

sulfurique bouilli et deux parties d'eau)  $S^2O^6$  dissous +  $O = S^2O^7$  dissous avec absorption de  $13^c,8$ ; il se produit simultanément un peu d'eau oxygénée quand l'acide est plus concentré. L'acide persulfurique se produit aussi dans l'action de l'eau oxygénée sur l'acide sulfurique concentré.

*Propriétés.* — L'acide anhydre se conserve pendant plusieurs jours à la température de  $0^c$ . Sa dissolution aqueuse se décompose plus rapidement :  $S^2O^7$  dissous +  $2HO = S^2O^6,2HO$  dissous +  $O$  en dégageant  $13^c,8$ . La présence d'un grand excès d'acide sulfurique en augmente la stabilité. La mousse de platine en active la décomposition. L'acide persulfurique se dissout dans l'acide sulfurique concentré sans dégager d'oxygène. Au contact de l'eau, il se dissout avec effervescence en dégageant de l'oxygène.

Additionné d'eau de baryte, il se décompose partiellement en donnant du sulfate de baryte et dégageant de l'oxygène; une autre partie forme du persulfate de baryte soluble, qui se décompose ensuite lentement.

L'acide persulfurique oxyde à froid l'acide sulfureux, l'iodure de potassium, le sulfate de protoxyde de fer, le protochlorure d'étain. Il n'oxyde à froid ni l'acide arsénieux, ni l'acide oxalique. Il se distingue de l'eau oxygénée en ce qu'il est sans action sur le permanganate de potasse et sur l'acide chromique.

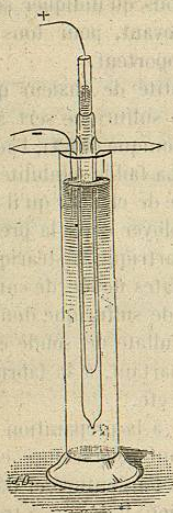


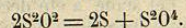
Fig. 159. — Préparation de l'acide persulfurique.

#### ACIDE HYPOSULFUREUX.

Équivalent  $S^2O^3,HO = 57$

Poids atomique  $S^2O^3H^2 = 114$ .

**260. Production des hyposulfites.** — L'acide hyposulfureux n'a pu être étudié à l'état libre, parce qu'il se décompose au milieu de sa dissolution en soufre et acide sulfureux. Quand on verse de l'acide chlorhydrique dans une dissolution d'un hyposulfite alcalin, la liqueur, qui reste quelques instants limpide, devient bientôt laiteuse, par suite de la mise en liberté du soufre; en même temps, elle dégage de l'acide sulfureux :

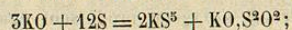


Cependant, si on traite de l'hyposulfite de plomb en suspension dans l'eau froide par un courant d'acide sulfhydrique, on obtient de l'acide hyposulfureux qui peut se conserver, sans altération, pendant plusieurs heures.

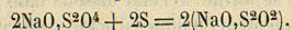
Les hyposulfites prennent naissance, soit par l'oxydation lente du soufre en présence des bases, soit par la réduction des sulfites; exemples :

1° Oxydation du bisulfure de calcium à l'air :  $CaS^2 + 3O = CaO, S^2O^3$ .

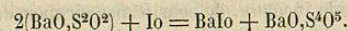
2° Ébullition d'une dissolution de potasse avec de la fleur de soufre :



3° Réduction du sulfite de soude par le soufre à l'ébullition :



*PROPRIÉTÉS.* — Les hyposulfites solubles décolorent la solution alcoolique d'iode, avec formation d'iodure et de tétrathionate (réaction caractéristique) :



Ils dissolvent les chlorure, bromure et iodure d'argent. La photographie utilise cette propriété : le papier (ou la plaque photographique), imprégné du composé d'argent, est plongé dans une dissolution d'hyposulfite de soude après avoir été exposé à la lumière solaire dans la chambre obscure. Les chlorure, bromure et iodure d'argent, qui n'ont pas subi l'action de la lumière, se dissolvent, tandis que la partie altérée par la lumière se change en sulfure d'argent insoluble. La photographie utilise un hyposulfite double d'or et de soude ( $AuO, S^2O^3 + 5NaO, S^2O^3 + 4HO$ ) obtenu par MM. Fordos et Gélis.

