

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.

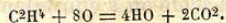
HYDROGÈNE PROTOCARBONÉ. C^2H^4 .

(GAZ DES MARAIS.)

Équivalent = 200,0 ou 16.

Propriétés. — L'hydrogène protocarboné est gazeux, incolore, sans odeur, insoluble dans l'eau. Sa densité est 0,559. Il brûle avec une flamme bleuâtre, beaucoup moins éclairante que celle du gaz oléfiant. Il détone fortement quand on l'enflamme après l'avoir mélangé avec de l'air ou de l'oxygène.

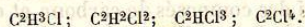
Un mélange de 1 volume de ce gaz et de 8 volumes d'air produit, quand on l'enflamme, une vive détonation. Avec 1 volume de C^2H^4 et 2 volumes d'hydrogène, la détonation est beaucoup plus violente.



L'hydrogène protocarboné, mêlé avec trois fois son volume de chlore, détone violemment, même à la lumière diffuse. Il se forme de l'acide chlorhydrique et un dépôt de charbon.



Quand on modère l'action du chlore en le mêlant avec son volume d'acide carbonique, ou qu'on fait arriver lentement par des tubes étroits le chlore dans des vases remplis de gaz des marais, on obtient un liquide huileux qui est le chlorure de carbone C^2Cl^4 . Ce chlorure correspond par sa composition au gaz des marais C^2H^4 . Avant d'arriver à ce dernier terme de décomposition, le gaz des marais, dont nous représenterons l'équivalent par 4 volumes ou par la formule C^2H^4 , peut perdre successivement chacun de ses équivalents d'hydrogène à l'état d'acide chlorhydrique, et les remplacer par du chlore, équivalent pour équivalent. On obtient ainsi les composés :



(*) **Composition.** — Pour déterminer la composition de l'hydrogène protocarboné, on brûle ce gaz dans l'eudiomètre avec un excès d'oxygène; on le transforme ainsi en eau et en acide carbonique.

L'expérience prouve qu'un volume de gaz des marais pur a besoin, pour brûler complètement, de 2 volumes d'oxygène, et qu'il donne son propre volume d'acide carbonique. On déduit facilement de ces données et de la composition bien connue de

l'eau et de l'acide carbonique, la composition même du gaz soumis à l'analyse. Si l'on prend 2 volumes de gaz des marais, il faudra, pour les convertir en eau et en acide carbonique, 4 volumes d'oxygène. Dans les 2 volumes d'acide carbonique obtenu, il existe 2 volumes d'oxygène et un certain nombre de volumes de vapeur de carbone, que nous fixerons arbitrairement à 2 volumes, et qui correspondent à un équivalent. Les 2 autres volumes d'oxygène employés à la combustion du gaz ont dû nécessairement servir à brûler 4 volumes ou 2 équivalents d'hydrogène: d'où l'on conclut que, dans 2 volumes de gaz des marais, il existe 4 volumes d'hydrogène ou 2 équivalents, et 1 équivalent de carbone ou 2 volumes de vapeur de carbone. Chaque volume de gaz des marais contient donc 2 volumes d'hydrogène et 1 volume de vapeur de carbone.

On peut vérifier cette composition par le calcul. En effet:

$$\begin{aligned} 0,1211 &= \text{densité de la vapeur de carbone;} \\ 0,1384 &= 2 \text{ fois la densité de l'hydrogène;} \end{aligned}$$

donnent 0,5595 pour la densité calculée de l'hydrogène protocarboné.

Cette densité théorique se confond presque exactement avec la densité trouvée par l'expérience.

La formule C^2H^4 représente 4 volumes ou 1 équivalent d'hydrogène protocarboné.

État naturel. — Préparation. — L'hydrogène protocarboné ou *gaz des marais* prend naissance dans la décomposition spontanée d'un grand nombre de matières organiques ou dans leur décomposition par la chaleur.

Les eaux boueuses et stagnantes laissent dégager, quand on les agite, des gaz composés en grande partie d'hydrogène protocarboné, mêlé d'azote, d'oxygène et d'acide carbonique.

On trouve l'hydrogène protocarboné dans les galeries des mines de houille, où il est mêlé d'air et d'hydrogène bicarboné; c'est surtout à sa présence qu'il faut attribuer les *feux grisous* qui occasionnent souvent des accidents graves dans les mines.

L'hydrogène protocarboné se trouve dans un état de compression plus ou moins grande dans certains échantillons de sel gemme, d'où il se sépare par l'action de l'eau, en faisant entendre une *dérépiration*.

Le gaz des marais se dégage spontanément du sol dans plusieurs localités où il est quelquefois employé comme combustible; il sort aussi en quantité considérable des cratères de plusieurs volcans.

