

moitié un tube de verre de ce liquide. Dans cette solution d'azotate potassique on verse une petite quantité d'acide sulfurique et d'acide azotique fumant, puis on fixe au-dessus du liquide un papier amidonné. Si le papier bleuit après quelque temps, on conclut à l'existence de l'iode. L'iode existant dans l'acide azotique ne peut être qu'à l'état de combinaison oxygénée dont la solubilité est extrêmement faible dans l'acide azotique et qui, vu sa fixité, reste dans les résidus lorsqu'on purifie l'acide en le soumettant à la distillation fractionnée dans une cornue de verre.

Un procédé de purification très-incomplet, mais plus économique, consiste à distiller l'acide, en mettant de côté les premiers liquides, dans lesquels une forte proportion de produits nitreux et chlorés se condensent.

Pour obtenir l'Acide azotique monohydraté, Millon prescrit de distiller l'acide du commerce dans une cornue de verre où l'on introduit des fils ou mieux de l'éponge de platine. Le premier tiers de l'acide qui distille contient environ la moitié de l'excès d'eau. On ajoute au reste de l'acide son volume d'acide sulfurique concentré, et l'on recueille un acide très-dense qu'une nouvelle distillation avec l'acide sulfurique donne plus concentré encore. Ce liquide est redistillé une dernière fois, afin d'isoler les dernières traces d'acide sulfurique. Lorsqu'on veut le dépouiller des composés nitreux, il faut le porter à la température de l'ébullition, et le faire traverser par un courant de gaz carbonique jusqu'à ce que l'acide soit refroidi. Quant aux traces d'acide sulfurique qui peuvent avoir passé à la distillation, il faut, pour en priver ce produit, le distiller sur du nitrate de baryte anhydre, avant le traitement par l'acide carbonique. L'acide monohydraté doit être conservé à l'abri de la lumière, il possède une densité de 1,52, bout à $+ 86^{\circ}$ et répand à l'air des fumées abondantes.

ACIDE AZOTIQUE ALCOOLISÉ. — Syn. : *Acide nitrique alcoolisé, Esprit de nitre dulcifié.*

Pr. : Alcool rectifié à 90°	3
Acide azotique à 1,31	1

On verse peu à peu l'acide sur l'alcool renfermé dans un flacon à l'émeri. On débouche ce dernier de temps à autre pendant deux ou trois jours, afin de donner issue aux gaz développés par l'action chimique. Pour obtenir l'acide azotique à 1,31, il suffit de mélanger 715 grammes d'acide azotique à 1,42 avec 285 grammes d'eau distillée.

Les produits complexes résultant de la réaction de l'acide azotique sur l'alcool se rencontrent dans cette solution; le plus remarquable

est l'Éther azoteux, lequel donne à l'acide azotique alcoolisé une odeur agréable que l'on a comparée, non sans quelque raison, à l'arôme de certains fruits.

LIMONADE NITRIQUE.

Pr. : Acide azotique pur à 1,42	2 gr.
Sirop de sucre	100
Eau	900

Mélangez avec soin.

ACIDE PHOSPHORIQUE OFFICINAL : $\text{PhO}^3, 3\text{HO}$ ou PhO^3, H^3 .

L'acide phosphorique officinal est une solution aqueuse d'acide phosphorique ordinaire PhO^3H^3 , préparé en oxydant le phosphore par l'acide azotique, puis étendu d'eau distillée jusqu'à ce que le mélange ait une densité égale à 1,45.

Pr. : Phosphore	1
Acide azotique fumant	4
Eau	8

L'appareil (fig. 23) se compose d'une cornue tubulée, et d'un ballon muni de deux tubulures, dont l'une reçoit le col de la cornue, qui repose sur un triangle ou dans un bain de sable. Pendant tout le temps que dure l'opération, le ballon doit être refroidi par un courant d'eau froide.

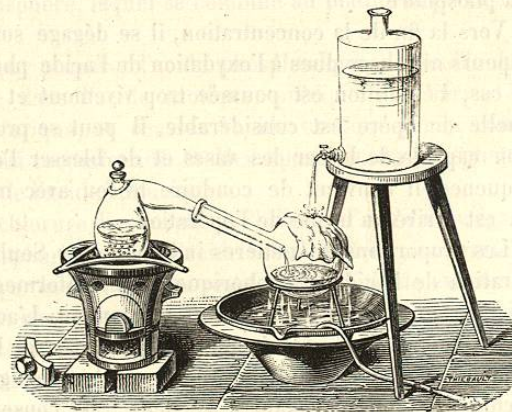


Fig. 23.