#### ACIDE HYDROSULFUREUX $S^2O^5,HO$ . — $S^2O^3H$

**261. Acide hydrosulfureux.** — Cet acide résulte de l'action du zinc sur l'acide sulfureux combiné avec un alcali (M. Schützenberger). Dans un flacon à large goulot on met des copeaux de zinc, sans les tasser, de manière à ce qu'ils occupent toute la capacité du vase, que l'on remplit ensuite avec une dissolution concentrée et froide de bisulfite de soude récemment préparée et bien saturée d'acide sulfureux; on bouche le flacon et on le plonge dans l'eau froide. Au bout d'un quart d'heure la réaction est terminée. L'acide est alors combiné avec la soude à l'état d'hydrosulfite de soude  $NaO, S^2O^5$  mêlé avec du sulfite double de sodium et de zinc que l'on précipite par l'addition d'alcool où ce sel est insoluble.

On ne connaît pas l'acide hydrosulfureux à l'état libre; si on essaie de l'isoler en traitant l'hydrosulfite de soude par l'acide sulfurique étendu, on obtient un liquide d'un beau jaune orangé foncé, doué d'un pouvoir décolorant plus intense que l'acide sulfureux, mais qui est très instable et se décompose rapidement : la liqueur se trouble, dépose du soufre et devient incolore.

L'hydrosulfite de soude est très avide d'oxygène; c'est un décolorant énergique. Il sert à doser l'oxygène dissous dans les eaux courantes : on les colore d'abord avec un peu de bleu d'aniline, et on verse la liqueur titrée d'hydrosulfite jusqu'à décoloration; l'hydrosulfite n'agit sur le bleu d'aniline que lorsqu'il ne trouve plus, dans l'eau, d'oxygène libre à absorber.

#### ACIDE HYPOSULFURIQUE.

Équivalent  $S^2O^5,HO = 81$ .

Poids atomique  $S^2O^5H^2 = 162$ .

**262. Préparation. Propriétés.** — L'acide hyposulfurique, découvert par Gay-Lussac et Welter en 1819, s'obtient en décomposant par l'acide sulfurique l'hyposulfate de baryte<sup>1</sup> en dissolution. La liqueur est évaporée dans

1. Pour obtenir l'hyposulfate de baryte, on prépare d'abord l'hyposulfate de manganèse en faisant passer un courant d'acide sulfureux dans de l'eau froide tenant en suspension du bioxyde de manganèse :  $MnO^2 + S^2O^4 = MnO, S^2O^3$ ; il se produit en même temps un peu de sulfate de manganèse, si la température n'est pas très voisine de  $0^c$ . On ajoute ensuite à la liqueur du sulfure de baryum, qui en agissant sur l'hyposulfate et le sulfate de manganèse donne de l'hyposulfate de baryte soluble, en même temps que du sulfate de baryte et du sulfure de manganèse insolubles qui se précipitent.

le vide jusqu'à ce qu'elle ait une densité égale à 1,547; si l'on continue l'évaporation, il y a décomposition lente.

On a ainsi un liquide incolore, de consistance sirupeuse, inaltérable à froid par l'oxygène, par le chlore et l'acide azotique. Ces réactifs le transforment à chaud en acide sulfureux. C'est un acide monobasique.

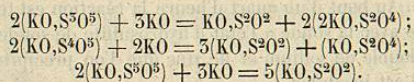
Les hyposulfates sont solubles dans l'eau; soumis à l'action de la chaleur, ils donnent de l'acide sulfureux et un sulfate. Ils cristallisent en prismes hexagonaux; ils sont hémidiérisés et ont un pouvoir rotatoire. (M. Pape, M. Bichat.)

