

produiraient un dépôt considérable de soufre ou un dégagement abondant d'acide sulphydrique et d'acide sulfureux, qui s'opposerait à la condensation des vapeurs d'iode.

On calcine ordinairement le résidu de l'évaporation des eaux mères avec du peroxyde de manganèse, pour transformer en sulfate les sulfures et les hyposulfites : le produit de la calcination traité par l'eau donne des iodures dont on retire l'iode au moyen du chlore.

Usages de l'iode. — L'iode libre ou combiné avec le potassium est appliqué en médecine au traitement des goîtres 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.

ACIDE IODHYDRIQUE. HI.

Équivalent = 1600 ou 128.

Propriétés. — L'acide iodhydrique est un gaz incolore, fuyant 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 et se dépose lentement sous forme d'octaèdres volumineux et très-réguliers.

L'acide iodhydrique est décomposé par le chlore et par le brome.



Fig. 54.

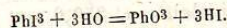
hydrogène (fig. 55) ; elle démontre que l'acide iodhydrique est formé de volumes égaux d'hydrogène et de vapeur d'iode, et que sa composition en centièmes est la suivante :

Analyse. — Cette analyse se fait au moyen du potassium, comme celle de l'acide chlor-

Iode.....	99,22
Hydrogène.....	0,78
	100,00

Préparation. — On ne peut préparer l'acide iodhydrique en traitant un iodure par l'acide sulfurique, parce qu'il se formerait dans ce cas un mélange d'acide iodhydrique et d'acide sulfureux.

On obtient l'acide iodhydrique pur en décomposant par l'eau l'iodure de phosphore. Il se forme de l'acide phosphoreux et de l'acide iodhydrique :



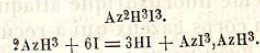
IODURE D'AZOTE.

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



(*) FLUOR.

Fl. — Équivalent = 237,5 ou 19.

On admet que le spath fluor renferme un corps simple appelé fluor ou *phthore*, qui n'a pu être isolé jusqu'à présent. Mais ses combinaisons présentent une certaine analogie avec celles des trois métalloïdes précédents.

ACIDE FLUORHYDRIQUE. HFl.

Équivalent = 250,0 ou 20.

Le composé que les minéralogistes ont décrit sous le nom de *spath fluor* a été considéré pour la première fois par M. Ampère comme une combinaison de fluor et de calcium, analogue au chlorure, au bromure et à l'iodure de calcium.

On donne le nom d'acide *fluorhydrique* ou *phthorhydrique* à l'acide qu'on obtient par l'action de l'acide sulfurique sur le fluorure de calcium.

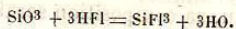
Propriétés. — L'acide fluorhydrique est liquide; il répand à l'air des fumées épaisses, entre en ébullition vers 26°; sa densité est 1,06.

Une goutte de cet acide que l'on jette dans l'eau s'y dissout en faisant entendre un sifflement comparable à celui que produirait un fer rouge plongé dans ce liquide.

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 et le plomb, décomposent l'acide fluorhydrique, s'emparent du fluor et dégagent l'hydrogène.

La propriété la plus remarquable de l'acide fluorhydrique, c'est son action sur la silice seule ou combinée. A la température ordinaire, l'acide fluorhydrique attaque la silice pour former de l'eau et un corps gazeux qui a reçu le nom de *fluorure de silicium* ou *acide fluosilicique* :



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 et 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'acide fluorhydrique en dissolution, la vapeur de cet acide. 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.

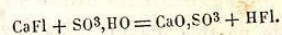
On utilise souvent dans l'analyse l'action de l'acide fluorhydrique sur les substances siliceuses pour attaquer les silicates, qui résistent à l'action de presque tous les acides.

M. Louyet a découvert récemment plusieurs faits importants pour l'histoire de l'acide fluorhydrique.

D'après ce chimiste, l'acide liquide, que l'on avait considéré jusqu'à présent comme un acide anhydre, est un hydrate. Cet acide, distillé sur de l'acide phosphorique anhydre, perd son eau et donne naissance à un gaz incolore, fumant à l'air comme les hydracides précédents; ce gaz serait le véritable acide fluorhydrique anhydre, qui se rapprocherait ainsi complètement des acides chlorhydrique, iodhydrique et bromhydrique.

Analysc. — 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 :

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

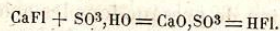
qui donne x , H et Ca représentant deux nombres connus.

