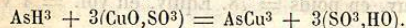


réaction a été employée pour reconnaître l'hydrogène arsénié dans les recherches de médecine légale (M. Lassaigne).

Il est absorbé par le sulfate de cuivre, qui est changé en arséniure. On tire parti de cette propriété pour connaître son degré de pureté, car il renferme toujours de l'hydrogène :



Analyse. — On analyse l'hydrogène arsénié en chauffant ce gaz avec des métaux, tels que le potassium, le sodium, l'étain, qui se combinent avec l'arsenic et mettent l'hydrogène en liberté.

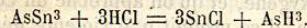
On reconnaît, par l'expérience, qu'un volume d'hydrogène arsénié contient un volume et demi d'hydrogène. En retranchant de la densité de l'hydrogène arsénié 2,6950, une fois et demie la densité de l'hydrogène 0,1038, le reste 2,5912 donne la quantité de vapeur d'arsenic contenue dans un volume d'hydrogène arsénié. Ce dernier nombre est le quart de la densité de la vapeur d'arsenic, représentée par 10,37 (M. Mitscherlich).

Un volume d'hydrogène arsénié contient donc un volume et demi d'hydrogène et un quart de volume de vapeur d'arsenic.

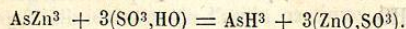
La formule AsH^3 représente un volume de vapeur d'arsenic et 6 volumes d'hydrogène, ou 4 volumes d'hydrogène arsénié.

Préparation. — On prépare l'hydrogène arsénié par les procédés suivants :

1° En traitant un alliage d'arsenic et d'étain par l'acide chlorhydrique :



2° En attaquant un alliage d'arsenic et de zinc par l'acide sulfurique hydraté :



L'alliage de zinc et d'arsenic qui sert à cette préparation peut être obtenu facilement, en fondant dans une cornue de grès des quantités égales de zinc granulé et d'arsenic en poudre. Pour produire l'hydrogène arsénié, on attaque l'alliage par de l'acide sulfurique étendu de trois fois son poids d'eau (M. Soubeiran). L'appareil dont on se sert est celui que nous employons pour la préparation du gaz hydrogène.

3° En mettant une dissolution arsénieuse en présence de l'hydrogène à l'état naissant.

Le gaz préparé par ces différentes méthodes n'est pas pur ; il renferme toujours une certaine quantité d'hydrogène libre.

L'hydrogène arsénié étant un des gaz les plus délétères que l'on connaisse, on ne saurait prendre trop de précautions en le préparant ; la plus légère fuite dans l'appareil deviendrait dangereuse pour l'opérateur.

L'hydrogène arsénié, dont nous venons de parler, correspond au phosphure d'hydrogène gazeux, PH^3 . On a signalé une autre combinaison d'arsenic et d'hydrogène, solide, qui aurait pour formule As^2H , et qui, par suite, serait analogue à l'hydrogène phosphoré solide.

On l'obtient quand on décompose par l'eau l'arséniure de potassium, ou encore quand on se sert, comme électrode négative dans la décomposition de l'eau, d'un barreau d'arsenic métallique.

Cet arséniure solide d'hydrogène se décompose, sous l'influence de la chaleur, en arsenic et en hydrogène. Chauffé au contact de l'air, il s'enflamme.

Chlorure d'arsenic. AsCl^3 .

Équivalent = 181,5.

Ce composé est liquide, plus lourd que l'eau ; il bout à 132° ; il est très-vénéneux ; l'eau le décompose en acide arsénieux et en acide chlorhydrique : $\text{AsCl}^3 + 3\text{HO} = \text{AsO}^3 + 3\text{HCl}$.

Avec une très-petite quantité d'eau, il donne un oxychlorure d'arsenic hydraté.

Sa densité de vapeur est 6,3.

On obtient le chlorure d'arsenic en faisant passer un courant de chlore sec sur de l'arsenic. On emploie le même appareil que pour la préparation du protochlorure de phosphore.

L'affinité du chlore pour l'arsenic est telle, que ce dernier corps s'enflamme lorsqu'on le jette dans un flacon rempli de chlore sec.

On ne connaît pas jusqu'à présent de chlorure d'arsenic correspondant à l'acide arsénique.

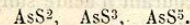
La formule AsCl^3 correspond à 4 volumes ; car 1 volume de chlorure d'arsenic contient :

1 vol. vapeur d'arsenic.....	2,60
1 $\frac{1}{2}$ vol. de chlore.....	3,66
Total.....	6,26

La densité théorique est 6,30.

COMBINAISONS DE L'ARSENIC AVEC LE SOUFRE.

