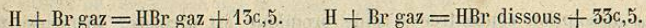


faisant arriver un courant d'acide sulfhydrique dans une dissolution aqueuse de brome; il se produit de l'acide bromhydrique avec dépôt de soufre :



348. Propriétés. — L'acide bromhydrique est un gaz incolore, d'une odeur vive et piquante, d'une saveur très acide; sa densité est 2,798. Il fume au contact de l'air comme l'acide chlorhydrique, en s'emparant de la vapeur d'eau. Il se liquéfie à -69° et se solidifie à -75° .

L'eau peut dissoudre 600 fois son volume de gaz acide bromhydrique. La dissolution du gaz acide bromhydrique dans un excès d'eau dégage 20c



Saturée à très basse température, la dissolution donne un hydrate cristallisé $\text{HBr} + 4\text{HO}$ qui fond à -11° (M. Berthelot).

La dissolution concentrée d'acide bromhydrique fume au contact de l'air elle perd du gaz et donne un produit défini $\text{HBr} + 10\text{HO}$, ayant un point fixe d'ébullition vers 126° . La dissolution concentrée contient donc, comme la dissolution concentrée d'acide chlorhydrique, outre un hydrate défini stable à la température ordinaire ($\text{HBr} + 10\text{HO}$), un hydrate en état de dissociation ($\text{HBr} + 4\text{HO}$) et par suite de l'acide anhydre.

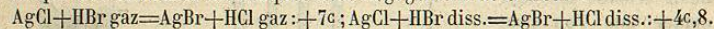
Le gaz acide bromhydrique se dissocie, comme le gaz acide chlorhydrique, à une température élevée.

Il est décomposé par l'oxygène complètement à la température de 500° . Sa dissolution est lentement décomposée par l'air à la température ordinaire.

Les métaux le décomposent plus facilement que l'acide chlorhydrique; les métaux alcalins, ainsi que le fer et le zinc, le décomposent rapidement, en mettant en liberté un volume d'hydrogène moitié de celui du gaz. Le mercure et l'argent l'attaquent lentement (M. Berthelot).

Le chlore décompose l'acide bromhydrique gazeux ou dissous en donnant de l'acide chlorhydrique et du brome libre. Il décompose également les bromures métalliques en donnant des chlorures et du brome libre.

Inversement l'acide bromhydrique libre ou dissous déplace l'acide chlorhydrique des chlorures métalliques avec dégagement de chaleur :



IODE.

Équiv. $\text{I}_2 = 127$, — 2 vol. Poids atomique $\text{I}_2 = 127$.

349. État naturel. — L'iode, trouvé par Courtois, en 1814, dans les eaux mères des cendres de varechs, a été étudié par Clément et Désormes. C'est à Gay-Lussac (1813) qu'on doit la connaissance de ses principales réactions.

Il se trouve avec le brome dans les fucus et les varechs, dans les éponges et dans le foie des morues. On en extrait de grandes quantités des mines de Stassfurt. Il existe dans un grand nombre de sources minérales, entre autres dans celles de Saxon (Valais). L'iodure d'argent est associé au chlorure et au bromure d'argent dans les mines d'argent du Chili et du Mexique.

Le nitrate de soude du Pérou contient de l'iodure et de l'iodate de soude.

350. Extraction. — On extrait d'ordinaire l'iode des eaux mères des cendres de varechs (716), ou des eaux mères du nitrate de soude.

Les eaux mères des cendres de varechs sont mises en ébullition avec de l'acide sulfurique pour transformer en sulfates tous les sulfures, sulfites et hyposulfites, en chassant l'acide sulfhydrique ou l'acide sulfureux qui réagiraient sur le chlore. On étend ensuite la liqueur avec de l'eau, et on y fait passer un courant de chlore, que l'on arrête assez tôt pour ne précipiter que l'iode, en laissant le brome à l'état de bromure; les eaux mères dont on a précipité l'iode sont ensuite employées (340) pour l'extraction du brome.

Quant à l'iode précipité, on le lave, on le sèche, puis on le soumet à la distillation dans des cornues de grès C chauffées au bain de sable (fig. 192); l'iode en vapeur se condense dans de grands récipients A en grès, où il cristallise¹.

On peut le préparer dans les laboratoires en chauffant dans une cornue 20^{er} d'iodure de potassium avec 10^{er} de bioxyde de manganèse et 20^{er} d'acide sulfurique étendu de son volume d'eau; l'iode distille et est recueilli avec de l'eau dans un ballon récipent.

