

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

traiterons des matières organiques : nous ne parlerons ici que de deux carbures gazeux, qui sont l'hydrogène protocarboné C^2H^4 et l'hydrogène bicarboné C^2H^2 .

Hydrogène protocarboné. C^2H^4 .

(GAZ DES MARAIS.)

Équiv. en poids = 16. Équiv. en vol. = 4 vol.

État naturel. — 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

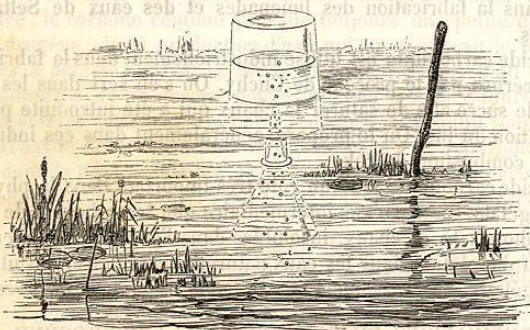


Fig. 109.

les agite, des gaz composés en grande partie d'hydrogène protocarboné, mêlé d'azote, d'oxygène et d'acide carbonique.

Le gaz qui prend feu dans les houillères et qui y cause souvent des explosions terribles, est encore l'hydrogène protocarboné. Les ouvriers le désignent sous le nom de *grisou*.

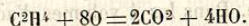
L'hydrogène protocarboné se trouve comprimé entre les feuillets des cristaux dans certains échantillons de sel gemme, d'où il se dégage lorsqu'on dissout le sel dans l'eau, en faisant entendre une *décrépitation*.

Le gaz des marais se dégage spontanément du sol dans plusieurs localités, où il est quelquefois employé comme combustible; telle est l'origine des feux perpétuels qui brûlent sur les côtes de l'Asie Mineure.

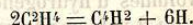
Les matières organiques dont la calcination fournit le plus de gaz hydrogène carboné, sont les houilles, les corps gras et les résines; toutes ces substances sont très-riches en hydrogène et en carbone.

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.

Propriétés. — L'hydrogène protocarboné est gazeux, incolore, sans odeur, très-peu soluble dans l'eau. On n'a pu encore le liquéfier. Sa densité est 0,559. Il brûle avec une flamme d'un blanc jaunâtre peu éclairante, en donnant de la vapeur d'eau et de l'acide carbonique :



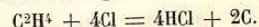
L'hydrogène protocarboné est très-stable; il exige pour se détruire la température du rouge blanc ou l'action d'une longue série d'étincelles électriques. Il se forme dans ces conditions de l'acétylène et de l'hydrogène :



Il détone fortement quand on l'enflamme après l'avoir mélangé avec de l'air ou de l'oxygène.

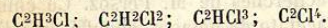
Un mélange de 1 volume de ce gaz et de 8 volumes d'air produit, quand on l'enflamme, une vive détonation. Avec 1 volume de C^2H^4 et 2 volumes d'oxygène, la détonation est beaucoup plus violente encore, le flacon est presque toujours brisé.

L'hydrogène protocarboné, mêlé avec deux fois son volume de chlore, brûle à l'approche d'un corps enflammé. Il se forme de l'acide chlorhydrique et un dépôt de charbon :



Dans l'obscurité et même à la lumière diffuse, le chlore n'agit pas sur l'hydrogène protocarboné. Sous l'influence de la lumière solaire directe, la réaction est tellement brusque, qu'il se produit une détonation violente.

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 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 produits de substitution suivants :



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.

Supposons que nous ayons introduit dans l'eudiomètre 4 volumes d'hydrogène protocarboné avec 12 volumes d'oxygène; après le passage de l'étincelle, il reste 8 volumes de gaz. Un fragment de potasse, introduit dans ce résidu gazeux, le réduit à 4 volumes; il contenait donc 4 volumes d'acide carbonique; le reste est de l'oxygène, absorbable par le pyrogallate de potasse.

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. Dans les 4 volumes d'acide carbonique obtenus, il existe 4 volumes d'oxygène et 2 volumes de vapeur de carbone. Les 4 autres volumes d'oxygène employés à la combustion du gaz ont dû nécessairement servir à brûler 8 volumes ou 4 équivalents d'hydrogène: d'où l'on conclut que, dans 4 volumes de gaz des marais, il existe 8 volumes d'hydrogène ou 4 équivalents, et 2 équivalents de carbone ou 2 volumes de vapeur de carbone.

