

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

d'eau, ce qui correspond à la formule  $\text{Cl}, 10\text{HO}$ . Il a été appliqué par Faraday à la préparation du chlore liquide.

Dans la préparation de l'hydrate de chlore, il faut éviter que la température ne s'abaisse au-dessous de zéro; la dissolution du chlore se congelant presque avec la même facilité que l'eau pure, les cristaux d'hydrate de chlore pourraient alors être mêlés de glace.

Le chlore a pour l'hydrogène une grande affinité.

L'action de ces deux gaz l'un sur l'autre ne se manifeste pas tant qu'on les conserve à l'abri de la lumière et à la température ordinaire; soumis à l'influence de l'électricité, de la chaleur ou de la radiation solaire, ces deux gaz se combinent immédiatement en faisant entendre une détonation violente. D'après M. Draper, une lumière artificielle, celle d'une bougie, par exemple, peut aussi déterminer la combinaison du chlore et de l'hydrogène.

Cette combinaison produit de l'acide chlorhydrique, qui résulte de l'union de volumes égaux de chlore et d'hydrogène sans condensation: ainsi 2 volumes de chlore et 2 volumes d'hydrogène donnent 4 volumes d'acide chlorhydrique.

À la lumière diffuse, le chlore et l'hydrogène s'unissent lentement et sans détonation; mais un mélange de ces deux gaz se conserve indéfiniment dans un lieu obscur.

Tous les rayons lumineux ne déterminent pas l'union du chlore avec l'hydrogène; les rayons violets ont seuls cette propriété: aussi peut-on exposer à la lumière directe du soleil un mélange de chlore et d'hydrogène contenu dans des vases de verre rouge, jaune ou vert, sans qu'il y ait combinaison.

Quand le chlore sec a été exposé à la radiation solaire pendant quelque temps, il possède des affinités chimiques plus énergiques; il se combine avec l'hydrogène à la température ordinaire et à l'abri de la lumière (M. Draper).

Le chlore agit non-seulement sur l'hydrogène libre, mais encore sur un très-grand nombre de composés hydrogénés. Ainsi, lorsqu'on fait passer du chlore humide dans un tube de porcelaine chauffé au rouge, l'eau se décompose, et il se forme de l'acide chlorhydrique et de l'oxygène. C'est en se fondant sur cette expérience que les chimistes avaient cru d'abord que le chlore était de l'acide *muriatique oxygéné*.

Sous l'influence de la radiation solaire et de la chaleur, le chlore peut donc enlever de l'hydrogène à l'eau pour former de l'acide chlorhydrique. Il agit de la même manière sur la plupart des matières organiques, et s'empare de leur hydrogène. Cette réaction du chlore devient surtout évidente lorsqu'elle s'exerce sur une matière colorante.

Aucune matière colorante de nature organique ne résiste à l'action du chlore; la teinture de tournesol, l'indigo, l'encre, sont détruits par le chlore: cette propriété a été appliquée par Berthollet au blanchiment des toiles de coton, de chanvre et de lin.

Les matières animales, telles que la laine et la soie, ne peuvent être blanchies avec le chlore qui les détruit très-rapidement.

Lorsque le chlore agit sur une matière colorante, on peut admettre que l'hydrogène est enlevé: mais il arrive aussi quelquefois que le chlore détermine l'oxydation des matières soumises à son action. Le chlore décompose alors l'eau pour former de l'acide chlorhydrique, et l'oxygène, se trouvant à l'état naissant, se porte sur la matière colorante pour la détruire ou la modifier.

Le chlore pourra donc être employé tantôt comme un agent d'oxydation, tantôt comme un agent de déshydrogénation.

Un corps hydrogéné, après avoir été soumis à l'action du chlore, retient souvent du chlore qui s'est substitué, équivalent pour équivalent, à l'hydrogène qui a formé de l'acide chlorhydrique.

L'affinité du chlore pour l'hydrogène explique son action sur les miasmes et les matières organiques en décomposition.

L'odeur que répandent certaines substances en putréfaction est due à la présence d'une combinaison d'hydrogène et de soufre, appelée *acide sulhydrique*, que le chlore décompose.