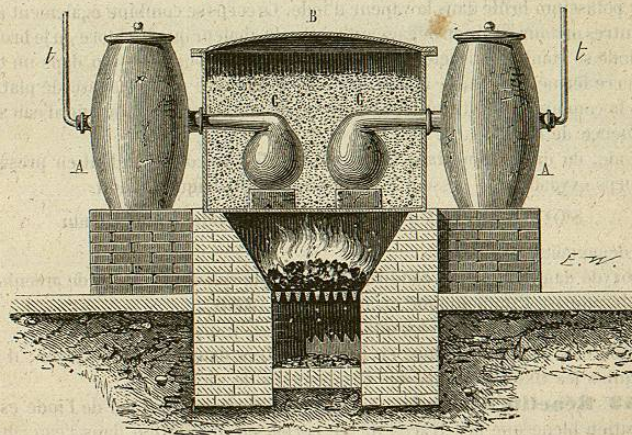


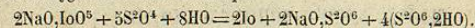
Fig. 192. — Purification de l'iode par distillation.

351. Propriétés. — L'iode est un corps solide, gris d'acier, doué d'un éclat presque métallique; sa densité est 4,498. Il fond à 113° et bout à 175° , en donnant une vapeur d'une très belle couleur violette. La densité de cette vapeur est 8,716. La densité de vapeur de l'iode diminue quand la température s'élève ou quand la pression diminue. Cette vapeur n'a donc ni le même coefficient de dilatation, ni le même coefficient de compressibilité que l'air. La tension de la vapeur d'iode est déjà sensible à froid; elle croît rapidement quand la température s'élève. L'iode a une odeur désagréable et caractéristique.

L'iode est peu soluble dans l'eau, qui en dissout 1/7000 et se colore en jaune; il se dissout mieux dans l'alcool, le chloroforme et le sulfure de carbone, qui

1. Pour extraire l'iode des eaux mères des nitrates de soude du Pérou, on ajoute d'abord du chlore qui précipite l'iode des iodures : $\text{NaI} + \text{Cl} = \text{NaCl} + \text{I}_2$.

On précipite ensuite l'iode des iodates en employant un courant d'acide sulfureux qui s'empare de l'oxygène de l'acide iodique :



prement une belle couleur violacée; il se dissout également et en grande quantité dans l'acide iodhydrique et les iodures alcalins.

352. Propriétés chimiques. — L'iode se comporte comme le chlore et le brome vis-à-vis des métaux. Les iodures sont isomorphes des chlorures et des bromures: aussi ces trois corps se trouvent-ils constamment réunis.

L'iode donne avec le chlore un protochlorure ICl brun et un trichlorure ICl³ jaune; il forme avec le brome deux composés correspondants.

L'iode ne se combine pas directement avec l'oxygène, mais il se combine avec le soufre, avec le sélénium et avec le tellure.

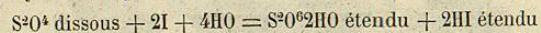
Il ne se combine pas directement avec l'azote, mais le phosphore, l'arsenic et l'antimoine brûlent dans la vapeur d'iode, comme dans la vapeur de brome ou dans le chlore.

L'iode ne se combine pas directement avec le carbone, mais il se combine énergiquement avec le bore et avec le silicium.

Le potassium brûle dans la vapeur d'iode. Ce corps se combine également avec les autres métaux, mais en dégageant moins de chaleur que le chlore ou le brome.

L'iode se combine directement avec l'hydrogène sous pression dans un tube de verre fermé et chauffé à 440°, ou sous l'influence de la mousse de platine, mais la combinaison est limitée. L'iode ne décompose pas la vapeur d'eau sous l'influence de la chaleur.

L'iode, en dissolution dans l'eau, joue le rôle de corps oxydant en présence de corps oxydables, il passe à l'état d'acide iodhydrique étendu:



avec dégagement de 21c.

Il oxyde dans les mêmes conditions l'acide phosphoreux et l'acide arsénieux.

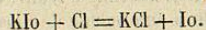
Il décompose l'ammoniaque en dissolution (366).

Il détruit les matières colorantes: tournesol, indigo.

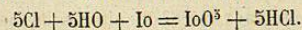
L'iode est, comme le chlore et le brome, très dangereux à respirer; il désorganise les tissus et cause des crachements de sang.