On introduit d'abord dans la cornue le mélange d'eau et d'acide, puis le phosphore; on élève ensuite la température afin d'entretenir la réaction, celle-ci est modérée, parce que l'acide azotique n'est pas concentré. Elle est accompagnée d'un dégagement abondant de vapeurs rutilantes, qui se condensent en grande partie dans le ballon; on continue l'opération jusqu'à ce qu'une portion notable de l'acide azotique ait passé dans le ballon. On reverse cet acide dans la cornue, et l'on continue le

feu jusqu'à ce que le phosphore soit entièrement oxydé et dissous. A cette époque, on reverse de nouveau dans la cornue l'acide du récipient, afin de transformer en acide phosphorique une certaine quantité d'acide phosphoreux produit pendant la réaction. Celle-ci ne peut être considérée comme terminée que lorsque le dégagement des vapeurs nitreuses cesse complètement pendant qu'on chauffe le liquide.

Lorsqu'on est arrivé à ce moment de l'opération, le liquide est versé dans une capsule de platine; il y est concentré et débarrassé des dernières traces d'acide azotique, à une température voisine de $+ 190^{\circ}$. Le résidu possède la consistance d'un sirop épais; on l'amène par l'addition de l'eau distillée jusqu'à une densité de 1,45 à $+ 15^{\circ}$. C'est cet acide dilué qui est considéré comme officinal.

Lorsque la distillation de l'acide azotique a été très-rapide, ou quand on a trop attendu pour verser dans la cornue l'acide du récipient, il arrive souvent que des fragments de phosphore viennent nager à la surface du liquide et y brûler. Afin d'éviter cet accident, on introduit dans la cornue l'acide azotique distillé en premier lieu; celui-ci diminue la densité de la liqueur et entraîne la précipitation du phosphore.

Vers la fin de la concentration, il se dégage souvent d'abondantes vapeurs nitreuses dues à l'oxydation de l'acide phosphoreux; si, dans ce cas, l'ébullition est poussée trop vivement et si la masse sur laquelle on opère est considérable, il peut se produire une projection capable de briser les vases et de blesser l'opérateur. En conséquence, il convient de conduire le feu avec ménagement, quand on est arrivé au terme de l'opération.

Les proportions de matières indiquées par Soubeiran pour la préparation de l'acide phosphorique sont conformes aux prescriptions de Berzelius; elles réussissent parfaitement. L'acide azotique étant suffisamment dilué, la réaction est modérée et l'opération marche avec régularité. Les auteurs recommandent en général d'employer l'acide azotique marquant 1,42 dens.; ils conseillent de porter ce liquide à l'ébullition, et d'ajouter le phosphore peu à peu et par fragments séparés, en attendant que la réaction soit opérée sur l'un avant d'en introduire un autre. Ils tiennent dans l'eau le phosphore destiné à l'opération, saisissent chaque fragment avec des pinces, et le font tomber dans la cornue par la tubulure. Cette manipulation est rendue nécessaire par l'action très-vive que l'acide azotique concentré exerce sur le phosphore, mais elle n'est pas sans danger, et nous préférons celle qui a été décrite précédemment.

L'acide phosphorique contient quelquefois de l'acide phosphoreux.

Il suffit, pour reconnaître sa présence, d'ajouter à l'acide étendu d'eau une petite quantité d'acide sulfureux et de chauffer, il se précipite du soufre. Dans ce cas, l'eau est décomposée, il se produit de l'acide phosphorique et de l'hydrogène sulfuré; cet hydrogène sulfuré, en réagissant sur l'excès d'acide sulfureux, donne de l'eau et du soufre. (Wöhler.) L'acide phosphorique obtenu par le procédé que nous venons d'indiquer n'est jamais complètement pur, il renferme toujours une proportion variable de phosphate d'ammoniaque. L'ammoniaque est, en effet, un produit constant de la réduction de l'acide azotique par le phosphore. La quantité d'ammoniaque est généralement assez faible pour que sa présence puisse être négligée dans l'application médicale de l'acide phosphorique.

On obtient également l'acide phosphorique en décomposant le phosphate d'ammoniaque dans un creuset de platine chauffé au rouge. L'acide retient toujours une petite quantité de phosphate d'ammoniaque; si l'on porte le produit au rouge blanc, pour achever la décomposition de ce sel, une partie de l'ammoniaque peut se résoudre en azote et en hydrogène; ce dernier corps réduit quelquefois des traces de phosphore, lequel se combine au platine et perce le creuset.

