

état d'iodure d'argent; M. Bussy a signalé la présence de l'iode dans la houille de Commentry (Allier); d'après M. Duflos, l'iode se rencontre aussi, mêlé au brôme, dans la houille de Silésie.

Propriétés. — L'iode est solide à la température ordinaire; son odeur rappelle celles du chlore et du brôme; sa couleur est d'un gris métallique; il ressemble à la plombagine.

L'iode cristallise en lames rhomboïdales, larges et brillantes, et souvent en octaèdres allongés. Les plus beaux cristaux d'iode s'obtiennent en abandonnant une dissolution d'acide iodhydrique au contact de l'air dans un flacon ouvert. L'hydrogène de cet acide s'unit à l'oxygène de l'air pour former de l'eau, tandis que l'iode, devenu libre, se dépose sous forme d'octaèdres allongés, quelquefois très-volumineux.

La densité de l'iode à la température de 17° est 4,948; il entre en fusion à 107°, et en ébullition vers 175°.

Les vapeurs violettes qu'il produit en se volatilisant lui ont fait donner le nom d'*iode*, du mot grec *ιώδης*, violet. Lorsqu'on chauffe un matras bien sec, et qu'on y fait tomber une petite quantité d'iode, le matras se remplit aussitôt de vapeurs violettes remarquables par la richesse et l'intensité de leur couleur.

La densité de la vapeur d'iode est 8,746.

L'iode est peu soluble dans l'eau, qui n'en dissout qu'environ 0,007 de son poids à la température ordinaire; mais il est très-soluble dans l'alcool et lui communique une teinte brune très-foncée. Il est aussi très-soluble dans l'éther. Ces deux dissolutions laissent déposer par l'évaporation des cristaux d'iode. Elles sont précipitées par l'eau, qui en sépare immédiatement l'iode sous la forme d'une poudre brune.

L'iode se dissout dans le sulfure de carbone, et donne à ce liquide une très-belle teinte violette. Cette propriété est souvent mise à profit pour reconnaître la présence de très-petites quantités d'iode.

Il exerce sur les substances organiques une action destructive, et colore en jaune l'épiderme, le papier, etc. Cette coloration disparaît sous l'influence d'une élévation de température, si le contact n'a pas été trop longtemps prolongé.

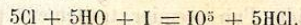
L'iode possède les propriétés générales du chlore et du brôme. Son énergie est inférieure à la leur, quand on essaye de l'unir à l'hydrogène et aux métaux; aussi le chlore et le brôme décomposent-ils les iodures. Inversement l'iode a plus d'affinité qu'eux pour l'oxygène.

Parmi les propriétés de l'iode, il en est une qui permet de constater les plus faibles quantités de ce corps et qui sert à le caractériser.

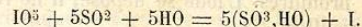
Une trace de ce corps en solution dans l'eau communique à

l'empois d'amidon une coloration bleu-indigo excessivement intense. Si on chauffe le liquide vers 100°, il se décolore pour se colorer de nouveau en se refroidissant (M. Lassaigne).

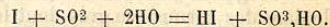
Si l'on veut constater la présence d'un iode dans une liqueur on y ajoute un peu d'empois d'amidon, puis une dissolution étendue de chlore. Le chlore met en liberté l'iode, lequel réagit sur l'amidon et donne la coloration bleue que nous venons d'indiquer. Un excès de chlore aurait fait disparaître la coloration, car il se serait formé de l'acide iodique et de l'acide chlorhydrique aux dépens des éléments de l'eau :



On peut faire reparaître la teinte bleue en ajoutant à la liqueur de l'acide sulfureux qui s'emparera de l'oxygène de l'acide iodique et mettra l'iode en liberté :



Mais un excès d'acide sulfureux produirait également la décoloration, en transformant l'iode en acide iodhydrique par la décomposition de l'eau :



Ces réactions mettent bien en évidence l'affinité à peu près égale de l'iode pour l'oxygène et pour l'hydrogène. Si ce corps ne se combine directement avec aucun d'eux, il décompose néanmoins l'eau comme le chlore, et s'unit indifféremment à l'hydrogène

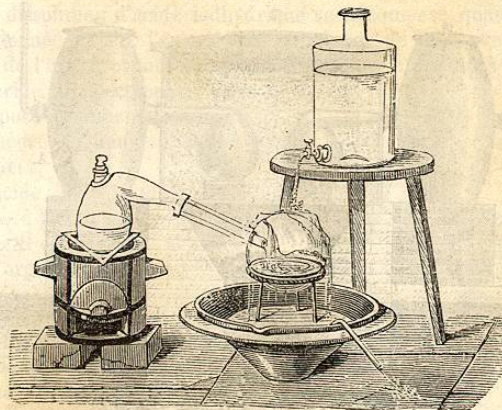
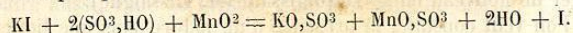


Fig. 66.

ou à l'oxygène, lorsqu'il est en présence d'un corps avide d'oxygène ou d'hydrogène.