Le chlore est donc employé pour désinfecter les substances qui dégagent de l'acide sulhydrique; de plus, cet acide étant éminemment délétère, on se sert du chlore pour combattre les asphyxies produites par l'acide sulhydrique. Mais le chlore, étant lui-même délétère, ne doit être administré qu'avec précaution.

Le chlore n'agit pas seulement sur des substances hydrogénées; il se combine directement avec plusieurs corps simples, tels que l'arsenic, l'antimoine, le potassium, etc., qui s'enflamment lorsqu'on les réduit en poudre fine et qu'on les projette dans un flacon rempli de chlore.

L'oxygène, l'azote, le charbon sont les seuls métaux qui ne s'unissent pas directement au chlore, presque tous les autres se combinent avec lui à la température ordinaire.

Un fil de cuivre chauffé à son extrémité, que l'on plonge dans un flacon contenant du chlore gazeux, y brûle complètement et se transformant en chlorure de cuivre.

Le chlore est absorbé par la potasse, et en général par les bases énergiques: il se forme ainsi des chlorures, des hypochlorites et des chlorates.

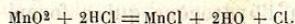
**Préparation du chlore.** — Le chlore se retire de l'acide chlorhydrique ou des chlorures. Nous décrirons d'abord sa préparation au moyen de l'acide chlorhydrique.

L'acide chlorhydrique est formé d'un équivalent de chlore et d'un équivalent d'hydrogène ; sa formule est HCl.

Tous les corps qui, en agissant sur cet acide, tendent à s'emparer de l'hydrogène, mettent le chlore en liberté : on emploie ordinairement le peroxyde de manganèse pour préparer le chlore.

En faisant réagir sur 2 équivalents d'acide chlorhydrique 1 équivalent de peroxyde de manganèse, les 2 équivalents d'hydrogène de l'acide se combinent avec 2 équivalents d'oxygène de l'oxyde pour former de l'eau, et 2 équivalents de chlore se trouvent mis en liberté ; un seul de ces équivalents se dégage, et l'autre se porte sur le manganèse pour former du chlorure de manganèse.

Cette réaction se représente par la formule suivante :



La réaction commence à froid ; il suffit, pour la continuer, de chauffer légèrement.

Lorsqu'on se propose de retirer le chlore d'un chlorure, on opère ordinairement sur le chlorure de sodium (sel ordinaire).

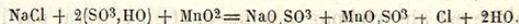
Le chlorure de sodium que l'on soumet à l'action de l'acide sulfurique hydraté se transforme, dans ce cas, en sulfate de soude et en acide chlorhydrique :



Si cet acide chlorhydrique est en présence du peroxyde de manganèse, il pourra, comme nous l'avons dit précédemment, dégager du chlore.

On comprend donc qu'un mélange de sel marin, d'acide sulfurique et de peroxyde de manganèse produise un dégagement de chlore.

On peut également admettre que, dans la réaction précédente, la moitié de l'oxygène du bi-oxyde de manganèse se porte directement sur le sodium pour former de la soude qui se combine avec l'acide sulfurique de même que le protoxyde de manganèse :



Le chlore peut être obtenu à l'état gazeux ou en dissolution.

Pour préparer le chlore gazeux on emploie l'appareil suivant (fig. 44).

*a* représente un ballon contenant un mélange qui produit le chlore ; le col du ballon porte un bouchon percé de deux trous : dans l'un s'engage le tube *b*, par lequel on introduit l'acide qui détermine la réaction ; dans l'autre se trouve un tube *c*, courbé deux fois à angle droit, qui communique avec un flacon *l* renfer-

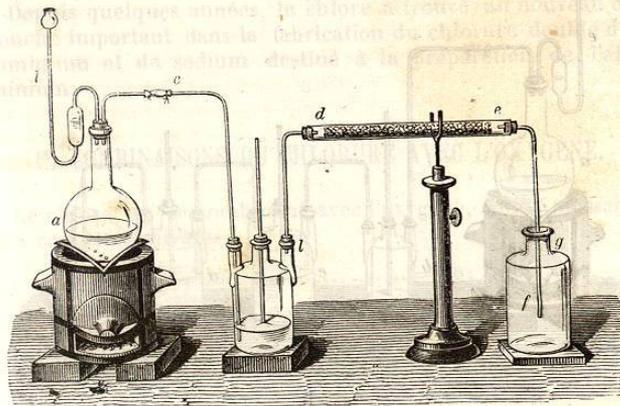


Fig. 44.

