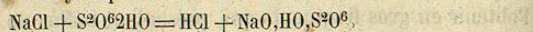


cette opération, l'eau des flacons s'échauffe et augmente de volume.

La réaction qui donne naissance à l'acide chlorhydrique dans ces préparations est la suivante : l'acide sulfurique réagissant à la température ordinaire, ou à une température peu élevée sur le sel marin donne de l'acide chlorhydrique et du bisulfate de soude :



Presque toute la chaleur dégagée dans la réaction est absorbée par le passage de l'acide chlorhydrique à l'état gazeux. La réaction s'arrête là quand on ne chauffe que légèrement dans des ballons de verre ; il faut alors environ 100 gr. d'acide sulfurique pour 60 gr. de sel marin.

Mais si, comme dans l'industrie (330), on fait la préparation dans des

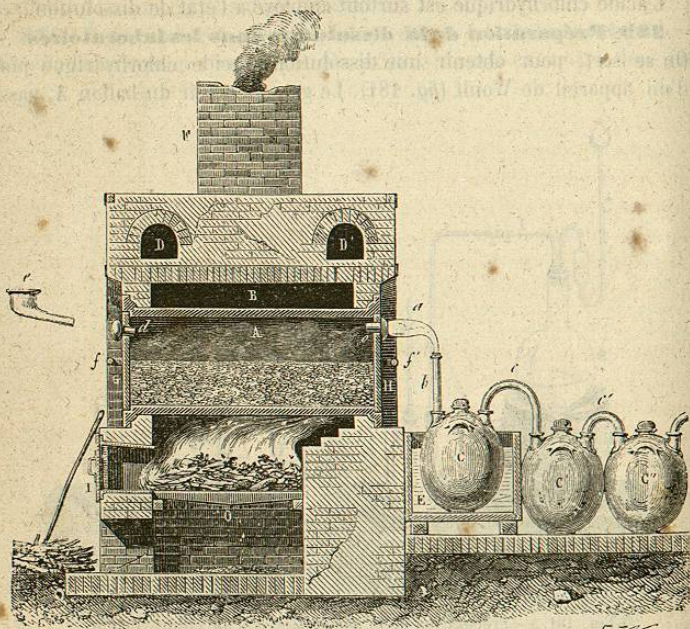
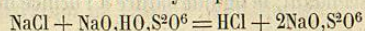


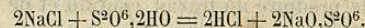
Fig. 182. — Préparation industrielle de l'acide chlorhydrique dans les cylindres.

appareils qui permettent d'élever la température jusqu'au rouge, on peut n'employer qu'un poids d'acide sulfurique égal au poids du sel marin, parce que le bisulfate, formé dans la première partie de l'opération, réagit sur le sel marin sous l'influence d'une température élevée, et donne du sulfate neutre et de l'acide chlorhydrique :



1. On peut encore, pour cette préparation, mettre dans le ballon de l'acide chlorhydrique du commerce, et ajouter peu à peu l'acide sulfurique qui, s'unissant à l'eau fera dégager le gaz acide chlorhydrique.

de sorte que la réaction complète de l'acide sulfurique sur le sel marin s'exprime par la formule :



330. Préparation industrielle. — La préparation industrielle de l'acide chlorhydrique n'est que la partie accessoire d'une fabrication plus importante, celle du sulfate neutre de soude, destiné à produire la soude artificielle. Elle se fait par le procédé des *cylindres* ou par celui des *fours*.

Dans le premier procédé, le sel est introduit dans de grands cylindres en fonte A (fig. 182), fermés par des obturateurs G, H, lutés avec de l'argile. On verse l'acide sulfurique concentré, par un entonnoir courbe qui doit, pendant la marche de l'opération, être remplacé par un bouchon métallique d.

Le gaz acide, sortant par l'ouverture o, va se dissoudre dans des bonbonnes de grès, qui contiennent de l'eau. Quand les premières bonbonnes sont saturées, on les enlève et on rapproche les suivantes, qui se satureront à leur tour.

Pour achever la condensation des vapeurs d'acide chlorhydrique, on les fait passer, au sortir des bonbonnes, dans des tours analogues aux tours en poteries de la figure 185 ; un mince filet d'eau coule en sens contraire du mouvement des gaz. On évite ainsi les pertes d'acide chlorhydrique et les dommages que ce gaz acide causerait aux cultures voisines de l'usine.

L'acide du commerce doit marquer 22 à l'aréomètre de Baumé.