Préparation de l'iode. — L'iode peut être obtenu, comme le

chlore, en décomposant un iodure alcalin, l'iodure de potassium par exemple, par l'acide sulfurique et le peroxyde de manganèse :



Cette préparation s'exécute dans un appareil distillatoire (fig. 66); l'iode est entraîné par la vapeur d'eau et se condense dans le récipient.

Mais on extrait d'ordinaire l'iode des eaux mères des cendres de varechs. Ces eaux mères renferment des chlorures, bromures, iodures, sulfures de sodium et de magnésium, des sulfites et des hyposulfites. A l'aide d'un premier traitement par l'acide sulfurique, on transforme en sulfates ces sulfures, sulfites et hyposulfites, puis on fait passer dans la dissolution un courant de chlore qui déplace d'abord l'iode et que l'on arrête assez tôt pour ne pas décomposer les bromures. L'iode se dépose, il ne reste plus qu'à le laver et à le distiller.

Quant aux bromures qui sont restés dans la liqueur, on en retire le brôme en traitant cette solution par une quantité convenable de bioxyde de manganèse et d'acide sulfurique.

On distille l'iode dans des cornues en grès dont le col entre dans un récipient muni d'un couvercle par lequel on peut enlever la substance sublimée. Les cornues sont enterrées jusqu'au col dans un bain de sable; afin que l'iode cristallise seulement dans ces récipients (fig. 67).

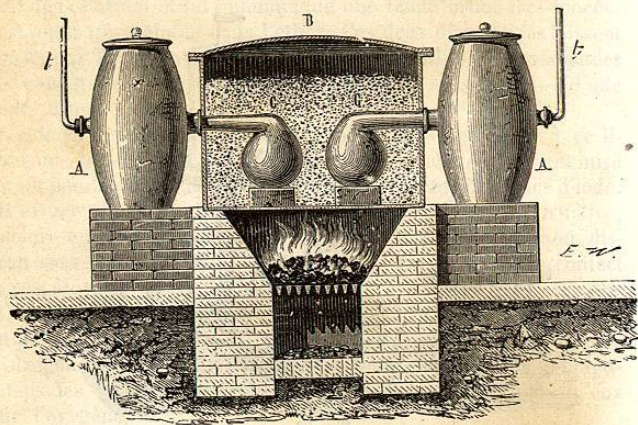


Fig. 67.

Usages de l'iode. — L'iode libre ou combiné avec le potassium est appliqué en médecine au traitement du goître et des maladies scrofuleuses.

Il est très-employé en photographie.

Essai de l'iode. — Ce corps doit se vaporiser en entier et se dissoudre sans résidu dans la potasse et dans l'alcool.

On reconnaît et on dose toujours l'iode à l'état d'iodure d'argent.

Composés oxygénés de l'iode.

On connaît deux combinaisons oxygénées de l'iode : l'*acide iodique* IO^5 et l'*acide periodique*, IO^7 .

L'acide iodique est un oxydant énergique; il est beaucoup plus stable que l'acide chlorique, car il résiste à la température de 170° sans se décomposer.

On l'obtient en chauffant de l'iode avec de l'acide azotique, ou bien à l'aide de l'iodate de potasse que l'on prépare en chauffant dans un ballon parties égales d'iode et de chlorate de potasse avec 5 parties d'eau : $KO,ClO^5 + I = KO,IO^5 + Cl$.

L'acide periodique se forme lorsqu'on fait passer un courant de chlore dans une solution bouillante d'iodate de soude, à laquelle on a ajouté de la soude : $NaO,IO^5 + 2NaO + 2Cl = 2NaCl + NaO,IO^7$.

Acide iodhydrique. HI.

Équiv. en poids = 128. Équiv. en vol. = 4 vol.

Propriétés. — L'acide iodhydrique est un gaz incolore, fumant à l'air, d'une odeur forte et irritante, d'une densité de 4,443; il est aussi soluble dans l'eau que les acides chlorhydrique et bromhydrique, avec lesquels il a une grande analogie.

La dissolution d'acide iodhydrique se décompose quand elle est abandonnée à l'air; l'oxygène de l'air forme de l'eau avec l'hydrogène de l'acide, et met en liberté l'iode qui se dissout à la faveur de l'acide non décomposé, puis se dépose lentement sous forme d'octaèdres volumineux et très-réguliers.

L'acide iodhydrique est décomposé par le chlore et par le brôme. Il est décomposé également par l'argent et le mercure.

Analyse. — Cette analyse se fait au moyen du potassium, comme celle de l'acide chlorhydrique (fig. 68); elle démontre que l'acide iodhydrique est formé de volumes égaux d'hydrogène et de vapeur d'iode, et que sa composition en centièmes est la suivante :

Iode	99,22
Hydrogène	0,78
	<hr/>
	100,00



Fig. 68.

Préparation. — De même que pour l'acide bromhydrique, on ne peut pas préparer l'acide iodhydrique en traitant un iodure par l'acide sulfurique.

On obtient facilement cet acide en décomposant par l'eau l'iodure de phosphore; il se forme de l'acide phosphoreux et de l'acide iodhydrique :



Il suffit pour cela de chauffer légèrement dans une cornue un mélange de phosphore rouge et d'iode additionné d'une petite quantité d'eau.