L'arsenic peut, comme le phosphore, se combiner avec le soufre en plusieurs proportions. On connaît les sulfures d'arsenic :



Nous ne parlerons que du bisulfure et du trisulfure d'arsenic, qui sont les plus importants.

Bisulfure d'arsenic (réalgar). AsS^2 .

Le réalgar existe dans la nature ; on le trouve en Transylvanie, cristallisé en prismes rhomboïdaux obliques. Il est d'un beau rouge brun, insoluble dans l'eau.

Ce sulfure doit être considéré comme un sulfacide; il s'unit facilement aux sulfures alcalins pour former des sulfofels. Il se volatilise sous l'influence de la chaleur sans se décomposer. Chauffé à l'air, il brûle en donnant de l'acide sulfureux et de l'acide arsénieux.

Le réalgar peut être préparé artificiellement en chauffant un mélange de 1 équivalent d'arsenic et de 2 équivalents de soufre, ou bien un mélange de 2 équivalents d'acide arsénieux et de 7 équivalents de soufre : $2AsO^3 + 7S = 2AsS^2 + 3SO^2$. On le purifie ensuite par distillation.

Il est employé en peinture et en pyrotechnie; mélangé avec de l'azotate de potasse et du soufre, il forme le *feu indien*.

Trisulfure d'arsenic (orpiment). AsS^3 .

Ce sulfure correspond par sa composition à l'acide arsénieux AsO^3 . Il se rencontre dans la nature en beaux cristaux jaune clair; sa forme est celle d'un prisme oblique. Il est presque toujours mêlé d'acide arsénieux.

Chauffé en vase clos, il commence par fondre, et se sublime ensuite.

Chauffé au contact de l'air, il brûle avec une flamme pâle, et se transforme en acide sulfureux et en acide arsénieux. L'acide azotique et l'eau régale le décomposent.

Le trisulfure d'arsenic est un sulfacide très-puissant; il se combine avec tous les sulfures alcalins, se dissout dans les alcalis fixes, dans l'ammoniaque, et chasse par l'ébullition l'acide carbonique des carbonates alcalins, en produisant des sulfofels et des arsénites.

L'orpiment préparé par voie sèche est insoluble dans l'eau; il s'y dissout en petite quantité lorsqu'il a été préparé par voie humide; il est beaucoup moins vénéneux que l'acide arsénieux: aussi a-t-on proposé d'employer les dissolutions d'acide sulfhydrique pour combattre les empoisonnements produits par l'acide arsénieux.

Préparation. — On obtient le trisulfure d'arsenic: 1° en distillant un mélange d'arsenic ou d'acide arsénieux et de soufre; 2° en faisant passer un courant d'acide sulfhydrique dans une dissolution d'acide arsénieux.

Usages. — L'orpiment et le réalgar sont employés comme substances colorantes dans l'impression sur toiles; on les fait dissoudre dans l'ammoniaque, qui, en s'évaporant, les laisse déposer avec leur couleur première.

RECHERCHE DE L'ACIDE ARSÉNIEUX

DANS LES CAS D'EMPOISONNEMENT.

La recherche de l'acide arsénieux dans les cas d'empoisonnement est une des questions les plus graves de la médecine légale, car le nombre des empoisonnements dus à l'acide arsénieux est assez considérable. Les développements que nous donnons ici indiqueront la marche à suivre dans les expertises chimiques relatives à des empoisonnements de ce genre.

On retrouve quelquefois l'acide arsénieux à l'état de liberté, soit dans les aliments dont l'ingestion a produit l'empoisonnement, soit dans les matières vomies, dans les selles, dans les replis de l'estomac ou dans le canal intestinal.

Souvent il faut chercher l'acide arsénieux dans les divers organes de l'économie animale où il a été porté par l'absorption; ce dernier cas se présente quand la mort a suivi l'empoisonnement, lorsque le cadavre a été inhumé et a séjourné dans la terre.

Lorsque l'acide arsénieux sous forme d'une poudre blanche est simplement mêlé à des matières solides ou liquides, on peut en général l'en séparer par des moyens mécaniques, par des lavages ou par l'emploi de réactifs très-simples.

Le corps que l'on extrait ainsi est considéré comme de l'acide arsénieux, lorsqu'il présente les propriétés suivantes :

1° Mêlé avec du charbon dans un petit tube étroit en *ab* (fig. 96), et chauffé à la lampe à alcool, il produit de l'arsenic qui se sublime en *c* sous la forme d'un anneau miroitant, d'un aspect métallique.

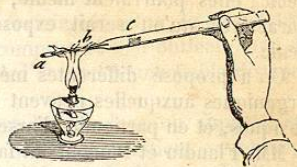


Fig. 96.

