

avec une petite quantité de bichromate de potasse : on emploie dans ce cas 8 ou 10 grammes de bichromate par kilogramme d'acide azotique du commerce.

Les composés nitreux contenus dans l'acide azotique du commerce ne nuisent pas dans la plupart des cas où l'on emploie l'acide azotique ; aussi se borne-t-on, en général, à purifier cet acide de l'acide chlorhydrique qu'il contient, en le précipitant par un léger excès d'azotate d'argent, et en le soumettant ensuite à la distillation. On doit s'assurer qu'il ne contient ni acide chlorhydrique, ni sel d'argent, ni acide sulfurique, en l'étendant de plusieurs fois son volume d'eau distillée, et l'essayant 1° avec l'azotate d'argent, 2° avec l'acide chlorhydrique, 3° avec un sel de baryte. Il est pur s'il ne se trouble avec aucun de ces réactifs.

État naturel. — On a constaté depuis longtemps la présence de l'acide azotique et de l'azotate d'ammoniaque dans les pluies d'orage.

Plus récemment M. Cloëz a montré qu'il y a d'ordinaire, dans l'air, de l'acide azotique ou des composés oxygénés inférieurs.

Il existe un grand nombre de nitrates à la surface de la terre.

Les nitrates de chaux, de soude et de potasse (salpêtre) se produisent sans cesse autour de nous dans les lieux humides, surtout lorsqu'il s'y rencontre de l'ammoniaque. La partie inférieure des murailles des maisons, les parois des caves, se recouvrent d'efflorescences de nitrates, et l'on exprime ce fait, d'une façon très-juste, par l'expression de *murs salpêtrés*.

Usages de l'acide azotique. — L'acide azotique, étant un oxydant énergique, est un des acides le plus souvent employés dans l'industrie et dans les laboratoires.

Il sert dans la fabrication de l'acide sulfurique pour transformer l'acide sulfureux en acide sulfurique ; mélangé à l'acide chlorhydrique, il produit l'eau régale, qui peut dissoudre l'or, le platine, etc.

Il est employé pour convertir l'amidon et le sucre en acide oxalique ; on s'en sert dans la teinture, dans la gravure sur cuivre et sur acier, dans les essais des monnaies, le décapage des métaux et des alliages ; il s'unit aux matières ligneuses, qu'il transforme en pyroxyline (poudre-coton).

L'acide azotique est un réactif précieux : tous les sels qu'il forme avec les bases étant solubles, il sert dans les analyses à dissoudre presque tous les métaux et la plupart des oxydes, les carbonates, etc.

On l'emploie dans les recherches chimiques pour produire des phénomènes d'oxydation : c'est ainsi qu'il transforme l'huile

d'amandes amères en acide benzoïque, le camphre en acide camphroïque, l'indigo en acide indigotique, etc.

(*) ACIDE HYPO-AZOTIQUE. AzO^{\dagger} .

Équiv. = 575 ou 46.

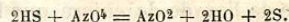
Cet acide a été découvert à la même époque que l'acide azotique ; mais sa véritable nature et ses propriétés ne sont bien connues que depuis les recherches de Dulong et de Gay-Lussac.

On donne quelquefois les noms d'*acide hyponitrique*, de *vapeurs nitreuses* ou de *vapeurs rutilantes*, à l'acide hypo-azotique.

Propriétés. — Cet acide est jaune, liquide à la température ordinaire ; il cristallise à -9° en prismes transparents, et entre en ébullition, d'après M. Péligot, à 22° ; sa densité est 1,451. Il répand à l'air des vapeurs rutilantes (c'est-à-dire d'un brun rouge), dont la tension est considérable. La densité de sa vapeur est représentée par le nombre 1,70. Il rougit le tournesol, tache la peau en jauné et la désorganise.

L'acide hypo-azotique doit être considéré comme un oxydant énergique : il détermine rapidement l'oxydation du soufre et du phosphore.

Il n'exerce pas d'action sur les acides chlorhydrique, bromhydrique, et ne forme pas d'eau régale avec ces acides. Il agit sur l'acide sulfhydrique en donnant de l'eau, du deutoxyde d'azote et un dépôt de soufre :



L'acide iodhydrique est aussi décomposé par l'acide hypo-azotique.

L'acide hypo-azotique se combine avec l'acide sulfurique, et donne naissance à un composé cristallin (acide azoto-sulfurique).

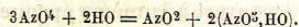
L'acide azotique peut dissoudre l'acide hypo-azotique et prendre des teintes qui varient avec sa densité. Cette dissolution contient d'autant plus d'acide hypo-azotique que l'acide azotique est plus concentré.

L'acide azotique d'une densité de 1,510 se colore en brun ;
 — 1,410 — en jaune ;
 — 1,320 — en vert bleuâtre ;
 — 1,150 reste incolore.

En versant peu à peu de très-petites quantités d'eau dans l'acide azotique à 1,510 de densité coloré en brun par l'acide hypo-

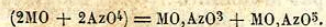
azotique, on rend la liqueur successivement jaune, verte ou incolore ; et réciproquement, en ajoutant à une liqueur verte de l'acide sulfurique qui la concentre, on la rend jaune ou brune.

