

cination; en effet, dès que les gaz qui se dégagent des os sont embrasés, la chaleur devient assez forte pour continuer la calcination.

Charbon de sucre.

On a souvent besoin, dans les laboratoires, de carbone pur, pour opérer des réductions, par exemple. La plupart du temps, on se sert de noir de fumée calciné, mais quelquefois sa grande légèreté est un inconvénient, et on lui préfère le charbon obtenu en calcinant du sucre pur en vase clos. On obtient ainsi un charbon noir, brillant et boursoufflé. Cet aspect du produit tient à ce que le sucre a commencé par fondre sous l'influence de la chaleur, puis s'est décomposé en dégageant des gaz. Le charbon ainsi obtenu devra être pulvérisé, puis porté, pendant un certain temps, à une température élevée, afin de chasser l'hydrogène qu'il peut renfermer.

COMBINAISONS DU CARBONE AVEC L'OXYGÈNE.

Le carbone formé avec l'oxygène deux composés importants : l'oxyde de carbone et l'acide carbonique.

Oxyde de carbone. CO.

Équiv. en poids = 14. Équiv. en vol. = 2 vol.

Ce gaz a été découvert par Priestley; sa véritable nature fut établie par Clément Désormes.

Propriétés. — L'oxyde de carbone est un gaz permanent, incolore, insipide, inodore, d'une densité de 0,967, complètement neutre, et à peine soluble dans l'eau.

Il est combustible et brûle avec une flamme bleue caractéristique, en produisant de l'acide carbonique : $\text{CO} + \text{O} = \text{CO}^2$.

Par suite, si l'on verse de l'eau de chaux dans une éprouvette contenant de l'oxyde de carbone, ce liquide ne se troublera pas avant la combustion, mais il blanchira dès que l'inflammation se sera produite.

La couleur de la flamme suivie de cette précipitation par l'eau de chaux, caractérise ce gaz.

On a cru pendant longtemps que l'oxyde de carbone n'exerçait que peu d'action sur l'économie animale; mais les recherches de M. Leblanc démontrent, au contraire, que ce gaz est très-délétère et qu'une atmosphère devient mortelle pour un oiseau lorsqu'elle contient $\frac{1}{100}$ d'oxyde de carbone.

M. Leblanc a reconnu que c'est surtout à ce gaz qu'il faut attribuer l'action délétère de l'air confiné dans lequel du charbon a brûlé. 2 à 3 pour 100 d'oxyde de carbone ont une action toxique plus considérable que 20 à 30 pour 100 d'acide carbonique. Son action se

porte principalement sur le système nerveux; il détermine d'abord des maux de tête, des vertiges, des nausées; puis vient un malaise général, et enfin la mort, si l'on n'est pas soustrait rapidement à son action. M. Cl. Bernard a constaté que l'oxyde de carbone avait pour la matière colorante du sang, l'hémoglobine, une affinité supérieure à celle que l'oxygène possède pour cette substance. Ce gaz est d'autant plus à redouter, qu'aucune de ses propriétés physiques, ni sa couleur, ni son odeur, n'avertissent de sa présence.

Dans un cas d'asphyxie, le mieux est d'apporter le malade à l'air et de tâcher d'activer sa respiration. Les inhalations d'oxygène ont été employées avec succès dans ces circonstances.

Ces faits ont une grande importance pour l'hygiène; en effet, l'oxyde de carbone prend naissance dans les foyers toutes les fois que le charbon s'y trouve en couches épaisses, et si les produits de la combustion viennent à s'introduire dans une pièce, soit par des conduits de calorifères qui se trouvent en mauvais état, soit parce que la clef d'un poêle aurait été fermée, l'oxyde de carbone produit des maux de tête, des vertiges et un commencement d'asphyxie que l'on attribue jusqu'à présent, à tort, à l'acide carbonique.

L'oxygène peut, sous l'influence de la chaleur, transformer facilement l'oxyde de carbone en acide carbonique. Plusieurs oxydes sont réduits par l'oxyde de carbone, l'oxyde de fer, par exemple : c'est principalement sur cette propriété que repose la métallurgie du fer. L'oxyde de carbone décompose également un grand nombre d'oxysels, par suite de sa tendance à s'unir à l'oxygène. C'est ainsi qu'il se forme, à une température rouge, avec le sulfate de chaux, de l'acide carbonique et du sulfure de calcium : $4\text{CO} + \text{CaO}, \text{SO}^3 = 4\text{CO}^2 + \text{CaS}$.

L'oxyde de carbone est facilement absorbé par une dissolution ammoniacale de sous-chlorure de cuivre Cu^2Cl . Il forme avec ce chlorure une combinaison que la chaleur détruit facilement en dégageant l'oxyde de carbone.

Lorsqu'on expose à l'action de la radiation solaire des volumes égaux de chlore et d'oxyde de carbone, le mélange gazeux diminue de moitié, et il se forme un gaz particulier qui a reçu le nom d'*acide chloroxycarbonique*.

Ce corps est gazeux, d'une densité de 3,407; sa formule est COCl ; elle correspond à 2 volumes.

On a comparé ce corps à l'acide carbonique dans lequel un équivalent d'oxygène serait remplacé par un équivalent de chlore.