### SÉRIE THIONIQUE

**263. Composition.** — L'acide hyposulfurique, combiné avec du soufre, forme trois acides présentant entre eux de grandes analogies :

$S^5O^5,HO$	acide hyposulfurique monosulfuré, ou acide trithionique.
$S^4O^5,HO$	— — bisulfuré — tétrathionique.
$S^3O^5,HO$	— — trisulfuré — pentathionique.

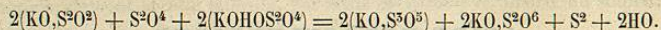
Ces trois acides sont liquides et incolores, monobasiques; ils se décomposent spontanément à froid par la concentration dans le vide; ils se décomposent à l'ébullition, même quand ils sont étendus. Ils sont attaqués à froid par l'oxygène, par le chlore et par l'acide azotique. Tous sont transformés par la potasse, à une température peu élevée, en sulfite et en hyposulfite :



À une température plus élevée, ils donnent avec la potasse un sulfate et un hyposulfite, avec production de sulfure pour les deux derniers.

On les obtient en traitant leur sel de baryte par l'acide sulfurique étendu.

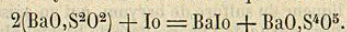
**264. Préparation des sels.** — 1° Le *trithionate de potasse* a été obtenu par Langlois en faisant digérer, à 50°, du soufre avec du bisulfite de potasse; la liqueur se colore d'abord en jaune, puis se décolore. Le soufre transformé d'abord une partie du bisulfite en hyposulfite et acide sulfureux (M. Mathieu Plessy) :  $2(KOHO, S^2O^4) + 2S = 2(KOS^2O^3) + S^2O^4 + 2HO$ . L'hyposulfite réagit ensuite sur une autre partie du bisulfite et sur l'acide sulfureux en donnant du trithionate, du sulfate et un dépôt de soufre :



On peut le préparer en faisant passer à la température de 25° un courant d'acide sulfureux dans une dissolution concentrée d'hyposulfite de soude, jusqu'à ce que la liqueur ait une teinte jaune, et l'odeur persistante de l'acide sulfureux. On peut aussi mélanger directement des solutions concentrées de bisulfite de potasse, d'hyposulfite de potasse et d'acide sulfureux.

Pour isoler l'acide, on évapore, puis on redissout le trithionate par l'eau alcoolisée, et on précipite la potasse par l'acide perchlorique.

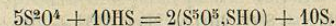
2° Le *tétrathionate de baryte* a été préparé par Fordos et Gélis en faisant agir l'iode sur l'hyposulfite de baryte. Le tétrathionate de baryte cristallise; on enlève l'iodure de baryum et l'excès d'iode par l'alcool :



En traitant le tétrathionate dissous dans l'eau par l'acide sulfurique ajouté

goutte à goutte, on obtient l'acide tétrathionique, que l'on concentre par l'évaporation dans le vide.

3° L'acide *pentathionique* paraît se produire dans l'action de l'acide sulfhydrique sur l'acide sulfureux arrivant à volumes égaux dans de l'eau tiède :



Dans les pentathionates, le rapport de l'oxygène de l'acide à l'oxygène de la base est de 5 à 1, tandis que, dans les hyposulfites, il est de 2 à 1.

La solution alcoolique d'iode n'est pas décolorée par les pentathionates, tandis qu'elle l'est par les hyposulfites. — Des expériences récentes ont mis en doute l'existence de l'acide pentathionique.

### COMPOSÉS HYDROGÈNES DU SOUFRE

Le soufre forme avec l'hydrogène deux composés hydrogénés : HS et  $HS^2$ , qui correspondent à HO et à  $HO^2$ .

### ACIDE SULFHYDRIQUE.

Équiv. HS = 17. — 2 vol. ou  $HS^2 = 34$ . — 4 vol. Poids atom.  $H^2S = 34$

**265. Historique.** — Le gaz acide sulfhydrique a été étudié, en 1775, par Rouelle, qui l'appela *air puant*, à cause de son odeur fétide. Scheele ayant reconnu sa composition, en 1777, le nomma *hydrogène sulfuré*.

