

mise à l'évaporation spontanée, laisse déposer des cristaux anhydres de sel qui sont formés par la combinaison d'un équivalent de chlore et d'un équivalent de sodium : ce sel ne contient donc ni hydrogène ni oxygène.

Les faits précédents semblent donc démontrer que le sel marin NaCl s'est dissous dans l'eau à l'état de chlorure de sodium, sans se transformer en chlorhydrate, et que, par l'évaporation, le sel s'est déposé en conservant la composition qu'il avait avant de se dissoudre. Dans la théorie des chlorhydrates, il faudrait supposer que le sel marin s'est transformé, à la température ordinaire, en chlorhydrate, et qu'à la même température ce sel s'est déshydraté au moment de sa cristallisation pour se changer en chlorure, ce qui paraît presque inadmissible.

Le fait suivant nous semble aussi devoir s'interpréter plus facilement dans la théorie des chlorures que dans celle des chlorhydrates.

Si le bichlorure de mercure $HgCl_2$, en se dissolvant dans l'eau, se transformait en chlorhydrate de mercure HgO, HCl , la dissolution de ce sel devrait, d'après les règles établies par Berthollet, dégager facilement de l'acide chlorhydrique sous l'influence de l'acide sulfurique. Mais l'expérience démontre que cette décomposition est difficile et lente; la lenteur même avec laquelle elle s'accomplit semble démontrer que l'acide chlorhydrique ne préexiste pas dans la dissolution, mais qu'il prend naissance par l'intervention de l'acide sulfurique; par suite, que le chlorure de mercure se dissout dans l'eau à l'état de chlorure, et qu'il ne se transforme pas en chlorhydrate.

Certains cyanures paraissent se dissoudre dans l'eau sans se transformer en cyanhydrates. Ainsi, le cyanure de mercure en dissolution dans l'eau ne laisse pas précipiter d'oxyde de mercure lorsqu'on le traite par la potasse, ce qui semble indiquer que le cyanure ne s'est pas transformé en cyanhydrate de mercure, puisque, d'après les lois de Berthollet, la potasse, ajoutée dans une dissolution de ce sel, devrait déterminer la précipitation de l'oxyde de mercure.

Les sels haloïdes, tels que les chlorures, les iodures, les bromures, les fluorures, les sulfures, peuvent donc, dans un grand nombre de cas, se dissoudre dans l'eau sans éprouver de décomposition.

Toutefois, les hydracides peuvent se combiner intégralement avec les bases; l'acide chlorhydrique, par exemple, peut former avec les bases des chlorhydrates, et certains chlorures se transforment au contact de l'eau en chlorhydrates. Ainsi, les chlorures de magnésium et d'aluminium, qui dégagent beaucoup de chaleur quand on les met en contact avec de l'eau, et dont les

dissolutions sont décomposées facilement par l'évaporation en produisant de l'acide chlorhydrique et de la magnésie ou de l'alumine, nous paraissent se transformer en chlorhydrates lorsqu'on les dissout dans l'eau.

Nous admettons également avec M. Chevreul que le sesquichlorure de chrome anhydre, corps de couleur rose, qui devient vert en se dissolvant dans l'eau, se transforme en chlorhydrate de sesqui-oxyde de chrome.

En résumé : Quand un hydracide et une base anhydre agissent l'un sur l'autre, il se forme de l'eau et un composé binaire.

Lorsque la réaction de l'acide et de la base se détermine en présence de l'eau, le plus souvent il paraît se produire encore un composé binaire.

Mais il peut arriver aussi que l'hydracide se combine intégralement avec la base : ce cas paraît être le plus rare.

Les propriétés générales des hydracides prouvent, du reste, que leurs réactions et leur mode de production s'expliquent avec la même facilité dans la théorie des chlorures que dans celle des chlorhydrates.

Nous ne ferons pas l'histoire de tous les hydracides : nous n'étudierons, avec détail, dans la première classe des hydracides, que les acides chlorhydrique et fluorhydrique, qui sont les seuls dont il soit important de connaître les propriétés.

L'acide sulfhydrique sera choisi comme exemple d'hydracide appartenant à la seconde classe.

ACIDE CHLORHYDRIQUE. HCl.

Equivalent = 436,25 ou 36,5.

L'acide chlorhydrique a été nommé pendant longtemps *acide marin*, *acide muriatique*, *acide hydrochlorique*; il paraît avoir été découvert par Glauber, mais sa composition a été mise en évidence par Gay-Lussac et Thénard.

Propriétés. — Cet acide est gazeux et incolore; il répand à l'air humide des fumées blanches; son odeur est irritante. Il excite la toux lorsqu'il est introduit dans les voies aériennes; sa densité est 1,2474. Il n'est pas permanent. A $+ 10^\circ$, sous la pression de 40 atmosphères, il se transforme en un liquide incolore d'une densité de 1,27. Ce gaz se liquéfie sous la pression d'une seule atmosphère, lorsqu'on le soumet au froid très-intense que l'on produit en plaçant sous le récipient de la machine pneumatique un mélange d'acide carbonique solide et d'éther : le gaz chlorhydrique n'a pu être solidifié (M. Faraday).