2° Le sublimé arsenical, projeté sur des charbons ardents, répand une odeur alliécée tellement caractéristique, qu'elle permet de reconnaître les plus faibles quantités d'arsenic.

3° L'anneau sublimé se dissout sans coloration dans l'acide azotique mêlé d'une trace d'acide chlorhydrique, et, en évaporant la liqueur, on reconnaît que le produit de l'évaporation est solide, blanc, déliquescent, et que sa dissolution aqueuse forme avec l'azotate d'argent légèrement ammoniacal un précipité rouge-brique d'arséniate d'argent.

4° L'acide sulfhydrique forme, au bout de quelque temps, dans la dissolution précédente, un précipité jaune, floconneux, de pentasulfure d'arsenic (AsS^5) soluble sans coloration dans l'ammoniaque.

Les acides, et particulièrement l'acide chlorhydrique en excès,

séparent de cette dissolution ammoniacale le sulfure d'arsenic sous la forme d'un précipité jaune.

5° On peut décomposer ce sulfure et en retirer l'arsenic métallique, soit en le mêlant avec de la soude et le chauffant au rouge dans un courant d'hydrogène, soit en le calcinant avec un peu de chaux vive dans un petit tube fermé par un bout. La chaux s'empare du soufre, et l'arsenic se volatilise de nouveau en formant un anneau d'un aspect métallique.

6° L'anneau arsenical, chauffé dans un tube ouvert aux deux bouts et légèrement incliné, se déplace par la chaleur, et le courant d'air qui traverse le tube le transforme en une poudre blanche cristalline, dans laquelle on distingue à la loupe de petits octaèdres d'acide arsénieux. Cette poudre, dissoute dans quelques gouttes d'acide chlorhydrique, donne avec l'hydrogène sulfuré un précipité jaune de sulfure d'arsenic (AsS^3), dont on peut retirer de nouveau l'arsenic métallique par les méthodes que nous venons d'indiquer.

7° Le sulfate de cuivre légèrement ammoniacal forme dans la dissolution chlorhydrique d'acide arsénieux un précipité vert (vert de Scheele).

Lorsque l'acide arsénieux a été absorbé par les organes et ne peut être séparé mécaniquement des matières organiques, il est indispensable de détruire complètement ces matières, parce qu'elles masqueraient les réactions propres à faire reconnaître l'arsenic; elles pourraient même, dans quelques cas, présenter des caractères qu'on serait exposé à confondre avec ceux de l'arsenic.

On a proposé différentes méthodes pour détruire les matières organiques auxquelles peuvent se trouver mêlées des substances toxiques, et en particulier l'arsenic.

MM. Flandin et Danger ont fait connaître un procédé qu'ils ont appliqué à la recherche de tous les métaux toxiques. Ce procédé consiste à faire chauffer les matières organiques avec le quart environ de leur poids d'acide sulfurique pur et concentré. Il est bon de faire cette opération dans une cornue de verre munie d'un récipient; il peut arriver, en effet, que de petites quantités de composés arsenicaux se volatilisent à la température nécessaire pour chasser l'excès d'acide sulfurique, surtout si le mélange renferme une certaine quantité de chlorures qui pourraient former du chlorure d'arsenic. On recherche ensuite l'arsenic dans le liquide du récipient. Les matières sont ainsi réduites en un charbon noir, sec et friable, qu'on traite, après l'avoir pulvérisé, par de l'acide azotique mêlé d'une très-petite quantité d'acide chlorhydrique, afin de transformer l'arsenic, à quelque état qu'il se trouve dans le charbon, en acide arsénique. On évapore le mélange à sec, et l'on reprend le résidu par l'eau.

Le procédé de MM. Flandin et Danger est celui que l'on emploie

le plus souvent. Cependant, lorsqu'on doit rechercher l'arsenic dans une masse considérable de matières animales, et surtout lorsque ces matières renferment beaucoup de graisse, il est préférable de les traiter par l'eau régale dans une grande cornue de verre; l'arsenic passe ainsi à l'état de chlorure d'arsenic, que l'on recueille dans de l'eau (MM. Malaguti et Sarzeaud).

Après avoir carbonisé les matières organiques, il faut soumettre la dissolution qui contient l'acide arsénique aux réactions les plus propres à caractériser la matière toxique. On pourrait arriver à ce résultat en soumettant directement la dissolution arsenicale à l'action des réactifs; mais il est préférable de l'essayer au moyen de l'appareil imaginé par Marsh, chimiste anglais.

Appareil de Marsh.