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 et récemment bouilli :



L'opération ne peut être faite dans une cornue de verre, qui serait attaquée par l'acide fluorhydrique; on emploie ordinairement un appareil distillatoire de plomb, qui se compose d'une cornue pouvant se démonter en deux parties (fig. 56 et 57).

On introduit en A une partie de spath fluor pulvérisé sur le-

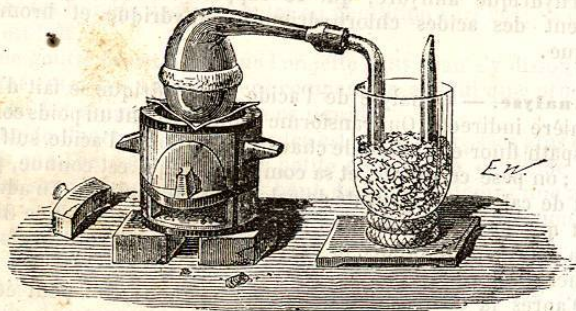


Fig. 55.

quel 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 qui plonge dans l'eau froide.

En élevant la température à 130° 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.

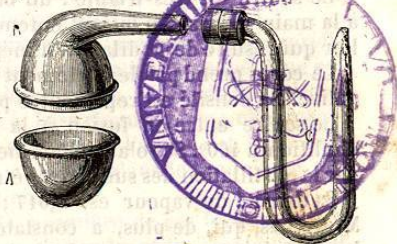


Fig. 56.

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. (Frémy.)

SOUFRE.

S. — Equivalent = 200 ou 16.

État naturel. — Le soufre est très-répandu 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 fait partie d'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 et disséminés sur du sulfate de strontiane.

Propriétés. — Le soufre est un corps solide à la température 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 de la dilatation inégale de ses molécules.

Ce corps prend par le frottement l'électricité résineuse ou négative. Sa densité est représentée par le nombre 2,087.

Le soufre entre en fusion à la température de 110° et en ébullition à 460°. Sa volatilité permet de le débarrasser aisément par la distillation des substances étrangères qu'il peut contenir.

Sa densité de vapeur est 6,617 ; elle a été déterminée par M. Dumas, qui, de plus, a constaté les modifications que subit le soufre entre son point de fusion et son point de volatilisation.

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 260°, 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.

Le soufre mou possède une capacité calorifique plus grande que celle du soufre ordinaire. Lorsqu'on le porte à 100°, il revient beaucoup plus rapidement à son état normal que lorsqu'on l'abandonne à lui-même à la température ordinaire, et dégage une certaine quantité de chaleur en changeant de chaleur spécifique. (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 à 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 retiré de certaines combinaisons peut se présenter à l'état solide ou à l'état mou ; l'eau régale sépare du sulfure de cuivre du soufre mou de couleur citrine. (M. Selmi.)

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 ; elle appartient au quatrième système cristallin ; l'autre est le prisme oblique à base rhomboïdale, et rentre dans le cinquième système cristallin. (M. Mitscherlich.)

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.

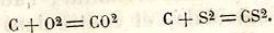
Le soufre possède une grande affinité pour l'oxygène. Il brûle dans ce gaz ou dans l'air à une température d'environ 250°, en produisant une belle flamme bleue et une odeur piquante, caractéristique, qui est celle des allumettes qu'on enflamme. Le produit de cette combustion est l'acide sulfureux, qui 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 grand flacon rempli d'oxygène.

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'à l'état naissant, c'est-à-dire au moment où ils sortent d'une combinaison.

Le soufre s'unit aussi au chlore, au brome, à l'iode et à la plupart des métaux. Quelques métaux, comme le fer, le cuivre, l'argent, peuvent même 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 sulfo-carbonique*, pour rappeler les analogies chimiques qu'il présente avec l'acide carbonique :



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 liquation, 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

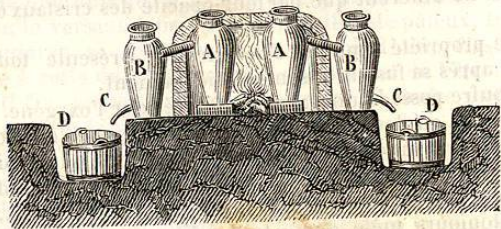


Fig. 37.

condenser (fig. 58). La seconde distillation s'exécute avec plus de soin, 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. Lors-

que 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. 59). B représente une chaudière dans laquelle le soufre est sou-

