

bon provenant des opérations précédentes), de la terre, etc. On l'allume en découvrant la cheminée et jetant au centre de la meule du charbon embrasé que l'on recouvre de menu bois. A la base et à l'extérieur de la meule, on perce des trous ou

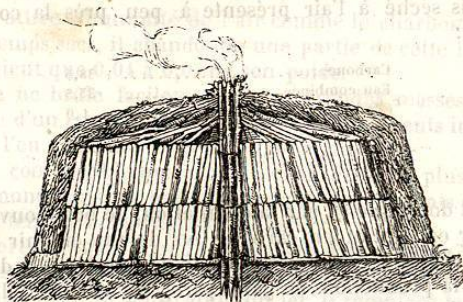


Fig. 73.

évents qui restent ouverts pendant toute la durée de la carbonisation, et qui servent à introduire l'air nécessaire à l'opération. On laisse la cheminée ouverte pendant quelques heures pour que la combustion s'établisse au centre de la meule, et on la remplit de temps en temps avec du menu bois, afin de former au centre de la meule un amas de charbon. Quand la combustion est suffisamment active, ce qui arrive au bout d'un temps qui varie avec la dimension des meules, on bouche la cheminée,

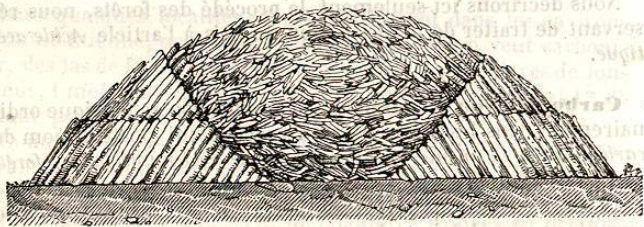


Fig. 74.

puis on laisse la meule en repos pendant quelques heures. De petites fumées blanches se dégagent alors de sa surface, surtout de la partie supérieure, qui commence à s'affaisser. On perce des évents dans la couverture de la meule, vers sa partie supé-

rieure. Une fumée blanche et abondante s'en dégage pendant quelques heures; puis cette fumée devient bleuâtre et presque transparente, ce qui indique que la carbonisation est achevée dans cette partie de la meule. On perce de nouveau des évents de dégagement à 0^m,30 ou 0^m,40 au-dessous des premiers, et l'on continue ainsi jusqu'à ce que les évents de dégagement arrivent près des trous de la base de la meule. Pendant cette opération, la meule s'est beaucoup affaissée, car le bois ne donne que 0,30 à 0,40 de son volume de charbon.

Propriétés générales du charbon de bois. — Le charbon de bois est dense lorsqu'il provient de la calcination de bois durs, et très-léger lorsqu'il a été produit avec du bois blanc.

La combustibilité du charbon de bois varie avec sa densité; le charbon de chêne, qui est très-dense, s'enflamme plus difficilement que le charbon de fusain, qui est très-léger: aussi les charbons légers sont-ils préférés pour la préparation de la poudre à tirer.

La méthode que l'on a employée pour carboniser le bois exerce aussi de l'influence sur la combustibilité du charbon, et l'on peut dire que le charbon préparé par distillation est toujours plus léger et plus combustible que celui qui a été obtenu par la carbonisation en plein air.

Le charbon ne commence à brûler qu'à la température de 240°; au moment où on le sort des meules, il est souvent très-pyrophorique. Introduit dans les magasins lorsqu'il est encore chaud, il s'embrase quelquefois spontanément: cette inflammabilité est due à la propriété que possède le charbon d'absorber l'air atmosphérique.

Le charbon décompose la vapeur d'eau à une température rouge. L'hydrogène de l'eau devient libre, et son oxygène s'unit au carbone pour former de l'oxyde de carbone et de l'acide carbonique.

Cette décomposition se fait ordinairement dans un tube de porcelaine rempli de braise que l'on a préalablement calcinée, afin de la débarrasser des gaz qu'elle contient encore. Ce tube communique d'une part avec une petite cornue remplie d'eau, et de l'autre avec un tube de verre propre à recueillir les gaz. Lorsque le charbon est incandescent, on porte à l'ébullition l'eau de la cornue, et la vapeur, en passant lentement sur le charbon, donne naissance à des gaz qu'on reçoit dans les éprouvettes.

Ces gaz ne présentent pas toujours la même composition, car l'acide carbonique, étant lui-même décomposé par le charbon, produit des quantités variables d'oxyde de carbone: ils ne contiennent que des traces d'hydrogène carboné; cela se conçoit,

puisque tous les carbures d'hydrogène se décomposent en charbon et en hydrogène à la température même à laquelle a lieu la décomposition de l'eau par le charbon.