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

0,4145 = demi-densité de la vapeur de carbone;

0,1384 = 2 fois la densité de l'hydrogène;

donnent 0,5529 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.

Préparation. — Le gaz des marais n'était pas connu à l'état de

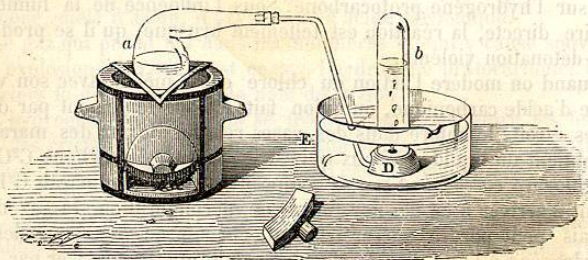


Fig. 110.

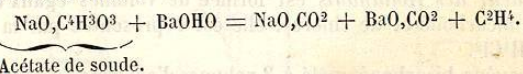
pureté avant les recherches de M. Persoz. Ce chimiste démontra le premier que l'acétate de potasse, chauffé avec l'hydrate de potasse, donne naissance à de l'acide carbonique qui est retenu par l'alcali, et à de l'hydrogène protocarboné parfaitement pur

M. Persoz obtint encore le même gaz en faisant passer de la vapeur d'acétone sur de l'hydrate de potasse en fusion.

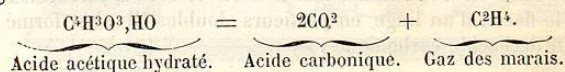
On prépare facilement le gaz des marais pur, en chauffant dans une cornue de verre un mélange de 10 grammes d'acétate de soude cristallisé, et de 30 à 40 grammes de baryte caustique.

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. 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. 110).

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.)

Équiv. en poids = 28. Équiv. en vol. = 4 vol.

Ce gaz a été découvert en 1795 par des chimistes hollandais.

Propriétés. — L'hydrogène bicarboné est gazeux, incolore, d'une odeur empyreumatique et éthérée; il peut être liquéfié sous l'influence simultanée d'une forte pression et du froid que produit un mélange d'acide carbonique solide et d'éther (Faraday). Il n'a pu jusqu'à présent être solidifié. Sa densité est 0,970; il est peu 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 carbone, et produit le double de son volume d'hydrogène. L'électricité exerce sur ce corps la même action que la chaleur. Si la température est moins élevée, il donne du charbon et de l'hydrogène protocarboné, qui est beaucoup plus stable que lui.

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 approche de ce mélange une allumette enflammée, le gaz brûle avec une flamme rougeâtre, très-fuligineuse, il se fait un abondant dépôt de charbon, et il se produit en même temps de l'acide chlorhydrique : $C^2H^4 + 4Cl = 4HCl + 4C$.

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 solaire, soit à la lumière diffuse, 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 $C^2H^4Cl^2$.

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. Il s'est formé de l'eau et de l'acide carbonique :



Analyse. — On détermine la composition du bicarbure d'hydrogène en opérant comme on l'a fait pour le protocarbure. On introduit dans l'eudiomètre 4 volumes d'hydrogène bicarboné et 20 volumes d'oxygène. Après l'étincelle il reste 16 volumes de gaz; agité avec un fragment de potasse, ce résidu se réduit à 8 volumes qui sont formés d'oxygène pur.

Il y a donc eu 8 volumes d'acide carbonique produits, lesquels sont formés de 8 volumes d'oxygène et de 4 volumes de vapeur de carbone. Si nous retranchons ces 8 volumes d'oxygène, plus les 8 qui sont restés comme résidu, des 20 volumes introduits dans l'eudiomètre, il reste 4 volumes qui ont été employés à former de l'eau avec un volume double d'hydrogène, c'est-à-dire 8 volumes. Donc 4 volumes d'hydrogène bicarboné sont formés de 8 volumes d'hydrogène et de 4 volumes de vapeur de carbone, condensés en 4 volumes.