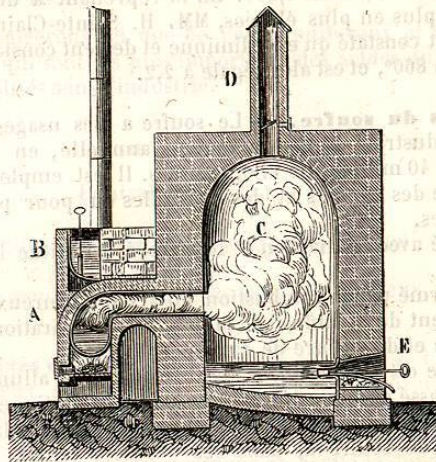


Fig. 58.

mis à une première fusion; A est la cornue de distillation, C la chambre de condensation, D la cheminée qui laisse perdre le gaz, E l'ouverture par laquelle le soufre s'écoule.

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.

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 tuyaux de terre réfractaire ou de fonte, maçonnés horizontalement dans des *fourneaux de galères*. Le soufre est condensé dans un récipient de fonte recouvert d'une lame de plomb.

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 qu'on met en communication avec un récipient également de verre. Cette distillation ne présente aucune difficulté, et fournit du soufre très-pur.

Densité de vapeurs du soufre. — Le soufre en vapeurs présente une particularité très-remarquable. Sa densité prise à 500° par M. Dumas est 6,654. En la reprenant à des températures de plus en plus élevées, MM. H. Sainte-Claire-Deville et Troost ont constaté qu'elle diminue et devient constante à partir d'environ 860°, et est alors égale à 2,2.

Usages du soufre. — Le soufre a des usages nombreux dans l'industrie; sa consommation annuelle, en France, est d'environ 40 millions de kilogrammes. Il est employé souvent pour faire des moules et des médailles ou pour prendre des empreintes.

Mélangé avec le charbon et le nitre, il constitue la poudre à tirer.

Transformé par la combustion en acide sulfureux, il sert au blanchiment de la laine et de la soie, à la préparation de l'acide sulfurique et du sulfure de carbone.

Le soufre est employé dans la fabrication des allumettes.

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, dans ces derniers temps, 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^2 ; l'autre, moins oxygéné que l'acide sulfurique, fut appelé acide hyposulfurique S^2C^3 . 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 récemment; il a fallu leur donner des dénominations particulières. Ces nouveaux acides peuvent être placés à côté de l'acide hyposulfurique S^2O^3 ; ils contiennent tous le même nombre d'équivalents d'oxy-

gène, tandis que les équivalents du 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^3 acide hyposulfurique de Gay-Lussac et Welter.
L'acide trithionique, S^3O^3 acide sulphyposulfurique de M. Langlois.
L'acide tétrathionique, S^4O^3 acide hyposulfurique bisulfuré de MM. Fordos et Gélis.
L'acide pentathionique, S^5O^3 acide découvert récemment par MM. Fordos et Gélis.

Nous ne parlerons ici que de l'acide sulfureux et de l'acide sulfurique, qui sont les plus importants des acides du soufre et les seuls utilisés dans l'industrie.

ACIDE SULFUREUX. SO^2 .

Équivalent = 400 ou 32.

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 combustion; 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 de 2,234.

Il se liquéfie par un froid de -45° . M. 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; en jetant du soufre dans une cheminée dont la suie est enflammée, on détermine la combustion du soufre, qui, se transformant en acide sulfureux, absorbe l'oxygène de l'air et éteint rapidement le feu, si l'on a soin d'empêcher l'accès de l'air en fermant l'ouverture de la cheminée.

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. L'hydrogène et le carbone décomposent l'acide sulfureux à une température élevée, et se combinent à la fois avec l'oxygène et le soufre contenus dans cet acide.

Lorsqu'on expose à la radiation solaire un mélange de chlore

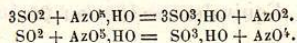
sec et d'acide sulfureux, on obtient un nouveau corps appelé *acide chlorosulfurique* (SO^2Cl), dont on doit la découverte à M. Regnault.

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 : $\text{SO}^2\text{Cl} + \text{HO} = \text{SO}^3 + \text{HCl}$.

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

L'acide sulfhydrique décompose l'acide sulfureux à la température ordinaire et sous l'influence de l'humidité, en produisant de l'eau et du soufre : $2\text{HS} + \text{SO}^2 = 2\text{HO} + \text{S}^3$.