Les matières organiques dont la calcination fournit le plus de

gaz hydrogène carboné, sont les houilles, les corps gras et les résines ; toutes ces substances sont très-riches en hydrogène et en carbone.

Les sources naturelles ou artificielles de production de l'hydrogène protocarboné sont assez nombreuses pour que plusieurs chimistes, et particulièrement M. Boussingault, soient portés à croire que ce gaz existe constamment, bien qu'en proportions très-faibles, dans l'air atmosphérique.

Le gaz des marais n'était pas connu à l'état de pureté avant les recherches de M. Persoz. Ce chimiste démontra le premier que l'acétate de potasse, chauffé avec l'hydrate de potasse, donne naissance à de l'acide carbonique qui est retenu par l'alcali, et à de l'hydrogène protocarboné parfaitement pur. M. Persoz obtint encore le même gaz en faisant passer de la vapeur d'acétone sur de l'hydrate de potasse en fusion.

On prépare facilement le gaz des marais pur, en chauffant dans une cornue de verre un mélange de 10 grammes d'acétate de soude cristallisé, et de 30 à 40 grammes de baryte caustique.

Pour obtenir l'hydrogène protocarboné en grande quantité, on peut, d'après M. Dumas, substituer au mélange précédent 4 parties d'acétate de soude cristallisé, 40 parties de potasse en morceaux, et 60 parties de chaux vive, que l'on chauffe dans une cornue de verre. La chaux vive a pour objet d'empêcher la potasse de couler et d'attaquer le verre de la cornue.

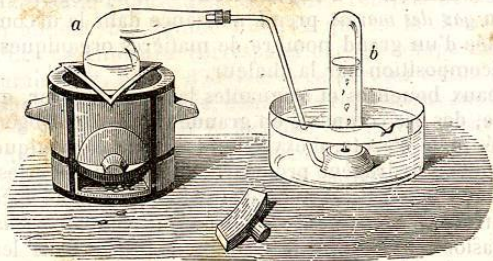
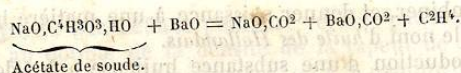


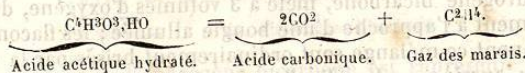
Fig. 78.

L'opération doit d'ailleurs être conduite avec ménagement. Le mélange est introduit dans une cornue *a* ; le gaz est recueilli dans l'éprouvette *b* (fig. 78).

La théorie de la formation du gaz des marais par l'action des alcalis hydratés sur l'acide acétique peut être représentée par l'équation suivante :



En résumé, on peut dire que, sous l'influence des alcalis hydratés, l'acide acétique hydraté se dédouble en acide carbonique et en gaz des marais :

HYDROGÈNE BICARBONÉ. C^2H^4 .

(GAZ OLÉFIANT.)

Equiv. = 350 ou 28.

Propriétés. — L'hydrogène bicarboné est gazeux, incolore, d'une odeur empyreumatique et éthérée ; il peut être liquéfié par une pression de quelques atmosphères, ou par le froid que produit un mélange d'acide carbonique solide et d'éther ; on l'obtient ainsi sous forme d'un liquide incolore, qui dissout les résines, les huiles et les corps bitumineux (M. Faraday). Il n'a pu jusqu'à présent être solidifié. Sa densité est 0,9852 ; il est à peine soluble dans l'eau, et se dissout au contraire assez facilement dans l'alcool, l'éther et l'acide sulfurique monohydraté ; cette propriété permet de le distinguer du gaz des marais.

L'hydrogène bicarboné est combustible, et brûle avec une flamme très-éclairante, qui rappelle la flamme des corps gras. Il est décomposé par la chaleur, donne un dépôt de charbon, et produit le double de son volume d'hydrogène. L'électricité exerce sur ce corps la même action que la chaleur.

L'action du chlore sur l'hydrogène bicarboné donne naissance à des phénomènes différents, selon qu'on fait agir ces deux gaz l'un sur l'autre à la température ordinaire ou sous l'influence de la chaleur. Si l'on mêle 1 volume d'hydrogène bicarboné et 2 volumes de chlore, et qu'on porte dans ce mélange une allumette enflammée, le gaz brûle, il se fait un abondant dépôt de charbon, et il se produit en même temps de l'acide chlorhydrique : $\text{C}^2\text{H}^4 + 4\text{Cl} = 4\text{HCl} + 4\text{C}$.

Lorsqu'on introduit dans une éprouvette des volumes égaux de chlore et d'hydrogène bicarboné, et qu'on abandonne ce mélange à lui-même et à la température ordinaire, soit à la lumière, soit dans l'obscurité, on voit presque immédiatement les deux

gaz se combiner, et donner naissance à une matière huileuse qui a reçu le nom d'*huile des Hollandais*.