Dans le procédé des *cylindres*, on est obligé d'employer l'acide sulfu-

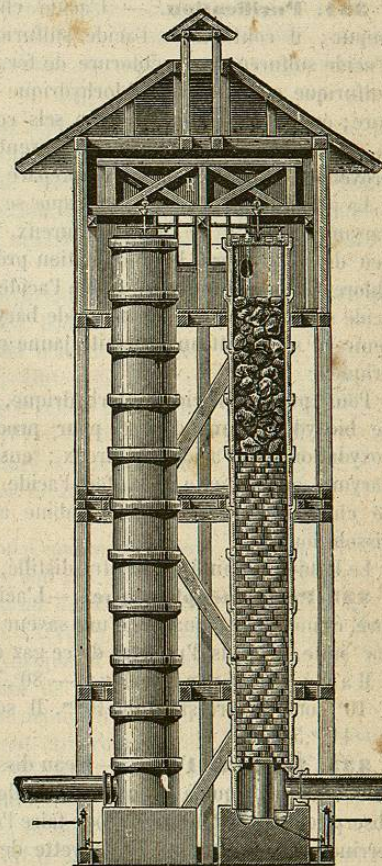


Fig. 185. — Tours en poteries pour la condensation de l'acide chlorhydrique.

rique concentré marquant 66° Baumé, parce qu'il attaque moins rapidement la fonte que l'acide étendu. Le procédé des *fours à moufle* a le double avantage de produire un travail continu et de permettre l'emploi de l'acide sulfurique à 52°, tel qu'il sort des chambres de plomb. Nous décrirons ces fours à l'occasion de la préparation du sulfate de soude (784 et note).

331. Purification. — L'acide chlorhydrique du commerce est impur; il contient de l'acide sulfurique entraîné, ainsi qu'un peu d'acide sulfureux et de chlorure de fer, produits par l'action de l'acide sulfurique et de l'acide chlorhydrique sur la fonte à haute température; on y trouve en outre les sels contenus dans l'eau employée à la condensation de l'acide, et souvent un peu de chlorure d'arsenic, provenant de l'acide sulfurique préparé à l'aide de pyrites.

La présence de l'acide sulfurique se reconnaît par le chlorure de baryum. S'il y a de l'acide sulfureux, on le constate en ajoutant un peu de chlore après la précipitation préalable de l'acide sulfurique: le chlore, décomposant l'eau, oxyde l'acide sulfureux et le transforme en acide sulfurique que le chlorure de baryum peut alors précipiter. L'arsenic se reconnaît au précipité jaune qu'il donne avec l'acide sulfurique.

Pour purifier l'acide chlorhydrique, on y ajoute d'abord un peu de bioxyde de manganèse pour produire le chlore nécessaire à l'oxydation de l'acide sulfureux; ensuite à l'aide du sulfure de baryum, on précipite à la fois l'acide sulfurique et l'arsenic. L'excès de chlore, s'il y en a, se combine avec le chlorure de fer de la dissolution.

Le liquide décanté devra être distillé.

332. Propriétés physiques. — L'acide chlorhydrique est un gaz incolore, d'une odeur piquante, d'une saveur très acide. Sa densité est 1,247; par suite, le poids d'un litre de ce gaz est: $1^{\text{er}}, 295 \times 1,247 = 1^{\text{er}}, 614$.

Il a été liquéfié par Faraday à -80° , sous la pression ordinaire, ou à $+10^{\circ}$ sous la pression de 40^{atm} . Il se solidifie vers -115° et fond à $-112^{\circ}, 5$.

333. Action de l'eau. — L'eau dissout 500 fois son volume de gaz acide chlorhydrique à la température de 0° ; quand le gaz est pur, son absorption est instantanée. Pour faire l'expérience, on plonge dans une terrine pleine d'eau une éprouvette de ce gaz reposant sur une soucoupe qui contient du mercure, puis on la soulève. Dès que l'ouverture de cette éprouvette sort du mercure, l'eau s'y précipite avec une violence capable de briser le verre. On peut encore opérer avec un flacon, comme pour le gaz ammoniac (fig. 102). L'ascension de l'eau est beaucoup moins rapide quand le gaz est mélangé d'un peu d'air.

Le gaz acide chlorhydrique, en se dissolvant dans un grand excès d'eau, dégage 17c,5.

Un morceau de glace introduit dans une cloche pleine d'acide chlorhydrique sur la cuve à mercure fond en absorbant le gaz¹.