On peut encore, pour préparer l'acide phosphorique, dissoudre du phosphate de baryte dans l'acide azotique, précipiter la baryte à l'aide de l'acide sulfurique, et chasser l'acide azotique par la concentration. On a aussi recommandé la décomposition du phosphate de plomb au moyen de l'acide sulfurique.

La réaction du perchlorure de phosphore PhCl_5 sur l'eau donne également de l'acide phosphorique et de l'acide chlorhydrique; ce dernier est ensuite expulsé par la chaleur. Du reste, cette méthode est compliquée et elle n'évite pas toujours l'emploi de l'acide azotique, car il est rare que le perchlorure de phosphore soit entièrement privé de PhCl_3 , lequel, au contact de l'eau, fournit de l'acide phosphoreux qu'il importe d'oxyder.

Le premier procédé que nous avons décrit est le plus pratique et le plus simple, il est recommandé par le formulaire légal.

Essai. — L'acide phosphorique étendu et additionné d'un mélange de chlorure de baryum et d'acide azotique, renferme de l'acide sulfurique s'il donne un dépôt blanc insoluble dans une grande quantité d'eau.

Si dans le même acide étendu on fait passer un courant d'acide sulfhydrique, la formation d'un dépôt noir indique la présence du plomb, un précipité jaune révèle la présence de composés arsenicaux.

La présence de l'acide azotique est démontrée par la décoloration d'une solution d'indigo chauffée avec l'acide phosphorique.

Un précipité produit par l'ammoniaque est dû à la magnésie ou à la chaux.

Un précipité blanc soluble dans l'ammoniaque, obtenu par l'affusion de l'azotate d'argent additionné d'acide azotique, révèle la présence de l'acide chlorhydrique.

On reconnaît l'existence de l'ammoniaque en sursaturant l'acide phosphorique par un excès de soude caustique et en chauffant le mélange dans un ballon de verre. Les vapeurs qui se dégagent ne doivent pas donner de fumées blanches à l'approche d'une baguette de verre trempée dans l'acide chlorhydrique faible.

LIMONADE PHOSPHORIQUE.

Pr. : Acide phosphorique officinal à 1,45.....	2 gr.
Sirop de sucre.....	100
Eau.....	900

Mélangez avec soin.

ACIDE BORIQUE : BO^3 . — Syn. : *Acide boracique, Sel sédatif de Homberg.*

L'acide borique officinal est un hydrate cristallin dont la composition est exprimée par la formule $\text{BO}^3, 3\text{HO}$. Cet acide est soluble dans 26 parties d'eau à $+ 15^\circ$, et dans moins de trois parties d'eau à l'ébullition, il est notablement soluble dans l'alcool.

Pour préparer l'acide borique cristallisé :

Pr. : Borate de soude cristallisé (borax).....	20
Eau distillée.....	60
Acide sulfurique marquant 1,84.....	1

On fait dissoudre le borax dans l'eau portée à l'ébullition; on filtre la liqueur bouillante, et on la reçoit dans une terrine de grès; puis on verse petit à petit l'acide sulfurique dans la solution saline, en l'agitant continuellement. On abandonne le liquide à la cristallisation pendant vingt-quatre heures, et, après ce temps, on fait écouler l'eau mère qui baigne les cristaux d'acide borique, en inclinant la terrine. Lorsque l'acide est bien égoutté, on l'arrose avec de l'eau distillée froide, et on le fait égoutter de nouveau; ensuite on le sèche à l'étuve ou au soleil.

Les eaux mères et les eaux de lavage sont réunies, et, par la concentration, on en retire une certaine quantité d'acide que l'on purifie en le dissolvant de nouveau et en le faisant cristalliser.

La préparation de l'acide borique est fondée sur la propriété que possède l'acide sulfurique de déplacer cet acide de sa combinai-

son avec la soude. Tant que la liqueur est chaude, il ne se manifeste aucune cristallisation, tout reste dissous; mais, à mesure que le refroidissement s'opère, l'acide borique se dépose peu à peu, sous la forme de paillettes, et la liqueur finit par se prendre en masse. La quantité d'acide sulfurique employée est plus que suffisante pour saturer la soude; mais cette condition est indispensable à la complète décomposition du sel de soude.

Quand on ajoute l'acide sulfurique dans la dissolution bouillante de borate de soude, il faut opérer avec précaution, car la température s'élève considérablement. D'abord, parce que le liquide est à une température voisine de 100° ; ensuite, parce que l'acide sulfurique et l'eau, au moment du mélange, dégagent beaucoup de chaleur, et enfin, parce qu'il s'en développe une nouvelle quantité due à la réaction chimique qui détermine la formation du sulfate de soude. On peut, ainsi que le prescrit le Codex, se servir d'acide sulfurique convenablement dilué.

