

fermé par en bas, est en verre mince et descend jusque dans l'acide liquide; c'est dans ce tube qu'on fera arriver le gaz à liquéfier. Le second tube, ouvert aux deux extrémités, plonge, comme le premier, jusqu'au fond de l'acide sulfureux liquide; il est en communication avec un bon soufflet. Le troisième tube, muni d'un caoutchouc, entraîne au dehors de la salle, l'air et l'acide sulfureux vaporisé.

Quand on met du mercure dans le tube du milieu, on ne tarde pas à le voir se solidifier; ce métal peut alors être frappé avec un maillet de bois et martelé comme du plomb.

231. Propriétés chimiques. — L'acide sulfureux rougit fortement la teinture du tournesol et l'hélianthine.

Il n'entretient pas la combustion : une bougie allumée s'éteint dans ce gaz. Il n'entretient pas non plus la respiration; il provoque la toux, puis la suffocation.

M. Dopping avait signalé un hydrate de la formule S^2O^4, H^2O^2 , et M. de la Rive un hydrate correspondant à peu près à $S^2O^4 + 14H^2O^2$. L'existence de ces deux hydrates a été contestée par Isidore Pierre, qui, en faisant passer un courant d'acide sulfureux dans une dissolution saturée et maintenue à 0° , a obtenu un hydrate bien cristallisé $S^2O^4 + 9H^2O^2$; cet hydrate cristallise en prismes obliques à base rhombe. Il se décompose au-dessus de 4° .

L'étincelle électrique décompose partiellement le gaz acide sulfureux en soufre et oxygène; ce dernier gaz, se combinant avec une autre portion d'acide sulfureux, donne de l'acide sulfurique anhydre.

232. Dissociation de l'acide sulfureux. — H. Sainte-Claire Deville, pensant que l'étincelle agit, dans l'expérience précédente, en produisant sur son passage une température très élevée, susceptible de dissocier l'acide sulfureux, dont les éléments sont immédiatement refroidis par leur contact avec la masse de gaz ambiante, a cherché à réaliser les mêmes conditions en employant seulement la chaleur.

Son appareil se compose d'un tube de porcelaine (fig. 146) traversé

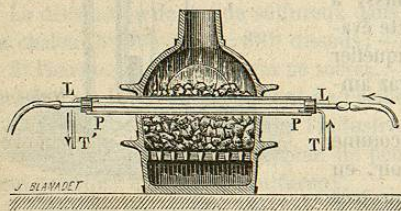


Fig. 146. — Dissociation de l'acide sulfureux.

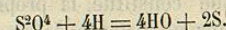
suivant son axe par un tube en laiton argenté. On chauffe le tube de porcelaine à 1200° , pendant qu'un courant d'eau froide, passant dans le laiton argenté, maintient celui-ci à 10° environ; on fait alors passer dans l'espace annulaire un courant de gaz acide sulfureux. On constate à la fin de l'expérience que le tube argenté est noirci par suite de la formation du sulfure d'argent noir, et qu'il s'est en même temps recouvert d'une

couche d'acide sulfurique anhydre qui attire l'humidité et donne avec le chlorure de baryum un précipité de sulfate de baryte. L'acide sulfureux s'est donc dissocié, sous l'influence de la chaleur, en ses éléments, soufre et oxygène, qui, s'élevant par suite de leur échauffement, rencontrent la paroi froide du tube argenté et y subissent un refroidissement analogue à celui qui se produit autour du trait de feu de l'étincelle électrique.

Une dissolution d'acide sulfureux chauffée à 200° en tube scellé se décompose en donnant du soufre et de l'acide sulfurique hydraté (Geitner). L'action prolongée de la lumière produit le même effet.

233. Réduction de l'acide sulfureux. — L'acide sulfureux est réduit par les corps qui, en se combinant avec l'oxygène, ou avec l'oxygène et avec le soufre, dégagent plus de chaleur que n'en produit la combustion du soufre.

ACTION DE L'HYDROGÈNE. — L'hydrogène, passant avec un courant d'acide sulfureux dans un tube de porcelaine chauffé au rouge, décompose ce gaz, en donnant de la vapeur d'eau et du soufre, en dégageant : $(4 \times 29^\circ,5 - 69^\circ,2) = 48^\circ$.