Au contact de l'air humide, il répand d'épaisses fumées (fig. 184), dues à ce que le gaz, s'emparant de la vapeur d'eau qui existe dans l'atmosphère, forme avec elle un hydrate ayant une force élastique très faible, et par suite, se condensant sous forme de brouillard. Pour faire l'expérience, on débouche une éprouvette de gaz recueilli sur le mercure, ou encore on verse dans un tube, fermé par un bout, un peu d'acide sulfurique sur le sel marin; on voit apparaître des fumées blanches très acides.

333 bis. Hydrates. — Le gaz acide chlorhydrique, mis en contact avec l'eau, ne s'y dissout pas simplement, à la manière du gaz ammoniac, par exemple; il forme une véritable combinaison avec dégagement de chaleur. Cette dissolution, placée dans le vide ou chauffée, n'abandonne pas tout son gaz, tandis que la dissolution ammoniacale perd tout le sien.

La dissolution d'acide chlorhydrique saturée à -20° fournit un hydrate cristallisé $\text{HCl} + 4\text{HO}$ (MM. Isidore Pierre et Puchot), contenant 50 pour 100 d'acide et formé avec dégagement de 11c,6. ($\text{HCl} + 4\text{HO} = \text{HCl}, 4\text{HO} + 11\text{c}, 6$) fusible à -18° . Saturée à 0° , elle a pour densité 1,12 et contient 40 pour 100 d'acide. L'acide saturé à la température ordinaire a pour densité 1,18, il marque 22° à l'aréomètre de Baumé et contient 54 pour 100 d'acide.

Exposé à l'air, ce liquide répand d'épaisses fumées; il laisse échapper une partie de son gaz provenant de la dissociation du premier hydrate défini; un courant d'acide carbonique passant à travers cet acide entraîne du gaz acide chlorhydrique d'abord en grande quantité, puis en quantité de plus en plus faible; il reste un nouvel hydrate défini dont la densité est 1,12; sa composition peut être représentée par la formule: $\text{HCl} + 12\text{HO} = \text{HCl}, 12\text{HO} + 16\text{c}, 5$.

Enfin ce nouvel hydrate a lui-même une tension de dissociation, quoique très faible; et sous l'influence de la chaleur, une nouvelle quantité de gaz s'échappe; la température, s'élevant peu à peu, devient stationnaire à 110° . Le produit qui distille alors a pour densité 1,10; sa composition peut se représenter à peu

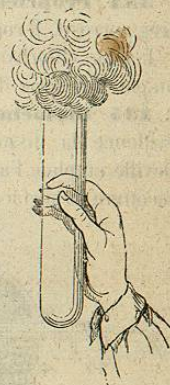


Fig. 184. — Fumée produites par le gaz acide chlorhydrique au contact de l'air.

1. En mélangeant de la neige aussi spongieuse que possible (non massée) avec son poids d'acide chlorhydrique ordinaire à -1° , on obtient, par l'agitation, au bout d'une minute, une solution à peu près complète et ayant une température de $-57^{\circ}, 5$. Si l'acide avait été préalablement refroidi à -48° , on aurait un abaissement de température suffisant pour congeler le mercure (M. Witz)

2. Continuet. 1. al principio

près par la formule : $\text{HCl} + 16\text{HO}$. Quand on fait varier la pression que supporte la dissolution, on constate que la composition de la vapeur qui passe à une température constante, est un peu différente de celle ci-dessus indiquée (Roscoë et Dittmar), parce que les quantités relatives de vapeur d'eau et d'acide chlorhydrique qui distillent en même temps que l'hydrate, varient avec la température.

La dissolution d'acide chlorhydrique, saturée à la température ordinaire, contient donc, outre des hydrates stables, un hydrate en dissociation et par suite de l'air chlorhydrique anhydre, tandis que la dissolution étendue ne contient que des hydrates stables, formés avec dégagement d'une quantité de chaleur beaucoup plus considérable (39c,5 au lieu de 22c). Cette différence des quantités de chaleur à restituer à l'acide anhydre et à l'acide en dissolution étendue explique la différence considérable d'action de la dissolution concentrée et de la dissolution étendue, dans un grand nombre de réactions telles, par exemple, que celle que nous avons signalée (267) dans la préparation du gaz acide sulfhydrique et (300) dans la préparation du chlore.

334. Propriétés chimiques. — L'acide chlorhydrique est un acide très corrosif. Il rougit fortement la teinture de tournesol.

L'acide chlorhydrique est partiellement décomposable par la chaleur ou par une série d'étincelles électriques en chlore et en hydrogène.