### 266. Synthèse de l'acide sulfhydrique.

Le sulfure d'hydrogène ou acide sulfhydrique peut, comme l'oxyde d'hydrogène, ou eau, s'obtenir par la combinaison directe des éléments. Il suffit de chauffer en vase clos du soufre avec de l'hydrogène<sup>1</sup> à la température de 440°.

### 267. Préparation.

On peut obtenir l'acide sulfhydrique en traitant par l'acide chlorhydrique étendu le sulfure de calcium (obtenu en calcinant le sulfate de chaux avec du charbon)  $CaS + HCl = CaCl + HS$ ; avec dégagement de 7°8.

1° On prépare ordinairement l'acide sulfhydrique, en décomposant le sulfure de fer,  $FeS$ , par un acide étendu, l'acide sulfurique par exemple. L'appareil que l'on emploie est analogue à celui qui sert à la préparation de l'hydrogène. Dans un flacon (fig. 160) à une tubulure

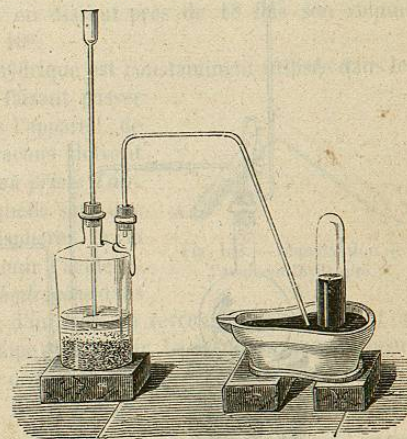
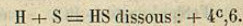
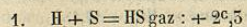
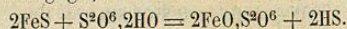
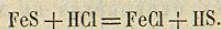


Fig. 160. — Préparation de l'acide sulfhydrique par le sulfure de fer.

latérale, rempli aux deux tiers d'eau, on met du sulfure de fer en fragments (100 gr. environ). On verse ensuite par le tube à entonnoir de l'acide sulfurique; il se produit du sulfate de fer et du gaz acide sulfhydrique qui se dégage; on le recueille sur la cuve à mercure :



On peut, dans cette préparation, comme dans celle de l'hydrogène, remplacer l'acide sulfurique par l'acide chlorhydrique<sup>4</sup>. On trouve un avantage à cette modification : c'est que le chlorure de fer est très soluble, tandis que le sulfate cristallise facilement et, enveloppant le sulfure de fer, arrête la réaction. On a alors :



Le gaz ainsi préparé n'est pas pur; il contient un peu d'hydrogène, parce qu'il y a toujours un peu de fer libre dans le sulfure de fer employé. Ce sulfure est obtenu en projetant, dans un creuset chauffé au rouge, un mélange de poids égaux de soufre en fleur et de fer en limaille. La combinaison s'effectue, mais il peut rester un peu de fer libre.

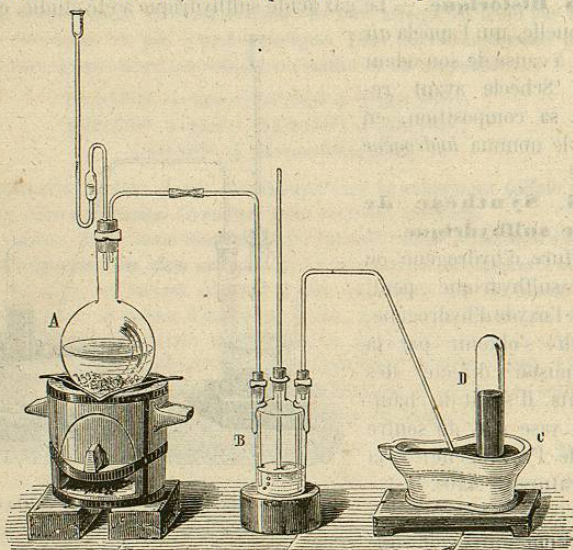
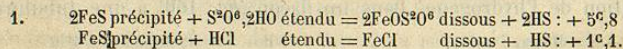


Fig. 161. — Préparation de l'acide sulfhydrique par le sulfure d'antimoine.