Le principe de l'appareil de Marsh, qui sert à reconnaître dans une liqueur les plus faibles quantités d'un composé arsenical (jusqu'aux millièmes), repose sur la propriété que possède l'hydrogène naissant de réduire l'acide arsénieux ou l'acide arsénique, et de transformer ces acides en eau et en hydrogène arsénié.

Lorsqu'on enflamme ce gaz qui se dégage par l'orifice d'un tube effilé, et qu'on interpose dans la flamme un corps froid, tel qu'une soucoupe de porcelaine, l'hydrogène brûle seul, et l'arsenic, devenu libre, se dépose sur la porcelaine sous forme de taches noires ou brunes, d'un aspect métallique.

En chauffant au rouge, sur une certaine étendue, le tube à travers lequel passe le gaz, on le décompose et l'on obtient aussi de l'arsenic, qui se dépose sous forme d'anneau à une faible distance de la partie chauffée.

Lorsqu'on brûle le gaz au contact de l'air dans un appareil qui permet de recueillir les produits de la combustion, on obtient, d'une part, de l'acide arsénieux solide, et de l'autre de l'acide arsénieux dissous dans l'eau qui provient de la combustion de l'hydrogène arsénié.

Les diverses modifications qu'on a fait subir à l'appareil proposé par Marsh ont eu pour objet de recueillir l'arsenic sous forme d'anneau, ou à l'état d'acide arsénieux solide, ou en dissolution.

Nous décrirons d'abord l'appareil dans lequel on recueille l'arsenic sous forme d'anneau, en suivant les indications données par une commission de l'Académie des sciences, composée de MM. The-nard, Dumas, Boussingault et Regnault, rapporteur (*fig. 97*).

Cet appareil se compose d'un flacon *a* dont le col est fermé par un bouchon percé de deux trous; dans le premier s'engage un tube droit *b* de 1 centimètre de diamètre, et dans l'autre se trouve un tube *c*, courbé à angle droit, qui communique avec un tube plus large contenant de l'amiant ou du coton. A l'extrémité de ce dernier tube se trouve un tube de verre peu fusible, de 2 à

3 millimètres de diamètre intérieur; ce tube est enveloppé d'une feuille de clinquant sur une longueur d'environ 1 décimètre.

Le flacon *a* doit être assez grand pour contenir toute la liqueur à essayer, et laisser encore un vide du cinquième environ de la capacité totale. Le tube qui contient l'amiant est destiné à retenir le sulfate de zinc qui pourrait être entraîné par le dégagement

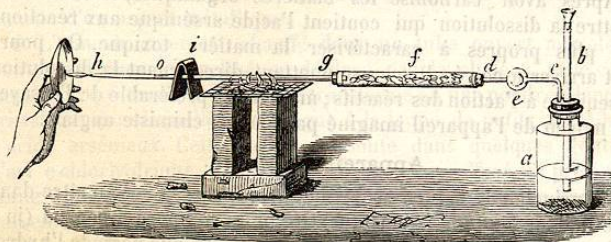


Fig. 97.

d'hydrogène, et réduit ensuite dans le tube *gh* en formant des taches métalliques semblables à celles de l'arsenic.

Lorsque l'appareil est ainsi disposé, on introduit dans le flacon quelques lames de zinc pur, on recouvre de l'eau le métal, et l'on verse dans le flacon une petite quantité d'acide sulfurique pur au moyen du tube *b*. Quand l'air contenu dans l'appareil a été chassé par l'hydrogène, on peut chauffer au rouge la partie du tube *gi* qui a été recouverte de clinquant.

Cette opération préliminaire, qu'il faut prolonger pendant une demi-heure au moins, et qui a pour but de démontrer la pureté du zinc et de l'acide sulfurique employés, ne doit laisser aucune tache dans le tube, si les réactifs sont purs. Alors on introduit dans le flacon le liquide à essayer, en ayant soin de le verser assez lentement par le tube *b* pour ne pas entraîner d'air, qui formerait avec l'hydrogène un mélange détonant.

Lorsque le liquide est arsenical, on voit presque immédiatement de l'arsenic se déposer dans la partie du tube *ih*.

On a eu soin de placer un petit écran métallique pour empêcher le tube de s'échauffer à une distance trop grande de la partie entourée de charbon.

Lorsque l'on a obtenu, au moyen de l'appareil de Marsh, un anneau métallique, il faut soumettre cet anneau à une série d'épreuves, afin de constater qu'il possède bien les caractères de l'arsenic.

On doit d'abord s'assurer, comme nous l'avons déjà dit, que cet anneau est volatil, qu'il se déplace facilement par une faible chaleur, et que, chauffé dans un tube ouvert aux deux bouts, il blanchit en se transformant en acide arsénieux qui lui-même est volatil.