La proportion de cendre que laisse un charbon en brûlant varie avec les espèces de bois que l'on produit.

Le charbon de bois est très-poreux : il absorbe en se refroidissant une grande quantité de gaz et de vapeur d'eau ; le charbon ordinaire, exposé à l'air, contient 10 à 12 pour 100 d'eau : il est mauvais conducteur de la chaleur et de l'électricité.

En le calcinant, on lui fait perdre les gaz qu'il a absorbés ; ainsi transformé en *braise*, il conduit la chaleur et l'électricité : dans cet état, il peut servir à envelopper le pied des paratonnerres, et faciliter l'écoulement du fluide électrique dans le sol.

Lorsqu'on fait communiquer deux morceaux de charbon calcinés et taillés en pointe avec les deux pôles d'une forte pile, et que l'on rapproche graduellement leurs extrémités, on voit apparaître une clarté des plus vives qui ne peut être comparée qu'à celle du soleil ; cette lumière n'est pas plus intense dans l'air que dans le vide : aussi l'expérience se fait-elle ordinairement dans un vase où le vide a été fait préalablement. Le charbon placé au pôle positif de la pile se creuse, tandis que le charbon placé au pôle négatif augmente de volume ; ce qui semble indiquer qu'il s'est fait un transport de charbon d'un pôle à l'autre, dans le sens du courant.

Le charbon de bois a la propriété d'absorber les matières colorantes, il peut même déterminer la précipitation d'un grand nombre de corps inorganiques, comme l'a reconnu M. Payen, et plus récemment M. Graham. Le charbon précipite l'iode de sa dissolution dans l'iodure de potassium, la chaux, l'azotate de plomb et la plupart des sous-sels métalliques de leur dissolution dans l'eau. M. Chevalier et plusieurs autres chimistes ont étendu les expériences de M. Graham à un grand nombre de sels. Il est probable que les corps absorbés par le charbon contractent avec lui une sorte d'adhérence, et se fixent à sa surface comme les mordants et les matières colorantes sur les tissus. Les matières organiques qui ont été absorbées par le charbon peuvent être retirées sans avoir subi aucune modification.

Le charbon de bois jouit aussi de la propriété d'absorber les gaz, sans cependant se combiner avec eux.

On constate facilement ce fait en éteignant dans le mercure des morceaux de charbon incandescent, et les faisant ensuite monter dans des éprouvettes où se trouvent différents gaz. Les gaz sont condensés avec une grande rapidité.

Théodore de Saussure a reconnu que l'absorption est variable avec la nature des gaz. On peut dire, d'une manière générale,

que les gaz qui sont absorbés en plus grande quantité par le charbon sont les plus solubles dans l'eau.

Les gaz absorbés se dégagent lorsque le charbon est soumis à l'action du vide, ce qui prouve qu'ils n'étaient pas retenus en combinaison.

La condensation des gaz par le charbon favorise leur action sur d'autres corps : ainsi le charbon de bois saturé de gaz acide sulfhydrique détone au contact de l'oxygène, en produisant de l'eau et de l'acide sulfureux ; si l'oxygène est mêlé à de l'azote, l'action est plus lente ; l'hydrogène seul est brûlé, et il se forme un dépôt de soufre (M. Thenard).

Les propriétés absorbantes du charbon ont été utilisées dans l'industrie ; cette propriété fait employer le charbon comme désinfectant et comme préservant de la putréfaction les matières animales.

CHARBON ANIMAL.

On donne le nom de *charbon animal* à un mélange de charbon très-divisé et de sels terreux, qui provient de la calcination des os en vase clos.

Ce corps possède à un haut degré la propriété décolorante, qu'il doit à la grande division du charbon qu'il contient ; un charbon compacte et non poreux n'exerce aucune action sur les matières colorantes.

Le charbon animal est principalement employé dans la fabrication du sucre : il se trouve dans le commerce en poudre ou en grains.

Lorsqu'il a été appliqué, pendant un certain temps, à la décoloration des sirops de sucre, il perd ses propriétés décolorantes. On le réveille en le faisant bouillir avec de l'eau aiguisée d'acide chlorhydrique, puis avec de l'eau ordinaire, et en le calcinant ensuite, seul ou avec des os, dans les fours qui servent à la fabrication du noir neuf. L'acide chlorhydrique que l'on emploie dans la révivification du noir animal sert à dissoudre la chaux qu'on emploie dans la fabrication, et qui est en partie absorbée par le charbon.