mant un peu d'eau destinée à retenir l'acide chlorhydrique entraîné. En sortant de ce flacon laveur, le gaz se dessèche dans un tube *de* rempli de fragments de chlorure de calcium, et se rend dans un flacon *f*, à petite ouverture, par un tube qui descend jusqu'au fond. Le chlore déplace peu à peu l'air du flacon en raison de sa grande densité. On reconnaît que le flacon est plein de chlore lorsque le gaz sort en abondance par l'ouverture *g*. Si l'on retirait rapidement le flacon, l'air s'y précipiterait et remplirait le vide laissé par le tube ; pour éviter cet inconvénient, on descend peu à peu le flacon en enlevant successivement les supports, sans interrompre le dégagement de chlore.

On peut encore préparer le chlore gazeux en recueillant ce gaz sur l'eau salée qui en dissout moins que l'eau pure ; mais alors le chlore est toujours humide, et il se perd une certaine quantité de gaz qui reste en dissolution dans l'eau salée.

Il est impossible de recueillir le chlore sur le mercure, parce qu'il attaque ce métal, même à la température ordinaire.

La dissolution de chlore se prépare dans un appareil appelé *appareil de Woolf* (fig. 45).

*a* représente un ballon dans lequel le chlore se forme ; *b*, *c*, *d*, sont des flacons contenant de l'eau distillée dans laquelle le chlore doit se dissoudre ; *f* représente une éprouvette qui con-

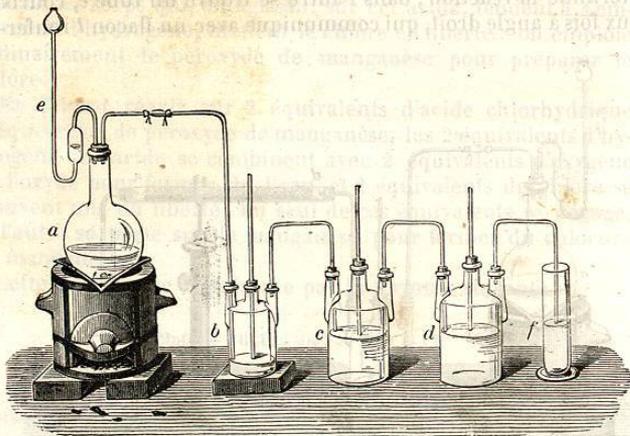


Fig. 45.

tient une dissolution alcaline destinée à absorber l'excès de chlore qui ne reste pas en dissolution dans l'eau ; les flacons portent des tubes de sûreté qui doivent empêcher l'absorption et laisser entrer l'air, s'il se faisait une diminution de pression dans l'intérieur de l'appareil. *e* est un tube en S qui sert à introduire l'acide chlorhydrique dans le ballon *a*, où se trouve le peroxyde de manganèse.

L'appareil étant monté comme le représente la figure, on met quelques charbons sous le ballon : le chlore se dégage rapidement, entraînant toujours une certaine quantité d'acide chlorhydrique qui reste en dissolution dans le premier flacon laveur *b* ; les dissolutions contenues dans les flacons *c* et *d* peuvent être considérées comme pures.

**Usages du chlore.** — Le chlore est un des agents les plus fréquemment employés dans les opérations chimiques et les recherches analytiques. Il sert à modifier les corps organiques en leur enlevant de l'hydrogène auquel il se substitue souvent, et détermine en outre des phénomènes d'oxydation.

Le chlore est d'un grand usage dans l'industrie pour le blanchiment des toiles, de la pâte à papier, etc.

Dans cette application industrielle, on emploie rarement le chlore à l'état de liberté ; on le combine avec la chaux, la potasse ou la soude pour former les *chlorures décolorants* (hypochlorites de chaux, de potasse, etc.).

Enfin, le chlore est employé comme désinfectant : c'est ainsi qu'on l'applique à la destruction des miasmes.