Si l'on veut préparer une dissolution étendue d'acide iodhydrique, on peut encore faire passer un courant d'acide sulfhydrique dans de l'eau distillée tenant en suspension de l'iode. Ce corps s'empare de l'hydrogène et met le soufre en liberté :



Quand tout l'iode a disparu, il suffit de faire bouillir un instant la solution pour chasser l'acide sulfhydrique qui s'est dissous, et de filtrer pour séparer le soufre.

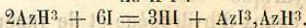
Iodure d'azote.

L'iodure d'azote est un corps solide, noir, très-détonant; toutefois il perd cette propriété quand il se trouve en présence d'un excès d'ammoniaque.

Il se décompose avec explosion lorsqu'on le frotte, même sous l'eau; quand il est sec, il est presque intangible; il suffit de le toucher avec une barbe de plume ou de le jeter sur l'eau pour le faire détoner. Une légère vibration, une température peu élevée, déterminent sa décomposition. L'iodure d'azote est encore plus dangereux à manier que le chlorure d'azote.

Préparation. — On prépare, en général, l'iodure d'azote en versant de l'ammoniaque caustique sur de l'iode réduit en poudre fine et laissant les deux corps en contact pendant un quart d'heure environ. L'iode est transformé en une poudre noire qu'on lave avec soin, et qu'on fait sécher sur un filtre. Cette préparation ne doit être faite que sur de très-petites quantités : quand l'iodure d'azote est encore humide, on le fractionne sur différents papiers pour rendre sa détonation moins dangereuse. Chaque papier ne doit contenir que 1 ou 2 centigrammes d'iodure d'azote.

D'après M. Bunsen, l'iodure d'azote aurait pour composition :



Suivant M. Bineau, sa composition serait représentée par la formule



Le nom d'iodure d'azote que porte ce corps est donc impropre, car il ne paraît pas douteux que l'hydrogène entre dans sa constitution.

FLUOR. Fl.

Équiv. en poids = 19. Équiv. en vol. = 2 vol.

On trouve dans la nature une substance cristallisant très-nettement en cubes, que les minéralogistes ont appelée *spath fluor*, et que l'on considère comme formée de calcium et d'un radical, le fluor. Les raisons qui ont conduit Ampère, et après lui tous les chimistes, à admettre l'existence de ce radical, sont les suivantes : L'acide sulfurique, en agissant sur le spath fluor, dégage un gaz acide, fumant à l'air, comme les acides chlorhydrique, bromhydrique et iodhydrique; en outre, ce gaz forme avec les métaux des composés isomorphes des chlorures, bromures et iodures correspondants. Le fluor viendrait donc se placer à côté des trois métalloïdes dont nous venons d'esquisser l'étude; seulement jusqu'ici il n'a pu être isolé, faute de vases pouvant résister à son action. En effet, quand on traite par le chlore le fluorure d'argent (H. Davy), ou quand on décompose par la pile le fluorure de potassium fondu (M. Fremy), on obtient un gaz formant au contact de l'eau de l'acide fluorhydrique, mais s'unissant en majeure partie au platine du vase dans lequel se fait l'opération.

Acide fluorhydrique. HFl.

Équiv. en poids = 20. Équiv. en vol. = 4 vol.

Propriétés. — L'acide fluorhydrique anhydre est gazeux à la température ordinaire; il se liquéfie à -20° , dans un mélange de glace et de sel. C'est alors un liquide, répandant à l'air des fumées abondantes, et très-avide d'eau; mis en contact avec elle, il produit le bruit d'un fer rouge.

L'acide monohydraté est liquide et a pour densité 0,987. Il entre en ébullition vers 20° , il fume au contact de l'air humide et se combine avec l'eau en produisant un sifflement.

L'acide fluorhydrique concentré est un des corps les plus corrosifs que l'on connaisse : une petite quantité de cet acide qui tombe sur la peau produit au bout de quelque temps une ampoule douloureuse suivie d'accès de fièvre; la cicatrisation de cette brûlure est toujours lente.

Les métalloïdes sont en général sans action sur l'acide fluorhydrique. Tous les métaux, excepté l'or, le platine, l'argent et le plomb, décomposent l'acide fluorhydrique, s'emparent du fluor et dégagent l'hydrogène.

La propriété la plus remarquable de l'acide fluorhydrique hydraté, c'est son action sur la silice seule ou combinée. A la température ordinaire, l'acide fluorhydrique attaque la silice pour for-

mer de l'eau et un corps gazeux qui a reçu le nom de *fluorure de silicium* :



C'est sur cette réaction qu'est fondée la gravure sur verre par l'acide fluorhydrique. En recouvrant une lame de verre d'une couche de cire ou de vernis, qu'on enlève à certains endroits avec une pointe d'acier, puis en appliquant sur le verre de l'acide fluorhydrique étendu, les parties du verre qui ont été mises à découvert se trouvent profondément corrodées par l'action de l'acide fluorhydrique.