L'acide azotique agit vivement sur l'acide sulfureux, même à la température ordinaire, et le transforme en acide sulfurique; il se dégage du deutoxyde d'azote ou de l'acide hypo-azotique :



Cette réaction est utilisée dans la préparation en grand de l'acide sulfurique.

L'acide sulfureux est soluble dans l'eau; il peut former un hydrate cristallin qui se dépose lorsqu'on fait arriver du gaz sulfureux humide dans un vase refroidi à -40° . On a obtenu récemment d'autres combinaisons cristallisées d'acide sulfureux et d'eau.

L'eau dissout environ 30 fois son volume d'acide sulfureux à la température de 20° et sous la pression de $0^m,76$.

La dissolution d'acide sulfurique présente toutes les propriétés chimiques du gaz sulfureux. Elle se comporte comme un acide énergique, et peut même dissoudre plusieurs métaux en dégageant de l'hydrogène. On doit la conserver à l'abri du contact de l'air, parce que l'acide sulfureux absorbe rapidement l'oxygène et se transforme en acide sulfurique.

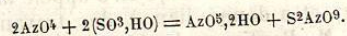
L'acide sulfureux a la propriété de décolorer la plupart des matières colorantes organiques: ainsi, des violettes que l'on plonge dans une dissolution d'acide sulfureux deviennent en peu de temps complètement blanches. Cet acide, en blanchissant les matières colorantes, ne les détruit pas; lorsqu'on plonge les violettes décolorées par l'acide sulfureux dans une liqueur alcaline, l'acide sulfureux se trouvant neutralisé par la base, les violettes se colorent en vert: cette couleur verte provient de la réaction de la liqueur alcaline sur la couleur bleue de la violette qui s'est régénérée. Les roses sont aussi décolorées par l'acide sulfureux: elles reprennent une couleur d'un rouge carmin quand on les plonge dans de l'acide sulfurique étendu d'eau.

La propriété que présente l'acide sulfureux d'agir sur certaines matières colorantes est utilisée dans le blanchiment de la soie et de la laine: ces substances ne peuvent être blanchies par le chlore, qui leur communiquerait une teinte jaunâtre.

(*) L'acide sulfureux réagit sur l'acide hypo-azotique et forme un composé solide cristallisant en prismes droits rectangulaires à quatre pans que nous nommerons *acide azotosulfurique*. Ce corps a été examiné récemment avec le plus grand soin par M. de la Provostaye, qui en a fixé les principales propriétés et la composition.

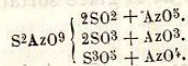
L'acide azotosulfurique a pour formule S^2AzO^9 ; on peut l'obtenir facilement en faisant réagir dans un tube de verre fermé aux deux bouts un mélange d'acide sulfureux liquide et d'acide hypo-azotique. Il se dépose bientôt dans le tube des cristaux d'acide azotosulfurique, et il se forme en outre un liquide bleu dont la nature n'a pas été déterminée.

(*) L'acide azotosulfurique se produit encore, selon Gay-Lussac, en mettant en contact de l'acide sulfurique monohydraté et de l'acide hypo-azotique :



L'acide azotosulfurique est décomposé par l'eau en produisant de l'acide sulfurique et des vapeurs nitreuses qui se dégagent. On peut le chauffer sans le décomposer; il entre en fusion à 230° , et produit un liquide jaune qui se prend en une masse soyeuse par le refroidissement, et se volatilise à une température plus élevée.

(*) Plusieurs hypothèses ont été émises sur la constitution de l'acide azotosulfurique. On peut, en effet, représenter sa composition de différentes manières :



Comme il nous paraît impossible de décider actuellement quel est le groupement moléculaire de l'acide azotosulfurique, nous représenterons ce composé par la formule S^2AzO^9 , qui indique seulement les rapports des éléments constituant la combinaison.

L'acide azotosulfurique se formant quelquefois dans l'intérieur des chambres de plomb où se fabrique l'acide sulfurique, on lui a donné le nom de *cristaux des chambres de plomb*.

On attribuait autrefois un rôle important à ces cristaux dans la théorie de la fabrication de l'acide sulfurique; mais il est dé-

montré aujourd'hui que l'acide azotosulfurique ne se forme qu'accidentellement dans les chambres de plomb, lorsque l'eau ne s'y trouve pas en quantité suffisante.