Ce gaz est impropre à la combustion, très-soluble dans l'eau, qui peut, à la température de 0°, en dissoudre environ 480 fois son volume. La dissolution du gaz chlorhydrique se fait avec une telle rapidité que, lorsqu'on met en contact avec l'eau une cloche remplie de ce gaz, la colonne de liquide qui s'introduit instantanément dans la cloche en détermine quelquefois la rupture. La présence de la plus petite quantité d'air retarde beaucoup la rapidité de cette absorption.

Une dissolution d'acide chlorhydrique saturée à la température de 0° a pour densité 1,2109, et contient environ 42 pour 100 d'acide chlorhydrique, et 6 équivalents d'eau. Lorsqu'on abandonne cette dissolution à l'air, elle répand d'épaisses fumées blanches, perd une partie de l'acide qu'elle contient, et se transforme en un hydrate représenté par la formule $\text{HCl}, 12\text{HO}$, qui contient environ 23 pour 100 d'acide réel.

Cet hydrate a pour densité 1,128 à 14°, et entre en ébullition à 110°, sous la pression de 0^m,76 (M. Bineau). Une dissolution d'acide chlorhydrique soumise à la distillation perd d'abord une grande quantité de gaz; bientôt son point d'ébullition devient constant et se fixe à 110°; la densité de ce nouvel hydrate est 1,094, et sa formule $\text{HCl}, 16\text{HO}$.

Il existe donc trois hydrates d'acide chlorhydrique :

$\text{HCl}, 6\text{HO}$;
 $\text{HCl}, 12\text{HO}$;
 $\text{HCl}, 16\text{HO}$.

L'acide chlorhydrique noircit les matières organiques et les détruit rapidement. Il n'agit pas, en général, sur les métalloïdes, excepté sur le silicium qui le décompose à l'aide de la chaleur; plusieurs métaux, tels que le potassium, le fer, l'étain, etc., le décomposent en se combinant avec le chlore, et dégagent de l'hydrogène. La grande facilité avec laquelle l'acide chlorhydrique est décomposé à froid par le fer et le zinc le fait quelquefois employer à la préparation de l'hydrogène.

L'acide chlorhydrique, à une température élevée, est décomposé par l'argent.

L'acide chlorhydrique réagit sur les oxydes en produisant de l'eau et des chlorures : $\text{HCl} + \text{MO} = \text{MCl} + \text{HO}$.

(*) **Synthèse et analyse de l'acide chlorhydrique.** — Si l'on expose à la lumière diffuse un ballon plein d'hydrogène, et adapté, par son col usé à l'émeri, à un flacon de même capacité plein de chlore, les deux gaz se combinent peu à peu, et sous le mercure on reconnaît que le volume gazeux n'a pas changé, car le mercure ne rentre pas. De plus, le mercure

n'est pas attaqué, et le gaz produit est complètement absorbé par l'eau, ce qui prouve qu'il ne reste ni chlore ni hydrogène libres. Cette première expérience montre que l'acide chlorhydrique est formé de volumes égaux de chlore et d'hydrogène unis sans condensation.

Ces résultats approximatifs sont confirmés par l'analyse suivante, qui est d'une entière exactitude.

On introduit dans une cloche courbe 100 volumes d'acide chlorhydrique; on y fait passer un petit fragment de potassium qui souvent s'empare du chlore de l'acide chlorhydrique à la température ordinaire; on active beaucoup la réaction en chauffant. Le volume gazeux diminue de moitié; les 50 volumes restants sont de l'hydrogène parfaitement pur (fig. 48).

Un volume d'acide chlorhydrique contient donc un demi-volume d'hydrogène.

Si maintenant on retranche de la densité de l'acide chlorhydrique 1,2474, la moitié de la densité de l'hydrogène, c'est-à-dire 0,0346, le reste 1,2108 représente sensiblement la moitié de la densité du chlore 2,44. Donc un volume d'acide chlorhydrique contient un demi-volume de chlore.

Cet acide renferme en poids, d'après les résultats précédents :

Chlore	97,25
Hydrogène.....	2,75
	<hr/>
	100,00

Pour déterminer l'équivalent de l'acide chlorhydrique, on s'appuie sur ce fait que, pour neutraliser un équivalent de potasse, c'est-à-dire un poids représenté par KO ou 388,93, il faut employer exactement 433,70 d'acide chlorhydrique supposé pur et sec. D'après la composition donnée ci-dessus, cette quantité d'acide se compose de 12,50 d'hydrogène ou un équivalent, et de 443,20 de chlore ou un équivalent; on représentera donc un équivalent d'acide chlorhydrique par la formule HCl.

L'hydrogène et le chlore s'unissent à volumes égaux et sans condensation, et d'ailleurs l'équivalent de l'hydrogène correspondant à 2 volumes, l'équivalent du chlore est aussi représenté par 2 volumes; celui de l'acide chlorhydrique correspond à 4 volumes.



Fig. 48.

On peut déduire cette conséquence de la constitution du chlorhydrate d'ammoniaque, dans lequel un équivalent d'ammoniaque (qui correspond à 4 volumes) est saturé par 4 volumes de gaz chlorhydrique.