L'eau décompose l'acide hypo-azotique ; lorsqu'elle est en excès, on obtient du deutoxyde d'azote, qui se dégage, et de l'acide azotique :

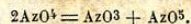


Si l'eau n'est mêlée à l'acide hypo-azotique qu'en faible proportion, il se forme encore du deutoxyde d'azote et de l'acide azotique ; mais ce dernier acide, se trouvant à l'état concentré, peut dissoudre l'acide hypo-azotique et produire les teintes brune, jaune, verte, que l'on obtient directement en faisant passer l'acide hypo-azotique dans l'acide azotique.

L'acide hypo-azotique, mis en présence des bases, n'agit pas comme les acides ordinaires ; il se dédouble, et donne naissance à un mélange d'azotite et d'azotate :



Aussi considère-t-on l'acide hypo-azotique comme un acide double formé par la combinaison de l'acide azotique et de l'acide azoteux :



Analyse. — On détermine la composition de l'acide hypo-azotique en faisant passer cet acide sur du cuivre chauffé au rouge ; il se forme de l'oxyde de cuivre que l'on peut peser, et de l'azote dont on mesure facilement le volume ; on trouve ainsi pour la composition en centièmes de l'acide hypo-azotique :

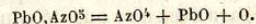
Azote.....	30,44
Oxygène.....	69,56
	100,00

Si, à la densité de l'oxygène 1,10563, on ajoute la demi-densité de l'azote 0,48565, la somme 1,59128 s'approche beaucoup de la densité de l'acide hypo-azotique donnée par l'expérience. 1 volume de cet acide contient donc 1 volume d'oxygène et 1/2 volume d'azote.

L'équivalent de l'acide hypo-azotique, qui correspond à 4 volumes, est donc formé de 4 volumes d'oxygène et de 2 volumes d'azote ; par suite sa formule est AzO^4 .

Préparation. — On prépare ordinairement dans les labora-

toires l'acide hypo-azotique en chauffant jusqu'au rouge l'azotate de plomb, qui se décompose alors en oxygène, en oxyde de plomb et en acide hypo-azotique :



On commence par dessécher complètement l'azotate de plomb, qui retient toujours de l'eau interposée entre ses cristaux.

On introduit ce sel dans une cornue de verre lutée ou de grès qui communique avec un récipient de verre entouré d'un mé-

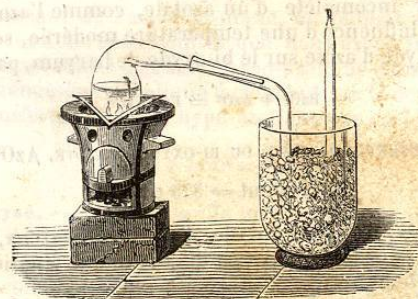


Fig. 37.

lange réfrigérant : c'est dans le récipient que l'acide se condense sous la forme d'un liquide jaune (fig. 37).

Mais, suivant les observations de M. Péligot, quelque soin qu'on prenne, il est presque impossible de dessécher complètement l'azotate de plomb ; aussi l'acide hypo-azotique obtenu par cette méthode reste-t-il toujours liquide, et ne peut-il jamais cristalliser à une température de -9° comme l'acide anhydre.

Pour obtenir l'acide hypo-azotique entièrement pur, M. Péligot propose de faire rendre dans un récipient entouré d'un mélange réfrigérant de l'oxygène et du deutoxyde d'azote, desséchés complètement au moyen de tubes contenant des fragments de potasse et de l'acide phosphorique anhydre.

On voit alors se déposer dans le récipient des prismes transparents d'acide hypo-azotique, qui disparaissent aussitôt qu'il arrive des traces d'humidité dans l'appareil.

(*) ACIDE AZOTEUX. AzO^3 .

Equivalent = 475 ou 38.

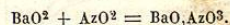
Cet acide existe en combinaison avec les-bases ; sa composition

a été établie nettement par Gay-Lussac ; mais jusqu'à présent l'acide azoteux n'a pas été obtenu pur à l'état de liberté. On ne le connaît que mélangé avec d'autres composés nitreux.

Ce composé se prépare avec une pureté plus grande en faisant arriver dans un tube refroidi un mélange de 4 volumes de bi-oxyde d'azote et d'un volume d'oxygène.

C'est un liquide de couleur indigo foncé, bouillant au-dessous de -10° et se décomposant à la distillation.

Quant aux azotites, ils prennent naissance, soit par la décomposition incomplète d'un azotate, comme l'azotate de potasse, sous l'influence d'une température modérée, soit par l'action du bi-oxyde d'azote sur le bi-oxyde de baryum, par exemple :



DEUTOXYDE D'AZOTE OU BI-OXYDE D'AZOTE. AzO^2 .

Equivalent = 375 ou 30.

Propriétés. — Le deutoxyde d'azote est gazeux, incolore, peu soluble dans l'eau, qui n'en dissout que le vingtième de son volume à la température de 15° .

Soumis par M. Faraday à une température très-basse et à une pression de près de 35 atmosphères, le deutoxyde d'azote ne s'est pas liquéfié.

Sa densité est 1,039.

On ne connaît ni son odeur ni sa saveur ; en effet, lorsqu'on veut le sentir ou le goûter, il agit immédiatement sur l'air qui le transforme en acide hypo-azotique.

Le deutoxyde d'azote devient alors *rutilant*, c'est-à-dire jaugé, et absorbe la moitié de son volume d'oxygène ; cette propriété permet de distinguer sur-le-champ le deutoxyde d'azote de tous les autres gaz.