On doit, en outre, traiter cet acide arsénieux par l'acide azotique pour le transformer en acide arsénique, et former au moyen de l'azotate d'argent un précipité rouge-brique d'arséniate d'argent, dont la couleur est caractéristique.

L'arséniate d'argent peut lui-même régénérer de l'arsenic métallique, lorsqu'on le chauffe dans un tube de verre avec du flux noir. L'arsenic jeté sur des charbons allumés répand une odeur alliécée.

L'appareil de Marsh, disposé comme nous l'avons indiqué, donne des résultats d'une grande netteté, qui suffisent pour constater la présence de l'arsenic. Cependant quelques chimistes, et principalement Orfila, jugent utile de produire des taches arsenicales indépendamment de l'anneau. Ces taches peuvent être formées sans que l'on démonte l'appareil. Il suffit de laisser refroidir le tube *gi* et d'enflammer ensuite le gaz à l'extrémité effilée *h* du tube. En plaçant dans le

jet enflammé une assiette ou une soucoupe de porcelaine, on refroidit la flamme; l'hydrogène seul brûle, tandis que l'arsenic se dépose sur la porcelaine et y forme des taches miroitantes dont on augmente à volonté le nombre et l'étendue.

Dans le principe, l'appareil de Marsh se composait d'un simple flacon à hydrogène *A*, portant un tube de dégagement effilé *C* (fig. 98). Cet appareil *a* été complètement

abandonné, parce qu'il ne présentait aucune certitude dans les recherches de médecine légale.

En effet, comme nous l'avons déjà dit, l'hydrogène entraîne avec lui de petits globules du liquide d'où il se dégage. Ce liquide contient du sulfate de zinc, qui, se trouvant réduit dans la flamme, pourrait déterminer sur la soucoupe la formation d'un enduit brun. Dans le cas où le liquide renfermerait quelque matière organique, il serait à craindre que du charbon vienne noircir également la soucoupe. Ces dépôts pourraient, entre des mains peu exercées, faire croire à la présence de l'arsenic.

On remarquera en outre que des corps autres que l'arsenic, et notamment l'antimoine, peuvent se combiner avec l'hydrogène et se séparer de cette combinaison dans les mêmes conditions que l'arsenic;

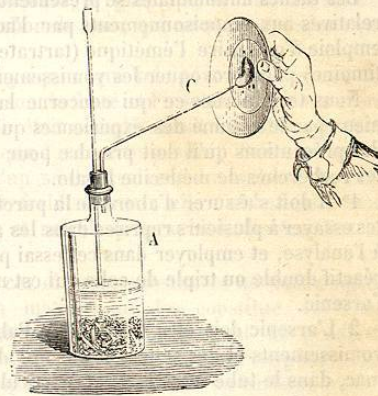


Fig. 98.

il est donc essentiel d'examiner avec soin l'anneau et d'observer si les taches supposées arsenicales ne seraient pas des taches antimoniales. On reconnaît celles-ci d'après les caractères suivants :

L'antimoine sous la forme d'anneau ou de tache ne se déplace pas par la chaleur aussi facilement que l'arsenic.

L'antimoine, chauffé au contact de l'air, se transforme en une matière blanche presque insoluble, qui est beaucoup moins volatile que l'acide arsénieux.

L'anneau antimonial, traité par l'acide azotique, donne de l'acide antimonique, qui est insoluble dans l'eau et ne produit pas de précipité rouge-brique avec l'azotate d'argent.

Enfin les hypochlorites alcalins très-étendus d'eau font disparaître les taches arsenicales, et n'agissent que très-lentement sur les taches d'antimoine.

Les taches antimoniales se présentent souvent dans les recherches relatives aux empoisonnements par l'acide arsénieux, parce qu'on emploie d'ordinaire l'émétique (tartrate double de potasse et d'antimoine) pour provoquer les vomissements.

Nous terminerons ce qui concerne la recherche de l'acide arsénieux par le résumé des expériences qu'un expert doit exécuter, et des précautions qu'il doit prendre pour caractériser l'arsenic dans les recherches de médecine légale.

1° Il doit s'assurer d'abord de la pureté des réactifs qu'il emploie ; les essayer à plusieurs reprises dans les appareils mêmes qui servent à l'analyse, et employer dans cet essai préliminaire une quantité de réactif double ou triple de celle qui est nécessaire pour caractériser l'arsenic.

2° L'arsenic doit être recherché d'abord dans les matières des vomissements et des selles, et ensuite dans les urines, dans l'estomac, dans le tube intestinal, et particulièrement dans le foie. C'est surtout dans cet organe qu'on trouve l'acide arsénieux, ainsi que l'ont prouvé les importantes recherches de MM. Flandin et Danger.