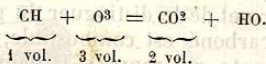
Cette production d'une substance huileuse a fait donner à l'hydrogène bicarboné le nom de *gaz oléfiant*.

La *liqueur des Hollandais* est formée de volumes égaux d'hydrogène bicarboné et de chlore : elle est représentée par la formule C^2H^3, Cl^2 .

L'hydrogène bicarboné, mêlé à 3 volumes d'oxygène, détone violemment à l'approche d'une bougie allumée ; les flacons qui contiennent ce mélange sont ordinairement brisés par la détonation : aussi, quand on l'enflamme, faut-il avoir le soin d'entourer toujours le flacon d'un linge en plusieurs doubles.

(*) **Analyse.** — On détermine la composition de l'hydrogène bicarboné, en se fondant sur l'analyse de l'eau et sur celle de l'acide carboniqué, et recherchant la quantité d'oxygène qu'il faut employer pour transformer un volume connu d'hydrogène bicarboné en eau et en acide carbonique.

Un volume de gaz oléfiant exige pour brûler complètement 3 volumes d'oxygène, et donne 2 volumes d'acide carbonique qui représentent 1 équivalent de carbone, et contiennent 2 volumes d'oxygène ; le troisième volume d'oxygène a dû être employé à produire de l'eau avec 2 volumes ou 1 équivalent d'hydrogène. 1 volume d'hydrogène bicarboné contient donc 1 équivalent de carbone et 1 équivalent ou 2 volumes d'hydrogène ; sa composition peut être représentée par la formule suivante :



L'analyse de l'hydrogène bicarboné doit être faite, comme celle du gaz des marais, dans un eudiomètre, avec un excès d'oxygène. La détonation est très-violente, et pourrait briser l'eudiomètre, malgré la grande épaisseur de ses parois ; il est donc important de ne pas opérer la combustion en une seule fois. Le gaz oléfiant étant introduit dans l'eudiomètre, on y fait passer le tiers ou la moitié de l'oxygène nécessaire à la réaction, et l'on excite une étincelle à travers le mélange. On ajoute ensuite le reste de l'oxygène, on achève la combustion à l'aide d'une nouvelle étincelle, et le résidu est introduit dans un tube gradué où il est mesuré.

Pour rendre la détonation moins violente, on peut aussi introduire dans l'eudiomètre un grand excès d'oxygène ; on prend alors 3 volumes d'oxygène pour 1 volume de gaz oléfiant.

L'analyse du gaz oléfiant peut être vérifiée par le calcul : en ajoutant au double de la densité de la vapeur de carbone le double de la densité de l'hydrogène, on a le nombre 0,9850, qui s'accorde sensiblement avec le nombre 0,9852, densité de l'hydrogène bicarboné donnée par l'expérience :

$$\begin{array}{r} 0,8466 \text{ poids de 2 vol. de vapeur de carbone;} \\ 0,1384 \text{ — de 2 vol. d'hydrogène;} \\ \hline 0,9850 \text{ — 1 vol. d'hydrogène bicarboné.} \end{array}$$

L'équivalent de l'hydrogène bicarboné est représenté par la formule C^2H^3 , qui exprime 4 volumes de ce gaz.

Préparation. — L'hydrogène bicarboné se produit, comme l'hydrogène protocarboné, dans la distillation de la plupart des matières organiques.

On l'obtient à l'état de pureté, en portant à l'ébullition un mélange de 1 partie d'alcool et de 4 parties d'acide sulfurique monohydraté, que l'on introduit dans un ballon ou dans une cornue de verre *a*. Le gaz doit être recueilli sur l'eau, et vient

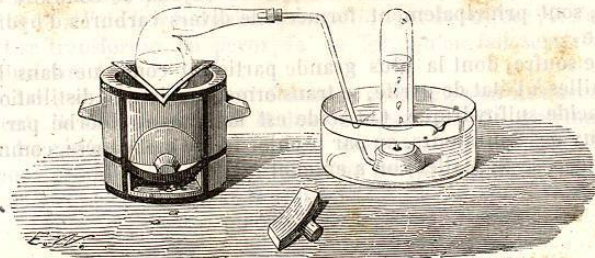
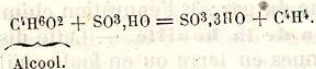


Fig. 79.

se rendre dans l'éprouvette *b*. L'expérience est arrêtée lorsque le mélange commence à se carboniser et à dégager de l'acide sulfureux (fig. 79). L'alcool se décompose sous l'influence de l'acide sulfurique en hydrogène bicarboné et en eau :



GAZ DE L'ÉCLAIRAGE.