C'est pour rendre la détonation moins violente, que l'on introduit dans l'eudiomètre, comme nous l'avons fait, un grand excès d'oxygène; on prend 5 volumes d'oxygène pour 1 volume de gaz oléfiant.

L'analyse du gaz oléfiant peut être vérifiée par le calcul : en ajoutant à la densité de la vapeur de carbone le double de la densité de l'hydrogène, on a le nombre 0,9674, qui s'accorde sensiblement avec le nombre 0,970, densité de l'hydrogène bicarboné donnée par l'expérience :

0,8290	poids de 1 vol. de vapeur de carbone;	
0,1384	— 2 vol. d'hydrogène;	
0,9674	— 1 vol. d'hydrogène bicarboné.	

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

Préparation. — L'hydrogène bicarboné se produit, comme l'hy-

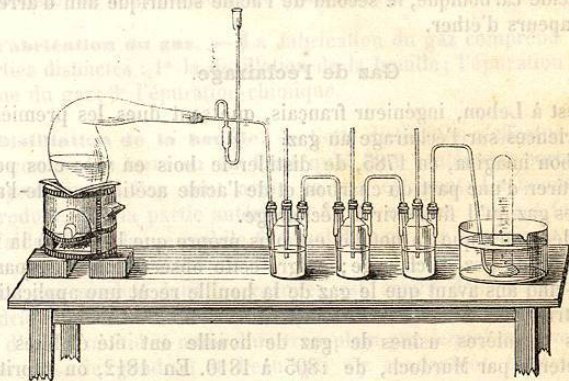
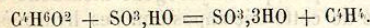


Fig. 411.

drogène protocarboné, dans la distillation de la plupart des matières organiques.

On l'obtient à l'état de pureté, en chauffant un mélange de 1 partie d'alcool et de 6 parties d'acide sulfurique monohydraté, que l'on introduit dans un ballon ou dans une cornue de verre. Il faut ajouter à ce mélange une certaine quantité de sable. L'addition de ce sable est très-importante, car sans cette précaution la masse se boursoufflerait considérablement vers la fin de l'opération.

L'alcool se décompose sous l'influence de l'acide sulfurique en hydrogène bicarboné et en eau :



Alcool.

La décomposition n'est pas aussi simple que l'indique l'équation précédente; le mélange, primitivement incolore, présente bientôt une coloration noire. Ce changement de couleur tient à ce que, au-

dessus de 160°, l'acide sulfurique décompose une portion de l'hydrogène bicarboné en produisant de l'eau, de l'acide sulfureux et du charbon. Ce charbon, en réagissant sur l'acide sulfurique, donne naissance à une nouvelle quantité d'acide sulfureux et à de l'acide carbonique.

En outre, dans cette préparation, il se forme toujours une petite quantité d'éther, composé qui, comme nous le verrons lorsque nous nous occuperons de chimie organique, s'obtient en faisant réagir l'acide sulfurique sur l'alcool.

Afin d'arrêter ces différentes impuretés, on est obligé de faire traverser au gaz, avant de le recueillir, plusieurs flacons laveurs : le premier contenant de la potasse pour absorber l'acide sulfureux et l'acide carbonique, le second de l'acide sulfurique afin d'arrêter les vapeurs d'éther.

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, de 1805 à 1810. En 1812, on reprit à Paris, à l'hôpital Saint-Louis, des essais sur l'éclairage au gaz; mais ce n'est qu'en 1817 qu'il commença à être appliqué dans certains quartiers de la ville.

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 assez riche en hydrogène bicarboné, et par conséquent il donne en brûlant le maximum d'éclat; la proportion de ce gaz diminue à mesure que l'opération s'avance, et à la fin les gaz sont peu éclairants. Ces différences sont dues à ce que la température à laquelle la houille est portée dans les cornues, croît depuis le commencement jusqu'à la fin de l'opération, et que l'hydrogène bicarboné est détruit au rouge. Par suite de cette décomposition des hydrogènes carbonés et notamment du gaz oléfiant, la partie supérieure des cornues se recouvre d'une couche de carbone, que l'on appelle *charbon de cornues*. Le gaz de l'éclairage 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 formées de divers carbures d'hydrogène.