335. Dissociation de l'acide chlorhydrique. — Pour mettre en évidence la dissociation de l'acide chlorhydrique, H. Sainte-Claire Deville emploie l'appareil chaud et froid (fig. 185) décrit au § 232 ; il recouvre la surface argentée du tube froid d'une petite couche de mer-

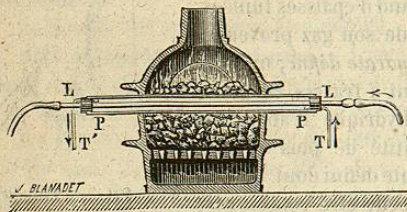


Fig. 185. — Dissociation de l'acide chlorhydrique.

curure, qui forme un amalgame inattaquable par l'acide chlorhydrique. On chauffe alors le tube de porcelaine au rouge blanc, pendant qu'un courant de gaz acide chlorhydrique passe dans l'espace annulaire. On constate que l'acide chlorhydrique qui sort de l'appareil contient une petite quantité d'hydrogène que l'on isole en absorbant le gaz acide ; et, à la fin de l'expérience, on reconnaît qu'il s'est formé à la surface du tube froid un peu de chlorure de mercure et de chlorure d'argent. L'acide chlorhydrique se dissocie donc sous l'influence de la chaleur, mais sa tension de dissociation est encore très faible vers 1350 et 1400°.

Les métalloïdes sont en général sans action sur l'acide chlorhydrique, cependant un mélange de gaz acide chlorhydrique et d'oxygène ou d'air, passant dans un tube de porcelaine rempli de fragments de même ma-

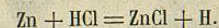
tière et chauffé au rouge sombre, donne du chlore et de l'eau. La réaction est due à ce que : $\text{H} + \text{O} = \text{HO}$ gaz dégage 29c,5, tandis que : $\text{H} + \text{Cl} = \text{HCl}$ gaz n'en a dégagé en se formant que 22c. Cependant, la réaction est incomplète parce que, à la température de l'expérience, l'eau a une tension sensible de dissociation, qui permet la réaction inverse.

Le silicium décompose également l'acide chlorhydrique (517).

Tous les métaux, sauf l'or et le platine, décomposent le gaz acide chlorhydrique ; le mercure et l'argent ne le décomposent sensiblement qu'aux environs de 550° ; l'action de l'acide gazeux (M. Berthelot), et même de sa dissolution, se produit à froid avec les métaux alcalins, ainsi qu'avec l'aluminium, le fer et le zinc : l'hydrogène est mis en liberté, et il se forme un chlorure métallique. Ex. : si dans une éprouvette à pied contenant du zinc (fig. 186) on verse de l'acide chlorhydrique en dissolution, il se produit une vive effervescence et il se dégage du gaz hydrogène qui, à l'approche d'une bougie, brûle avec une flamme très vive :

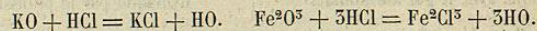


Fig. 186. — Action du zinc sur l'acide chlorhydrique

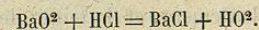


Cette réaction est utilisée pour préparer l'hydrogène (81).

L'acide chlorhydrique, en agissant sur les oxydes basiques, forme des chlorures dont la formule correspond à celle de l'oxyde ; il se produit en même temps de l'eau :



Avec les oxydes singuliers, comme le bioxyde de baryum, l'acide chlorhydrique donne un chlorure et de l'oxygène qui s'unit à l'eau (107) :



Avec les sulfures, il produit un chlorure et de l'acide sulfhydrique (267).

Le gaz acide chlorhydrique et le gaz ammoniac se combinent à volumes égaux, pour former un corps solide, le chlorhydrate d'ammoniaque. On peut faire l'expérience à l'aide des deux éprouvettes d'égale capacité sur la cuve à mercure. Si l'on veut constater simplement la production du sel ammoniac, il suffit d'approcher l'un de l'autre deux verres (*fig. 187*) contenant, le premier, une dissolution d'ammoniaque, le second, une dissolution d'acide chlorhydrique; on verra aussitôt se former d'épaisses fumées blanches de chlorhydrate d'ammoniaque.

336. Composition. — On peut déterminer la composition de l'acide chlorhydrique par l'analyse ou par la synthèse.

1° **ANALYSE.** — Dans une cloche courbe (*fig. 188*) on fait passer 4 vol. de gaz acide chlorhydrique, puis on y introduit un globule de potassium et on chauffe avec une lampe à alcool. Le potassium s'empare du chlore et met l'hydrogène en liberté. Il reste, à la fin de l'expérience, 2 vol. d'hydrogène. De ce résultat, et de la considération des densités, on peut facilement déduire la composition de l'acide chlorhydrique.

