

tiers de petits fragments de chaux vive, et l'on y verse ensuite l'alcool, déjà convenablement rectifié, de manière à couvrir à peine la chaux : celle-ci s'éteint promptement, et la chaleur qu'elle développe alors est presque assez forte pour faire bouillir l'alcool ; on laisse celui-ci en digestion avec la chaux pendant deux ou trois heures, et l'on distille ensuite au bain-marie, en ayant soin de refroidir. Le produit n'est pas entièrement privé d'eau après une première opération, et exige alors une nouvelle rectification sur la chaux. Quelquefois même il faut encore avoir recours à l'hydrate de potasse fondu : on en dissout quelques fragments dans le produit, et l'on distille à feu nu ou dans un bain de chlorure de calcium, jusqu'à ce que les trois quarts du liquide aient passé. On perd pas mal de substance par l'emploi de la potasse caustique, et le résidu est toujours coloré en brun, par suite d'une altération que la potasse fait subir à l'alcool.

On s'assure, à l'aide de l'aréomètre, si l'alcool ne renferme plus d'eau. Un autre moyen de reconnaître s'il est absolu consiste à le mettre en contact avec du sulfate de cuivre complètement privé d'eau de cristallisation par la dessiccation à 200 degrés. Ce sel reste entièrement blanc si on l'abandonne avec de l'alcool absolu dans un flacon bouché ; il devient bleu si l'alcool renferme encore de l'eau.

## ÉTHER.



129. Il est très-peu employé dans l'analyse minérale, et ne sert guère qu'à isoler le brôme ; on peut, sans inconvé-

nient, prendre pour cela l'éther du commerce, encore mêlé d'alcool.

Dans les recherches organiques, l'éther présente bien plus d'importance, et rend de grands services comme dissolvant de certaines matières grasses, résineuses, camphrées, etc. Il importe quelquefois de l'avoir exempt d'alcool et d'eau. Pour se procurer un semblable produit, il faut agiter l'éther du commerce, à plusieurs reprises, avec de l'eau, de manière à dissoudre dans ce liquide la totalité de l'alcool ; soutirer avec une pipette, ou avec un siphon, la couche aqueuse au-dessus de laquelle nage l'éther ; abandonner celui-ci pendant vingt-quatre heures avec des fragments de chlorure de calcium, et le rectifier ensuite au bain-marie, en ayant soin de ne pas faire bouillir l'eau du bain. L'éther ainsi rectifié est pur lorsqu'il bout d'une manière constante à la température de 36 degrés.

Il faut se rappeler que l'éther est très-inflammable, et que, mêlée à l'air, sa vapeur détone avec violence à l'approche d'un corps enflammé. Comme cette vapeur se répand très-promptement à une grande distance, il est toujours dangereux de transvaser de l'éther dans un lieu où il y a quelque corps en combustion.

## SULFURE DE CARBONE.



130. Ce corps est un excellent dissolvant du soufre, du phosphore, de l'iode ; il est particulièrement employé pour la recherche de petites quantités d'iode.

Le commerce le fournit dans un état de pureté suffisant.

## ACIDE SULFHYDRIQUE.

HS.

131. L'hydrogène sulfuré est un des réactifs les plus précieux en analyse; il sert à précipiter un grand nombre de solutions métalliques et à reconnaître l'espèce du métal qu'elles renferment à la couleur et aux autres caractères des précipités. Lorsqu'on ajoute du sulfure d'hydrogène à une solution métallique, il s'effectue, entre ce sulfure d'hydrogène et l'oxyde dissous, une double décomposition ayant pour effet la formation de l'eau et d'un sulfure métallique. Le sulfure ainsi produit est tantôt soluble, tantôt insoluble dans la liqueur où il s'est formé; dans ce dernier cas, la couleur du sulfure est souvent caractéristique. On a même fondé sur les différents caractères des sulfures métalliques la méthode d'analyse qualitative généralement usitée dans les laboratoires; elle sera exposée plus loin.

Dans certains cas, l'hydrogène sulfuré sert à faire passer des solutions métalliques à un degré inférieur d'oxydation : il réduit les sels ferriques à l'état de sels ferreux, et transforme l'acide chromique en oxyde de chrome.