Les lavages sont destinés à séparer le sulfate de soude; celui-ci est à l'état de sulfate acide, sel très-soluble, qui est facilement entraîné. Cependant l'acide borique ainsi obtenu retient toujours une trace d'acide sulfurique, dont on ne peut le priver qu'en portant la température au rouge; mais il est suffisamment pur pour l'usage médical.

La séparation de l'acide borique, qui se trouve dans les eaux mères, s'effectue difficilement, parce que cet acide et le sulfate de soude finissent par cristalliser en même temps. Pour éviter cet inconvénient, M. Girardin remplace l'acide sulfurique par l'acide chlorhydrique. On ajoute ce dernier à la dissolution chaude de borax, jusqu'à ce que la liqueur rougisse fortement le tournesol. Comme le sel marin est à peu près également soluble à froid et à chaud, l'acide borique cristallise seul, après l'évaporation des eaux mères; ce procédé réussit bien.

On peut aussi préparer l'acide borique en purifiant l'acide impur de Toscane que l'on trouve dans le commerce. L'opération consiste dans des dissolutions et des cristallisations plusieurs fois répétées.

L'acide borique hydraté pur présente la forme prismatique; mais l'acide médicinal offre l'aspect de lamelles minces et nacrées. Cette différence dans la cristallisation tient à la présence d'une matière grasse qui existe en abondance dans le borax brut; celle-ci se retrouve dans le borax purifié, et accompagne l'acide borique après sa précipitation. Quand on opère avec le borax purifié de l'Inde, on obtient immédiatement cette cristallisation en écailles; mais elle est peu prononcée lorsqu'on se sert du borax provenant de la fabrication

directe au moyen de l'acide borique feuilleté, il faut clarifier la dissolution chaude de borax à l'aide des blancs d'œufs. Au moment où l'on verse l'acide sulfurique, il se fait un précipité floconneux dû à la présence de l'albumine restée en dissolution; on s'en débarrasse en filtrant la liqueur à travers une étoffe de laine. L'acide borique cristallise en belles écailles par le refroidissement.

L'acide borique libre n'est pas employé, mais ce composé sert à la préparation de la *Crème de tartre soluble* (tartrate de potasse et d'acide borique), dont la constitution chimique est analogue à celle de l'émétique. Il importe, dans cette préparation, de ne pas faire usage d'acide borique provenant du borax clarifié par l'albumine.

ACIDE CHLORHYDRIQUE: ClH. — Syn. : *Acide hydrochlorique*, *Acide muriatique*, *Esprit de sel*.

L'acide chlorhydrique pur est gazeux; sa densité par rapport à l'air est égale à 1,26; sa saveur extrêmement acide, son odeur très-irritante. Il se liquéfie à + 15°, sous une pression de 40 atmosphères. L'eau dissout à zéro 480 fois son volume de gaz chlorhydrique, ou environ les trois quarts de son poids. L'acide chlorhydrique officinal est précisément cette solution aqueuse de gaz chlorhydrique.

On le prépare par la réaction de l'acide sulfurique sur le chlorure de sodium.

Pr. : Sel marin décrépité.....	3
Acide sulfurique à 1,84.....	3
Eau.....	1

L'appareil (fig. 24) dont on se sert est celui de Wouff; la décomposition s'opère dans un matras ou dans une cornue placée sur un triangle ou mieux sur un bain de sable, et munie d'un tube en S. Le premier flacon ne renferme qu'une petite quantité d'eau destinée au lavage du gaz; on ne le refroidit pas pendant l'opération. Les autres flacons contiennent une quantité d'eau qui doit être de 700 grammes pour chaque kilogramme de sel marin; ils ne doivent être remplis qu'aux deux tiers. On les refroidit avec soin pendant tout le temps que dure le dégagement du gaz, parce que la dissolution de celui-ci est accompagnée d'une production de chaleur, et que l'eau dissout d'autant plus de gaz chlorhydrique que sa température est moins élevée. Les tubes qui amènent le gaz chlorhydrique doivent plonger à peine dans l'eau; si on les enfonce trop, on augmente sans utilité la pression intérieure, d'autant plus qu'à mesure que l'opération avance, la quantité de liquide s'accroît par suite de l'augmentation de volume résultant de la fixation de ClH. D'ailleurs, l'acide, en arrivant dans

l'eau, forme une dissolution dense qui, en raison même de son poids spécifique considérable, gagne le fond des vases.