L'acide chloroxycarbonique est décomposé par l'eau et transformé en acides carbonique et chlorhydrique $\text{COCl} + \text{HO} = \text{CO}^2 + \text{HCl}$.

L'antimoine et l'arsenic décomposent l'acide chloroxycarbonique

s'emparent du chlore qu'il contient et régénèrent l'oxyde de carbone.

Avec les oxydes, l'acide chloroxycarbonique produit des chlorures et des carbonates : $2MO + COCl = MCl + MO, CO^2$; avec les métaux, il forme de l'oxyde de carbone et des chlorures métalliques.

Analyse. — Cette analyse est fondée sur la propriété que possède l'oxyde de carbone d'être transformé par l'oxygène, sous l'influence d'une étincelle électrique, en acide carbonique, dont la composition est supposée connue.

Si on introduit dans un eudiomètre 2 vol. d'oxyde de carbone et 2 vol. d'oxygène; après le passage de l'étincelle, le gaz se trouve réduit à 3 vol. Une dissolution de potasse, introduite dans l'éprouvette, absorbe 2 vol. d'acide carbonique et laisse 1 vol. d'un gaz que l'on peut vérifier être de l'oxygène pur.

Donc un volume d'oxyde de carbone exige, pour être transformé en acide carbonique, un demi-volume d'oxygène, et donne naissance à un volume d'acide carbonique.

Or, l'acide carbonique contient son propre volume d'oxygène. Un volume d'oxyde de carbone ne contient donc qu'un demi-volume d'oxygène.

Si l'on retranche de la densité de l'oxyde de carbone la demi-densité de l'oxygène, le reste représente la quantité de carbone unie à ce dernier gaz :

0,96700 densité de l'oxyde de carbone;
0,55285 demi-densité de l'oxygène;
0,41415 quantité de carbone contenue dans un volume d'oxyde de carbone.

Ce nombre 0,41415 représente la demi-densité de la vapeur de carbone : donc 1 volume d'oxyde de carbone est formé d'un demi-volume de carbone et d'un demi-volume d'oxygène.

La formule CO correspond à 2 volumes de ce gaz.

La composition de l'oxyde de carbone, en centièmes, est :

Carbone	42,83
Oxygène	57,17
	100,00

Préparation. — Les oxydes difficiles à réduire donnent de l'oxyde de carbone lorsqu'on les chauffe avec du charbon, tandis que les oxydes qui sont d'une réduction facile produisent de l'acide carbonique. En se fondant sur cette observation, on peut obtenir l'oxyde de carbone en chauffant au rouge, dans une cornue de grès, du charbon avec de l'oxyde de zinc : $ZnO + C = CO + Zn$.

C'est même ainsi que Priestley a fait la découverte de ce gaz.

L'oxyde de carbone se forme dans les foyers lorsque l'air est obligé de traverser une couche épaisse de combustible; la flamme bleue que l'on observe souvent à la partie supérieure d'un fourneau recouvert de son dôme, provient en grande partie de la combustion de l'oxyde de carbone. C'est que l'acide carbonique qui prend naissance au niveau de la grille est réduit à l'état d'oxyde de carbone par le charbon incandescent.

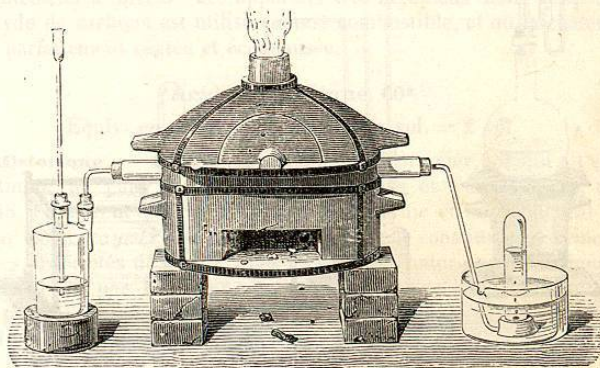


Fig. 104.

Aussi peut-on préparer facilement l'oxyde de carbone en faisant passer un courant d'acide carbonique sur des charbons chauffés au rouge dans un tube de porcelaine. La réaction est exprimée par la formule suivante : $CO^2 + C = 2CO$ (fig. 104).

Il est à remarquer que, dans cette réaction, l'acide carbonique double de volume en se changeant en oxyde de carbone. En effet, $CO^2 = 2$ volumes, et $2CO = 4$ volumes. Cette transformation de l'acide carbonique, qui est un gaz non inflammable, en oxyde de carbone, gaz combustible, est utilisée dans les arts métallurgiques pour produire de la chaleur. On sait en effet que 1 gramme d'oxyde de carbone dégage en brûlant 2400 calories, c'est-à-dire la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 0° à 100° un poids de 24 gr. d'eau.

On produit encore de l'oxyde de carbone en chauffant du carbonate de chaux ou de baryte avec un excès de charbon : $CaO, CO^2 + C = CaO + 2CO$. On opère, en général, sur un mélange de 9 parties de craie et 1 partie de charbon.