On emploie de l'hydrogène sulfuré soit en le faisant arriver à l'état de gaz dans la liqueur qu'on examine, soit en l'y versant à l'état de solution aqueuse. Dans les essais d'analyse qualitative, on peut le plus souvent l'employer sous cette dernière forme, en ayant soin de conserver la solution dans de petites fioles à long col, bien bouchées, et renversées dans un vase rempli d'eau.

On prépare l'hydrogène sulfuré au moyen du sulfure de

fer et de l'acide sulfurique étendu de son volume d'eau. Le sulfure de fer nécessaire à cette préparation s'obtient en mêlant intimement 1 partie de fleur de soufre avec 2 parties de limaille de fer; ce mélange, étant humecté d'eau de manière à former une pâte épaisse, puis chauffé légèrement, se convertit aussitôt en sulfure de fer. La combinaison est accompagnée d'une élévation de température très-considérable, qui peut aller jusqu'à l'incandescence et à la combustion du produit; aussi faut-il, pour éviter le contact de l'air, opérer la combinaison dans le vase même où l'on veut ensuite décomposer le sulfure par l'acide sulfurique : les vapeurs d'eau dégagées par la chaleur préservent alors le produit de ce contact. On emploie, à cet effet, une grande fiole *a* (fig. 89) dont le goulot soit assez large pour recevoir

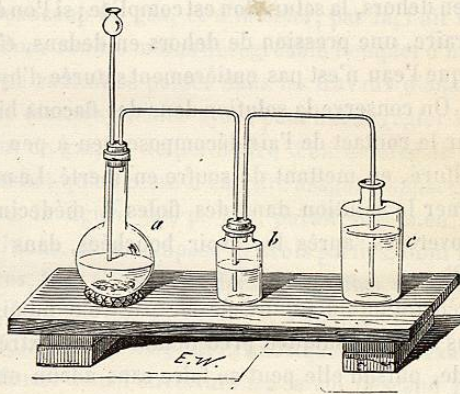


Fig. 89.

un bouchon à deux trous; on introduit dans cette fiole le mélange de soufre et de limaille de fer; on l'arrose d'assez d'eau pour faire une pâte épaisse, et l'on chauffe celle-ci lé-

gèrement. On cesse de chauffer dès que le sulfure commence à se former, ce qui s'annonce par la coloration noire du mélange. On fixe ensuite dans le bouchon un tube descendant jusqu'au fond de la fiole, et recevant extérieurement un petit entonnoir par lequel on verse l'acide sulfurique dilué, destiné à la décomposition du sulfure. L'autre trou du bouchon reçoit un tube recourbé qui dirige le gaz dans un flacon laveur *b*, contenant une petite quantité d'eau : de là l'hydrogène sulfuré passe dans la liqueur soumise à l'analyse, ou, s'il s'agit de préparer une solution aqueuse de ce gaz, dans une fiole *c* remplie d'eau distillée et préalablement purgée d'air par l'ébullition. On reconnaît que l'eau est saturée de gaz, en tenant le pouce sur la fiole remplie d'eau, et en l'agitant fortement; si l'on sent alors une pression de dedans en dehors, la saturation est complète; si l'on éprouve, au contraire, une pression de dehors en dedans, c'est une preuve que l'eau n'est pas entièrement saturée d'hydrogène sulfuré. On conserve la solution dans des flacons bien bouchés, car le contact de l'air décompose peu à peu l'hydrogène sulfuré, en mettant du soufre en liberté. Le mieux est d'enfermer la solution dans des fioles à médecine qu'on tient renversées, après les avoir bouchées, dans un vase rempli d'eau.