Préparation de l'acide chlorhydrique. — On prépare l'acide chlorhydrique en décomposant le sel marin (chlorure de sodium) par l'acide sulfurique hydraté ; la réaction est représentée par la formule suivante :



On introduit dans un petit ballon de verre quelques grammes de sel marin ; on adapte au ballon un tube à recueillir les gaz, et l'on y verse de l'acide sulfurique monohydraté (fig. 49). La

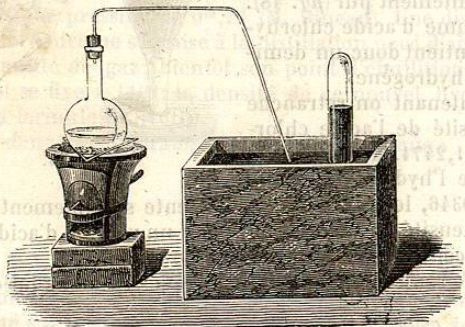


Fig. 49.

réaction se détermine d'abord à froid ; on l'active ensuite au moyen de quelques charbons. On emploie dans cette préparation du sel marin fondu et réduit en fragments d'une certaine grosseur. Si l'on faisait réagir de l'acide sulfurique concentré sur du sel marin cristallisé et très-divisé, il se produirait, au moment même où l'on verserait l'acide sulfurique, une effervescence très-vive, qui ferait monter le mélange jusque dans le tube de dégagement.

L'acide chlorhydrique, étant très-soluble dans l'eau, ne peut être recueilli que sur le mercure, qui n'exerce sur lui aucune action.

(*) Nous indiquerons ici les précautions à prendre pour préparer l'acide chlorhydrique pur.

Au commencement de l'opération, le gaz chlorhydrique se

mélange avec l'air contenu dans le ballon ; aussi n'obtient-on d'abord qu'un mélange d'air et d'acide chlorhydrique. Une certaine quantité d'air peut aussi se trouver dans les éprouvettes destinées à recueillir l'acide chlorhydrique. En effet, une éprouvette que l'on remplit de mercure contient toujours des bulles d'air imperceptibles qui sont retenues entre le mercure et les parois de l'éprouvette. Pour éviter que le gaz chlorhydrique ne reste mêlé avec l'air atmosphérique, on doit d'abord le produire dans un ballon assez petit pour que l'air puisse en être chassé rapidement. On laisse ensuite perdre une quantité d'acide chlorhydrique assez considérable qui peut être évaluée à 10 ou 12 fois le volume du ballon dans lequel le gaz se produit ; l'acide chlorhydrique est reçu de temps en temps dans de petites éprouvettes d'essai, et mis ensuite en contact avec l'eau. On ne commence à le recueillir définitivement que lorsqu'on reconnaît qu'il se dissout dans l'eau sans laisser de résidu.

Pour enlever l'air qui adhère aux parois des éprouvettes, on y fait passer de l'acide chlorhydrique que l'on perd dans l'atmosphère en renversant les éprouvettes dans la cuve à mercure sans mettre leur ouverture en contact avec l'air. La même éprouvette est soumise plusieurs fois à cette opération. L'acide chlorhydrique étant complètement soluble dans l'eau ordinaire, qui est saturée d'air, et l'air y étant insoluble, on peut apprécier facilement la quantité d'air qui se trouve mêlée avec l'acide chlorhydrique. Si l'on met, en effet, les éprouvettes pleines de gaz en contact avec une petite quantité d'eau, la partie non dissoute représente la quantité d'air qui se trouve dans le mélange gazeux : en essayant ainsi successivement le gaz chlorhydrique qui se dégage d'un ballon, on reconnaît qu'il faut recueillir jusqu'à sept ou huit éprouvettes pour que le gaz se dissolve sans laisser de résidu.

Cette expérience est faite ordinairement dans les cours de chimie, afin de démontrer que, pour préparer un gaz pur, il est indispensable d'en laisser perdre une grande quantité avant de le recueillir définitivement, et, de plus, qu'il faut laver les éprouvettes avec le gaz même que l'on se propose de recueillir.

Acide chlorhydrique en dissolution dans l'eau. — L'acide chlorhydrique en dissolution dans l'eau, qui est appelé sous le nom d'*acide chlorhydrique liquide*, s'obtient dans les laboratoires au moyen de l'appareil de Woolf, qui sert à la préparation de presque toutes les dissolutions de gaz dans l'eau (fig. 50). Cet appareil se compose d'un ballon *a*, communiquant avec une série de flacons condensateurs *b*, *c*, *d*. Comme la dissolution d'acide chlorhydrique est plus lourde que l'eau, le gaz doit être

amené dans chaque flacon par un tube qui plonge très-peu dans l'eau : de cette manière les diverses couches du liquide se mélangent constamment. Le liquide du premier flacon n'est jamais

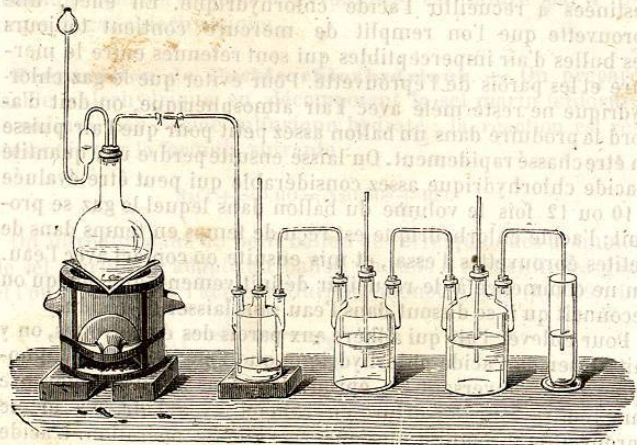


Fig. 50.

pur : il contient toujours des chlorures volatils et de l'acide sulfurique, qui ont été entraînés dans la réaction ; mais l'acide chlorhydrique liquide contenu dans les flacons *c* et *d* est ordinairement pur.