Le procédé que l'on emploie ordinairement dans les laboratoires pour préparer l'oxyde de carbone consiste à décomposer dans un petit ballon A l'acide oxalique ou le bioxalate de potasse (sel d'o-

seille) par un excès d'acide sulfurique monohydraté (*fig.* 105). On prend 1 partie de sel d'oseille ou d'acide oxalique et 5 parties d'acide sulfurique concentré : $C^2O^3, 3HO + SO^3, HO = SO^3, 4HO + CO + CO^2$. L'acide oxalique ne peut exister à l'état anhydre dans les conditions de l'expérience; quand on le chauffe avec de l'acide sulfurique concentré qui tend à le déshydrater, il se décompose en

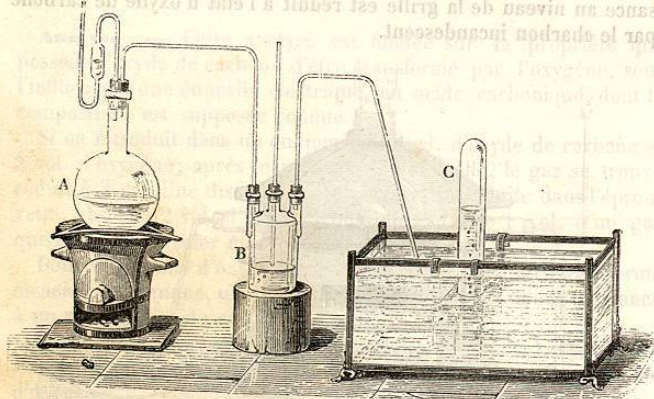


Fig. 105.

$CO + CO^2$, c'est-à-dire en volumes égaux d'oxyde de carbone et d'acide carbonique.

On absorbe l'acide carbonique avec de la potasse placée dans un flacon intermédiaire B, et l'oxyde de carbone arrive dans l'éprouvette C. Un semblable lavage est nécessaire dans les différents modes de préparation de l'oxyde de carbone que nous avons indiqués, parce qu'il est rare que ce dernier gaz se forme sans être mêlé d'acide carbonique.

Enfin on peut encore obtenir de l'oxyde de carbone pur en chauffant du ferrocyanure de potassium $K^2FeCy^3 + 3HO$ avec 8 à 10 fois son poids d'acide sulfurique concentré. Il se forme du sulfate de potasse, du sulfate de fer et du sulfate d'ammoniaque, et le gaz oxyde de carbone se dégage.

On peut se rendre compte de la production de ce gaz dans cette réaction en remarquant que l'acide cyanhydrique qui doit prendre naissance par l'action de l'acide sulfurique sur le ferrocyanure, en fixant deux équivalents d'eau, peut donner de l'ammoniaque et de l'oxyde de carbone : $C^2AzH + 2HO = 2CO + AzH^3$.

Usages. — L'oxyde de carbone est surtout utilisé en métallurgie. Le charbon, mêlé aux minerais, se transforme d'abord en acide carbonique au contact de l'oxygène en excès; cet acide car-

bonique, rencontrant du charbon chauffé au rouge, donne de l'oxyde de carbone, qui réagit sur l'oxyde métallique, le réduit et se transforme de nouveau en acide carbonique. C'est de cette manière que l'oxyde de fer est réduit dans les hauts fourneaux. Ainsi, le charbon que l'on mélange aux minerais, dans les opérations industrielles, ne sert qu'à développer la chaleur nécessaire à la fusion des métaux et à produire l'oxyde de carbone qui les réduit. L'oxyde de carbone est en outre un agent calorifique puissant : M. Siemens a inventé des appareils très-ingénieux dans lesquels l'oxyde de carbone est utilisé comme combustible, et où la chaleur est parfaitement réglée et économisée.

Acide carbonique. CO^2 .

Équiv. en poids = 22. Équiv. en vol. = 2 vol.

Historique. — L'acide carbonique est le premier gaz qui ait été distingué de l'air atmosphérique. Paracelse et Van Helmont, en 1648, l'obtinrent par la calcination de la craie et lui donnèrent le nom d'*air crayeux*. Black et Priestley firent connaître les principales propriétés de ce gaz, mais sa véritable nature ne fut indiquée qu'en 1776 par Lavoisier, qui montra que l'acide carbonique est le produit de la combustion du carbone dans l'oxygène. Enfin MM. Dumas et Stas établirent, en 1840, sa composition exacte.

État naturel. — L'acide carbonique existe dans l'air, dans toutes les eaux en contact avec l'atmosphère, dans les puits et les galeries des mines de houille, et dans un grand nombre de grottes, carrières, caves, etc. Les volcans en laissent échapper des torrents.

La fermentation, la combustion, la décomposition spontanée des matières organiques ou celle qui résulte de l'action de la chaleur, la respiration de tous les animaux, jettent dans l'atmosphère des quantités considérables d'acide carbonique, que les végétaux décomposent incessamment sous l'influence de la lumière, en s'appropriant le carbone et en restituant l'oxygène à l'air.

La nature présente l'acide carbonique à l'état de combinaison avec la plupart des oxydes métalliques, constituant les marbres, la craie, les marnes, les carbonates de baryte, de strontiane, de fer, de cuivre, etc.