C'est à Lebon, ingénieur français, que sont dues les premières expériences sur l'éclairage au gaz.

Lebon imagina, en 1785, de distiller le bois en vase clos pour en retirer d'une part du charbon et de l'acide acétique, et de l'autre des gaz qu'il fit servir à l'éclairage.

Il démontra que la houille est plus propre que le bois à la fabrication du gaz d'éclairage ; malgré cette observation il se passa vingt-cinq ans avant que le gaz de la houille reçût une application industrielle.

Les premières usines de gaz de houille ont été établies en Angleterre par Murdoch.

La distillation de la houille fournit des gaz dont la composition varie avec la température à laquelle la houille a été exposée.

Au commencement de la distillation, le gaz est très-riche en hydrogène bicarboné, et par conséquent très-éclairant ; la proportion de ce gaz diminue à mesure que l'opération s'avance, et à la fin les gaz contiennent une quantité considérable d'hydrogène et d'oxyde de carbone, qui sont peu éclairants. Le gaz contient toujours des vapeurs combustibles qui augmentent son pouvoir éclairant ; ces vapeurs, qui ne se condensent pas entièrement dans les épurateurs et dans les tuyaux de conduite du gaz, sont principalement formées de divers carbures d'hydrogène.

Le soufre, dont la plus grande partie est contenue dans les houilles à l'état de pyrite, se transforme, pendant la distillation, en acide sulfhydrique. Cet acide est facilement absorbé par la chaux des épurateurs, ou par le chlorure de manganèse, comme l'a proposé M. Mallet ; on a en effet :



Les houilles à longue flamme sont celles qui conviennent le mieux pour la préparation du gaz ; 100 kilogrammes de houille de Mons en donnent environ 23 mètres cubes ; les houilles anglaises, les plus riches en hydrogène, en peuvent donner jusqu'à 27 mètres.

Fabrication du gaz. — La fabrication du gaz comprend trois parties distinctes : 1° la distillation de la houille ; 2° l'épuration physique du gaz ; 3° l'épuration chimique.

1° **Distillation de la houille.** — Cette distillation s'effectue dans des cornues en terre ou en fonte qu'il faut seulement porter au rouge cerise, si l'on veut avoir un gaz éclairant. La houille est introduite par la partie antérieure de la cornue, qui est fermée d'une plaque mobile fixée solidement par une vis de pression, pendant l'opération.

Le gaz produit dans les cornues est aspiré dans un vase cy-

lindrique, placé en haut et en avant des cornues, ce vase est rempli d'eau à moitié et muni d'un trop-plein par lequel se déversent sans cesse le goudron et l'eau qui s'y condensent. Ce cylindre porte le nom de *barillet*.

En sortant du barillet, les gaz traversent une série de tubes verticaux en fonte, ayant la forme d'U renversés, plongeant dans le fond d'une caisse ; ils se débarrassent dans cet appareil du goudron ayant échappé au barillet, de la vapeur d'eau et des sels ammoniacaux, puis ils circulent à travers une colonne remplie de coke concassé.

Épuration chimique. — En sortant de la colonne remplie de coke, les gaz passent dans des caisses contenant des claies superposées, recouvertes d'un mélange de chaux, de sciure de bois et de sulfure de fer.

L'ammoniaque passe à l'état de sulfate d'ammoniaque ; l'acide sulfhydrique, au contact du sesqui-oxyde de fer, donne de l'eau et du sulfure de fer, tandis que l'acide carbonique donne du carbonate de chaux.

Quand les matières épurantes cessent d'agir, on les lessive avec de l'eau, qui dissout le sulfate d'ammoniaque, et on abandonne à l'air le résidu de fer métallique et de sulfure ; s'oxyde et se transforme en peroxyde de fer, qu'on fait servir ainsi plusieurs fois.

Les gaz pénètrent ensuite dans le gazomètre où ils s'accumulent, ils sont envoyés de là dans les conduits de distribution.

La composition moyenne du gaz est assez variable. Voici, pour exemple, la composition d'un gaz provenant d'une usine anglaise, et analysé par M. Bunsen :

Hydrogène sulfuré.....	0,29
Azote.....	2,40
Acide carbonique.....	3,67
Oxyde de carbone.....	6,61
Hydrogène.....	45,58
Gaz des marais (C ² H ⁴).....	34,96
Carbures divers.....	6,46

100,00

Machine à gaz. — M. Ericson en Amérique, et M. Lenoir en France ont construit dans ces temps derniers des machines motrices où la force expansive de la vapeur est remplacée par celle d'un mélange d'air et de gaz d'éclairage. Dans ces machines, il n'existe ni foyer ni chaudière, la combinaison des gaz s'opère par le moyen d'étincelles d'induction, fournies par la machine Ruhmkorff, jaillissant tantôt d'un côté du piston, tantôt de l'autre. La vapeur d'eau et l'acide carbonique produits,

l'azote de l'air et l'air qui n'a pas été brûlé chassent le piston ; ce sont donc, en partie au moins, des machines à gaz dilaté.