Propriétés de l'acide sulfureux liquide. — Cet acide est incolore, très-fluide, très-volatil; il entre en ébullition à -10° . Sa densité est 1,45. En s'évaporant subitement, il produit un froid assez considérable pour solidifier le mercure et liquéfier quelques gaz, comme le chlore, l'ammoniaque, etc. L'acide sulfureux évaporé dans le vide produit un froid qui peut descendre jusqu'à -68° . Dans cette expérience, une partie de l'acide sulfureux se solidifie. (M. Bussy.)

Il se congèle lorsqu'on l'expose au froid produit par le mélange d'éther et d'acide carbonique solide. (M. Faraday.)

L'acide sulfureux liquide, projeté dans une capsule de platine chauffée au rouge, ne disparaît pas subitement, et il se conserve pendant longtemps à l'état liquide, en affectant une forme sphéroïdale.

Cette expérience constitue ce qu'on a appelé la *caléfaction de l'acide sulfureux*, et a donné lieu à des travaux intéressants que l'on doit à M. Boutigny; l'acide sulfureux, jeté sur une plaque métallique rouge, se maintient à une température inférieure à celle qui représente son point d'ébullition, par conséquent au-dessous de -10° . Aussi, lorsqu'on le met, dans cet état, en contact avec l'eau, ce dernier liquide se congèle aussitôt. L'expérience se fait ordinairement dans une petite capsule de platine que l'on porte au rouge en la plaçant dans le moufle d'un fourneau de coupelle. En y versant de l'acide sulfureux liquide et quelques gouttes d'eau, on retire aussitôt de la glace.

On remarquera tout ce qu'offre de curieux cette expérience qui donne pour résultat de la glace sortant d'un moufle chauffé au rouge.

(*) **Composition de l'acide sulfureux.** — Le soufre brûlé dans l'oxygène pur donne un volume d'acide sulfureux qui est sensiblement le même que celui de l'oxygène employé (fig. 60). Un volume d'acide sulfureux contient donc un volume d'oxygène.

Si l'on retranche de la densité de l'acide sulfureux la densité de l'oxygène, la différence est le poids du soufre contenu dans un volume d'acide sulfureux :

$$2,23400 = \text{densité de l'acide sulfureux.}$$

$$1,10563 = \text{densité de l'oxygène.}$$

$$1,12837 = \text{soufre.}$$

Le nombre 1,12837 représente sensiblement le sixième de la densité de la vapeur de soufre obtenue directement par M. Dumas; un volume d'acide sulfureux contient donc un sixième de volume de vapeur de soufre.

La quantité d'acide sulfureux qui sature un équivalent de base est 400. Ce nombre se compose de 1 équivalent de soufre = 200, et de 2 équivalents d'oxygène = 200. La formule de l'acide sulfureux est SO_2 , représentant 3 volumes formés de 2 volumes d'oxygène et d'un tiers de volume de vapeur de soufre.



Fig. 59.

Préparation de l'acide sulfureux gazeux. — Dans l'industrie, on produit toujours l'acide sulfureux en brûlant le soufre à l'air.

Dans les laboratoires, on prépare cet acide par différents procédés dont nous ferons connaître les principaux :

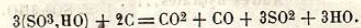
1° On chauffe dans un ballon de verre un mélange de 4 parties de soufre et de 5 parties de peroxyde de manganèse :



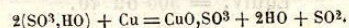
Il se forme ainsi du protoxyde de manganèse, de l'acide sulfureux et en même temps une petite quantité de sulfate de manganèse. (M. Berthier.)

2° On introduit dans un ballon de verre un mélange d'acide sulfurique et de charbon ou de sciure de bois, que l'on chauffe ensuite avec précaution : dans ce mode de préparation, on produit toujours de l'acide carbonique, de l'oxyde de carbone et des traces d'hydrogène carboné; on ne peut donc employer cette méthode, d'ailleurs très-économique, que dans les cas où l'acide carbonique et l'oxyde de carbone ne nuisent pas.

Voici la formule qui représente cette réaction :



3° En chauffant, dans un petit ballon de verre, du cuivre, du mercure ou de l'argent avec de l'acide sulfurique concentré :



Préparation de l'acide sulfureux liquide. — L'acide sulfureux est un des gaz qui se liquéfient le plus facilement.

Pour l'obtenir à l'état liquide, on attaque dans un ballon du cuivre par de l'acide sulfurique concentré, et l'on fait communiquer le tube de dégagement avec un tube condensateur plongé dans un mélange de glace pilée et de sel marin.