Six parties de sel marin exigent environ cinq parties d'acide sulfurique pour être décomposées. L'eau qui absorbe l'acide chlorhydrique augmente de volume ; on ne doit donc pas remplir entièrement les flacons d'eau en commençant l'opération.

On prépare dans les arts l'acide chlorhydrique en décomposant le sel marin par l'acide sulfurique dans des fours ou dans des cylindres. L'acide chlorhydrique qui se dégage est condensé dans une série de bouteilles de grès communiquant avec une cheminée dont le tirage est énergique (fig. 51).

(*) L'acide chlorhydrique du commerce (acide muriatique) n'est pas pur ; il contient ordinairement tous les sels qui se trouvent dans l'eau commune employée pour la dissolution du gaz chlorhydrique, et, en outre, de l'acide sulfureux, de l'acide sulfurique, du perchlorure de fer, et quelquefois des acides arsénieux et arsénique.

L'acide sulfureux qui existe en quantité très-notable dans l'acide chlorhydrique du commerce provient, ordinairement, de

la réaction de l'acide sulfurique sur les matières organiques contenues accidentellement dans le sel marin.

L'acide sulfureux peut provenir aussi du bisulfate de soude qui se forme dans la réaction de l'acide sulfurique sur le sel

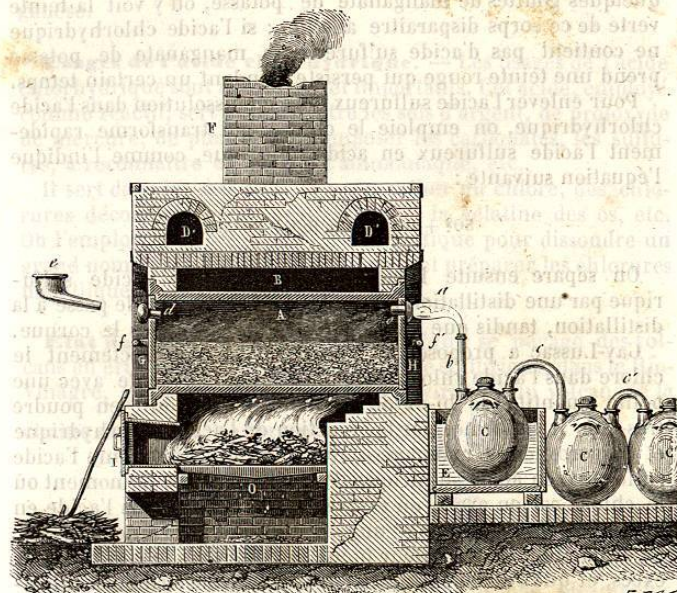


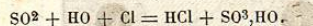
Fig. 51.

marin. Ce bisulfate, en se décomposant par la chaleur, produit du sulfate neutre de soude, de l'acide sulfureux, de l'oxygène et de l'acide sulfurique anhydre.

On constate facilement la présence de l'acide sulfureux dans l'acide chlorhydrique du commerce en étendant d'eau une petite quantité de cet acide et en y versant un excès de chlorure de baryum : ce réactif précipite d'abord à l'état de sulfate de baryte l'acide sulfurique qui existe dans l'acide chlorhydrique : ce précipité est séparé de la liqueur au moyen du filtre. On verse dans le liquide filtré de l'acide azotique, et on le porte à l'ébullition : l'acide sulfureux s'oxyde aux dépens de l'acide azotique et se change ainsi en acide sulfurique. Le sel de baryte que contient la liqueur forme un précipité blanc de sulfate de baryte dont le poids permet d'apprécier la quantité d'acide sulfureux que contenait l'acide chlorhydrique

On reconnaît aussi la présence de l'acide sulfureux dans l'acide chlorhydrique du commerce au moyen du manganate de potasse (caméléon minéral). Quand l'acide chlorhydrique contient de l'acide sulfureux, en l'étendant d'eau et en y versant quelques gouttes de manganate de potasse, on y voit la teinte verte de ce corps disparaître aussitôt : si l'acide chlorhydrique ne contient pas d'acide sulfureux, le manganate de potasse prend une teinte rouge qui persiste pendant un certain temps.

Pour enlever l'acide sulfureux tenu en dissolution dans l'acide chlorhydrique, on emploie le chlore, qui transforme rapidement l'acide sulfureux en acide sulfurique, comme l'indique l'équation suivante :



On sépare ensuite l'acide chlorhydrique de l'acide sulfurique par une distillation ménagée. Le premier acide passe à la distillation, tandis que l'acide sulfurique reste dans la cornue.