En effet, si de la densité de l'acide chlorhydrique. . .	1,2470
On retranche la demi-densité de l'hydrogène.	0,0546
On obtient sensiblement la demi-densité du chlore. . .	1,2124

Un volume d'acide chlorhydrique est donc formé d'un demi-volume de chlore et d'un demi-volume d'hydrogène, unis sans condensation.

2° **SYNTHÈSE.** — Après avoir rempli de chlore sec, à la manière ordinaire, un flacon dont le col est usé à l'émeri, on remplit d'hydrogène

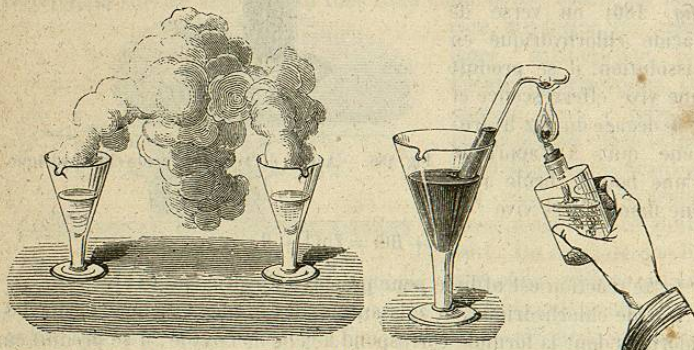


Fig. 187. — Combinaison du gaz acide chlorhydrique avec le gaz ammoniac. *Fig. 188.* — Analyse de l'acide chlorhydrique par le potassium.

sec un ballon de même capacité, dont le col peut, en pénétrant dans celui du flacon, le boucher hermétiquement (*fig. 189*). Les deux vases étant réunis, on les abandonne quelque temps à la lumière diffuse; la combinaison s'effectue lentement, et la teinte de chlore disparaît. On achève la combinaison en exposant l'appareil aux rayons solaires.

Si l'on ouvre alors les deux vases sur la cuve à mercure, on reconnaît que le volume n'a pas varié; il ne reste aucune trace de chlore ni d'hydrogène, car le tournesol n'y est pas décoloré et le gaz est complètement absorbable par l'eau. En effet, si l'on introduit une dissolution de tournesol, tout le gaz disparaît et le tournesol se colore en rouge.

Cette expérience conduit à la même conclusion que la précédente: le chlore et l'hydrogène se combinent à volumes égaux sans condensation. Comme d'ailleurs l'équivalent du chlore en volume est 2 volumes, ainsi que celui de l'hydrogène, il en résulte que l'équivalent en volume de l'acide chlorhydrique est 4 vol.

337. Applications. — La plus grande partie de l'acide chlorhydrique est utilisée dans l'industrie pour la fabrication du chlore et des hypochlorites décolorants: eau de Javel (**756**), chlorure de chaux (**878**).

On en emploie d'assez grandes quantités pour la préparation du sel ammoniac et des chlorures d'étain, d'antimoine, de baryum et de calcium; pour décaper le fer, pour isoler la gélatine des os, et pour préparer l'hydrogène et les acides volatils, comme l'acide carbonique et l'acide sulfhydrique.

Pour reconnaître l'acide chlorhydrique dans les cas d'empoisonnement, M. Bouis propose de prendre les liquides dans lesquels on suppose qu'il existe de l'acide chlorhydrique; on les filtre, on y ajoute du chlorate de potasse et une feuille d'or; puis on maintient le mélange au bain-marie. S'il y a de l'acide chlorhydrique libre, l'or se dissout (on le constate par le protochlorure d'étain); il n'en serait pas de même, s'il n'y avait que des chlorures, même en présence des acides de l'estomac.

EAU RÉGALE.

338. Composition. Propriétés. — L'eau régale est un mélange d'acide chlorhydrique et d'acide azotique. Elle peut dissoudre l'or et le platine, qui sont inattaquables par chacun de ces acides séparés. C'est à sa propriété de dissoudre l'or (*le roi des métaux*) qu'elle doit son nom.