On emploie quelquefois dans la gravure sur verre, au lieu d'a-

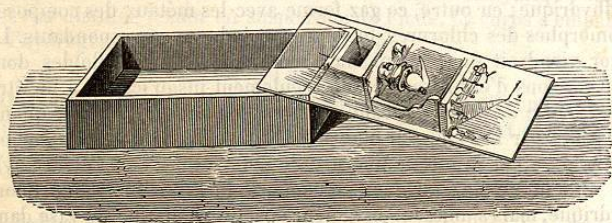


Fig. 69.

cide fluorhydrique en dissolution, la vapeur de cet acide (*fig. 69*). On place la lame de verre au-dessus d'une boîte de plomb contenant un mélange de spath fluor et d'acide sulfurique, qui dégage de l'acide fluorhydrique gazeux. Les traits ainsi obtenus sont opaques; avec l'acide liquide ils sont transparents.

On utilise souvent dans l'analyse l'action de l'acide fluorhydrique pour attaquer les silicates, qui résistent à l'action de presque tous les acides.

L'acide fluorhydrique anhydre n'attaque pas le verre.

Analyse. — L'analyse de l'acide fluorhydrique se fait d'une manière indirecte. On transforme complètement un poids connu de spath fluor en sulfate de chaux, au moyen de l'acide sulfurique; on pèse ce sulfate, et sa composition, qui est connue, permet de calculer la quantité de calcium qu'il contient. En admettant que le spath fluor n'est formé que de calcium et de fluor, on a donc par différence le poids du fluor qui a été transformé en acide fluorhydrique.

D'après la composition du sulfate de chaux, on peut écrire ainsi la réaction :



Si p est le poids du calcium déterminé comme on l'a vu, on

aura le poids de l'hydrogène qui s'est combiné avec le fluor en posant la proportion :

$$\frac{\text{Ca}}{p} = \frac{\text{H}}{x},$$

qui donne x , H et Ca représentant deux nombres connus.

On trouve, par cette méthode, que 100 parties d'acide fluorhydrique contiennent 3,59 d'hydrogène et 96,41 de fluor.

Par analogie avec les hydracides des trois métalloïdes précédents, on admet que cet acide est formé de volumes égaux de fluor et d'hydrogène unis sans condensation; que son équivalent est représenté par 4 volumes et qu'il se compose d'un équivalent d'hydrogène et d'un équivalent de fluor.

Préparation. — Les détails relatifs à la préparation de l'acide fluorhydrique ont été donnés en 1810 par Thenard et Gay-Lussac.

L'acide fluorhydrique se prépare en traitant le spath fluor par l'acide sulfurique concentré :



L'opération ne peut être faite dans une cornue de verre, qui

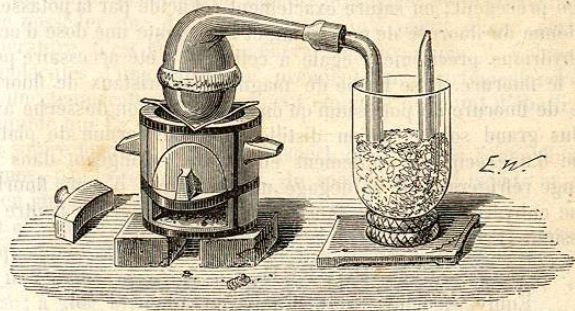


Fig. 70.

serait attaquée par l'acide fluorhydrique; on emploie ordinairement un appareil distillatoire en plomb, qui se compose d'une cornue pouvant se démonter en deux parties (*fig. 70 et 71*).

On introduit en A une partie de spath fluor pulvérisé sur lequel on verse trois parties d'acide sulfurique monohydraté à son maximum de concentration.

Pour que le spath fluor soit attaqué complètement par l'acide sulfurique, il est indispensable de le réduire en une poudre très-fine : on doit même le soumettre préalablement à une calcination au rouge, pour le rendre plus facilement attaquant.

On recouvre la cornue de son chapiteau D en fermant la join-

ture au moyen d'un lut gras ou d'un lut composé de kaolin (terre à porcelaine) et de farine de graine de lin, et l'on adapte au col de la cornue un récipient de plomb C qui plonge dans l'eau froide.

En élevant la température à 150° environ, on détermine la décomposition du spath fluor par l'acide sulfurique et la volatilisation de l'acide fluorhydrique qui se condense dans le récipient C : pour faciliter cette condensation, on ajoute dans le récipient quelques grammes d'eau distillée; mais cette addition ne doit être faite que dans le cas où l'on ne se propose pas de préparer un acide très-concentré.

Pour préparer l'acide fluorhydrique anhydre, on commence par faire de l'acide fluorhydrique ordinaire par le moyen précédent; on sature exactement cet acide par la potasse, ce qui donne du fluorure de potassium, et l'on ajoute une dose d'acide fluorhydrique précisément égale à celle qui a été nécessaire pour faire le fluorure. Il se forme de magnifiques cristaux de fluorhydrate de fluorure de potassium qu'on égoutte, qu'on dessèche avec le plus grand soin et qu'on distille dans une cornue de platine munie d'un récipient, également en platine, plongeant dans un mélange réfrigérant. Il se dégage un équivalent d'acide fluorhydrique anhydre et il reste dans la cornue du fluorure neutre de potassium (Fremy).