En présence de la potasse, le bi-oxyde d'azote n'absorbe que le quart de son volume d'oxygène et forme de l'azotite de potasse. En s'appuyant sur cette réaction, Gay-Lussac a prouvé que l'acide azoteux est formé de 2 volumes d'azote et de 3 volumes d'oxygène.

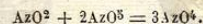
Le deutoxyde d'azote, se transformant à l'air en acide hypo-azotique qui est corrosif, exerce une action très-vive sur l'économie animale. Il est impropre à la respiration et à la combustion ; cependant quelques corps très-avides d'oxygène, comme le phosphore, peuvent brûler dans le deutoxyde d'azote. Un morceau de soufre enflammé que l'on plonge dans un flacon rempli de ce gaz s'y éteint complètement. Un charbon allumé s'éteint aussi dans le deutoxyde d'azote.

Lorsqu'on fait passer du deutoxyde d'azote sur du charbon

chauffé au rouge, il se forme de l'azote, de l'acide carbonique et de l'oxyde de carbone.

Le deutoxyde d'azote est absorbé par le sulfate de protoxyde de fer et en général par les sels de fer au minimum et les colorés en brun ; cette propriété est mise à profit dans l'analyse pour séparer le deutoxyde d'azote des autres gaz. La quantité de deutoxyde d'azote absorbée est égale à la moitié de l'oxygène contenu dans le protoxyde de fer (M. Péligot).

Lorsqu'on fait arriver du deutoxyde d'azote dans une série de flacons contenant de l'acide azotique, on obtient des liqueurs présentant les différentes teintes que nous avons indiquées en parlant de la solubilité de l'acide hypo-azotique dans l'acide azotique. Ce phénomène s'explique facilement, car le deutoxyde d'azote est transformé en acide hypo-azotique par l'acide azotique :



(*) **Analyse.** — Si l'on chauffe un fragment de potassium ou de sulfure de baryum dans une cloche courbe contenant un volume connu de bi-oxyde d'azote, ce volume est réduit à moitié et le résidu est de l'azote pur (fig. 38).

La demi-densité de l'azote 0,48365, ajoutée à la demi-densité de l'oxygène 0,55281, donne le nombre 1,03846, qui se confond presque avec la densité du deutoxyde d'azote trouvée par l'expérience.



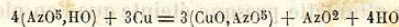
Fig. 38.

Ce gaz est donc formé de volumes égaux d'oxygène et d'azote, unis sans condensation. La formule AzO^2 représente 4 volumes.

Sa composition en centièmes est la suivante :

Azote.....	=	46,66
Oxygène.....	=	53,34
		100,00

Préparation. — On prépare le deutoxyde d'azote en attaquant à froid le cuivre par de l'acide azotique étendu, marquant 17° à l'aréomètre de Baumé (fig. 39).



Si l'acide azotique était trop concentré, le deutoxyde d'azote serait mêlé d'azote, de protoxyde d'azote et de vapeurs nitreuses.

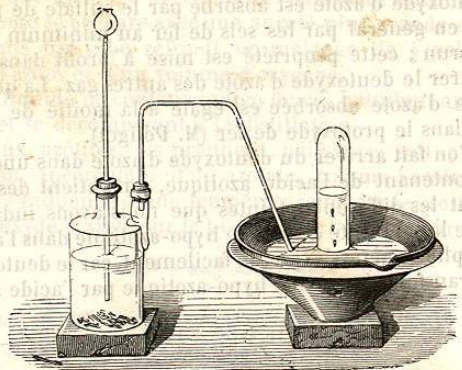


Fig. 39.

Le mercure et l'argent traités par l'acide azotique faible produisent du deutoxyde d'azote très-pur.

Usages. — L'affinité du bi-oxyde d'azote pour l'oxygène intervient dans la préparation industrielle de l'acide sulfurique.

PROTOXYDE D'AZOTE. AzO.

Équivalent = 273 ou 22.

Ce gaz a été découvert en 1776 par Priestley.

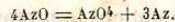
Propriétés. — Le protoxyde d'azote est gazeux à la température ordinaire, mais il n'est pas permanent. En le soumettant à la double influence d'un froid très-vif et d'une pression considérable, M. Faraday a pu non-seulement le liquéfier, mais encore le solidifier. Le protoxyde d'azote liquéfié produit en s'évaporant un froid plus considérable que celui qui résulte de l'évaporation de l'acide carbonique liquide. Le mercure se solidifie immédiatement au contact du protoxyde d'azote liquide; un charbon rouge projeté dans ce liquide y brûle avec une grande vivacité. Quand on évapore dans le vide le gaz liquéfié, une partie prend l'état solide en formant un corps blanc cristallisé en longues aiguilles.

Le protoxyde d'azote est incolore, inodore, d'une saveur légèrement sucrée. Sa densité est 1,5269. Il est propre à la combustion; une allumette presque éteinte que l'on plonge dans ce

gaz se rallume aussitôt, mais avec un peu moins de vivacité que dans l'oxygène.

Le protoxyde d'azote est impropre à la respiration. Introduit dans les organes respiratoires, il produit une sorte d'ivresse qui lui a fait donner le nom de *gaz hilarant*.

Le protoxyde d'azote soumis à l'action de la chaleur se décompose en azote et en acide hypo-azotique :



Le protoxyde d'azote entretient la combustion du charbon, du soufre, du phosphore, etc.; mais ces combustions, plus vives que dans l'air, sont moins brillantes que dans l'oxygène pur.