353. Réactifs de l'iode. — La propriété caractéristique de l'iode est la coloration bleue que des traces de ce corps, en dissolution dans l'eau, développent, à la température ordinaire, au contact de l'empois d'amidon: il se produit de l'iodure d'amidon (C¹²H¹⁰⁰)¹⁰I₂. La sensibilité de ce réactif est telle, qu'on peut découvrir, dans une dissolution, un millionième d'iode. La coloration bleue, que l'iode donne à l'empois d'amidon, disparaît quand on élève la température à 100°; elle reparait ensuite par refroidissement.

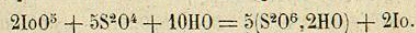
Si l'on met une petite quantité d'iodure de potassium, par exemple, dans de l'eau, et qu'on y ajoute de l'empois d'amidon, la liqueur reste incolore; mais quelques gouttes de chlore, mettant en liberté l'iode, font immédiatement apparaître la coloration bleue. La réaction est représentée par la formule:



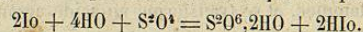
Si on emploie un excès de chlore, la coloration disparaît, parce que l'eau est décomposée: le chlore s'empare de l'hydrogène, et l'iode prend l'oxygène:



On peut remettre l'iode en liberté et faire reparaitre la teinte bleue en versant dans la liqueur de l'acide sulfureux qui réduit l'acide iodique:



Un excès d'acide sulfureux ferait de nouveau disparaître la coloration, par suite d'une nouvelle décomposition de l'eau, déterminée par l'action de l'acide sulfureux sur l'oxygène, en présence de l'iode qui s'empare de l'hydrogène



On se trouve ainsi ramené à une combinaison où l'iode peut être mis en liberté par le chlore.

354. Applications. — L'iode est constamment utilisé dans les laboratoires; la photographie en emploie de très grandes quantités, grâce à la propriété que possède l'iodure d'argent d'être, comme le chlorure et le bromure d'argent, attaqué par la lumière et soluble dans l'hyposulfite de soude.

La médecine utilise également l'iode: l'iodure de potassium est recommandé dans beaucoup de maladies; c'est aux propriétés de l'iode qu'on attribue les bons effets de l'huile de foie de morue et de l'huile de raie.

COMPOSÉS OXYGÉNÉS DE L'IODE.

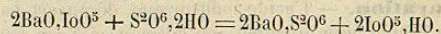
Acide hypoiodé	IoO	Acide iodique	IoO ³
Acide iodeux	IO ²	Acide hyperiodique	IO ⁷

355. Composition. — On n'a bien étudié que 2 composés oxygénés de l'iode:

ACIDE HYOIODEUX. — L'iode, en se dissolvant dans une solution étendue de potasse, paraît donner un iodure et un hypiodite de potasse très peu stable.

ACIDE IODEUX. — M. Ogier, en faisant passer de l'oxygène ozonisé sur de l'iode sec, obtient des flocons jaunes dont la composition répond à celle d'un acide iodeux; il est décomposable par l'eau.

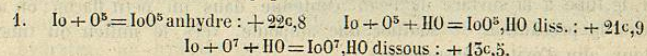
356. Acide iodique (IoO³ — Io²O³). — Il a été découvert en 1815 par Davy. On l'obtient en faisant bouillir, avec de l'acide sulfurique étendu, l'iodate de baryte, corps cristallisé, très peu soluble dans l'eau². On concentre par évaporation l'acide obtenu:



On facilite la réaction, en ajoutant à la liqueur un peu d'acide azotique, qui dissout l'iodate de baryte et facilite ainsi l'action de l'acide sulfurique.

357. Propriétés. — L'acide iodique monohydraté IoO³, HO cristallise très difficilement dans une liqueur neutre, et très facilement en présence d'un petit excès d'acide sulfurique, en prismes droits à base rhombe; il a pour densité 4,869. Chauffé en vase clos, il se dissocie en donnant de l'eau et de l'acide anhydre. Chauffé à l'air libre, il perd peu à peu son eau et devient anhydre à 290°. Si l'on continue à chauffer, il se décompose à 500° en iode et en oxygène.

L'acide iodique hydraté est très soluble dans l'eau; sa solution rougit, puis décolore la teinture de tournesol. C'est, comme les acides bromique et chlorique, un oxydant très énergique.



2. L'iodate de baryte s'obtient en précipitant par le chlorure de baryum l'iodate de potasse impur préparé par l'un des procédés suivants:

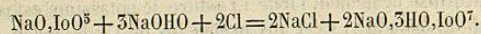
1° On fait agir du chlore sur l'iode en présence de l'eau; il se forme de l'acide chlorhydrique et de l'acide iodique: $5Cl + 5HO + I = 5HCl + IO^3$; on chasse, par la chaleur, l'acide chlorhydrique, puis on sature par le carbonate de potasse, ce qui donne de l'iodate de potasse et de l'acide carbonique.

