

www.e-rara.ch

**Abrégé élémentaire de chimie, considérée comme science accessoire à
l'étude de la médecine, de la pharmacie et de l'histoire naturelle**

Lassaigne, Jean Louis

Paris, 1836

ETH-Bibliothek Zürich

Shelf Mark: Rar 20393

Persistent Link: <https://doi.org/10.3931/e-rara-54234>

Chapitre V.

www.e-rara.ch

Die Plattform e-rara.ch macht die in Schweizer Bibliotheken vorhandenen Drucke online verfügbar. Das Spektrum reicht von Büchern über Karten bis zu illustrierten Materialien – von den Anfängen des Buchdrucks bis ins 20. Jahrhundert.

e-rara.ch provides online access to rare books available in Swiss libraries. The holdings extend from books and maps to illustrated material – from the beginnings of printing to the 20th century.

e-rara.ch met en ligne des reproductions numériques d'imprimés conservés dans les bibliothèques de Suisse. L'éventail va des livres aux documents iconographiques en passant par les cartes – des débuts de l'imprimerie jusqu'au 20e siècle.

e-rara.ch mette a disposizione in rete le edizioni antiche conservate nelle biblioteche svizzere. La collezione comprende libri, carte geografiche e materiale illustrato che risalgono agli inizi della tipografia fino ad arrivare al XX secolo.

Nutzungsbedingungen Dieses Digitalisat kann kostenfrei heruntergeladen werden. Die Lizenzierungsart und die Nutzungsbedingungen sind individuell zu jedem Dokument in den Titelinformationen angegeben. Für weitere Informationen siehe auch [Link]

Terms of Use This digital copy can be downloaded free of charge. The type of licensing and the terms of use are indicated in the title information for each document individually. For further information please refer to the terms of use on [Link]

Condizioni d'utilizzo Ce document numérique peut être téléchargé gratuitement. Son statut juridique et ses conditions d'utilisation sont précisés dans sa notice détaillée. Pour de plus amples informations, voir [Link]

Condizioni di utilizzo Questo documento può essere scaricato gratuitamente. Il tipo di licenza e le condizioni di utilizzo sono indicate nella notizia bibliografica del singolo documento. Per ulteriori informazioni vedi anche [Link]

C'est en raison de la légèreté de l'hydrogène qu'on fait usage de ce gaz dans les arts pour gonfler les aérostats ou ballons.

L'hydrogène ne se rencontre jamais à l'état de liberté dans la nature, il est toujours uni à d'autres corps. Combiné à l'oxygène, il forme l'eau, qui, comme nous l'avons vu, est très-répandue; il constitue aussi un des élémens des matières végétales et animales.

CHAPITRE V.

CARBONE.

Son état naturel. — Ses propriétés. — Ses combinaisons avec l'oxygène et l'hydrogène.

Le carbone est un corps très-répandu dans la nature; il se rencontre rarement pur, et alors il offre un contraste singulier, par la plupart de ses propriétés physiques, avec celui qu'on obtient par des procédés artificiels. Comme il est un des principes constituans des substances organiques, c'est de leur décomposition par le feu, et principalement de celles du règne végétal, qu'on le retire; mais alors il n'est point pur, il est toujours mêlé avec les sels que renferment ces végétaux, et contient encore une certaine quantité d'hydrogène. C'est à ce produit qu'on donne le nom vulgaire de *charbon*. L'on voit, d'après cet aperçu, quel sens on doit attacher à ce mot.

Dans une seule circonstance, le carbone est extrait dans un plus grand état de pureté, c'est lorsqu'on brûle à l'air

des matières résineuses ou huileuses très-riches en carbone; la fumée qui résulte de cette combustion imparfaite laisse précipiter une suie noire très-légère, qu'on connaît sous le nom de *noir de fumée*. Soumis à une nouvelle calcination dans des vases fermés pour le priver d'une huile qu'il a entraînée, on peut alors le considérer comme du carbone pur.

Le carbone qu'on trouve tout formé dans le sein de la terre, présente des variations bien remarquables; tantôt il est noir, luisant, compacte, friable et sans forme régulière. Sous cet état, qui le rapproche beaucoup de la houille, les minéralogistes le désignent sous le nom d'*anthracite*. Il n'est jamais pur, et renferme quelques centièmes d'oxides métalliques; une autre variété de carbone minéral non moins remarquable par ses propriétés et l'usage qu'on en fait dans les arts est la substance que l'on connaît improprement sous le nom de *mine de plomb* ou graphite des minéralogistes, et qui est employée pour la confection des crayons. Cette substance, qu'on avait regardée long-temps comme une combinaison de carbone avec 0,05 de fer, constitue aujourd'hui une variété de carbone mêlée accidentellement à des traces d'oxide et de persulfure de fer; d'autres fois, imprégné de matières bitumineuses et de différentes substances minérales, le carbone forme dans l'intérieur de la terre des masses considérables qu'on trouve disposées en couches à des profondeurs plus ou moins grandes; on le connaît alors sous le nom de *charbon de terre* ou de *houille*.

Rarement il se rencontre cristallisé et à l'état de pureté; sous ce dernier état il constitue le *diamant*, qui se présente tantôt incolore ou diversement coloré, et d'une si grande dureté qu'il raie tous les autres corps. La nature de ce produit minéral, dont l'aspect physique et les autres propriétés tendraient à éloigner toute idée de comparaison

avec les substances précédentes, resta long-temps ignorée; elle fut, pour ainsi dire, aperçue par Newton, à l'époque où ce célèbre physicien, en examinant la puissance réfractive des corps transparens, conclut du rapprochement entre le pouvoir réfringent des matières huileuses inflammables et celui du diamant, que ce dernier contenait probablement une matière combustible.

Or, ce que le génie de Newton avait lu en quelque sorte dans les résultats de la réfraction, l'expérience le confirma dans la suite. Vers la fin du dix-septième siècle, on opéra pour la première fois, à Florence, la combustion du diamant en le soumettant dans l'air au foyer d'une forte lentille, et cette expérience fut répétée en exposant seulement le diamant à un feu violent et long-temps soutenu; on le vit alors brûler sans résidu avec une légère flamme, formant autour de lui une espèce d'auréole. Bien que la combustibilité du diamant fût démontrée, il restait à déterminer sa composition. C'est ce que fit Lavoisier en brûlant une certaine quantité, à l'aide du gaz oxygène, dans un vase fermé; il reconnut que le produit de cette combustion était identique avec celui de la combustion du charbon, c'est-à-dire qu'il s'était formé de l'acide carbonique.

Cette expérience, qui mit d'abord sur la voie de la nature du diamant, fut confirmée dans la suite, et les nouvelles recherches qu'ajoutèrent à cette observation MM. Smithson Tennant, Guyton de Morveau, Allen, Pepys et Davy, achevèrent de prouver que le diamant n'était que du carbone pur, et qu'en brûlant il fournissait du gaz acide carbonique, dont le poids était égal à celui du diamant et de l'oxygène qui avait été absorbé.

D'après ce que nous avons exposé sur les différens états du carbone, l'on voit combien ses propriétés physiques sont variables; il est généralement solide, inodore, insipide, infusible au feu le plus violent, insoluble dans l'eau; les

autres caractères peuvent varier, comme sa couleur, sa densité et sa dureté.

Le carbone, tel qu'on le retire des substances organiques, est noir, brillant ou opaque, plus ou moins friable; il jouit, à part quelques-unes des propriétés physiques que nous avons énoncées, de toutes les autres propriétés chimiques qui caractérisent ce corps combustible.