SOUFRE. S.

Équiv. en poids = 16. Équiv. en vol. = 1 vol.

État naturel. — Le soufre est très-répanu dans la nature, surtout en combinaison avec les métaux. Il existe à l'état natif dans les terrains volcaniques. Il entre dans la composition du sulfate de chaux ou plâtre, des sulfates de baryte, de strontiane, etc. Uni à l'hydrogène, il se trouve dans un grand nombre d'eaux minérales. On le rencontre aussi dans certaines substances animales, quelques huiles essentielles, etc.

Les plus beaux échantillons de soufre natif viennent de Sicile, où on les trouve en cristaux dérivant de l'octaèdre (*fig. 72*) et disséminés sur du sulfate de strontiane.

Propriétés. — Le soufre est un corps solide à la température

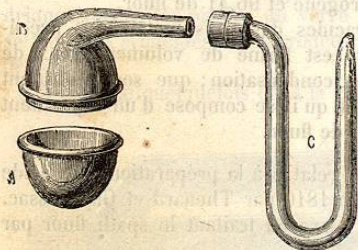


Fig. 71.

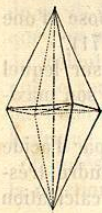


Fig. 72.

ordinaire, d'un jaune clair particulier, insipide, inodore, acquérant par le frottement une odeur caractéristique, mauvais conducteur de la chaleur et de l'électricité. Il est insoluble dans l'eau, à peine soluble dans l'alcool et l'éther, soluble dans le sulfure de carbone.

Le soufre est très-friable : un bâton de soufre que l'on tient à la main se brise en faisant entendre un craquement particulier qui résulte des ruptures déterminées par des dilatations inégales de la masse.

Ce corps prend par le frottement l'électricité résineuse ou négative. Sa densité est représentée par le nombre 2,037.

Le soufre entre en fusion à la température de 110° et en ébullition à 440°. Sa volatilité permet de le débarrasser aisément par la distillation des substances étrangères qu'il peut contenir.

La densité de vapeur du soufre, prise vers 500°, comme l'a fait M. Dumas, est représentée par le nombre 6,654; prise vers 900°, comme l'ont fait MM. Bineau, H. Sainte-Claire Deville et Troost, cette densité n'est plus que le tiers de la précédente, c'est-à-dire 2,22. A partir de cette température, cette valeur reste constante. C'est donc ce nombre qui exprime la véritable densité de la vapeur de soufre. Beaucoup de vapeurs présentent cette particularité de ne posséder une densité constante qu'à partir d'une certaine température. C'est là un fait général, découvert par M. Cahours : les molécules d'une vapeur ne prennent leur écartement normal qu'à une température suffisamment éloignée du point d'ébullition du liquide qui l'a émise.

Le soufre fondu à 110° offre l'aspect d'un liquide jaune fluide, et donne, par le refroidissement, du soufre à l'état solide et coloré en jaune, tel qu'il était avant la fusion.

En élevant graduellement la température du soufre, on reconnaît qu'entre 140 et 150° il prend une teinte d'un jaune foncé, à 190° une teinte orangée, et que sa consistance est devenue visqueuse; à 200°, il devient brun : à cette température, sa viscosité est telle, que le ballon dans lequel s'est opérée la fusion peut être renversé sans que le soufre s'écoule.

En continuant à élever la température, on voit le soufre reprendre quelque fluidité. Si, à ce moment, on le refroidit brusquement en le versant dans l'eau froide, il reste pâteux, transparent, conserve sa couleur brune et prend une élasticité comparable à celle du caoutchouc et qui permet de l'étirer en longs fils. Il faut un certain temps pour que le soufre mou reprenne sa couleur jaune et sa dureté primitives. Lorsqu'on le porte à 100°, il revient immédiatement à son état normal, et dégage une certaine quantité de chaleur (M. Regnault.)

Ainsi, quand on porte du soufre mou dans une étuve maintenue à 98°, un thermomètre dont le réservoir est enveloppé par ce

soufre s'élève bientôt jusqu'à 110°. Il reste stationnaire pendant deux ou trois minutes et redescend ensuite à 98°.

On peut aussi rendre évidente la chaleur latente du soufre mou en le plongeant dans de l'eau dont la température est un peu inférieure à 100°. La chaleur qu'abandonne le soufre devient bientôt assez grande pour faire entrer l'eau en pleine ébullition.

Le soufre cristallise facilement et présente la propriété singulière d'affecter deux formes incompatibles, phénomène que l'on désigne sous le nom de *dimorphisme*. L'une de ces formes est l'octaèdre droit et allongé à base rhomboïdale (fig. 72); elle appartient au quatrième système cristallin; l'autre est le prisme oblique à base rhomboïdale (fig. 73), et rentre dans le cinquième système cristallin (Mitscherlich).

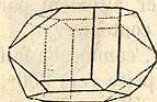


Fig. 73.

On obtient le soufre sous la première de ces formes, c'est-à-dire en octaèdres allongés, en le dissolvant dans certains liquides, et particulièrement dans le sulfure de carbone, et laissant la dissolution s'évaporer lentement.

