther se vaporise, la vapeur passe par le tuyau de droite et va directement au condenseur supérieur. On répète huit à dix fois le syphonage et toute la matière grasse se concentre dans le matras inférieur.



Fig. 378.

Il suffira alors d'enlever le matras inférieur, de distiller l'éther au bain-marie et l'huile extraite restera dans le matras.

après refroidissement, se présente en une couche solide, d'un blanc un peu jaunâtre. C'est le savon sodique qui, industriellement, est préparé pour *savon blanc*, *savon dur*, par opposition au savon potassique, qui constitue le *savon mou*.

La glycérine produite pendant cette réaction reste dans la lessive salée et pourrait être isolée par une distillation dans un alambic traversé par un courant de vapeur d'eau surchauffée à 300°.

Nous allons voir au n° 155, lors de la préparation de la glycérine, comment on obtient le savon plombique.

Si l'on traite un savon par de l'eau acidulée d'un acide minéral, on isolera le ou les acides gras (oléique, palmitique ou stéarique), qui formaient ce savon.

Dans l'industrie, on produit, par divers procédés de saponification, un mélange complexe de ces acides gras qui sont assez bien séparés mécaniquement, par expression, en acides gras solides (acide stéarique et acide palmitique, désignés vulgairement sous le nom de stéarine et utilisés dans la fabrication des bougies), et en acide gras liquide (acide oléique appelé vulgairement oléine).

155. Glycérine. — Savon de plomb, emplâtre simple.

La glycérine est un alcool triatomique que l'on retire des graisses.

Pour préparer la glycérine, nous allons saponifier une matière grasse neutre par de la litharge et obtenir, en même temps, le savon plombique, utilisé en chirurgie sous le nom d'*emplâtre simple*.

On prend 100 grammes d'axonge, 100 grammes d'huile d'olive et 100 grammes de litharge en poudre fine; on fait

fondre dans une capsule, puis on y ajoute 200 grammes d'eau. La masse, étant chauffée, on remue constamment au moyen d'une spatule en verre et on remplace par de l'eau chaude celle qui s'évapore. La litharge perd sa couleur et il se forme une masse molle, gris jaunâtre ou rosée, durcissant par le refroidissement et insoluble dans l'eau, c'est l'*emplâtre* ou savon de plomb.

Après avoir séparé l'eau, on la traite pour en retirer la glycérine qui s'est formée lors de la saponification. Cette eau est précipitée par un courant de gaz acide sulfhydrique, pour en séparer le plomb qui pourrait s'y trouver ; on filtre et la liqueur claire est évaporée jusqu'à consistance sirupeuse. On a ainsi la glycérine, $C_3H_8O_3$ ou $C_3H_5(OH)_3$, alcool triatomique, produit du dédoublement des corps gras.

156. Mannite.

La *manne* des pharmacies est un suc concret, fourni par plusieurs variétés de frênes ; elle contient de la mannite, $C_6H_{12}(OH)_6$ (alcool hexa-atomique), du sucre et de la dextrine.

Parmi les différentes sortes commerciales, c'est la *manne en larmes* qui contient le plus de mannite (50 à 60 %), et par suite, c'est elle que l'on emploie pour en extraire cette substance.

Pour cela, on mettra une partie de manne dans un verre de Berlin, forme haute, et l'on traitera par une partie d'alcool à 85 % ; on fera bouillir, en veillant à ce que les vapeurs d'alcool ne puissent s'enflammer ; on remuera au moyen d'un agitateur en verre, puis l'on décantera ; on laissera refroidir ensuite la liqueur claire. La *mannite* cristallise par le refroidissement.

Pour retirer toute la mannite, on devra répéter cinq ou

six fois ce traitement; mais on fera mieux d'employer un appareil déplacement (v. p. 151), celui de Soxhlet, par ex., que nous avons utilisé au n° 153.

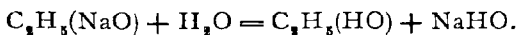
La mannite a une saveur douce, sucrée comme les sucres; c'est pour cette raison que, dans le tableau du n° 177, nous renseignons les réactions de ce sucre alcool, à côté de celles des saccharoses et des glucoses,

157. Alcool sodé, éthylate de sodium.

Quand on fait réagir du sodium sur de l'alcool absolu, on remarque un dégagement d'hydrogène en même temps que le liquide s'échauffe; le sodium se dissout et il se forme de l'éthylate de sodium qui, si on a fait agir suffisamment de sodium, cristallise en lamelles blanches par le refroidissement.



Cet alcool sodé, mis au contact de l'eau, réagit en donnant lieu à de l'hydroxyde de sodium et à une régénération d'alcool,



La solution de soude caustique dans l'alcool joue souvent, dans les réactions, le même rôle que l'alcool sodé.

158. Chlorure d'éthyle. — Ether chlorhydrique.

Pour préparer cet éther simple, on prendra deux parties d'alcool à 90° où l'on ajoutera une partie de chlorure de zinc fondu; ce mélange sera mis dans une cornue tubulée; on le fera traverser par du gaz acide chlorhydrique sec jusque saturation, et l'on abandonnera ce liquide pendant une journée à lui-même; on chauffera ensuite au bain-marie. Le chlorure d'éthyle se dégage, en même temps que de l'acide

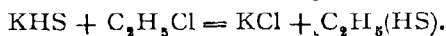
chlorhydrique, que l'on séparera en faisant passer les vapeurs à travers un flacon laveur rempli d'eau à une température de 16 à 20° ; le chlorure d'éthyle qui bout à 12°, ne sera pas absorbé. On le séchera en le faisant passer à travers une éprouvette remplie de ponce sulfurique, puis, au lieu de le condenser en le conduisant à travers un serpentín, plongé dans un mélange réfrigérant, on le recueillera gazeux sur une cuve à eau contenant de l'eau à une température de 20 à 30° C.

On peut, avec avantage, *si on veut l'obtenir à l'état liquide*, opérer l'éthérification en vases clos sous pression. L'alcool mélangé de chlorure de zinc fondu et saturé de gaz HCl sec sera mis dans un tube scellé, ou dans une ampoule bien solide scellée qu'on entourera d'un linge *pour éviter les mauvais effets d'une explosion possible*. On mettra le tout dans un bain-marie et l'on chauffera à l'ébullition pendant deux ou trois heures. Après cela, on verra que le liquide forme alors deux couches superposées : le chlorure d'éthyle surnage. On laisse bien refroidir dans un mélange réfrigérant, puis on recueille l'éther dans un tube refroidi, qu'on scelle de nouveau avec toutes les précautions indiqués p. 210, car cet éther bouillant à 12° C est incommode à manier et à conserver.

159. Sulfhydrate d'éthyle, mercaptan. — Sulfure d'éthyle.

On fera d'abord une solution alcoolique saturée de potasse caustique, on la mettra dans un flacon de Woolf et on la soumettra à un courant d'acide sulfhydrique lavé jusqu'à saturation complète : on obtient une solution alcoolique de sulfhydrate de potassium, KHS, qui sera ensuite soumise à

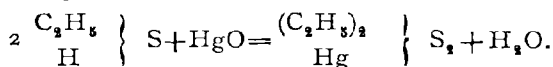
un courant de vapeur de chlorure d'éthyle préparé, lavé et séché, comme il vient d'être dit au n° précédent,



Le KCl qui se forme, se précipite, on décante avec soin et on distille le liquide au bain-marie.

Le produit distillé est ensuite additionné d'eau pour séparer le sulfhydrate d'éthyle, liquide incolore, bouillant à 36°, très peu soluble dans l'eau.

Ce corps, en réagissant sur l'oxyde mercurique, donne lieu à une masse cristalline blanche, sulfure double de mercure et d'éthyle.



Cette réaction explique le nom de *mercaptan* donné à ce sulfhydrate d'éthyle, *mercurium captans*.

Pour préparer le *sulfure d'éthyle* $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{S}$, il faut avant de saturer, comme ci-dessus, la solution alcoolique de potasse caustique par l'acide sulfhydrique, la diviser en deux parties égales et une moitié seulement sera saturée; on ajoutera ensuite l'autre moitié, de manière à obtenir le monosulfure de potassium (v. n° 67). On traitera ensuite cette solution par la vapeur d'éther chlorhydrique et on achèvera toute la préparation comme il vient d'être dit pour le sulfhydrate d'éthyle. On obtient ainsi du sulfure d'éthyle $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{S}$, liquide incolore, insoluble dans l'eau et bouillant à 91°.

160. Iodure d'éthyle. — Éther iodhydrique.

On préparera ce corps, assez aisément, en faisant un mélange de 10 parties de phosphore rouge et de 50 parties d'alcool fort (90 à 95°), auquel on ajoutera, avec précaution par l'entonnoir à robinet (fig. 379) et *en plusieurs fois*, 100 p.

d'iode en solution alcoolique concentrée. Le ballon où s'est fait le mélange, sera mis dans un vase plein d'eau froide, pour éviter toute élévation de température. On l'abandonnera vingt-quatre heures à lui-même, en agitant de temps en temps, puis on distillera au bain-marie.

La réaction qui a lieu est la suivante :

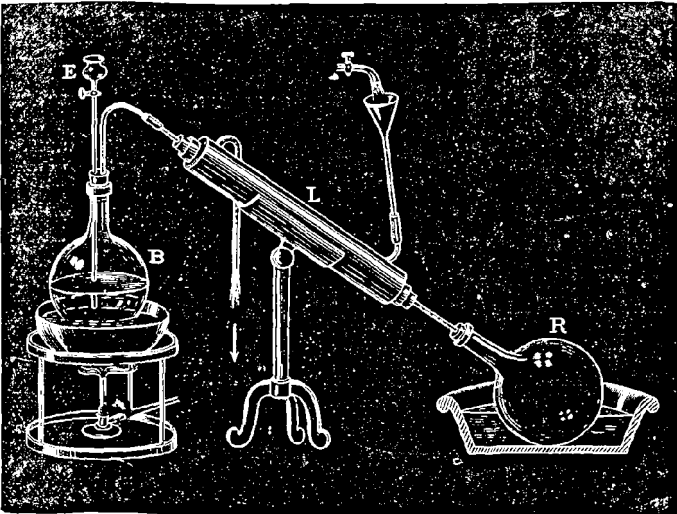
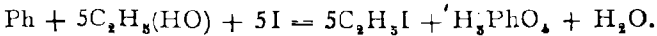


Fig. 379.

Il se forme donc, outre de l'éther iodhydrique, de l'acide phosphorique, qui réagit aussi sur une molécule d'alcool.

L'iodure d'éthyle qui distille n'est point pur ; il contient de l'alcool non attaqué et parfois un peu d'iode. Après l'avoir recueilli, on le lave avec un peu d'eau, puis, s'il est coloré, avec une solution faible de soude caustique. L'iodure d'éthyle

se rassemble au fond de l'eau de lavage ; on décante, on déshydrate sur du chlorure de calcium et enfin on rectifie.

Le produit pur bout à 70°.

RÉACTIONS DE L'ACIDE SULFURIQUE SUR L'ALCOOL ÉTHYLIQUE.

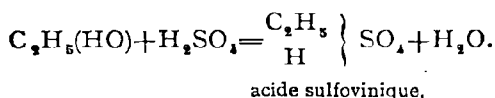
Il y a à considérer trois cas particuliers :

161. a) Réaction à une température modérée. — Formation d'acide sulfovinique, sulfate monoéthylique.

On prendra des volumes égaux d'alcool et d'acide sulfurique concentré ; le vase contenant l'alcool étant placé dans un autre rempli d'eau froide pour empêcher l'échauffement sous l'influence de la réaction, on y ajoutera l'acide sulfurique sous forme d'un mince filet et en agitant. On doit éviter que la température du mélange ne monte trop ; elle doit en tout cas rester inférieure à 100°. La réaction se fait même à froid, mais plus lentement.

Le mélange, ainsi obtenu, peut être chauffé au *bain-marie* jusqu'à ébullition de l'eau du bain, ou mieux au *bain de vapeur* (voir p. 117).

On refroidit ensuite et on étend d'eau. La réaction qui s'est opérée est traduite par la formule :



C'est-à-dire qu'il s'est formé du *sulfate monoéthylique* ou *acide sulfovinique*, désigné aussi sous le nom d'*acide éthyl-sulfurique*.

Si l'on sature la liqueur, jusqu'à cessation d'effervescence, par du carbonate de baryum, la partie de l'acide sulfurique qui n'aurait pas pris part à la réaction, est préci-

pitée, tandis que le sulfovinat de baryum, formé par cette addition, est soluble; après avoir filtré pour séparer cette solution, on peut évaporer et faire cristalliser.

Pour avoir l'*acide sulfovinique*, il suffit de précipiter le baryum de ce sulfovinat au moyen d'une quantité exactement équivalente d'acide sulfurique dilué, en prenant tous les soins nécessaires (voir n° 71) pour une saturation de ce genre.

On pourrait concentrer l'acide sulfovinique par évaporation *dans le vide*.

162. b) Réaction à la température de 140° à 145°.
Oxyde éthylique, oxyde d'éthyle, éther ordinaire, appelé aussi, mais improprement, éther sulfurique.

On placera dans une cornue C tubulée un mélange de neuf parties d'acide sulfurique concentré et de cinq parties d'alcool éthylique à 90 centièmes. A la tubulure, on adaptera un thermomètre T (voir p. 196), et un tube à robinet B (fig. 380). On chauffera de façon à maintenir la température entre 140° et 145°, par exemple au moyen d'un bain-marie S, dont le liquide est une solution saturée d'azotate de calcium; en même temps, on laissera arriver dans la cornue un mince filet d'alcool, de manière à ce que le mélange, continuant à bouillir, *conserve le même volume et la même température*.

Il se produit ainsi de l'*éther ordinaire*, $(C_2H_5)_2O$, que l'on peut obtenir d'une manière continue; une même quantité *limitée* d'acide sulfurique sert à éthérifier une quantité *illimitée* d'alcool, qui, venant d'un flacon de Mariotte A, placé à un niveau supérieur à la cornue, sera introduite régulièrement par le tube à robinet dans la cornue, à un niveau supérieur à celle-ci. On condense au moyen d'un réfrigérant de Liebig L, adapté au col.

La théorie de l'éthérisation peut être traduite par les formules suivantes, en y considérant deux phases successives :

1. Formation de *sulfate monoéthylrique* ou *acide sulfovinique*.

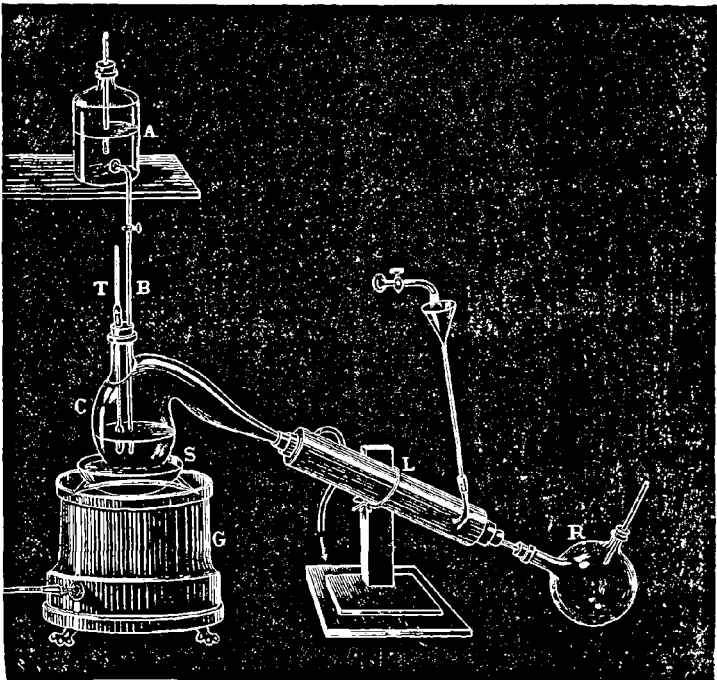
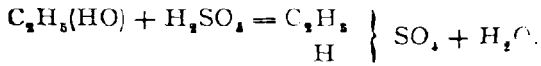
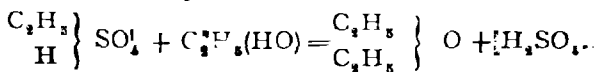


Fig. 360.

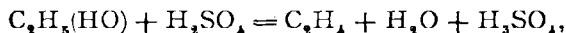
2. Réaction du sulfate monoéthylrique sur l'alcool, formation d'*oxyde d'éthyle* ou éther ordinaire.



Le produit n'est pas de l'oxyde d'éthyle pur : il renferme de l'alcool, de l'eau et divers produits acides. On le purifiera donc par des lavages avec du lait de chaux et avec de l'eau pure puis on rectifiera au bain-marie, après l'avoir fait digérer avec du chlorure de calcium, pour retenir l'eau et l'alcool dont les dernières traces sont difficiles à enlever. On terminera la dessiccation en mettant l'éther en contact avec du fil de sodium, ce qui permet d'obtenir de l'éther pur et anhydre. Ce fil de sodium s'obtient au moyen d'une presse spéciale qui force le sodium à passer par un trou très petit. Le fil de sodium est reçu dans le flacon même où l'on conserve l'éther. Ce flacon sera ensuite muni d'un bouchon portant un petit tube en S dans la boule duquel on met une gouttelette de mercure pour donner libre sortie à l'hydrogène qui se dégage par suite de la réaction du sodium sur l'eau.

163. c) Réaction à une température supérieure à 150°. — Formation d'éthylène, C₂H₄, hydrogène bicarboné, gaz oléfiant.

On fera d'abord un mélange de une partie d'alcool, versé petit à petit et en agitant, dans six à dix parties d'acide sulfurique concentré. Ce mélange bien agité sera ensuite introduit dans une cornue tubulée ou dans un grand ballon. On ne remplira l'appareil qu'au quart, par suite du boursoufflement, et on y mettra, avant de commencer à chauffer, du gros gravier bien quartzeux jusqu'à mi-hauteur de l'acide.



La réaction est une simple déshydratation de l'alcool; l'eau mise en liberté est absorbée et retenue par l'acide sulfurique concentré qui est en excès.

La cornue sera munie d'un tube à entonnoir et d'un tube

abducteur qui conduira le gaz à travers un premier flacon laveur, contenant de l'eau, puis à travers un second contenant une solution de soude caustique, pour retenir les anhydrides sulfureux et carbonique qui se produisent par la réduction d'une partie de l'acide sulfurique et l'oxydation du carbone.

Le gaz éthylène, C_2H_4 , ainsi lavé, sera recueilli, malgré sa solubilité, sur l'eau; on pourrait employer avec avantage de l'eau chaude dans la cuve.

Quand on veut obtenir de fortes quantités de gaz éthylène, on peut avec avantage introduire dans l'appareil producteur en marche, un mince *filet* d'un mélange de 2 parties d'alcool avec 2 parties d'acide sulfurique concentré, ce mélange étant placé dans un entonnoir à robinet pour en régler l'arrivée, de manière à avoir une production constante de gaz sans trop de mousse.

Données numériques. La densité de ce gaz par rapport à l'air est 0,978 — 1 litre (0° et 0^m76 de p.) pèse 18^g264. Liquéfié à — 1° sous la pression de 42 atmosphères.

Expériences. Combustion avec flamme très éclairante — brûler de ce gaz dans du chlore, avec production de noir de fumée — faire passer un courant de ce gaz dans un tube en porcelaine chauffé au rouge blanc : dépôt de carbone graphitoïde.

164. Bichlorure d'éthylène, bichlorure éthylénique, liqueur des hollandais. — Chlorures d'éthylène chlorés. — Ethylènes chlorés.

L'éthylène que nous venons de préparer, a été appelé *gaz oléfiant* par suite de la propriété qu'il a de se condenser, sous l'influence du chlore, en un liquide huileux désigné sous le nom de *liqueur des hollandais* parce qu'elle a été découverte par quatre chimistes hollandais (1795).