Quelques fabricants, avant de réveiller le charbon animal, commencent par l'abandonner à lui-même pendant quelques semaines. Il se développe dans sa masse une fermentation que l'on attribue à la présence du sucre et des matières organiques. Le charbon est ensuite soumis à la calcination.

Le noir animal peut être réactivé plusieurs fois ; mais comme il se forme toujours un peu de poussière dans chaque opération, on passe le charbon réactivé à travers un crible qui retient le

noir en grains et laisse passer le *noir fin* qui sert dans les raffineries.

Quelquefois on révivifie le noir animal en le soumettant simplement à l'action de la vapeur d'eau qu'on fait circuler dans des cylindres de fer incandescents où l'on place le noir à révivifier.

Fabrication du noir animal. — On prépare ordinairement le noir animal dans des fours de vaste dimension, où l'on introduit des marmites de fonte remplies d'os. Ces marmites, placées les unes sur les autres, se ferment mutuellement; la dernière seule porte un couvercle.

Une faible quantité de combustible suffit pour commencer la calcination; en effet, dès que les gaz qui se dégagent des os sont embrasés, la chaleur devient assez forte pour continuer la calcination.

COMBINAISONS DU CARBONE AVEC L'OXYGÈNE

Le carbone se combine avec l'oxygène dans les proportions suivantes :

Oxyde de carbone.....	= CO ;
Acide carbonique.....	= CO ² ;
— oxalique.....	= C ² O ³ .HO ;
— mésoxalique.....	= C ³ O ⁴ ;
— rhodizonique.....	= C ⁷ O ⁷ .3HO ;
— crocoonique.....	= C ⁵ O ⁴ .HO ;
— mellitique.....	= C ⁴ O ³ .HO.

Nous ne parlerons ici que de l'oxyde de carbone et de l'acide carbonique.

OXYDE DE CARBONE. CO.

Équivalent = 175 ou 44.

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

Propriétés. — L'oxyde de carbone est un gaz 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 : $CO + O = CO^2$.

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.

Ce fait est important pour l'hygiène; en effet, l'oxyde de carbone prend naissance dans les foyers toutes les fois que le charbon s'y trouve en grand excès, et si les produits de la combustion viennent à s'introduire dans une pièce, soit par des conduits 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 attribuait 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 forme, à une température rouge, avec le sulfate de chaux, de l'acide carbonique et du sulfure de calcium : $4CO + CaO,SO^3 = 4CO^2 + CaS$.

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

(*) Lorsqu'on expose à l'action de la radiation solaire des volumes égaux de chloré et d'oxyde de carbone, le mélange 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 $COCl + HO = CO^2 + HCl$.

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 connue.

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.

On sait que 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;

0,53285 demi-densité de l'oxygène;

0,41415 quantité de carbone contenue dans un volume d'oxyde de carbone.

Ce nombre 0,41415 représente, par hypothèse, 1 volume de vapeur de carbone : donc 1 volume d'oxyde de carbone est formé de 1 volume de vapeur 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 ne s'y trouve pas en excès ; 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.

On peut 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. 75).

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, $12 CO = 4$ volumes. Cette transformation de l'acide carbonique, qui est un gaz non inflammable, en oxyde de carbone, gaz combustible, est utilisée dans les arts mé-

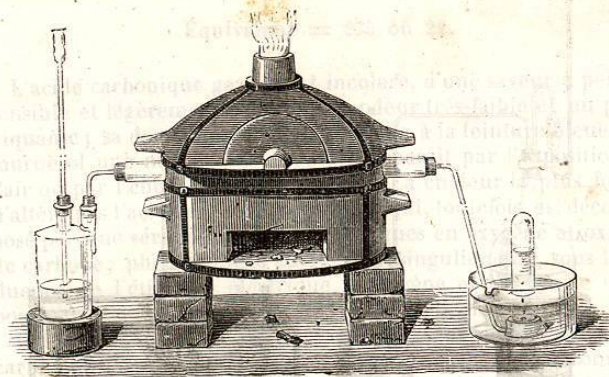


Fig. 75.

tallurgiques. On sait 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 forme encore de l'oxyde de carbone en chauffant du carbonate de chaux ou de baryte avec un excès de charbon ou de fer : $CaO, CO^2 + C = CaO + 2CO$. 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'oseille) par un excès d'acide sulfurique monohydraté (fig. 76). 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 $CO + CO^2$, 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 très-pur dans l'éprouvette C. Un semblable lavage est nécessaire dans la

plupart des cas où l'on prépare l'oxyde de carbone, parce qu'il est rare que ce dernier gaz se forme sans être mêlé d'acide carbonique.