2° Pour obtenir l'acide sulfhydrique parfaitement pur, on chauffe dans un ballon d'un litre (fig. 161) 200 gr. de sulfure d'antimoine naturel avec 200 gr. d'acide chlorhydrique concentré. Il se produit dans cette réaction du chlorure d'antimoine et de l'acide sulfhydrique :



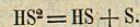
Comme le gaz peut, en se dégageant, entraîner un peu d'acide chlorhydrique, il faut le faire passer dans un flacon laveur, contenant de l'eau ou une dissolution d'un sulfure alcalin; il se dessèche ensuite en traversant une éprouvette à pied, pleine de chlorure de calcium. On le reçoit sur la cuve à mercure.

*Théorie de la réaction.* — La réaction ne se produit qu'avec l'acide chlorhydrique concentré; cet acide contenant, outre un hydrate défini stable ( $\text{HCl} + 12\text{HO}$ ), un hydrate ( $\text{HCl} + 4\text{HO}$ ) en dissociation et, par suite du gaz acide chlorhydrique anhydre. Cet acide n'a besoin d'absorber, pour être décomposé, qu'une quantité de chaleur moindre que l'acide étendu. Avec l'acide étendu il n'y aurait pas attaque du sulfure d'antimoine, la réaction inverse :  $\text{SbCl}^3$  dissous +  $3\text{HS}$  étendu =  $\text{SbS}^3 + 3\text{HCl}$  étendu, étant au contraire susceptible de se produire<sup>4</sup>. (M. Berthelot.)

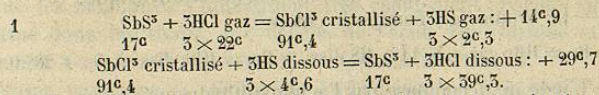
**268. Propriétés physiques.** — L'acide sulfhydrique est un gaz incolore, d'une odeur fétide, rappelant celle des œufs pourris. Sa densité est 1,1912; par suite, 1 litre de ce gaz pèse 1<sup>er</sup>, 293 × 1,1912 = 1<sup>er</sup>, 540. Un litre d'eau en dissout 4<sup>m</sup>, 57 à 0°, et seulement 3<sup>m</sup>, 25 à la température de 15°. L'alcool en dissout près de 18 fois son volume à 0°, et 12 fois son volume à 10°.

La dissolution d'acide sulfhydrique est constamment utilisée dans les laboratoires; on l'obtient en faisant passer un courant de ce gaz dans l'appareil de Wouff (fig. 145), dont les flacons doivent contenir de l'eau bouillie, bien privée d'air.

L'acide sulfhydrique se liquéfie sous une pression d'environ 10 atmosphères, à la température de 0°. Pour obtenir l'acide liquéfié, on met du bisulfure d'hydrogène dans l'une des branches (fig. 162) d'un tube en verre recourbé, et on ferme l'autre branche à la lampe d'émailleur. La décomposition du bisulfure se fait à la température ordinaire, en soufre et acide sulfhydrique :



L'acide sulfhydrique se liquéfie par suite de la pression qu'il exerce sur lui-même, et le soufre cristallise en octaèdres.



Pour appuyer cette théorie, M. Berthelot fait l'expérience suivante : On met au fond d'un verre à pied un peu de sulfure d'antimoine et on ajoute de l'acide chlorhydrique concentré, contenant moins d'eau que l'hydrate  $\text{HCl} + 12\text{HO}$ ; il se forme du chlorure d'antimoine qui se dissout, et de l'acide sulfhydrique qui reste aussi en partie dissous; on ajoute alors avec précaution de l'eau à la partie supérieure du liquide, de manière à avoir au-dessus de la dissolution concentrée, une dissolution étendue contenant plus d'eau que l'hydrate  $\text{HCl} + 12\text{HO}$ ; on voit alors la réaction inverse s'y produire, attestée par la formation du précipité rouge orange de sulfure d'antimoine

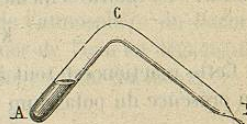


Fig. 162. — Liquéfaction de l'acide sulfhydrique.