Pour obtenir ce corps, chlorure d'éthylène, on prend une allonge droite (voir p. 196) dans laquelle on met quel-

ques fragments d'antimoine et qu'on relie à une allonge courbe (fig. 381), dont l'extrémité communique à un flacon *c*, le goulot de celui-ci est muni d'un autre tube qui vient plonger dans un verre à pied *d* contenant de la soude caustique. On fait arriver, d'une part, un courant de chlore lavé et d'autre part, un courant d'éthylène purifié dans de l'eau et dans de la potasse caustique, pour bien le débarrasser de l'anhydride

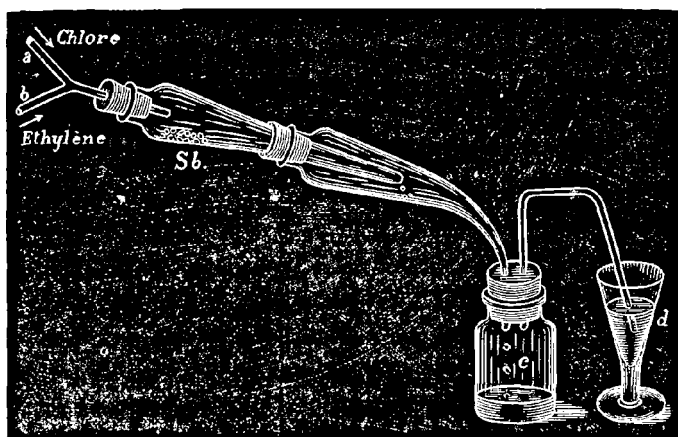


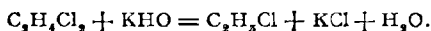
Fig. 381.

sulfureux et des vapeurs d'alcool et d'éther qui pourraient s'y trouver. Ces deux gaz viennent se réunir dans l'allonge, le chlore par la tubulure *a*, l'éthylène par la tubulure *b* d'un tube de réunion. On commence par remplir l'appareil d'éthylène et on règle la marche des gaz de manière à ne jamais avoir de chlore en excès.

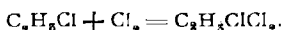
On observe, après quelque temps, des gouttelettes huileuses qui se condensent sur les parois et se réunissent enfin dans le flacon *c*. Le gaz en excès est absorbé dans de la soude en *d*.

Ce chlorure d'éthylène est impur et mélangé de divers dérivés chlorés et de chlorure d'antimoine. On le lave dans de l'eau un peu acidulée, puis l'ayant soutiré au moyen d'un entonnoir à robinet, on le déshydrate en le mettant digérer avec des fragments de chlorure de calcium, puis, le distillant, on recueille ce qui passe de 82 à 85° C; c'est du bichlorure d'éthylène $C_2H_4Cl_2$.

Ce bichlorure d'éthylène, traité à l'ébullition par une solution alcoolique de potasse caustique, perd une molécule d'acide chlorhydrique et il se produit de l'éthylène monochloré, gaz liquéfiable à -13° C, d'après la réaction :



Cet éthylène chloré peut, comme l'éthylène, absorber directement du chlore et former du bichlorure d'éthylène monochloré :



En continuant de même, on peut, avec certaines précautions, obtenir les divers chlorures d'éthylène chlorés :

$C_2H_4Cl_2$,	chlorure d'éthylène,	liq., bout à 82°
$C_2H_3ClCl_2$,	— —	monochloré, — 115°
$C_2H_2Cl_2Cl_2$,	— —	bichloré, — 138°
$C_2HCl_3Cl_2$,	— —	trichloré, — 154°
$C_2Cl_4Cl_2$ ou C_2Cl_6 ,	— —	perchloré, — 182°

sesquichlorure de carbone

lesquels, par le traitement avec la solution alcoolique de potasse, fournissent la série des éthylènes chlorés :

Éthylène C_2H_4	gaz liquéfiable à -110°
» monochloré C_2H_3Cl ,	» » -13°
» bichloré $C_2H_2Cl_2$,	liq. bouillant à -35°
» trichloré C_2HCl_3 ,	» »
» perchloré C_2Cl_4 ,	» » -117°

(protochlorure de carbone)

165. Bibromure d'éthylène.

Si, au lieu du chlore, on fait réagir le brome sur l'éthylène, on a une opération qui marche beaucoup plus nettement et plus rapidement et l'on

obtient un bromure d'éthylène $C_2H_4Br_2$, espèce de liqueur des Hollandais, où le brome remplace le chlore, et qui peut donner lieu, par réactions successives de la potasse et du brome, à une série d'éthylènes bromés, tout à fait analogue à celle dérivée du chlorure d'éthylène.

On fera ce bromure en mettant du brome et de l'eau dans un appareil barboteur, tube à boules de Liebig ou autre; on le fait traverser par un courant d'éthylène, purifié, comme nous l'avons dit au n° 163, par de l'eau et de la potasse caustique et l'on voit l'éthylène se dissoudre; les boules du tube de Liebig s'échauffent et le liquide se décolore. On évitera un trop fort échauffement du barboteur en le plongeant dans un bain d'eau froide. Le dibromure d'éthylène qui s'est formé par la réaction, est un liquide incolore, insoluble dans l'eau, bouillant à $131^{\circ} C$. On le séparera d'avec l'eau au moyen d'un entonnoir à robinet; on le lavera avec une solution très faible de potasse caustique, puis on le desséchera avec du chlorure de calcium. Le liquide isolé sera soumis à une distillation fractionnée.

166. Glycérine trinitrique, triazotate de glycérine, éther trinitrique de la glycérine, triazotine, désignée vulgairement, mais improprement, sous le nom de nitroglycérine.

Accidents. En faisant cette préparation, on ne devra point perdre de vue que la nitroglycérine est dangereuse à manier, qu'elle détone violemment et parfois spontanément. On n'opérera donc que sur de très petites quantités, de manière à n'obtenir que quelques gouttes du produit, quantité suffisante pour en démontrer les propriétés. On ne conservera pas cette substance qui, par suite de décomposition spontanée, peut occasionner des explosions.

Pour préparer la nitroglycérine on fait d'abord un mélange de quatre volumes d'acide sulfurique à 66° et de deux

volumes d'acide nitrique fumant. Cet acide azoto-sulfurique *étant refroidi*, on y verse, en agitant, un volume de glycérine sirupeuse; celle-ci se dissout immédiatement, puis le liquide se trouble, des gouttelettes huileuses, un peu jaunâtres, montent à la surface. On verse alors le tout dans 100 à 150 volumes d'eau froide. La nitroglycérine, $C_3H_5(AzO_3)_3$, insoluble dans l'eau se précipite et se rassemble au fond du vase en une couche transparente. On décante, on lave avec de nouvelle eau jusqu'à ce que l'eau de lavage n'ait plus de réaction acide.

167. Nitrite d'amyle. Éther amylnitreux.

La préparation de cet éther est extrêmement intéressante au point de vue théorique.

L'anhydride nitreux qui se dégage lors de la production de l'acide oxalique (p. 482) par la réaction de l'acide nitrique sur le sucre ou l'amidon étant dirigé dans un tube à boule de Liebig, contenant de l'alcool amylique, $C_5H_{11}(OH)$, l'absorption de N_2O_3 est énergique; il y a formation d'eau et d'azotite d'amyle, $C_5H_{11}(NO_2)$, et l'appareil s'échauffe rapidement; aussi doit-on le disposer dans un vase qui, dès que la réaction est établie, sera rempli d'un mélange réfrigérant (par ex., du sulfate de sodium cristallisé, mélangé d'acide chlorhydrique ordinaire).

De cet appareil, un tube conduira les gaz en excès dans une cheminée de fort tirage, car les vapeurs de l'éther amylnitreux sont mauvaises à respirer, aussi bien que les vapeurs rutilantes. En outre, l'acide cyanhydrique qui se produit en même temps que les vapeurs nitreuses s'accumule dans l'alcool et l'éther amylique.

Dès que l'opération sera à sa fin, que les vapeurs nitreu-

ses ne seront plus absorbées, le contenu du tube à boule sera versé dans un vase à dissolution, on y ajoutera une solution étendue de potasse ou de soude caustique pour saturer les acides nitreux et cyanhydrique.

L'éther nitreux surnage, on le décante, puis on le dessèche en l'agitant avec du CaCl_2 en morceaux, enfin on le distille et il passe à la distillation vers 96° . La présence du cyanure pourra être facilement constatée dans les eaux de lavage, par la formation d'un précipité de bleu de Prusse, au moyen du sulfate ferroso-ferrique acidulé de HCl .

168. Chloroforme. chlorure de méthyle bichloré.

Le méthane, dont nous avons vu la préparation (n° 148), réagit directement sur le chlore à la lumière diffuse : on produit ainsi divers composés chlorés, CH_3Cl , *chlorure de méthyle*; CH_2Cl_2 , *chlorure de méthyle monochloré, chlorure de méthylène*; CHCl_3 , *chloroforme*; et aussi CCl_4 , *perchlorure de carbone*.

On obtiendra plus aisément le chloroforme en faisant réagir le chlorure de chaux mêlé de chaux éteinte sur l'alcool ordinaire : le premier de ces corps transformant l'alcool en aldéhyde, puis en chloral que l'hydroxyde de calcium transforme en chloroforme.

Pour cette préparation, on prendra une partie de chaux vive, que l'on éteint et qu'on mélange avec huit parties de chlorure de chaux solide ; l'on délaye dans 32 parties d'eau. Le tout est introduit dans une cornue spacieuse, puis on ajoute une partie d'alcool à 85 %. On ne remplit la cornue qu'au tiers ; on agite, puis on adapte le col à un réfrigérant de Liebig. La tubulure de la cornue est munie d'un thermomètre dont la boule plonge dans le liquide.

On laisse digérer le tout pendant plusieurs heures, puis

on chauffe de manière à porter le mélange vers 80° à 90° C; la réaction s'établit, elle continue sans qu'on ait besoin de chauffer davantage.

On laisse marcher l'opération jusqu'à ce que l'on ait recueilli deux parties de liquide, qui se sépare par le repos en deux couches, dont l'inférieure, plus dense, est formée de chloroforme impur,

Ce liquide décanté sera lavé vivement avec de l'eau, puis avec une solution de carbonate de sodium; on le rectifiera ensuite sur du chlorure de calcium.

La méthode que nous venons de décrire présente l'inconvénient d'exiger un temps assez long.

On peut obtenir le chloroforme beaucoup plus rapidement. Pour cela, on prend une partie d'hydrate de chloral qu'on agite vivement à la température ordinaire avec une solution concentrée de potasse caustique. On laisse ensuite au repos et l'on soutire, au moyen d'une pipette, le chloroforme impur pour le laver avec de l'eau distillée. On soutire de nouveau et le chloroforme est versé dans un petit ballon tubulé (voir fig. 262), dans lequel on a mis du chlorure de calcium en morceaux et l'on distille en se servant du condenseur de Liebig. Le produit est du chloroforme assez pur.

Données numériques. Le chloroforme bout à 60,8° C; sa densité est de 1,49, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther; c'est un anesthésique puissant.

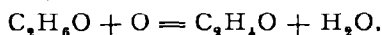
169. Iodoforme. Iodure de méthyle biiodé. Iodure de formyle.

Pour préparer ce corps solide fondant à 120° et d'une densité de 2, on prend une solution de 20 gr. de carbonate de soude dans 120 gr. d'eau, on y ajoute 25 gr. d'alcool à 90 %.

Le tout est mis dans un ballon qu'on chauffe au bain-marie. On y ajoute, peu à peu, 10 gr. d'iode qui se dissout en colorant la liqueur en jaune, et cette coloration disparaît peu à peu. On retire alors la flamme du bain-marie et on laisse refroidir le tout pour que l'iodoforme cristallise, sans s'occuper des eaux-mères qui pourraient encore être retraitées. On égouttera les cristaux et on les séchera entre des feuilles de papier Joseph. On pourra purifier le produit en le dissolvant, à l'ébullition, dans de l'alcool fort; on filtrera, puis on fera cristalliser par refroidissement lent.

170. Aldéhyde acétique. Aldéhyde ammoniacque.

Soumettons maintenant l'alcool ordinaire à des réactions oxydantes et préparons d'abord l'aldéhyde acétique, C_2H_4O , qui bout à 21° . La réaction est une oxydation de l'alcool, suivie d'une déshydratation :



On prendra 50 grammes de bichromate de potassium concassé en grains de la grosseur d'un pois, on les mettra dans un ballon d'au moins 1/2 litre de capacité. Le bouchon de ce ballon est percé de deux trous; dans l'un, on passe la douille d'un entonnoir à robinet, dans l'autre un tube de dégagement communiquant à un condenseur de Liebig, disposé pour faire une distillation à reflux; l'autre extrémité de ce condenseur est prolongée par un tube qui redescend et vient au fond d'un petit matras rempli à moitié d'éther. Dans le condenseur de Liebig on ménagera un courant d'eau à 25° centigrades venant d'un réservoir mis à hauteur convenable. Le ballon sera placé dans un bain-marie qu'on pourra chauffer par un bec Bunsen. Tout cela étant ainsi disposé, on fera un mélange de 50 grammes d'alcool ordinaire avec

220 grammes d'acide sulfurique concentré, qu'on introduira lentement dans le ballon en se servant de l'entonnoir à robinet; on agitera souvent. La masse s'échauffe, de l'aldéhyde se produit, passe à travers le condenseur maintenu à 25° et vient se dissoudre dans l'éther placé au bout de l'appareil. La chaleur vaporise aussi de l'eau et de l'alcool qui, condensés par le condenseur refluxent dans le ballon. Ce n'est qu'à la fin de l'opération qu'on allume le bec Bunsen sous le bain-marie et encore doit-on soigner pour que ni eau ni alcool ne passent dans l'éther.

Pour isoler l'aldéhyde de l'éther, on fait passer dans le mélange un courant d'ammoniaque bien sèche qui y forme des cristaux d'aldéhyde ammoniacale $AzH_3C_2H_4O$, qu'on sépare en filtrant à la trompe, on lave avec un peu d'éther, puis on les sèche entre deux doubles de papier à filtrer. Ces cristaux sont alors mis dans une cornue refroidie avec de l'eau acidulée d'acide sulfurique en quantité suffisante, puis on distille en chauffant légèrement et en se servant d'un condenseur de Liebig alimenté par de l'eau glacée tout en maintenant le ballon récepteur dans un mélange réfrigérant, puisqu'on sait que l'aldéhyde bout à 21°. On pourra le redistiller après l'avoir desséché avec du chlorure de calcium en grains.

171. Glucose, glycose. — Dextrose.

Le miel sécrété par les abeilles contient de la glucose cristallisable, dextrose, et de la glucose incristallisable, lévulose. Le miel naturel peut exceptionnellement contenir aussi du sucre saccharose quand les abeilles se nourrissent de ce sucre. Souvent le miel présente un aspect laiteux par suite de la cristallisation spontanée de cette *dextrose*; on conçoit

que pour obtenir ce corps, il suffise d'étendre du miel (le plus grenu et le plus blanc est le meilleur pour cet usage) sur une brique poreuse ou sur une plaque de plâtre, qui absorbera toute la partie fluide, tandis qu'un résidu solide, plus ou moins cristallin, de glucose naturelle, spécialement de dextrose, $C_6H_{12}O_6$, recouvre la plaque poreuse. On peut la purifier par un lavage avec de l'alcool froid qui dissout la lévulose et laisse la dextrose intacte.

172. Féculé. — Empois.

La féculé de pomme de terre, $C_6H_{10}O_5$, est un hydrate de carbone que l'on retire aisément de la pomme de terre : il suffit pour cela de râper ce tubercule au-dessus d'un tamis et de laver ensuite la pulpe ainsi produite sous un courant d'eau. Cette eau entraîne, à travers les mailles, du tamis les petits granules (d'un diamètre de 90 jusqu'à 185 millièmes de millimètre) de matière amylicée et s'écoule avec un aspect laiteux, tandis que les débris de cellules de la pomme de terre restent sur le tamis. Un simple repos permet à la féculé, insoluble dans l'eau, de se déposer ; ce dépôt formé, on décantera l'eau, qu'on pourra remplacer par de l'eau nouvelle, pour opérer un lavage de la féculé, si cela est jugé nécessaire.

Cette féculé sera placée sur du papier Joseph pour enlever l'excès d'eau, puis sera desséchée à l'air, à douce température.

Si l'on vient à faire chauffer, en agitant, de l'eau tenant en suspension de la féculé, cette eau perd vite son aspect laiteux, la féculé *semble* se dissoudre et on obtient de l'empois.

Expériences. Réactions avec l'iode. — On prendra une tranche très mince de pomme de terre, on l'examinera au microscope, puis on l'observera de nouveau après l'addition d'eau iodée. — On gonflera à froid de la féculé en l'agitant bien avec une solution de potasse caustique

diluée au centième, la masse ressemble à de l'empois. — On saccharifiera à 65° C l'empois par de l'extrait de malt (v. p. 438).

173. Sucre de fécule, glucose.

On peut obtenir de la glucose artificielle, semblable à la dextrose du miel, en hydratant la fécule de pomme de terre, ainsi que cela se fait dans l'industrie.

Pour cela, on mettra dans un ballon de l'eau acidulée du vingtième de son poids d'acide sulfurique et on chauffera à l'ébullition, en faisant usage d'un courant de vapeur pour éviter une coloration sur les parois émergées. On versera dans ce liquide bouillant, sous forme d'un mince filet, et au moyen d'un large tube à entonnoir pour ne pas salir les parois, de la fécule tenue en suspension dans de l'eau froide. En continuant à faire bouillir quelque temps, la fécule se transforme en dextrine, puis en glucose (sucre de fécule); la fécule est tout à fait transformée dès qu'une goutte d'eau iodée ne bleuit plus la liqueur (réaction de l'amidon) et que l'alcool n'y forme plus de précipité (réaction de la dextrine). La saccharification étant complète, on éloignera l'acide sulfurique par une saturation au moyen de craie en poudre; puis ayant séparé par filtration le sulfate de calcium et la craie en excès, on pourra faire évaporer au bain-marie le liquide jusqu'à consistance sirupeuse et mettre à cristalliser.

Cette dernière partie de l'opération est très lente, même impraticable, quand l'on opère sur de petites quantités; on se bornera donc à obtenir une solution de glucose dans l'eau.

Par suite de la solubilité partielle du sulfate de calcium, la glucose ainsi produite contient toujours une quantité suffisante de ce sel pour en conserver un goût particulier.

Expériences. Réduction de la liqueur de Fehling. — Cas de la solution, acide de glucose.

174. Amidon. — Gluten,

L'extraction de l'amidon des céréales peut se faire aisément. On fera d'abord une pâte solide de farine et d'eau; puis en malaxant un peu de cette pâte, serrée dans un nouet de toile, sous un courant d'eau, au-dessus d'un tamis, on remarque que l'eau prend une apparence laiteuse : elle entraîne à travers le tamis les granules d'amidon (plus petits que ceux de la fécule) qui se déposent au fond du vase placé en dessous. Le *gluten*, matière albuminoïde, reste dans le nouet ou sur le tamis et peut être rassemblé en une masse agglutinée, plus ou moins privée d'amidon.

Quant à l'amidon déposé sous l'eau, il n'y aura plus qu'à le placer, après décantation, sur une plaque de plâtre pour absorber l'excès d'eau, puis à faire sécher avec précaution.

On fera avec cet amidon de l'*empois* comme avec la fécule.

On pourra obtenir ainsi l'amidon des diverses céréales.

Expériences. On fera l'examen au microscope des produits, en utilisant ou non la réaction avec l'iode, et qui permettra de distinguer plus aisément la forme des granules, leur diamètre, etc., fort variables suivant l'espèce des céréales dont la matière amylacée a été extraite. — On saccharifiera l'*empois* par le malt et aussi par les acides.

175. Saccharose, sucre interverti, dextrose et lévulose.

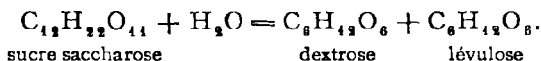
Le sucre saccharose proprement dit, $C_{12}H_{22}O_{11}$, s'extrait spécialement de la canne à sucre et de la betterave.