L'eau dissout la moitié de son volume de protoxyde d'azote, l'alcool en dissout une fois et demie son volume.



Fig. 40.

(*) **Composition.** — L'analyse de ces gaz se fait comme celle du deutoxyde d'azote (fig. 40).

Après le refroidissement de l'appareil, si on mesure le gaz restant, on trouve qu'il est égal à celui du protoxyde d'azote employé.

Si donc on retranche de 1,527 densité du protoxyde d'azote
0,971 densité de l'azote

il reste 0,556 demi-densité de l'oxygène.

Par conséquent, 1 volume de protoxyde d'azote est formé de 1 volume d'azote et de $\frac{1}{2}$ volume d'oxygène.

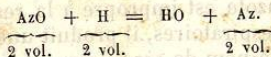
Le protoxyde d'azote contient en centièmes :

Az.....	63,64
O.....	36,36
AzO.....	100,00

Un mélange de protoxyde d'azote et d'hydrogène détone sous l'influence de la chaleur ou de l'électricité, en donnant naissance à de l'eau et à de l'azote.

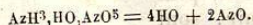
On reconnaît que dans cette réaction 2 volumes de protoxyde

d'azote absorbent 2 volumes d'hydrogène, et qu'il reste 2 volumes d'azote :



2 volumes de protoxyde d'azote contiennent donc 1 volume d'oxygène et 2 volumes d'azote.

Préparation. — On obtient le protoxyde d'azote en soumettant à l'action d'une chaleur graduée l'azotate d'ammoniaque ; ce sel se dédouble alors de la manière la plus nette en protoxyde d'azote et en eau :



L'expérience se fait dans une petite cornue de verre, dans laquelle on introduit quelques grammes d'azotate d'ammoniaque ; le gaz est recueilli sur l'eau, ou mieux sur une dissolution saturée de sel marin, qui en dissout moins que l'eau pure (fig. 41).

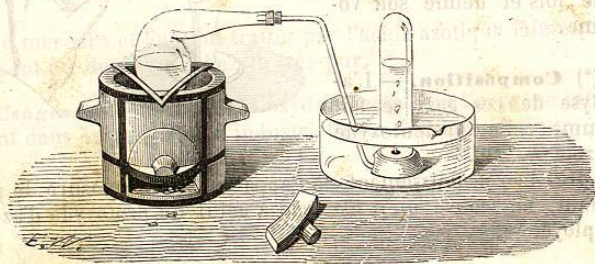


Fig. 41.

Si la décomposition était conduite trop rapidement, le protoxyde d'azote serait mêlé d'azote, de bi-oxyde d'azote ou de vapeurs rutilantes, et le dégagement de gaz se ferait avec une rapidité qui pourrait déterminer une détonation.

COMBINAISONS DE L'AZOTE AVEC L'HYDROGÈNE

AMMONIAQUE. AzH^3 .

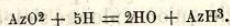
Équivalent = 212,5 ou 17.

(*) Nous dirons d'abord dans quelles circonstances l'ammoniaque peut se former.

Les substances organiques contiennent souvent de l'azote au nombre de leurs éléments ; elles peuvent donner naissance à de l'ammoniaque :

- 1° Lorsqu'elles se décomposent spontanément ;
- 2° Lorsqu'on les soumet à l'influence de la chaleur ;
- 3° Lorsqu'on les chauffe avec un alcali hydraté, la potasse, par exemple ; tout l'azote de la matière organique se dégage alors à l'état d'ammoniaque.

L'azote et l'hydrogène peuvent s'unir à l'état naissant pour produire de l'ammoniaque. Ainsi, quand on fait passer simultanément un excès d'hydrogène et un composé oxygéné de l'azote sur de la mousse de platine légèrement chauffée, il se produit de l'ammoniaque (M. Kuhlmann) :



Dans cette réaction, le platine agit par sa seule présence. On peut remplacer ce métal par du sesqui-oxyde de fer (M. Reisel).

Plusieurs métaux, et particulièrement l'étain, le zinc et le fer, traités par l'acide azotique, produisent également de l'ammoniaque qui reste à l'état d'azotate.

Pour expliquer la production de l'ammoniaque dans l'action de l'acide azotique sur les métaux, on peut admettre que, sous l'influence de cet acide, l'eau est décomposée et qu'il se dégage de l'hydrogène, qui, à l'état naissant, réagit sur l'acide azotique et le transforme en ammoniaque : $\text{H}^2 + \text{AzO}^5 = \text{AzH}^3 + 5\text{HO}$.

Lorsqu'on introduit de l'acide azotique dans une liqueur qui contient de l'acide sulfurique et du zinc, et qui produit par conséquent de l'hydrogène, le dégagement de gaz cesse quelquefois complètement, et l'hydrogène se combine avec l'azote de l'acide azotique pour former de l'ammoniaque qui reste dans la liqueur à l'état de sel ammoniacal.

L'ammoniaque prend encore naissance lorsqu'on expose le fer à l'action de l'air humide : l'eau est décomposée, son oxygène s'unit au fer pour former du sesqui-oxyde, et son hydrogène produit, avec l'azote de l'air, de l'ammoniaque, qui, se combinant avec l'acide carbonique de l'air, donne du carbonate d'ammoniaque. Aussi la rouille dégage-t-elle toujours de l'ammoniaque quand on la chauffe avec de la potasse.

