

petites quantités à la fois, en ayant soin d'agiter sans-cesse avec une baguette de verre (M. J. LÆWE).

## ACIDE SULFUREUX.



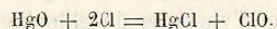
141. La facilité avec laquelle cet acide s'oxyde pour passer à l'état d'acide sulfurique en fait un précieux agent de réduction. Il réduit notamment les sels de mercure, l'acide chromique, l'acide arsénique, les sels de sesquioxyde de fer, etc.

On le prépare en chauffant dans un ballon quelques fragments de charbon avec 6 à 8 fois leur poids d'acide sulfurique concentré; on reçoit le gaz dans un flacon rempli d'eau froide purgée d'air par une récente ébullition. On conserve la solution d'acide sulfureux dans de petites fioles bien bouchées, que l'on a soin de renverser dans un vase contenant de l'eau.

## ACIDES HYPOCHLOLEUX ET HYPOCHLORIQUE.

142. Ces acides sont employés pour dissoudre les sulfures métalliques et pour doser la pyrite des argiles et des calcaires à chaux hydraulique. La pyrite est transformée en sulfate de fer au contact de l'acide hypochloreux (ou hypochlorique), qui n'attaque pas le sesquioxyde et le carbonate de fer; les argiles soumises à ce traitement deviennent tout à fait blanches (M. H. DEVILLE).

143. L'acide *hypochloreux*,  $\text{ClO}$ , s'obtient par l'action du chlore sur le bioxyde de mercure (M. BALARD).



Pour le préparer, on fait passer un courant de chlore, lavé et desséché, dans un tube rempli d'oxyde de mercure et entouré de glace; le gaz hypochloreux est reçu dans l'eau, qui le dissout en quantité considérable. Il est nécessaire de maintenir le tube qui contient l'oxyde de mercure à une basse température, car la réaction développe quelquefois assez de chaleur pour décomposer l'acide hypochloreux. L'oxyde obtenu en précipitant par la potasse une solution de nitrate de bioxyde de mercure est celui qui convient le mieux pour cette préparation; avant de s'en servir, on doit le calciner à une température voisine de celle qui commence à le décomposer (M. PELOUZE).

144. L'acide *hypochlorique*,  $\text{ClO}^4$ , n'est pas un acide distinct, mais une combinaison d'acide chlorique  $\text{ClO}^3$ ,  $\text{ClO}^5 = 2\text{ClO}^4$ ; car, en s'unissant aux bases, il donne toujours un mélange de chlorite et de chlorate (M. MILLON).

Le meilleur procédé pour préparer facilement cet acide consiste à chauffer au bain-marie, à une température qui ne dépasse pas  $50^\circ$ , un mélange intime de parties égales de chlorate de potasse et d'acide oxalique cristallisé. Il se produit, par là, un dégagement régulier d'acide hypochlorique accompagné d'acide carbonique; ces gaz recueillis dans l'eau fournissent une dissolution d'acide hypochlorique (MM. CALVERT et DAVIES).

## ACIDE NITRIQUE.



145. Il sert principalement à dissoudre les métaux et les alliages, ainsi que plusieurs sulfures métalliques: il cède



à ces matières une partie de son oxygène en passant lui-même à l'état de bioxyde d'azote ou d'acide hyponitrique ; aussi leur dissolution est-elle toujours accompagnée d'un dégagement de vapeurs rutilantes. L'or et le platine sont du petit nombre des métaux qui ne sont pas attaqués par l'acide nitrique.

Dans certains cas, on emploie aussi l'acide nitrique pour peroxyder des solutions métalliques, par exemple, pour transformer les sels ferreux en sels ferriques.

Il est rare qu'on emploie l'acide nitrique comme simple dissolvant des oxydes ou des sels ; sous ce rapport, on lui préfère généralement l'acide chlorhydrique, à moins que des raisons particulières ne nécessitent l'exclusion de ce dernier agent. C'est que non-seulement l'acide chlorhydrique est, dans la plupart des cas, un meilleur dissolvant, mais encore il a l'avantage de pouvoir être expulsé plus aisément par la chaleur, quand on l'a employé en excès et qu'on évapore à siccité la solution qui le renferme. L'acide nitrique a aussi cet inconvénient, qu'en présence de matières organiques il peut occasionner des déflagrations fâcheuses, lorsque, après l'avoir saturé par l'ammoniaque, on évapore la liqueur à siccité pour l'expulsion du nitrate d'ammoniaque.

L'acide nitrique servant aux opérations d'analyse doit être distillé et étendu d'eau, de manière à présenter une densité égale à 1,2. Dans certains cas seulement, lorsqu'il s'agit d'oxyder un sulfure métallique, on a besoin d'un acide fumant chargé d'acide nitreux.