Le commerce le fournit très pur, à l'état de sucre blanc, ou de cristaux incolores de sucre candi. Nous n'en préparons pas,

Cent parties d'eau seront acidulées de 1,5 parties d'acide sulfurique, ou de 3 parties d'acide chlorhydrique; on dissoudra à froid 10 parties de saccharose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, et pour

Chimie 30

éviter la coloration sous l'influence d'une température trop élevée, on fera ensuite chauffer avec intermédiaire d'un bain-marie salé, dont l'ébullition se fait à 108°. Au bout de vingt à vingt-cinq minutes, la réaction est finie.



Le saccharose a absorbé une molécule d'eau pour se transformer en *sucres interverti*, qui n'est qu'un mélange de dextrose et de lévulose.

On peut séparer ces deux glucoses, Pour cela, on ajoute à la solution intervertie 100 centimètres cubes de lait de chaux (1 partie de chaux vive et 20 parties d'eau) et on agite pendant quelques minutes. On obtient une masse pâteuse, que l'on exprime à travers un linge.

Dans le résidu solide se trouve, outre le sulfate de chaux, la *lévulose* combinée à de la chaux et le liquide emporte la *dextrose* combinée à la même base, *glucosate de chaux*.

En prenant le résidu solide et neutralisant *avec soin* la chaux par une solution d'acide oxalique, on obtiendra un précipité de sulfate et d'oxalate de chaux qu'on pourra séparer de la solution, qui contiendra la lévulose. On peut concentrer cette glucose, mais non la faire cristalliser, puisque la lévulose est incristallisable.

On pourrait isoler de même la dextrose, mais on peut faire plus simplement en précipitant, à chaud, la chaux à l'état de carbonate par l'action d'un courant d'anhydride carbonique, qui décompose le glucosate et la dextrose reste en solution.

Expériences. On chauffera un fragment de sucre ou d'un autre hydrate de carbone sur une lame de platine et l'on observera la fusion, puis la coloration (caramélisation) et ensuite le boursoufflement et la transformation en gaz très odorants, combustibles et enfin la combustion

complète du carbone d'abord formé. — Pouvoir colorant du sucre caramélisé.

On pourra encore démontrer la présence du carbone dans le sucre en prenant un peu de sucre pulvérisé, puis mélangé d'oxyde de cuivre, chauffant ce mélange dans un tube à expérience muni d'un tube de dégagement qui pourra servir à conduire le gaz produit dans de l'eau de chaux ; cette eau sera troublée par l'anhydride carbonique formé. L'eau produite se condensera sur la partie froide du tube et il restera du cuivre métallique réduit.

176. Lactose, lactine, sucre de lait.

Le *sucre de lait*, *lactose*, est aussi un sucre saccharose.

On le retire du lait.

Le lait, liquide opalescent, tient en suspension des globules formés de matière grasse (beurre) qui, par le repos, dans un lieu frais viennent à la surface pour former la couche de *crème*. Le *lait écrémé*, en dessous, contient, outre un peu de matière grasse en émulsion, divers produits solubles (certains sels, caséine et sucre de lait).

Pour en retirer le sucre de lait, on prendra ce lait écrémé que l'on fait cailler par l'addition de quelques gouttes d'acide sulfurique étendu, ou mieux de *présure* ; la *caséine*, matière albuminoïde, devenue ainsi insoluble est séparée par le filtre et le liquide clair qui passe, vulgairement appelé *petit-lait* ou *sérum*, est évaporé jusqu'à consistance suffisante pour laisser cristalliser du *sucre de lait* brut en petits cristaux irréguliers, On pourra le purifier en le redissolvant dans de l'eau, en décolorant la solution au moyen de noir animal et en faisant cristalliser de nouveau.

177. Caractères distinctifs des divers sucres.

Voici un tableau qui permettra de comparer, d'un seul coup d'œil, les principales réactions et propriétés des matières sucrées.

Réactions principales des substances sucrées.

DÉSIGNATION	ÉTAT	HAU de cristallisation	SOLUBILITÉ DANS 100 PARTIES				LA LIQUÈRE DE FENHING EST	LA LUMIÈRE POLARISÉE EST DÉVIÉE	RÉACTIONS PARTICULIÈRES
			D'EAU		D'ALCOOL				
			froide	bouillante	froide	bouillante			
GLUCOSE OU DEXTROSE (sucres d'raisins)	cristaux mamelonnés	1 aq.	81	extr. sol.	2	20	réduite	à droite 56°	brunit avec la potasse caustique, fermente directement
LÉVULOSE	incristal- lisable		très sol.		peu sol.		réduite	à gauche	résiste plus à la fer- mentation, que la dextrose
SUCRE INTERVERTI	id.						réduite	à gauche 25°	
INOSITE	cristaux aiguillés	2 aq.	15	très sol.	insol.	2	non réduite	0	ne fermente pas
MALTOSE	cristaux	2 aq.	très sol.	très sol.	peu sol.		réduite	à droite 139°,3	fermente directem.
SACCHAROSE (sucre de cannes)	cristaux durs		300	très sol.	insol.		non réduite	à droite 73°,8	noirait par H ₂ SO ₄ concentré; l'acide étendu donne du sucre interverti; ne fermente pas direct.
LACTOSE (sucre de lait)	id.	1 aq.	20	40	insol.		réduite	à droite	noirait par H ₂ SO ₄ et brunit par la po- tasse caustique
MANNITE (sucre alcool)	cristaux aiguillés		16	très sol.	0,06	soluble	non réduite	0	

178. Cellulose, papier parchemin. — Nitrocellulose, cellulose nitrée, pyroxiline, fulmicoton, coton-poudre. — Collodion.

La cellulose, comme son nom l'indique, forme une partie constituante des cellules végétales. La moelle de sureau, l'ouate (coton), le papier Berzélius (papier à filtrer ne laissant pas ou presque pas de cendres à l'incinération), le vieux linge sont formés de cellulose presque pure.

La composition de la cellulose est la même que celle de l'amidon ou de la dextrine, $C_6H_{10}O_5$ ou $nC_6H_{10}O_5$.

Le papier, formé par de fines brindilles entrelacées de cellulose bien feutrée, subit, au contact de l'acide sulfurique, une transformation qui lui donne l'aspect et la résistance à la rupture du parchemin ordinaire; aussi, le papier ainsi transformé a-t-il reçu le nom de *papier parchemin* ou *parchemin végétal*.

Pour l'obtenir, il suffit de plonger le papier, pendant une à deux minutes, dans un mélange refroidi, marquant 57°B, de deux volumes d'acide sulfurique et un volume d'eau, de laver ensuite à grande eau pour éloigner complètement l'acide, puis de sécher.

Le papier parchemin a des applications nombreuses, il est souvent utilisé dans les laboratoires comme paroi membraneuse, pour les expériences d'osmose et de dialyse.

— Si l'on fait réagir à froid sur de la cellulose (ouate, par exemple,) de l'acide nitrique fumant, on obtient un dérivé nitré dans lequel un certain nombre d'atomes d'hydrogène de la cellulose, $C_6H_{10}O_5$, a été remplacé par autant de molécules de (AzO_2) . Le produit est désigné sous le nom de pyroxyline ou coton-poudre, etc.; c'est un mélange de

celluloses à divers degrés de nitrification. Le maximum de nitrification s'obtient avec des mélanges nitrosulfuriques et répond à une *cellulose endécannitrique*, $C_{24}H_{29}(AzO_3)_{14}O_{20}$, coton poudre destiné aux usages militaires; avec des acides nitriques un peu étendus, $HAzO_3 + 0,68$ aq. on obtient une cellulose octonitrique, $C_{24}H_{32}(AzO_2)_8O_{20}$, soluble dans un mélange alcool et éther et qu'on utilise pour le collodion.

Voici comment il faut s'y prendre pour avoir du coton-poudre facilement soluble dans un mélange d'alcool et d'éther.

On prend 4 gr. d'ouate bien blanche, on la divise en touffes de la grosseur d'une noix, que l'on immerge pendant huit à dix minutes dans un mélange refroidi de 80 gr. de nitrate de potassium bien desséché et de 120 gr. d'acide sulfurique à 66°; on lave ensuite à très grande eau, jusqu'à ce que le coton poudre ne présente plus la moindre réaction acide au papier de tournesol. On exprime l'eau, puis si on veut le dessécher, on l'effilochera le mieux possible, on l'exposera à l'air, au soleil ou dans les environs d'une source de chaleur modérée. On n'oubliera pas que l'on a affaire à un produit explosible, quoique l'oxygène y contenu ne suffise pas pour la combustion complète de ses éléments.

Le coton poudre, préparé de la sorte, nous servira à faire du *collodion* : pour cela, on fera un mélange de 100 gr. d'alcool à 90 % et de 30 gr. d'éther (oxyde d'éthyle) d'une densité de 0,720 et on y mettra 2 gr. coton poudre. Au bout de quelque temps, on obtiendra une solution mucilagineuse, qui est le collodion employé à divers usages en médecine.

On utilise en photographie un collodion, composé de parties égales d'alcool à 90 % et d'éther d'une densité de 0,74 et ne tenant que un pour cent de fulmi-coton en solution.

179. Ferrocyanure de potassium. — Cyanure de potassium. — Cyanure de mercure. — Cyanogène.

Le *ferrocyanure de potassium* se prépare en calcinant en vase clos du charbon azoté (provenant de la carbonisation de matières d'origine animale, telles que débris de corne, de peaux, sang, etc.) avec du carbonate de potassium et du fer. Nous ne préparerons pas ce corps, que le commerce nous fournit en abondance sous le nom de *prussiate jaune de potasse*, $K_4FeCy_6 + 6 aq.$; mais nous nous en servirons comme point de départ pour les quelques préparations cyanogénées que nous allons faire.

Cyanure de potassium. Nous obtiendrons ce sel en calcinant au rouge dans une cornue ou dans un creuset de grès bien fermé, du ferrocyanure de potassium préalablement desséché. Après refroidissement, la cornue étant cassée, on pulvérise la masse dure et noire qu'elle renferme et on l'épuise par de l'alcool bouillant, qui dissout le KCy en laissant pour résidu le charbon et le carbure de fer,



La solution alcoolique étant évaporée, laisse le cyanure de potassium pour résidu. On obtient plus facilement le cyanure de potassium du commerce, appelé souvent *cyanure de Liebig*, en calcinant dans un creuset de fer le ferrocyanure (1 p.) mêlé de carbonate de potassium (3 p.) ; mais le cyanure ainsi obtenu est mêlé de cyanate de potassium. C'est ce sel impur qu'on emploie en photographie et en galvanoplastie, On n'oubliera pas que c'est un violent poison.

Cyanure de mercure. Nous préparerons ce cyanure en décomposant le ferrocyanure par le sulfate mercurique :

1 partie de prussiate jaune et 2 parties de sulfate mercurique sont dissoutes dans 8 à 10 parties d'eau et on fait bouillir pendant 15 à 20 minutes. On filtre ensuite et le cyanure mercurique HgCy_2 , cristallise par le refroidissement de la liqueur filtrée.

Le *cyanogène* est préparé par la décomposition du cyanure de mercure : on prend du cyanure bien sec, on l'introduit dans une petite cornue et on calcine. C'est une opération tout à fait analogue à celle de la préparation de l'oxygène (voir n° 13). Une partie de cyanogène se polymérise et reste dans la cornue à l'état de paracyanogène.

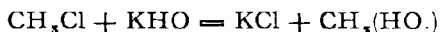
On recueillera le cyanogène sur le mercure; l'eau en absorbe 4 1/2 fois son volume. La densité du cyanogène est 1,8064. Il se liquéfie à $-20^{\circ}7$ en un liquide incolore.

Nous ne préparerons pas l'acide cyanhydrique qui constitue l'un des poisons les plus redoutables que l'on connaisse.

180. Alcool méthylique, esprit de bois. — Acide formique. — Formiate de plomb.

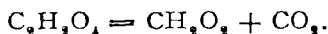
Nous verrons, n° 183, que l'acide pyroligneux brut est mélangé d'esprit de bois brut qu'on peut isoler par distillation. C'est de ce dernier produit qu'on retire l'alcool méthylique du commerce par distillation.

On pourrait le former aussi en faisant réagir la potasse caustique sur le *chlorure de méthyle* obtenu comme il a été dit plus haut (n° 168).



A cet alcool méthylique $\text{CH}_3(\text{HO})$, se rapporte l'acide formique, CH_2O_2 , monobasique, de même qu'à l'alcool éthylique, $\text{C}_2\text{H}_5(\text{HO})$, se rattache l'acide acétique, également monobasique.

Pour obtenir cet acide formique, que la nature nous présente dans les fourmis, dans les orties, etc., on prend parties égales de glycérine, $C_3H_5(OH)_3$, et d'acide oxalique, $C_2H_2O_4$, que l'on introduit dans une cornue tubulée munie d'un tube à entonnoir et d'un appareil de condensation et qu'on maintient vers 100° , au bain-marie. On continue le chauffage tant que du gaz carbonique se dégage, par suite du dédoublement de l'acide oxalique, en présence de la glycérine,



Quand tout dégagement a cessé, on ajoute cinq parties d'eau au produit de la réaction et l'on distille en chauffant directement. On recueille ainsi de l'eau chargée d'acide formique. On ajoute, par petites portions, de l'eau dans la cornue, de manière à ce que le niveau ne baisse pas et l'on continue l'opération aussi longtemps que le produit distillé contient de l'acide formique.

Le résidu de la cornue est de la glycérine inaltérée à laquelle on peut ajouter de l'acide oxalique pour recommencer l'opération.

On sature à chaud la solution étendue d'acide formique ainsi obtenue par du carbonate de plomb, on filtre et on évapore. Au bout de quelques temps, le formiate de plomb, $(CHO_2)_2Pb$, peu soluble dans l'eau froide, se dépose sous forme de précipité cristallin, qu'on sépare de l'eau par filtration.

On pourra extraire l'acide formique de ce formiate : après l'avoir séché, on l'introduit dans une petite cornue tubulée et munie d'un condenseur de Liebig. On fait arriver par la tubulure un courant d'acide sulfhydrique sec à travers le formiate de plomb, puis l'on chauffe légèrement.

L'acide formique se réduit en vapeurs qui se condensent dans le réfrigérant sous forme d'un liquide bouillant vers 100°. Pour être purifié de l'acide sulfhydrique qui peut s'y trouver, il devra être rectifié sur un peu de formiate de plomb.

181. Formiate d'éthyle, éther formique, essence artificielle de rhum.

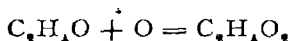
En se servant du même appareil qui a servi pour la préparation de l'oxyde d'éthyle, on mettra dans la cornue les substances nécessaires pour faire de l'acide formique, et dans le flacon de Mariotte, de l'alcool à 90 %, qui s'écoulera, en mince filet, dans le mélange de glycérine et d'acide oxalique pendant que l'appareil sera chauffé au bain de sable. Il se forme, dans ces conditions, du formiate d'éthyle, $\text{CHO}_2, \text{C}_2\text{H}_5$, bouillant à 55° C, que l'on recueille impur à l'extrémité du condenseur; il y est mélangé d'eau et d'acide formique.

Le produit sera purifié en y ajoutant, petit à petit, son volume de lait de chaux; on décante ensuite l'éther, puis on le sèche sur du chlorure de calcium et on rectifie.

C'est ce produit que l'on utilise dans la fabrication des liqueurs comme essence artificielle de rhum.

182. Acide acétique, fermentation acétique, vinaigre.

L'aldéhyde préparé au n° 170, est un composé éminemment réducteur qui, en s'oxydant, se transforme en acide acétique :



mais on peut oxyder directement l'alcool sans passer par l'aldéhyde. Il suffit pour cela de laisser à l'air, à température de 28 à 30° C, de l'alcool étendu (90 eau, 10 alcool), sous l'influence du *mycoderma aceti*; les acétificateurs remplis de

copeaux de hêtre que l'on emploie dans l'industrie, sont basés sur la même réaction, qui, prenant l'oxygène à l'air pour le fixer sur l'alcool étendu fournit ainsi le vinaigre d'alcool. De même le vinaigre de bière, le vinaigre de vin, etc.

Expérience. Examiner au microscope le mycoderme du vinaigre.

183. Produits de la distillation du bois : acide pyrologueux, vinaigre de bois, acide acétique.

Nous allons voir comment on extrait l'acide acétique des eaux acides, obtenues dans la distillation du bois.

Si l'on remplit de bois, composé en très grande partie de cellulose, une cornue et qu'on chauffe au rouge dans un four à réverbère, il sort de la cornue des produits condensables

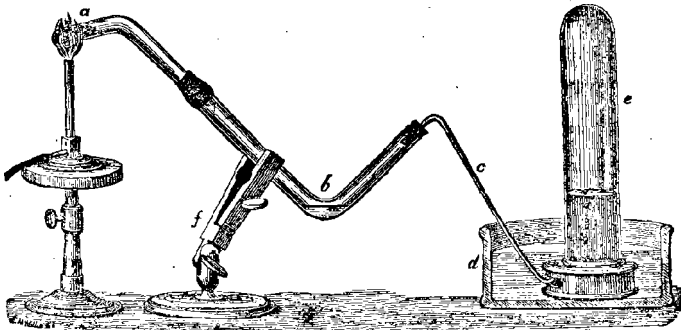


Fig. 382.

en *liquides*, que l'on recueillera dans un flacon à deux tubulures et des gaz que l'on peut recevoir sous une cloche. Il reste dans la cornue un résidu *solide*, qui n'est autre que du charbon de bois.

On peut faire cette expérience plus nettement en employant un appareil plus simple (fig. 382). On met de la

sciure de bois dans le tube-cornue *a* et l'on chauffe; les liquides se condensent en *b* et les gaz se recueillent dans la cloche *c* sur une cuve à eau *d*.

Les liquides se séparent en deux couches de densité différente : au fond, les *goudrons* formés spécialement de composés *aromatiques* (benzine, C_6H_6 ; phénol phénolique, $C_6H_5(OH)$; crésol, $C_6H_4(OH)CH_3$, etc.); au-dessus, les *eaux acides* tenant en solution des *combinaisons* dites *grasses*.

On obtient de la sorte de 100 parties de bois :

1° Produits solides, charbon	28 à 30	
2° Produits liquides, {	eau acide, colorée 28 à 30	} 35 à 40
	goudrons 7 à 10	
3° Produits gazeux, CO_2 , CO , H , CH_4 , etc.,	27 à 30.	

Les eaux acides sont colorées en brun rougeâtre par des matières goudroneuses et sont désignées sous le nom d'*acide pyroligneux brut*, *vinaiigre de bois brut*; elles sont utilisées pour en retirer l'acide acétique. Elles ont une composition assez complexe. D'après la nature du bois distillé et des circonstances de la distillation, elles contiennent de l'eau, de l'acide acétique, de l'esprit de bois (alcool méthylique), de l'acétone, etc., solubles dans l'eau, plus un peu de goudron. On y trouve aussi un peu d'acétate d'ammoniaque, par suite de la présence dans le bois d'un peu d'albumine végétale.

On saturera d'abord ces eaux par de la craie, à une douce chaleur; cette saturation donne lieu à la mise en liberté de la plus grande partie des matières goudroneuses qui viennent surnager. On laisse alors reposer, puis on sépare la liqueur claire d'acétate de calcium, qu'on évapore ensuite jusque 15° B. On ajoute alors une solution saturée de sulfate de sodium. Du sulfate de calcium se précipite;

on le sépare, puis on concentre la solution d'acétate de sodium jusque vers 28 ou 30° B ; on laisse ensuite cristalliser. On obtient ainsi des cristaux d'acétate de sodium brut, encore colorés. On les chauffe jusque vers 250°, en remuant; la

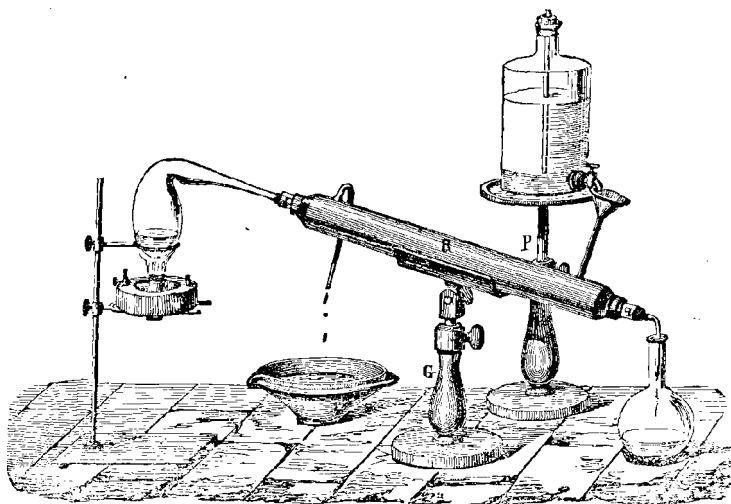


Fig. 383.

masse se fond et se boursoufle, par suite de la décomposition des matières goudronneuses. On laisse refroidir, on reprend par l'eau, pour séparer les résidus charbonneux mis en liberté et la solution claire d'acétate, mise à cristalliser, donne des cristaux d'acétate de sodium bien blancs, qu'on décomposera par un acide minéral plus fort, l'acide sulfurique, par exemple, pour obtenir l'acide acétique.