La préparation du sulfure de fer par voie humide, telle que nous l'avons indiquée précédemment, est extrêmement commode, puisqu'elle peut se faire sans aucun embarras, au moment même où l'on a besoin d'employer le gaz sulfhydrique. Toutefois il importe de remarquer que le sulfure ainsi préparé renferme toujours une certaine quantité de fer métallique qui dégage du gaz hydrogène par l'acide sulfurique. Ce dernier gaz est sans inconvénient dans la plu-

part des opérations. Pour avoir du gaz sulfhydrique exempt d'hydrogène libre, il faut préparer par voie sèche le sulfure de fer. A cet effet, on porte de la limaille de fer au rouge-blanc dans un creuset de Hesse, disposé dans un fourneau à vent, et l'on jette peu à peu sur le fer du soufre en morceaux, jusqu'à ce que tout le métal soit transformé en sulfure. On peut pratiquer au fond du creuset un trou à travers lequel le sulfure vient couler dans le cendrier, où on le reçoit sur une pelle à charbon. On concasse ce sulfure avant de l'employer; l'hydrogène sulfuré qu'il fournit ne contient ordinairement que très-peu de gaz hydrogène.

132. Les appareils ordinaires, au moyen desquels on prépare l'hydrogène sulfuré, ont l'inconvénient de laisser perdre beaucoup de gaz, et d'infecter, par là, l'air du laboratoire. Pour rendre moins désagréable l'emploi d'un réactif dont on ne saurait se passer dans les travaux d'analyse, on a proposé divers systèmes ayant pour but de régler à volonté le courant de gaz, et de permettre d'en arrêter le dégagement aussitôt qu'on cesse d'en faire usage. L'appareil représenté dans la figure 90, p. 140, paraît très-bien remplir ces conditions. Il se compose de trois parties, dont les deux inférieures, B et C, sont soudées entre elles et portées sur un pied; le réservoir supérieur A s'adapte au vase B par l'intermédiaire d'un long col cylindrique qui est exactement rodé à l'émeri dans l'ouverture *a*; ce col descend jusqu'en *b*, à une petite distance du fond du vase C. Le vase B porte latéralement un goulot *c* par lequel on introduit du sulfure de fer compacte, concassé en petits fragments. On évite que les particules fines de sulfure produites pendant la réaction ne tombent dans le vase C, en mettant préalablement

au fond du vase B un peu d'amiante, ou un disque de cuir percé d'un trou qui laisse passer le col allongé du vase A.

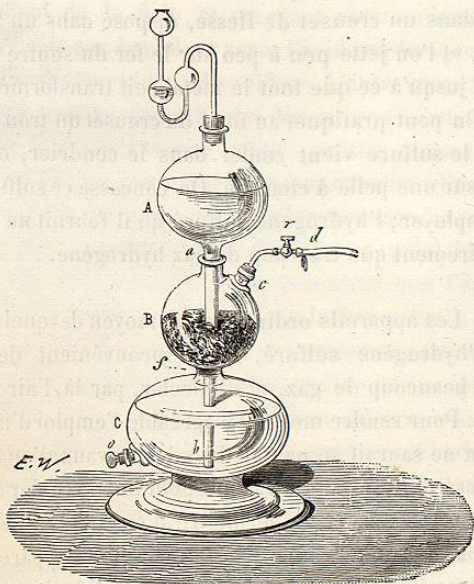


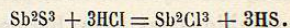
Fig. 90.

A l'aide d'un bon bouchon, on fixe ensuite au goulot *c* le tube à dégagement *d* muni du robinet *r*.

S'agit-il de faire fonctionner cet appareil, on ouvre le robinet *r*, et l'on verse, par l'ouverture supérieure du vase A, de l'acide sulfurique ou de l'acide chlorhydrique étendu en quantité suffisante, non-seulement pour en remplir le vase C, mais aussi pour que le sulfure qui se trouve dans le vase B en soit complètement recouvert. La réaction com-

mence aussitôt et le gaz produit s'échappe par le tube *d*. Pour arrêter le dégagement, il suffit de fermer le robinet; le gaz, n'ayant plus d'issue, comprime alors le liquide et le force à remonter dans le vase A, en sorte qu'on soustrait par là le sulfure à l'action de l'acide. L'ouverture du vase A doit être fermée avec un bouchon dans lequel passe un tube de sûreté; ce tube contient une lessive concentrée de potasse destinée à retenir le peu d'hydrogène sulfuré que laisse échapper la liqueur acide. Quand l'acide est épuisé, on le retire de l'appareil par le goulot que porte le vase inférieur C.