Depuis quelques années, le chlore a trouvé un nouveau débouché important dans la fabrication du chlorure double d'aluminium et de sodium destiné à la préparation de l'aluminium.

### (\*) COMBINAISONS DU CHLORURE AVEC L'OXYGÈNE.

Le chlore, en se combinant avec l'oxygène, donne naissance aux composés suivants :

Acide hypochloreux.....	= ClO ;
— chloreux .....	= ClO <sup>2</sup> ;
— hypochlorique.....	= ClO <sup>4</sup> ;
— chlorique.....	= ClO <sup>5</sup> ;
— perchlorique.....	= ClO <sup>7</sup> ;
— chlorochlorique.....	= 2ClO <sup>2</sup> , ClO <sup>3</sup> ;
— chloroperchlorique.....	= 2ClO <sup>7</sup> , ClO <sup>8</sup> .

Nous ne parlerons que des acides hypochloreux, hypochlorique, chlorique et perchlorique.

ACIDE CHLORIQUE. ClO<sup>5</sup>.

Equiv. = 943,75 ou 75,5.

L'acide chlorique a été isolé pour la première fois par Gay-Lussac. On ne connaît pas cet acide à l'état anhydre ; quand on veut le déshydrater, il se décompose en acide hypochlorique et en oxygène.

**Propriétés.** — L'acide chlorique est liquide, sans odeur, coloré en jaune, fortement acide, soluble dans l'eau en toutes proportions.

Lorsqu'on soumet à l'action de la chaleur une dissolution d'acide chlorique, elle commence par se concentrer, et se décompose ensuite en oxygène et en acide chloreux, ou bien en un mélange d'acide perchlorique, de chlore et d'oxygène.

L'acide chlorique, ayant peu de stabilité, doit être considéré

comme un oxydant énergique : il agit vivement sur tous les corps organiques. Il enflamme l'alcool et brûle le papier, etc. L'acide chlorique rougit d'abord la teinture de tournesol et la détruit ensuite.

**Analyse.** — L'analyse de l'acide chlorique est fondée sur la propriété que possède le chlorate de potasse de se décomposer par la chaleur en oxygène et en chlorure de potassium KCl, dont la composition est connue.

100 parties de chlorate de potasse laissent un résidu de 60,84 de chlorure de potassium. La différence, c'est-à-dire 39,16, représente donc l'oxygène contenu dans 100 parties de chlorate de potasse. Ces deux nombres sont entre eux dans le rapport d'un équivalent de chlorure de potassium à 6 équivalents d'oxygène; on voit donc que le chlorate de potasse est représenté par la formule  $KO, ClO^3$ , et que l'acide chlorique est formé de :

	En centièmes.	
1 équivalent de chlore .....	= 443,20	46,90
5 équivalents d'oxygène.....	= 500,00	53,10
1 équivalent d'acide chlorique anhydre.....	= 943,20	100,00

C'est cette quantité d'acide chlorique 943,20 qui sature un équivalent d'une base MO pour former un chlorate neutre.

**Préparation.** — L'acide chlorique se prépare ordinairement en décomposant le chlorate de potasse par l'acide hydrofluosilicique :



On fait d'abord une dissolution chaude et concentrée de chlorate de potasse, on y verse peu à peu l'acide hydrofluosilicique jusqu'à ce qu'il ne s'y forme plus de précipité. La liqueur filtrée contient l'acide chlorique mêlé avec l'acide hydrofluosilicique qu'on est obligé d'employer en excès, car le précipité d'hydrofluosilicate de potasse est gélatineux, demi-transparent et à peine visible dans la liqueur; de sorte qu'on ne peut saisir le moment où la précipitation est terminée. On la sature par de l'eau de baryte, qui forme avec ce dernier acide un précipité insoluble, et avec l'acide chlorique un sel, au contraire, très-soluble. Le chlorate de baryte est décomposé par l'acide sulfurique employé en quantité telle, que la liqueur ne contienne ni sel de baryte ni acide sulfurique en excès. On filtre de nouveau pour séparer le sulfate de baryte. Il ne reste plus qu'à concentrer l'acide chlorique à une douce chaleur, en arrêtant l'évaporation au moment où la liqueur commence à jaunir.