2° On chauffe légèrement 15^{es} de chlorate de potasse avec 80^{es} d'eau, 0^{es}, 5 d'acide azotique et 10^{es} d'iode: $Io + KO, ClO^3 + AzO^3, HO = Cl + KO, IO^3 + AzO^3, HO.$

Le phosphore, mis en contact avec une dissolution concentrée et froide d'acide iodique, s'y dissout avec élévation de température et souvent inflammation; il se forme de l'iode et de l'acide phosphorique. L'arsenic agit de même sans toutefois s'enflammer, et se transforme en acide arsénique.

Le gaz acide sulfhydrique agit à froid instantanément, sur l'acide iodique solide, avec dégagement de chaleur et souvent de lumière; il se produit du soufre, de l'eau, de l'iode et de l'acide iodhydrique. Le gaz acide chlorhydrique le réduit en donnant de l'eau et du trichlorure d'iode (M. A. Ditte).

358. Acide hyperiodique $\text{I}o\text{O}^7,5\text{H}o$. — Il se forme de l'acide hyperiodique lorsqu'on fait passer un courant de chlore dans une dissolution d'un iodate de soude très alcalin :



L'acide hyperiodique se combine avec l'excès de soude et forme de l'hyperiodate de soude. Ce sel, dissous dans l'acide azotique et traité par l'azotate de plomb, donne un précipité d'hyperiodate tribasique de plomb $3\text{PbO},2\text{H}o,\text{I}o\text{O}^7$, qu'on lave et qu'on décompose ensuite par l'acide sulfurique étendu.

359. Propriétés. — L'acide hyperiodique n'est connu qu'à l'état hydraté. Il cristallise avec 5 équival. d'eau ($\text{I}o\text{O}^7,5\text{H}o$) en prismes obliques à base rhombe.

Soumis à l'action de la chaleur, il fond à 150° et se décompose vers 200° en eau, oxygène et acide iodique; il est très peu soluble dans l'eau.

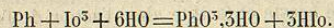
Les acides sulfureux, sulfhydrique et chlorhydrique le décomposent.

Il sert à reconnaître les sels de soude : il forme avec la soude un précipité cristallin à peine soluble dans l'eau, soluble dans l'acide azotique.

ACIDE IODHYDRIQUE.

Équivalent $\text{HI}o = 128$. — 4 vol. Poids atomique $\text{HI}o = 128$

360. Préparation. — L'acide iodhydrique, découvert par Gay-Lussac, s'obtient comme l'acide bromhydrique : on décompose l'eau par le brome et le phosphore :



H. Sainte-Claire Deville fait cette préparation en mettant dans un flacon tubulé et bouché à l'émeri (*fig. 193*) du phosphore rouge, de l'iode en excès et de l'eau (ou mieux une dissolution concentrée d'iodure de potassium qui dissout plus d'iode que l'eau). A la tubulure latérale est fixé un tube C qui conduit le gaz dans des flacons secs où on le recueille, car on ne peut le recevoir sur le mercure, qu'il attaque rapidement. Il suffit de chauffer un peu au bain-marie pour avoir un abondant dégagement de gaz.

Si l'on veut préparer une dissolution concentrée d'acide iodhydrique, on fait arriver le tube à la surface de l'eau contenue dans un petit flacon; on a d'ailleurs la précaution de souffler une ampoule, vers le milieu du tube abducteur, afin d'éviter l'absorption¹.

On obtient une dissolution étendue d'acide iodhydrique, en faisant arriver un courant d'acide sulfhydrique, venant d'un ballon *a* et lavé en *b*, dans un flacon *c* contenant une petite quantité d'eau (*fig. 194*) au fond de laquelle on a

1. On ne peut pas employer le procédé qui a servi pour le gaz acide chlorhydrique (329), parce que le gaz acide iodhydrique décompose l'acide sulfurique concentré : $\text{S}^2\text{O}^6,2\text{H}o + 8\text{HI} \text{ gaz} = \text{H}^2\text{S}^2 \text{ gaz} + 8\text{H}o + 8\text{I} \text{ solide} : + 157\text{c},8.$

mis de l'iode. Il se forme de l'acide iodhydrique étendu avec dépôt de soufre¹ :

$$\text{HS} + \text{I}o = \text{HI}o + \text{S}.$$

Quand tout l'iode a disparu, on filtre pour séparer le soufre, et on porte ensuite quelques instants à l'ébullition pour chasser l'excès d'acide sulfhydrique. La liqueur, ainsi purifiée, doit précipiter en jaune les sels de plomb : elle précipiterait en noir, s'il y avait de l'acide sulfhydrique.