133. Certaines analyses exigent que l'hydrogène sulfuré soit exempt de tout mélange de gaz hydrogène : dans ces cas, d'ailleurs fort rares, on prépare ce réactif en décomposant, avec le concours d'une douce chaleur, le sulfure d'antimoine par l'acide chlorhydrique :



Quel que soit le mode de préparation que l'on adopte, il ne faut jamais négliger de placer un flacon laveur à la suite du générateur de l'hydrogène sulfuré; sans cette précaution on s'exposerait à introduire dans le liquide soumis à l'analyse, soit de l'acide chlorhydrique, soit des matières fixes mécaniquement entraînées. Il est également indispensable de laver le gaz qui sert à préparer le sulfhydrate d'ammoniac, ou la solution d'hydrogène sulfuré employée comme réactif.

## ACIDE CHLORHYDRIQUE.

HCl.

134. C'est l'acide le plus fréquemment employé dans les opérations d'analyse. Il sert principalement à dissoudre les substances qui ne sont pas attaquées par l'eau, à aciduler les liqueurs neutres ou alcalines, et à découvrir l'argent.

L'acide chlorhydrique est un des dissolvants les plus importants. Il dissout ceux d'entre les métaux qui décomposent l'eau en présence d'un acide, tels que le zinc, le fer, l'étain, etc. Il dissout également les sulfures de ces métaux, avec dégagement d'hydrogène sulfuré. La plupart des oxydes sont dissous par l'acide chlorhydrique, et transformés en chlorures; les oxydes basiques y sont en général plus solubles que les oxydes acides: il faut en excepter toutefois l'oxyde d'argent, le protoxyde de mercure et l'oxyde de plomb, ces oxydes donnant des chlorures insolubles ou peu solubles dans l'eau. Récemment précipités, les oxydes sont plus solubles dans l'acide chlorhydrique qu'après avoir été calcinés; il en est même, comme le bioxyde d'étain et l'oxyde de chrome, qui, après la calcination, sont tout à fait insolubles dans l'acide chlorhydrique. Les peroxydes, par exemple ceux de manganèse et de plomb, se dissolvent dans l'acide chlorhydrique avec dégagement de chlore. Quant aux sels, il en est beaucoup qui, insolubles dans l'eau, se dissolvent dans l'acide chlorhydrique: les phosphates et beaucoup de sous-sels sont particulièrement dans ce cas; les sulfates à base de baryte, de strontiane ou de chaux sont insolubles ou peu solubles dans l'acide chlorhydrique.

L'acide chlorhydrique destiné aux analyses doit être étendu d'eau, de manière à présenter une densité de 1,11 à 1,12; très-souvent on emploie même un acide encore plus dilué, et il est rare qu'on ait besoin d'un acide fumant. Dans tous les cas l'acide doit être chimiquement pur.

L'acide chlorhydrique du commerce est ordinairement souillé d'acide sulfurique. On découvre cette impureté en ajoutant une solution de chlorure de baryum à l'acide chlorhydrique préalablement étendu d'eau: il se produit alors un précipité de sulfate de baryte; si l'acide chlorhydrique ne contient que des traces d'acide sulfurique, le précipité de sulfate de baryte n'apparaît qu'à la longue.

La coloration jaune de l'acide chlorhydrique est due soit à un mélange de matières organiques, soit à la présence du chlorure de fer. On trouve ce dernier en saturant l'acide chlorhydrique par de l'ammoniaque; il se produit alors des flocons bruns de peroxyde de fer. La présence du fer en très-petite quantité se découvre encore plus facilement au moyen du sulfhydrate d'ammoniaque, qui précipite des flocons noirs de sulfure de fer. Si la coloration jaune de l'acide chlorhydrique provient d'une matière organique, il laisse un résidu charbonneux par l'évaporation sur un verre de montre.

Il arrive aussi quelquefois que l'acide chlorhydrique renferme du chlore libre. Souvent celui-ci se reconnaît déjà à l'odeur; mais le moyen le plus sûr de le découvrir consiste à ajouter à l'acide chlorhydrique préalablement étendu d'eau une solution d'iode de potassium et un peu d'empois d'amidon: celui-ci est alors coloré en bleu si l'acide chlorhydrique contient du chlore libre.