L'acide liquéfié a une densité égale à 0,9; il se solidifie à  $-85^{\circ}$ , dans un mélange d'acide carbonique solide et d'éther, en cristaux incolores.

L'acide sulfhydrique forme avec l'eau un hydrate  $HS + 12HO$  dont la tension de dissociation à  $0^{\circ}$  est de  $1^{\text{mm}}$ . (Wöhler, M. de Forcrand.)

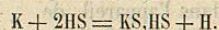
**269. Propriétés chimiques.** — L'acide sulfhydrique est un acide faible; il fait passer la teinture de tournesol au rouge vineux. Il se dissocie, sous l'influence de la chaleur, en soufre et en hydrogène. L'électricité le décompose de même.

**270. Action des corps simples.** — Les corps simples peuvent décomposer l'acide sulfhydrique, les uns pour s'emparer du soufre, les autres pour s'emparer de l'hydrogène.

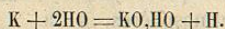
**MÉTAUX.** — Les corps électro-positifs qui, en se combinant avec le soufre, dégagent plus de chaleur que l'hydrogène, décomposent l'acide sulfhydrique, prennent le soufre et mettent l'hydrogène en liberté.

*Exemples.* — Parmi les métaux, l'or et le platine n'ont pas d'action sur le gaz acide sulfhydrique; l'argent et le mercure (M. Berthelot) le décomposent vers  $550^{\circ}$ ; le fer, le zinc, le cuivre, le plomb et l'étain le décomposent à la température ordinaire, en produisant un sulfure et de l'hydrogène.

Le potassium forme, avec l'acide sulfhydrique, un sulfhydrate de sulfure. La moitié seulement de l'hydrogène est mis en liberté :

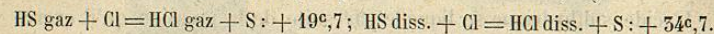


Cette réaction est tout à fait analogue à celle que présente l'eau HO en présence du potassium :



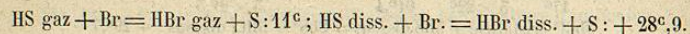
**MÉTALLOÏDES.** — Les métalloïdes électro-négatifs, comme l'oxygène, le chlore et le brome, qui dégagent plus de chaleur que le soufre en se combinant à l'hydrogène (page 42), décomposent l'acide sulfhydrique et s'emparent de l'hydrogène ou à la fois du soufre et de l'hydrogène.

**CHLORE.** — Le *chlore* décompose l'acide sulfhydrique gazeux ou dissous en donnant de l'acide chlorhydrique :

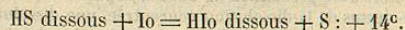


Cette réaction est utilisée pour détruire l'acide sulfhydrique.

**BROME.** — Le brome agit comme le chlore :



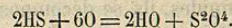
**IODE.** — L'iode ne décompose pas l'acide sulfhydrique gazeux, mais il décompose l'acide sulfhydrique en dissolution. L'action de l'iode sur l'acide sulfhydrique en dissolution est utilisée pour préparer l'acide iodhydrique, et pour doser le soufre contenu dans les eaux minérales :



127 grammes d'iode précipitent 16 grammes de soufre. Si donc on

dissout  $1^{\text{gr}},27$  d'iode dans un litre d'eau, 1 centimètre cube de cette liqueur précipitera  $0^{\text{gr}},00016$  de soufre. La précipitation du soufre est complète au moment où l'iode colore l'empois d'amidon, ajouté à l'eau minérale soumise à l'analyse.

**OXYGÈNE ET AIR SEC.** — L'oxygène et l'air sec n'ont aucune action sur l'acide sulfhydrique sec à la température ordinaire; mais ces gaz réagissent en présence d'un corps enflammé; il se forme alors de l'eau et de l'acide sulfureux avec dégagement de  $126^{\circ}$  :

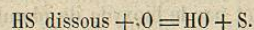


La réaction est complète quand il y a au moins 3 vol. d'oxygène pour 2 vol. d'acide sulfhydrique.