Usages. — L'oxyde de carbone est un agent calorifique puissant : M. Siemens vient d'inventer des appareils très-ingénieux

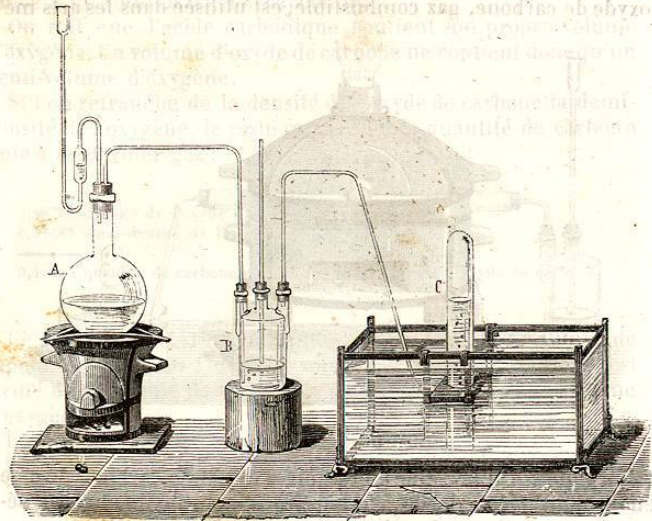


Fig. 76.

dans lesquels l'oxyde de carbone est utilisé comme combustible, et où la chaleur est parfaitement réglée et économisée.

ACIDE CARBONIQUE. CO².

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.

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. CO².

Équivalent = 275 ou 22.

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. 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. La chaleur la plus forte n'altère pas l'acide carbonique gazeux, qui, toutefois, est décomposé par une série d'étincelles électriques en oxygène et oxyde de carbone; phénomène d'autant plus singulier que, sous l'influence de l'étincelle électrique, l'oxygène et l'oxyde de carbone s'unissent et produisent de l'acide carbonique.

Le soufre, l'azote, le chlore et l'iode sont sans action sur l'acide carbonique liquide; mais l'hydrogène et le carbone le décomposent à une température élevée. L'hydrogène lui enlève la moitié de son oxygène pour former de l'eau, et le convertit en oxyde de carbone. Le charbon le transforme en oxyde de carbone.

Le phosphore, le bore, le silicium ramènent facilement l'acide carbonique à l'état d'oxyde de carbone. Ils peuvent même le décomposer plus complètement si on les fait réagir sur un carbonate.

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.

La densité de l'acide carbonique étant très-considérable, on peut transvaser ce gaz d'une éprouvette dans une autre aussi facilement qu'un liquide (fig. 78). Elle permet, du reste, 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 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 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 et 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, 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 intermittent



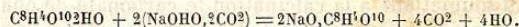
Fig. 77.

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 se 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 :



Récemment, M. Ozouf a imaginé de produire directement l'acide carbonique par la combustion du coke, 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 pur. Il se forme dans ce cas du 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^{me} de gaz obtenu par le procédé de M. Ozouf coûte 40 centimes, 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 sulfurique peut dissoudre presque son volume d'acide carbonique, quand on l'agite pendant longtemps au contact de ce gaz.

La propriété que possède l'acide carbonique de précipiter l'eau de chaux sert souvent à constater la présence de cet acide dans l'eau ou dans les gaz. 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.

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 ;

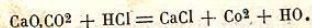
2° En soumettant à la calcination le carbonate de chaux, qui perd son acide carbonique, et donne de la chaux caustique ;

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

Ce dernier procédé est généralement employé dans les laboratoires.

On peut se servir d'acide sulfurique et de craie pour préparer l'acide carbonique : $\text{SO}^3, \text{HO} + \text{CaO}, \text{CO}^2 = \text{CaO}, \text{SO}^3 + \text{CO}^2 + \text{HO}$. Il faut étendre l'acide sulfurique de 10 à 12 fois son volume d'eau, et agiter sans cesse le mélange, parce que le sulfate de chaux, qui est peu soluble, recouvrirait le carbonate de chaux et l'empêcherait d'être attaqué par l'acide encore libre.