Nous avons à examiner l'acide carbonique sous les trois états gazeux, liquide et solide.

Acide carbonique gazeux.

L'acide carbonique gazeux est incolore, d'une saveur à peine sensible et légèrement aigre, d'une odeur très-faible et un peu piquante; sa densité est 1,5290. 1 litre de ce gaz pèse $1^{\text{er}}, 293 \times 1,529 = 1^{\text{er}}, 97$. Il est donc 22 fois plus lourd que l'hydrogène.

Pour mettre en évidence la grande densité de l'acide carbonique, on remplit de ce gaz un vase à large ouverture, puis on laisse tomber à sa surface des bulles de savon gonflées avec de l'air; ces bulles, en arrivant dans les premières couches d'acide carbonique, rebondissent comme le feraient des balles de liège à la surface de l'eau.

La densité de l'acide carbonique étant très-considérable, on peut transvaser ce gaz d'une éprouvette dans une autre aussi facilement



Fig. 106.

qu'un liquide (fig. 106). Cette grande densité permet d'expliquer plusieurs phénomènes curieux : ainsi, à Pouzzoles, près de Naples, dans la grotte du Chien, on voit périr en peu d'instants les animaux de petite taille, tandis que les hommes peuvent y rester sans danger : les couches d'acide carbonique contenues dans l'intérieur de la grotte ne s'élevant pas au-dessus de 1 mètre, les animaux sont asphyxiés, sans que la respiration de l'homme se trouve gênée.

On reproduit le phénomène de la grotte de Pouzzoles en plongeant dans une éprouvette remplie d'acide carbonique un cylindre plein ou une éprouvette plus petite. De cette manière on fait sortir de l'éprouvette un certain volume d'acide carbonique, que remplace un égal volume d'air lorsqu'on retire le cylindre. Il se forme ainsi deux atmosphères différentes, l'une d'air, l'autre inférieure d'acide carbonique, qui ne se mêlent qu'au bout d'un certain temps : une bougie brûle dans la première et s'éteint dans la seconde.

L'acide carbonique est un acide faible. Il donne à la teinture bleue de tournesol une nuance vineuse qui disparaît par l'exposition à l'air ou par l'ébullition de la liqueur. Cependant l'acide carbonique peut communiquer à la teinture de tournesol la couleur rouge pelure d'oignon, lorsqu'on met cette teinture en présence du gaz comprimé sous une pression de 2 atmosphères.

L'acide carbonique ne forme avec la plupart des bases qu'une seule classe de sels, dont la formule générale est MO, CO^2 . Cependant les alcalis et les oxydes alcalino-terreux donnent naissance à des bicarbonates $MO, HO, 2CO^2$. Donc l'acide carbonique est un acide bibasique comme l'acide sulfurique; c'est pourquoi quelques chimistes lui donnent la formule $C'O^2$.

L'acide carbonique éteint les corps en combustion, comme le fait l'azote, mais il se distingue facilement de ce dernier gaz par la propriété qu'il possède de troubler l'eau de chaux.

L'acide carbonique mis en contact avec un excès d'eau de chaux, y forme un précipité blanc, floconneux, insoluble dans l'eau, très-soluble au contraire dans les acides chlorhydrique, azotique et acétique. Ce précipité étant soluble dans l'acide carbonique lui-même, on doit employer, pour le former, un excès d'eau de chaux, ce que l'on constate avec un papier rouge de tournesol qui doit être ramené au bleu : sans cette précaution, l'acide carbonique pourrait échapper à l'observation avec d'autant plus de facilité qu'il serait en quantité plus considérable.

Le carbonate de chaux, dissous dans l'eau à l'aide d'un excès d'acide carbonique, s'en sépare lorsque ce gaz se dégage sous l'influence de la chaleur, par le contact des corps divisés ou par la seule action de l'air. C'est ainsi que se produisent les dépôts calcaires dans les chaudières à vapeur et dans les tuyaux de conduite des eaux.

L'acide carbonique n'entretient pas la respiration, mais ce n'est pas un gaz délétère. L'air ne devient irrespirable que lorsqu'il contient 25 à 30 pour 100 de cet acide. Comme la combustion ne peut pas continuer dans une atmosphère renfermant une proportion notablement moindre d'acide carbonique, il est prudent, lorsqu'on pénètre dans des cavités où l'on soupçonne la présence de ce gaz, de se munir d'une bougie allumée, et de rétrograder, si la bougie s'éteint.

L'acide carbonique peut déterminer des asphyxies dans des cas qui ne sont malheureusement pas assez connus : ainsi, une cuve remplie de jus de raisin en fermentation, placée à l'entrée d'une cave, peut dégager un volume d'acide carbonique assez considérable pour asphyxier les personnes qui se trouveraient dans l'intérieur de la cave.

En pareil cas, si l'on avait à retirer d'un endroit souterrain une personne atteinte d'asphyxie, on devrait, avant d'y pénétrer, y injecter de l'eau ammoniacale, qui, en s'emparant de l'acide carbonique, en neutraliserait l'action sur l'économie. Les caves des environs de Paris, certains puits et autres excavations, se remplissent souvent d'acide carbonique provenant de matières organiques en décomposition.