(*) COMBINAISONS DU CARBONE AVEC LE CHLORE

Le chlore et le carbone ne peuvent s'unir directement, mais on est parvenu à obtenir plusieurs chlorures de carbone par des moyens indirects, et particulièrement en décomposant par le chlore certains carbures d'hydrogène.

Les chlorures de carbone sont remarquables par leur grande stabilité ; l'eau ne les décompose pas ; ils résistent même à l'action des alcalis caustiques.

La composition des chlorures de carbone peut être représentée par les formules suivantes :

Sous-chlorure de carbone.....	C ² Cl ² ;
Protochlorure de carbone.....	C ² Cl ³ ;
Sesquichlorure de carbone.....	C ² Cl ⁴ ;
Perchlorure de carbone.....	C ² Cl ⁶ ;
Chlorure dérivé de la naphthaline.....	C ²⁰ Cl ⁸ .

L'étude de ces corps appartient essentiellement à la chimie organique.

SULFURE DE CARBONE. CS².

Équiv. = 473,0 ou 38.

La seule combinaison de soufre et de carbone connue jusqu'à présent correspond par sa composition à l'acide carbonique.

Le sulfure de carbone est liquide, incolore, d'une densité de 1,263 ; sa fluidité est comparable à celle de l'éther ; on l'a nommé pendant longtemps *alcool de soufre*.

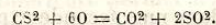
Son odeur fétide et caractéristique rappelle celle de l'acide sulfhydrique ; l'eau ne le dissout pas d'une manière sensible, mais l'alcool et l'éther le dissolvent en toutes proportions.

Le sulfure de carbone, soumis à un froid très-vif, ne se solidifie pas : aussi l'emploie-t-on quelquefois comme liquide thermométrique pour mesurer les basses températures. Il bout à 45°. La densité de sa vapeur est 2,67.

En s'évaporant dans le vide, le sulfure de carbone peut produire un froid de — 60°.

C'est un des corps les plus réfringents que l'on connaisse.

Le sulfure de carbone est très-inflammable, et forme en brûlant de l'acide carbonique et de l'acide sulfureux.



Sa tension est considérable ; si l'on en introduit une petite quantité dans un flacon rempli d'air ou d'oxygène, il s'y réduit en vapeur, et le mélange détone fortement à l'approche d'un corps enflammé.

La flamme bleue et l'odeur d'acide sulfureux que produit le sulfure de carbone en brûlant servent à le distinguer des autres corps liquides inflammables.

On conçoit que la chaleur la plus intense ne doive pas altérer le sulfure de carbone, puisque son mode de préparation consiste à mettre en présence, à une très-haute température, le soufre et le carbone.

Plusieurs métaux chauffés au rouge décomposent le sulfure de carbone, s'emparent du soufre pour former des sulfures, et mettent le carbone en liberté.

Le soufre est soluble dans le sulfure de carbone et s'en dépose par une évaporation lente sous la forme de cristaux transparents semblables à ceux du soufre natif qu'on trouve dans les sulfatares.

Le phosphore se dissout facilement dans le sulfure de carbone ; il suffit d'une partie de ce liquide pour en dissoudre 20 de phosphore : lorsque cette dissolution s'évapore sur une feuille de papier, elle laisse le phosphore dans un grand état de division ; ce corps s'enflamme alors spontanément, et détermine ensuite l'inflammation du papier : cette dissolution ne doit donc être maniée qu'avec beaucoup de précaution.

Le sulfure de carbone peut être comparé à l'acide carbonique dans lequel les 2 équivalents d'oxygène sont remplacés par 2 équivalents de soufre. Il se combine, en effet, avec les sulfures métalliques, et forme ainsi des *sulfosels* ayant pour formule générale MS, CS² et correspondant aux carbonates MO, CO². Aussi le sulfure de carbone est-il quelquefois appelé *acide sulfocarbonique*.

(*) **Analyse.** — On détermine la composition du sulfure de carbone en brûlant, avec du chromate de plomb, un poids connu de ce corps dans un tube à analyse organique auquel est adapté un appareil à potasse de Liebig.

Le soufre est retenu par l'oxyde du chromate à l'état de sulfate de plomb, tandis que le carbone se transforme en acide carbonique qui vient se condenser dans le tube à boules de Liebig ; en pesant ce tube avant et après la combustion, la différence du poids donne la quantité d'acide carbonique produit, et par suite la quantité de carbone contenue dans le sulfure de carbone.

Le soufre est dosé dans une seconde expérience.