Un charbon imprégné de gaz acide sulfhydrique produit de même une détonation quand on le plonge dans un flacon plein d'oxygène.

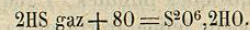
Si le gaz acide sulfhydrique est contenu dans une éprouvette étroite, et qu'on l'enflamme à l'ouverture, l'hydrogène brûle, mais le soufre ne brûle que partiellement, parce que l'oxygène n'arrive pas en quantité suffisante : un dépôt de soufre se forme sur les parois.

**2° OXYGÈNE ET AIR HUMIDE.** — En présence de l'eau, l'oxygène et l'air décomposent l'acide sulfhydrique à la température ordinaire : une dissolution d'acide sulfhydrique, conservée dans un flacon imparfaitement rempli, se décompose peu à peu : l'oxygène de l'atmosphère du flacon s'empare de l'hydrogène de l'acide, pour former de l'eau en dégageant  $29^{\circ},9$ ; le soufre se dépose en poussière blanche au fond du flacon :



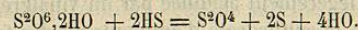
C'est pour cette raison qu'on doit toujours faire la dissolution d'acide sulfhydrique avec de l'eau bouillie, et la conserver dans les flacons pleins, à l'abri du contact de l'air.

En présence des corps poreux, l'action est plus complète; il se forme de l'eau et de l'acide sulfurique avec dégagement de  $188^{\circ},4$  :



M. Dumas a montré que ce phénomène se produit constamment dans les établissements d'eaux minérales sulfureuses : les toiles qui séparent les baignoires s'imprègnent très rapidement d'acide sulfurique, formé dans les tissus, aux dépens de l'acide sulfhydrique et de l'air humide : aussi ces toiles sont-elles rapidement détruites.

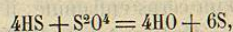
**ACIDE SULFURIQUE.** — Si l'acide sulfhydrique en présence d'un excès d'oxygène et de corps poreux donne de l'acide sulfurique, inversement l'acide sulfhydrique décompose l'acide sulfurique concentré, surtout à chaud, en donnant du soufre et de l'acide sulfureux :



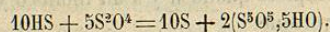
Cette réaction explique pourquoi on ne peut préparer l'acide sulfhy-

drique en attaquant le sulfure d'antimoine par l'acide sulfurique, et pourquoi on ne peut dessécher le gaz acide sulfhydrique par de la ponce imbibée d'acide sulfurique.

**ACIDE SULFUREUX.** — L'acide sulfhydrique sec n'agit pas sur l'acide sulfureux sec à la température ordinaire; mais, si les deux gaz passent dans un tube de porcelaine chauffé, il se produit du soufre et de l'eau :



Quand les gaz sont humides, ils se décomposent, même à la température ordinaire, en soufre, eau et acide pentathionique (264, 3°) :



On utilise cette réaction dans les usines pour détruire de grandes quantités d'acide sulfhydrique, dans celles, par exemple, où l'on prépare le chlorure de plomb par l'action de l'acide chlorhydrique concentré sur le sulfure de plomb naturel (galène). A cet effet, on grille des pyrites qui donnent de l'acide sulfureux, et on fait arriver ce gaz, avec l'acide sulfhydrique, dans un grand cuvier plein d'eau chaude.

**ACIDE AZOTIQUE.** — L'acide sulfhydrique décompose l'acide azotique :



L'acide azotique fumant, versé dans une grande éprouvette pleine de gaz acide sulfhydrique, en détermine l'inflammation.

**OXYDES MÉTALLIQUES.** — Le gaz acide sulfhydrique est absorbé par le bioxyde de manganèse et par le bioxyde de plomb.

Il forme, avec la potasse, du sulfure de potassium et de l'eau.