L'eau dissout environ son volume d'acide carbonique sous la pression ordinaire; mais cette solubilité augmente considérablement avec la pression : en comprimant un mélange d'eau et d'acide carbonique, à une pression de cinq ou six atmosphères, on obtient facilement un liquide contenant cinq ou six fois son volume d'acide carbonique, supposé à la pression ordinaire. Cette dissolution

d'acide carbonique sous pression a été appliquée à la préparation des eaux dites gazeuses, et en particulier de l'eau de Seltz artificielle.

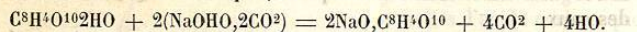
Les eaux gazeuses se font par deux procédés différents : le premier est un système de fabrication continue, dans lequel une pompe aspirante et foulante vient puiser, dans des réservoirs séparés, l'eau et l'acide carbonique pour les refouler ensuite dans un appareil fermé.

Le second procédé est un système de fabrication intermittente dans lequel l'acide carbonique est produit dans l'appareil même où doit se faire la saturation, et se dissout dans l'eau en raison de la pression qu'il exerce sur ce liquide.

Dans les deux cas l'acide carbonique est produit par l'action de l'acide sulfurique étendu sur la craie.

On prépare l'eau gazeuse sur les tables, dans l'appareil Briet que chacun connaît.

L'acide carbonique y est produit par un mélange de bicarbonate de soude et d'acide tartrique; la réaction est la suivante :



M. Orouf a imaginé de produire directement l'acide carbonique par la combustion du coke, et de l'engager ensuite dans une combinaison alcaline, d'où il peut, sous la seule influence d'une certaine élévation de température, s'échapper parfaitement par. Il se forme dans ce cas un bicarbonate alcalin qui se décompose par la chaleur en carbonate neutre et en acide carbonique.

Le prix de revient de ce gaz est de beaucoup inférieur à celui de l'acide carbonique obtenu par la décomposition de la craie; ainsi 1 mètre cube de gaz obtenu par le procédé de M. Orouf coûte 0 fr. 40, tandis que par le procédé des acides il coûterait 1 franc.

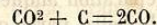
L'eau chargée d'acide carbonique perd tout le gaz qu'elle contient quand on la chauffe ou qu'on l'expose à la température ordinaire dans le vide. Elle le perd également, mais avec lenteur, lorsqu'on l'abandonne à elle-même au contact de l'air.

L'acide carbonique, prenant naissance dans la combustion du carbone à une température élevée, résiste très-bien à l'action de la chaleur. Cependant M. H. Sainte-Claire Deville a montré que lorsqu'on fait passer un courant de ce gaz dans un tube chauffé à 1300°, il se dissocie. L'acide carbonique qui sort du tube renferme une petite quantité d'oxyde de carbone et d'oxygène.

Sous l'influence des étincelles électriques, l'acide carbonique est également décomposé en oxyde de carbone et oxygène, mais l'action n'est jamais que partielle; ce qui se comprend facilement, puisque l'électricité détermine la combinaison de l'oxyde de carbone et de l'oxygène.

L'acide carbonique est décomposé par la plupart des corps combustibles, qui le ramènent à l'état d'oxyde de carbone. C'est ce qui

arrive notamment lorsqu'on fait passer un courant de ce gaz sur du charbon porté au rouge :



Cette réaction se produit toutes les fois que dans un fourneau allumé se trouve une couche épaisse de charbon.

Si l'on fait passer à travers un tube porté au rouge des volumes égaux d'hydrogène et d'acide carbonique, on obtient encore de l'oxyde de carbone et de l'eau :



Le phosphore, le silicium, le bore, se comportent de la même façon. Ils peuvent même produire une réduction plus complète, si on les fait agir sur un carbonate : du phosphore ou du silicium chauffés avec du carbonate de soude donnent du charbon et du phosphate ou du silicate de soude.

Plusieurs métaux décomposent l'acide carbonique. Les uns, tels que le fer, le zinc, le manganèse, n'enlèvent à cet acide que la moitié de son oxygène; les autres, comme le potassium et le sodium, le décomposent entièrement, en séparent le carbone et se convertissent en oxydes.

Préparation de l'acide carbonique gazeux. — On obtient l'acide carbonique gazeux :

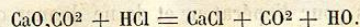
1° En faisant brûler du charbon dans un excès d'air ou d'oxygène;

2° En soumettant à la calcination le carbonate de chaux, qui perd son acide carbonique et donne de la chaux caustique;

3° En décomposant le carbonate de chaux par un acide.

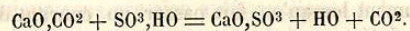
Ce dernier procédé est celui auquel on a toujours recours dans les laboratoires.

On emploie ordinairement l'acide chlorhydrique et le marbre; il se forme du chlorure de calcium soluble dans l'eau, et l'acide carbonique se dégage à cause de sa volatilité :



On introduit le marbre en petits fragments dans l'appareil qui nous a servi à préparer l'hydrogène (*fig. 107*); on remplit à moitié le flacon d'eau, puis on verse peu à peu de l'acide chlorhydrique par le tube à entonnoir. On ne pourrait pas dans cette préparation remplacer l'acide chlorhydrique par l'acide sulfurique, car il se formerait, dans ce cas, du sulfate de chaux, qui, étant très-peu soluble, recouvrirait le marbre d'une sorte d'enduit, qui le protégerait de toute action ultérieure de l'acide.