Pour mettre en évidence l'action de ce mélange, on prend deux ballons contenant chacun une feuille d'or: dans l'un on met de l'acide azotique, dans l'autre de l'acide chlorhydrique: l'or reste inaltéré; on peut chauffer les ballons sans que l'attaque se produise; mais, si l'on vient à mêler les deux liquides, en versant le contenu de l'un des ballons dans l'autre, on voit immédiatement l'or disparaître. Dans le contact de l'acide azotique et de l'acide chlorhydrique, il s'est produit du chlore qui a dissous le métal:

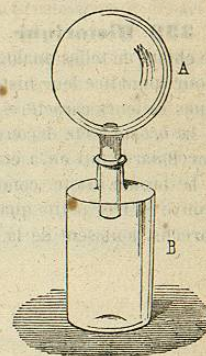


Fig. 189. — Synthèse de l'acide chlorhydrique.

Il se forme encore, dans le mélange de ces liquides, deux composés signalés par Baudrimont : l'acide chloro-azoteux, AzO^2Cl (367), et l'acide chloro-hypoazotique, AzO^2Cl^2 (368).

L'eau régale employée dans l'industrie est faite en mélangeant 1 vol. d'acide azotique à 55° Baumé avec 4 vol. d'acide chlorhydrique à 22°. On peut d'ailleurs varier ces proportions suivant l'usage auquel on destine cette eau régale.

BROME.

Équiv. Br = 80. — 2 vol. Poids atom. Br = 80.

339. Historique. État naturel. — Le brome et l'iode présentent avec le chlore de telles analogies dans leurs propriétés chimiques, qu'il nous suffira, pour connaître leur histoire, de dire en quelques mots leurs propriétés physiques et leurs caractères chimiques essentiels.

Le brome a été découvert, en 1826, dans les eaux mères des marais salants, par Balard, qui en a étudié les propriétés.

Le brome existe, comme le chlore et l'iode, dans les eaux de la mer; il s'y trouve en très petite quantité, mais certains végétaux, comme les fucus et les varechs, jouissent de la remarquable propriété d'absorber des quantités rela-

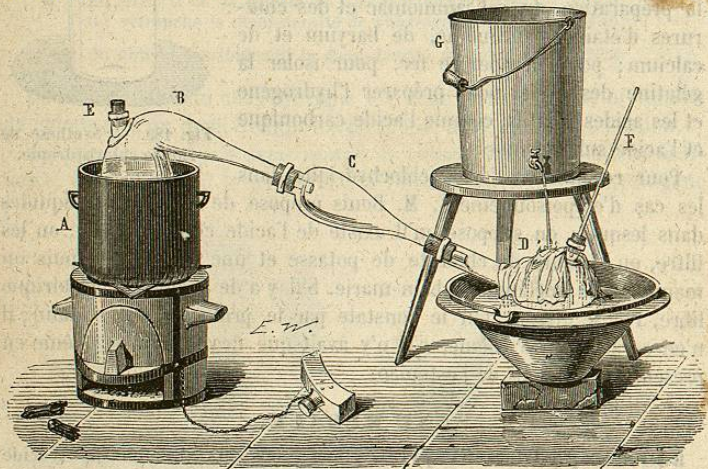
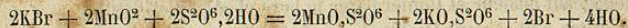


Fig. 190. — Préparation du brome.

tivement considérables de ce métalloïde. Un grand nombre de sources minérales salées contiennent également des bromures : telles sont, par exemple, celles de Kreuznach et celles de Kissingen. On en extrait de grandes quantités des mines de Stassfurt. Le chlorure d'argent du Mexique, exploité comme minéral, contient du bromure d'argent.

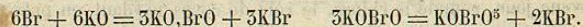
340. Préparation. — On obtient le brome par une réaction semblable à celle qui donne le chlore dans le procédé de Berthollet. On chauffe 20^{es} de bromure de potassium pulvérisé ou de bromure de magnésium avec 10^{es} de bioxyde de manganèse et 20^{es} d'acide sulfurique. Avec le bromure de potas-

sium, il se produit du sulfate de potasse, du sulfate de manganèse et du brome :

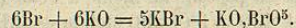


Avec le bromure de magnésium on aurait du sulfate de magnésie au lieu de sulfate de potasse. Ce mode de préparation donne tout le brome contenu dans le bromure employé. La réaction se fait dans une cornue chauffée au bain de sable (fig. 190). Le brome se condense dans un ballon contenant de l'acide sulfurique, qui surnage le brome et le préserve de l'évaporation. Le bromure de magnésium ordinairement employé dans cette préparation est obtenu par l'évaporation des eaux mères des cendres de varech, préalablement débarassées (350) de l'iode qu'elles contenaient.