Gay-Lussac a proposé, au lieu d'introduire directement le chlore dans l'acide chlorhydrique, d'agiter cet acide avec une petite quantité de bi-oxyde de manganèse réduit en poudre très-fine. Il se forme, par la réaction de l'acide chlorhydrique et du peroxyde de manganèse, du chlore qui transforme l'acide sulfureux en acide sulfurique. Pour reconnaître le moment où le chlore est en excès, on essaye de temps en temps l'acide en le mettant en contact avec une dissolution sulfurique d'indigo. La disparition de la couleur bleue indique que le chlore est en excès, et que l'acide sulfureux se trouve transformé complètement en acide sulfurique. On enlève la petite quantité de chlore qui reste dans l'acide chlorhydrique en chauffant légèrement cet acide ; le chlore se dégage aussitôt, et se trouve dans les premières parties distillées, que l'on doit mettre de côté tant qu'elles décolorent l'indigo. Le récipient destiné à recevoir l'acide chlorhydrique doit contenir une certaine quantité d'eau ; on sait, en effet, que cet acide se décompose par la distillation en acide chlorhydrique gazeux qui se dégage d'abord, et en acide plus aqueux qui ne distille qu'en second lieu ; l'eau que l'on ajoute est donc destinée à absorber le gaz chlorhydrique. En distillant avec lenteur l'acide chlorhydrique, le perchlorure de fer reste dans la cornue et n'est pas entraîné par les vapeurs acides.

L'acide chlorhydrique ainsi purifié ne contient plus d'acide sulfurique, d'acide sulfureux ni de chlorure de fer, mais il peut retenir encore de l'acide arsénieux ou de l'acide arsénique lorsqu'on l'a préparé en décomposant le sel marin par de l'acide

sulfurique fabriqué par des pyrites arsénifères. On le débarasse des acides arsénieux ou arsénique en le distillant avec quelques millièmes de sulfure de baryum ; il se forme du sulfure d'arsenic qui reste dans le vase distillatoire. Cette addition peut être faite immédiatement après celle du bioxyde de manganèse.

Usages de l'acide chlorhydrique. — Les usages de l'acide chlorhydrique sont nombreux et importants. Cet acide, employé comme réactif, sert à reconnaître les sels d'argent, de protoxyde de mercure, de plomb, à décomposer les carbonates, les sulfures, à reconnaître et à doser l'ammoniaque, etc.

Il sert dans les arts pour la préparation du chlore, des chlorures décolorants, pour l'extraction de la gélatine des os, etc. On l'emploie seul ou mêlé à l'acide azotique pour dissoudre un grand nombre de métaux ou d'alliages, et préparer les chlorures métalliques.

État naturel. — L'acide chlorhydrique se dégage des volcans en éruption. Il existe, mêlé à l'acide sulfurique, dans le Rio-Vinagre, qui a sa source dans les environs d'un volcan de la chaîne des Andes ; ce torrent en contient $\frac{1}{1000}$ à $\frac{2}{1000}$.

(*) CHLORURE D'AZOTE, AzCl^3 .

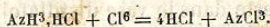
Ce corps a été découvert en 1812 par Dulong.

Propriétés. — Le chlorure d'azote est liquide, oléagineux, d'une couleur jaunâtre et d'une odeur piquante. Soumis à un froid considérable, il ne se solidifie pas ; on peut le distiller à la température de 71° sans qu'il s'altère ; vers 93°, il entre vivement en ébullition et semble produire une effervescence ; entre 96 et 100°, il détone violemment et brise les vases qui le contiennent : cette explosion est ordinairement accompagnée d'une production de lumière.

La facilité avec laquelle le chlorure d'azote détone rend ce corps un des plus dangereux que l'on connaisse ; aussi ne doit-on le préparer qu'en prenant les plus grandes précautions. Dulong et plusieurs autres chimistes ont été blessés en étudiant les propriétés du chlorure d'azote.

Pour mettre en évidence les propriétés explosives du chlorure d'azote, on en verse une goutte sur un morceau de papier que l'on chauffe légèrement : il se produit aussitôt une explosion aussi forte que celle d'un coup de fusil.

Préparation. — On obtient le chlorure d'azote en faisant réagir le chlore sur le sel ammoniac :



Pour préparer ce corps sans danger, on introduit une dissolution saturée de sel marin dans un entonnoir dont l'extrémité plonge dans une capsule contenant du mercure.

On verse avec précaution la dissolution de chlorhydrate d'ammoniaque, de manière qu'elle se tienne au-dessus du sel marin, et l'on y fait arriver lentement du chlore. Il se forme bientôt des gouttes huileuses de chlorure d'azote, qui tombent au fond de l'entonnoir et qui se trouvent entourées par la dissolution du sel marin. Le sel marin est employé afin de soustraire le chlorure d'azote au contact du chlorhydrate d'ammoniaque qui le décomposerait. Pour retirer le chlorure d'azote, on enlève l'entonnoir, en touchant son extrémité avec le doigt ; on fait tomber le chlorure d'azote dans un vase de verre assez mince pour que les éclats soient sans danger pour l'opérateur, en cas d'explosion.