On emploie ordinairement l'acide chlorhydrique et le marbre blanc ; il se forme ainsi du chlorure de calcium soluble dans l'eau :



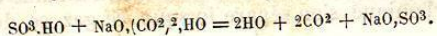
L'acide carbonique gazeux peut être recueilli sur l'eau ou sur le mercure.

ACIDE CARBONIQUE LIQUIDE.

L'acide carbonique a été liquéfié pour la première fois par M. 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 36 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 M. Thilorier, perfectionné par M. Donny.

Le principe de cet appareil est le même que celui de M. 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 bicarbonate de soude :



Propriétés de l'acide carbonique liquide. — L'acide carbonique liquide est incolore et très-soluble dans l'alcool, l'éther et les huiles essentielles ; il ne se mêle pas à l'eau, sa densité à 0° est 0,838.

L'acide carbonique présente, d'après M. 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 latente ayant été absorbée par le liquide qui a repris l'état gazeux.

Lorsque cette expérience est faite à la température de 8 à 10°, le tiers environ de l'acide liquide est congelé ; à 30°, on en obtient dix fois moins qu'à 0°.

Il est donc important, pour préparer l'acide carbonique solide, d'opérer, autant que possible, à une basse température.

ACIDE CARBONIQUE SOLIDE.

L'acide carbonique solidifié par le procédé que nous venons d'indiquer se maintient longtemps à l'air libre sans qu'il soit nécessaire de le soumettre à aucune pression.

L'acide carbonique solide se trouve à la température de 90° au-dessous de zéro, et pourtant il ne produit pas sur les organes un effet frigorifique aussi considérable qu'on pourrait le penser, ce qui tient sans doute à sa porosité, et surtout à l'atmosphère gazeuse qui l'entourne. On augmente l'intensité du froid en mêlant l'acide carbonique solide avec de l'éther. Ce mélange peut congeler en quelques secondes quatre fois son poids de mercure. Le mercure solidifié a l'apparence du plomb : M. Thilorier a pu en faire des pièces de monnaie, des médailles, etc., et conserver ces objets pendant un temps assez long

en les entourant d'un mélange d'éther et d'acide carbonique liquide.

L'effet produit sur les organes par l'acide carbonique solide, et surtout par un mélange de cet acide et d'éther, est comparable à celui d'une brûlure. Les fluides de l'économie sont solidifiés, le sang se coagule et se durcit complètement : une vive inflammation ne tarde pas à se manifester dans l'organe soumis à l'influence de ce froid excessif.

Le mélange d'acide carbonique solide et d'éther 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.

M. Faraday a encore augmenté le froid que l'on peut produire avec un 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 un point tel, que l'acide carbonique n'est pas plus volatil que l'eau à la température de 30°.

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, M. Faraday a obtenu des liquéfactions et des solidifications de gaz qu'on n'aurait pu réaliser par d'autres méthodes. 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'air ou dans l'oxygène, se transforme en acide carbonique sans changer le volume du gaz.

Si donc 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
	100,00

Toutefois, ce mode de détermination ne présente pas le même

degré d'exactitude que la méthode employée par MM. Dumas et Stas.

Ces chimistes ont fixé d'une manière précise la composition de l'acide carbonique, en brûlant du carbone parfaitement pur dans l'oxygène, et en pesant l'acide carbonique produit dans cette combustion.

Il résulte des analyses faites par MM. Dumas et Stas, que dans l'acide carbonique l'oxygène s'unit au carbone très-exactement dans le rapport de 8 à 3, et par suite que l'acide carbonique contient :

Carbone.....	=	27,27
Oxygène...	=	72,73
		100,00

L'acide carbonique est formé de 2 équivalents d'oxygène = 200 et d'un équivalent de carbone = 75. La formule CO² représente 2 volumes de cet acide ou 1 équivalent.

Usages. — L'acide carbonique, qui se dégage de certaines eaux naturelles, est utilisé en médecine : administré en bains, il produit une surexcitation avantageuse dans quelques maladies.

Dans l'industrie, on utilise, pour la préparation de la céruse, l'acide carbonique résultant de la combustion du coke.

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.

La plupart des essences oxygénées, chauffées avec l'acide phosphorique anhydre, perdent tout leur oxygène à l'état d'eau, et produisent ainsi des composés de carbone et d'hydrogène.

Plusieurs de ces carbures d'hydrogène offrent des exemples remarquables d'isomérisie. Leur étude se présentera naturellement lorsque nous traiterons des matières organiques : nous ne parlerons ici que de deux carbures d'hydrogène, qui sont l'hydrogène protocarboné C²H⁴ et l'hydrogène bicarboné C²H⁶.