On soumet un poids connu de sulfure de carbone à l'action d'un mélange alcalin oxydant : on transforme ainsi le soufre en un sulfate soluble qu'on précipite à l'état de sulfate de baryte ; le poids de ce sel, dont la composition est connue, donne la proportion du soufre.

On trouve ainsi que 100 parties de sulfure de carbone contiennent :

Carbone	13,78
Soufre.....	84,22
	100,00

Ces nombres sont exactement entre eux dans le rapport de 1 équivalent de carbone à 2 équivalents de soufre.

La quantité de sulfure de carbone qui se combine avec 1 équivalent de monosulfure de potassium est 475.

Ce nombre se compose de $400 = 2$ équivalents de soufre, et de $75 = 1$ équivalent de carbone : la formule du sulfure de carbone est donc CS_2 ; elle représente 1 équivalent de ce corps.

Un équivalent de carbone correspond à 2 volumes de vapeur de carbone, dont le poids est 0,8466 ; 2 équivalents de soufre sont représentés par les $\frac{2}{3}$ d'un volume de vapeur de soufre ; si au nombre précédent on ajoute les $\frac{2}{3}$ de la densité de la vapeur de soufre, c'est-à-dire 4,364, la somme 5,2830 est sensiblement le double du nombre 2,67, que l'expérience donne pour la densité de vapeur du sulfure de carbone.

La formule CS_2 représente donc 2 volumes de vapeur de sulfure de carbone.

Préparation. — On obtient le sulfure de carbone :

1° En distillant dans une cornue de grès un mélange de pyrite (bisulfure de fer) et de charbon ;

2° En faisant passer de la vapeur de soufre sur du charbon porté au rouge et placé dans un tube de grès ou de porcelaine (fig. 80).

Dans ce dernier procédé, le tube de porcelaine AB communie d'un côté avec une allonge C qui se rend dans un récipient refroidi E, et de l'autre porte un bouchon A que l'on doit pouvoir enlever facilement. C'est par cette extrémité que l'on introduit dans le tube, à certains intervalles, de petits fragments de soufre, qui entrent en fusion et se volatilisent ensuite. On incline légèrement le tube de porcelaine du côté des appareils condensateurs, pour faciliter l'écoulement du soufre.

Dans l'industrie, le charbon remplit un cylindre vertical en

fonte ; une tubulure inférieure permet d'introduire peu à peu le soufre. La tubulure supérieure communique avec un récipient, où le soufre en excès vient se déposer. Le sulfure de carbone se rend dans le réfrigérant, formé de trois vases cylindri-

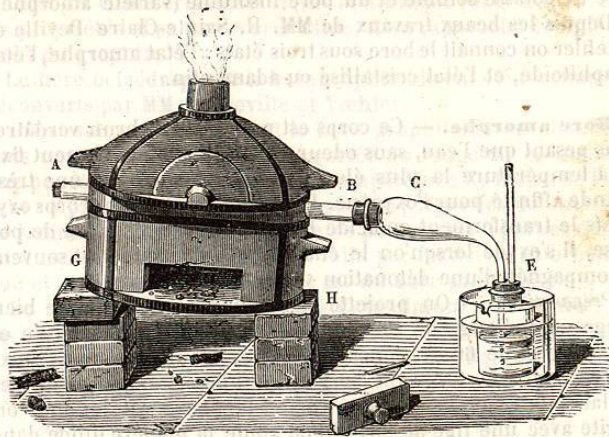


Fig. 80.

ques superposés et entourés d'eau froide. Le liquide condensé s'écoule par un tube placé au bas de l'appareil.

Le sulfure de carbone ainsi préparé n'est pas pur ; il est coloré en jaune par du soufre qu'il tient en dissolution. Pour l'avoir pur, on le sépare de l'eau sous laquelle il s'est réuni, on achève de le dessécher en le mettant en contact avec du chlorure de calcium, puis on le distille au bain-marie.

Usages. — On l'emploie principalement dans la vulcanisation du caoutchouc ; il sert à dissoudre le soufre que l'on incorpore au caoutchouc pour lui communiquer l'élasticité permanente qu'il possède quand il a subi cette préparation.

On l'emploie aussi pour débarrasser le phosphore rouge du phosphore ordinaire, car le phosphore ordinaire est soluble dans le sulfure de carbone, tandis que le phosphore rouge y est insoluble.

Bore. BO.

Équivalent = 136, 12 ou 10, 89

De même que le carbone, le bore se présente sous plusieurs états moléculaires différents.

Gay-Lussac et Thenard ont isolé le bore en décomposant par du potassium l'acide borique, qui est une combinaison d'oxygène et de bore. Le produit de cette réaction est un mélange de bore et de borate de potasse, qui, traité par l'eau, donne du borate de potasse soluble et du bore insoluble (variété amorphe).