Mis en contact avec les gaz simples ou composés, les différens charbons jouissent, comme Fontana l'a constaté le premier, de la propriété de les absorber en plus ou moins grande quantité. Cette faculté qui appartient à beaucoup de corps poreux, comme M. Théodore de Saussure l'a prouvé, est plus développée dans les charbons que dans toutes les autres substances; elle est surtout influencée par la température, la nature du gaz, celle du corps absorbant, le nombre des pores et leur diamètre, la densité des charbons, enfin le vide des pores où la condensation s'opère.

Cette absorption qui a toujours lieu avec un faible dégagement de calorique, peut être démontrée directement en faisant passer sous une cloche pleine de mercure, un fragment de charbon privé d'air et d'humidité, soit par son exposition sous le récipient de la machine pneumatique ou par sa calcination; aussitôt que l'on introduit du gaz dans la cloche, il est absorbé plus ou moins vite, et entièrement si le charbon est en excès.

M. Théodore de Saussure, qui a remarqué que le charbon de buis jouissait de cette propriété absorbante au plus haut degré, a estimé dans quels rapports les différens gaz étaient absorbés par celui-ci.

Suivant ce savant physicien, un volume de charbon de buis condense

90 volumes de gaz ammoniac;

85 *id.* de gaz hydrochlorique,

65	<i>id.</i>	de gaz acide sulfureux ,
55	<i>id.</i>	de gaz hydrosulfurique ,
35	<i>id.</i>	de gaz acide carbonique ,
9,42	<i>id.</i>	de gaz oxide de carbone ,
9,25	<i>id.</i>	de gaz oxigène ,
7,50	<i>id.</i>	de gaz azote ,
1,75	<i>id.</i>	de gaz hydrogène .

Tous ces gaz, à l'exception de l'hydrogène, sont dégagés par la chaleur sans avoir éprouvé d'altération. L'oxigène, en raison de son affinité pour le carbone, se combine peu à peu avec une partie de celui-ci et se transforme partiellement en gaz acide carbonique. Le charbon, imprégné de gaz hydrosulfurique, présente une propriété remarquable : lorsqu'il est exposé à l'air ou à l'action du gaz oxigène, il s'échauffe par suite de la combustion d'une partie de l'hydrogène.

Une propriété singulière et importante des charbons, c'est celle qu'ils ont, d'après les observations de MM. Löwitz et Figuier, d'absorber l'odeur, la couleur et le goût de diverses substances. C'est en raison de cette propriété qu'on les emploie pour purifier les eaux qui ont été corrompues par la présence de matières animales putréfiées ; une simple filtration à travers une couche de charbon végétal, suffit pour leur restituer leurs qualités ordinaires. C'est sur ce principe qu'est fondée aujourd'hui dans nos villes la clarification des eaux destinées à la plupart des usages domestiques. D'après Berthollet, l'usage des tonneaux charbonnés intérieurement, empêche même la corruption des eaux qu'ils renferment, et permet même de les conserver assez long-temps sans que leurs qualités soient altérées ; moyen extrêmement précieux pour l'approvisionnement des eaux douces dans les grands voyages sur mer.

La propriété de décolorer n'existe pas au même degré dans tous les charbons ; elle est toutefois due à une combinaison de la matière colorante avec le carbone. L'état

de division où ce corps combustible se trouve dans les différens charbons, influe considérablement sur son action. C'est ainsi que le charbon végétal jouit de cette propriété à un moindre degré que le charbon animal, encore trouve-t-on des différences dans les variétés de celui-ci. Le charbon obtenu par la calcination des os l'emporte sur tous les autres.

On constate facilement cette propriété, en projetant une petite quantité de charbon d'os en poudre dans du vin ou du vinaigre rouge. Si après avoir bien agité ces deux substances avec le charbon, on les filtre, elles passent tout-à-fait incolores comme de l'eau. Cette observation est devenue l'objet d'une application importante dans les arts, pour le raffinage des sirops, du sucre, et pour d'autres opérations manufacturières.

CARBONE ET OXYGÈNE.

Acide carbonique. — Oxyde de carbone.

Le carbone se combine en deux proportions avec l'oxygène, et produit deux composés gazeux, savoir, un qui est acide et l'autre qui est neutre. Le premier se trouve dans la nature libre et combiné, le second est un produit artificiel. Le gaz acide carbonique peut s'obtenir directement en chauffant le carbone dans le gaz oxygène; il brûle entièrement s'il est pur, et se trouve transformé en acide carbonique; mais si le carbone est impur, comme l'est le charbon ordinaire, il laisse une petite portion de cendre. On produit cette combustion (*voyez* Pl. III, fig. 15.) en plaçant sur une petite coupe en plâtre, portée par un fil de fer, un petit morceau de charbon sec taillé en cône, qu'on allume à son extrémité. Si l'on plonge le tout dans un flacon rempli de gaz oxygène, le charbon brûle aussitôt avec

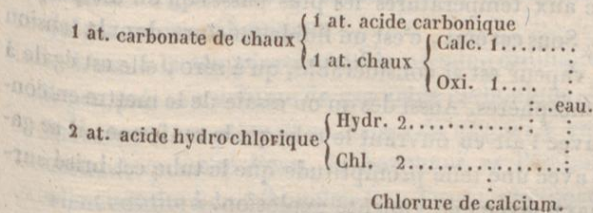
une grande rapidité, se gazéifie, et en peu de temps, il est entièrement consumé, si le gaz oxygène est en quantité suffisante. L'on trouve après, que le résultat de cette combustion rougit la teinture de tournesol et précipite abondamment l'eau de chaux en flocons blancs, caractères distinctifs du gaz acide carbonique.

Le carbone, en brûlant dans le gaz oxygène, produit un volume de gaz acide carbonique égal à celui de l'oxygène qu'il a absorbé. On peut vérifier ce résultat en mettant dans un tube de porcelaine une certaine quantité de noir de fumée bien calciné, et établissant une communication entre ce tube et deux cloches graduées (*voyez Pl. III, fig. 16*), l'une remplie de mercure et l'autre contenant du gaz oxygène. Lorsque le tube de porcelaine est porté au rouge, on fait circuler à travers celui-ci le gaz d'une cloche dans l'autre; le charbon est brûlé, et le volume du gaz après la combustion est précisément égal à celui qu'avait l'oxygène. On trouve alors qu'il est formé de gaz acide carbonique et de l'excès d'oxygène employé. Le premier étant absorbé par l'eau de chaux, on obtient pour résidu le gaz oxygène, dont le volume, joint à celui du gaz acide carbonique ainsi évalué, représente le volume primitif de l'oxygène.