L'acide iodhydrique se produit encore par la combinaison directe des deux gaz sous pression, dans un tube de verre fermé, et chauffé à 440° (M. Hautefeuille), ou sous l'influence de la mousse de platine.

361. Propriétés. — C'est un gaz incolore dont la densité est 4,445. Il se liquéfie par refroidissement et se solidifie à -55° ; il répand à l'air humide d'abondantes fumées, parce qu'il se combine avec la vapeur d'eau, comme les acides chlorhydrique et bromhydrique; il est comme eux très soluble dans l'eau qui en dissout 425 volumes à 10° . La dissolution d'acide iodhydrique,

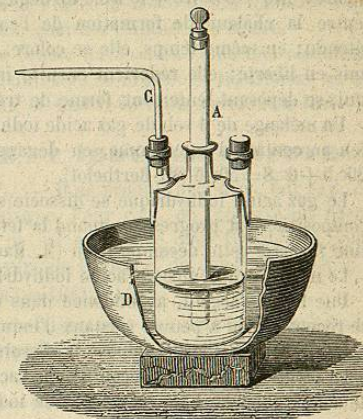


Fig. 193. — Préparation de l'acide iodhydrique (H. Sainte-Claire Deville).

saturée à basse température, répand d'épaisses fumées à l'air. Si on la chauffe, elle distille à 128° , et on recueille un liquide ayant pour densité 1,07; sa composition est représentée par la formule $\text{HI}o + 11\text{H}o$.

La dissolution étendue d'acide iodhydrique contient seulement des hydrates stables, formés avec dégagement de $18\text{c},6$, tandis que la dissolution concentrée contient, outre ces hydrates, un hydrate en dissociation, et par suite de l'acide iodhydrique gazeux formé sans dégagement de chaleur. La différence des quantités de chaleur qu'il faut restituer

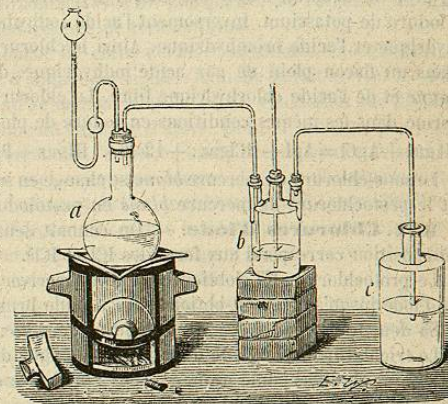


Fig. 194. — Préparation de l'acide iodhydrique par l'action de l'acide sulfhydrique sur l'iode en suspension dans l'eau.

1. M. Berthelot a constaté que le gaz acide iodhydrique sec est au contraire décomposé par le soufre, lentement à froid, et rapidement à 100° . 4 vol. de gaz acide iodhydrique + 1 vol. de soufre = 4 vol. de gaz acide sulfhydrique + 1 vol. de soufre solide. (M. Berthelot, 9^e Édit.)

à l'acide anhydre et à l'acide étendu fait comprendre que, comme pour les acides chlorhydrique et bromhydrique, les dissolutions concentrées devront agir tout autrement que les dissolutions étendues.

Cette dissolution se décompose au contact de l'air, en donnant de l'eau et de l'iode : $\text{HI} + \text{O} = \text{HO} + \text{I}$ avec un dégagement de chaleur égal à la différence entre la chaleur de formation de l'eau et celle de formation de l'acide étendu; en même temps, elle se colore en brun, parce qu'elle dissout l'iode mis en liberté; elle redevient ensuite incolore par la précipitation de l'iode, qui, se déposant lentement, forme de très beaux cristaux.

Un mélange de 4 vol. de gaz acide iodhydrique et de 1 vol. d'oxygène, prend feu au contact d'une flamme, en dégageant une quantité de chaleur égale à $29\text{c},5 + 0\text{c},8 = 50\text{c},3$ (M. Berthelot).

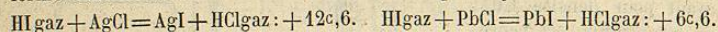
Le gaz acide iodhydrique se dissocie sous l'influence de la chaleur. La décomposition est progressive quand la température s'élève. La mousse de platine favorise cette décomposition (M. Hautefeuille).