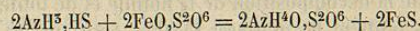
**271. Action physiologique.** — Le gaz acide sulfhydrique est un poison violent; il n'a pas besoin d'être pur pour être dangereux. Mélangé à l'air dans la proportion de 1/1500, il détermine presque instantanément la mort d'un oiseau; dans la proportion de 1/800, il asphyxie un chien en quelques minutes; 1/200 suffit pour causer la mort d'un cheval. Son odeur fétide avertit de sa présence lorsqu'il est en très petite quantité; mais, quand il se produit subitement en grande abondance, comme par exemple, au moment de l'ouverture d'une fosse d'aisances, où il existe surtout en combinaison avec l'ammoniaque à l'état de sulfhydrate d'ammoniaque aussi dangereux que lui, son action est instantanée. Les ouvriers tombent sans connaissance avant d'avoir pu faire un pas pour fuir ce fléau, qu'ils appellent le *plomb*.

Pour ranimer les personnes asphyxiées par ce gaz, il faut les exposer au grand air et leur faire respirer de très petites quantités de chlore, qu'on produit en mettant un peu de chlorure de chaux dans un linge imbibé d'eau très légèrement acidulée par du vinaigre.

On peut détruire le sulfhydrate d'ammoniaque des fosses d'aisances à l'aide d'une dissolution de sulfate de fer, ou à l'aide du sulfate de fer en

*l'insuccédané.*

cristaux, qui donnent du sulfate d'ammoniaque et du sulfure de fer :



Le sulfate de zinc et le chlorure de zinc sont encore plus efficaces.

**272. Composition.** — Dans une cloche courbe (fig. 165) contenant un volume déterminé de gaz acide sulfhydrique sur le mercure, on fait passer un morceau d'étain que l'on chauffe pendant environ 20 minutes. L'acide est décomposé; le soufre se combine avec l'étain et l'hydrogène est mis en liberté. On constate que le volume du gaz n'a pas changé; l'acide sulfhydrique contient donc son volume d'hydrogène. Pour connaître le volume de vapeur de soufre qui se trouvait combiné à cet hydrogène, on se sert des densités :

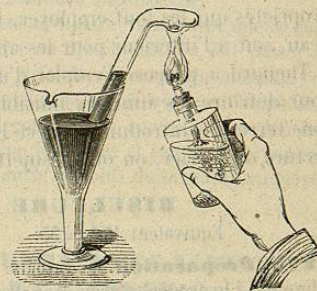


Fig. 165. — Analyse de l'acide sulfhydrique.

Si de la densité de l'acide. . . . .	1,1912
On retranche celle de l'hydrogène. . . . .	0,0692
Il reste la demi-densité de vapeur du soufre. . . . .	1,1220

Donc, 2 vol. de gaz acide sulfhydrique sont formés de 2 vol. d'hydrogène combinés avec un vol. de vapeur de soufre; la formule est par conséquent HS. Cette composition est semblable à celle de l'eau; elle confirme les analogies que nous avons signalées entre ces deux corps.

**273. État naturel.** — Les eaux minérales, dites *eaux sulfureuses*, telles que celles d'Aix en Savoie, de Bagnères de Luchon, de Barèges, d'Enghien, etc., dégagent constamment de l'acide sulfhydrique provenant de l'action de l'acide carbonique de l'air ou du sol sur les sulfures alcalins qu'elles contiennent; ces sulfures paraissent résulter de la décomposition des sulfates par certaines algues (barégine, glairine, etc).

Dans certaines contrées volcaniques, et particulièrement sur les bords du lac d'Agnano et à la solfatare de Pouzzoles, il se dégage des fumées épaisses, connues sous le nom de *fumerolles*; elles sont formées par de la vapeur d'eau et de l'acide sulfhydrique entraînant du soufre pulvérulent. Ce soufre paraît dû à l'action de l'air sur l'acide sulfhydrique, en présence de la vapeur d'eau.

Il se produit encore de l'acide sulfhydrique toutes les fois que des eaux chargées de sulfates se trouvent au contact de matières organiques; les sulfates sont réduits à l'état de sulfures, et l'acide carbonique en chasse l'acide sulfhydrique; c'est ce qu'on observe dans la boue des rues, où le sulfate de chaux est réduit par les matières organiques con-