Dans les laboratoires, on suit un autre procédé pour obtenir l'acide carbonique. On le retire du marbre blanc, qui est un composé naturel d'acide carbonique et de chaux. Cette opération peut s'exécuter de deux manières différentes, 1^o en calcinant au rouge blanc le marbre concassé, dans un appareil semblable à celui que nous avons décrit pour retirer le gaz oxygène du peroxide de manganèse; 2^o en décomposant ce sel par l'acide hydrochlorique. Dans le premier cas, la décomposition a lieu par la chaleur seule, qui éloigne les molécules d'acide carbonique des molécules de chaux, et les met hors de leur sphère d'attraction; dans le second, elle est opérée par l'affinité plus grande de l'a-

cide hydrochlorique, qui, réagissant sur la chaux, met en liberté le gaz acide carbonique. L'appareil qu'on emploie à cet effet consiste en un flacon à deux tubulures, portant à l'une d'elles un tube recourbé, et à l'autre un tube droit effilé, terminé par un entonnoir. On met au fond du flacon des morceaux de marbre, qu'on recouvre de trois à quatre fois leur volume d'eau, et après avoir disposé le flacon de manière à ce que le tube s'engage sous la planchette de la cuve à eau, on verse peu à peu de l'acide hydrochlorique. Le carbonate de chaux est aussitôt décomposé, l'acide hydrochlorique réagit sur la chaux; d'où résulte de l'eau et du chlorure de calcium qui reste en solution dans l'eau, tandis que l'acide carbonique mis en liberté se dégage à l'état de gaz. Lorsque tout l'air de l'appareil a été chassé, on reçoit le gaz dans des flacons remplis d'eau, qu'on bouche ensuite, afin de s'opposer à la dissolution du gaz.

Figure représentant la réaction produite pendant la décomposition :



Propriétés. Le gaz acide carbonique est un gaz incolore, d'une odeur légèrement piquante et d'une saveur un peu aigre. Sa pesanteur spécifique, d'après MM. Berzélius et Dulong, est de 1,5245. Il jouit de la propriété de rougir la teinture de tournesol, d'éteindre les corps en combustion, et de précipiter l'eau de chaux en flocons blancs. Il est également impropre à la respiration, car il asphyxie promptement les animaux qu'on y plonge. Comme ce gaz est une fois et demie plus pesant que l'air atmosphérique,

on conçoit la possibilité de le transvaser d'un flacon dans un autre comme un liquide. C'est ce que l'on peut prouver, en prenant deux éprouvettes, l'une pleine d'air, l'autre remplie de gaz acide carbonique; en inclinant peu à peu l'orifice de celle-ci sur l'orifice de l'autre, on fait aisément passer le gaz dans l'éprouvette qui contient l'air, et on peut en reconnaître la présence à l'aide d'une bougie allumée, qui s'éteindra dans celle où il y avait primitivement de l'air, et qui continuera de brûler dans celle où était d'abord contenu le gaz acide carbonique.

La chaleur la plus élevée ne fait éprouver aucune altération à ce gaz; mais il n'en est pas de même de l'électricité, qui en opère au bout d'un certain temps une décomposition partielle, et en transforme une partie seulement en gaz oxygène et en gaz oxide de carbone.

Exposé à une forte pression et à un froid de (-20°), le gaz acide carbonique se liquéfie, et conserve cette liquidité même aux températures les plus basses qu'on ait pu produire. Sous cet état, c'est un fluide incolore dont la tension de la vapeur est si considérable, qu'à zéro, elle est égale à 36 atmosphères. Aussi dès qu'on essaie de le mettre en contact avec l'air en ouvrant le tube qui le renferme, il se gazéifie avec une telle promptitude que le tube est brisé sur-le-champ avec une violente explosion.

La liquéfaction de ce gaz, observée pour la première fois par M. Faraday, ne peut être produite qu'en plaçant dans un tube de verre sinueux, un peu épais, et bouché à ses deux extrémités, d'un côté du carbonate d'ammoniaque et de l'acide sulfurique concentré, et plongeant l'autre extrémité dans un mélange réfrigérant de glace pilée et de sel. La pression qu'éprouve le gaz dégagé dans l'intérieur du tube, et l'abaissement de température produit à l'extrémité qui est refroidie, suffisent pour opérer cette condensation,

qui exige beaucoup de précautions , car ces tubes se brisent souvent avec détonation.

Parmi les corps combustibles simples non-métalliques il n'y a que l'hydrogène et le carbone qui , à une chaleur rouge , puissent le décomposer; le premier s'empare d'une portion de son oxygène pour former de l'eau , et le fait passer à l'état de gaz oxide de carbone; le second enlève la moitié de l'oxygène au gaz acide carbonique , le ramène à l'état de gaz oxide de carbone en y passant lui-même.

On constate cette dernière propriété en plaçant dans un tube de porcelaine des fragmens de charbon calciné, et adaptant à ses deux extrémités deux vessies à robinet; l'une vide, l'autre pleine de gaz acide carbonique. Si lorsque le tube est porté au rouge, on fait passer, à plusieurs reprises, le gaz d'une vessie dans l'autre, en les pressant alternativement avec les mains; on trouve après l'opération que le volume du gaz oxide de carbone formé est double de celui du gaz acide carbonique.

L'eau à la température et à la pression ordinaires dissout à peu près son volume de gaz acide carbonique. On le démontre en remplissant un flacon de ce gaz, y versant une certaine quantité d'eau, le bouchant et l'agitant. Si on vient ensuite à le déboucher sous l'eau, une portion de ce liquide s'élève dans le flacon pour remplir le vide qui s'est produit par la solution d'une partie du gaz. Sous une pression plus forte, et à la même température, l'eau peut dissoudre jusqu'à cinq à six fois son volume de gaz acide carbonique. On ne peut y parvenir qu'à l'aide d'une pompe de compression.

L'appareil qui sert à saturer l'eau de gaz acide carbonique consiste (*voyez* pl. IV, fig. 1) en un réservoir cylindrique en laiton, de 6 à 8 litres de capacité, dans lequel on met l'eau qu'on veut saturer de gaz. Ce réservoir est

surmonté d'un corps de pompe contenant un piston plein, qu'on tire de bas en haut au moyen d'une tige terminée supérieurement par deux poignées. Une soupape conique placée à la partie inférieure du corps de pompe en ferme l'ouverture; elle est maintenue par une spirale en fil de laiton qui fait l'office de ressort. Le tuyau horizontal qui est en rapport avec le corps de pompe est fermé par une soupape conique, semblable à la première, qui s'ouvre de dehors en dedans; une vessie à robinet pleine de gaz se visse à son extrémité. La disposition de ces soupapes se voit sous de plus grandes dimensions (dans la fig. 2). Lorsque l'appareil est disposé, et qu'on vient à soulever le piston, la soupape inférieure reste fermée, celle du tuyau latéral s'ouvre et permet au gaz contenu dans la vessie d'entrer dans le corps de pompe; mais si on fait redescendre le piston, cette dernière soupape se ferme par l'élasticité du gaz qu'on comprime, tandis que la première s'ouvre par la même cause, et laisse pénétrer le gaz par un tuyau en plomb qui descend à la partie inférieure du réservoir. Arrivé à cette partie du tuyau, le gaz, pressé par les nouvelles portions qu'on y force d'entrer, sort par les trous pratiqués à la boule qui termine ce tuyau et se dissout en passant à travers l'eau. Lorsque la vessie est vide, on en visse une autre remplie de gaz et on fait jouer le piston de bas en haut. On peut, à l'aide de cet appareil, faire dissoudre dans l'eau cinq à six fois son volume de gaz acide carbonique. Lorsque l'eau en est saturée, on la soutire à l'aide du robinet adapté à la partie inférieure du réservoir. Ce robinet s'ajuste à un bec conique recourbé qui peut entrer à frottement dans le goulot des bouteilles au moyen d'un bouchon de liège perforé. Cet ajutage est entouré d'un double tuyau en cuivre, percé d'un trou pour laisser dégager l'air de la bouteille. Lorsqu'on la remplit, le trou reste fermé par l'élasticité d'une petite lame de cuivre munie d'un

morceau de peau; elle ne s'ouvre que par la tension de l'air comprimé pour lui livrer passage. Par cette disposition on retient une plus grande quantité de gaz acide carbonique dans l'eau.