On mélange l'acide sulfurique avec la quantité d'eau prescrite, et,

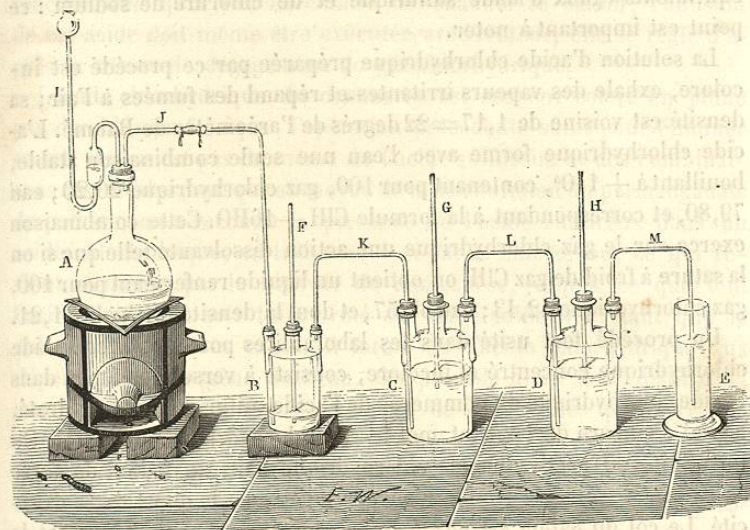


Fig. 24.

lorsque le liquide est refroidi, on l'introduit dans le ballon par portions, au moyen du tube en S I. On laisse la réaction s'opérer à froid, tant que la totalité de l'acide sulfurique n'a pas été versée; de cette façon, le dégagement de gaz est lent et régulier. Quand l'opération ne marche plus à froid, on chauffe modérément la cornue, afin de faciliter la décomposition. La réaction est terminée quand le gaz chlorhydrique cesse de se produire.

On doit employer du chlorure de sodium fondu; la fusion qu'on lui fait subir a pour but de détruire une matière organique contenue dans ce sel, et de décomposer les azotates terreux qui s'y trouvent souvent mélangés; ces sels, sous l'influence de l'acide sulfurique, donneraient de l'acide azotique. Ce dernier, en réagissant sur l'acide chlorhydrique, engendrerait du chlore et de l'acide azoteux, lesquels se condenseraient dans le produit et altéreraient sa pureté.

Les proportions de chlorure de sodium et d'acide sulfurique indiquées plus haut sont telles que tout le chlore du sel marin est transformé en acide chlorhydrique, et le sodium en bisulfate de sodium. En un mot, il est nécessaire d'employer 2 équivalents d'acide sulfu-

rique monohydraté pour 1 équivalent de chlorure sodique, comme l'indique l'équation suivante : $2\text{SO}^3\text{H} + \text{ClNa} = \text{ClH} + (\text{S}^2\text{O}^8\text{Na},\text{H})$.

A une température modérée, la réaction serait incomplète avec équivalents égaux d'acide sulfurique et de chlorure de sodium : ce point est important à noter.

La solution d'acide chlorhydrique préparée par ce procédé est incolore, exhale des vapeurs irritantes et répand des fumées à l'air ; sa densité est voisine de 1,17 = 22 degrés de l'aréomètre de Baumé. L'acide chlorhydrique forme avec l'eau une seule combinaison stable, bouillant à + 110°, contenant pour 100, gaz chlorhydrique 20,20 ; eau 79,80, et correspondant à la formule $\text{ClH} + 16\text{HO}$. Cette combinaison exerce sur le gaz chlorhydrique une action dissolvante telle que si on la sature à froid de gaz ClH , on obtient un liquide renfermant pour 100, gaz chlorhydrique 42,43 ; eau 57,57, et dont la densité est égale à 1,21.