L'acide nitrique ordinaire du commerce contient souvent de petites quantités d'acide chlorhydrique ; on découvre cette impureté au moyen du nitrate d'argent, qui y occa-

sionne alors un précipité de chlorure d'argent. Pour purifier un semblable acide, on y verse une solution de nitrate d'argent : tant qu'il se forme un précipité, on laisse déposer celui-ci et l'on décante l'acide dans une cornue, où on le distille presque à siccité ; ensuite on étend d'eau l'acide distillé jusqu'à ce qu'il ait la densité voulue. La figure 97

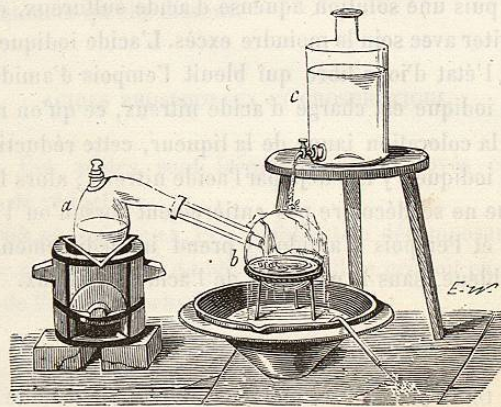


Fig. 97.

ci-jointe représente une distillation d'acide nitrique : *a*, cornue ; *b*, récipient ; *c*, vase contenant de l'eau qui s'écoule sur le récipient pour le refroidir.

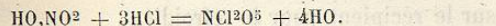
La pureté de l'acide nitrique est aisée à vérifier. La présence de l'acide sulfurique est accusée par le précipité de sulfate de baryte que le chlorure de baryum ou le nitrate de baryte produit dans l'acide nitrique étendu d'eau. S'il contient des parties métalliques, on découvre celles-ci par l'hydrogène sulfuré. Les parties alcalines ou terreuses se trouvent par l'évaporation de quelques gouttes de l'acide dans un verre de montre.



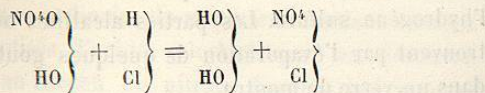
L'acide nitrique qu'on prépare avec le salpêtre du Chili renferme quelquefois de l'iode, provenant de l'iodure de potassium dont ce salpêtre peut être mélangé. Si l'acide nitrique est exempt d'acide nitreux, l'iode y est alors contenu à l'état d'acide iodique; on le découvre, dans ce cas, en ajoutant de l'empois d'amidon à l'acide nitrique étendu d'eau, puis une solution aqueuse d'acide sulfureux, dont il faut éviter avec soin le moindre excès. L'acide iodique passe ainsi à l'état d'iode libre qui bleuit l'empois d'amidon. Si l'acide iodique est chargé d'acide nitreux, ce qu'on reconnaît à la coloration jaune de la liqueur, cette réduction de l'acide iodique s'y fait déjà par l'acide nitreux; alors l'acide nitrique ne se décolore pas entièrement lorsqu'on l'étend d'eau, et l'empois d'amidon y prend immédiatement une teinte bleue, sans le concours de l'acide sulfureux.

## EAU RÉGALE.

146. On la prépare en mélangeant 1 partie d'acide nitrique avec 2 ou 3 parties d'acide chlorhydrique; par la réaction de ces deux acides, il se produit de l'acide chlorhypo-nitrique, du chlore libre et de l'eau<sup>1</sup>:



1. C'est l'interprétation de Gay-Lussac; cependant les expériences de ce célèbre chimiste ne nous paraissent pas concluantes, et nous croyons plutôt que l'acide nitrique et l'acide chlorhydrique produisent d'abord par double décomposition, de l'eau et du chlorure de nitryle,  $\text{NO}^2\text{Cl}$ , lequel constitue le véritable agent chlorurant de l'eau régale:

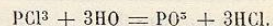


Cette liqueur est un agent de chloruration des plus énergiques. Elle sert à dissoudre l'or et le platine, qui résistent à l'action de l'acide nitrique; elle dissout également le sulfure de mercure, ainsi que le bioxyde d'étain et l'oxyde d'antimoine, toutes substances insolubles dans l'acide nitrique. L'eau régale fait toujours passer à l'état de chlorures les substances qu'elle dissout.

## ACIDES PHOSPHOREUX ET PHOSPHATIQUE.

147. Ces acides sont fréquemment employés comme agents de réduction.

L'acide phosphoreux,  $\text{PO}^3$ , s'obtient en décomposant par l'eau le protochlorure de phosphore; il se produit en même temps de l'acide chlorhydrique:



L'acide phosphatique est un mélange d'acide phosphorique et d'acide phosphoreux qui se produit par la combustion lente du phosphore dans l'air humide. On le substitue avantageusement à l'acide phosphoreux, surtout quand la présence de l'acide chlorhydrique doit être évitée. Pour préparer facilement cet acide, on dispose, dans un entonnoir C (fig. 98), des tubes effilés contenant chacun un bâton de phosphore, et on les abandonne sous une cloche A, ouverte à sa partie supérieure et reposant dans une assiette qui contient de l'eau. Le phosphore disparaît peu à peu et se transforme en un liquide sirupeux qui se rend dans le flacon D. Les tubes de verre sont destinés à empêcher le contact



des bâtons de phosphore et à prévenir l'inflammation de ce corps.