Dès que les bouteilles sont remplies, on les bouche promptement avec un bouchon de liège préparé d'avance, qu'on ficelle ensuite et qu'on goudronne.

C'est à l'aide de cet appareil ou d'autres construits sur le même principe qu'on prépare aujourd'hui les eaux minérales gazeuses artificielles.

L'eau saturée de gaz acide carbonique présente les propriétés suivantes: elle est incolore; exposée à l'air, elle laisse dégager la plus grande partie du gaz qu'elle contient en produisant une légère effervescence; son odeur est piquante, sa saveur est aigrelette; mise en contact avec la teinture de tournesol, elle la rougit sur-le-champ; l'eau de chaux qu'on y verse y forme un précipité blanc floconneux, soluble dans un excès de solution d'acide carbonique.

L'affinité du gaz acide carbonique pour l'eau est si faible, que tout ce gaz se dégage lorsqu'on place une portion de cette solution sous le récipient de la machine pneumatique, ou qu'on l'expose à l'action de la chaleur. C'est sur cette dernière propriété qu'est fondée la détermination de la quantité de gaz acide carbonique libre qui existe dans certaines eaux minérales.

La composition du gaz acide carbonique se déduit facilement de sa propre densité et de celle du gaz oxygène, puisqu'il renferme exactement un volume d'oxygène égal au sien. Par conséquent en retranchant de 1,5245, densité du gaz acide carbonique, 1,1026 densité du gaz oxygène, on a 0,4219 pour le poids du carbone uni à l'oxygène; d'où il suit que ce gaz est composé de :

Oxigène.....	72,64 ou 100	2 at. oxigène.....	200,000
Carbone.....	27,36 ou 37,66.	1 at. carbone.....	76,438
	100,00		

Sa formule est donc ($C+2O$ ou C)

Le gaz acide carbonique existe tout formé dans la nature, on le trouve à l'état de liberté et de combinaison. Libre, il fait toujours partie constituante de l'air, mais pour une très-petite proportion, comme nous l'avons précédemment vu. On le rencontre encore presque à l'état de pureté dans certaines cavités ou certaines grottes des pays volcaniques. La grotte du chien, près de Pouzzole, dans le royaume de Naples, nous en offre un exemple. Cette grotte a été ainsi nommée parce que les chiens qu'on y jette périssent promptement asphyxiés, tandis que les hommes peuvent y descendre sans éprouver aucun accident. Cet effet est dû à ce que le gaz acide carbonique que contient cette grotte ne forme qu'une couche inférieure de deux à trois pieds dans laquelle se trouvent plongés les chiens qu'on y jette, tandis qu'un homme, en raison de sa taille, n'est point exposé à le respirer. L'acide carbonique se rencontre encore dissous dans la plupart des eaux. Sa proportion est quelquefois si grande dans quelques-unes, qu'il les rend mousseuses et pétillantes, telles sont les eaux minérales de Seltz, de Spa, de Vichy, etc., qui sont principalement employées en médecine.

Les combinaisons du gaz acide carbonique avec plusieurs oxides métalliques sont assez abondantes; on le trouve particulièrement uni à la chaux, à la barite, au protoxide de fer, etc.

Le gaz acide carbonique est le premier des gaz qu'on ait appris à distinguer de l'air. La plupart de ses propriétés ont été étudiées par plusieurs chimistes; c'est à Lavoisier qu'on doit les premières notions exactes sur la nature et la

composition de ce gaz. Avant l'époque de la nouvelle nomenclature, on l'avait désigné sous le nom d'*air fixe*, d'*air méphitique* à cause de son action sur l'économie; d'*acide aérien* parce que son existence avait été reconnue dans l'air; enfin sous le nom d'*acide crayeux*, comme entrant dans la composition de la craie.

Oxide de carbone.

Ce composé gazeux d'oxygène et de carbone, moins oxygéné que le gaz acide carbonique, ne peut être produit directement; il ne se forme qu'autant que le gaz acide carbonique est en contact à une haute température avec le carbone, ou qu'on enlève à l'acide carbonique la moitié de l'oxygène qu'il contient.

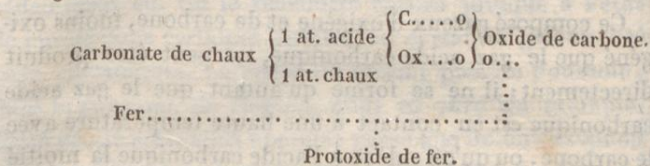
On l'obtient par plusieurs procédés. Si l'on fait passer, à plusieurs reprises, sur des fils de fer bien décapés et portés au rouge dans un tube de porcelaine, du gaz acide carbonique sec, il cède au fer la moitié de son oxygène et passe à l'état de gaz oxide de carbone.

Dans les laboratoires, on le prépare ordinairement en calcinant, dans une cornue de grès lutée, un mélange à parties égales de limaille de fer et de marbre blanc pulvérisé et desséché. Après avoir disposé la cornue dans un fourneau à réverbère, on ajuste à son col un tube recourbé qui plonge au fond d'un flacon contenant ou une solution de potasse caustique, ou de la chaux vive délayée dans l'eau; de ce flacon part un autre tube recourbé qui va s'engager sous des flacons renversés et remplis d'eau.

En exposant la cornue à une chaleur rouge, il y a décomposition du marbre; l'acide carbonique qui s'en dégagerait si le marbre était seul, se trouve à son tour décomposé par le fer qui lui enlève la moitié de son oxygène et le

fait passer à l'état de gaz oxide de carbone. Celui-ci se rend dans le flacon avec le gaz acide carbonique qui a échappé à l'action du fer et qui est absorbé par la chaux; mais comme le gaz oxide de carbone y est insoluble, il traverse librement le liquide et va se rendre sous les flacons remplis d'eau qui doivent le recevoir. Après l'opération, on trouve au fond de la cornue un mélange de chaux, d'oxide de fer et de fer métallique en excès.

Figure représentant la réaction:



Plusieurs autres substances peuvent encore fournir, par leur décomposition au feu, du gaz oxide de carbone. Tels sont, d'après M. Dulong, les oxalates de plomb et de zinc qui par leur calcination donnent un oxide peu oxygéné et des gaz oxide de carbone et acide carbonique. En absorbant celui-ci par une solution de potasse, le gaz oxide de carbone reste à l'état de pureté.

Propriétés. L'oxide de carbone est un gaz incolore, inodore et insipide, dont la densité est de 0,9670. Il est sans action sur la teinture de tournesol et impropre à la combustion comme à la respiration.

La chaleur et l'électricité ne font éprouver aucune altération à ce gaz; il en est de même de l'oxygène et de l'air à la température ordinaire. A une température élevée, il absorbe l'oxygène, se transforme en acide carbonique en donnant lieu à un dégagement de calorique et de lumière: c'est ce qu'on remarque en approchant une bougie allumée de ce gaz; il brûle en contact avec l'air, avec une belle flamme bleue claire, et le produit de la combustion trouble l'eau de chaux.