On voit se condenser bientôt un liquide incolore et très-mobile qui est l'acide sulfureux. Ce corps doit être conservé dans des tubes de verre fermés aux deux bouts.

Préparation de l'acide sulfureux en dissolution dans l'eau. — La dissolution d'acide sulfureux est souvent employée dans les laboratoires comme réactif. On l'obtient en faisant rendre le gaz sulfureux dans de l'eau distillée que l'on a purgée d'air par l'ébullition. L'acide sulfureux passe d'abord dans un premier flacon laveur qui retient l'acide sulfurique entraîné par le dégagement du gaz, qui se fait toujours rapidement, et se dissout ensuite dans les autres flacons (voyez la fig. 46, p. 149).

La dissolution d'acide sulfureux, étant altérée par l'oxygène de l'air, doit être mise dans un flacon qu'elle remplit entièrement.

Toutefois, la dissolution d'acide sulfureux contient presque toujours une petite quantité d'acide sulfurique, et même, d'après M. Jacquelin, des traces d'acide hyposulfurique.

Usages. — L'acide sulfureux est employé dans la fabrication de l'acide sulfurique, dans le blanchiment de la soie, de la laine, etc., et pour enlever les taches de fruits ou de vin sur les vêtements. Introduit dans les tonneaux, il prévient la fermentation du vin et des boissons alcooliques.

Il sert aussi, en médecine, dans le traitement des maladies de la peau.

ACIDE SULFURIQUE.

L'acide sulfurique occupe un rang des plus importants parmi les produits employés dans l'industrie.

Cet acide peut être étudié sous plusieurs états différents :

Acide sulfurique anhydre.....	= SO ³ .
Acide de Nordhausen.....	= (SO ³) ₂ .HO.
Acide monohydraté du commerce.	= SO ³ .HO.
Autres hydrates.....	{ = SO ³ .2HO. = SO ³ .3HO.

ACIDE SULFURIQUE ANHYDRE. SO³.

Equiv. = 500 ou 40.

L'acide sulfurique anhydre est solide à la température ordinaire et se présente en houppes blanches et soyeuses comme

l'amiant. On peut le comprimer entre les doigts sans qu'il les brûle. Sa densité, d'après M. Bussy, est 1,97. Il entre en fusion à 20°, et se volatilise à une température qui ne dépasse point 30°. Le point d'ébullition de l'acide sulfurique anhydre étant très-rapproché de son point de fusion, il arrive quelquefois qu'en chauffant rapidement l'acide sulfurique pour le faire fondre, on le fait passer aussitôt à l'état de vapeur ; il peut se produire alors une sorte de détonation.

(*) La densité de vapeur de l'acide sulfurique anhydre est 2,773. (M. Mitscherlich.)

(*) L'acide sulfurique anhydre a la propriété de dissoudre le soufre, et produit alors des composés qui, selon la proportion de soufre, peuvent être bruns, verts ou bleus.

Soumis à l'influence d'une chaleur rouge, l'acide sulfurique anhydre se décompose en acide sulfureux et en oxygène.

L'acide sulfurique anhydre possède une grande affinité pour l'eau ; mis en contact avec ce liquide, il s'hydrate en faisant entendre un bruit semblable à celui que produit le fer rouge plongé dans l'eau. C'est à cause de cette grande affinité pour l'eau qu'il brûle et noircit la plupart des matières organiques. Exposé à l'air, il répand des vapeurs blanches très-épaisses, et attire rapidement l'humidité.

(*) L'acide sulfurique anhydre est formé, en centièmes, de :

Soufre.....	=	40,00
Oxygène.....	=	60,00
		100,00

Préparation de l'acide sulfurique anhydre. — On peut,

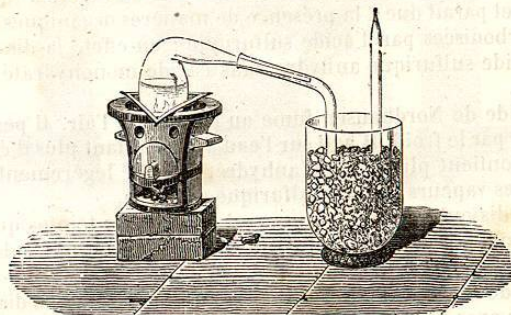


Fig. 60.

comme on l'a vu précédemment, préparer l'acide sulfurique