On peut aussi employer du bromure de potassium obtenu par le procédé suivant, qui a servi à Balard pour découvrir et étudier le brome. On traite l'eau mère des marais salants par un courant de chlore qui, déplaçant le brome, communique au liquide une teinte jaune. De l'éther agité avec ce liquide dissout tout le brome. On le décante et on le transforme par la potasse étendue d'abord en bromure de potassium et hypobromite de potasse, puis, sous l'influence de la chaleur, en bromure de potassium et bromate de potasse :



On a donc finalement :



Ce mélange calciné perd son oxygène et se change tout entier en bromure.

Le bromure ainsi préparé n'est pas complètement pur. Il contient toujours un peu de chlorure, de sorte que le brome qu'on en extrait contient un peu de chlore. Si l'on veut avoir du brome bien pur, on transforme le brome impur en bromure de baryum, et on traite ce composé par l'alcool, qui le dissout sans dissoudre le chlorure. Le bromure de baryum, traité par l'acide sulfurique et le bioxyde de manganèse, donne le brome pur.

341. Propriétés physiques. — Le brome est un liquide rouge brun, d'une odeur irritante très désagréable; sa densité est de 3,18 à 0°. Il se solidifie à -24°,5 en lamelles cristallines gris de plomb. Le brome bout à 65°. La tension de sa vapeur est déjà considérable à la température ordinaire; la densité de cette vapeur est 5,54.

Il se dissout en grande quantité dans le chloroforme, l'éther et le sulfure de carbone, qui prennent une teinte rouge.

Il forme, avec l'eau à 0°, un hydrate cristallisable $\text{Br} + 10\text{HO}$, analogue à l'hydrate de chlore. Il se dissout à 15° dans 53 fois son volume d'eau.

342. Propriétés chimiques. — Le brome a des propriétés chimiques analogues à celles du chlore. Les bromures sont isomorphes avec les chlorures correspondants.

Le brome forme avec le chlore un chlorure de brome BrCl^3 , liquide jaune qui est en état de dissociation, même à froid.

Le brome ne se combine pas directement avec l'oxygène, les composés oxygénés du brome étant formés, comme les composés oxygénés du chlore, avec absorption de chaleur; mais il se combine directement avec le soufre, avec le sélénium et avec le tellure en dégageant de la chaleur.

Le brome ne se combine pas directement avec l'azote, mais le phosphore, l'arsenic et l'antimoine brûlent dans un flacon plein de vapeur de brome.

l. palabres.

Le brome ne se combine pas directement avec le carbone, mais se combine en dégageant chaleur et lumière avec le bore et avec le silicium.

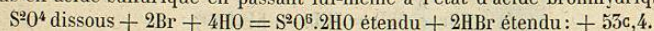
Le brome agit comme le chlore sur les métaux, ainsi le potassium brûle dans la vapeur du brome; cependant la combinaison des métaux avec le brome se fait en dégageant moins de chaleur qu'avec le chlore (tableau du § 597). Il en est de même de la combinaison avec l'hydrogène qui dégage 15c,5 en se combinant avec le brome et 22c en se combinant au chlore. Aussi, le brome et l'hydrogène ne se combinent pas à la température ordinaire, même sous l'influence de la lumière solaire; ils se combinent à une température peu élevée, surtout en présence de la mousse de platine.

Le brome ne décompose pas la vapeur d'eau à 500°.

Au rouge, le brome se conduit en présence de la vapeur d'eau comme le chlore; il se forme de l'acide bromhydrique, parce que, à cette température, la vapeur d'eau est en état de dissociation, mais l'action est limitée par la réaction inverse.

L'oxygène, qui, en se combinant avec l'hydrogène pour former de la vapeur d'eau, dégage 29c,5, décompose à 500° l'acide bromhydrique qui n'a déposé que 15c,5.

Le brome joue, comme le chlore, le rôle de corps oxydant en présence de l'eau et d'un corps oxydable. C'est ainsi qu'il transforme l'acide sulfureux dissous en acide sulfurique en passant lui-même à l'état d'acide bromhydrique :



Il oxyde de même l'acide phosphoreux et l'acide arsénieux.

Il décompose l'acide sulfhydrique avec dépôt de soufre $HS + Br = HBr + S$.

Le brome agit sur l'ammoniaque, exactement comme le chlore.

Il donne avec les carbures d'hydrogène des produits d'addition et des produits de substitution comme le chlore.