Pour pouvoir employer l'acide sulfurique, il faut avoir recours à une variété très-poreuse de carbonate de chaux, à la craie pulvérisée, et agiter constamment le mélange :



C'est là le mode de préparation auquel on donne la préférence dans les fabriques d'eau de Seltz, parce que l'acide chlorhydrique étant volatil serait entraîné en proportion sensible par le gaz acide

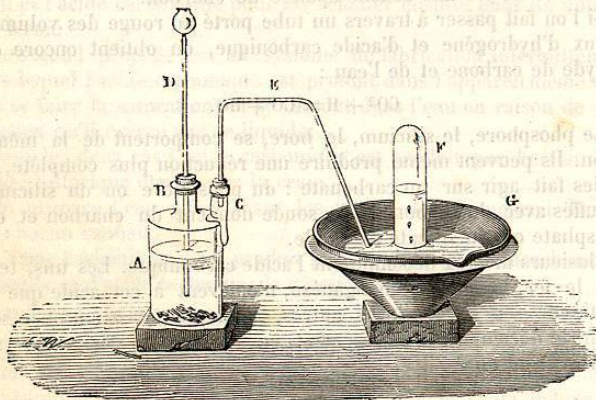


Fig. 107.

carbonique, et ne pourrait être que difficilement arrêté par un lavage du gaz.

Acide carbonique liquide.

L'acide carbonique a été liquéfié pour la première fois par Faraday, en décomposant, dans un tube de verre fermé aux deux bouts, un carbonate par l'acide sulfurique. Ce chimiste reconnut qu'à la température de 0°, l'acide carbonique se liquéfie sous une pression d'environ 38 atmosphères.

Ce mode de liquéfaction avait le double inconvénient de présenter des dangers pour l'opérateur et de ne donner que de petites quantités d'acide carbonique liquide; cette opération s'effectue facilement aujourd'hui et sur de grandes quantités de matière à l'aide de l'appareil de Thilorier, perfectionné par Donny.

Le principe de cet appareil est le même que celui de Faraday; seulement le carbonate est décomposé dans un cylindre métallique qui peut supporter une pression énorme. On produit l'acide carbonique liquide en décomposant par l'acide sulfurique monohydraté du bicarbonate de soude :



L'appareil de M. Donny se compose d'un générateur et d'un récipient (fig. 108).

Le générateur est formé d'un cylindre en plomb, entouré d'une enveloppe de cuivre rouge, maintenue elle-même par une série d'anneaux en fer forgé d'une grande épaisseur, serrés les uns contre les autres par des tiges en fer qui relient les deux extrémités de l'appareil.

Ce générateur est mobile autour d'un axe horizontal. Il porte à sa partie supérieure une ouverture assez large que l'on peut fermer hermétiquement par un bouchon à vis et qui sert à introduire les matières destinées à produire le gaz. On y met d'abord 1800 grammes de bicarbonate de soude, puis 4 litres 1/2 d'eau tiède à 40°,

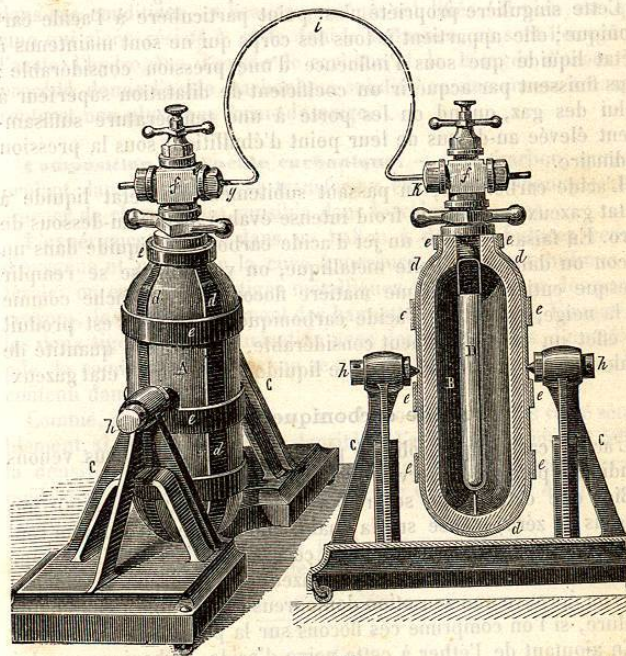


Fig. 108.

et enfin un tube en cuivre, ayant la forme d'une éprouvette, contenant 1 kilogramme d'acide sulfurique concentré. Lorsque l'appareil est fermé, on l'incline en le faisant tourner autour de son axe; l'acide sulfurique s'écoule alors du tube et réagit sur le bicarbonate de soude.

Après dix minutes de contact, on met le générateur en communication par un tube de cuivre avec un récipient construit exactement de même, et qui est à la température ambiante. L'acide

carbonique, condensé dans le générateur à 40°, se précipite rapidement dans l'espace froid que lui présente le récipient, et une partie s'y liquéfie. Ce résultat obtenu, on interrompt la communication et on recommence l'opération; on obtient ainsi rapidement dans le récipient plusieurs litres d'acide carbonique liquide.