Les houilles demi-grasses à longue flamme sont celles qui conviennent le mieux pour la préparation du gaz; 100 kilogrammes de houille en donnent environ 25 mètres cubes; les autres produits obtenus par la décomposition de 100 kilogrammes de houille sont : 1° du coke (environ 1,5 hectolitre), 2° du goudron (4 kilog., 5) dont on retire aujourd'hui l'acide phénique, la benzine, l'aniline, l'anthracène, etc., ces derniers utilisés dans la fabrication des matières colorantes; 3° de l'ammoniaque, principalement à l'état de carbonate, de sulhydrate et de cyanhydrate.

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

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 à l'aide 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 cylindrique 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*.

Le gaz avant de servir à l'éclairage est soumis d'abord à une épuration physique qui a pour but de lui enlever les produits liquéfiés qu'il a entraînés et qui se déposeraient ultérieurement dans les tuyaux de conduite; puis à une épuration chimique qui devra le débarrasser des composés gazeux qui peuvent nuire à son pouvoir éclairant ou lui donner une odeur infecte.

Épuration physique. — 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 sesquioxide de fer.

L'ammoniaque passe à l'état de sulfate d'ammoniaque; l'acide

sulfhydrique, au contact du sesquioxyde 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 : le sulfate de fer repasse à l'état de sesquioxyde, qu'on fait servir ainsi plusieurs fois.

Les gaz pénètrent ensuite dans le gazomètre, où ils s'accumulent, puis 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.....	6,64
Hydrogène.....	45,58
Gaz des marais (C ² H ⁴).....	34,96
Carbures divers.....	6,46
	<hr/>
	100,00

Applications. — Le gaz produit par la distillation de la houille est utilisé pour l'éclairage et pour le chauffage; il est employé dans l'industrie pour faire les soudures, pour travailler le verre; il remplace généralement l'hydrogène dans le chalumeau à gaz. Enfin la force expansive considérable qui se développe lorsqu'on enflamme un mélange en proportions convenables d'air et de gaz de l'éclairage, a été utilisée comme force motrice dans certaines machines, dites machines à gaz (système Hugon, système Lenoir). Dans ces dernières, l'inflammation du mélange détonant est déterminée par des étincelles d'induction, fournies par une bobine de 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, portés à une température élevée par suite de la combustion du gaz, 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 faisant agir le chlore sur certains composés du carbone.

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 ⁴ ;

Sesquichlorure de carbone.....	C ² Cl ⁶ ;
Bichlorure de carbone.....	C ² Cl ⁴ ;

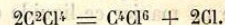
Le bichlorure de carbone a été découvert en 1839 par M. Regnault, en faisant passer du chlore sec dans du chloroforme exposé au soleil et légèrement chauffé :



On peut encore l'obtenir en faisant réagir au rouge le chlore sur le sulfure de carbone.

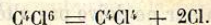
C'est un liquide incolore, d'une odeur étherée, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther, bouillant à 79°.

Chauffé au rouge dans un tube de porcelaine, il se décompose en chlore et sesquichlorure de carbone :



Ce sesquichlorure, qu'on peut encore préparer en faisant passer un courant de chlore dans la liqueur des Hollandais à la température de l'ébullition, est un corps solide, cristallisant en prismes droits à base rhombe, ayant une odeur qui rappelle celle du camphre, fondant à 160°, et se volatilisant à 182°.

Chauffé au rouge vif dans un tube de porcelaine, il se dédouble en chlore et protochlorure de carbone :



Le liquide ainsi obtenu se décompose lui-même au rouge en chlore et en sous-chlorure de carbone.

Sulfure de carbone. CS².

Équiv. en poids = 38. Équiv. en vol. = 2 vol.

Cette combinaison de soufre et de carbone correspond par sa composition à l'acide carbonique. Elle a été découverte en 1796 par Lampadius.

Le sulfure de carbone est liquide, incolore, doué d'un pouvoir réfringent considérable. Il est très-dilatable; sa densité à 0° est 1,293; 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 liqueur thermométrique pour mesurer les basses températures.

Il bout à 45°. La densité de sa vapeur est 2,645, et correspond à 2 volumes.

Il se vaporise très-rapidement à l'air, en produisant un grand abaissement de température; en opérant dans le vide, le sulfure