Depuis les beaux travaux de MM. H. Sainte-Claire Deville et Wœhler on connaît le bore sous trois états : l'état amorphe, l'état graphitoïde, et l'état cristallisé ou adamantin.

Bore amorphe. — Ce corps est pulvérulent, brun verdâtre, plus pesant que l'eau, sans odeur ni saveur, complètement fixe à la température la plus élevée des fourneaux. Il a une très-grande affinité pour l'oxygène. L'oxygène libre ou les corps oxydants le transforment en acide borique. Mêlé à l'azotate de potasse, il s'oxyde lorsqu'on le chauffe, et la réaction est souvent accompagnée d'une détonation violente.

Préparation. — On projette dans un creuset de fonte bien rouge un mélange de 100 grammes d'acide borique fondu et pulvérisé et de 60 grammes de sodium coupé en morceaux. On recouvre le tout avec 50 grammes de sel marin fondu, et on laisse la réaction s'opérer. Quand la masse est fondue, on l'agite avec une tige de fer, et l'on coule la matière fluide dans de l'eau acidulée par l'acide chlorhydrique. Le borate de soude formé et le sel marin se dissolvent et laissent le bore sous forme d'une poudre verdâtre qu'on recueille sur un filtre; on le lave et on le sèche à une très-douce chaleur d'abord, puis à froid quand la majeure partie de l'eau a disparu, afin d'éviter l'inflammation de ce corps.

Bore adamantin. — Cette variété de bore correspond au diamant. Elle se présente en octaèdres transparents, dont la couleur varie du brun au jaune pâle, et qui possèdent l'éclat et la dureté du diamant. La densité du bore octaédrique est égale à 2,68.

Le bore cristallisé ne brûle dans l'oxygène qu'avec une extrême difficulté. Il brûle au rouge dans le gaz chlore. Il n'est attaqué que par la potasse, la soude, le bisulfate de potasse, et encore faut-il chauffer au rouge.

Ce corps se prépare en décomposant l'acide borique par l'aluminium à la température du rouge blanc le plus intense.

Le creuset une fois refroidi est cassé : on trouve, au-dessous d'une couche vitreuse de borate d'alumine, une masse cavernueuse formée d'aluminium dans laquelle sont implantés des cristaux de bore. On la traite successivement par des solutions de soude, d'acide chlorhydrique, d'acide azotique et d'acide

fluorhydrique, qui enlèvent l'aluminium, l'acide borique, l'alumine, le fer et le silicium. Le bore reste inaltérable.

Bore graphitoïde. — C'est un corps opaque, grisâtre, présentant un faible éclat métallique, et un reflet rouge cuivré. Par ses propriétés et sa forme cristalline, il se rapproche complètement du graphite.

Le bore octaédrique et le bore graphitoïde ont été récemment découverts par MM. H. Deville et Wœhler.

Préparation. — On obtient le bore graphitoïde en chauffant dans une cornue de porcelaine portée au rouge vif et maintenue pendant une demi-heure à la température de fusion de l'argent : 8 parties de fluoborate de potasse ; 7 parties de chlorure de sodium, 9 parties de chlorure de potassium ; 5 parties d'aluminium. On traite la masse refroidie par les acides fluorhydrique et chlorhydrique ; le résidu est du bore graphitoïde.

Le bore en se dissolvant dans l'aluminium à la manière du carbone dans la fonte a pris cette forme lamelleuse sous laquelle il se sépare au moyen du traitement par l'acide. L'aluminium est le seul dissolvant du bore.

ACIDE BORIQUE. BO³.

Équivalent = 436,12 ou 34,89

L'acide borique existe dans la nature, combiné avec la soude (borax) ou avec la magnésie (boracite).

Propriétés. — Ce corps se présente en cristaux lamelleux, incolores, inodores, d'une saveur faible ; il colore en rouge vineux la teinture bleue de tournesol. 100 parties d'eau à + 20° dissolvent 4 parties d'acide borique et 34 parties à + 100°.

La dissolution d'acide borique dans l'alcool brûle avec une flamme verte qui sert souvent à caractériser cet acide.

L'eau qui tient en dissolution ou en suspension de l'acide borique, et que l'on soumet à une distillation rapide dans une cornue de verre, entraîne une certaine quantité de cet acide, qui se condense dans le dôme de la cornue ou dans le récipient sous forme de paillettes incolores et micacées.

Lorsqu'on chauffe au rouge sombre de l'acide borique cristallisé, une partie de l'acide borique se trouve entraînée, et cependant l'acide borique anhydre ne se volatilise qu'à une température très-élevée.