Elle dépose alors des cristaux octaédriques transparents, inaltérables à l'air, entièrement semblables à ceux qu'on rencontre dans la nature. Mais lorsqu'on fait fondre le soufre et qu'on le laisse refroidir lentement, il cristallise en longues aiguilles prismatiques, dont la forme est incompatible avec celle du soufre que l'on a fait cristalliser, à la température ordinaire, dans un dissolvant. Ces cristaux, conservés pendant quelque temps, se modifient spontanément, perdent leur transparence, deviennent très-friables et se changent en une multitude de petits octaèdres allongés qui appartiennent au quatrième système cristallin et ne diffèrent que par leur opacité des cristaux de soufre natif.

Cette propriété explique l'opacité que présente toujours le soufre après sa fusion et son refroidissement.

D'autre part, si l'on chauffe du soufre octaédrique vers 100° en le plongeant dans l'eau bouillante, il perd peu à peu sa transparence, et se change en soufre prismatique.

Ces faits montrent qu'il existe pour le soufre deux états d'équilibre moléculaire qui n'ont de stabilité, l'un qu'à la température ordinaire, l'autre qu'à une température voisine de 110°.

Quand on traite par le sulfure de carbone du soufre qui a été chauffé à une température élevée, puis refroidi brusquement, on obtient toujours un résidu qui refuse de se dissoudre, c'est du soufre amorphe (M. Ch. Sainte-Claire Deville). Le soufre amorphe, maintenu quelque temps à 100°, redevient soufre prismatique, et soluble dans le sulfure de carbone.

Le soufre possède une grande affinité pour l'oxygène. Il brûle dans ce gaz ou dans l'air à une température d'environ 250° en pro-

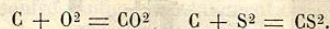
duisant une belle flamme bleue et une odeur piquante, caractéristique; qui est celle des allumettes qu'on enflamme. Le produit de cette combustion est l'acide sulfureux, qui se trouve toujours mêlé d'une très-petite quantité d'acide sulfurique.

Le soufre brûle avec vivacité, lorsque, après l'avoir enflammé, on le porte dans un flacon rempli d'oxygène.

Le soufre joue également le rôle de corps combustible vis-à-vis du chlore, du brome et de l'iode, mais il se comporte comme un agent comburant vis-à-vis des autres métalloïdes et surtout des métaux.

Il se combine directement avec l'hydrogène sous l'influence de la chaleur pour former un acide connu sous le nom d'*acide sulfhydrique*; mais ce n'est jamais ainsi qu'on obtient cet acide, car le soufre et l'hydrogène ne s'unissent facilement qu'au moment où ils sortent d'une combinaison.

Quelques métaux, comme le fer, le cuivre, l'argent, peuvent s'enflammer dans la vapeur de soufre, et brûler avec autant de vivacité que dans l'oxygène ou dans le chlore; il en est de même du phosphore, de l'arsenic et du charbon. Le produit qui se forme dans cette dernière circonstance est du *sulfure de carbone*, qu'on désigne aussi sous le nom d'*acide sulfocarbonique*, pour rappeler les analogies chimiques qu'il présente avec l'acide carbonique :



La similitude de constitution et de propriété de ces deux com-

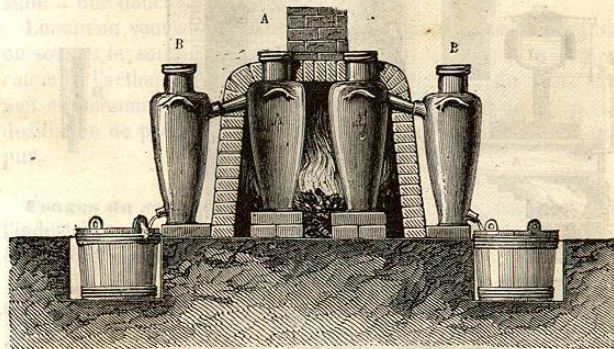


Fig. 74.

posés, l'un oxygéné, l'autre sulfuré, est un fait général; nous en rencontrerons à chaque pas des exemples: ainsi le potassium en s'unissant au soufre donne un sulfure KS, et un sulfhydrate de sulfure de potassium KS, HS, correspondant à l'oxyde de potassium

KO et à la potasse KO,HO. De même les sulfures de fer FeS , Fe^2S^3 , Fe^3S^4 , sont analogues aux oxydes FeO , Fe^2O^3 , Fe^3O^4 .

Extraction du soufre. — Le soufre employé dans l'industrie est extrait ordinairement de terrains volcaniques appelés *solfatares*, qui le contiennent à l'état natif.

Le soufre est tiré en grande partie de la Sicile, qui produit annuellement environ 50 millions de kilogrammes de soufre. Les minerais de Sicile sont fort riches, et renferment de 30 à 50 pour 100 de soufre.

On extrait le soufre par distillation, ou par simple liqation, lorsque la mine est très-riche.

Le soufre a besoin, pour être purifié complètement, de deux distillations successives.