Le mercure décompose l'acide iodhydrique en s'emparant de l'iode.

Une lame d'argent, abandonnée dans une dissolution d'acide iodhydrique, se recouvre peu à peu de cristaux d'iodure d'argent (H. Sainte-Claire Deville). L'argent en limaille décompose la dissolution avec violence.

Le chlore et le brome décomposent l'acide iodhydrique. Exemple : un flacon de chlore abouché à un flacon d'acide iodhydrique, donne de l'acide chlorhydrique avec dépôt d'iode, de protochlorure d'iode et de trichlorure d'iode qui se déposent par zones distinctes.

Le chlore et le brome décomposent de même les iodures. Ainsi l'iodure de potassium solide *brunit* instantanément par mise en liberté d'iode, quand on le projette dans un flacon de chlore. L'iodure d'argent se comporte comme l'iodure de potassium. Inversement l'acide iodhydrique déplace l'acide chlorhydrique et l'acide bromhydrique. Ainsi le chlorure d'argent *blanc*, introduit dans un flacon plein de gaz acide iodhydrique, donne de l'iodure d'argent *jaune* et de l'acide chlorhydrique libre. Le chlorure de plomb *blanc* se transforme dans les mêmes conditions en iodure de plomb *jaune* :



Le sous-chlorure de mercure *blanc* se change en sous-iodure de mercure *vert*, et le protochlorure de mercure *blanc* en protoiodure de mercure *rouge*.

362. Chlorures d'iode. — On connaît deux chlorures d'iode, dont la composition correspond aux formules ICl et ICl^3 .

Le protochlorure ICl s'obtient en faisant arriver un courant de chlore sur de l'iode jusqu'à ce qu'on obtienne un liquide brun foncé.

Sa densité à 0° est 2,265; il se solidifie vers 25°.

Le trichlorure ICl^3 résulte de l'action prolongée du chlore sur l'iode; il cristallise en aiguilles jaune orangé¹. Sous l'influence de la chaleur, il se dissocie en chlore et protochlorure ICl .

drique chauffés en tube scellé avec du soufre donnent 2 vol. de gaz acide sulfhydrique. Si l'on ouvre le tube sur l'eau, celle-ci remplit le tube à moitié, en restant transparente; elle se trouble ensuite par la réaction inverse de l'iode sur l'acide sulfhydrique dissous. Ces réactions inverses s'expliquent par les quantités de chaleur dégagées :

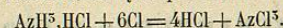


Ces corps cèdent facilement leur chlore aux composés hydrogénés : aussi, pour substituer le chlore à l'hydrogène dans un de ces composés, la benzine C^2H^6 , par exemple, on peut y faire arriver un courant de chlore après y avoir fait dissoudre un peu d'iode. Il se forme du chlorure d'iode qui, cédant son chlore à la matière, remet en liberté de l'iode, de sorte qu'une quantité limitée d'iode peut servir à substituer une quantité illimitée de chlore.

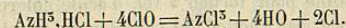
363. Bromures d'iode. — Le brome forme avec l'iode une combinaison cristalline IBr , qui, au contact d'un excès de brome, se transforme en un liquide brun foncé, soluble dans l'eau et dont la formule paraît être IBr^5 .

CHLORURE, BROMURE ET IODURES D'AZOTE.

364. Chlorure d'azote (AzCl^3). — Il se produit quand on fait agir du chlore sur le chlorhydrate d'ammoniaque. Pour cela, on renverse un flacon plein de chlore sur une dissolution de sel ammoniac dans 10 fois son poids d'eau; il se produit de l'acide chlorhydrique étendu et du chlorure d'azote :



On l'obtient aussi très facilement en faisant agir une dissolution de sel ammoniac sur une dissolution d'acide hypochloreux : un excès de ce dernier corps lui donne de la stabilité :



C'est un liquide jaune, huileux, insoluble dans l'eau, et dont la densité est 1,655. C'est un corps éminemment explosif; un équivalent de chlorure d'azote dégage en se décomposant 58c. (H. Sainte-Claire Deville et P. Hautefeuille). Cette décomposition se fait avec une violente explosion, quand on le chauffe à 100°, ou qu'on le met en contact avec du phosphore, de l'arsenic, du sélénium, des corps gras ou de l'essence de térébenthine.