ACIDE PERCHLORIQUE.  $ClO^7$ .

Equiv. = 1143,75 ou 91,5.

L'acide perchlorique a été découvert par le comte Frédéric Stadion, et examiné principalement par Sérullas et Gay-Lussac.

**Propriétés.** — On connaît l'acide perchlorique à l'état anhydre. Il est solide, soluble dans l'eau, très-acide, inodore; il se volatilise à 140°. Il résiste à une température d'un rouge sombre sans se décomposer; mais, au rouge vif, les deux éléments qui le composent se séparent. Les acides sulfhydrique, sulfureux, chlorhydrique, qui agissent sur l'acide chlorique, n'exercent aucune action sur l'acide perchlorique.

Cet acide n'enflamme à froid ni l'alcool ni le papier, et ne détruit pas le tournesol. L'acide perchlorique est donc beaucoup plus stable que l'acide chlorique.

Il existe deux hydrates d'acide perchlorique :

1° L'acide perchlorique monohydraté  $ClO^7, HO$ , qui est un liquide incolore, dont la densité est 1,782 à 15°,5. Il est excessivement avide d'eau et s'y combine avec un dégagement de chaleur considérable.

2° Le second hydrate a pour formule  $ClO^7, 3HO$ , il se présente en beaux cristaux déliquescents fondant vers 30°. Ce composé est plus stable que le précédent.

**Composition.** — L'analyse de l'acide perchlorique se fait comme celle de l'acide chlorique, en remplaçant le chlorate de potasse par le perchlorate.

L'acide perchlorique est formé de :

	En centièmes.	
Chlore.....	= 443,20	38,77
Oxygène.....	= 700,00	61,23
$ClO^7$ .....	= 1143,20	100,00

**Préparation.** — 1° On peut retirer l'acide perchlorique du perchlorate de potasse, en suivant un procédé tout à fait semblable à celui qui a été décrit en parlant de l'acide chlorique; il consiste à décomposer le perchlorate de potasse par l'acide hydrofluosilicique, et à former ensuite un perchlorate de baryte soluble, qu'on décompose par l'acide sulfurique.

2° On prépare aussi l'acide perchlorique en distillant une partie de perchlorate de potasse avec 2 parties d'acide sulfurique contenant un dixième de son poids d'eau. La distillation doit être

faite à 130°; on obtient d'abord un mélange d'acide perchlorique, d'acide chlorhydrique et d'acide sulfurique; on précipite les acides chlorhydrique et sulfurique au moyen de la baryte et de l'oxyde d'argent. Pour concentrer l'acide perchlorique, on le distille de nouveau sur de l'acide sulfurique, qui lui enlève toute son eau. Cette opération donne lieu quelquefois à des détonations et doit être conduite avec prudence.

**Usages.** — L'acide perchlorique est employé avec plus d'avantage que l'acide chlorique pour précipiter les sels de potasse; car le perchlorate de potasse est encore moins soluble dans l'eau froide que le chlorate.

ACIDE HYPOCHLORIQUE.  $\text{ClO}^2$ .

Equiv. = 843,75 ou 67,5.

Cet acide a été découvert par Davy, et nommé successivement: *oxyde de chlore*, *acide chloreux*, etc.

**Propriétés.** — L'acide hypochlororique est un liquide d'un rouge foncé, qui bout vers 20°, et donne alors un gaz d'un jaune verdâtre plus foncé que le chlore; son odeur est désagréable, et rappelle à la fois celles du caramel et du chlore; sa densité est 2,515.

Il détruit le tournesol sans le rougir.

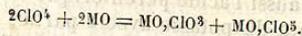
L'eau, à la température de 4°, peut dissoudre vingt fois son volume d'acide hypochlororique gazeux, et se colore en jaune verdâtre. Sa saveur est astringente et corrosive. M. Faraday a obtenu de l'acide hypochlororique sous la forme d'une masse cristalline friable, d'un rouge orangé, en le soumettant à un froid considérable.

Cet acide est peu stable, et se détruit lorsqu'on l'expose à la radiation solaire. Chauffé à 65°, il détone en se transformant en chlore et en oxygène.