3° L'expert devra apporter un grand soin à la combustion ou à la carbonisation des matières organiques, dont la présence nuit toujours à la netteté des réactions propres à déceler l'arsenic.

4° L'anneau métallique, les taches arsenicales, l'acide arsénieux, sec ou en dissolution, doivent être soumis à toutes les réactions que nous avons indiquées précédemment : *l'expert ne doit en oublier aucune.*

Il doit craindre surtout de prendre pour une tache d'arsenic une tache qui serait produite par l'antimoine.

Ce que nous disons pour l'antimoine s'applique aussi au zinc, aux composés sulfurés ou à un produit organique incomplètement brûlé, dont les taches pourraient être confondues avec celles de l'arsenic, et induire l'expert en erreur.

CARBONE. C.

Équivalent en poids = 6. Équiv. en vol. = 1 vol.

Propriétés du carbone. — Le carbone est solide, inodore, insipide, infusible et fixe aux plus hautes températures qu'on puisse atteindre dans les fourneaux. D'après les expériences de M. Despretz, le charbon, soumis à l'action d'une pile très-énergique, peut cependant être partiellement fondu et volatilisé ; le carbone fondu est une matière d'un gris noirâtre analogue au graphite, et ses vapeurs se condensent sous la forme d'une poussière noire.

Plusieurs des propriétés physiques du carbone sont éminemment variables, telles sont la couleur, l'éclat, la dureté, la densité, la sonorité, la faculté de conduire la chaleur et l'électricité ; aussi pourrait-on être porté à considérer comme des corps appartenant à des espèces différentes le diamant, le graphite, le noir de fumée, l'anthracite, le coke, le charbon de bois, qui ne sont cependant que des variétés du carbone.

Les seules propriétés physiques qui soient communes aux diverses variétés de carbone sont la fixité et l'insolubilité. Nous avons dit, en effet, que le carbone était complètement infusible aux températures les plus élevées que l'industrie produit dans ses foyers. De même on ne connaît qu'un seul dissolvant du carbone, la fonte de fer en fusion ; par le refroidissement, elle l'abandonne sous forme de lamelles opaques et noires de graphite, disséminées au milieu de sa masse.

L'examen chimique de ces diverses substances ne laisse aucun doute sur l'identité de la matière qui les constitue. En effet, 6 grammes de chacune de ces matières donnent 22 grammes d'acide carbonique, en brûlant dans un excès d'oxygène, sans aucun autre produit. C'est le caractère essentiel du carbone pur.

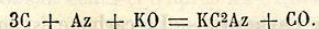
Le carbone brûle d'autant mieux dans l'oxygène et dans l'air qu'il est plus léger ; toutefois, dans un courant d'oxygène pur et sous l'influence d'une température élevée, le charbon le plus dense et le plus dur, qui est le diamant, brûle avec facilité.

L'oxygène n'est pas le seul corps avec lequel le carbone puisse s'unir directement. Lorsqu'on fait passer du soufre en vapeur sur du charbon incandescent, il se forme du sulfure de carbone, composé tout à fait comparable pour sa composition à l'acide carbonique, car de même que $C + 2O = CO_2$, $C + 2S = CS_2$.

L'hydrogène peut se combiner directement avec le carbone sous l'influence de l'électricité. Lorsqu'on fait jaillir l'étincelle d'une forte pile entre deux cônes de charbon dans une atmosphère d'hydrogène, il se produit un carbure d'hydrogène, l'acétylène, C_2H_2 (M. Berthelot).

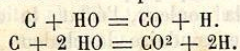
L'azote s'unit encore au carbone en présence des alcalis. Lors-

qu'on fait passer un courant de ce gaz sur du charbon imprégné de potasse et porté au rouge, il se forme du cyanogène C^2Az qui se combine au potassium :



Les autres métalloïdes ne se combinent pas directement avec le carbone.

Le carbone, ayant beaucoup d'affinité pour l'oxygène, pourra enlever cet oxygène à beaucoup de composés qui en renferment. Ainsi, il pourra décomposer l'eau à la chaleur rouge, en produisant de l'hydrogène et de l'acide carbonique ou de l'oxyde de carbone, suivant les conditions de l'expérience :



Le plus souvent les deux réactions ont lieu simultanément. On réalise cette expérience, ou bien en faisant passer un courant de vapeur d'eau sur des fragments de braise, chauffés au rouge dans un tube de porcelaine, ou plus simplement encore, en introduisant rapidement des charbons bien allumés sous une cloche pleine d'eau.