Certains oxydes de fer et de manganèse naturels, quelques argiles et diverses matières terreuses, contiennent de l'ammoniaque. On en trouve aussi de petites quantités dans les pluies d'orage, à l'état de carbonate ou d'azotate d'ammoniaque.

Il existe constamment, dans l'air, des traces d'ammoniaque,

qui peuvent être condensées par les différents corps poreux dans lesquels on a trouvé de l'ammoniaque.

Les sécrétions des animaux, leurs urines, leurs excréments, contiennent de l'ammoniaque ou des corps qui se transforment facilement en sels ammoniacaux.

On peut dire en résumé que l'hydrogène et l'azote ont une grande tendance à s'unir entre eux pour former de l'ammoniaque, et que cette combinaison se produit surtout avec facilité lorsque ces deux corps sortent d'une combinaison, et qu'ils se rencontrent à l'état naissant.

Propriétés. — L'ammoniaque est un gaz incolore, d'une odeur vive et pénétrante, tout à fait caractéristique.

Sa densité est 0,596. Il est impropre à la respiration et à la combustion. Une bougie qu'on y plonge s'éteint immédiatement. Il n'est pas combustible dans l'air atmosphérique; mais lorsqu'on l'introduit par un tube effilé à son extrémité dans une cloche pleine d'oxygène, on peut l'enflammer; il brûle alors avec une flamme jaune en produisant de l'azote et de l'eau.

Le gaz ammoniac n'est pas permanent. M. Bussy a démontré qu'en l'exposant au froid produit par l'évaporation de l'acide sulfureux, on peut le liquéfier. M. Faraday a liquéfié le gaz ammoniac par une autre méthode: son procédé consiste à introduire quelques grammes de chlorure d'argent saturé de gaz ammoniac dans un tube en U, de verre très-résistant et fermé à un bout; on scelle ensuite à la lampe l'extrémité ouverte. On chauffe légèrement le chlorure d'argent ammoniacal contenu dans l'une des branches du tube; il se dégage de l'ammoniaque, qui se liquéfie par sa propre pression et vient se réunir dans l'autre branche, qui est entourée d'un mélange réfrigérant. La densité du gaz ammoniac liquéfié est 0,76. M. Faraday a pu solidifier l'ammoniaque en l'exposant au froid produit par l'évaporation dans le vide d'un mélange d'acide carbonique et d'éther. L'ammoniaque solide est blanche, cristalline, transparente, plus lourde que l'ammoniaque liquide; son odeur est faible, parce que, à cette basse température, la tension de sa vapeur n'est pas considérable.

L'ammoniaque se comporte comme une base énergique; elle forme avec les acides des sels bien définis, qu'on nomme *sels ammoniacaux*. Par cette propriété, l'ammoniaque se rapproche donc des oxydes métalliques, dont elle diffère d'ailleurs complètement par sa composition.

Le gaz ammoniac réagit comme un alcali sur le papier rouge de tournesol et sur le sirop de violettes. Cette propriété, qui n'appartient qu'à un très-petit nombre de fluides élastiques, sert

à le caractériser; aussi lui donne-t-on le nom d'*alcali volatil*. On reconnaît en général l'ammoniaque à trois caractères: 1° à son odeur; 2° à son alcalinité; 3° aux fumées blanches de chlorhydrate d'ammoniaque qu'elle produit lorsqu'on en approche un tube de verre trempé dans l'acide chlorhydrique.

Si l'on fait passer l'ammoniaque à travers un tube rempli de fragments de porcelaine et chauffé au rouge, elle est en partie décomposée et donne naissance à de l'azote et à de l'hydrogène qui se trouvent dans le rapport de 1 volume d'azote et de 3 volumes d'hydrogène; cette décomposition est plus facile, si l'on introduit dans le tube de porcelaine une petite quantité de platine.

L'électricité peut aussi décomposer l'ammoniaque.

L'ammoniaque est un des gaz les plus solubles dans l'eau que l'on connaisse; l'eau peut en dissoudre 1000 fois son volume. Si l'on met en contact avec l'eau une éprouvette remplie d'ammoniaque pure, le gaz est absorbé instantanément, et l'eau vient frapper le haut de l'éprouvette avec assez de force pour la briser; aussi, pour faire cette expérience, faut-il avoir le soin d'envelopper l'éprouvette d'un linge, car les éclats de verre pourraient blesser l'opérateur. Un morceau de glace qu'on introduit dans une éprouvette remplie de gaz ammoniac absorbe rapidement ce gaz et se fond aussitôt. Malgré cette grande solubilité, l'ammoniaque ne répand pas à l'air de fumées blanches, parce qu'elle ne forme pas avec l'eau de combinaison en proportions définies.

L'eau saturée de gaz ammoniac est employée dans les réactions chimiques et remplace le gaz ammoniac qui serait plus difficile à manier. Cette dissolution, que l'on appelle *ammoniaque liquide*, a pour densité 0,85 à 10°. Elle se congèle vers — 40°. Elle abandonne tout le gaz qu'elle contient quand on la chauffe à 60° ou qu'on l'expose pendant longtemps au contact de l'air: elle le perd également dans le vide.

M. Carré fabrique depuis deux ans des appareils qui permettent de liquéfier l'ammoniaque avec facilité, et au moyen desquels on produit un froid très-intense qu'on utilise dans diverses circonstances, et notamment pour la préparation de la glace.