En général, la première se fait à la solfatare dans des appareils grossiers de terre cuite. A, A représentent les appareils de distillation, et B, B les vases dans lesquels le soufre vient se condenser (fig. 74). La seconde distillation s'exécute avec plus de soin,

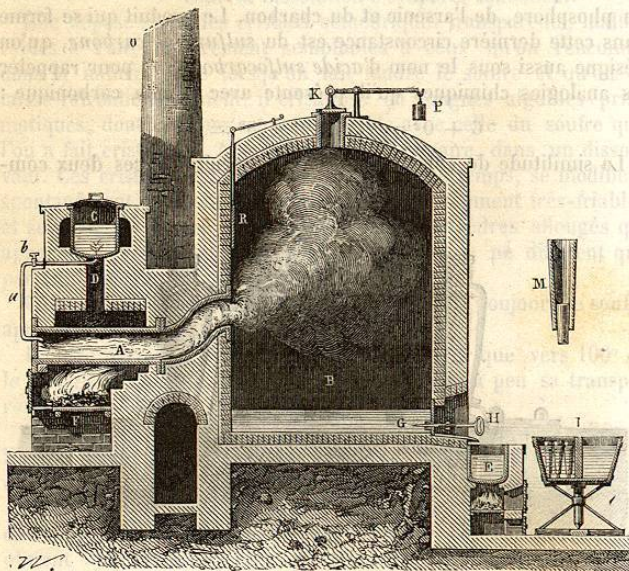


Fig. 75.

dans les lieux mêmes de consommation, au moyen d'un cylindre ou d'une cornue de fonte qui communique avec une chambre de maçonnerie où le soufre vient se condenser. Lorsque la distillation

est conduite lentement et que les parois de la chambre ne s'échauffent pas jusqu'à 110° , il se condense, dans la chambre, du soufre en poudre très-fine qui porte le nom de *fleur de soufre*; si la distillation est menée rapidement, le soufre entre en fusion : on peut le couler dans des moules de bois de forme conique, et obtenir ainsi le *soufre en canons* (fig. 75). A représente la cornue dans laquelle se produit la volatilisation du soufre; C est une chaudière dans laquelle on introduit le soufre brut pour l'amener à l'état liquide. Le soufre abandonne dans ce vase la majeure partie de ses impuretés, et pénètre dans la cornue A à l'aide du conduit a; B est la chambre de condensation, G le trou de coulée, par lequel s'écoule le soufre fondu, E le vase qui reçoit le soufre que l'on doit mouler en canons, K une soupape par laquelle peut s'échapper l'excès d'air dilaté par la chaleur.

On retire aussi par la distillation le soufre de certains sulfures, et particulièrement du bisulfure de fer (pyrite martiale), à l'aide d'un procédé usité depuis longtemps en Saxe et en Hongrie, et qui a été introduit en France par M. Dartigues.

La distillation se fait dans des cornues de terre réfractaire disposées horizontalement dans un *fourneau de galère*. Le soufre est condensé dans un récipient en fonte contenant de l'eau froide. La réaction qui se produit est la suivante : $3\text{FeS}^2 = 2\text{S} + \text{Fe}^3\text{S}^4$.

La fleur de soufre contient constamment de l'acide sulfureux et souvent de l'acide sulfurique; elle rougit la teinture de tournesol : pour la purifier, on doit la laver à l'eau chaude, et la sécher ensuite à une douce chaleur.

Lorsqu'on veut obtenir du soufre très-pur dans les laboratoires, on soumet le soufre du commerce, et de préférence le soufre en canon, à l'action de la chaleur dans une cornue de verre. Ce soufre met en communication avec un récipient également de verre. Cette distillation ne présente aucune difficulté, et fournit du soufre très-pur.

Usages du soufre. — Le soufre a des usages nombreux dans l'industrie; sa consommation annuelle, en France, est d'environ 40 millions de kilogrammes.

La majeure partie de ce soufre est employée pour la fabrication de l'acide sulfureux, de l'acide sulfurique et du sulfure de carbone.

Mélangé avec le charbon et le nitre, il constitue la poudre à tirer. Le soufre est employé dans la fabrication des allumettes, et pour la vulcanisation du caoutchouc.

Il est utilisé souvent pour faire des moules et des médailles ou pour prendre des empreintes.

Il est classé enfin parmi les agents thérapeutiques; on l'applique en médecine au traitement des maladies de la peau.

La fleur de soufre a plus récemment trouvé une importante application dans le *soufrage* des vignes, destiné à détruire l'*oidium*.

COMBINAISONS DU SOUFRE AVEC L'OXYGÈNE.

Les seules combinaisons connues du soufre avec l'oxygène ont été pendant longtemps l'acide sulfureux SO^2 et l'acide sulfurique SO^3 .

Plus tard, on découvrit deux nouveaux acides oxygénés du soufre : l'un, moins oxygéné que l'acide sulfureux, fut nommé acide hyposulfureux S^2O^3 ; l'autre, moins oxygéné que l'acide sulfurique, fut appelé acide hyposulfurique S^2O^5 . Les règles de la nomenclature suffisaient alors pour désigner ces quatre acides; mais de nouveaux composés, également formés de soufre et d'oxygène, ont été trouvés ensuite; il a fallu leur donner des dénominations particulières. Ces nouveaux acides peuvent être placés à côté de l'acide hyposulfurique S^2O^5 ; ils contiennent tous le même nombre d'équivalents d'oxygène, tandis que les équivalents de soufre augmentent comme les nombres 3, 4 et 5.