Le gaz oxide de carbone en brûlant, se combine avec la moitié de son volume de gaz oxigène, et fournit un volume égal au sien de gaz acide carbonique; on le prouve directement en faisant passer dans un eudiomètre, sur le mercure, 100 parties d'oxide de carbone et 200 d'oxigène; après l'inflammation, le volume est réduit à 250, et se trouve formé de 100 parties de gaz acide carbonique et de 150 d'oxigène en excès. Il s'ensuit des résultats de cette expérience, que le gaz oxide de carbone contient exactement la moitié du gaz oxigène qui entre dans l'acide carbonique, et que sa composition est facilement représentée par un volume de vapeur de carbone et un demi-volume de gaz oxigène. Or, le poids de la vapeur de carbone = 0,4219, celui de la moitié de la densité de l'oxigène = 0,5513, qui en somme forment 0,9732. Ce nombre se rapproche beaucoup de celui qui exprime la densité du gaz oxide de carbone telle qu'elle a été donnée par l'expérience.

Il résulte de ces considérations sur la composition de l'oxide de carbone, que ce gaz est formé en poids de:

Oxigène...	57,04	100	1 at. oxigène...	100,000
		ou	1 at. carbone...	76,438
Carbone...	42,96	75,33		
	<u>100,00</u>			

Sa formule est (C+O ou C)

Le gaz oxide de carbone a été découvert par Priestley. Ses propriétés et sa composition ont été reconnues en même temps par Cruickshank et par MM. Clément et Desormes. Il se forme dans toutes les circonstances où le charbon est calciné avec un oxide métallique réductible à une température élevée. Sa production a encore lieu lorsqu'une masse un peu considérable de charbon brûle à l'air; sa présence est signalée par l'apparition d'une flamme bleue claire.

Un autre composé de carbone et d'oxygène intermédiaire aux deux combinaisons que nous venons de faire connaître et renfermant une demi-proportion en plus d'oxygène que l'oxide de carbone ou $2\text{C} + 5\text{O}$ se rencontre tout formé dans le règne végétal et constitue un acide très-puissant qui a reçu le nom d'acide oxalique. Nous renvoyons son étude à celle des acides organiques.

Hydrogène et carbone.

L'hydrogène et le carbone s'unissent en un grand nombre de proportions, et produisent deux composés gazeux et huit à dix autres composés liquides ou solides, dont la plupart appartiennent à des corps organiques. Ces derniers ont reçu le nom de carbures d'hydrogène, tandis que les premiers sont distingués sous le nom de gaz hydrogène proto-carboné et gaz hydrogène deuto-carboné.

Gaz hydrogène proto-carboné ou demi-carboné.

Ce gaz se produit dans beaucoup de circonstances naturelles et artificielles. C'est un des produits de la décomposition des matières organiques, soit par le feu, soit par leur fermentation spontanée. On le trouve surtout dans la vase des marais et de toutes les eaux stagnantes, ce qui lui a fait donner le nom de *gaz hydrogène des marais*. Mais il ne se rencontre jamais pur; il est toujours mêlé avec l'acide carbonique et du gaz azote dont la proportion s'élève de 10 à 15 pour cent en volume. On le recueille facilement en plongeant dans l'eau des marais des flacons renversés remplis d'eau, dans le goulot desquels on a placé de larges entonnoirs. Lorsqu'on agite la vase avec un bâton, le gaz qui est retenu par les détritux des végétaux décomposés, se dégage et va se rendre dans les flacons.

Le gaz ainsi obtenu n'est point pur; il renferme, comme nous l'avons dit, du gaz azote et de l'acide carbonique; on lui enlève ce dernier en l'agitant avec un lait de chaux ou une solution de potasse. Quand à l'azote, on en détermine la quantité en brûlant une portion du gaz par de l'oxygène.

Aucun procédé ne permet d'obtenir ce gaz pur; celui qui provient de la décomposition des matières organiques par le feu est toujours mêlé d'hydrogène libre provenant de la décomposition d'une partie du gaz hydrogène carboné lui-même, et d'une certaine quantité d'oxide de carbone.

Propriétés. L'hydrogène proto-carboné est un gaz incolore, inodore, insoluble dans l'eau; sa densité est de 0,5590. Il brûle à l'air par l'approche d'une bougie allumée avec une flamme jaune pâle, en se transformant en eau et en acide carbonique. On détermine facilement les produits de sa combustion en mêlant une portion de ce gaz avec un excès de gaz oxygène dans l'eudiomètre à mercure et enflammant le mélange par l'étincelle électrique.

Cent volumes d'hydrogène proto-carboné exigent pour leur combustion complète 200 volumes de gaz oxygène, et il en résulte 100 volumes de gaz acide carbonique; si nous admettons avec M. Berzélius que ce dernier contient un volume d'oxygène et un demi-volume de vapeur de carbone; 100 volumes d'oxygène des 200 employés se retrouvent dans ce produit; les 100 autres volumes d'oxygène ont dû nécessairement se combiner avec 200 volumes d'hydrogène pour former de l'eau: d'où l'on peut conclure que 100 volumes d'hydrogène proto-carboné sont composés de 50 volumes de vapeur de carbone, et 200 volumes de gaz hydrogène contractés en 100 par l'effet de la combinaison.

Ou en termes plus simples qu'un volume d'hydrogène proto-carboné contient un demi-volume de vapeur de carbone et 2 volumes de gaz hydrogène, condensés en un seul volume. Ce qui établit pour sa composition en poids :

Hydrogène.....	24,83	4 at. hydrogène
		ou
Carbone.....	75,17	1 at. carbone
	100,00	

Sa formule = $(C + H^2)$.

Ce gaz se dégage naturellement du sein de la terre dans certains lieux et dans quelques circonstances. C'est à sa présence dans les mines de charbon de terre, et à son inflammation, lorsqu'il est mélangé avec l'air contenu dans les galeries, qu'on doit attribuer les accidens dont les mineurs étaient autrefois trop souvent victimes, mais dont aujourd'hui, grace aux ingénieuses recherches de sir Humphry Davy, il est facile de se préserver.

Gaz hydrogène deuto-carboné ou bi-carboné.

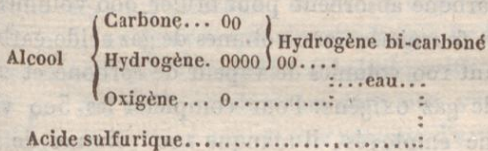
Ce gaz a d'abord été désigné sous le nom de *gaz oléfiant* par les chimistes hollandais qui l'ont découvert, parce qu'il est susceptible de former un composé d'aspect huileux, en réagissant sur le chlore. Il a été ensuite nommé *gaz hydrogène percarboné*, *gaz hydrogène deuto* ou *bicarboné*, à cause qu'il contient exactement une proportion double de carbone de celle qui existe dans le gaz précédent.

On ne le trouve point dans la nature. C'est un des résultats de l'action du feu sur la plupart des substances huileuses, grasses ou bitumeuses. En général les matières organiques qui contiennent beaucoup d'hydrogène et de carbone, telles que celles que nous avons indiquées ci-des-

sus, en fournissent une certaine quantité par l'action de la chaleur.