Le brome détruit, comme ce corps, les matières colorantes. Il tache la peau en jaune, et attaque énergiquement les organes respiratoires. Il est chassé, par le chlore, de ses combinaisons avec les métaux ou avec l'hydrogène.

343. Usages. — Le brome est employé en photographie, concurremment avec l'iode. On en emploie de grandes quantités dans l'étude des composés organiques. On l'emploie en médecine, à la dose de 5 à 10 centigrammes, dissous dans 150 grammes d'eau, dans les cas d'angine couenneuse et dans le croup.

COMPOSÉS OXYGÉNÉS DU BROME.

On n'a étudié jusqu'ici que deux composés oxygénés du brome¹.

Acide hypobromeux hydraté. $BrO.HO - Br^{\theta}H$.

— bromique hydraté. $BrO^3.HO - Br^{\theta^3}H$.

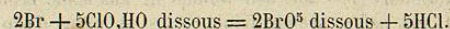
344. Acide hypobromeux. — M. Balard l'obtient à l'état de dissolution en agitant de l'oxyde de mercure ou de l'oxyde d'argent avec de l'eau et de la vapeur de brome. La dissolution est concentrée dans le vide, mais on ne peut pas lui enlever toute son eau sans la décomposer.

Le brome, au contact d'une dissolution étendue de potasse, donne du bro-

1. $Br + O + HO = BrO.HO \text{ diss.} : - 6c,2$ $Br + O^3 + HO = BrO^3.HO \text{ diss.} : - 24c,8$.

mure de potassium et de l'hypobromite de potasse, qui jouit de propriétés décolorantes comme l'hypochlorite correspondant.

345. Acide bromique. — L'acide bromique n'est connu qu'à l'état de dissolution; il se prépare en traitant 25^{gr} de bromate de baryte sec par un poids équivalent d'acide sulfurique étendu de 2 fois son poids d'eau; après la réaction, on décante le liquide et on concentre dans le vide la dissolution d'acide bromique. — L'acide bromique se forme encore dans l'oxydation du brome par la solution concentrée d'acide hypochloreux,



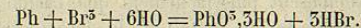
La dissolution concentrée d'acide bromique est incolore, sirupeuse, très acide et douée d'un grand pouvoir oxydant et décolorant : elle rougit, puis décolore le tournesol. Elle oxyde l'acide sulfureux, l'acide phosphoreux et l'acide sulfhydrique. Elle se décompose par une ébullition prolongée.

346. Acide hyperbromique. — Il se produit, d'après Kœmmerer, lorsqu'on fait réagir le brome sur l'acide perchlorique.

ACIDE BROMHYDRIQUE.

Équivalent $HBr = 81$. — 4 vol. Poids atomique $HBr = 81$.

347. Préparation. — L'acide bromhydrique se forme dans la combinaison directe du brome et de l'hydrogène à une température élevée. On le prépare en décomposant l'eau par le brome et le phosphore; il se forme de l'acide phosphoreux et de l'acide bromhydrique :



La réaction se fait en introduisant dans une cornue (fig. 191) 5^{gr} de phosphore rouge, une très petite quantité d'eau et peu à peu 40^{gr} de brome. En chauffant légèrement, on obtient un dégagement d'acide bromhydrique que l'on peut recueillir dans un flacon bien sec, ou dans un flacon D contenant de l'eau. Pour éviter que l'acide bromhydrique gazeux soit mêlé de brome, on le fait passer dans des tubes en U (B, C) contenant des fragments de verre humide avec un peu de phosphore rouge. L'emploi de phosphore rouge, indiqué par Personne, a rendu facile cette préparation qui, avec le phosphore ordinaire, exigeait de grandes précautions¹.

On peut enfin obtenir une dissolution étendue d'acide bromhydrique en

1. On ne peut pas employer, pour obtenir l'acide bromhydrique, le procédé qui a servi à préparer l'acide chlorhydrique (328), parce que le gaz acide bromhydrique décompose l'acide sulfurique concentré en produisant du brome et de l'eau.

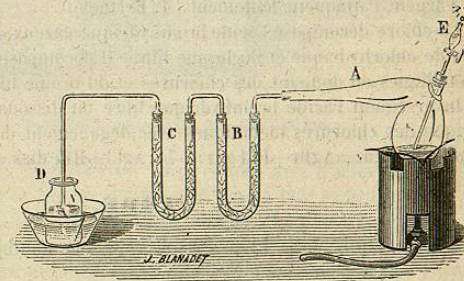


Fig. 191. — Préparation de l'acide bromhydrique.