Acide acétique concentré. On mettra dans une cornue ordinaire 33 parties d'acide sulfurique concentré et 10 parties

d'acétate de sodium bien sec; on adaptera le col de la cornue (fig. 383) à un appareil réfrigérant et on chauffera pour distiller l'acide acétique mis en liberté; cet acide, bouillant à 120° , sera recueilli à l'extrémité d'un condenseur; par un refroidissement suffisant, il pourrait donner des cristaux $C_2H_4O_2 + aq.$ d'acide dit *glacial*. Si l'on employait des cristaux d'acétate non séchés et une quantité moindre d'acide sulfurique, l'acide acétique serait plus ou moins étendu d'eau.

Si, après avoir saturé l'acide pyroligneux brut par la craie, on l'avait soumis à une distillation conduite lentement, de manière à recueillir, à part, le premier dixième distillé, on aurait obtenu ainsi ce que on appelle *l'esprit de bois brut*, c'est-à-dire un mélange d'eau, d'alcool méthylique (esprit de bois), d'acétone et de divers autres corps en proportions variables.

Expériences. Pour comparer les produits de la distillation du bois avec ceux de la distillation de la houille ou de la distillation des matières azotées d'origine animale (os, etc.), on pourra remplacer le bois de l'opération précédente par de la houille ou des os et vérifier la présence des *eaux ammoniacales* remplaçant les eaux acides. — Il sera intéressant de constater la présence de sels ammoniacaux dans les eaux acides provenant de la distillation du bois.

184. Acétates métalliques.

En saturant l'acide acétique par diverses bases métalliques, on peut obtenir les acétates, dont la formule est $C_2H_3O_2R$.

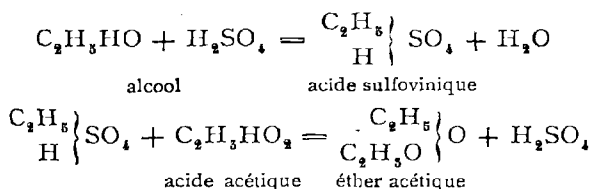
On préparera ainsi directement l'acétate d'ammonium, $C_2H_3O_2AzH_4$, en employant l'ammoniaque pour la saturation; l'acétate neutre de plomb, $(C_2H_3O_2)_2Pb$, en dissolvant la litharge; l'acétate de sodium, $C_2H_3O_2Na$, en utilisant le carbonate de sodium; l'acétate de calcium, $(C_2H_3O_2)_2Ca$, en saturant avec de la craie.

L'acétate neutre de cuivre, $(C_2H_3O_2)_2Cu$, sera obtenu en faisant cristalliser le liquide résultant de la double décomposition du sulfate de cuivre et de l'acétate de calcium.

Expérience. Les acétates secs, mélangés d'anhydride arsénieux et chauffés dans un tube à réaction, dégagent de l'oxyde de *cacodyle*, bien reconnaissable à son odeur repoussante.

185. Acétate d'éthyle, éther acétique.

Cet éther composé se forme, mais assez difficilement, par l'action directe de l'acide acétique sur l'alcool absolu. On pourra l'obtenir d'une manière plus rapide et plus aisée en distillant un mélange de 10 parties d'acide acétique glacial, réagissant sur 8 parties d'alcool à 95° et 15 parties d'acide sulfurique concentré. Le rôle de l'acide sulfurique est de former du sulfate monoéthylique ou acide sulfovinique avec l'alcool; la réaction de l'acide sulfovinique sur l'acide acétique produit l'éther acétique, avec régénération de l'acide sulfurique. Voici les phases de cette réaction.



Pour cette opération, après avoir laissé le mélange digérer pendant quelques heures, on le met dans une cornue munie d'un réfrigérant de Liebig et on distille aussi longtemps qu'il se condense un liquide éthéré. Ce liquide est recueilli dans un flacon refroidi. Il contient, outre l'éther acétique, de l'eau, de l'alcool et de l'acide acétique qui ont passé sans réagir. Pour le purifier, on le traitera par du carbonate de potassium calciné, pour saturer l'acide acétique et

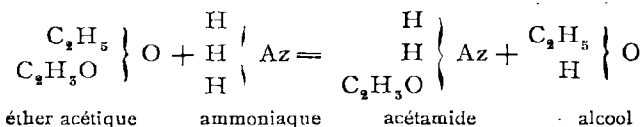
absorber l'eau. On décantera le liquide que l'on redistillera au bain-marie, sur du chlorure de calcium en excès, pour retenir l'alcool et obtenir l'éther acétique qui bout à 74°. La purification complète est d'ailleurs longue et difficile.

L'éther acétique s'obtiendrait aussi en laissant tomber un filet d'un mélange d'alcool et d'acide acétique dans un mélange d'acide sulfurique et d'alcool dans le même appareil que celui qui a servi pour la préparation de l'éther ordinaire en maintenant le liquide à une température de 130 à 140°.

186. Acétamide, azoture d'acétyle.

On peut obtenir ce corps en faisant réagir l'ammoniaque sur l'éther acétique. On met dans un tube en verre solide parties égales d'ammoniaque liquide et d'éther acétique; on scelle le tube, puis on chauffe pendant quelques heures, à une température de 120 à 130°.

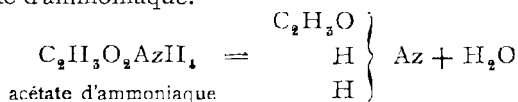
La formule suivante rend compte de la réaction



Mais nous l'obtiendrons plus aisément comme suit. On met de l'acide acétique glacial dans une cornue tubulée, on fait arriver dans cet acide, par un tube assez large, pour les obstructions, un courant de gaz ammoniaque, AzH_3 , qui a été *parfaitement* desséché en parcourant une grande éprouvette remplie de chaux vive. Le contenu de la cornue se prend parfois en masse; on retire le tube qu'on remplace par un thermomètre à boule plongeant dans le liquide; puis on distille en adaptant à la cornue une allonge pour condenseur;

on recueille à part tout ce qui passe à une température supérieure à 200° C. On obtient ainsi un corps huileux, incolore, qui se concrète par le refroidissement en une masse blanche, cristalline, l'*acétamide*, fusible à 78° C. et bouillant à 221°.

Voici la réaction qui se passe lors de la distillation de l'acétate d'ammoniaque.



187 Stéarate de méthyle, $\text{CH}_3\text{C}_{18}\text{H}_{35}\text{O}_2$.

On peut obtenir cet éther très aisément en faisant digérer dans un ballon 2 parties alcool méthylique, 1 partie d'acide stéarique, 2 parties d'acide sulfurique concentré. On agite avec soin jusque dissolution complète, la masse s'échauffe et, après une demi-heure, la réaction s'est opérée. Le stéarate de méthyle vient surnager sous forme de couche huileuse qui se concrète par le refroidissement en une masse cristalline, insoluble dans l'eau, d'apparence graisseuse et fusible à 85° C.

188. Stéarate d'éthyle, éther stéarique.

L'éther stéarique, $\text{C}_2\text{H}_5\text{C}_{18}\text{H}_{35}\text{O}_2$, pourrait être obtenu comme le stéarate de méthyle, mais nous le préparerons en mettant dans un ballon cinq parties d'alcool éthylique et une partie d'acide stéarique; on fait dissoudre autant que possible, puis on fait traverser cette solution alcoolique par un courant d'acide chlorhydrique pur et sec. On aperçoit vite, à l'échauffement du ballon, que la réaction s'opère, puis on voit surnager une couche huileuse. On fait passer le courant jusqu'à saturation complète, ce qui se voit à ce que le gaz qui sort du ballon fume à l'air. Ce point obtenu, on maintient à une

température de 70° pendant une demi-heure, puis on ajoute de l'eau chaude. Le stéarate d'éthyle se rassemble à la surface sous forme d'une couche huileuse qui devient solide par un refroidissement prolongé. Cet éther fond vers 32°; il est soluble dans l'alcool et insoluble dans l'eau.

189. Acide oxalique. — Oxalates métalliques.

L'acide oxalique que nous employons pour diverses préparations (nos 50, 180, 181) se rencontre dans beaucoup de plantes (oscilles, oxalis, etc.) combiné sous la forme de sels neutres ou acides.

L'acide oxalique se forme artificiellement dans bien des réactions, surtout par l'oxydation des matières organiques. On le prépare habituellement par la réaction prolongée de l'acide nitrique sur les hydrates de carbone et spécialement sur le sucre ordinaire ou sur l'amidon. On l'obtient aussi, industriellement, par la réaction de la potasse ou de la soude caustique fondue sur la sciure de bois.

Nous le préparerons en chauffant dans une cornue un mélange d'une partie de sucre ordinaire et de 8 parties d'acide nitrique d'une densité de 1,38. Dès que les vapeurs rutilantes se dégagent, on cesse de chauffer; ces vapeurs nitreuses, N_2O_3 , anhydride nitreux, seront ou absorbées, en les utilisant, par exemple, pour la production du nitrite d'amyle (voir n° 167), ou évacuées sous la hotte d'une bonne cheminée.

Accidents. On doit éviter avec soin d'en respirer, car, outre les dangers des vapeurs rutilantes, il y a ceux résultant de la présence constante de l'acide cyanhydrique dans les produits de la réaction.

Quand le dégagement de vapeurs rutilantes a cessé, on évapore, *avec ménagement*, la liqueur restante dans une capsule

en porcelaine, de manière à réduire le volume au sixième, puis on laisse refroidir. On obtient ainsi des cristaux d'acide oxalique, $C_2H_2O_4 + 2 \text{ aq.}$, qui, chauffés à 100° , s'effleurissent en perdant leurs deux molécules d'eau. Si l'on évaporait trop longtemps, la masse se colorerait et l'acide oxalique serait lui-même détruit.

L'eau-mère peut être évaporée au bain-marie et fournir de nouveaux cristaux d'acide oxalique.

On le purifie en le faisant cristalliser à plusieurs reprises de sa solution dans l'eau bouillante.

Accidents. Les oxalates et l'acide oxalique sont fort vénéneux.

Oxalates. Cet acide est bibasique : il forme des oxalates neutres et des oxalates acides ou bioxalates, soit par saturation directe, totale ou partielle, de l'acide, au moyen des oxydes ou des carbonates, soit par double décomposition.

L'acide oxalique forme encore avec le potassium un sel suracide, un quadroxalate, $C_2HKO_4 + C_2H_2O_4$, qui se trouve souvent dans le sel d'oseille du commerce.

Par saturation totale, nous préparerons les oxalates neutres de potassium, de sodium et d'ammonium. Par saturation partielle, nous préparerons l'oxalate acide de potassium ; pour cela, on prendra une quantité d'acide oxalique qu'on divisera en deux parties égales : la première sera saturée de carbonate de potassium, après quoi on ajoutera la seconde partie d'acide oxalique ; on concentre, s'il y a lieu, et, on obtient, par refroidissement, un précipité cristallin d'oxalate acide de potassium ou *sel d'oseille*, $C_2HKO_4 + \text{aq.}$, qui demande 40 parties d'eau froide ou 6 parties d'eau chaude pour se dissoudre, tandis que l'oxalate neutre, $C_2K_2O_4$, se dissout dans 3 parties d'eau froide.

Par double décomposition, on obtiendra l'oxalate de calcium, $C_2CaO_4 + aq.$, l'oxalate d'argent, $C_2Ag_2O_4$, l'oxalate de plomb, C_2PbO_4 , en précipitant des solutions de calcium, d'argent, ou de plomb par l'oxalate d'ammonium.

190. Acide tartrique. — Tartrates métalliques.

Cet acide se rencontre dans beaucoup de plantes, soit à l'état libre, soit à l'état de sel potassique ou calcique.

Le jus de raisin contient du tartrate monopotassique; pendant la fermentation qui doit transformer ce jus en vin, ce tartrate se précipite pour former ces dépôts cristallins, désignés sous le nom de *tartré de vin* et qui contiennent spécialement du tartrate monopotassique, $C_4H_5KO_6$. Ce corps, généralement coloré (*tartré rouge*), sert à obtenir l'acide tartrique *droit* $C_4H_5O_6$ et pour y arriver, on opère comme suit :

Le tartre brut est mis en solution dans l'eau bouillante, et filtré; on y ajoute de la craie jusqu'à cessation d'effervescence; du tartrate calcique se précipite tandis que le tartrate bipotassique, tartrate neutre, reste en solution :



On filtre, à la solution nouvelle on ajoute du chlorure de calcium pour précipiter, par double décomposition du tartrate de calcium, qu'on réunit au premier précipité de ce même sel. On lave ensuite avec soin. Ce tartrate est alors délayé dans de l'eau et décomposé à chaud par de l'acide sulfurique étendu, en quantité convenable : il se forme du sulfate de calcium, insoluble, qu'on sépare par filtration, tandis que l'acide tartrique reste dissous. Cette solution, qui ne doit contenir que fort peu d'acide sulfurique libre, est évaporée jusqu'à consistance sirupeuse et on fait cristalliser.

On pourra purifier cet acide tartrique droit, qui affecte des formes hémédriques, par une nouvelle cristallisation.

Tartrates. L'acide tartrique étant bibasique formera des sels neutres ou bimétalliques et des sels acides ou monométalliques; il produit, aussi beaucoup de sels doubles.

On obtient le tartrate monopotassique, bitartrate, $C_4H_5KO_6$, vulgairement la *crème de tartre*, en soumettant le tartre brut à plusieurs solutions à chaud et cristallisations par refroidissement.

Le *tartrate double de sodium et de potassium*, sel de Seignette, $C_4H_4KNaO_6$, se prépare en faisant bouillir 12 parties d'eau, puis en y ajoutant 4 parties de crème de tartre pulvérisée et 3 parties de carbonate de sodium en cristaux. On filtre, on concentre la liqueur où le carbonate de sodium doit être en très léger excès; après refroidissement, on obtient de beaux cristaux de *sel de Seignette*.

Les *éméliques* forment une classe de tartrates doubles fort importante, dont nous ne préparerons que l'*émétique proprement dit*, *tartre stibié*, ou tartrate de potassium et d'antimoine $C_4H_4(SbO)KO_6$ qui cristallise en octaèdre à base rhombe, $C_4H_4(SbO)KO_6 + aq$. Ces cristaux sont effervescents et perdent leur eau de cristallisation à 100° .

Ce sel, qui est soluble dans 14,5 parties d'eau froide et dans 1,9 partie d'eau bouillante, se prépare en faisant bouillir, dans 100 parties d'eau, 12 parties de crème de tartre et 10 parties d'oxyde d'antimoine, préparé en décomposant le chlorure d'antimoine par le carbonate de sodium. On continue l'ébullition pendant une heure, en remplaçant l'eau qui s'évapore, puis on filtre à chaud; laissant refroidir, on obtient des cristaux d'émétique.

On peut purifier l'émétique par une nouvelle cristallisation.

191. Extraction de l'urée des urines. — Nitrate d'urée.

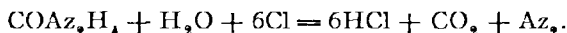
L'urée se rencontre dans différents liquides de l'organisme et surtout dans les urines des animaux.

Un homme émet en vingt-quatre heures une trentaine de grammes d'urée dans une moyenne de 1200 grammes d'urine, soit 25 milligrammes d'urée par centimètre cube d'urine.

Pour retirer l'urée de l'urine, on évapore celle-ci au dixième, *jusqu'à consistance sirupeuse*; après refroidissement, on y ajoute même volume d'acide nitrique (d. 1,42). Le tout se prend en une masse cristalline qu'on met dans un entonnoir pour la laisser égoutter, puis pour la laver avec une petite quantité d'eau froide où le nitrate d'urée est fort peu soluble. On reprend par un peu d'eau chaude, qui dissout le tout, on y ajoute du noir animal en poudre et on chauffe, *sans faire bouillir*, pour décolorer; on filtre à chaud. Si on laissait refroidir, les cristaux de nitrate d'urée se formeraient $\text{COAz}_2\text{H}_4\text{HAzO}_3$. Pour avoir l'urée, on additionne la solution de nitrate d'urée, d'une solution concentrée de carbonate de potassium, jusqu'à cessation de dégagement de gaz carbonique. On évapore ensuite au bain-marie, puis on laisse refroidir pour séparer la plus grande partie du nitrate de potassium. L'eau-mère est évaporée à sec au bain-marie, puis le résidu est repris par l'alcool bouillant qui ne dissout que l'urée, laquelle on pourra obtenir cristallisée par le refroidissement ou par l'évaporation de l'alcool.

192. Dosage de l'urée.

L'urée se décompose en présence du chlore et du brome (hypochlorite ou hypobromite de sodium) avec dégagement d'anhydride carbonique et d'azote.



Comme le gaz carbonique peut être facilement absorbé par la liqueur alcaline même où il se forme, on peut aisément recueillir l'azote et le mesurer : c'est là le principe de divers procédés préconisés pour doser rapidement l'urée contenue dans les urines (*procédé Lecomte*, avec l'hypochlorite de soude, *procédés Yvon, Essbach, Depaire*, avec l'hypobromite). Or, 10 centigrammes d'urée dégagent un volume d'azote qui, réduit à la température de 0° et à la pression barométrique normale de 0,76, est de 37 centimètres cubes.

La présence de l'acide urique et des urates dans les urines nuit à l'exactitude de ces procédés, qui cependant sont fort utiles dans bien des cas.

L'hypobromite alcalin s'obtient en ajoutant 10 centimètres cubes de brome dans une lessive formée en dissolvant 50 grammes de soude caustique dans un litre d'eau.

On fera un *dosage rapide d'urée* dans une urine. Pour cela, on prendra un petit flacon à large goulot de 100 centimètres cubes environ. Un tuyau en caoutchouc de 25 centimètres de longueur partira du bouchon de ce flacon pour rejoindre le haut d'une burette de Gay-Lussac de 50 centimètres cubes remplie d'eau jusqu'au zéro de la burette dont le petit tube recourbé est de très faible diamètre.

Dans le flacon, on mettra une soixantaine de centimètres cubes d'hypobromite alcalin, préparé comme il est dit ci-dessus, puis on y introduira avec précaution 2 à 3 centimè-

tres cubes d'urine *exactement mesurés* et contenus dans un tube en gutta-percha ou en verre muni d'un anneau en liège ou en caoutchouc pour éviter les chocs, de manière à ce qu'il n'y ait aucun contact entre l'urine et le liquide du flacon. On remet alors le bouchon sur l'appareil qui est ainsi fermé hermétiquement, puis on agite lentement d'abord, plus vivement ensuite, afin de faire réagir l'hypobromite sur l'urée de l'urine : le gaz carbonique est absorbé par l'hypobromite, qui contient un excès de soude caustique, et le volume de l'azote est lu directement sur la burette d'où l'eau aura été remplacée par un même volume de gaz et expulsée par l'extrémité du tube recourbé de la burette.

Si on fait, dans les mêmes conditions de température et de pression, un essai sur une solution d'urée de titre connu, on peut, par une simple proportion, déterminer la quantité d'urée contenue dans l'urine essayée. On sait, d'ailleurs, que chaque centimètre cube d'azote provient de 2,7 milligrammes d'urée, le gaz étant ramené à 0° et 0^m76 de pression.

193. Acide urique, $C_8H_4Az_4O_5$.

Cet acide existe habituellement libre ou combiné, en petites quantités, dans les urines de l'homme et des carnivores et ne se trouve pas, en général, dans les urines des herbivores.