(*) BROME.

Br. — Équivalent = 1000 ou 80.

Le brôme a été découvert en 1826 par M. Balard, qui l'a extrait des eaux mères des marais salants, et en a fait connaître les principales propriétés.

On retire depuis quelques années des quantités assez considérables de brôme des soudes de varech. On l'extrait aussi de quelques sources salées.

Le brôme existe à l'état de bromure de magnésium dans l'eau de la mer ; on l'a trouvé dans la plupart des salines d'Allemagne. M. Berthier a constaté l'existence du bromure d'argent natif.

Propriétés. — Le brôme est un liquide d'un rouge brun, très-vénéneux, d'une saveur répugnante, d'une odeur pénétrante et très-forte. Son nom dérive du mot grec βρομος, fétidité.

La densité du brôme est 2,966. Il se solidifie à une température de -20° et se volatilise facilement. Quelques gouttes de brôme jetées dans un ballon plein d'air le remplissent aussitôt de vapeurs d'une couleur jaune orangé.

Le brôme entre en ébullition à 63° ; la densité de sa vapeur est représentée par le nombre 5,3933.

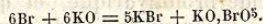
Il est peu soluble dans l'eau, assez soluble dans l'alcool ; l'éther le dissout en toutes proportions. Le brôme forme avec l'eau un hydrate solide et cristallisable.

Le brôme possède quelques propriétés qui le rapprochent du chlore. Il a, comme lui, beaucoup d'affinité pour l'hydrogène : il détruit aussi les matières colorantes.

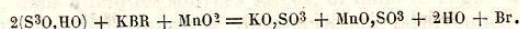
Le brôme a des affinités moins énergiques que le chlore, qui le déplace toujours de ses combinaisons : c'est sur cette propriété qu'est fondée la préparation du brôme.

Le brôme s'unit directement à un grand nombre de métaux.

Préparation du brôme. — Pour préparer le brôme, on soumet les eaux mères des marais salants, dans lesquelles le brôme se trouve à l'état de bromure, à l'influence d'un courant de chlore ; ces eaux prennent une coloration jaune en dissolvant le brôme devenu libre ; agitées avec de l'éther, elles perdent immédiatement leur couleur, et l'éther dissout du brôme impur en se colorant en jaune. La dissolution du brôme dans l'éther est traitée par la potasse qui transforme le brôme en bromure de potassium et en bromate de potasse :



Ce dernier sel est converti par la chaleur en bromure de potassium. On soumet alors le bromure de potassium à l'action d'un mélange d'acide sulfurique et de peroxyde de manganèse, il se forme des sulfates de manganèse et de potasse, et le brôme se dégage :



Le principe de la préparation du brôme est donc le même que celui de la préparation du chlore.

Usages. — Le brôme n'est employé que dans un petit nombre d'expériences de chimie. Il a été appliqué, dans ces dernières années, à la préparation des plaques daguerriennes.

État normal. — L'eau de la mer Morte est celle qui contient le plus de brôme, elle renferme environ 3 grammes de bromure de magnésium par mètre cube.

Le bromure d'argent est associé au chlorure et à l'iode dans les minerais du Mexique.

ACIDE BROMHYDRIQUE. HBr.

Équiv. = 1012,5 ou 81.

Propriétés. — L'acide bromhydrique est un gaz incolore, d'une odeur piquante, comme l'acide chlorhydrique. Sa densité est 2,798. Il est aussi soluble dans l'eau que l'acide chlorhydrique, et présente d'ailleurs la plupart des propriétés chimiques de cet acide.



Fig. 52.

Le chlore le décompose en formant de l'acide chlorhydrique et mettant le brôme en liberté.

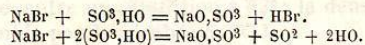
La dissolution d'acide bromhydrique dans l'eau se décompose quand elle reste exposée à l'air et prend une coloration brune; on admet que l'oxygène de l'air forme de l'eau avec l'hydrogène de l'acide bromhydrique, et que le brôme isolé reste en dissolution à la faveur de l'acide non décomposé.

Analyse. — En procédant exactement comme pour l'acide chlorhydrique (fig. 53), on trouve que l'acide bromhydrique est formé de volumes égaux d'hydrogène et de vapeur de brôme, et qu'il contient en centièmes :

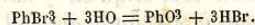
Brome	98,78
Hydrogène.....	1,22
	100,00

Préparation. — Le brôme ayant moins d'affinité pour l'hydrogène que le chlore, on ne peut produire l'acide bromhydrique en exposant à la lumière solaire un mélange d'hydrogène et de vapeurs de brôme. La combinaison n'a lieu directement que si l'on fait passer ce mélange dans un tube de porcelaine chauffé au rouge.

En décomposant un bromure par l'acide sulfurique, on produit de l'acide bromhydrique et en même temps du brôme et de l'acide sulfureux, dont il est difficile de le séparer :



On obtient l'acide bromhydrique pur en décomposant par l'eau le bromure de phosphore :



Le procédé le plus simple pour obtenir ce composé à l'état gazeux consiste à faire arriver peu à peu de la vapeur de brôme sur du phosphore recouvert de verre pilé et humecté d'eau; le brôme forme avec le phosphore du bromure de phosphore décomposable par l'eau; le brôme s'unit alors à l'hydrogène de l'eau, et le phosphore à l'oxygène.