L'acide hypochlororique liquide détone souvent avec la plus grande violence, même à 20°.

L'électricité agit sur cet acide comme la chaleur.

Le phosphore, le soufre, l'acide chlorhydrique, le décomposent souvent avec détonation. L'acide hypochlororique ne se combine pas avec les bases, et donne toujours un mélange de chlorite et de chlorate :



(M. Millon.)

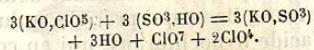
L'acide hypochlororique peut donc être considéré comme un acide double, analogue à l'acide hypo-azotique:  $2\text{ClO}^2 = \text{ClO}^2, \text{ClO}^3$ .

**Analyse.** — En faisant passer de l'acide hypochlororique en vapeurs à travers un tube capillaire chauffé, on le décompose, sans détonation, en chlore et en oxygène. On sépare aisément ces deux gaz au moyen de la potasse qui n'absorbe que le chlore. On trouve par cette méthode, due à Gay-Lussac, qu'un volume d'acide hypochlororique est formé d'un volume d'oxygène et d'un demi-volume de chlore, et la formule  $\text{ClO}^2$  représente 4 volumes d'acide hypochlororique.

Sa composition en centièmes est :

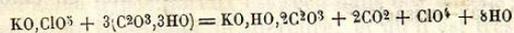
Chlore.....	=	52,56
Oxygène.....	=	47,44
		100,00

**Préparation.** — L'acide hypochlororique se prépare toujours en traitant le chlorate de potasse par l'acide sulfurique légèrement étendu d'eau :



Cette préparation exige de grandes précautions; elle est accompagnée souvent d'explosions violentes. Le mélange est d'abord préparé dans un creuset de platine entouré d'un mélange réfrigérant, puis introduit dans un tube de verre que l'on chauffe lentement au bain-marie (fig. 46).

Quand on n'a besoin que d'une dissolution de ce corps, on remplace l'acide sulfurique par l'acide oxalique. L'opération se fait sans danger, mais le gaz est souillé d'acide carbonique; la formule suivante rend compte de cette réaction :



ACIDE HYPOCHLOREUX.  $\text{ClO}$ .

Equiv. = 513,75 ou 43,5

**Propriétés.** — L'acide hypochloreux est un liquide d'un

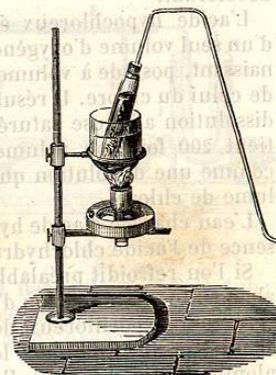


Fig. 46.

rouge de sang artériel, d'une odeur vive et pénétrante, qui rappelle celle du chlore et de l'iode. Il entre en ébullition à  $+20^{\circ}$ , et produit une vapeur jaune rougeâtre, d'une densité de 2,977. L'eau dissout environ deux cents fois son volume de vapeur d'acide hypochloreux, ou plus de trois quarts de son poids. Cette dissolution possède une couleur jaune foncé; elle exerce une action très-vive sur la peau, qu'elle désorganise; elle détruit les matières colorantes en agissant sur elles par ses deux éléments, le chlore et l'oxygène. Gay-Lussac a démontré, qu'en traitant par un excès d'oxyde de mercure un volume de chlore représenté par un litre, il se forme un demi-litre de gaz acide hypochloreux, qui a exactement le même pouvoir décolorant qu'un litre de chlore; et, comme la moitié du chlore employé est retenue par l'oxyde de mercure, on peut conclure avec certitude : 1° qu'à volumes égaux le gaz acide hypochloreux possède un pouvoir décolorant double de celui du chlore; 2° que le chlore et l'oxygène ont, dans l'acide hypochloreux, le même pouvoir décolorant.

L'acide hypochloreux étant formé de 2 volumes de chlore et d'un seul volume d'oxygène, il est évident que l'oxygène, à l'état naissant, possède à volume égal un pouvoir décolorant double de celui du chlore. Il résulte encore, de ce qui précède, qu'une dissolution aqueuse saturée d'acide hypochloreux, qui en contient 200 fois son volume, agira sur les matières colorantes, comme une dissolution qui contiendrait 400 fois ce même volume de chlore.