Si l'on recouvre d'une couche de cette dernière substance une dissolution concentrée de chlorhydrate d'ammoniaque, dans laquelle on fait arriver les deux pôles d'une pile, le chlore qui se dégage au pôle positif, réagissant sur le chlorhydrate d'ammoniaque, donne du chlorure d'azote. Celui-ci, entraîné par le gaz qui se dégage, arrive au contact de l'essence, et s'y décompose en faisant entendre une série de petites explosions sans danger. L'eau le décompose lentement; il se forme de l'acide azoteux et de l'acide chlorhydrique. Les acides chlorhydrique, sulfurique et sulfureux concentrés le décomposent sans explosion.

C'est un corps excessivement dangereux à manier; on doit en éviter la production dans l'action du chlore sur l'ammoniaque.

H. Sainte-Claire Deville et Hautefeuille en ont déterminé la composition, en dosant le chlore et l'ammoniaque, qui prennent naissance dans l'action de l'acide chlorhydrique concentré sur le chlorure d'azote.

365. Bromure d'azote (AzBr^5). — Ce corps se produit, d'après Millon, par l'action du chlorure d'azote sur le bromure de potassium. Le liquide brun noirâtre, ainsi obtenu, détone par l'action des acides chlorhydrique et bromhydrique, ou par l'action de l'ammoniaque. Son étude a besoin d'être reprise.

366. Iodures d'azote. — On fait réagir l'iode en poudre sur une dissolution concentrée d'ammoniaque. On décante au bout de quelque temps le liquide et il reste une poudre d'un brun noirâtre, que l'on met à sécher, par petites portions, sur du papier à filtre. Suivant M. Bunsen, la réaction est $5\text{AzH}^5 + 6\text{I} = 5\text{AzH}^5\text{I} + \text{Az}^2\text{H}^5\text{I}^5$.

Suivant M. A. Guyard, quand on emploie un excès d'iode relativement à l'ammoniaque, l'iodure d'azote formé se rapproche de la formule AzH^2Io . Si l'ammoniaque est en quantité suffisante, l'iodure d'azote a pour formule AzH^2Io^2 , comme l'a indiqué Odling, $3AzH^3 + 4Io = 2AzH^4Io + AzH^2Io^2$.

Il peut être manié sans danger quand il est humide, mais il détone par le moindre frottement, ou par une élévation de température quand il est sec.

M. A. Guyard a observé que l'iodure d'azote se détruit sous l'influence de la lumière avec effervescence d'azote pur. Sous l'eau, la décomposition, lente d'abord, se termine par une véritable explosion. Dans l'ammoniaque, la décomposition se fait complètement sans explosion : $5AzH^2Io^2 + 12AzH^3 = 10AzH^4Io + 7Az$. Il se produit en même temps un peu d'iodate d'ammoniaque. L'iodure d'azote HAz^2Io se décompose dans l'eau, sous l'influence de la lumière, sans faire explosion : $2AzH^2Io = AzH^4Io^2 + Az$. Ces observations fournissent un procédé de préparation de l'iodure d'ammonium (818). L'acide chlorhydrique, l'acide sulfurique et l'acide sulfureux le décomposent avec explosion.

OXYCHLORURES D'AZOTE.

367. Acide chloroazoteux (AzO^2Cl . — $AzOCl$). — Il se produit par l'union directe du chlore et du bioxyde d'azote : 2 vol. de chlore s'unissent à 4 vol. de bioxyde d'azote pour former 4 vol. d'acide chloroazoteux.

Il se produit encore par l'action du perchlorure de phosphore sur l'acide hypoazotique à 24° : $AzO^4 + PhCl^5 = PhCl^5O^2 + Cl + AzO^2Cl$.

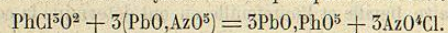
C'est un gaz orangé qui se liquéfie à -5° en un liquide rouge.

L'eau le décompose en acide chlorhydrique et acide azoteux. Au contact des alcalis, il donne un chlorure et un azotite. Il n'agit ni sur l'or, ni sur le platine. Il existe (338) dans l'eau régale : $AzO^3,HO + 5HCl = AzO^2Cl + 2Cl + 5HO$.

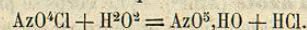
368. Acide chloro-hypoazotique (AzO^2Cl^2 . — $AzOCl^2$). — Ce produit se dégage lorsqu'on chauffe au bain-marie, à une douce chaleur, de l'eau régale, formée d'une partie d'acide azotique concentré et de trois parties d'acide chlorhydrique; on condense, dans un vase refroidi à 0° , l'acide azotique entraîné, et on reçoit les vapeurs d'acide chloro-hypoazotique dans un tube entouré d'un mélange réfrigérant : $AzO^3,HO + 3HCl = AzO^2Cl^2 + 4HO + Cl$.