L'acide borique est un acide très-faible, et peut être éliminé, à la température ordinaire, de ses combinaisons salines par la

plupart des autres acides. Mais si l'on opère comme l'a montré M. Malaguti, avec une dissolution concentrée et bouillante d'acide borique, la teinture prend la teinte pelure d'oignon qui caractérise les acides énergiques. Toutefois, en raison sans doute de sa fixité, il décompose à une température élevée des sels qui contiennent des acides plus énergiques, mais moins fixes que lui. Si, par exemple, on calcine l'acide borique avec du sulfate de soude, il se produit du borate de soude et de l'acide sulfurique qui se dégage et se décompose en acide sulfureux et en oxygène.

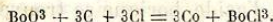
L'acide borique dissout par voie de fusion les oxydes métalliques, avec lesquels il forme des masses vitreuses différemment colorées, et qui servent à caractériser ces oxydes.

On doit à Ebelmen un nouveau mode de cristallisation fort ingénieux, qui est fondé sur la propriété que possède l'acide borique de dissoudre par voie sèche la plupart des oxydes métalliques, et sur la grande volatilité de cet acide à une haute température. En dissolvant, par exemple, dans l'acide borique fondu de l'alumine et de la magnésie dans les proportions qui constituent le *spinelle*, et exposant ce borate à la haute température d'un four à porcelaine, l'acide borique se volatilise peu à peu, et il se forme un aluminat de magnésie cristallisé en octaèdres réguliers (MgO, Al^2O^3), identique par toutes ses propriétés physiques et chimiques au *spinelle* naturel.

Ebelmen a obtenu par la même méthode des cristaux d'aluminat de manganèse MnO, Al^2O^3 , d'aluminates de cobalt et de glucine. Ce dernier composé (Gl^2O^3, Al^2O^3) est identique à la *cy-mophane cristallisée* naturelle.

Plusieurs silicates, infusibles à la température de nos fourneaux, ont aussi été obtenus en cristaux, et il est probable qu'un grand nombre de substances minérales cristallisées pourront désormais être reproduites par la méthode d'Ebelmen.

L'hydrogène et le charbon sont sans action sur l'acide borique; toutefois, lorsqu'on fait passer à une haute température un courant de chlore sec sur un mélange intime de charbon et d'acide borique, le charbon s'empare de l'oxygène de cet acide, et le chlore forme avec le bore du chlorure de bore, liquide très-volatil, qu'on peut recueillir dans des récipients entourés de glace et de sel marin.



Le charbon agit de la même manière sur l'alumine, et peut, en présence du chlore, déterminer la formation du chlorure d'aluminium anhydre.

L'affinité du charbon pour l'oxygène, jointe à celle du chlore pour le bore ou l'aluminium, détermine donc une décomposition que le chlore ou le charbon seuls ne pourraient pas produire.

Si l'on fait passer sur un mélange de charbon et d'acide borique chauffé au rouge, de la vapeur de soufre, ou mieux du sulfure de carbone, il se produit de l'oxyde de carbone et du sulfure de bore cristallisé BoS^3 (Fremy).

L'acide borique, chauffé avec le potassium, cède son oxygène à ce métal, et se décompose en bore et en oxygène qui s'unit au potassium; il se forme de la potasse qui se combine avec l'acide borique non décomposé pour produire du borate de potasse.

Nous rappellerons que c'est au moyen de cette réaction que Gay-Lussac et Thenard ont isolé le bore.

L'acide borique cristallisé contient 43,6 pour 100 d'eau; il a pour formule $Bo^3, 3HO$; à 160° , il se change en un corps vitreux, homogène, qui retient la sixième partie de l'eau contenue dans l'acide cristallisé. Il reste donc un hydrate $2Bo^3, HO$, qui correspond par sa composition au borax anhydre $2Bo^3, NaO$.

(MM. Ebelmen et Bouquet.)

Chauffé à une température plus élevée, l'acide borique se transforme en acide anhydre; le dégagement du dernier équivalent d'eau entraîne une certaine quantité d'acide borique.

L'acide déshydraté ne perd plus sensiblement de son poids par une fusion prolongée au rouge: on peut le couler alors en un verre transparent qui s'étire en fils très-déliés.

Les plaques d'acide borique fondu qu'on laisse refroidir éclatent, se fendillent, et chaque fissure devient lumineuse dans l'obscurité.

Cet acide, d'une transparence parfaite quand il vient d'être coulé, devient opaque au bout d'un certain temps.

Composition. — L'acide borique est formé de :

Bore.....	31,22
Oxygène.....	68,78
	100,00

On représente généralement l'acide borique par la formule Bo^3 , d'où l'on déduit pour l'équivalent du bore le nombre 136,21. L'équivalent de l'acide borique devient alors :

B	= 136,21
O ³	= 300,00
Bo^3	= 436,21