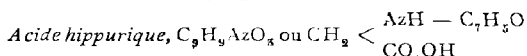
Il existe en quantité considérable dans les excréments des serpents, des oiseaux et des insectes et c'est de là qu'on peut l'extraire.

On reconnaît la présence de l'acide urique dans l'urine par l'addition d'acide chlorhydrique ou azotique qui précipite l'acide urique des urates sous forme de grains cristallins rougeâtres ; ce précipité ne peut se confondre avec celui d'albumine produit dans certaines urines pathologiques.

Cette constatation est très facile en mettant une goutte d'urine filtrée sur le porte-objet du microscope, puis en y ajoutant une goutte d'acide nitrique ; après quelques secondes, la précipitation apparaît dans le champ

visuel sous forme de petits cristaux tabulaires, losangés, d'un facies nettement reconnaissable.

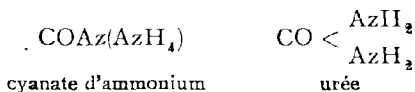
L'acide urique isolé se reconnaît d'ailleurs aisément : on le chauffe avec un peu d'acide nitrique, puis on évapore la liqueur à sec, et dans la capsule encore chaude, on met une goutte d'ammoniaque qui y détermine, après évaporation, une belle coloration rouge de *murexide*. Cette réaction se fait aussi très bien sur une plaque de verre.



Cet acide est un produit constant, à l'état de sel, dans l'urine des herbivores; il ne s'en trouve que de petites quantités dans l'urine de l'homme sain, mais la proportion augmente après l'ingestion de certaines nourritures ou dans certaines maladies.

194. Urée artificielle.

L'urée ou *carbamide* se produit dans un grand nombre de réactions, mais on la prépare le plus facilement (procédé de Liebig) par une transformation isomérique du cyanate d'ammonium.



On préparera d'abord du cyanate de potassium en grillant dans une capsule de fer un mélange intime de 150 gr. de ferrocyanure de potassium, bien déshydraté, et de 75 gr. de peroxyde de manganèse, calciné. La masse, en s'oxydant, devient brun noirâtre, on la brasse avec une tige de fer jusqu'à ce qu'elle ait pris un état demi-pâteux. On pulvérise ensuite et l'on épulse à plusieurs reprises par de l'eau froide.

A la solution de cyanate de potassium, $COAzK$, carbimide potassique, ainsi obtenue, on ajoute 100 grammes de sulfate d'ammonium sec et on agite pour bien dissoudre. Il se sépare du sulfate de potassium, on décante, puis la solution, contenant le cyanate d'ammonium et le reste du sulfate

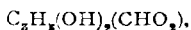
de potassium, est concentrée au bain-marie, ce qui permet de séparer encore du sulfate de potassium; enfin on pousse l'évaporation jusqu'à sec au bain-marie. La transformation du cyanate d'ammonium est alors achevée. On reprend la masse par de l'alcool bouillant, qui dissout l'urée et non le sulfate de potassium. La solution alcoolique étant filtrée, concentrée et refroidie, abandonnera des cristaux d'urée.

Cette substance exige pour se dissoudre une partie d'alcool bouillant ou cinq parties d'alcool froid.

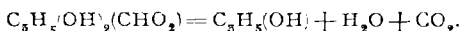
195. Alcool allylique.

Cet alcool, $C_3H_5(OH)$, dérive de la glycérine, sous l'action de l'acide oxalique à chaud, par l'élimination de deux hydroxyles (HO).

On peut expliquer la réaction en supposant qu'il se forme d'abord une monoformine glycérique.



qui se dédouble, vers la température de 200 à 230°, en alcool allylique, eau et anhydride carbonique.



Pour préparer cet alcool, on prend quatre parties de glycérine et une partie d'acide oxalique cristallisé, que l'on place dans une cornue munie d'un appareil condenseur, on chauffe lentement jusqu'à la température de 200°; on recueille séparément ce qui distille à partir de 200°, en continuant à pousser la température jusqu'à 260°. Cette partie de liquide contient de l'alcool allylique, que l'on séparera de l'acide formique et de l'eau en traitant par du carbonate de potassium desséché.

On rectifiera le produit; il bout vers 100°.

196. Distillation sèche de la houille. — Benzine.

Quand on soumet la houille à la distillation sèche, par exemple, en la chauffant dans un tube-cornue (fig. 384), muni

d'un tube *b* pour la condensation et d'un autre *c* conduisant les gaz sous la cloche *e*, on obtient des produits fort variables

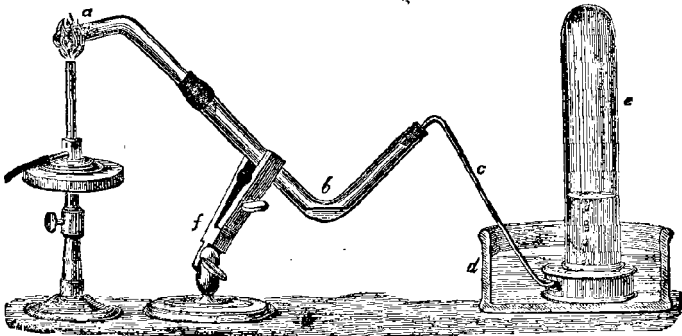


Fig. 384.

en qualité et en quantité, suivant la nature de la houille, la température et la rapidité de la distillation.

100 kilogrammes de houille donnent :

- | | | | |
|--------------------------|---|------------------------------------|-----------------------|
| 1 ^o GAZ. | $\text{CH}_4, \text{C}_2\text{H}_2$, etc. | $\text{H}_2\text{CO}, \text{CO}_2$ | |
| | $\text{H}_2\text{S}, \text{AzH}_3$, etc. | | 22 à 25 mètres cubes. |
| 2 ^o LIQUIDES. | a) <i>Eaux ammoniacales</i> , | | 6 à 7 k. |
| | b) <i>Goudrons</i> , mélange complexe
de combinaisons aromatiques,
benzine, toluène, phénol, etc. | | 4 à 7 k. |
| 3 ^o SOLIDES. | <i>Coke</i> (carbone mélangé avec
les matières minérales) | | 70 à 75 k. |

Les gaz ainsi préparés, débarrassés des produits non combustibles et de certaines impuretés, servent pour l'éclairage. Les eaux ammoniacales sont employées, comme nous l'avons vu (n^o 32) pour la préparation de l'ammoniaque.

Les *goudrons* sont souvent redistillés pour en retirer différents produits, tels que les *huiles légères* (d'où l'on extrait prin-

cipelement la benzine) et les *huiles lourdes*, qui servent surtout à la préparation du phénol (acide phénique).

Il reste comme résidu de la distillation du goudron une matière poisseuse, plus ou moins sèche, suivant qu'on a poussé la distillation plus ou moins loin : c'est le *brai gras* ou le *brai sec*, utilisé dans l'industrie des charbons agglomérés.

Si l'on pousse la distillation plus loin encore, il ne reste plus dans la cornue que du coke.

De 100 parties de goudron on obtient :

huile légère (entre 60° et 150°)	4 à 6
huile lourde (de 150° à 150°)	20 à 30
brai	55 à 70

Des distillations fractionnées pourront permettre de séparer les différents hydrocarbures, *benzine*, etc.

Expériences. On pourra décomposer de la vapeur de benzine qu'on fera passer à travers un tube de porcelaine rempli de pierre ponce chauffé au rouge vif, il y aura formation de diphenyle et de gaz hydrogène.

Un condenseur de Liebig, placé à la suite du tube chauffé, permettra de recueillir le diphenyle avec de la benzine non décomposée, on recevra ces liquides dans un flacon muni d'un tube recourbé, qui pourra conduire l'hydrogène sous une cloche, placée dans une cuve à eau.

197. Phénol.

Nous allons traiter des huiles lourdes, qui contiennent encore des hydrocarbures plus ou moins volatils, des phénols et aussi un peu d'aniline, etc.

On agitera ces huiles avec 5 % de leur poids d'acide sulfurique concentré pour les débarrasser des bases, de quelques hydrocarbures et d'un peu de naphthaline.

On enlèvera ensuite les huiles qui surnagent, on les lavera avec de l'eau, puis on séparera les hydrocarbures des phénols en y ajoutant 20 % d'une solution de soude caustique

à 20° B. En agitant bien à différentes reprises, les phénols se dissoudront dans l'alcali, tandis que les hydrocarbures restent intacts et surnagent. On décantera et une distillation fractionnée de ce produit permettra d'en extraire les différents hydrocarbures. Enfin, la solution alcaline sera traitée par un acide; on séparera les phénols qui viennent surnager et qu'on isolera.

198. Acide picrique.

Le phénol, $C_6H_5(OH)$, réagissant sur l'acide nitrique, donne divers dérivés nitrés, parmi lesquels l'acide picrique ou trinitrophénol, $C_6H_2(NO_2)_3(OH)$, est le plus important.

Pour l'obtenir, on opérera avec précaution, vu la vivacité des réactions et les propriétés explosives de l'acide picrique et des picrates. On prendra 5 gr. du phénol et 5 gr. d'acide sulfurique concentré que l'on mettra dans un tube à réaction, on chauffe jusque vers 100°, jusqu'à ce qu'une goutte du liquide, devenu clair, puisse se dissoudre dans de l'eau sans donner de trouble. On a ainsi un acide oxyphénylsulfureux $C_6H_4(HSO_3)(OH)$. Cela étant, on prend une cornue tubulée, munie d'un tube de dégagement, conduisant à une bonne cheminée, ou à travers un appareil d'absorption plein d'acide sulfurique concentré. On met dans cette cornue 20 grammes d'acide nitrique d'une densité de 1,4, on fixe dans la tubulure un entonnoir à robinet dont la douille effilée plonge dans l'acide nitrique; c'est par cet entonnoir qu'on fait arriver, petit à petit, l'acide oxyphénylsulfureux en ayant soin d'agiter. On peut même avoir à refroidir, si la réaction se fait sur de plus grandes quantités.

Tout l'acide sulfoconjugué ayant été ajouté, on continue l'attaque, on ajoute de nouveau 10 grammes d'acide azotique et l'on chauffe, au bain-marie, pour attaquer la matière

résineuse et gluante qui s'est formée, et aussi longtemps qu'il y a production de vapeurs rutilantes. On évapore en grande partie l'acide, en ayant bien soin de ne pas aller jusqu'à sec, ce qui pourrait provoquer une vive inflammation de la masse. On obtient ainsi un liquide sirupeux qui se solidifie par le refroidissement. On traite par l'eau bouillante, dans laquelle l'acide picrique se dissout aisément, ce qui permet de le séparer des parties goudronneuses insolubles. On laisse refroidir et l'acide picrique cristallise sous forme de petites paillettes.

On peut le purifier, soit par cristallisation successives, soit en le transformant en picrate sodique, et en le reprécipitant par l'acide sulfurique.

Accidents. Ne pas oublier que les picrates peuvent donner lieu à des explosions.

199. Nitrobenzine.

De même, la benzine donne avec l'acide nitrique plusieurs dérivés nitrés dont le plus important est la *nitrobenzine*, *essence de mirbane* ou *essence artificielle d'amandes amères*, $C_6H_5(AzO_2)$, d'une densité de 1,2 et bouillant à 209°.

La benzine du commerce, étant loin d'être pure, donnera lieu à des nitrobenzines impures, contenant des nitrotoluènes, nitrocumènes, etc. ; on pourra avoir aussi comme impuretés, de l'acide picrique ou de la nitronaphtaline, si la benzine contenait du phénol ou de la naphtaline.

Pour éviter les accidents qui pourraient résulter de la distillation et de l'évaporation de parfums produits, on devra n'opérer que sur des benzines assez pures, bouillant entre 80° et 95°.

Une cornue tubulée est disposée de manière à ce qu'on puisse activement la refroidir. On met dans cette cornue 150 gr.

acide sulfurique concentré (66° B^e) et 100 gr. acide nitrique ordinaire de 1,41 de densité; le tout est bien mélangé et refroidi à la température ordinaire. A la tubulure est fixée la douille effilée d'un entonnoir, plongeant dans l'acide et c'est par là qu'on fait arriver, sous un mince filet et par petites portions, 50 grammes de benzine en ayant soin d'agiter et de maintenir le tout bien froid. Si on n'opère que sur de petites quantités, la formation du nitrobenzol est assez rapide: on le voit en couche huileuse surnager le mélange acide. Les vapeurs nitreuses, peu abondantes, d'ailleurs, sont dirigées vers la cheminée ou vers un appareil d'absorption. Quand toute la benzine a été introduite et que la réaction semble être finie on remue bien le tout, en portant la température à 60° pendant une demi-heure.

La masse restée dans la cornue est versée dans environ un litre d'eau; puis, ayant laissé reposer, on sépare au moyen de l'entonnoir à robinet. La nitrobenzine est lavée à l'eau, à plusieurs reprises et avec soin; on la sépare de l'eau; on la met dans un ballon avec 5-10 gr. de chlorure de calcium, on agite souvent; puis, ayant transvasé dans un petit ballon tubulé le produit bien desséché, on le fait traverser par un courant de vapeur d'eau pour enlever la benzine inattaquée et on a ainsi, sans distillation, l'essence de mirbane, telle qu'elle est livrée au commerce.

Le produit obtenu présentera des propriétés qui s'écarteront d'autant plus de celles de la nitrobenzine pure, que la benzine employée contiendra davantage des homologues supérieurs.

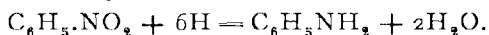
On peut d'ailleurs, en surveillant bien l'opération, soumettre la nitrobenzine brute séparée du chlorure de calcium, à une distillation fractionnée dans un ballon tubulé (voir fig. 262). Le thermomètre monte

rapidement à 200° et la nitrobenzine distille. On arrête la distillation quand le résidu devient brun foncé en évitant une élévation trop forte de température.

Accidents. La nitrobenzine détone si on la chauffe un peu trop fort, vers 300 à 400°. On ne la purifiera donc pas par distillation, ce qui pourrait amener une explosion.

200. Aniline.

On l'obtient par une réduction de la nitrobenzine au moyen de l'hydrogène naissant.



On prendra 30 gr. de nitrobenzine et 55 gr. d'étain en grenailles qu'on mettra dans un ballon de 1/2 litre et on y ajoute par petites portions et en mélangeant bien de l'acide chlorhydrique fort. La masse s'échauffe, on modérera la réaction en refroidissant le ballon. On continue tant que l'odeur de la nitrobenzine persiste.

Souvent, pendant l'opération, il se forme des cristaux blancs de chlorure d'aniline et d'étain. A la fin de l'opération on ajoute assez d'eau chaude pour les redissoudre et on sépare la grenaille d'étain en excès.

La solution acide est alors neutralisée avec de la soude caustique en morceaux jusqu'à ce que l'oxyde d'étain se soit redissout pour la plus grande partie. L'aniline se sépare en couche huileuse.

On la séparera par une distillation par entraînement : un ballon mi-rempli d'eau sera muni d'un tube en S et d'un tube abducteur plongeant dans un second ballon contenant l'aniline brute à distiller, lequel sera muni d'un tube recourbé conduisant à un condenseur de Liebig. On fera bouillir l'eau du premier ballon ; la vapeur échauffera le 2^d ballon, qui n'a pas besoin d'être autrement chauffé, l'aniline se vaporise avec

l'eau et se condense dans le réfrigérant. L'aniline n'étant pas soluble dans l'eau, se sépare par ordre de densité, au moyen d'un entonnoir à robinet. On peut dessécher l'aniline brute ainsi obtenue avec de la potasse caustique en petits morceaux, puis la soumettre à une distillation fractionnée.

201. Naphtaline.

La naphtaline est contenue en abondance dans le goudron de houille (20 %) et même dans les huiles lourdes qui en proviennent et d'où le froid peut la faire cristalliser. C'est de ce produit qu'on la retire habituellement; mais nous pourrions l'obtenir plus aisément en partant des dépôts de naphtaline impure, qui obstruent parfois les tuyaux de conduites des usines à gaz.

Ces dépôts de naphtaline seront pressés dans un drap pour en éloigner les substances liquides, aniline, phénol,

etc., que d'ailleurs on pourrait enlever plus complètement par un traitement à l'acide sulfurique de 40° B (acide à 66° étendu de son poids d'eau), puis par un traitement à la lessive de soude caustique, suivi de lavages à l'eau chaude. Pour obtenir la naphtaline cristallisée, on sublimera le résidu en le chauffant dans une bassine en fer *b* recouverte d'un papier Joseph tendu, collé, puis percé d'une quantité de trous au moyen d'une épingle ou de la pointe d'un canif (fig. 385); puis le tout est surmonté d'un cône sublimatoire *c* en carton (voir

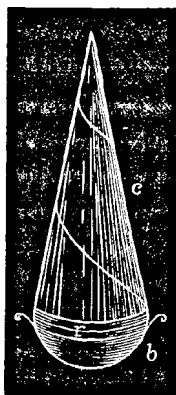
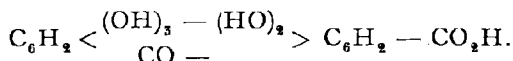


Fig. 385.

p. 131). On obtient ainsi de larges lamelles, minces et brillantes, de naphtaline, $C_{10}H_8$, fusible à 79°.

202. Extraction du tannin de la noix de galle.

Le tannin existe dans diverses plantes : l'écorce du chêne, que l'on utilise pour le tannage des peaux, en contient de 10 à 12 % et la noix de galle en contient près de 60 %. C'est de cette noix que l'on retire le tannin :



On concasse de la noix de galle jusqu'à avoir une poudre grossière; on introduit cette poudre dans un appareil à déplacement (v. fig. 182), muni au bas d'un bon tampon d'ouate. Cet appareil est fixé sur la tubulure centrale d'un flacon de Woolf à deux tubulures et un tube est ajusté pour relier la seconde tubulure de ce flacon à l'orifice de l'appareil à déplacement. Le tout étant ainsi monté, on ferme le robinet de l'appareil et l'on recouvre la noix de galle d'éther ordinaire, qui contient toujours au moins 10 % d'eau; on laisse macérer un quart d'heure, puis on ouvre le robinet et l'on reçoit la solution dans le flacon. On répète cette opération à trois ou quatre reprises, puis on laisse le tout reposer pendant quelques heures.

Le tannin, beaucoup plus soluble dans l'eau que dans l'éther, a enlevé l'eau de l'éther ordinaire et il s'est ainsi formé deux et parfois trois couches distinctes, dont l'inférieure, sirupeuse, ambrée, est chargée de tannin et ne contient que peu d'éther. On sépare cette couche inférieure au moyen du robinet inférieur, d'une pipette ou d'un entonnoir à robinet; on la lave à plusieurs reprises avec de l'éther, puis on la met dans une soucoupe que l'on place dans une étuve à eau : après un certain temps, l'eau et l'éther se sont évaporés

et dans la soucoupe se trouve le tannin sous forme d'une masse légère, boursoufflée, de couleur jaunâtre.

Quelques réactions de ce tannin sont intéressantes : citons la précipitation de beaucoup de solutions métalliques, spécialement celle des sels ferriques (précipité noir bleuâtre), celle de la gélatine, de l'albumine, de l'émétique et l'absorption du tannin par des peaux fraîches qui deviennent dès lors imputrescibles et imperméables (tannage des cuirs).

Encre noire. L'encre ordinaire, en somme, ne paraît être que de l'eau épaissie par de la gomme arabique et tenant en suspension du tannate ferrique, formé par l'infusion de noix de galle réagissant sur le sulfate de fer.

Le tannin ne donne pas de précipité avec les sels ferreux; on s'explique ainsi le noircissement de l'encre par l'oxydation lente à l'air du sulfate ferreux.