La formation, dans ces conditions, de gaz combustibles, tels que l'hydrogène et l'oxyde de carbone, explique comment il se fait qu'une petite quantité d'eau, projetée sur un foyer bien allumé, en augmente l'intensité, au lieu de la diminuer.

L'acide sulfurique est également réduit par le carbone à la température d'ébullition de cet acide; il se forme de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique, $2(SO^3HO) + C = 2SO^2 + CO^2 + 2HO$. Nous avons utilisé cette réaction pour la préparation de l'acide sulfureux en dissolution.

L'acide phosphorique, l'acide arsénieux, sont de même réduits par le carbone. Cette substance décompose aussi l'acide azotique et les azotates.

Les oxydes métalliques, chauffés avec du charbon, sont généralement réduits; il y a formation d'oxyde de carbone si l'oxyde métallique est difficilement réductible : $ZnO + C = Zn + CO$; il se produit au contraire de l'acide carbonique, si l'oxyde est facilement réductible : $2CuO + C = CO^2 + 2Cu$.

Ces propriétés réductrices du carbone sont constamment utilisées en métallurgie.

Les propriétés que nous venons de faire connaître peuvent être considérées comme étant les propriétés caractéristiques du carbone et se retrouvent dans ses différentes variétés. Nous examinerons maintenant chacune de ces variétés en particulier, en commençant par les charbons naturels : *diamant*, *graphite*, *anthracite*, *houille* et *lignites*, puis les charbons artificiels : *noir de fumée*, *charbon des cornues*, *coke*, *charbon de bois* et *noir animal*.

CHARBONS NATURELS.

Diamant.

La véritable nature du diamant est restée longtemps inconnue. En 1694, les académiciens *del Cimento* de Florence constatèrent que le diamant brûle au foyer d'un miroir ardent; ce fait fut confirmé par François-Étienne de Lorraine, qui exposa le diamant à l'action d'un violent feu de forge.

De 1766 à 1776, plusieurs chimistes français, et notamment Macquer, reconnurent que le diamant garanti du contact de l'air résiste à l'action de la chaleur.

A la même époque, Lavoisier et Guyton de Morveau remarquèrent que le diamant, en brûlant dans l'oxygène, produit constamment de l'acide carbonique; d'où ils conclurent que le diamant devait contenir du carbone.

La nature du diamant fut établie par Humphry Davy, qui démontra que ce corps donne en brûlant la même quantité d'acide carbonique que le carbone pur, que cette combustion ne produit que de l'acide carbonique, et qu'enfin le diamant, en brûlant dans l'oxygène, ne fait pas varier le volume de ce gaz. Davy conclut de ses expériences que le diamant est du carbone pur.

Le diamant est le corps le plus dur que l'on connaisse.

Il ne peut être entamé que par sa propre poussière, et raye au contraire tous les autres corps, même le corindon et l'acier trempé.

Le diamant est fixe et infusible, mauvais conducteur de l'électricité. Sa densité varie de 3,50 à 3,55; soumis à l'insolation, il devient très-phosphorescent. Il acquiert par le frottement l'électricité positive.

Les diamants sont généralement incolores, transparents, vi-

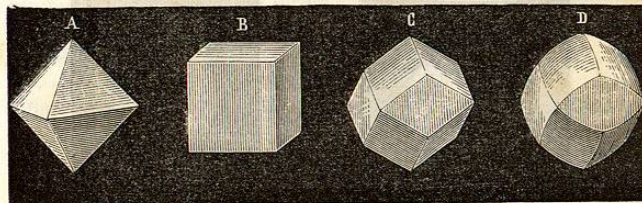


Fig. 99.

treux; mais ils présentent aussi quelquefois des teintes bleues, vertes, jaunes, rosées ou noirâtres.

Le diamant se trouve ordinairement cristallisé (fig. 99); ses principales formes cristallines sont l'octaèdre, le cube, le dodécaèdre rhom-

boïdal; elles appartiennent au système cristallin régulier : les faces des cristaux sont souvent curvilignes. La cassure du diamant est généralement lamelleuse, à cause de la facilité et de la netteté de ses clivages. Les lapidaires mettent cette propriété à profit pour le tailler. Le diamant jouit à un haut degré de la réfraction simple.

Newton, remarquant que tous les corps combustibles ont un indice de réfraction considérable, fut amené à soupçonner le premier la combustibilité du diamant. Le pouvoir réfringent et dispersif du diamant donne au diamant taillé ses beaux effets de lumière.