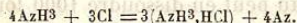
Le froid est produit par la vaporisation rapide de l'ammoniaque liquéfiée. Une dissolution ammoniacale saturée remplit aux trois quarts un cylindre, communiquant par un tube avec un récipient vide. Si l'on chauffe le cylindre, la dissolution perd son gaz, qui va se liquéfier dans le récipient froid; le dégagement est terminé dès que le thermomètre marque 120° environ. On plonge alors dans un baquet d'eau froide le cylindre, et on place au milieu du récipient l'eau que l'on veut solidifier; l'ammoniaque liquéfiée se vaporise peu à peu, parce que

le gaz libre se redissout dans le cylindre. Le froid produit par cette vaporisation suffit pour congeler l'eau qui est au milieu du récipient. On obtient ainsi environ 3 kilog. de glace pour 1 kilog. de charbon brûlé.

L'oxygène agit sur l'ammoniaque sous l'influence de l'électricité, et forme de l'eau et de l'azote : $AzH^3 + O^8 = Az + 3HO$.

Sous l'influence de la mousse de platine légèrement chauffée, un mélange de gaz ammoniac et d'oxygène se transforme en acide azotique : $AzH^3 + O^8 = AzO^5 + 3HO$ (M. Kuhlmann).

Le chlore décompose l'ammoniaque; si l'on fait passer dans ce gaz quelques bulles seulement de chlore, il se forme aussitôt des fumées blanches qui sont accompagnées d'un dégagement de chaleur et de lumière. Il se produit du chlorhydrate d'ammoniaque et de l'azote :



Le chlore décompose aussi l'ammoniaque liquide, mais alors l'action est moins énergique; elle n'est pas accompagnée de lumière : si le chlore est en excès, l'azote qui se dégage a toujours l'odeur du chlorure d'azote. (Voy. la *préparation de l'azote*.)

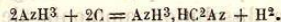
Le brome agit comme le chlore sur le gaz ammoniac.

L'iode peut, sous l'influence de la chaleur, décomposer le gaz ammoniac et produire de l'acide iodhydrique et de l'azote. Mais, si l'on fait arriver un courant de gaz ammoniac dans de l'iode qu'on a préalablement refroidi, on obtient un liquide noir qui, sous l'influence de l'eau, se décompose en iodhydrate d'ammoniaque et en un corps insoluble qui sera étudié plus loin sous le nom d'*iodure d'azote* (M. Colin).

Le soufre et le phosphore n'agissent sur le gaz ammoniac que sous l'influence de la chaleur; les produits de ces deux réactions n'ont pas été suffisamment examinés.

Le chlore, le brome et l'iode agissent sur le gaz ammoniac avec encore plus d'énergie que l'oxygène.

Le charbon décompose le gaz ammoniac sous l'influence d'une température élevée, et produit du cyanhydrate d'ammoniaque et de l'hydrogène :



L'hydrogène est toujours accompagné, dans ce cas, d'une certaine quantité d'azote.

Gay-Lussac et Thenard ont reconnu que, lorsqu'on fait passer du gaz ammoniac sur du potassium ou du sodium légèrement chauffés, il se forme des composés qui ont pour formules : $AzH^3K - AzH^3Na$. Dans cette réaction, un équivalent d'hydrogène se

trouve éliminé. Ces combinaisons, fortement chauffées, paraissent se décomposer en azotures de potassium et de sodium.

Lorsqu'on fait arriver de l'ammoniaque sur du fer ou du cuivre chauffés au rouge, ce gaz se décompose en ses éléments, c'est-à-dire en 1 volume d'azote et 3 volumes d'hydrogène. Si la température n'est pas très-élevée, l'azote de l'ammoniaque se combine avec les métaux et forme des azotures métalliques. Le cuivre et le fer, portés au rouge naissant dans un courant de gaz ammoniac, augmentent de poids d'une manière très-sensible, et se transforment en azotures (MM. Savart et Despretz).

Mais si les métaux sont chauffés au rouge vif, les azotures se décomposent par la chaleur, et le métal soumis à l'action du gaz ammoniac n'éprouve qu'un changement dans ses propriétés physiques : il est alors devenu gris et cassant.

L'ammoniaque liquide dissout plusieurs oxydes métalliques, tels que l'oxyde de cuivre et les protoxydes de fer, de cobalt, de nickel, etc. Les oxydes alcalins et terreux paraissent être sans action sur le gaz ammoniac; mais, en faisant passer à chaud, sur des oxydes métalliques réductibles par l'hydrogène, un courant de gaz ammoniac, on produit de l'eau et des azotures métalliques, ou simplement de l'eau et des métaux réduits, si la température est portée jusqu'au rouge.

(*) **Analyse.** — Lorsqu'on décompose le gaz ammoniac par la chaleur ou par l'électricité, on reconnaît que ce gaz double de volume. Pour apprécier les quantités d'azote et d'hydrogène contenues dans le mélange gazeux, on introduit dans un eudiomètre 100 volumes de gaz provenant de la décomposition de l'ammoniaque avec 50 volumes d'oxygène, et l'on fait passer dans le mélange une étincelle électrique. En mesurant le résidu, on trouve qu'il est formé de 37,5 volumes.