On le prépare dans les laboratoires en chauffant, dans une cornue munie d'un tube recourbé propre à recueillir les gaz, un mélange de quatre parties en poids d'acide sulfurique concentré, et d'une partie d'alcool à 36°. A l'aide d'une douce chaleur, l'acide sulfurique réagit sur une partie des élémens de l'alcool; il enlève à celui-ci tout son oxygène et une certaine quantité d'hydrogène dans les proportions nécessaires pour former l'eau, tandis que la portion d'hydrogène qui reste s'unit au carbone pour donner naissance à l'hydrogène deuto-carboné qui se dégage et qu'on recueille dans des flacons remplis d'eau. Mais sur la fin de l'opération, la réaction est différente; il se produit, par la décomposition réciproque de l'acide sulfurique et de l'hydrogène deuto-carboné, de l'eau, de l'acide sulfureux, de l'acide carbonique, et un dépôt de charbon qui reste dans la cornue et colore le liquide en noir en le rendant visqueux. On purifie le gaz obtenu en l'agitant avec une solution concentrée de potasse qui absorbe les produits étrangers qui peuvent s'y trouver.

La réaction peut être ainsi représentée :



Propriétés. L'hydrogène deuto-carboné est un gaz incolore, insipide, d'une odeur empyreumatique; sa densité est de 0,9852. Il est impropre à la combustion et à la respiration; mis en contact avec l'air et un corps enflammé, il brûle lentement avec une flamme blanche éclatante, en laissant déposer une suie noirâtre sur les parois des vases qui le renferment.

Exposé à l'action d'une chaleur rouge, il abandonne peu à peu son carbone en prenant un volume de plus en plus considérable, qui, lorsque la décomposition est complète, est double du volume primitif. Le fluide électrique agit de la même manière.

L'oxygène et l'air n'ont point d'action sur ce gaz à la température ordinaire, mais à une température élevée, ils le décomposent en le convertissant en eau et en acide carbonique. L'expansion est si subite et si forte dans cette décomposition, que souvent les vases où elle s'opère sont brisés, et on se trouverait exposé à de grands dangers si l'on ne prenait des précautions en entourant les vases avec un torchon plié en plusieurs doubles.

L'eau à la température ordinaire, d'après les expériences de M. Théodore de Saussure, peut dissoudre les $\frac{15}{100}$ de son volume de ce gaz.

La composition du gaz hydrogène deuto-carboné peut être facilement déterminée par les mêmes moyens analytiques que ceux que nous avons indiqués, c'est-à-dire par les résultats de sa combustion dans l'eudiomètre à mercure. L'expérience prouve que 100 volumes de gaz hydrogène deuto carboné absorbent pour brûler 300 volumes d'oxygène, et fournissent 200 volumes de gaz acide carbonique contenant 100 volumes de vapeur de carbone et 200 volumes de gaz oxygène. Pour compléter les 300 volumes d'oxygène employés, il manque 100 volumes de ce gaz qui, pour former de l'eau, ont dû se combiner avec 200 volumes hydrogène.

Ce résultat permet donc de conclure que 100 volumes de ce gaz sont formés de 100 volumes de vapeur de carbone et de 200 volumes d'hydrogène, ou un volume de vapeur de carbone et 2 volumes de gaz hydrogène condensés en un seul volume, ou en poids de :

Hydrogène....	14,20	2 at. hydrogène.
		ou
Carbone.....	85,80	1 at. carbone.
	100,00	

Sa formule est $=C+H$.

Le gaz hydrogène deuto-carboné, en raison de sa combustibilité et de l'intensité de la flamme qu'il produit en brûlant, est employé aujourd'hui avec avantage dans la plupart des grandes villes pour l'éclairage. Cette heureuse application est due à un ingénieur français nommé Lebon; mais ce n'est qu'en Angleterre où ce mode d'éclairage, pour les usages économiques, a reçu premièrement une véritable exécution en grand. Depuis il a été introduit en France. On le prépare pour cet usage en décomposant par le feu, dans des appareils distillatoires, ou la houille ou l'huile. Ces matières donnent entre autres produits une grande quantité de gaz hydrogène deuto-carboné; mais comme ce dernier est mêlé, lorsqu'on l'extrait de la distillation du charbon de terre, avec une huile bitumineuse, du gaz hydro-sulfurique, du gaz acide carbonique et du sous-carbonate et hydro-sulfate d'ammoniaque, on lui fait subir une épuration en le faisant passer à travers l'eau qui dissout les sels ammoniacaux, et ensuite dans de l'eau tenant de la chaux délayée qui absorbe les gaz hydro-sulfurique et carbonique. Lorsqu'il a été ainsi purifié, on le fait rendre par des tubes conducteurs dans une vaste cloche métallique placée dans une citerne remplie d'eau. C'est de ce réservoir, connu sous le nom de *gazomètre*, que le gaz sort par des tuyaux particuliers pour être livré à la consommation.

Le résidu de la distillation du charbon de terre forme le coke, dont on tire un parti avantageux comme combustible pour les usages ordinaires.

Dans la décomposition des huiles et des matières grasses

en général par le feu, le gaz hydrogène deuto-carboné qu'on obtient est beaucoup plus pur et n'a pas besoin de la même dépuration que celui extrait avec le charbon de terre.

Carbures d'hydrogène.

Un grand nombre de ces composés a été découvert. Ils sont ou gazeux, ou liquides, ou solides, et diffèrent par les proportions de carbone et d'hydrogène qui sont unies, ainsi que par leur condensation. Trois produits naturels nous présentent un exemple de ces carbures; ce sont la partie solide de l'essence de roses, l'essence de térébenthine et l'huile de naphte. Ces produits sont formés seulement d'hydrogène et de carbone dans les rapports où ils se trouvent dans l'hydrogène deuto-carboné.

Les produits artificiels analogues ont été remarqués par M. Faraday. Ils se forment par l'action du feu sur les matières huileuses, et existent à l'état de vapeur dans l'hydrogène deuto-carboné qui en provient. Ils peuvent en être séparés lorsqu'on réduit par la compression le gaz à la huitième partie de son volume. Cette observation a été faite d'abord dans les récipients métalliques où l'on comprime ce gaz pour le rendre portatif.

Le produit liquide qu'on obtient dans cette circonstance, incolore ou faiblement coloré, a une odeur d'huile brûlée; il contient, suivant M. Faraday, trois carbures qu'on isole à des températures différentes. Le premier se retire en distillant le liquide à la température de la main, et en condensant la vapeur qui en résulte dans un tube entouré de glace pilée et de sel marin. Il est liquide à -18 ; sa densité est de 0,627; il bout à quelques degrés au-dessus de 0 sous la pression moyenne, et se transforme en un gaz incolore combustible, d'une pesanteur spécifique égale à 1,9260.

Le second s'extrait du résidu qu'on porte à une température de $+ 80$ à $+ 90$. Il est mêlé de bi-carbure d'hydrogène. En refroidissant ce mélange à $- 18$, le bi-carbure se solidifie et l'autre carbure reste liquide en tenant en solution une petite quantité du premier. Le carbure, intermédiaire entre le premier et le bi-carbure, est désigné sous le nom de sesquicarbure d'hydrogène, mot qui exprime qu'il renferme une demi-proportion de carbone en plus que celui qui le précède. Il est incolore, liquide même à $- 18$; sa densité est de 0,860; il entre en ébullition à $+ 85^{\circ}$.

Le bi-carbure d'hydrogène est un liquide transparent, incolore, d'une odeur empyreumatique; sa densité est de 0,850; exposé à 0 il cristallise et se prend en une masse sèche, dure et cassante à $- 18$; son point de fusion est à $+ 5,5$; il bout à $+ 85,5$.

Dans ces trois composés distincts, les proportions du carbone sont entre elles comme 1, $1 \frac{1}{2}$, 2, ce qui justifie la dénomination qui leur a été donnée.