Un procédé fort usité dans les laboratoires pour préparer l'acide chlorhydrique concentré et incolore, consiste à verser peu à peu dans l'acide chlorhydrique du commerce de l'acide sulfurique monohydraté, lequel s'empare de l'eau et met le gaz chlorhydrique en liberté. On introduit 100 parties d'acide chlorhydrique dans un ballon de verre assez grand pour que l'acide n'occupe guère que le quart de sa capacité. Le col du ballon est fermé au moyen d'un bouchon portant le tube de dégagement et un tube droit E effilé à son extrémité inférieure, laquelle plonge dans le liquide : l'acide sulfurique (200 parties) pénètre dans l'acide chlorhydrique à l'aide de l'entonnoir placé

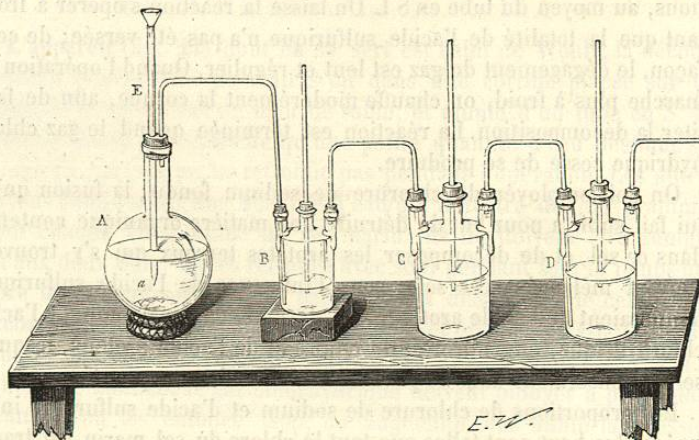


Fig. 25.

à l'extrémité supérieure du tube E (fig. 25). Le tube adducteur con-

duit le gaz chlorhydrique dans un premier vase laveur B, et ensuite dans une série de flacons C, D contenant de l'eau distillée, que l'on remplace dès qu'elle est saturée. L'acide sulfurique détermine la réaction sans qu'il soit nécessaire de chauffer le ballon ; l'affusion de cet acide doit même être exécutée avec lenteur, elle se règle d'après la vitesse de dégagement du gaz chlorhydrique.

L'acide chlorhydrique du commerce est souvent coloré en jaune par du chlorure ferrique ; l'opération précédente suffit pour éliminer ce sel ; il n'en est pas de même de l'acide sulfureux et des combinaisons arsenicales. Lorsque au moyen de la décoloration du permanganate de potasse, on a reconnu la présence de l'acide sulfureux dans un acide chlorhydrique, on traite celui-ci par le chlore, ou, ce qui revient au même, par le bioxyde de manganèse, jusqu'à ce que tout l'acide sulfureux soit transformé en acide sulfurique ; tant que le chlore n'est pas en excès, il forme de l'acide chlorhydrique aux dépens de l'hydrogène de l'eau. On procède alors à la distillation avec l'acide sulfurique, et l'on a soin de séparer les premières liqueurs condensées dans le flacon laveur, afin de constater, au moyen du sulfate d'indigo, si elles renferment du chlore. Dans ce cas, on remplace le liquide par de nouvelle eau distillée, le chlore étant presque immédiatement éliminé.

L'acide sulfurique provenant du traitement des pyrites arsénifères

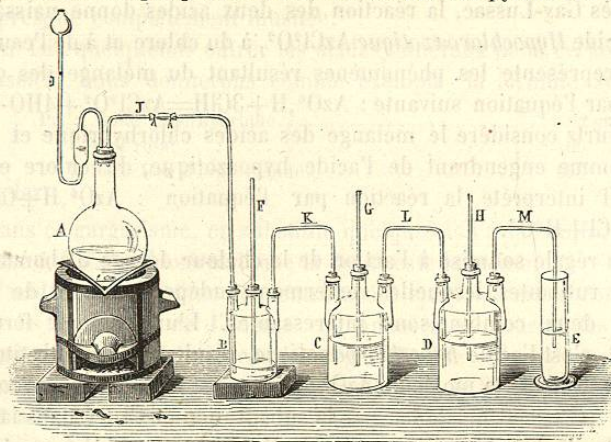


Fig. 26.

laisse fréquemment des composés arsenicaux dans l'acide chlorhydrique industriel. Pour priver ce dernier de l'arsenic qu'il renferme, on le soumet à la distillation, après addition de 2 à 5 millièmes de sul-

fure de baryum. On a recours, dans les laboratoires, à l'appareil de Woulf (fig. 26).

Certains acides du commerce ne renferment ni brome, ni iode, ils doivent être préférés, car les procédés de purification que nous venons d'indiquer manquent d'efficacité pour débarrasser l'acide chlorhydrique de ces corps simples. Les acides bromés et iodés doivent être rejetés, en raison de leur difficile purification.

LIMONADE CHLORHYDRIQUE.

Pr. : Acide chlorhydrique pur à 1,17.....	2 gr.
Sirop de sucre.....	100
Eau.....	900

Mélangez avec soin.

EAU RÉGALE.