Il se forme ainsi de l'acide phosphoreux et de l'acide bromhydrique.

Quand on fait passer de l'hydrogène et de la vapeur de brôme ou d'iode sur de la mousse de platine chauffée à 300 ou 400°, on obtient de l'acide bromhydrique ou de l'acide iodhydrique.

(M. Corenwinder.)

(*) IODE.

I. — Équivalent = 1587,5 ou 127.

Ce corps a été découvert en 1811 par Courtois. Gay-Lussac en a examiné les principales propriétés et en a tracé une histoire complète dans un de ses mémoires les plus importants.

L'iode n'existe pas dans la nature à l'état de liberté; ainsi que le chlore et le brôme, avec lequel il a de grandes analogies, on le trouve toujours uni au sodium dans les plantes marines, telles que les varechs, les fucus, etc., dans les éponges, dans l'eau de mer, dans quelques sources salées, et dans le règne minéral à l'état d'iodure d'argent. M. Bussy a signalé la présence de l'iode dans la houille de Commeny (Allier); d'après M. Duflos, l'iode se rencontre aussi, mêlé au brôme, dans la houille de Silésie.

Propriétés. — L'iode est solide à la température ordinaire; son odeur rappelle celles du chlore et du brôme; sa couleur est d'un gris métallique; il ressemble à la plombagine.

L'iode cristallise en lames rhomboïdales, larges et brillantes, et souvent en octaèdres allongés. Les plus beaux cristaux d'iode s'obtiennent en abandonnant une dissolution d'acide iodhydrique au contact de l'air dans un flacon ouvert. L'hydrogène de cet acide s'unit à l'oxygène de l'air pour former de l'eau, tandis que l'iode, devenu libre, se dépose sous forme d'octaèdres allongés, quelquefois très-volumineux.

La densité de l'iode à la température de 17° est 4,948; il entre en fusion à 107°, et en ébullition vers 180°.

Les vapeurs violettes qu'il produit en se volatilissant lui ont fait donner le nom d'*iode*, du mot grec *ἰώδης* violet. Lorsqu'on chauffe un matras bien sec, et qu'on y fait tomber une petite quantité d'iode, le matras se remplit aussitôt de vapeurs violettes remarquables par la richesse et l'intensité de leur couleur.

La densité de la vapeur d'iode est 8,716.

L'iode est peu soluble dans l'eau, qui n'en dissout qu'environ 0,007 de son poids à la température ordinaire; mais il est très-soluble dans l'alcool et lui communique une teinte brune très-foncée. Il est aussi très-soluble dans l'éther. Ces deux dissolutions laissent déposer par l'évaporation des cristaux d'iode. Elles sont précipitées par l'eau qui en sépare immédiatement l'iode sous la forme d'une poudre brune.

L'iode se dissout dans le sulfure de carbone, et donne à ce liquide une très-belle teinte violette. Cette propriété est souvent mise à profit pour reconnaître la présence de très-petites quantités d'iode.

Il exerce sur les substances organiques une action destructive, et colore en jaune l'épiderme, le papier, etc. Cette coloration disparaît sous l'influence d'une élévation de température, si le contact n'a pas été suffisamment prolongé: sinon, la matière organique est complètement détruite: l'iode se combine, dans ce cas, avec l'hydrogène de la substance organique, pour former de l'acide iodhydrique.

L'iode, en réagissant sur les autres corps, se comporte, en général, comme le chlore et le brome; mais ses affinités sont plus faibles, et ces deux métalloïdes le déplacent de la plupart de ses combinaisons. Il détruit lentement les matières colorantes et ne décompose pas l'eau sous l'influence de la radiation solaire.

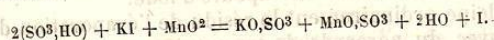
Parmi les propriétés de l'iode, il en est une qui permet de constater les plus faibles quantités de ce corps et qui sert à le caractériser.

Mis en contact avec l'amidon, en présence de l'eau, il produit une combinaison bleue qui porte le nom d'*iodure d'amidon*. Cet iodure se décolore à la température de 70 à 80°, et reprend sa teinte bleue quand on laisse refroidir la liqueur. Cette expérience curieuse est due à M. Lassaigne.

Préparation de l'iode. — On peut obtenir l'iode en décomposant un iodure par le chlore, qui se substitue à l'iode et en détermine la précipitation; mais il faut avoir soin d'arrêter le dégagement du chlore aussitôt que tout l'iode a été déplacé, sinon le chlore se combinerait avec l'iode.