Les nombreuses tentatives faites pour obtenir artificiellement le diamant ont toutes échoué jusqu'à présent. Les procédés ordinaires de cristallisation par fusion et par volatilisation ne peuvent être appliqués au carbone. La fonte de fer en fusion est le seul corps qui puisse dissoudre le carbone et le laisser déposer par le refroidissement; mais le carbone qui s'en sépare est du graphite, corps noir et opaque.

Les inductions géologiques n'apprennent rien sur le mode de formation du diamant; ce corps se trouve toujours disséminé dans des sables ferrugineux qui constituent des alluvions anciennes.

La taille du diamant, inconnue des anciens peuples, a été découverte en 1476 par Louis de Berquem. Elle ajoute à son éclat naturel en multipliant le nombre de ses facettes.

La taille du diamant s'exécute en imprimant un mouvement de rotation à une plate-forme horizontale en acier, recouverte de

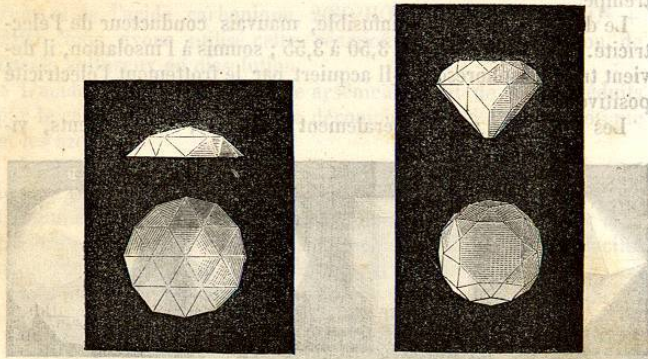


Fig. 100.

Fig. 101.

poudre de diamant (égrisée) délayée dans de l'huile. On appuie contre cette plaque le diamant, qu'on débarrasse ainsi des parties rugueuses qui le recouvrent. Le diamant peut être taillé en rose (fig. 100) ou en brillant (fig. 101). Le diamant taillé en rose a le dessous

plat et le dessus élevé en dôme, présentant des facettes au nombre de vingt-quatre. Le diamant taillé en *brillant* ne diffère de la forme en *rose* qu'en ce que le dessous, appelé *culasse*, est taillé comme le dessus et se compose de facettes symétriques qui correspondent à celles de la partie supérieure. Les diamants qui présentent une croûte verdâtre sont ceux qui possèdent la plus *belle eau* après la taille.

Le diamant, soumis à l'action d'une forte chaleur produite par la pile de Bunsen, se ramollit, se partage en plusieurs fragments, perd sa transparence, augmente de volume, devient noir, et se change en un charbon entièrement comparable au coke. La densité du diamant, qui, avant l'expérience, était 3,336, devient 2,677 après sa conversion en coke. Ainsi modifié, le diamant raye encore le verre, mais il est devenu assez friable pour pouvoir être brisé entre les doigts. Certains diamants noirs, appelés *diamants savoyards*, ont pu se produire dans des circonstances analogues aux précédentes (M. Jacquelin).

Plus récemment, M. Despretz a vu tous les charbons, et même le diamant, se réduire en une substance analogue au graphite, lorsqu'on les soumet à l'énorme température produite par une pile composée de 500 à 600 éléments de Bunsen.

M. Despretz soumit ensuite pendant plusieurs mois à l'action de deux éléments de pile une solution de chlorure de carbone dans l'alcool. Le fil négatif se recouvrit peu à peu d'un enduit assez dur pour polir le rubis, mais ayant la teinte noire du charbon.

Les diamants se trouvent principalement dans l'Inde, dans l'île de Bornéo et au Brésil. On les extrait en soumettant la terre à diamants à l'action d'un courant d'eau sur un plan incliné, consistant en une table divisée en compartiments sur lesquels s'arrêtent seulement le gravier et les diamants, qu'on sépare ensuite à la main.

Il existe des diamants, appelés *diamants de nature*, qui se trouvent à l'état brut sous forme sphéroïdale, et ne possèdent aucun clivage. Il est impossible de les tailler : on en fait l'égrisée en les pulvérisant dans un mortier d'acier.

Le plus gros des diamants connus est celui du rajah de Matan à Bornéo; il pèse 300 karats ou plus de 65 grammes (le karat = 0^{gr}, 212).

Le Régent, ainsi nommé parce qu'il fut acheté par Philippe d'Orléans, alors régent de France, pèse 136 karats. Il fut acheté deux millions et demi à un Anglais nommé Pitt. On estime que ce diamant vaut plusieurs fois le prix d'achat, à cause de la beauté de sa forme et de sa parfaite limpidité.

Parmi les diamants célèbres, nous citerons encore le Kohi-Noor (103 karats), originaire des Indes, et l'Étoile du Sud (122 karats), provenant des mines du Brésil.