Pr. : Acide chlorhydrique à 1,17.....	3
— azotique à 1,32.....	1

Mélez dans un flacon à l'émeri, que vous ne boucherez qu'après plusieurs jours et que vous conserverez à l'abri de la lumière.

Le mélange des deux acides présente immédiatement une coloration jaune; il a reçu des anciens chimistes le nom d'*Eau régale* à cause de la propriété qu'il possède de dissoudre l'or en le transformant en chlorure.

D'après Gay-Lussac, la réaction des deux acides donne naissance à de l'acide *Hypochloroazotique* $AzCl^2O^2$, à du chlore et à de l'eau; ce savant représente les phénomènes résultant du mélange des deux acides par l'équation suivante: $AzO^6, H + 3ClH = AzCl^2O^2 + 4HO + Cl$.

M. Wurtz considère le mélange des acides chlorhydrique et azotique comme engendrant de l'acide hypoazotique, du chlore et de l'eau. Il interprète la réaction par l'équation: $AzO^6, H + ClH = AzO^4 + Cl + H^2O^2$.

L'Eau régale soumise à l'action de la chaleur dégage d'abondantes vapeurs rutilantes, lesquelles renferment, indépendamment de Cl et d' AzO^4 , deux combinaisons intéressantes. L'une a pour formule $AzCl^2O^2$, c'est l'acide *hypochloroazotique*, résultant de la substitution de 2Cl à 2O dans la molécule AzO^4 ; l'autre est l'acide *Chloroazoteux* $AzClO^2$, qui prend naissance par la substitution de Cl à O dans la molécule de l'anhydride azoteux AzO^3 . M. Wurtz considère ces deux produits comme jouant un rôle secondaire dans l'action chlorurante et oxydante de l'eau régale; suivant lui, la chloruration et l'oxydation résultent presque exclusivement du chlore et de l'acide hypoazotique.

M. Chancel explique différemment les phénomènes et suppose que les réactions énergiques de l'eau régale sont dues à la production d'un composé AzO^4, Cl qu'il désigne sous le nom de *Chlorure de nitryle* ou mieux d'*azotyle*.

En variant les proportions d'acide azotique et chlorhydrique contenues dans l'eau régale, on peut faire prédominer l'action chlorurante ou l'effet oxydant du mélange, d'après le but qu'on se propose d'atteindre. M. Lefort a insisté sur ce fait connu, et a recommandé l'emploi d'une eau régale formée de 3 parties d'acide azotique et de 1 partie d'acide chlorhydrique, lorsqu'il s'agit de transformer rapidement et intégralement le soufre en acide sulfurique.

Bien que l'eau régale possède des propriétés caustiques très-puissantes, elle n'est presque jamais employée en médecine; c'est un agent réservé aux opérations chimiques, et dont on fait un fréquent usage dans l'essai et l'analyse des substances métalliques.

ACIDE CHLORHYDRIQUE ALCOOLISÉ. — Syn. : *Alcool muriatique, Esprit de sel dulcifié.*

Ce liquide se prépare en mélangeant :

Acide chlorhydrique officinal.....	1
Alcool à 90°.....	3

Cette solution paraît retenir des traces d'éther chlorhydrique, elle est presque complètement inusitée.

On fait quelquefois entrer les acides minéraux dans certains *Gargarismes*; nous donnerons comme exemple la formule suivante :

Pr. : Acide chlorhydrique.....	2 gr.
Miel rosat.....	60
Décoction d'orge mondé.....	250

Mélez.

Dans ce gargarisme, on substitue quelquefois l'acide sulfurique alcoolisé à l'acide chlorhydrique; la dose reste la même.

L'acide chlorhydrique concentré a été spécialement recommandé dans le traitement de l'angine couenneuse; on touche les parties malades à l'aide d'un pinceau imprégné d'acide chlorhydrique. Dans les salivations mercurielles, M. Ricord touche le bord libre des gencives avec un pinceau trempé dans l'acide chlorhydrique. Les parties touchées doivent être immédiatement essuyées afin d'éviter l'attaque des dents.

On a prescrit les acides minéraux dilués, sous la forme de lotions, dans le traitement de plusieurs maladies cutanées, et comme détersifs, pour le pansement des ulcères sanieux à marche indolente.

On prépare des pédiluves et des bains acides aujourd'hui bien rarement usités. Voici les formules adoptées :

PÉDILUVE CHLORHYDRIQUE.

Pr. : Acide chlorhydrique..... 100 à 200 gr.
Eau..... S. Q.

Mélez. Le bain sera pris dans un vase de grès ou de bois.