Propriétés de l'acide carbonique liquide. — L'acide carbonique liquide est incolore et très-fluide, il se dissout dans l'alcool et l'éther.

L'acide carbonique présente, d'après Thilorier, le phénomène extraordinaire d'un liquide plus dilatable que les gaz.

Cette singulière propriété n'est point particulière à l'acide carbonique; elle appartient à tous les corps qui ne sont maintenus à l'état liquide que sous l'influence d'une pression considérable: tous finissent par acquérir un coefficient de dilatation supérieur à celui des gaz, quand on les porte à une température suffisamment élevée au-dessus de leur point d'ébullition, sous la pression ordinaire.

L'acide carbonique, en passant subitement de l'état liquide à l'état gazeux, produit un froid intense évalué à 100° au-dessous de zéro. En faisant arriver un jet d'acide carbonique liquide dans un flacon ou dans une boîte métallique, on voit le vase se remplir presque entièrement d'une matière floconneuse, blanche comme de la neige, qui est de l'acide carbonique solide; il s'est produit en effet un refroidissement considérable, une grande quantité de chaleur ayant été absorbée par le liquide qui a repris l'état gazeux.

Acide carbonique solide.

L'acide carbonique solidifié par le procédé que nous venons d'indiquer peut se conserver quelque temps à cet état.

Bien que cette neige se trouve à la température de 90° au-dessous de zéro, placée sur la main, elle ne produit pas une sensation de froid très-considérable; cela tient à ce qu'elle dégage sans cesse de l'acide carbonique gazeux qui empêche le contact; mais on éprouve une sensation douloureuse semblable à celle d'une brûlure, si l'on comprime ces flocons sur la peau.

En ajoutant de l'éther à cette neige d'acide carbonique, on lui permet de mouiller les corps et l'on obtient un mélange frigorifique tellement puissant, qu'on peut y congeler en quelques instants de notables quantités de mercure. Le mercure solidifié a l'apparence du plomb: Thilorier a pu en faire des pièces de monnaie, des médailles, etc., en se servant de moules en bois, qui conduisent mal la chaleur.

Ce mélange peut être employé pour liquéfier le chlore, le protoxyde d'azote, l'hydrogène sulfuré, l'acide sulfureux, etc. Le cyanogène peut se liquéfier dans ce mélange, et même se solidifier.

Faraday a encore augmenté le froid que l'on peut produire avec le mélange d'acide carbonique solide et d'éther, en plaçant ce mélange sous le récipient d'une machine pneumatique; si l'on y maintient constamment le vide, la température s'abaisse à 110° au-dessous de zéro.

En plaçant dans un pareil bain des tubes de verre ou de cuivre dans lesquels des gaz peuvent être comprimés jusqu'à 40 atmosphères au moyen de pompes foulantes, Faraday a obtenu des liquéfactions et des solidifications de gaz qu'on n'aurait pu réaliser par d'autres méthodes. La plupart des gaz ont pu être liquéfiés dans ces conditions, et beaucoup même solidifiés: il n'en est que cinq qui aient résisté à cette double influence, ce sont l'oxygène, l'azote, l'hydrogène, l'oxyde de carbone et le bioxyde d'azote. Ce procédé donne l'acide carbonique solidifié en une masse transparente et non plus sous forme de neige.

Composition de l'acide carbonique. — Le charbon pur, en brûlant dans l'oxygène, se transforme en acide carbonique sans amener de changement sensible dans le volume du gaz.

L'expérience se fait dans un ballon à deux tubulures rempli d'oxygène et placé sur la cuve à mercure. Dans les tubulures latérales on engage deux tiges métalliques, terminées par des portecrayons, lesquels soutiennent des baguettes de charbon. En mettant les deux tiges en communication avec les deux pôles d'une forte pile, la combustion du charbon se produit aux dépens de l'oxygène contenu dans le ballon.

Comme, après la combustion, le volume du gaz n'a pas varié sensiblement, si on retranche de la densité de l'acide carbonique, 1,5290, la densité de l'oxygène, 1,1057, le reste, 0,4233, représentera le poids du carbone uni à 1,1057 d'oxygène dans 1,5290 d'acide carbonique.

A l'aide de ces nombres, on peut, par une proportion, trouver la composition en centièmes de l'acide carbonique:

$$\frac{1,5290}{0,4233} = \frac{100}{x}$$

$$x = 27,68.$$

On a ainsi:

Carbone.....	27,68
Oxygène.....	72,32
	<hr/>
	100,00

La détermination précise de la composition de l'acide carbonique et, par suite, de l'équivalent du carbone, présentait un grand intérêt; or, il était impossible d'avoir une confiance absolue dans la méthode précédente, d'abord parce que l'acide carbonique ne suit pas exactement la loi de Mariotte, ce qui explique pourquoi, après

la combustion du carbone, le volume gazeux n'est pas rigoureusement égal à celui de l'oxygène employé, ensuite parce qu'il peut se former dans cette combustion un peu d'oxyde de carbone.