203. Alcaloïdes des quinquinas. — Quinine. — Cinchonine. — Sulfate de quinine.

C'est de l'écorce des quinquinas que l'on extrait la quinine. Pour préparer la quinine, la cinchonine, etc., on prend 100 gr. d'écorce de quinquina jaune, réduite en poudre grossière; on y ajoute 400 gr. d'eau acidulée par 20 gr. d'acide chlorhydrique et l'on fait bouillir pendant une heure. La décoction ayant été filtrée à travers un linge, le résidu est bouilli de nouveau avec un peu d'eau acidulée, ce qui donne une nouvelle liqueur qu'on réunit à la première décoction; on laisse refroidir la liqueur. Un petit excès de lait de chaux y est ajouté par petites portions, jusqu'à réaction alcaline. Il se forme un précipité complexe formé de quinine, de cinchonine, de matières colorantes, etc., mélangées avec l'excès

de chaux; on filtre à travers un linge fin et on exprime le plus de liquide que possible : le dépôt est alors desséché complètement à une douce chaleur, puis on le traite dans un ballon, chauffé au bain-marie, par de l'alcool à 90 % jusqu'à l'ébullition. Après cela, on filtre et l'alcool filtré est placé dans la cornue d'un appareil distillatoire. On épuise ainsi le marc à plusieurs reprises avec de l'alcool et ces solutions alcooliques filtrées étant réunies dans la cornue sus-indiquée, on distille ensuite pour recueillir les trois quarts de l'alcool. Le liquide restant dans la cornue se refroidissant laisse cristalliser la *cinchonine*; la *quinine*, plus soluble, reste en solution. On filtre et le liquide clair est saturé par un peu d'acide sulfurique dilué; on chasse ensuite tout l'alcool par distillation et on obtient des cristaux de *sulfate de quinine* brut, tandis que l'eau-mère retient du sulfate de cinchonine, beaucoup plus soluble.

On reprend ces cristaux de sulfate de quinine, on en fait une bouillie avec de l'eau chaude, on y mélange du noir animal, puis on abandonne la masse pendant quelques heures pour que la décoloration soit suffisante. On reprend la masse par de l'eau bouillante, on filtre à chaud et la liqueur filtrée laisse déposer des cristaux de sulfate de quinine bien blancs que l'on sèche à l'étuve à une douce température. La solution de ce sulfate, décomposée par l'ammoniaque, donnera la quinine, $C_{20}H_{24}Az_2O_2$, sous forme d'une poudre blanche amorphe.

MATIÈRES ALBUMINOÏDES.

Ces matières, qui existent aussi dans le règne végétal, sont particulièrement abondantes dans le règne animal;

souvent elles sont désignées sous le nom de substances *protéiques* ou *protéiniques*.

On distingue plusieurs groupes de ces matières albuminoïdes qui se présentent généralement sous forme amorphe, mais dont on connaît aussi des variétés cristallisées ou cristalloïdes. Ces matières jouent parfois le rôle d'acide, parfois le rôle de base, d'autres fois elles sont neutres. La plupart de ces composés azotés sont imparfaitement connus. — Les éléments Carbone, Hydrogène, Oxygène et Azote, qui s'y trouvent toujours, les ont fait désigner sous le nom de composés quaternaires neutres; outre ces éléments, on y trouve spécialement de très petites quantités de soufre et parfois de phosphore, etc.; divers sels y sont en quantité tellement faible que l'on ne connaît point le rôle qu'ils y jouent. Aussi, les analyses de ces substances sont toujours très difficiles et sujettes à bien des erreurs d'appréciation.

Composition. Diverses analyses des matières albuminoïdes donnent pour la composition de ces corps, les chiffres suivants :

C	52,7 à 54,5 %
H	6,9 à 7,3
Az	15,4 à 16,5
O	20,9 à 23,5
S	0,8 à 1,8

Ces nombres conduisent à des formules brutes bien complexes, par exemple, $C_{72}H_{112}Az_{18}SO_{22}$, (formule de Lieberkühn) et rien ne prouve que cette expression ne doive être doublée ou triplée. Quant à la constitution moléculaire, elle n'est point encore connue.

Nous ne soumettrons à nos opérations que les plus im-

portantes de ces matières, particulièrement l'albumine, la fibrine, la caséine, qui sont des matières albuminoïdes proprement dites, et la gélatine et la chondrine, qui ne sont que des produits de transformation moléculaire de certains tissus de l'organisme, désignés sous le nom de substances collagènes.

204. Sang. — Sérum. — Caillot. — Albumine du sang, sérine. — Fibrine. — Globules du sang. — Albumine de l'œuf.

Le *sang* est un liquide qui paraît d'une couleur rouge cerise-clair. Le sang veineux est d'une nuance plus foncée que le sang artériel. Il consiste en globules rouges nageant dans un liquide clair.

Le sang n'est pas transparent; il a une saveur saline et une odeur fade, qui se développe surtout sous l'influence de l'acide sulfurique.

Aussitôt que le sang est retiré de l'organisme, il devient d'abord visqueux et *se coagule* plus ou moins rapidement en une masse peu résistante, feutrée d'un rouge foncé, c'est le *caillot*, qui se resserre ensuite en devenant plus dense et en expulsant un liquide jaunâtre, le *sérum*, riche en albumine.

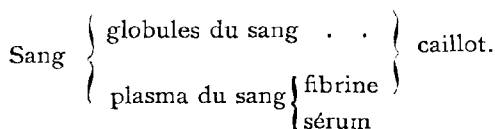
Le caillot se compose surtout des globules rassemblés par la fibrine concrétée, tandis que le sérum renferme surtout de l'eau chargée d'albumine et d'autres substances solubles.

Les *globules rouges du sang* sont de petits disques circulaires, biconcaves, c'est-à-dire plus épais sur les bords qu'au centre; ces globules sont microscopiques, leur diamètre n'excédant pas 7,5 millièmes de millimètre. Ils sont remarquables par la tendance qu'ils ont à s'empiler et sont constitués fondamentalement par de l'*hémoglobine*, bien reconnaissable au spectroscope par ses raies d'absorption. Le fer qui

entre dans la composition du sang paraît faire partie intégrante de l'hémoglobine.

Le sang doit la propriété de se coaguler à de la fibrine (2 à 4 ‰) qui en se concrétant, en se séparant du plasma du sang, emprisonne les globules sanguins pour former le caillot.

Voici un diagramme indiquant ces relations :



Enfin, la composition moyenne du sang humain, à l'état physiologique, est :

Eau	781,6	parties sur 1000.
Globules (secs)	135,0	»
Matières albuminoïdes	70,0	»
Fibrine	2,5	»
Graisses	1,6	»
Matières extractives	8,4	»
Sels solubles		
Phosphates terreux	0,35	»
Fer	0,55	»
	1000,00	

Fibrine. Quand on fouette le sang au sortir de la veine, la fibrine s'attache aux baguettes en filaments isolés et la plus grande partie des globules reste en suspension dans le liquide. Cette fibrine ainsi séparée, soumise à un lavage suffisant à l'eau, donne de la fibrine assez pure, un peu jaunâtre.

On peut aussi retirer la fibrine du caillot : pour cela, on le débarrasse des globules en le malaxant sous un filet d'eau ; mais l'opération est longue, imparfaite et elle ne fournit qu'une fibrine jaunâtre.

Albumine. Quant au sérum, c'est le plasma sanguin moins la fibrine concrétée; c'est de l'eau chargée de 7 à 8 % d'albumine, de sels et de matières diverses solubles.

L'albumine, *sérine*, qui s'y trouve, a de grandes ressemblances avec l'albumine type, du blanc d'œuf; elle n'est d'ailleurs pas la seule matière albuminoïde du sérum, lequel contient encore un peu de caséine, de la paraglobuline, de la fibrine soluble, etc., que nous n'avons pas à étudier ici.

On peut retirer l'albumine du sérum (*sérine*) de la même manière que l'albumine du blanc d'œuf. On étend d'abord ces matières (sérum ou blanc d'œuf battu) d'une quantité convenable d'eau; on précipite les autres matières albuminoïdes par un peu d'acide acétique ou par un courant de gaz anhydride carbonique, puis le liquide filtré est neutralisé par du carbonate de sodium et dialysé en renouvelant souvent l'eau du dialyseur. Cette eau entraîne toutes les substances cristalloïdes tandis que l'albumine (substance colloïde) ne passe pas par la paroi du dialyseur.

On peut aussi obtenir l'albumine en précipitant par l'acétate basique du plomb. L'albuminate de plomb, précipité est lavé avec soin; puis, l'avant délayé dans de l'eau, on le décompose par un courant de gaz anhydride carbonique. On filtre pour séparer le carbonate de plomb et on a une solution d'albumine qui, souvent, contient un peu de plomb qu'on peut enlever par quelques bulles d'hydrogène sulfuré.

205. Lait. — Caséine.

Caséine. Le lait des mammifères, que nous avons utilisé (n° 176) pour en retirer du sucre de lait, contient aussi des globules (diamètre 1/500 de mm.) de matière grasse (3 à 4 %) et de la *caséine* dans des proportions bien variables.

Abandonné au repos, le lait se sépare en deux couches : au-dessus, la *crème*, ou réunion des globules de matière grasse dont on peut retirer le *beurre* ; au-dessous, le lait écrémé qui contient, avec toutes les parties solubles, encore une certaine

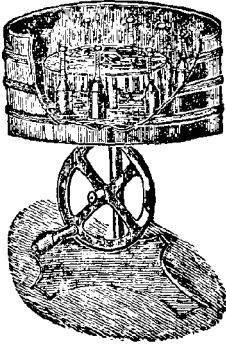


Fig. 386.



Fig. 387.

quantité de matière grasse. On peut isoler la matière grasse plus rapidement que par le repos en se servant de la force centrifuge. Il y a même des appareils spéciaux utilisés dans ce but pour examiner rapidement la teneur du lait en beurre. Tel, par exemple, l'appareil de Babcock (fig. 386). Un mélange d'acide acétique concentré avec 5 % d'acide sulfurique est additionné au lait dans le but de dissoudre la caséine, puis le tout est placé dans une fiole à goulot gradué (fig. 387) que l'on place dans la turbine (fig. 386). On fait tourner au moyen de la manivelle de manière à avoir une rotation de 1000 à 1500 tours par minute, la crème plus légère est séparée du liquide et après mise au repos, on peut lire le volume, c'est-à-dire la proportion de la matière grasse.

Ces appareils à force centrifuge peuvent souvent servir

pour des séparations de liquides émulsionnés, ou de précipités en suspension dans des liquides, c'est pourquoi nous donnons ici la fig. 388 d'un appareil où le mouvement es

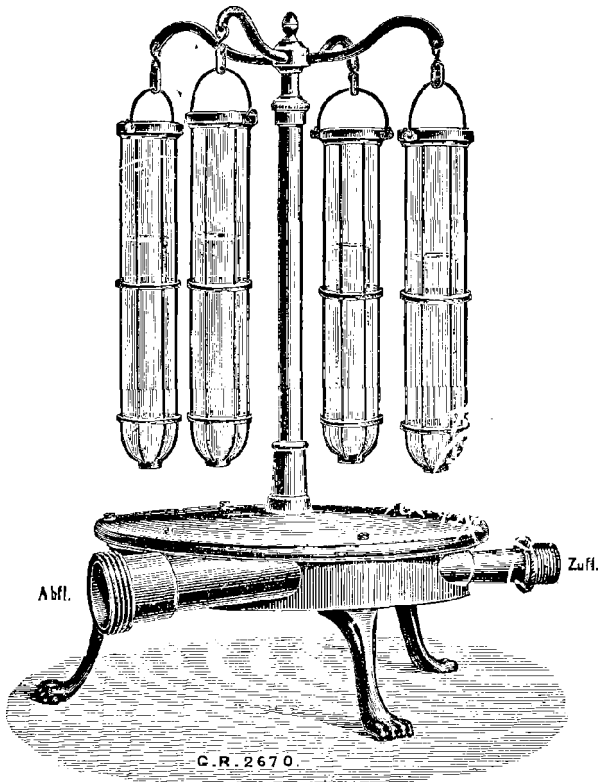


Fig. 388.

donné par une petite turbine placée au bas de l'appareil et mue par l'eau sous pression de la distribution.

Au bout d'un certains temps, le lait devient acide par

l'acidification du sucre de lait. La fermentation de celui-ci produit de l'acide lactique, le lait se *caille*, la caséine se *coagule* et reste plus ou moins longtemps en suspension dans le *petit-lait aigri*.

Nous avons vu (p. 467) l'action de la *présure* sur le lait frais. Celui-ci traité par du sulfate de magnésium laisse aussi précipiter de la *caséine*. Le précipité, lavé avec une solution saturée de ce sel, est ensuite redissous dans l'eau pure, ce qui permet de séparer la matière grasse (le beurre) par filtration. Le liquide clair est ensuite précipité par l'acide acétique étendu, ce qui donne la caséine qu'il suffira de filtrer et de laver.

On peut obtenir plus facilement cette substance, en ajoutant au lait frais un peu de soude caustique, jusqu'à réaction franchement alcaline, puis, agitant le tout avec de l'éther, pour séparer la matière grasse; on décantera ensuite la liqueur éthérée et on précipitera le lait alcalin, débarrassé de graisse, au moyen d'acide acétique étendu. Le précipité de caséine est ensuite lavé avec soin à l'eau pure.

206. Caséine artificielle.

Quand on traite l'albumine par une lessive de soude ou de potasse caustique, on obtient un produit semblable à la caséine du lait et que l'on désigne souvent sous le nom d'*albuminate alcalin* ou de *caséine artificielle*.

Légumine. On trouve dans les pois, les haricots, etc., un principe analogue par ses propriétés et sa composition à la caséine du lait et que, pour cette raison, on a désigné sous le nom de *caséine végétale* ou de *légumine*.

Gluten. Enfin, le *gluten* qui donne à la farine de blé la propriété de faire pâte liante avec l'eau, est aussi une matière

azotée, que nous avons extraite (n° 174) et qui, par ses caractères et sa composition, se rapproche des matières albuminoïdes et notamment de la fibrine.

PRODUITS DE TRANSFORMATION.

207. Osséine, — Gélatine. — Chondrine

On prendra des os débouillis et on les traitera par de l'acide chlorhydrique étendu au 1/5; toute la matière minérale se dissout à la longue et l'os, tout en conservant sa forme, se change en une masse molle, flexible, élastique, que l'eau froide amollit mais ne dissout pas, c'est l'*osséine*.

Après avoir lavé à plusieurs reprises cette osséine avec de l'eau froide, pour bien la priver d'acide, on la fera bouillir avec de l'eau : elle se dissout et se transforme en *gélatine*, dont la solution se prend en gelée par le refroidissement.

Le derme, les tendons et divers autres tissus collagènes sont aussi transformés en gélatine, si on les soumet à l'action prolongée de l'eau à l'ébullition. (Fabrication de la *colle forte*, au moyen des rognures de peaux, etc.)

On obtient un produit tout à fait analogue en traitant les cartilages par de l'acide chlorhydrique étendu, ce qui fournit du *chondrogène*, lequel, bouilli avec de l'eau, se dissout et se transforme en *chondrine*, tout à fait analogue à la *gélatine*.

Ces produits de transformation se distinguent essentiellement, de même que les tissus qui les fournissent, des matières albuminoïdes proprement dites : ils contiennent plus de carbone et ne paraissent renfermer ni soufre ni phosphore.

On attribue généralement à la gélatine la formule $C_6H_{16}Az_2O_2$.

208. Caractères des substances azotées naturelles.

On reconnaîtra assez facilement la présence de l'*azote* dans des matières organiques azotées *naturelles* soit végétales, soit animales. En effet, toutes ces substances, chauffées en vases clos après avoir été mélangées d'alcali caustique ou de chaux sodée, laissent dégager l'azote à l'état d'ammoniaque, gaz bien reconnaissable (n° 83). Si la matière azotée est riche en azote, elle dégage, quand on la brûle à l'air, une odeur particulière (de laine brûlée) et la simple distillation sèche, en vases clos, fait dégager de l'ammoniaque ou du carbonate d'ammoniaque.

En chauffant ces mêmes matières avec un fragment de potassium, l'azote forme du cyanure de potassium qui se reconnaît au précipité bleu qu'il produit dans la solution de sulfate ferroso-ferrique.

Enfin, les matières azotées naturelles chauffées avec de l'oxyde cuivrique dégagent de l'azote libre.

209. Caractères des substances albuminoïdes.

Les plus importantes de ces matières sont généralement caractérisées :

1° par l'action de la *chaleur*, qui *coagule*, vers 70° C, l'albumine dissoute, mais non la caséine ;

2° par la *coloration jaune* qu'elles prennent sous l'influence de l'acide nitrique concentré, cette teinte passe à l'orange sous l'influence de l'ammoniaque ;

3° par la *coloration violacée* intense qu'y produit l'acide chlorhydrique fumant ;

4° par la *coloration bleue* ou *violette* avec le sulfate de cuivre et un excès de potasse. Les solutions des matières albuminoïdes, traitées à froid par une petite quantité de sul-

fate de cuivre et un excès de potasse, donnent une liqueur bleue ou violette. Si les matières albuminoïdes sont solides et qu'on les touche successivement avec une goutte de sulfate de cuivre, puis avec une goutte de potasse et qu'on lave ensuite avec de l'eau, l'endroit touché reste coloré en *violet*;

6° par la *coloration rouge foncé* qui se manifeste sous l'influence du réactif de Millon;

Ce réactif est une solution de nitrate mercurique acide, contenant de l'acide nitreux. On le prépare en dissolvant à froid d'abord puis à l'aide d'une douce chaleur, du mercure dans son poids d'acide nitrique concentré; on étend ensuite la solution nitrique du double de son volume d'eau. On laisse refroidir et en repos pendant quelques heures, puis on décante le liquide de dessus les cristaux qui se sont déposés. C'est la solution ainsi obtenue qui constitue le réactif de Millon. Ce réactif est tellement sensible que la coloration rouge se produit encore dans des liqueurs qui ne renferme qu'un dix-millième de matière albuminoïde.

6° Ces matières, abandonnées à elles-mêmes en présence de l'air et de l'eau, s'altèrent rapidement, entrent en putréfaction et dégagent des gaz putrides (par suite de la présence du soufre et du phosphore).

La distinction des différentes substances albuminoïdes entre elles est des plus difficile. Nous récapitulons, pour terminer, les propriétés et les réactions les plus importantes des corps que nous venons de préparer :

DÉSIGNATION DES SUBSTANCES	SOLUBILITÉ	ACTION		RÉACTIONS DIVERSES
		DES ACIDES MINÉRAUX	DE L'ACIDE ACÉTIQUE	
ALBUMINE du sang, (SERINE). ALBUMINE de l'œuf.	soluble dans l'eau, se coagule par la chaleur vers 70 à 75°; insoluble dans l'alcool qui la précipite.	précipitée, sauf par l'acide phos- phorique.	n'est pas précipitée.	l'albumine se coagule sous l'action de la chaleur, saut en présence des alcalis; il faut donc, pour cet essai, acidifier par l'acide acétique (donc, pour la recherche de l'albumine dans les li- quides pathologiques, il faut acidifier légèrement par l'acide acétique); — un excès d'acide redissout.
ALBUMINE COAGULÉE.	insoluble dans l'eau et dans l'alcool.	insol. dans les acides étendus.	insoluble.	insoluble dans les solutions de carbo- nate et de chlorure de sodium.
FIBRINE, (se trouve dans le sang).	id.	insoluble.	soluble.	soluble dans une solution étendue d'azo- tate de potassium.
CASÉINE, (se trouve dans le lait).	soluble dans l'eau; ne se coa- gule pas par la chaleur; l'alcool la précipite.	précipitée.	précipitée sol. exc. R.	précipitée par le sulfate de magnésium, par la présure.
GÉLATINE (produit de transformation de l'os- séine, etc. par l'ébulli- tion dans l'eau).	insoluble dans l'eau froide, où elle se gonfle; l'eau bouil- lante la dissout; par le re- froidissement, la solution se prend en gelée.	pas de précipité.	pas de précipité.	ne précipite pas le chlorure mercuri- que, ni l'alun; précipitée par le tannin.
CHONDRIINE (transforma- tion analogue des car- tiages).	id.	précipité soluble dans un excès R.	précipité soluble dans un excès R.	précipitée par le chlorure mercurique et par l'alun; ne donne qu'un trouble léger par le tannin.