L'absorption a donc été de 112,5. Cette absorption est due à la production d'une certaine quantité d'eau : en se reportant à la composition de l'eau qui a été établie précédemment, on reconnaît que 112,5 volumes de vapeur d'eau correspondent à 37,5 volumes d'oxygène et à 75 volumes d'hydrogène.

On voit donc déjà que 100 volumes de mélange contenaient 75 volumes d'hydrogène : pour apprécier la proportion d'azote, on met le gaz qui reste, et qui représente 37,5 volumes, en contact avec un morceau de phosphore; il se fait une absorption de 12,5 volumes d'oxygène, et le résidu, qui est de 25 volumes, représente l'azote : ainsi les 100 volumes de mélange gazeux sont formés de 75 volumes d'hydrogène et de 25 d'azote.

Puisque l'ammoniaque, en se décomposant, a doublé de volume, 100 volumes de mélange ne représentent que 50 volumes

de gaz ammoniac. On peut donc dire que 50 volumes d'ammoniac ont donné, en se décomposant, 75 volumes d'hydrogène et 25 volumes d'azote, ou que 100 volumes d'ammoniac sont formés de 150 volumes d'hydrogène et de 50 volumes d'azote.

On vérifie facilement cette composition par le calcul ; si l'on ajoute en effet à la demi-densité de l'azote 0,4860 une fois et demie la densité de l'hydrogène ou 0,1038, la somme 0,5898 doit être égale à la densité de l'ammoniac. Or, la densité expérimentale est de 0,596 : cette densité se rapproche beaucoup, comme on le voit, du nombre théorique. L'ammoniac étant formée de 0,1038 d'hydrogène et de 0,4860 d'azote, on déduit la composition en centièmes de l'ammoniac de la proportion suivante :

$$\frac{0,4860 + 0,1038}{0,1038} = \frac{100}{x}$$

100 parties d'ammoniac contiennent donc 17,59 p. d'hydrogène et 82,41 d'azote.

On détermine l'équivalent de l'ammoniac en cherchant la quantité de ce gaz qui se combine avec 1 équivalent d'acide chlorhydrique pour former du chlorhydrate d'ammoniac. On a reconnu que l'ammoniac et l'acide chlorhydrique s'unissent à volumes égaux pour constituer le chlorhydrate d'ammoniac. Comme l'équivalent de l'acide chlorhydrique est représenté par 4 volumes, l'équivalent de l'ammoniac correspond aussi à 4 volumes.

L'ammoniac est donc formée de 2 volumes d'azote et de 6 volumes d'hydrogène condensés en 4 volumes ; la formule AzH^3 représente sa composition et son équivalent, et le poids de cet équivalent est 212,5. — En effet :

1 équivalent d'azote.....	= 175,00
3 équivalents d'hydrogène.....	= 37,50
1 équivalent d'ammoniac AzH^3	= 212,50

Préparation. — La préparation de l'ammoniac est fondée sur la propriété que possèdent les alcalis fixes de la déplacer de ses combinaisons salines. Tous les sels ammoniacaux pourraient servir indistinctement à cette préparation ; mais on emploie de préférence le chlorhydrate d'ammoniac, que l'on trouve en abondance dans le commerce.

On chauffe dans un ballon A, ou mieux dans une cornue de terre, des poids égaux de chaux vive et de sel ammoniac ; le mélange ne doit occuper que le tiers ou la moitié de la capacité du ballon ; le reste est rempli de petits fragments de chaux

caustique, destinés à dessécher le gaz. Le gaz est recueilli sur le mercure dans l'éprouvette C (Fig. 42).

On ne peut employer, pour dessécher l'ammoniac, le chlorure de calcium, qui a la propriété d'absorber de grandes quantités de ce gaz, ni l'acide sulfurique, qui formerait immédiate-

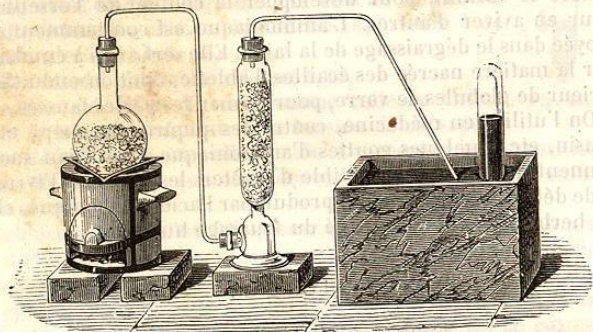
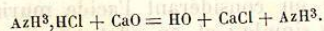


Fig. 42.

ment du sulfate d'ammoniac ; mais on peut faire passer le gaz à travers un tube plein de fragments de potasse caustique.

L'action de la chaux sur le sel ammoniac commence à froid ; mais elle s'arrêterait bientôt si l'on ne chauffait le ballon avec quelques charbons. On reconnaît que le gaz est pur lorsqu'il est complètement absorbable par l'eau.

L'équation suivante rend compte de l'action de la chaux sur le chlorhydrate d'ammoniac :



On peut aussi obtenir le gaz ammoniac en faisant chauffer l'ammoniac liquide du commerce ; il suffit d'une température de 60° pour en dégager tout le gaz qu'elle renferme.

La dissolution d'ammoniac (ammoniac liquide) se prépare en recevant le gaz ammoniac, d'abord dans un flacon laveur où l'on a mis une petite quantité de lait de chaux pour absorber l'acide carbonique et les corps étrangers qui pourraient être entraînés, et ensuite dans une série de flacons qui contiennent de l'eau distillée.