PÉDILUVE NITRIQUE.

Pr. : Acide nitrique..... 1
Eau..... 125

On prépare de même le *Pédiluve nitro-muriatique* au moyen de l'eau régale. (Inusité.)

BAIN ACIDE.

Pr. : Acide chlorhydrique..... 1000 gr.
Eau..... 200 litr.

Mélez. Ce bain a été prescrit dans le traitement du favus et de quelques autres maladies de la peau.

On préparait de la même façon un bain à l'aide de l'eau régale.

ACIDE CHROMIQUE OFFICINAL : $\text{CrO}_3 + \text{Aq}$.

Syn. : *Solution officinale d'acide chromique.*

Bichromate de potasse cristallisé..... 100
Eau distillée..... 1000
Acide sulfurique à 1,8..... 2000

On dissout le bichromate dans une terrine de grès vernissée, et l'on maintient le liquide à une température d'environ 50°, au moyen d'un bain-marie. Dans la solution chaude on verse l'acide sulfurique, en ayant soin de l'ajouter par petites quantités à la fois, et d'agiter vivement le liquide à l'aide d'une baguette de verre.

Le mélange est placé dans une pièce dont la température est voisine de 25 à 30°, et on le laisse en repos pendant vingt-quatre heures. Après ce temps, on trouve la terrine tapissée par une couche épaisse d'acide chromique cristallisé en prismes aciculaires d'une belle couleur rouge. La liqueur acide surnageant les cristaux est décantée avec soin, et quand, par une inclinaison convenable de la terrine, on a fait écouler la plus grande partie des eaux mères, on détache les cristaux au moyen d'une lame de platine, et on les fait égoutter sur un entonnoir dont le bec renferme quelques fragments de verre. Le poids des cristaux ainsi obtenus est de 650 grammes pour 1000 grammes de bichromate de potasse. Placés sur une plaque de porcelaine déglorée ou sur une brique poreuse et maintenus dans une étuve

chauffée à 35 degrés, ces cristaux éprouvent une nouvelle dessiccation qui réduit leur poids à 620 grammes environ.

C'est avec les cristaux ainsi séchés que la solution caustique d'acide chromique employée dans les hôpitaux de Paris est préparée dans nos laboratoires.

SOLUTION CAUSTIQUE D'ACIDE CHROMIQUE. (HÔPITAUX.)

Acide chromique cristallisé et séché à 35°..... 100
Eau distillée..... 100

La solution s'opère immédiatement par simple mélange; elle marque 1,47 au densimètre à la température de + 15°.

Bien qu'il existe une combinaison définie d'acide chromique et d'acide sulfurique, on ne peut pas craindre ici sa formation, puisque la réaction de l'acide sulfurique sur le bichromate de potasse a lieu au sein de l'eau, et qu'en présence de ce liquide la combinaison $\text{CrO}_3, \text{SO}_3\text{H}$ se détruit rapidement et donne naissance à de l'acide chromique et à de l'acide sulfurique.

Les cristaux dont nous venons d'indiquer le mode de préparation sont bien constitués par l'acide chromique, et ils ne renferment, quand ils ont été bien égouttés, que des quantités insignifiantes d'acide sulfurique et de bisulfate de potasse, résultant de l'interposition des eaux mères. Au point de vue des applications thérapeutiques, cet acide chromique est très-suffisamment pur, et les traces d'acide sulfurique qu'il retient, 1/100 environ, ne nuisent en rien à ses propriétés.

Si l'on veut priver complètement ces cristaux de l'acide sulfurique qu'ils contiennent, il suffit de les dissoudre dans l'eau distillée et d'ajouter peu à peu à la dissolution du chromate de baryte, Il se forme du sulfate de baryte qui se dépose et de l'acide chromique qui reste avec celui qu'il s'agit de purifier. La liqueur décantée, soumise à l'évaporation dans le vide ou dans un courant d'air chaud, donne de l'acide chromique cristallisé et pur. Notons encore une fois que cette purification est inutile pour l'acide destiné à la préparation de la solution caustique.

Outre les acides minéraux dont nous venons de donner la préparation, le Codex mentionne diverses solutions acides que nous étudierons ultérieurement. *L'acide sulfhydrique dissous* sera traité à propos du *soufre* et des *sulfures*; *l'acide cyanhydrique médicinal*, avec les *cyaniques*; et *l'acide carbonique dissous*, dans le chapitre réservé aux *eaux minérales gazeuses*.

Emploi thérapeutique des acides minéraux.

Les acides minéraux, suivant leur état de dilution ou de concen-