Lorsque l'acide chlorhydrique est souillé d'acide sulfureux, on peut découvrir celui-ci en y dissolvant du zinc métallique : outre du gaz hydrogène, il se développe alors du gaz sulfhydrique, lequel, étant dirigé dans une solution d'acétate de plomb sursaturée de potasse caustique, produit un précipité noir de sulfure de plomb. On peut aussi chauffer l'acide chlorhydrique avec un peu de protochlorure d'étain, et y ajouter quelques gouttes d'une solution de sulfate de cuivre; la présence de l'acide sulfureux est alors accusée par la formation de flocons brun-noir de sulfure de cuivre.

S'il y a de l'acide arsénieux dans l'acide chlorhydrique, on peut le mettre en évidence au moyen de l'appareil de Marsh.

Enfin, la présence du sel marin ou d'autres sels solides se découvre aisément en évaporant quelques gouttes de l'acide dans un verre de montre ou sur une lame de platine.

On se sert, pour les besoins de l'analyse, de l'acide chlorhydrique qu'on prépare, dans les laboratoires, au moyen du sel marin et de l'acide sulfurique. A cet effet, on introduit 2 parties de sel marin dans un grand ballon *a* (fig. 91), dont le col porte un bouchon où se trouvent fixés un tube de sûreté et un tube destiné à conduire le gaz, d'abord dans un flacon laveur *b*, et de là dans un autre flacon *c* contenant de l'eau distillée. La couche d'eau du flacon laveur doit être tout au plus de l'épaisseur de 2 ou 3 centimètres; de même, l'eau distillée destinée à l'absorption du gaz doit n'occuper que les deux tiers environ de l'autre flacon, le liquide augmentant beaucoup de volume à mesure qu'il se charge de gaz chlorhydrique. Pour éviter une absorption

trop brusque, il faut aussi avoir soin que l'orifice des tubes qui amènent le gaz dans ces deux flacons ne plonge que de

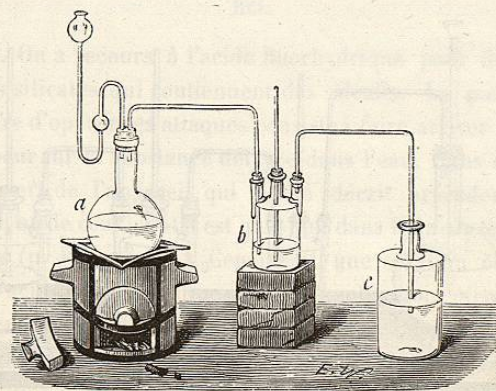


Fig. 91.

quelques millimètres au-dessous du niveau de l'eau. Le ballon repose dans un bain de sable. Quand tout l'appareil est disposé, on verse peu à peu, dans le ballon, par l'entonnoir du tube de sûreté, 3 parties  $\frac{1}{2}$  d'acide sulfurique (de 1,78 densité), étendu de  $\frac{3}{4}$  à 1 partie d'eau. Il faut ne pas verser trop d'acide à la fois et attendre toujours que le boursoufflement produit par chaque addition se soit calmé. Quand tout l'acide est ajouté, on chauffe le ballon avec précaution, tant qu'il passe du gaz chlorhydrique.

135. On peut aussi préparer de l'acide chlorhydrique pur, en faisant arriver lentement de l'acide sulfurique monohydraté dans de l'acide chlorhydrique ordinaire du commerce; l'acide sulfurique s'empare de l'eau et dégage le gaz chlor-

hydrique que l'on conduit dans une série de flacons de Wouff. On dispose l'appareil comme l'indique la figure 92 :