Comme l'eau ammoniacale est plus légère que l'eau pure, le tube qui amène le gaz dans l'eau distillée doit plonger jusqu'au fond du flacon ; pour faciliter la dissolution de l'ammoniac, on entoure les flacons condensateurs d'eau froide : on peut considérer la saturation comme complète quand on voit de nom-

breuses bulles de gaz se dégager de la dissolution ammoniacale refroidie.

Usages. — L'ammoniaque est un des réactifs les plus employés dans les laboratoires. — Dans l'industrie, on l'utilise pour dissoudre le carmin, pour développer la couleur de l'orseille et pour en aviver d'autres. L'ammoniaque est constamment employée dans le dégraissage de la laine. Elle sert aussi à émulsionner la matière nacrée des écailles d'ablette, dont on enduit l'intérieur de globules de verre, pour former les perles fausses.

On l'utilise en médecine, contre les piqûres de guêpe et de cousin, etc. Quelques gouttes d'ammoniaque dans l'eau sucrée donnent un liquide susceptible d'arrêter les effets de l'ivresse, et de détruire le gonflement produit par l'acide carbonique, chez les herbivores qui ont mangé du fourrage humide.

CHLORE. Cl.

Equivalent = 443,20 ou 35,5.

Scheele a découvert le chlore en 1774. Ce chimiste avait considéré le chlore comme de l'acide muriatique ou marin (acide chlorhydrique) privé de phlogistique, et l'avait nommé *acide marin déphlogistique*.

Lavoisier vint ensuite, qui regarda le chlore comme étant formé d'acide muriatique et d'oxygène, et l'appela *acide muriatique oxygéné*.

Enfin, en 1809, Gay-Lussac et Thenard en France, Davy en Angleterre, reconnurent que toutes les réactions du chlore peuvent s'expliquer en considérant l'acide muriatique oxygéné comme un corps simple ; et, en effet, ce corps n'a jamais été décomposé.

M. Ampère lui a donné le nom de *chlore*, que tous les chimistes ont adopté.

Propriétés. — Le chlore est un gaz d'un jaune verdâtre, comme l'indique son nom tiré du grec *χλωρός*, d'une odeur forte et suffocante, d'une saveur caustique, d'une densité de 2,44 ; il est impropre à la combustion : une bougie allumée, que l'on plonge dans une cloche remplie de ce gaz, brûle pendant un instant et s'éteint après avoir changé de couleur.

Le chlore est impropre à la respiration, et, de plus, délétère. Quelques bulles de chlore, introduites dans les poumons, produisent une suffocation violente, et peuvent même causer des lésions suivies de crachement de sang.

Le chlore n'est pas un gaz permanent. Faraday l'a obtenu à l'état liquide en chauffant à 33°, dans un tube fermé aux deux bouts, des cristaux formés par la combinaison du chlore avec l'eau. Sous l'influence d'une faible élévation de température, cet hydrate de chlore se décompose, et l'on trouve au fond du tube deux couches liquides : la couche inférieure *a* est du chlore liquéfié, et la couche supérieure *b* de l'eau saturée de chlore (fig. 43).



La densité du chlore liquide est 1,33.

La couleur de ce corps est, comme celle du chlore gazeux, d'un jaune verdâtre ; la tension de sa vapeur est considérable : à 15° elle est de 4 atmosphères ; aussi ne peut-on le conserver que dans des vases bien fermés et suffisamment résistants.

Du chlore sec, que l'on fait passer dans un tube en U entouré d'un mélange d'acide carbonique solide et d'éther, se liquéfie très-rapidement sous la pression ordinaire.

Le chlore est soluble dans l'eau. Un volume de ce liquide en prend 3,04 à 8° ; c'est à ce terme que la solubilité de ce gaz est à son maximum. Cette solubilité diminue rapidement avec la température : à 50°, elle n'est plus que 1,09 ; lorsqu'on fait bouillir la dissolution de chlore, elle perd tout le chlore qu'elle contient. Cette dissolution est d'un jaune verdâtre plus foncé que le chlore, et présente toutes les propriétés du chlore gazeux ; elle est employée dans les laboratoires de préférence au chlore, parce qu'elle peut être maniée plus facilement. Il ne faut pas la préparer à une température trop basse, parce que le pouvoir dissolvant de l'eau diminue rapidement par le refroidissement à partir de + 8° ; et à 0°, l'eau ne dissout plus qu'une fois et demie environ son volume de chlore.

On doit conserver la dissolution de chlorure à l'abri de la lumière, attendu qu'elle se décompose sous l'influence de la radiation solaire. Le chlore, réagissant sur les éléments de l'eau, se combine avec l'hydrogène pour former de l'acide chlorhydrique, et dégage de l'oxygène. Selon M. Barreswil, il se produit en outre de l'acide perchlorique dans l'action du chlore sur l'eau. La dissolution de chlore est enfermée dans des flacons de verre bleu ou de verre ordinaire, entourés de papier noir, afin d'éviter sa décomposition par la lumière solaire directe ou diffuse.

En refroidissant, à la température de + 2 ou 3°, une dissolution de chlore saturée à + 8°, on la voit bientôt abandonner des cristaux d'hydrate de chlore d'un blanc jaunâtre, dont la forme paraît être celle d'un octaèdre allongé à base rhomboïdale.

Cet hydrate est formé de 28 parties de chlore et de 72 parties