C'est un liquide rouge, fumant à l'air. Il bout à -7° . Au contact de l'eau, il donne des acides chlorhydrique, azoteux et azotique. Avec les alcalis, il donne des chlorures, des azotites et des azotates.

369. Acide chloroazotique (AzO^4Cl . — AzO^2Cl). — Ce corps prend naissance dans l'action de l'oxychlorure de phosphore sur l'azotate de plomb :



C'est un liquide très mobile, presque incolore, bouillant à $+5^{\circ}$. L'eau le décompose en donnant de l'acide azotique et de l'acide chlorhydrique :



D'après M. Weber et M. Hampe, il forme avec le bichlorure d'étain un composé $SnCl^2, AzO^4Cl$, et avec le sesquichlorure de fer le corps Fe^2Cl^3, AzO^4Cl . MM. Odet et Vignon, en le faisant agir sur l'azotate d'argent sec, ont obtenu du chlorure d'argent et de l'acide azotique anhydre. C'est une application du procédé général employé par Gerhardt pour obtenir les acides organiques anhydres.

370. Acide bromoazoteux (AzO^2Br . — $AzOBr$). — Le brome, en agissant sur l'acide hypoazotique refroidi par un mélange réfrigérant, donne de l'acide

bromoazoteux AzO^2Br , qui bout à -2° . Il se décompose, sous l'influence de la chaleur, en bioxyde d'azote et acide bromo-hypoazotique AzO^2Br^2 , qui bout à 46° . Ces deux corps sont décomposés par l'eau.

CHLORURES, BROMURES ET IODURES DE PHOSPHORE

371. Trichlorure de phosphore ($PhCl^3 = 4$ vol.). — On l'obtient en faisant passer un courant lent de chlore sec sur du phosphore fondu sous une couche de trichlorure, dans une cornue tubulée D (fig. 195) communiquant

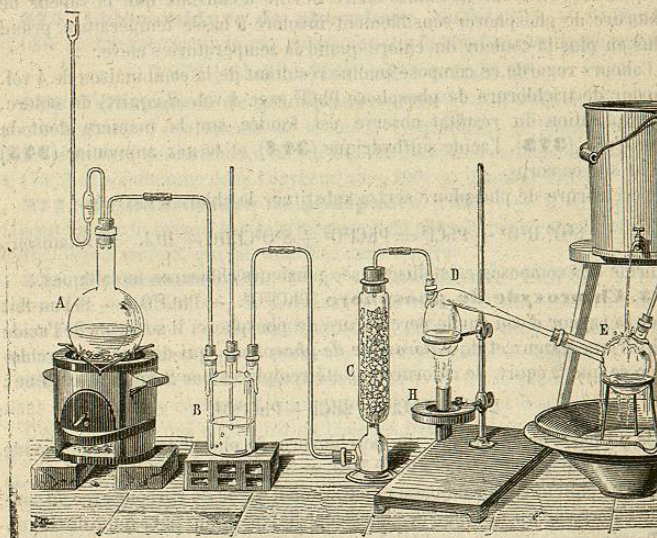
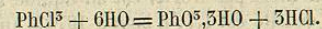


Fig. 195. — Préparation du trichlorure de phosphore.

avec un récipient refroidi E, où vient se condenser le chlorure de phosphore vaporisé. Ce chlorure est ensuite redistillé sur du phosphore, puis seul.

C'est un liquide incolore dont la densité est 1,61, il se solidifie à -117° (M. Wroblewski et Olszewki). Il bout à 78° ; la densité de sa vapeur est 4,74. Il dissout le phosphore; il se dissout lui-même dans le sulfure du carbone et la benzine. Il répand à l'air des fumées blanches; il se décompose au contact de l'eau en acide chlorhydrique et acide phosphoreux :



Quelques gouttes de trichlorure de phosphore versées sur un excès de chlorate de potasse finement pulvérisé, produisent une réaction très vive souvent accompagnée de lumière : $KO, ClO^5 + 3PhCl^3 = 3PhCl^3O^2 + KCl$ (M. Dervin).

372. Perchlorure ou pentachlorure de phosphore ($PhCl^5 = 8$ vol.). — On l'obtient en faisant arriver un courant de chlore sec dans le trichlorure de phosphore. On emploie pour cela le même appareil (fig. 195) que pour préparer le trichlorure de phosphore : le pentachlorure de phosphore se dépose dans le col de la cornue et sur les parois du récipient.