QUELQUES DONNÉES NUMÉRIQUES UTILES

I. Gaz. — Densité, poids du litre et solubilité.

GAZ	DENSITÉ prise par rapport à		POIDS		SOLUBILITÉ dans l'eau à 15° C.
	air = 1 d.	H = 1 $d \times \frac{28,943}{2}$	molé- culaire	d'un litre à 0° et à 0 ^m 76 de pression grammes	
Acide chlorhydrique	1.204	18.295	36 5	1.635	456 8
— sulfhydrique	1.171	16.950	34.0	1 523	3.2326
Air atmosphérique	1.00	$\frac{28,943}{2}$		1.293	0.0179
Ammoniaque	0.597	8.635	17.0	0.761	727.2
Anhydride carbonique	1.529	22 125	44 0	1 977	1.002
— sulfureux	2.76	39.985	80.0	2.87	47.276
Azote	0.97	14.040	28.0	1.265	0.0148
Chlore	2.47	35.745	71 0	3.156	2.38
Ethylène	0.971	14.055	28.0	1.254	0.1615
Hydrogène	0 069	1.000	2.0	0.089	0.0193
Méthane	0.558	8.075	16.0	0.716	0.0390
Oxyde azotique	1.039	15.035	30.0	1.343	0 2748
Oxyde de carbone	0.968	14.005	28.0	1 254	0.0243
Oxygène	1.106	16.005	32 0	1.430	0.0299
Protoxyde d'azote	1.527	22.095	44.0	1 971	0.7778

N. B. 11^{lit}163 d'hydrogène (0° C et 0^m76 de pr.) pèsent juste 1 gramme.

II. Gaz. — Liquéfaction; température critique.

GAZ	Bout à une températ. de	TEMPÉR. CRITIQUE	PRESSION CORRESP.	SE LIQUÉFIE	
				à une températ. de	sous une pression de
Chlore	— 33°5 C	141° C	83.5 atm.	12°5	8.5 atm.
Acidechlorhydrique	— 35°	52°3	86.	0°	26.
Oxygène	— 181°	— 118°	51.
Acide sulfhydrique	— 61°	100°	92.	0°	16.
Anhydride sulfureux	— 10°	157°	79.	0°	1.5
Azote	— 194°	— 146°	33.	20°	3 3
Ammoniaque	— 38°	131°	113.	0°	4.2
Oxyde azoteux	— 87°	36°	73.	10°	6.2
Oxyde azotique	— 154°	— 93°	71.	20°	8 4
Anhydride carbonique	— 79°	30°9	74.	— 40°	10.
				+ 10°	52.

La température critique est celle au dessus de laquelle un gaz ne peut être liquéfié.

III. Table des densités à 12°5 correspondant aux degrés de l'aréomètre Baumé.

°Bé	d	°Bé	d	°Bé	d
0	0.999	12	1.087	36	1.319
1	1.006	14	1.103	40	1.367
2	1.013	16	1.120	43	1.406
3	1.020	18	1.137	46	1.477
4	1.027	20	1.155	50	1.506
5	1.034	22	1.173	53	1.553
6	1.041	24	1.192	56	1.604
7	1.048	26	1.211	60	1.676
8	1.056	28	1.231	63	1.735
9	1.064	30	1.252	66	1.798
10	1.071	33	1.284	70	1.890

IV. Mélanges réfrigérants les plus ordinairement employés.

<i>Eau et sels.</i>	Nombre de parties	Nombre de degrés dont la température s'abaisse
Nitrate d'ammonium, en poudre,	1	} 26
Eau	1	
Nitrate d'ammoniaque	1	} 29
Carbonate de sodium cristallisé en poudre	1	
Eau	1	
<i>Glace et sels.</i>		
Glace pilée	1	} 17
Sel marin pulvérisé	1	
Glace pilée	2	} 20
Sel marin pulvérisé	1	
Glace pilée	3	
Chlorure de calcium hydraté, pulvérisé	4	} 48
<i>Acides et sels.</i>		
Sulfate de sodium cristallisé, en poudre	8	} 27
Acide chlorhydrique ordinaire	5	

V. Température d'ébullition de solutions saturées.

	Quantité de sel dissous en 100 parties d'eau	Ébullition
Chlorure de baryum	60.1	104°4 C.
Carbonate de sodium	48.5	104°6
Chlorure de sodium	41.2	108°4
Azotate de potassium	335.1	115°9
Carbonate de potassium	205.0	135°0
Azotate de calcium	363.0	151°0
Chlorure de calcium	325.0	179°5

Chimie 33

VI. Évaluation des températures élevées.

COULEUR DU PLATINE	TEMPÉRATURE CORRESPONDANTE
Rouge naissant	environ 525° C
Rouge sombre	» 700
Cerise naissant	» 800
Cerise	» 900
Cerise clair	» 1000
Orangé foncé	» 1100
Orangé clair	» 1200
Blanc	» 1300
Blanc soudant	» 1400
Blanc éblouissant	» 1500

VII. Températures de fusion des principaux métaux

Acier	1300° C.	Fer doux	1500° C.
Aluminium	600	Fonte de fer	1050 à 1500
Antimoine	440	Mercure	— 39,5
Argent	954	Métal de Darcet :	
Arsenic	210	5 plomb, 3 étain, 8 bismuth	94
Bismuth	265	Or	1250
Bronze	900	Platine	1775
Cadmium	500	Plomb	334
Cuivre	1050	Potassium	55
» jaune	1015	Sodium	90
Étain	235	Zinc	450

VIII. Poids des monnaies.

Or	Pièce de 20	francs	6.452 grammes.
	» 10	»	3.226 »
Argent	» 0.50	»	2.5 »
	» 1	»	5 »
	» 5	»	25 »
Cuivre belge	» 1	centime	2 »
	» 2	»	4 »
Nickel »	» 5	»	3 »
	» 10	»	4.5 »
	» 20	»	7 »

TABLE ANALYTIQUE DES MATIÈRES

	PAGES
Préface	V
Objet et division du cours.	I

Partie théorique.

MANIPULATIONS CHIMIQUES

DESCRIPTION DES APPAREILS QUI SERVENT A LES EXÉCUTER	5
--	---

I. OPÉRATIONS PRÉLIMINAIRES

<i>a) Travail du verre</i>	7
Choix du verre	7
Sources de chaleur	8
Précautions à prendre pour travailler le verre	12
Manière de couper un tube	15
» border »	16
» évaser »	16
» effiler »	17
» étrangler. »	18
» courber »	18
» sceller »	19
» souffler une boule	20
» percer un tube	24
» souder les tubes	26
Montage des appareils	29
Observations générales	35
<i>b) Division mécanique des corps, triage et tamisage</i>	36
Instruments tranchants	37
Limes et râpes	37
Concassage	38
Pulvérisation, broyage et trituration	39
Triage et tamisage	42
Porphyrisation	47
Pulvérisation de liquides	48

	PAGES
<i>c) Pesée des corps solides. — Pesée et mesurage des liquides et des gaz</i>	48
Balances	49
Pesée des corps solides	56
» des liquides et des gaz	60
Mesurage » » Polymétrie	61

II. OPÉRATIONS DE LA VOIE SÈCHE

<i>A) PRODUCTION DE LA CHALEUR</i>	71
Chauffage à l'alcool	71
» au charbon de bois et au coke.	76
Fourneaux à tirage naturel	77
» » forcé	82
Chauffage au gaz	84
Compteur aspirateur	87
Régulateurs	88
Principaux appareils brûleurs	95
Brûleurs à air forcé	105
Souffleries.	111
Appareils intermédiaires de chauffage	113
<i>B) OPÉRATIONS DE LA VOIE SÈCHE</i>	120
<i>a) Fusion, moulage et cristallisation par fusion</i>	120
<i>b) Sublimation, cristallisation par sublimation</i>	127
<i>c) Calcination, carbonisation</i>	132
<i>d) Grillage, incinération.</i>	133
<i>e) Coupellation</i>	136
<i>f) Réduction</i>	137

III. OPÉRATIONS DE LA VOIE HUMIDE

<i>a) Solution, dissolution</i>	141
<i>b) Précipitation, cristallisation par solution</i>	153
Précipitation lente, cristallisation.	154
» proprement dite	157
<i>c) Décantation</i>	160
<i>d) Filtration</i>	162
Lavage	174
<i>e) f) Évaporation et dessiccation</i>	179

TABLE ANALYTIQUE DES MATIÈRES

517

	PAGES
g) <i>Distillation</i>	186
» <i>par entraînement</i>	202
» <i>fractionnée</i>	204
Luts	206
IV. OPÉRATIONS SOUS PRESSION	
V. OPÉRATIONS PNEUMATIQUES	
<i>Préparation, purification, conservation et manipulation des gaz</i>	215
<i> Tubes de sûreté</i>	215
<i> Préparation des gaz</i>	218
<i> A froid</i>	218
<i> A chaud</i>	222
<i> Lavage, dessiccation et purification des gaz</i>	226
<i> Dissolution, conservation et manipulation des gaz</i>	232
<i> Dissolution</i>	232
<i> Réception des gaz</i>	234
<i> Transvasement des gaz</i>	245
<i> Supports</i>	247
Partie pratique	
CHIMIE OPÉRATOIRE PROPREMENT DITE	
Observations préliminaires.	249
Installation d'un laboratoire	249
Des accidents de laboratoire	254
Coupures	254
Brûlures.	255
Empoisonnements	256
Explosions	257
Manière de travailler	258
CHIMIE INORGANIQUE	
Hydrogène.	264
Chlore	268
Iode.	273
Acide chlorhydrique	274
» fluorhydrique	277
» iodhydrique	279
» bromhydrique	276

	PAGES
Oxygène	280
Eau.	285
Synthèse de l'eau	285
Analyse	287
Eaux naturelles	288
Eau pure	289
Caractères de l'eau pure	291
Air dissous dans l'eau	292
Acide sulfhydrique,	293
» hypochloreux	297
Chlorures décolorants	298
Chlorure de chaux	298
Anhydride sulfureux	299
Acide sulfurique	302
» disulfurique	305
Azote	306
Ammoniaque	307
Hydrogène phosphoré	310
» arsénié	312
» antimonié	313
Appareil de Marsh. — Distinction des taches arsénicales	313
Chlorures de phosphore	316
Oxyde azoteux	318
Oxyde azotique	319
Acide nitrique	322
Acides phosphoriques	324
Antimoine	329
Pentachlorure d'antimoine	329
Caractères distinctifs des solutions d'antimoine	331
Bismuth	333
Caractères des solutions de bismuth	333
Fluorure de silicium et acide hydrofluosilicique	333
Chlorures stanneux et stannique	335
Caractères des solutions d'étain	336
Carbone	338
Oxyde de carbone	338
Anhydride carbonique	341

TABLE ANALYTIQUE DES MATIÈRES

519

	PAGES
Potassium	343
Carbonate et bicarbonate de potassium	344
Réactions caractéristiques des carbonates	344
Potasse caustique : A) à la chaux, B) à l'alcool	345
Chlorate de potassium	346
Réactions caractéristiques des chlorates	347
Chlorure de potassium	347
Réactions caractéristiques des chlorures	348
Bromure de potassium	349
Caractères des bromures	350
Iodure de potassium	350
Réactions caractéristiques des iodures	350
Pentasulfure de potassium. Foie de soufre	351
Polysulfure de potassium	351
Monosulfure de potassium	352
Réactions caractéristiques des sulfures	352
Sulfite et bisulfite de potassium	353
Caractères principaux des sulfites	354
Sulfate de potassium ; exercice de saturation	355
Réactions caractéristiques des sulfates	356
Nitrate de potassium	356
Caractères distinctifs des nitrates	357
Caractères distinctifs des sels de potassium	358
Sodium	359
Carbonate et bicarbonate de sodium	359
Caractères distinctifs des sels de sodium	361
Ammonium	361
Chlorure d'ammonium ou chlorhydrate d'ammoniaque	362
Nitrate ou azotate d'ammonium, nitrate ammonique, nitrate d'ammoniaque	362
Sulfhydrate d'ammoniaque, sulfhydrate ammonique ou sulfure d'ammonium	363
Sulfate d'ammonium, sulfate d'ammoniaque	364
Sesquicarbonate d'ammoniaque	364
Caractères distinctifs des sels d'ammonium	365

	PAGES
Calcium	365
Oxyde de calcium, chaux vive. — Hydroxyde de calcium, chaux éteinte. — Eau de chaux, lait de chaux	366
Carbonate de calcium. — Bicarbonate de calcium ou bicarbonate monocalcique bihydrique	366
Chlorure de calcium. — Chlorate de calcium	367
Sulfate de calcium	368
Sulfure de calcium	369
Phosphates de calcium	369
Caractères distinctifs des sels de calcium.	369
Baryum	370
Sulfure de baryum	370
Chlorure de baryum	371
Carbonate de baryum	371
Oxyde de baryum, hydroxyde de baryum. — Eau de baryte	372
Nitrate de baryum	372
Caractères distinctifs des sels de baryum	373
Magnésium	373
Hydrocarbonate de magnésium, magnésie blanche. — Oxyde de magnésium, magnésie	374
Chlorure de magnésium	374
Phosphate ammoniaco-magnésien. — Pyrophosphate de magnésium	375
Caractères distinctifs des sels de magnésium	375
Aluminium.	376
Sulfate d'aluminium. — Sulfate d'aluminium et de po- tassium, alun, alun de roche. — Alun calciné, alu- mine. — Aluminate de potassium	377
Hydroxyde d'aluminium	378
Chlorure d'aluminium	379
Sulfure d'aluminium	380
Caractères distinctifs des sels d'aluminium	380
Fer.	381
Réduction de l'oxyde de fer. — Fonte de fer	382

	PAGES
Sulfate ferreux. — Chlorure ferreux. — Hydroxyde ferreux. — Sulfure ferreux	382
Carbonate ferreux. — Bicarbonate ferreux	383
Chlorure ferrique. — Hydroxyde ferrique. — Oxyde ferrique	383
Caractères distinctifs des sels de fer	384
Chrome	386
Bichromate de potassium.	386
Anhydride chromique	386
Alun de chrome	387
Caractères distinctifs des sels de chrome.	387
Manganèse	388
Chlorure manganéux, hydroxyde manganéux	389
Carbonate manganéux. — Oxyde manganéux. — Oxyde manganoso-manganique	389
Manganate de potassium. — Permanganate de potassium	389
Caractères distinctifs des sels de manganèse	390
Nickel	392
Préparation du nickel par électrolyse	392
On préparera du chlorure de nickel en partant d'un alliage de cuivre et de nickel	393
Caractères distinctifs des sels de nickel	393
Zinc	394
Oxyde de zinc, blanc de zinc	395
Carbonate de zinc. — Zinc	395
Caractères distinctifs des sels de zinc	396
Cuivre	397
Nitrate de cuivre. — Oxyde cuivrique, oxyde noir	397
Sulfate de cuivre	398
Chlorure cuivrique. — Chlorure cuivreux	399
Cuivre. — Oxyde cuivrique. — Hydroxyde cuivrique. — Oxyde cuivreux. — Hydrocarbonate de cuivre	399
Sulfure cuivrique.	401
Caractères distinctifs des sels de cuivre	401

	PAGES
Plomb	403
Oxyde de plomb, massicot, litharge. — Oxyde salin, minium	403
Peroxyde de plomb, oxyde puce. — Nitrate plombique.	404
Sulfate de plomb. — Sulfure de plomb. — Chromate de plomb	404
Carbonate de plomb. — Céruse. — Acétate de plomb .	405
Caractères distinctifs des sels de plomb	405
Mercure	406
Nitrate mercureux. — Nitrate mercurique. — Oxyde mercurique, oxyde rouge de mercure	407
Sulfure mercurique. — Sulfure noir. — Vermillon. — Mercure. — Purification du mercure	407
Sulfates mercureux et mercurique. — Chlorure mercu- reux, protochlorure de mercure, calomel. — Chlo- rure mercurique, bichlorure de mercure, sublimé corrosif	408
Caractères distinctifs des sels de mercure	410
Argent	411
Nitrate d'argent	412
On obtiendra, par voie électrolytique directe, de l'argent pur en partant d'un alliage d'argent et de cuivre	412
On retirera l'argent d'un plomb argentifère par la cou- pellation	413
Chlorure d'argent. — Argent pur	413
Bromure d'argent. — Iodure d'argent	414
Caractères distinctifs des sels d'argent	414
ANNEXE	417
Recherche des bases d'une substance minérale, naturelle ou artificielle	417
Recherche de l'élément acide d'une substance	430

CHIMIE ORGANIQUE

Méthane, hydrure de méthyle, hydrogène protocarboné, formène, gaz des marais.	435
--	-----

	PAGES
Fermentation alcoolique. — Alcool éthylique, alcool ordinaire, esprit de vin	435
Diastase. — Maltose	438
Bière. — Alcool obtenu par la distillation de la bière ou du vin.	439
Fermentations lactique et butyrique	439
Extraire l'huile de graines de lin. — Corps gras neutres	442
Savons alcalins. — Acides gras	443
Glycérine. — Savon de plomb, emplâtre simple	444
Mannite	445
Alcool sodé, éthylate de sodium	446
Chlorure d'éthyle. — Éther chlorhydrique	446
Sulfhydrate d'éthyle, mercaptan. — Sulfure d'éthyle	447
Iodure d'éthyle. — Éther iodhydrique	448
Réactions de l'acide sulfurique sur l'alcool éthylique	450
a) à une température modérée; <i>acide sulfovinique</i>	450
b) à la température de 140° à 145°; <i>éther ordinaire</i>	451
c) à une température supérieure à 150°; <i>éthylène</i>	453
Bichlorure d'éthylène, bichlorure éthylénique, liqueur des Hollandais. — Chlorures d'éthylène chlorés. — Éthylènes chlorés	454
Bibromure d'éthylène	456
Nitroglycérine	457
Nitrite d'amyle. — Éther amylnitréux	458
Chloroforme, chlorure de méthyle bichloré	459
Iodoforme. Iodure de méthyle biiodé. Iodure de formyle	460
Aldéhyde acétique. Aldéhyde ammoniacque	461
Glucose, glycose. — Dextrose	462
Fécule — Empois.	463
Sucre de fécule, glucose	464
Amidon. — Gluten.	465
Saccharose, sucre interverti, dextrose et lévulose	465
Lactose, lactine, sucre de lait	467
Caractères distinctifs des divers sucres	467
Cellulose, papier parcheminé. — Nitrocellulose, cellulose nitrée, pyroxyline, fulmicoton, coton-poudre. — Collodion	469
Ferrocyanure de potassium. — Cyanure de potassium. — Cyanure de mercure. — Cyanogène	471