Le procédé que l'on emploie ordinairement pour préparer

l'iode consiste à décomposer un iodure alcalin, l'iodure de potassium, par exemple, par l'acide sulfurique et le peroxyde de manganèse :



Cette décomposition s'exécute dans un appareil distillatoire

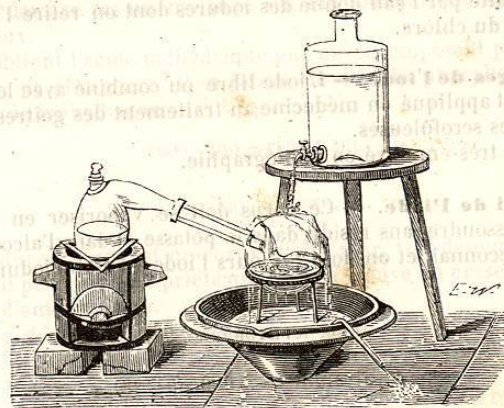
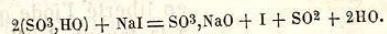


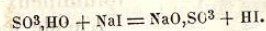
Fig. 53.

(fig. 54); l'iode est entraîné par la vapeur d'eau et se condense dans le récipient.

On peut aussi retirer l'iode d'un iodure alcalin en traitant ce corps par de l'acide sulfurique, qui est décomposé en partie et produit de l'acide sulfureux et de l'iode :



Cette réaction est toujours accompagnée d'une certaine quantité d'acide iodhydrique qui se forme aux dépens de l'eau :



L'iode employé dans le commerce est extrait des dernières eaux mères des sodes de varech, qui contiennent de l'iodure, du bromure, du chlorure, du sulfure de sodium, du carbonate de soude, des hyposulfites, des sulfates de potasse, de soude, de chaux, etc.

On ne peut extraire l'iode de ces eaux mères au moyen du chlore ou de l'acide sulfurique, parce que ces corps, en agissant en même temps sur les iodures, les sulfures, les hyposulfites,

produiraient un dépôt considérable de soufre ou un dégagement abondant d'acide sulphydrique et d'acide sulfureux, qui s'opposerait à la condensation des vapeurs d'iode.

On calcine ordinairement le résidu de l'évaporation des eaux mères avec du peroxyde de manganèse, pour transformer en sulfate les sulfures et les hyposulfites : le produit de la calcination traité par l'eau donne des iodures dont on retire l'iode au moyen du chlore.

Usages de l'iode. — L'iode libre ou combiné avec le potassium est appliqué en médecine au traitement des goîtres et des maladies scrofuleuses.

Il est très-employé en photographie.

Essai de l'iode. — Ce corps doit se vaporiser en entier et se dissoudre sans résidu dans la potasse et dans l'alcool.

On reconnaît et on dose toujours l'iode à l'état d'iodure d'argent.

ACIDE IODHYDRIQUE. HI.

Équivalent = 1600 ou 128.

Propriétés. — L'acide iodhydrique est un gaz incolore, fuyant à l'air, d'une odeur forte et irritante, d'une densité de 4,443 ; il est aussi soluble dans l'eau que les acides chlorhydrique et bromhydrique, avec lesquels il a une grande analogie.

La dissolution d'acide iodhydrique se décompose quand elle est abandonnée à l'air ; l'oxygène de l'air forme de l'eau avec l'hydrogène de l'acide, et met en liberté l'iode qui se dissout à la faveur de l'acide non décomposé et se dépose lentement sous forme d'octaèdres volumineux et très-réguliers.

L'acide iodhydrique est décomposé par le chlore et par le brome.



Fig. 54.

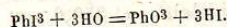
hydrique (fig. 55) ; elle démontre que l'acide iodhydrique est formé de volumes égaux d'hydrogène et de vapeur d'iode, et que sa composition en centièmes est la suivante :

Analyse. — Cette analyse se fait au moyen du potassium, comme celle de l'acide chlor-

Iode.....	99,22
Hydrogène.....	0,78
	100,00

Préparation. — On ne peut préparer l'acide iodhydrique en traitant un iodure par l'acide sulfurique, parce qu'il se formerait dans ce cas un mélange d'acide iodhydrique et d'acide sulfureux.

On obtient l'acide iodhydrique pur en décomposant par l'eau l'iodure de phosphore. Il se forme de l'acide phosphoreux et de l'acide iodhydrique :



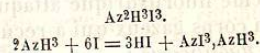
IODURE D'AZOTE.

L'iodure d'azote est un corps solide, noir, très-détonant ; toutefois il perd cette propriété quand il se trouve en présence d'un excès d'ammoniaque.

Il se décompose avec explosion lorsqu'on le frotte, même sous l'eau ; quand il est sec, il est presque intangible ; il suffit de le toucher avec une barbe de plume ou de le jeter sur l'eau pour le faire détoner. Une légère vibration, une température peu élevée, déterminent sa décomposition. L'iodure d'azote est encore plus dangereux à manier que le chlorure d'azote.

Préparation. — On prépare, en général, l'iodure d'azote en versant de l'ammoniaque caustique sur de l'iode réduit en poudre fine et laissant les deux corps en contact pendant un quart d'heure environ. L'iode est transformé en une poudre noire qu'on lave avec soin, et qu'on fait sécher sur un filtre. Cette préparation ne doit être faite que sur de très-petites quantités : quand l'iodure d'azote est encore humide, on le fractionne sur différents papiers pour rendre sa détonation moins dangereuse. Chaque papier ne doit contenir que 1 ou 2 centigrammes d'iodure d'azote.

D'après M. Bunsen, l'iodure d'azote aurait pour composition :



Suivant M. Bineau, sa composition serait représentée par la formule