## ACIDE CARBONIQUE.



148. L'eau saturée de gaz carbonique peut être employée

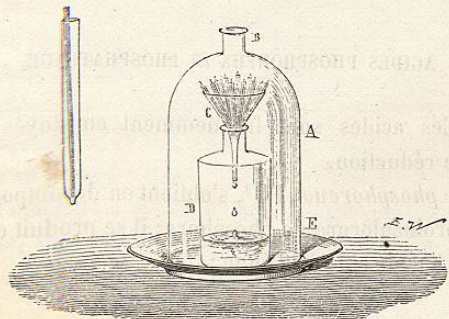


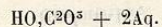
Fig. 98.

pour transformer en bicarbonates solubles plusieurs carbonates insolubles. Cette action permet d'enlever aux précipités d'alumine et de sesquioxyde de fer la chaux qu'ils entraînent souvent lorsqu'on les précipite par l'ammoniaque.

L'acide carbonique est aussi employé à l'état gazeux pour soustraire les corps très-oxydables à l'action de l'air.

Cet acide se prépare toujours en décomposant le marbre blanc par l'acide chlorhydrique.

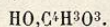
## ACIDE OXALIQUE.



149. L'acide oxalique sert à réduire et à précipiter l'or à l'état métallique; on l'emploie aussi pour précipiter la chaux dans une liqueur ammoniacale.

Pour l'avoir pur, il faut faire recristalliser plusieurs fois l'acide oxalique du commerce, jusqu'à ce que, chauffé sur une lame de platine, il ne laisse plus trace du résidu fixé.

## ACIDE ACÉTIQUE.

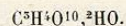


150. On l'emploie quelquefois pour aciduler les liqueurs, lorsqu'il faut éviter l'emploi des acides minéraux. L'acide moyennement concentré du commerce convient fort bien pour cet usage. Il faut s'assurer, avant de s'en servir, qu'il ne laisse pas de résidu par l'évaporation, et qu'il ne renferme ni acide chlorhydrique ni acide sulfurique. L'acide chlorhydrique se découvre au moyen du nitrate d'argent; l'acide sulfurique, à l'aide d'un sel de baryte.

Quelquefois il renferme de l'acide sulfureux; dans ce cas, il précipite le chlorure de baryum après avoir été bouilli avec de l'acide nitrique. Pour purifier un acide acétique chargé d'acide sulfureux, on n'a qu'à le laisser en digestion sur du peroxyde de plomb puce; celui-ci s'empare alors de tout l'acide sulfureux, en le transformant en sulfate; on décante ensuite le liquide et on le purifie par la distillation.



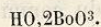
## ACIDE TARTRIQUE



151. Cet acide formant avec certaines bases (oxydes de fer, de manganèse, de chrome, de cobalt, etc.) des sels doubles solubles dans l'eau et indécomposables par les alcalis, on le verse quelquefois dans la solution de ces bases pour en empêcher la précipitation. Il sert aussi à distinguer la potasse de la soude, le bitartrate de potasse étant beaucoup moins soluble dans l'eau que le bitartrate à base de soude.

Pour l'usage, on fait une solution, saturée à froid, de l'acide tartrique du commerce.

## ACIDE BORIQUE VITREUX.



152. Ce réactif est employé pour quelques essais au chalumeau. On se le procure dans le commerce. Il suffit de le réduire en poudre et de le conserver dans un flacon bien bouché.

## ACIDE SILICIQUE.



153. Le quartz réduit en poudre fine, ou la silice provenant des analyses, sert pour séparer l'acide phosphorique d'avec l'alumine. On en fait aussi usage pour certains essais au chalumeau.

## AMMONIAQUE.



154. L'ammoniaque est un des réactifs les plus indispensables. Elle sert particulièrement à saturer les liqueurs acides, et à précipiter un grand nombre d'oxydes métalliques. Elle présente également de l'utilité comme agent de séparation, car elle dissout plusieurs oxydes, notamment ceux de magnésium, de zinc, de cadmium, d'argent, de cuivre, de nickel, de cobalt, tandis qu'elle laisse les autres oxydes à l'état insoluble. Plusieurs oxydes sont précipités par l'ammoniaque, lorsque leur solution est neutre, tandis qu'ils n'en sont pas précipités, même pas un excès d'ammoniaque, si leur solution renferme un excès d'acide : c'est qu'il se forme dans ce dernier cas des sels doubles à base d'ammoniaque et d'oxyde métallique, sels doubles qui sont solubles dans l'eau.

Pour les besoins de l'analyse on emploie l'ammoniaque en solution aqueuse, d'une densité de 0,93 et contenant environ 24 p. 100 d'ammoniaque. L'ammoniaque du commerce peut contenir les acides carbonique, chlorhydrique, sulfurique, phosphorique et arsénique, ainsi que des substances organiques et de petites quantités de matières fixes. Il convient donc de préparer ce réactif au laboratoire, afin de l'avoir parfaitement pur.

On prépare l'ammoniaque en décomposant le sel ammoniac (chlorhydrate d'ammoniaque) par de la chaux caustique :