L'eau chargée d'acide hypochloreux dégage du chlore en présence de l'acide chlorhydrique :  $\text{ClO} + \text{HCl} = 2\text{Cl} + \text{HO}$ .

Si l'on refroidit préalablement la dissolution, on obtient une abondante cristallisation d'hydrate de chlore.

L'acide hypochloreux doit être regardé comme un oxydant énergique. Il forme dans les sels de plomb un précipité d'acide plombique (oxyde puce). Il transforme rapidement le sulfure de plomb en sulfate. Cette dernière propriété peut être mise à profit pour blanchir des peintures à la céruse, noircies par des émanations sulfureuses.

L'acide hypochloreux possède la propriété curieuse d'oxyder le chlorure de potassium et de le transformer en chlorate de potasse (Gay-Lussac).

**Composition.** — L'analyse de l'acide hypochloreux, qui peut se faire comme celle de l'acide hypochlorique, démontre que 2 volumes d'acide hypochloreux contiennent 2 volumes de chlore ou un équivalent et un volume d'oxygène ou un équivalent.

L'acide hypochloreux est formé en centièmes de :

Chlore .....	=	81,59
Oxygène .....	=	18,4
		100,00

**Préparation.** — Le moyen le plus simple pour préparer l'acide hypochloreux consiste à faire passer un courant de chlore dans un tube rempli d'oxyde rouge de mercure. L'oxyde de mercure qu'on doit préférer pour cette préparation est celui qui a été obtenu par précipitation; avant de s'en servir, il faut le calciner à une température voisine de celle qui commence à le décomposer (fig. 47). A est le ballon à chlore, B le tube qui sert

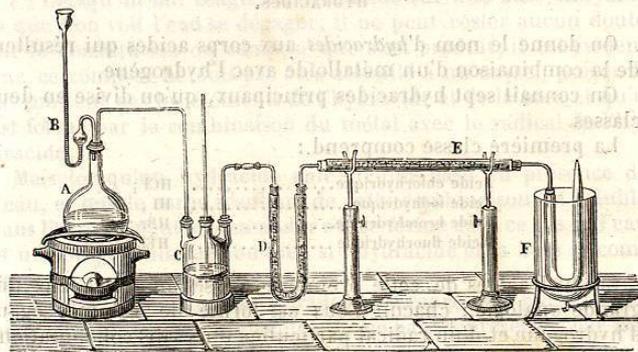


Fig. 47.

à verser l'acide chlorhydrique, C le flacon laveur, D le tube à dessécher, E le tube de verre dans lequel l'oxyde de mercure est introduit, F le tube dans lequel l'acide hypochloreux vient se condenser.

Dans la réaction du chlore sur l'oxyde de mercure, il se développe assez de chaleur pour décomposer quelquefois l'acide hypochloreux : aussi doit-on maintenir le tube qui contient l'oxyde rouge de mercure à une basse température en l'entourant de glace.

Le gaz acide hypochloreux est reçu dans des flacons remplis d'air, parce qu'il attaque le mercure, et qu'il est très-soluble dans l'eau. Lorsqu'on veut le liquéfier, on le fait arriver dans un tube ou dans un matras d'essai, placé dans un mélange réfrigérant (Pelouze).

**Usages.** — Jusqu'à présent l'acide hypochloreux libre n'a pas été employé; mais les arts tirent un grand parti des combi-

naisons de cet acide avec les bases; elles portent le nom de chlorures décolorants.

On nomme eau de Javel celui de ces composés qui est formé par la potasse  $\text{KO}, \text{ClO} + \text{KCl}$ ; l'eau de Labarraque renferme la soude au lieu de la potasse,  $\text{NaO}, \text{ClO} + \text{NaCl}$ : enfin le chlorure de chaux, le plus important de tous, a pour composition  $\text{CaO}, \text{ClO} + \text{CaCl}$ .

### COMBINAISON DU CHLORE AVEC L'HYDROGÈNE.

#### HYDRACIDES.

On donne le nom d'*hydracides* aux corps acides qui résultent de la combinaison d'un métalloïde avec l'hydrogène.