	PAGES
Alcool méthylique, esprit de bois. — Acide formique. — Formiate de plomb	472
Formiate d'éthyle, éther formique, essence artificielle de rhum	474
Acide acétique, fermentation acétique, vinaigre	474
Produits de la distillation du bois : acide pyroligneux, vinaigre de bois, acide acétique.	475
Acétates métalliques.	478
Acétate d'éthyle, éther acétique	479
Acétamide, azoture d'acétyle	480
Stéarate de méthyle	481
Stéarate d'éthyle, éther stéarique	481
Acide oxalique. — Oxalates métalliques	482
Acide tartrique. — Tartrates métalliques	484
Extraction de l'urée des urines. — Nitrate d'urée.	486
Dosage de l'urée	487
Acide urique.	488
Urée artificielle	489
Alcool allylique	490
Distillation sèche de la houille — Benzine	490
Phénol	492
Acide picrique	493
Nitrobenzine	494
Aniline	496
Naphtaline.	497
Extraction du tannin de la noix de galle	498
Alcaloïdes des quinquinas. — Quinine. — Cinchonine. — Sulfate de quinine	499
Matières albuminoïdes	500
Sang — Sérum. — Caillot. — Albumine du sang, sérine. — Fibrine. — Globules du sang. — Albumine de l'œuf	502
Lait. — Caséine	504
Caséine artificielle	507
Osséine. — Gélatine. — Chondrine	508
Caractères des substances azotées naturelles	509
~~~~~	
Quelques données numériques . . . . .	512

## INDEX ALPHABÉTIQUE

---

	PAGES		PAGES
<b>A</b>			
Abducteur	224	Acide picrique	493
Absorption	215	» pyroligneux	475
Accidents de laboratoire	254	» sulfhydrique	293
Acétamide	480	»    »    (accidents)	296
Acétate d'éthyle	479	» sulfovinique	450
Acétates métalliques	478	» sulfurique	302
Acétate de plomb	478	»    »    (accidents)	305
Acides (Recherche des)	430	» stéarique	444
Acide acétique	475	» tartrique	484
» bromhydrique	279	» urique	488
» butyrique	441	Agitateur	145
» chlorhydrique	274	Air atmosphérique	292
» de Nordhausen	305	» dissous dans l'eau	292
» disulfurique	305	Alambic	188
» fluorhydrique	277	» en verre	191
»    »    (accidents)	278	» pour distillation au bain-marie	189
» formique	472	Albuminate alcalin	507
» gras	443	Albumine	504
» hippurique	489	Alcool allylique	490
» hydrofluosilicique	333	» éthylique	435
» hypochloreux	297	» méthylique	472
» iodhydrique	279	» obtenu par distillation de la bière	439
» lactique	439	» ordinaire	435
» métaphosphorique	327	» sodé	446
» nitrique	322	Aldéhyde acétique	461
» fumant	324	» ammoniacque	461
» oxalique	482	Allonge de verre	197
» orthophosphorique	324	Aluminate de potassium	377
Acides phosphoriques (carac- tères des)	328		

	PAGES		PAGES
Alumine	377	Bain de vapeur	117
Aluminium	376	» -marie	157
» (caractères des sels d')	380	Balance de précision	50
Alun	377	» de Roberval	49
» calciné	377	Ballon	129 et 148
» de chrome	387	» Durand	224
» de roche	377	» jaugé	63 et 64
Amidon	465	» tubulé	205 et 224
Ammoniaque	307	Barboteur de Cloez	228
Ammonium	361	» de Liebig	228
» (caractères des sels d')	365	» de Mohr	228
Ampoules scellées	60	Baryum	370
Anhydride carbonique	341	» (caractère des sels de)	373
» » (accidents)	343	Bases (recherche des)	477
» chromique	386	» (tableau synoptique pour	
» sulfureux	299	la recherche des)	430
» » (accidents)	302	Bassine	146
Antimoine	329	Bec à couronne	101
» (caractères des sels d')	331	» Berzélius	97
Appareil à boules de Lebel	206	» Bunsen	8 et 95
» à déplacement	150	» » cintré	95
» » de Soxhlet	152 et 442	Becs » groupés	95
» analyseur	187	» » » pour grille	96
» de Deville	225	» » » » moufle	96
» de Kipp	225	» d'Argand	101
» de Marsh	313	» ordinaire en papillon	8
» déphlegmateur	187	Benzine	490
» pour laver les précipités	178	Bibromure d'éthylène	456
Argent	413	Bicarbonate de calcium	366
» coupellé	413	» de potassium	344
» pur	413	» de sodium	359
» (caractères des sels d')	414	» ferreux	383
Aspirateur double	244	Bichlorure de mercure	408
» simple	244	» d'éthylène	454
Azotate d'ammonium	362	» éthylénique	454
» de cuivre	320	Bichromate de potassium	386
Azote	306	Bière	439
Azoture d'acétyle	480	Bismuth (caractère des sels de)	333
		Bisulfite de potassium	353
		Blanc de zinc	395
		Bloc de Wiesnegg	115

## B

	PAGES		PAGES
Bloc en fonte	114	Carbonates (réactions des)	344
Boîte de secours	x	Carbone	338
Bouchons	29	Carbonisation	132
» avec thermomètre	196	» du bois	473
Brai	492	» de la houille	490
Bromure d'argent	414	Carrelet	163
» de potassium	349	Caséine	504
» (caractères des)	350	» artificielle	507
Broyage	39	» végétale	507
Brosse cylindrique	8	Cavalier miligramme	54
Brûler par dessous	9	Cellulose	469
Brûlures	255	» nitrée	469
Burette anglaise	66	Cémentation	138
» à robinet	67	Cendres	134
» avec caoutchouc et pince	66	Céruse	405
» de Hervé Mangon	67	Chalumeau à bouche	72
» de Mohr	66	» à gaz	10
» de Gay-Lussac	66	» de Fletcher	109
» jaugée	63	» de Fletcher pour chauffage de tubes	110
		» de Schlösing	107
<b>C</b>		Chauffage des tubes sous pres- sion	210
Caillot du sang	502	Chapiteau	189
Calcination	132	Chausse d'Hippocrate	163
Calcium	365	Chaux éteinte	366
» (caractères des sels de)	369	» vive	366
Calomel	408	» (eau de)	366
Capsule	129 et 145	» (lait de)	366
» d'argent	146	Chlorate de calcium	367
» de platine	146	» de potassium	346
» de porcelaine	146	Chlorates (car. distinctifs des)	347
» de verre	146	Chlore	268
Carbamide	489	» (accidents)	272
Carbonate d'ammoniaque	364	Chlorhydrate d'ammoniaque	362
» de baryum	371	Chloroforme	455
» de calcium	366	Chlorure cuivreux	399
» ferreux	383	» cuivrique	399
» manganeux	389	» d'aluminium	379
» de plomb	405	» d'ammonium	362
» de potassium	344	» d'argent	413
» de sodium	359		
» de zinc	395		

	PAGES		PAGES
Chlorure de baryum	371	Condenseur de Liebig	199
» de calcium	367	Cône en charbon	17
» de chaux	298	» en fil de fer	17
» de magnésium	374	» sublimatoire	131
» de méthyle	459	Contrepoids	58
» » bichloré	459	Contusion	38
» de nickel	393	Compteur aspirateur	87
» d'éthyle	446	Corps gras neutres	442
» ferreux	382	Coton-poudre	469
» ferrique	383	Cornues	148, 129 et 192
» manganoux	269 et 389	» en fonte	194
» mercureux	408	» en grès	131
» mercurique	408	» en plomb	194
Chlorures décolorants	298	» en verre	148 et 192
» d'étain	335	» simple	192
» d'éthylène chlorés	454	» tubulée	192
» d'oxydes	298	Courbes de solubilité	143
» de phosphore	316	Couteau en acier	15
» de potassium	347	» pour évaser les tubes	16
» (réactions caractéris- tiques des)	348	Creuset brasqué	122
Choix du verre	7	» de Hesse	121
Chondrino	509	» de Paris	121
Chromate de potassium	386	» de Passau	123
Chrome	386	» de porcelaine	123
» (réaction des sels de)	388	» en argent	124
Cinchonine	499	» en fer	124
Cisailles	37	» en graphite	123
Ciseaux	37	» en platine	123
Cloche	239	» pour réduction, de Rose	140
» à bouton	239	Cristal	7 et 126
» à robinet	239	Cristallisation lente	154
» à transvaser	245	» par fusion	126
» tubulée	239	» par solution	154
Col	189	» troublée	155
Colature	163	Cristallisoirs	155
Colcothar	305	Cristaux des chambres de plomb	303
Colle forte	508	Cucurbité	189
Collodion	469	Cuivre	397
Concassage	38	» (caractères des sels de)	401
Condenseur	197	Cuve hydrargyropneumatique	238



	PAGES
Cuve hydropneumatique	237
Cyanogène	471
Cyanure de mercure	471
» de potassium	470

**D**

Décantation	136
Décoction	153
Décomposition électrochimique de l'eau	287
Décrépitation	156
Degrés Baumé	513
Déplacement (app.)	150
» d'air	235
Dessiccation	179 et 185
Dextrose	46 et 465
Diamant	15
Diastase	438
Digestion	153
Disque dessiccateur	114 et 184
Dissolution	141
» des gaz	232
Dissolvant	142
Distillation	177, 186
» à reflux	202
» au bain-marie	189
» fractionnée	204
» par entraînement	202
» sèche	133
» du bois	475
» de la houille	490
» des os	478
» simple	186
» sous le vide	200
Dosage de l'urée	487
Double pesée de Borda	57

**E**

Eau (analyse de l')	287
» (synthèse de l')	285
» de baryte	372

	PAGES
Eau de chaux	366
» de cristallisation	156
» de Labarraque, de Javel	298
» d'hydratation	156
» d'interposition	156
» forte	320
» mère	155
Eaux naturelles	288
Eau potable	289
» pure	289
» » (caractères de l')	291
Ébullition	179
Efflorescence	157
Emplâtre simple	444
Empoisonnements	256
Encre	498
Entonnoir à rebord	181
» à renflement	164
» à robinet	164
» ordinaire	164
» ondulé, strié	168
Éolipyle	74
Éprouvette	239
» à dessécher de Dumas	289
» à pied	63 et 66
» graduée	69
Esprit de bois	472
» de vin	439
Essence artificielle d'amandes amères	494
Essence artificielle de rhum	474
Étain (caractères des sels d')	336
Étamine	163
Éther acétique	479
» amylo-nitreux	459
» chlorhydrique	446
» formique	474
» iodhydrique	448
» ordinaire	450
» stéarique	481
» sulfurique	450

	PAGES		PAGES
Éther trinitrique de la glycérine	457	Flacon Durand	220
Éthylate de sodium	446	» ordinaire	220
Éthylène	452	Flamme en papillon	8
Éthylènes bromés	456	Flotteur d'Erdmann	69
» chlorés	454	Fluorure de silicium	333
Étonner	40	Foie de soufre	351
Étuve à air	119	Fondant	139
» de Gay-Lussac	116	Fonte	382
» de Hervé Mangon	181	Forge maréchale	82
» pour entonnoir 164, 157, 184		Formène	435
» sèche à double paroi	119	Formiate d'étyle	474
» » à simple »	119	» de plomb	472
» » de Wiesnegg	115	Four à vent	80
Eudiomètre	230	» anglais	102
Évaluation des températures	514	» à manche	77
Évaporation	179	Fourneau à flamme compacte	99
» à siccité	182	» à moufle	79
Exactitude d'une balance	50	» à réverbère	78
Expériences	2	» de calcination	77
Explosions	257	» de coupellation	79
Exsiccateur	184	» de Fletcher	99
Extrait de Saturne	405	» » pour tubes	110
		» de Forquignon et Leclerc	106
<b>F</b>		» Perrot	103
Fécule	463	» » pour coupellation	105
Fer	381	» suédois, de Sefström ou de Mitscherlich	82
» (caractères des sels de)	384	Fromage	81
Fermentation alcoolique	435	Fulmicoton	469
Ferrocyanure de potassium	471	Fumerons	78
Fibrine	503	Fusion	120
Filtration	162	» aqueuse	120
» par succion	173	» ignée	120
» rapide	170		
Filtre à plis	167	<b>G</b>	
» plat	167	Gangue	139
Filtre-presse	170	Gaz des marais	435
Fioles	148	» hilariant	318
Flacon à large goulot	220	» oléfiant	453
» de Woolf à 2 tubulures	220		
» de Woolf à 3 tubulures	227		

	PAGES		PAGES
Gaz. — Densité, poids du litre		<b>I</b>	
et solubilité	512	Incinération	134
» Liquéfaction; tempé- rature critique	512	Indicateur milligramme	55
Gazomètre de Regnault	242	Infusion	153
» à cloche	243	Instruments tranchants	37
Gélatine	508	Iode	273
Globules du sang	502	Iodoforme	456
Glucose	450 et 452	Iodure d'argent	414
Gluten	507	» d'éthyle	448
Glycérine	444	» de formyle	460
» trinitrique	457	» de méthyle biiodé	460
Graisser la lime	37	» de potassium	350
Gravure sur verre	278	Iodures (réactions caractéris- tiques)	350
Grillage	133	Installation d'un laboratoire	249
Grille à combustion	81		
» à gaz	96	<b>L</b>	
» pour distiller l'acide sul- furique	202	Laboratoire	2 et 249
Grisou	435	Lactine	467
<b>H</b>		Lactose	467
Hydrocarbonate de cuivre	399	Lait	504
» de magné- sium	374	Lait de chaux	366
Hydrogène	264	Lampe à alcool simple	71
» antimonié	313	»  » à double courant	72
» arsénié	312	» forge de Deville	75
»  » (accidents)	312	» radiale	100
» bicarboné	453	Lavage des gaz	226
» phosphoré	310	» d'un précipité	174
» protocarboné	435	Légumine	507
» sulfuré	293	Lévigation	45
Hydroxyde cuivrique	399	Lévilose	465
» d'aluminium	378	Lime	14 et 37
» de baryum	372	Lingotière	126
» de calcium	366	Liquation	120
» ferreux	382	Liqueur des Hollandais	454
» ferritique	383	» fumante de Libavius	336
» manganeux	389	» louche	159
Hydrure de méthyle	435	» opaline	159
		Litharge	403
		Lixiviation	150
		Lut à la chaux	206

	PAGES
Lut à la farine de lin	206
» à l'argile	207
» au plâtre	207
» gras	207

**M**

Macération	153
Magnésium	373
» (caractères des sels de)	375
Magnésie	373
» blanche	373
Manganate de potassium	389
Manganèse	388
» (caractères des sels de)	390
Manière de travailler	258
Mannite	445
Marmite de Papin	209
Marteau	38
Mastic Golaz	208
Massicot	403
Matières albuminoïdes	500
» » (réactions caractéristiques des	509
» azotées naturelles	509
Matras	129 et 148
» à sublimer	129
» tubulé	194
Mélanges réfrigérant	[197 et 513
Menstrues	142
Mentonnière	80
Mercaptan	447
Mercure	406
» (caractères des sels de)	410
» (purification du)	408
Méthane	435
Minium	403
Monosulfure d'éthyle	447
» de potassium	352
Mortier d'Abich	41
» d'agate	40
» de bronze	39

	PAGES
Mortier de fer	39
» de porcelaine	39
Moufle	79
Moulage	126

**N**

Nacelle	139
Naphtaline	497
Nickel	392
» (caractères des sels de)	393
Nitrate d'ammoniaque	362
» d'argent	412
» de baryum	372
» de cuivre	397
» mercurieux	407
» mercurique	407
» de plomb	404
» de potassium	356
» d'urée	486
Nitrates (caractères dist. des)	357
Nitrite d'amyle	458
Nitrobenzine	494
Nitrocellulose	469
Nitroglycérine	457
Nitrophénol	493
Nourrir les cristaux	155
Nœuds de ficelle	34

**O**

Obturateur	241
Opérations par voie sèche	6 et 71
» » humide	6 et 141
» gazométriques	6 et 215
» pneumatiques	6 et 215
» préliminaires	5 et 7
» sous pression	6 et 209
Osséine	508
Outre de peau	234
Oxalates métalliques	482
Oxyde azoteux	318
» azotique	319
» cuivreux	399

	PAGES		PAGES
Oxyde cuivrique	397 et 399	Poids atomiques	260
» de baryum	372	» des monnaies	514
» de calcium	366	Poire en caoutchouc	246
» de carbone	338	Polymétrie	61
» » (accidents)	341	Polysulfure de potassium	351
» d'éthyle	451	Porphyrisation	45 et 47
» de magnésium	374	Potasse à la chaux	345
» de plomb	403	» à l'alcool	345
» de zinc	355	» caustique	345
» éthylique	451	Potassium	343
» ferrique	383	» (caractères des sels de)	358
» manganoux	389	Précipitation chimique	48
» manganoso-manganique	389	Précipité	157
» mercurique	407	Précipitant	157
» puce	404	Produits de transformation	508
» rouge de mercure	407	Protochlorure de mercure	409
Oxygène	280	Protoxyde d'azote	318
		Pulpation	38
		Pulpe	38
<b>P</b>		Pulvérisateur	48
Papier à filtrer	165	Pulvérisation	39
» Berzélius	166	» des liquides	48
» Joseph	166	» par intermède	42
» parchemin	469	Pyrophosphate de magnésium	375
Pentachlorure d'antimoine	329	Pyroxyline	469
Pentasulfure de potassium	351		
Percé-bouchons	32	<b>Q</b>	
Permanganate de potassium	389	Queue de rat	33
Peroxyde de plomb	404	Quinine	499
Phénol	492		
Phosphate ammoniaco-mag-		<b>R</b>	
» nézien	375	Rampant	80
» de calcium	369	Râpe, râpure	30 et 37
Pierre infernale	412	Réactifs	1
Piler	39	Recherche des bases	417
Pinces	84	» » (tabl. pour la)	430
» à bouchons	148	» de l'élément acide	
Pipette	63	» d'une substance	430
» graduée	66	» de l'élément ac. d'une	
Pissette	176	» subst. (tabl. pour la)	434
Plomb	403	Récipient à long col	197
» (caractères des sels de)	405		

	PAGES		PAGES
Récipient florentin	203	Substances albuminoïdes	500
Rectification	205	» » (carac-	
Réduction, réducteur	137	» tères des)	509
» de l'oxyde de fer	382	» azotées naturelles	
» » cuivrique	283	(caractères des)	509
Réfrigérant	199	Sucre de fécule	464
Régulateur de Moitessier	88	» de lait	467
» simple	89	» interverti	465
<b>S.</b>		Sucres (caractères distinct. des)	467
Saccharose	465	Sulfate d'aluminium	377
Sang	502	» » et de potassium	377
Saponification	444	» d'ammoniaque	364
Savon alcalin	443	» de calcium	368
» de plomb	444	» de cuivre	398
Scie	37	» de plomb	404
Sel de Saturne	405	» de potassium	355
» de Seignette	485	» de quinine	499
» de soude	359	» de sodium	275
» d'étain	335	» de zinc	266
Sensibilité d'une balance	51	» ferreux	289 et 382
Sérine	502	» monoéthylque	450
Serpentin	189 et 190	» mercurieux	407
» déphlegmateur	205	» mercurique	407
Sérum	502	Sulfates (caractères des)	356
Sesquicarbonat d'ammoniaq.	364	Sulfhydrate d'ammoniaque	363
Siphon	161	» d'éthyle	447
Sodium	359	Sulfite de potassium	353
» (caractères des sels de)	361	Sulfites (caractères des)	354
Solution	141	Sulfure cuivrique	401
» saturée	142	» d'aluminium	380
Soucoupe	238	» d'ammonium	363
Soufflet	11 et 111	» de baryum	371
» à pédale	11	» de calcium	369
Soufflerie hydraulique de		» de plomb	404
Damoiseau	112	» d'éthyle	447
Spatule	43 et 145	» ferreux	382
Stéarate d'éthyle	481	» mercurique	407
» de méthyle	481	» noir de mercure	407
Sublimation	127	Sulfures (caractères des)	352
Sublimé corrosif	408	Superphosphates de calcium	369
		Synthèse de l'eau	285

	PAGES		PAGES
<b>T</b>		<b>Tube de Kowper</b>	237
Taches d'arsenic et d'antimoine (distinction des)	315	» de sûreté	215
Tamisage. Tamis	42	» de Welter	217
Tannage	498	» droit à entonnoir	216
Tannin	498	» » simple	216
Tartrates métalliques	484	» en S	216
Températures de fusion	514	» en U	197 et 227
» d'ébullition	513	» pipette	60
» élevées (évaluation des)	514	<b>U</b>	
Terrine	146	Urée	486
Têts à griller	134	» artificielle	489
Thermo-régulateur d'Arsonval	92	<b>V</b>	
» » de Bunsen	89	Vase à dissolution	149
» » de Schlösing	91	» de Berlin	149
» » de Wiesnegg	90	» d'Erlenmeyer	150
Transvasement des gaz	245	» gradué	64
Travail du verre	7	» jaugé	64
Trébuchet	49	Véhicule	142
Triage	38 et 44	Vérifier si un liquide est saturé par un gaz	352
Triangle	73 et 125	Vermillon	407
Triazotate de glycérine	457	Verre à pied	149
Triazotine	457	» de montre	60
Trichlorure d'antimoine	295	» (choix du)	7
» de phosphore	316	» (travail du)	7
Trituration	39	Vinaigre	474
Trompe	172	Vinaigre de bois	475
Tube à boule	228	Vitriol bleu	399
» » de Wurtz	204	» vert	382
» à étranglement	128	Voie sèche	6 et 71
» à réactions	128 et 147	» humide	6 et 141
» » tubulé	204	<b>Z</b>	
» à soupapes sèches rodées	217	Zinc	394
» cornue	128 et 195	» (caractères des sels de)	396
» de Durand	216		
» de Kerr	237		