MM. Dumas et Stas ont repris cette détermination à l'aide d'une méthode susceptible d'une très-grande exactitude. Dans ce procédé, on fait passer sur du carbone pur porté au rouge un courant d'oxygène sec. Il se produit de l'acide carbonique que l'on absorbe dans des tubes contenant de la potasse; leur augmentation de poids donne la quantité d'acide carbonique formé; le carbone contenu dans une nacelle de platine est pesé, avant et après l'expérience, la différence donne le poids de carbone qui est contenu dans l'acide carbonique; l'oxygène s'obtient par différence.

Toutefois certaines précautions doivent être prises dans cette expérience: le carbone contient presque toujours une petite quantité d'hydrogène; de là production d'eau qui augmenterait le poids des tubes à potasse, si l'on ne faisait précéder ceux-ci d'un tube en U contenant de la pierre ponce imbibée d'acide sulfurique, destiné à arrêter cette eau. En outre, comme il se produit toujours un peu d'oxyde de carbone lors de la combustion du charbon, on a placé dans le tube, à la suite de la nacelle contenant le carbone, une colonne d'oxyde de cuivre qui transformera l'oxyde de carbone en acide carbonique.

Si nous appelons p la perte de poids de la nacelle, π le poids de l'eau formée, et P le poids de l'acide carbonique recueilli, ce poids P d'acide carbonique contiendra $p - \frac{\pi}{9}$ de carbone, et par suite $P - (p - \frac{\pi}{9})$ d'oxygène; on trouve ainsi que ce gaz renferme :

Carbone	27,27
Oxygène	72,73
	<hr/> 100,00

Pour déterminer l'équivalent de l'acide carbonique, on décompose par la chaleur certains carbonates qui laissent dégager facilement leur acide; on emploiera par exemple le carbonate de chaux, qu'il est facile d'avoir pur: 50 grammes de ce composé, calcinés, laissent pour résidu 28 grammes de chaux; l'acide carbonique dégagé pèse donc $50 - 28 = 22$ grammes.

Ce nombre 22 représentera l'équivalent de l'acide carbonique, puisque c'est le poids de cet acide qui se combine avec un équivalent de base pour former un carbonate neutre. Ces 22 grammes de CO_2 sont formés de 2×8 grammes d'oxygène et de 6 grammes de carbone; 6 sera donc l'équivalent du carbone. CO_2 correspond à 2 volumes de vapeur, car l'acide carbonique contient son propre volume d'oxygène, et O_2 représente 2 volumes.

De ce que l'acide carbonique contient son propre volume d'oxy-

gène, on conclura encore que l'équivalent en volume du carbone sera 1 volume; car pour satisfaire aux lois établies par Gay-Lussac sur les volumes gazeux, d'après lesquelles 1 volume d'un gaz s'unit à 2 volumes d'un autre, avec condensation de $\frac{1}{3}$, 2 volumes d'acide carbonique devront être formés de 2 volumes d'oxygène et de 1 volume de vapeur de carbone.

En posant $\frac{x}{2,212} = \frac{6}{16}$, nous aurons $x = 0,829$ pour le poids de 1 volume de vapeur de carbone.

Usages. — L'acide carbonique, dissous dans un liquide, lui communique une saveur piquante; c'est lui qui fait mousser le vin de Champagne, le cidre, la bière. Il est employé en grande quantité dans la fabrication des limonades et des eaux de Seltz artificielles.

L'acide carbonique est utilisé industriellement dans la fabrication de la céruse par le procédé de Clichy. On s'en sert dans les fabriques de sucre afin de saturer la chaux qui a été introduite pour la défécation du jus. On le prépare généralement dans ces industries par la combustion du coke.

L'acide carbonique joue un rôle très-important dans la physiologie végétale. C'est par son intermédiaire que le carbonate de chaux et le phosphate de chaux, insolubles dans l'eau pure, peuvent entrer en dissolution dans les eaux naturelles et pénétrer ensuite dans les végétaux, au développement desquels ils sont nécessaires.

COMBINAISONS DU CARBONE AVEC L'HYDROGÈNE.

Les combinaisons du carbone avec l'hydrogène sont fort nombreuses. Beaucoup d'huiles essentielles, telles que les essences de rose, de citron, de térébenthine, de naphte, le caoutchouc, la naphthaline, etc., sont formées exclusivement de carbone et d'hydrogène.

Beaucoup de carbures d'hydrogène prennent naissance dans la décomposition par la chaleur des matières organiques. Pendant longtemps on ne sut les préparer que par la destruction d'autres composés fournis par la nature. M. Berthelot a réussi cependant à en obtenir un par l'union directe du carbone et de l'hydrogène, en faisant passer le courant d'une pile de 40 éléments entre deux baguettes de charbon de cornues dans une atmosphère d'hydrogène. Le carbure qui se produit dans ces conditions est l'acétylène C_2H_2 .

Tous les carbures d'hydrogène se décomposent à une température suffisamment élevée en carbone et en hydrogène. Tous sont combustibles et donnent en brûlant de l'acide carbonique et de la vapeur d'eau.

L'étude de ces carbures se présentera naturellement lorsque nous