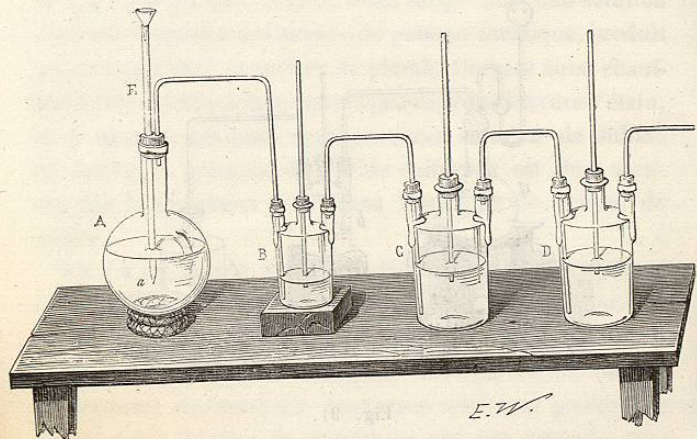


Fig. 92

A est un ballon de 2 ou 3 litres, rempli à moitié d'acide chlorhydrique du commerce; ce ballon est fermé par un bouchon percé de deux trous : dans l'un s'engage un tube abducteur, qui amène le gaz dans les flacons tubulés B, C, D, contenant de l'eau distillée; dans l'autre passe un large tube à entonnoir E, dont l'extrémité effilée *a* plonge dans l'acide chlorhydrique. C'est par ce tube qu'on introduit peu à peu l'acide sulfurique; comme la réaction est fort vive et se détermine rapidement à froid, on ne doit ajouter l'acide sulfurique que très-lentement et avec précaution.

## ACIDE FLUORHYDRIQUE.

HCl.

136. On a recours à l'acide fluorhydrique pour désagréger les silicates qui contiennent des alcalis. La meilleure manière d'opérer ces attaques consiste à faire arriver l'acide en vapeur sur la substance délayée dans l'eau. Dans ce but, on se sert de l'appareil qui a été décrit précédemment (p. 91), ou de ceux dont il est question dans l'*Analyse quantitative* (p. 429 et suiv.). Cependant, une solution concentrée d'acide fluorhydrique pouvant quelquefois être utile, nous en donnons ici la préparation.

On fait réagir 3 parties d'acide sulfurique pur et monohydraté sur 1 partie de fluorure de calcium finement pulvérisé. L'opération se fait dans un appareil de plomb, ou mieux de platine, se composant d'une cornue formée de deux parties, et au col de laquelle s'adapte comme réci-

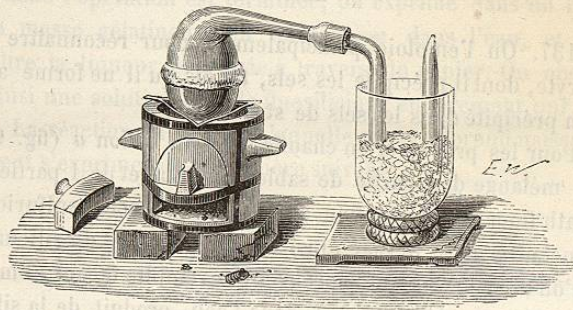


Fig. 93.

vient un tube de plomb recourbé contenant une petite quantité d'eau (fig. 93). Toutes les parties de l'appareil étant

lutées avec soin, on entoure de glace le récipient et on chauffe modérément.

L'acide fluorhydrique ainsi préparé peut contenir non-seulement de l'acide sulfurique entraîné, mais aussi du soufre, de l'acide chlorhydrique et de l'acide hydrofluosilicique provenant des impuretés du fluorure de calcium. Lorsque le spath-fluor contient beaucoup de silice, il faut agiter le mélange et le laisser digérer à froid jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de fumées blanches. On peut alors admettre que la silice a été complètement expulsée sous forme de fluorure de silicium, et chauffer le mélange qui donnera de l'acide fluorhydrique sensiblement. (M. H. ROSE.)

L'acide fluorhydrique liquide se conserve pour l'usage dans des vases d'argent ou de platine.

## ACIDE FLUOSILICIQUE.



137. On l'emploie principalement pour reconnaître la baryte, dont il précipite les sels, tandis qu'il ne forme aucun précipité dans les sels de strontiane.