On connaît sept hydracides principaux, qu'on divise en deux classes.

La première classe comprend :

Acide chlorhydrique.....	HCl ;
Acide iodhydrique.....	HI ;
Acide bromhydrique.....	HBr ;
Acide fluorhydrique.....	HF.

Les hydracides de cette première classe ont entre eux une grande analogie; chacun d'eux est formé de volumes égaux d'hydrogène et d'un radical particulier unis sans condensation leur équivalent est représenté par 4 volumes.

La seconde classe comprend :

Acide sulfhydrique.....	HS ;
Acide sélénhydrique.....	HSe ;
Acide tellurhydrique.....	HTe.

L'équivalent de ces hydracides est représenté par 2 volumes.

**Action des hydracides sur les bases.** — Les hydracides présentent tous les caractères généraux des oxacides; ils rougissent la couleur bleue du tournesol et neutralisent les bases les plus énergiques; mais, tandis que les oxacides s'unissent intégralement avec elles pour former des sels, les hydracides éprouvent presque toujours une décomposition lorsqu'on les fait agir sur les oxydes métalliques; leur hydrogène se combine avec l'oxygène de la base pour former de l'eau, et leur radical produit avec le métal un composé binaire que Berzelius a nommé *un sel haloïde*.

EXEMPLE. L'acide chlorhydrique et la potasse forment du chlorure de potassium et de l'eau :  $\text{HCl} + \text{KO} = \text{KCl} + \text{HO}$ .

Nous examinerons ici d'une manière générale les principaux phénomènes qui accompagnent la production et la décomposition des sels haloïdes (chlorures, bromures, sulfures, etc.).

Lorsqu'on dirige un courant de gaz acide chlorhydrique sur la baryte caustique, il s'établit entre ces deux corps une réaction énergique, et il se produit du chlorure de baryum et de l'eau :  $\text{HCl} + \text{BaO} = \text{BaCl} + \text{HO}$ .

On observe une réaction semblable en substituant à l'acide chlorhydrique et à la baryte d'autres hydracides et d'autres oxydes. Ainsi, l'acide sulfhydrique et l'oxyde de plomb donnent de l'eau et du sulfure de plomb :  $\text{HS} + \text{PbO} = \text{HO} + \text{PbS}$ .

(\*) Lorsqu'on fait réagir un hydracide sur une base anhydre, et que l'on voit l'eau se dégager, il ne peut rester aucun doute sur la constitution du composé qui s'est produit; il est évident que ce composé ne doit pas être assimilé à un oxyse, puisqu'il ne contient pas les éléments de l'hydracide et de la base et qu'il est formé par la combinaison du métal avec le radical de l'hydracide.

Mais lorsqu'un hydracide agit sur une base en présence de l'eau, et que le corps résultant de cette combinaison est soluble dans l'eau, on peut se demander s'il se forme dans ce cas de l'eau et un composé binaire, ou bien si l'hydracide et la base se combinent intégralement.

Ainsi un hydracide, dont le radical est représenté par R, ayant pour formule HR, et réagissant sur une base représentée par MO, formera-t-il MO, HR, ou  $\text{MR} + \text{HO}$  ?

Cette question a été longtemps indécise et n'est pas encore entièrement résolue. Nous adopterons l'opinion de M. Chevreul, qui croit que les deux suppositions sont également vraies, c'est-à-dire qu'un hydracide, l'acide chlorhydrique, par exemple, peut, suivant la nature de la base, former un chlorure ou un chlorhydrate.

Dans un grand nombre de cas, les chlorures semblent rester, en présence de l'eau, à l'état de chlorures, sans se transformer en chlorhydrates.

Ainsi, lorsqu'on met du chlorure de sodium NaCl (sel marin) en contact avec la quantité d'eau théorique HO qui serait suffisante pour le transformer en chlorhydrate de soude NaO, HCl, une partie du sel se dissout, et on observe seulement un faible abaissement de température.

Si le sel se fût combiné avec l'eau pour former du chlorhydrate de soude, on eût observé au contraire l'élévation de température qui accompagne ordinairement les combinaisons chimiques.

L'expérience démontre qu'une dissolution de sel marin, sou-

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<sub>2</sub>, 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°, 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).