L'huile douce de vin obtenue par la réaction de l'acide sulfurique sur l'alcool est encore une carbure d'hydrogène à proportions définies; comme l'ont prouvé les dernières expériences de MM. Hennell et Sérullas.

Il en est de même de la substance blanche solide qu'on sépare par la distillation du goudron obtenu de la décomposition de la houille. Cette substance, qu'on a désignée sous le nom de naphthaline, parce qu'elle est identique avec celle fournie par la décomposition au feu de l'huile de naphte, est un vrai carbure d'hydrogène, renfermant plus de carbone que les précédents. Ce carbure est solide à la température ordinaire, d'une odeur légèrement aromatique; il est doux, onctueux au toucher, et cristallise en belles lames rhomboïdales par sublimation; exposé

à l'action du calorique, il fond à $+ 82$ et bout environ à $+ 200$.

L'analyse qui en a été faite par M. Faraday prouve qu'il est composé, sur cent parties de :

Carbone.....	93,76	5 at. carbone.
		ou
Hydrogène.....	6,24	4 at. hydrogène.
	100,00	

Sa formule = $C^5 H^4$.

Action de l'air sur le carbone.

Le carbone n'exerce aucune action sur l'air à la température ordinaire; celui qui provient des matières végétales, en raison de ses pores, en absorbe une certaine quantité, ainsi qu'une portion de la vapeur d'eau qu'il contient; mais on peut les dégager à l'aide de la chaleur.

Chauffé au rouge, en contact avec l'air, le charbon brûle en s'emparant de l'oxigène, et se transforme en gaz acide carbonique si l'air est en excès, et en gaz oxide de carbone si le carbone prédomine et si la température est élevée. C'est à la présence du gaz acide carbonique en certaine proportion dans l'air qu'il faut attribuer les asphyxies auxquelles se trouvent exposées les personnes qui respirent un air limité, où du charbon a brûlé pendant un certain temps. C'est pourquoi on ne saurait trop prendre de précaution pour laisser échapper les produits de cette combustion, en établissant des courans d'air partout où elle s'opère, afin d'éviter ces accidens qui se renouvellent malheureusement souvent par inadvertance.

Action de l'eau sur le carbone.

L'eau est sans action sur le carbone à la température ordinaire; mais à une température élevée, ses deux élémens

se séparent et s'unissent avec lui pour former du gaz hydrogène proto-carboné, du gaz acide carbonique ou du gaz oxide de carbone, selon que la chaleur est plus ou moins élevée.

On vérifie aisément ces résultats en plaçant dans un tube de porcelaine des fragmens de charbon calciné, et adaptant à l'une des extrémités une petite cornue contenant de l'eau, et à l'autre un tube recourbé qui s'engage sous des flacons remplis d'eau. Si, lorsque le tube est porté au rouge, on fait passer l'eau en vapeur à travers le charbon incandescent, elle est aussitôt décomposée, et les gaz qui en proviennent sont recueillis dans des flacons.

Les mêmes produits sont obtenus en jetant peu à peu de l'eau sur une masse de charbons ardents; mais comme ils se dégagent dans l'air, l'hydrogène proto-carboné et le gaz oxide de carbone qui ont été formés brûlent et contribuent à activer la combustion du charbon. On explique très-bien par là pourquoi les forgerons ont l'habitude de répandre de l'eau en petites quantités dans le foyer, lorsqu'ils veulent produire plus de chaleur.

De la combustion et de la théorie de la flamme.

On a donné le nom de *combustion* à ce phénomène, qui a lieu ordinairement avec dégagement de calorique et de lumière, et qui se produit lorsque les substances combustibles brûlent à l'air.

Pendant long-temps, on a ignoré la théorie de ce phénomène. On avait supposé que les corps contenaient un principe inflammable qu'ils laissaient dégager pendant qu'ils brûlaient, et c'est à ce principe que les anciens avaient donné le nom de *phlogistique*. Mais dès que la composition de l'air fut connue, on ne tarda pas à reconnaître quel rôle il jouait dans la combustion, et quelle part

active il y prenait. Lavoisier démontra , par une suite d'expériences exactes , que dans cet acte , l'oxygène de l'air s'unissait toujours aux corps pour les transformer en nouveaux produits , et que le calorique et la lumière qui se développaient à la suite de cette combinaison étaient le résultat du rapprochement des molécules qui se combinaient.

On peut donc , d'après ce que nous venons d'exposer , définir plus exactement la combustion des corps à l'air : un phénomène dans lequel l'oxygène se combine avec les corps. Or , comme dans la plupart des combinaisons chimiques il y a émission de calorique et de lumière , il est aisé de concevoir , jusqu'à un certain point , comment ces deux fluides sont dégagés pendant l'union des corps entre eux. Le calorique qui était répandu dans leurs molécules devient sensible lorsqu'elles se rapprochent , et peut à un certain degré devenir lumière.

Toutefois , la quantité de calorique et de lumière qui se dégage dans la production de ce phénomène dépend de plusieurs causes : de l'affinité du corps pour l'oxygène , de l'état du corps combustible , de celui de l'oxygène et de l'état du corps qui résultera de la combustion. Indépendamment de celles-ci , il faut aussi considérer la capacité pour la chaleur des corps mis en présence , et celle du composé qui en proviendra. Car il arrive souvent que les composés ont autant de capacité pour le calorique que leurs principes constituans ; dans ce cas , il n'est plus possible de se rendre compte du dégagement de calorique et de lumière , pendant la combustion , d'après la théorie admise depuis Lavoisier ; mais on en trouve aisément la cause dans l'état électrique différent des corps qui se combinent. Suivant M. Berzélius , au moment où deux corps s'unissent , ils sont dans deux états d'électricité opposés , et c'est à la combinaison de ces deux fluides , qui existaient

séparément dans les corps, qu'il faut attribuer la plus grande partie de la chaleur et de la lumière qui se dégage dans ce phénomène.

De la théorie de la flamme.

La flamme est une portion de la matière combustible qui a été vaporisée ou gazéifiée, et qui brûle au contact de l'air. L'intensité qu'elle présente dépend du produit résultant de la combustion. Lorsque ce produit est un gaz ou une vapeur, la flamme est peu intense, comme cela arrive dans la combustion du gaz hydrogène ou du soufre, tandis qu'elle est plus ou moins vive ou éclatante lorsque le phosphore ou le zinc brûlent. Dans ce dernier cas, l'acide phosphorique et l'oxide de zinc, qui proviennent de cette combustion, étant fixes, se précipitent dans l'intérieur de la flamme, acquièrent une haute température et deviennent eux-mêmes lumineux.

L'éclat de la flamme du gaz hydrogène bi-carboné, celle des matières huileuses ou grasses, est dû à une portion de carbone qui se précipite momentanément dans la flamme. On peut le prouver en plaçant dans leur cône de lumière un corps froid qui se recouvre aussitôt de noir de fumée.

Toute matière combustible, simple ou composée, ne peut être enflammée qu'après avoir été vaporisée ou gazéifiée, et portée à une certaine température, qui est différente, suivant la nature de la substance. Ainsi la combustion de l'huile, de la cire, du suif, ne peut avoir lieu qu'après les avoir assez échauffés pour les décomposer et les transformer en gaz combustible. Les mèches de coton dans les lampes, les bougies et les chandelles, ont une double fonction : elles déterminent l'ascension de la matière combustible entre l'intervalle de leurs filamens, et occasionent, par la chaleur qui se développe par leur

combustion, la décomposition de l'huile ou du suif liquéfié qui s'y trouve.