Pour les préparer, on chauffe dans un ballon *a* (fig. 94) un mélange de 1 partie de sable quartzeux et de 1 partie de spath-fluor en poudre fine avec 6 parties d'acide sulfurique concentré. Il se dégage ainsi du gaz fluorure de silicium, qu'on dirige dans une éprouvette *b* remplie d'eau. Comme le gaz, en se décomposant dans l'eau, produit de la silice gélatineuse qui pourrait obstruer le tube par où il arrive, il est nécessaire de mettre au fond de l'éprouvette une couche de mercure, et de faire plonger l'extrémité du tube à quel-

ques centimètres au-dessous du niveau du métal. De même il faut, de temps à autre, détacher avec une baguette les

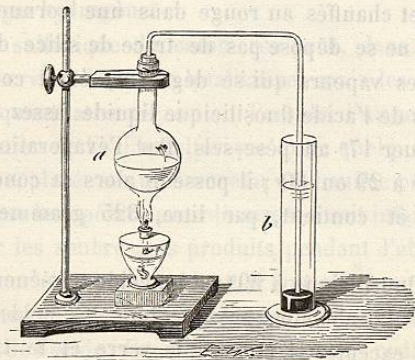
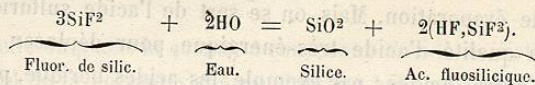


Fig. 94.

couches de silice qui, en se déposant sur le mercure, pourraient entraver le passage du gaz dans la liqueur aqueuse. Quand l'opération est terminée, on exprime dans un linge la masse gélatineuse en suspension dans l'eau, et l'on filtre la liqueur exprimée à travers du papier. On obtient ainsi une solution d'acide fluosilicique entièrement pur.

La réaction en vertu de laquelle ce corps prend naissance peut s'exprimer de la manière suivante :



138. Ce procédé ne peut donner qu'un acide faible marquant 4 ou 5° à l'aréomètre de Baumé quand on pousse l'opération jusqu'à ce que l'eau se prenne en masse par la



gelée de silice. Il est facile d'obtenir un acide beaucoup plus fort en laissant tomber de l'eau goutte à goutte sur un mélange grossier de grès et de fluorure de calcium concassés et chauffés au rouge dans une cornue de grès tubulée. Il ne se dépose pas de trace de silice dans cette réaction; les vapeurs qui se dégagent, étant condensées, fournissent de l'acide fluosilicique liquide assez concentré pour marquer  $17^{\circ}$  au pèse-sels. Par l'évaporation, il peut être amené à  $29$  ou  $30^{\circ}$ ; il possède alors sa concentration maximum et contient, par litre, 325 grammes d'acide anhydre.

L'acide fluosilicique à  $29^{\circ}$  est un acide très-énergique qui chasse, par la chaleur, presque tous les acides, l'acide sulfurique excepté. Il attaque le verre et le transforme en fluosilicate de soude avec assez de rapidité. On doit le conserver dans des bouteilles de grès ou de gutta-percha (M. H. Deville).

## ACIDE SULFURIQUE.



139. Cet acide n'est presque jamais employé comme dissolvant, parce qu'il est bien moins volatil que l'acide chlorhydrique et l'acide nitrique, et qu'il exige une température trop élevée pour pouvoir être chassé des solutions par une simple évaporation. Mais on se sert de l'acide sulfurique, en sa qualité d'acide très-énergique, pour déplacer certains autres acides: par exemple, les acides borique, phosphorique, nitrique, chlorhydrique, acétique, etc. On l'utilise aussi pour mettre en liberté l'iode des iodures, dont il oxyde le métal aux dépens de son propre oxygène, en pas-

sant lui-même à l'état d'acide sulfureux. Étendu d'eau, il trouve un emploi tout spécial dans l'analyse des sels de baryte, de strontiane et de plomb, ainsi que dans la préparation du gaz hydrogène.

L'acide sulfurique du commerce peut, dans la plupart des cas, servir à l'analyse qualitative; mais les opérations d'analyse quantitative nécessitent l'emploi d'un acide distillé. La distillation de l'acide sulfurique exige quelque attention. Une cornue, placée sur un fourneau et chauffée par-dessous, comme dans les opérations ordinaires, serait infailliblement brisée par les soubresauts produits pendant l'ébullition de l'acide; pour éviter cet accident, il faut effectuer la distillation en chauffant la cornue latéralement à une petite distance du niveau de l'acide. Dans ce but, on se sert ordinairement d'une grille de fer à double galerie *g* (fig. 95), au centre de