On a proposé de désigner cette série sous le nom de *série thionique*, de $\theta\epsilon\iota\omega\nu$, soufre; elle comprend quatre acides, savoir :

L'acide dithionique, S^2O^5 acide hyposulfurique de Gay-Lussac et Welter.
 L'acide trithionique, S^3O^5 acide sulhyposulfurique de M. Langlois.
 L'acide tétrathionique, S^4O^5 acide hyposulfurique bisulfuré de MM. Fordos et Gélis.
 L'acide pentathionique, S^5O^5 acide découvert également par MM. Fordos et Gélis.

Enfin, dans ces derniers temps, M. Schutzenberger a découvert encore un nouvel acide ayant pour formule $\text{S}^2\text{O}^3\text{H}$, et qu'il a appelé acide hydrosulfureux.

Nous parlerons d'abord de l'acide sulfureux et de l'acide sulfurique, qui sont les plus importants des acides du soufre.

Acide sulfureux. SO^2 .

Équiv. en poids = 32. Équiv. en vol. = 2 vol.

Historique. — L'acide sulfureux a été connu en même temps que le soufre, mais il n'a été distingué que par Stahl. Priestley l'a isolé à l'état de pureté en 1774. Gay-Lussac et Berzelius ont donné ses principales propriétés et sa composition.

Ce gaz se dégage en grande quantité des volcans.

L'acide sulfureux est le composé oxygéné du soufre que l'on produit avec le plus de facilité.

Cet acide peut exister sous les trois états, gazeux, liquide et solide.

Propriétés de l'acide sulfureux gazeux. — L'acide sulfureux gazeux est incolore, impropre à la respiration et à la com-

bustion; sa saveur est acide et désagréable; son odeur, irritante et caractéristique, est celle que répand le soufre en brûlant. Cet acide agit sur les poumons et excite la toux. Il rougit d'abord la teinture de tournesol et la décolore ensuite. Sa densité est 2,234.

Il se liquéfie par un froid de -15° . Faraday l'a obtenu à l'état solide en le soumettant à la double influence d'un froid très-vif et d'une forte pression.

Le gaz sulfureux est impropre à la combustion. On a cru remarquer même qu'un corps éteint dans l'acide sulfureux se rallume plus difficilement que lorsqu'il a été éteint dans un autre gaz. En se fondant sur cette propriété, on a conseillé l'emploi du soufre pour éteindre les feux de cheminée. Il suffit pour cela de jeter dans le foyer une certaine quantité de fleur de soufre et de boucher l'ouverture de la cheminée avec des draps mouillés. Le soufre brûle aux dépens de l'oxygène de l'air contenu dans la cheminée et produit de l'acide sulfureux qui éteint la suie enflammée.

L'oxygène sec n'agit pas à froid sur l'acide sulfureux; sous l'influence de la mousse de platine et de la chaleur, il le transforme en acide sulfurique anhydre. En présence de l'eau, l'oxygène se combine rapidement avec l'acide sulfureux, et il y a formation d'acide sulfurique.

Cette avidité de l'acide sulfureux pour l'oxygène, en présence de l'eau, rend compte de l'existence de l'acide sulfurique dans l'eau de pluie qui tombe dans les grands centres manufacturiers; la houille, en brûlant, dégage dans l'air de l'acide sulfureux provenant du soufre des pyrites qui s'y trouvent généralement. L'eau pluviale à Manchester renferme environ 1 centigramme d'acide sulfurique par litre.

L'hydrogène décompose l'acide sulfureux au rouge, pour donner de l'eau et du soufre. Dans certaines circonstances, l'hydrogène peut s'unir aux deux éléments de l'acide sulfureux et former de l'eau et de l'acide sulhydrique : $\text{SO}^2 + 3\text{H} = 2\text{HO} + \text{HS}$.

C'est ce qui arrive lorsqu'on verse une dissolution d'acide sulfureux dans un appareil à hydrogène contenant du zinc et de l'acide sulfurique étendu. Si l'on fait traverser au gaz hydrogène une solution d'acétate de plomb, on constate la production d'un précipité noir, qui est du sulfure de plomb.

Lorsqu'on expose à la radiation solaire un mélange de chlore sec et d'acide sulfureux, on obtient un nouveau corps appelé *acide chlorosulfurique* (SO^2Cl), dont on doit la découverte à M. Regnault.

Ce corps est liquide et entre en ébullition à 70° ; il est décomposé par l'eau ou par les bases en acide sulfurique et en acide chlorhydrique : $\text{SO}^2\text{Cl} + 2\text{HO} = \text{SO}^3 + \text{HO} + \text{HCl}$.

Le chlore humide agit aussi sur l'acide sulfureux et le transforme en acide sulfurique : $\text{SO}^2 + 2\text{HO} + \text{Cl} = \text{SO}^3 + \text{HO} + \text{HCl}$.