Si l'on examine attentivement la flamme d'une bougie ou d'une chandelle, on y remarque plusieurs divisions inégales, parmi lesquelles on peut en distinguer quatre. La planche IV, figure 3, donne une représentation exacte de la flamme d'une chandelle abandonnée à elle-même. On aperçoit d'abord à sa base une petite partie d'un bleu clair (*o o*), qui s'amincit à mesure qu'elle s'éloigne de la mèche, et se confond avec la surface extérieure de la flamme là où elle s'élève verticalement. Au milieu de la flamme, est un espace obscur qu'on distingue aisément au travers de l'enveloppe brillante qui l'entoure. Cet espace renferme les gaz émanés de la mèche, qui, n'étant pas en contact avec l'air, ne peuvent brûler. Autour de cet espace est la partie brillante de la flamme (*a*), ou la flamme proprement dite; enfin, au-dehors de celle-ci, en regardant avec attention, on aperçoit une dernière enveloppe (*b*) peu lumineuse; c'est dans cette partie extérieure que la combustion du gaz s'achève, et que la chaleur est le plus intense. On le vérifie aisément en plongeant un fil fin de platine dans les diverses enveloppes de la flamme; l'endroit où l'ignition du métal est la plus vive se trouve situé sur les confins de la flamme brillante, et dans l'enveloppe la plus extérieure.

On arrive à cette connaissance des diverses parties de la flamme, en la coupant par une toile fine en fil de laiton. La section qui s'opère démontre que la partie la plus intérieure de la flamme est obscure et nullement lumineuse, tandis que les parties qui l'entourent sont en pleine combustion.

La flamme des matières combustibles ne peut subsister que sous une certaine température; dès qu'elle éprouve une cause quelconque de refroidissement, elle s'éteint.

C'est ce qui arrive en effet lorsqu'on souffle une chandelle allumée ; l'air froid qu'on dirige sur la flamme , soit avec la bouche , soit de tout autre manière , en abaisse assez la température pour que le mélange du gaz avec l'air ne puisse plus brûler.

Les corps solides , plus ou moins bons conducteurs , mis en contact immédiat avec la flamme , absorbent assez de calorique pour arrêter la combustion des parties du gaz qui ont été touchées par eux. C'est ce qui résulte d'une expérience de Davy. Lorsqu'on cherche à faire passer la flamme d'une matière peu combustible telle que celle du gaz hydrogène proto-carboné , à travers un tube étroit de verre d'un septième de pouce de diamètre , le refroidissement que détermine le contact des parois suffit pour empêcher toute communication de la flamme à travers le tube. L'effet est mieux marqué lorsqu'on fait usage de tubes métalliques , meilleurs conducteurs de la chaleur que le verre. Une plaque mince de métal percée de petits trous , ou un tissu métallique empêchent aussi , par les mêmes raisons , la flamme de se transmettre.

Ces premières observations ont été la source d'une découverte aussi importante que brillante. C'est sur ce principe qu'est fondée la lampe de sûreté des mineurs , inventée par Davy , et qu'on emploie avec le plus grand succès dans l'exploitation des mines de houille , pour s'opposer à l'inflammation du gaz hydrogène carboné qui s'en dégage.

Les accidens nombreux qui arrivaient dans certaines mines de charbon de terre étaient dus à l'explosion de ce gaz mêlé à l'air , dont les suites occasionaient la mort d'un grand nombre d'ouvriers , et les amis de l'humanité désiraient ardemment voir un terme à ce fléau dévastateur , quand on se rappelle qu'en Angleterre (en 1815) cent un ouvriers mineurs périrent en moins d'un instant ; et l'on peut se faire une idée de la misère où ce terrible accident

vint plonger plus de trois cents individus composant leurs malheureuses familles.

En partant des expériences sur la non transmission de la flamme à travers les tissus métalliques, Davy eut l'heureuse idée d'entourer, de toutes parts, une lampe ordinaire d'une cage cylindrique formée par un tissu métallique. On conçoit, d'après ce que nous avons exposé plus haut, que le gaz mêlé à l'air pourra s'introduire à travers les mailles du tissu, dans l'intérieur de la lampe, s'enflammer par le contact de la flamme, mais jamais la combustion ne pourra se propager au-dehors. C'est ce que l'on peut facilement vérifier en plongeant une semblable lampe allumée dans une atmosphère de gaz hydrogène proto-carboné mêlé de 7 à 8 parties d'air. La flamme met le feu au gaz qui pénètre dans l'intérieur de la cage, mais il n'y a aucune inflammation dans les portions extérieures.

Ces lampes, qu'on désigne à cause de cette propriété sous le nom de *lampe de sûreté*, sont formées (voyez planche IV, fig. 4) : 1° d'un réservoir A en laiton, contenant l'huile, percé d'un trou très-étroit près du portemèche, et qui laisse glisser à frottement un fil recourbé en haut pour ajuster et disposer convenablement la mèche ; 2° d'une cage cylindrique B, formée par une toile métallique en fils de fer de $\frac{1}{4}$ de pouce diamètre, ayant environ 625 ouvertures par pouce carré ; elle porte une double toile métallique à son sommet et se visse très-exactement sur le réservoir à l'huile (voyez fig. 5). Les avantages de pareilles lampes pour le travail des mineurs sont faciles à concevoir.

Un autre résultat non moins curieux qu'important a été découvert aussi par Davy, dans ses recherches sur la flamme et sur le degré de combustibilité des mélanges d'air et de gaz de houille. Il reconnut qu'en plongeant dans ce mélange explosif un fil de platine de $\frac{1}{60}$ de pouce de dia-

mètre et rouge de feu, il se maintenait à cet état pendant plusieurs minutes, par suite de la combustion sans flamme qui avait lieu autour de lui. Le même effet se produit en portant le même fil, rouge de chaleur, dans un mélange de vapeur combustible et d'air. On constate facilement cette propriété en mettant dans un verre quelques gouttes d'éther, et plongeant dans le mélange de sa vapeur avec l'air un fil de platine chauffé, semblable au premier. On remarque qu'il devient rouge-blanc et se maintient à cette température tant qu'il se trouve dans le verre une quantité suffisante de vapeur et d'air.

C'est d'après ce principe que Davy a disposé au-dessus de la mèche de la lampe des mineurs une spirale en fil de platine qui peut, dans certains cas, rester rouge, bien que la flamme s'éteigne et produise assez de clarté pour guider l'ouvrier dans l'obscurité.

On démontre encore cette propriété en fixant à la mèche d'une lampe à esprit de vin, un fil de platine de $\frac{1}{100}$ de pouce de diamètre, tourné en spirale, dont la moitié s'enroule autour de la mèche, et l'autre s'élève au-dessus d'elle. (*Voyez* planche IV, fig. 6.) Si après avoir allumé la lampe pendant quelques momens pour échauffer et faire rougir le platine, on souffle la flamme, le fil reste rouge de feu sans produire de flamme, et conserve cette température tant que la mèche plonge dans l'alcool. On donne à cette lampe particulière le nom de *lampe sans flamme*; elle peut servir de veilleuse au besoin, et la clarté que répand le fil de platine est suffisante pour faire apercevoir l'heure, pendant la nuit, sur une montre qu'on en approcherait.