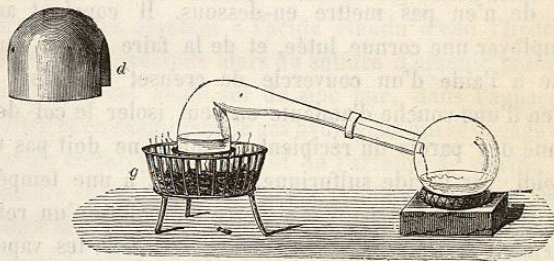


Fig. 95.

laquelle on place la cornue *c* contenant l'acide à distiller. Le col de la cornue s'engage dans un ballon *b*, sans bouchon, destiné à condenser les vapeurs d'acide sulfurique; une coiffe de tôle *d* couvre la cornue pendant la distillation pour la préserver des courants d'air.

A défaut d'une grille spéciale, on dispose l'appareil comme l'indique la figure 96. La cornue repose sur une

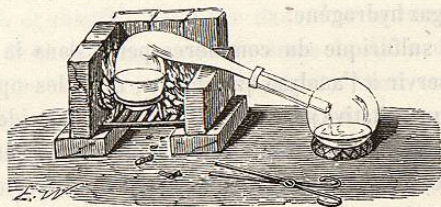


Fig. 96.

grille renfermée dans un système de briques; le col de la cornue est engagé dans le récipient assez avant pour que l'acide en distillant ne coule pas le long des parois; on entoure la panse de la cornue de charbons rouges, en ayant soin de n'en pas mettre en-dessous. Il convient aussi d'employer une cornue lutée, et de la faire porter sur la grille à l'aide d'un couvercle de creuset renversé; au moyen d'une couche d'amiante on peut isoler le col de la cornue des parois du récipient. Celui-ci ne doit pas être refroidi, car l'acide sulfurique, bouillant à une température très-élevée, chauffe le verre au point qu'un refroidissement brusque le ferait éclater. Au reste, les vapeurs se condensent facilement d'elles-mêmes d'une manière complète.

L'acide distillé ne doit laisser aucun résidu par l'évaporation dans une capsule de platine.

140. L'acide du commerce renferme de très-petites quantités de sulfate de plomb; on découvre celui-ci en étendant

d'eau l'acide, et en y ajoutant de l'hydrogène sulfuré, après l'avoir saturé d'ammoniaque: il se produit ainsi un précipité noir de sulfure de plomb. Lorsque l'acide sulfurique contient de l'acide nitrique ou nitreux, on reconnaît cette impureté en versant l'acide concentré sur une petite quantité de sulfate de protoxyde de fer cristallisé, réduit en poudre fine, et en agitant le tout avec une baguette de verre; le mélange prend alors une teinte rose ou violette plus ou moins intense.

Pour débarrasser l'acide sulfurique des composés oxygénés de l'azote, il suffit en général, de le porter à l'ébullition; il vaut mieux cependant le chauffer à  $118^{\circ}$  et y ajouter peu à peu de l'acide oxalique sec jusqu'à ce qu'il ne se colore plus avec le protosulfate de fer (M. J. LÖWE.)

La présence de l'arsenic se découvre, dans l'acide sulfurique, soit en ajoutant à l'acide étendu d'eau l'hydrogène sulfuré, qui précipite alors du sulfure d'arsenic jaune, soit en versant cet acide sur du zinc pur, dans l'appareil de Marsh, et en examinant le gaz hydrogène qui se dégage alors. L'acide sulfurique contenant de l'arsenic se purifie de la manière suivante. On l'étend de 6 fois son poids d'eau, on sature la liqueur d'hydrogène sulfuré, et on l'abandonne à elle-même dans un lieu chaud, après avoir bouché le flacon qui la renferme; quand le précipité arsenical s'est déposé et que la liqueur s'est suffisamment éclaircie, on filtre et on fait bouillir la liqueur filtrée jusqu'à ce qu'elle ait perdu toute odeur. L'acide arsénieux contenu dans l'acide sulfurique peut aussi être facilement éliminé sous la forme de protochlorure d'arsenic ( $\text{AsCl}^3$ ); il suffit pour cela de chauffer l'acide concentré et d'y ajouter du chlorure de sodium par