Si l'on introduit une dissolution d'acide sulfureux dans un appareil à hydrogène F en activité (fig. 147), le dégagement se ralentit, et le gaz contient de l'acide sulfhydrique. On peut le constater en plongeant l'extrémité du tube abducteur dans une dissolution incolore E d'acétate de plomb; on voit se former un précipité noir de sulfure de plomb.

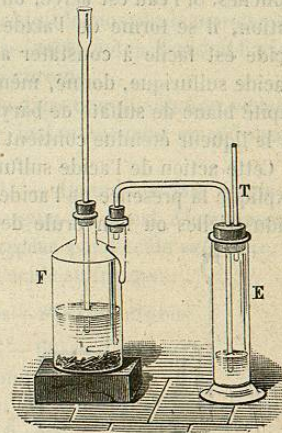


Fig. 147. — Production d'acide sulfhydrique par la réduction de l'acide sulfureux introduit dans un appareil à hydrogène.

La réaction qui s'est produite est : $S^2O^4 + 6H = 2HS + 4HO$, et dégage : $2 \times 4^\circ,6 + 4 \times 34^\circ,5 - 76^\circ,8 = 70^\circ,4$.

Le zinc réduit la dissolution saturée d'acide sulfureux, avec formation d'acide hydrosulfureux (261).

L'étain réduit le gaz acide sulfureux sous l'influence de la chaleur, avec formation d'oxyde d'étain et de sulfure d'étain.

L'acide sulfhydrique, réagissant sur l'acide sulfureux en présence de l'eau, donne l'acide appelé acide pentathionique (264, 3°).

234. Oxydation de l'acide sulfureux. — Bien que l'acide sulfureux puisse être réduit par l'hydrogène, il joue plus généralement le rôle de corps réducteur, en s'emparant de l'oxygène.

ACTION DE L'OXYGÈNE SEC. — L'oxygène sec n'a pas d'action à froid sur

l'acide sulfureux, mais, si l'on fait passer les deux gaz sur de l'éponge de platine légèrement chauffée, il se forme de l'acide sulfurique anhydre ($S^2O^4 + O^2 = S^2O^6$) qui, en arrivant à l'air, répand des fumées épaisses, dues à ce que l'acide anhydre s'empare de la vapeur d'eau contenue dans l'air, et donne de l'acide hydraté, dont la tension de vapeur est beaucoup plus faible que celle de la vapeur d'eau pure.

Sous l'influence de l'effluve électrique (259), l'acide sulfureux forme avec l'oxygène de l'acide persulfurique (M. Berthelot).

ACTION DE L'OXYGÈNE HUMIDE. — En présence de l'eau, l'acide sulfureux s'empare de l'oxygène à la température ordinaire : aussi la dissolution d'acide sulfureux doit-elle être faite avec de l'eau privée d'air par l'ébullition ; on doit, de plus, la conserver dans des flacons pleins et bien bouchés. Si l'eau est aérée, ou s'il y a de l'air en contact avec la dissolution, il se forme de l'acide sulfurique¹. La présence de ce dernier acide est facile à constater à l'aide du chlorure de baryum, qui, avec l'acide sulfurique, donne, même dans la liqueur très étendue, un précipité blanc de sulfate de baryte *insoluble* ; il ne produit pas de précipité si la liqueur étendue contient seulement de l'acide sulfureux.

Cette action de l'acide sulfureux sur l'oxygène, en présence de l'eau, explique la présence de l'acide sulfurique dans l'eau de pluie des villes industrielles où l'on brûle de grandes quantités de houille pyriteuse.

Elle constitue la propriété la plus importante de ce corps ; c'est sur elles que sont fondées ses principales applications.

Ce gaz peut non seulement s'emparer de l'oxygène libre, mais encore l'enlever aux composés oxygénés qui n'ont pas une grande stabilité, comme l'acide azotique, par exemple.

ACTION RÉDUCTRICE SUR L'ACIDE AZOTIQUE. — Si l'on verse quelques gouttes d'acide azotique concentré dans une grande éprouvette pleine d'acide sulfureux, ce gaz se change en acide sulfurique, et on voit apparaître des vapeurs rutilantes

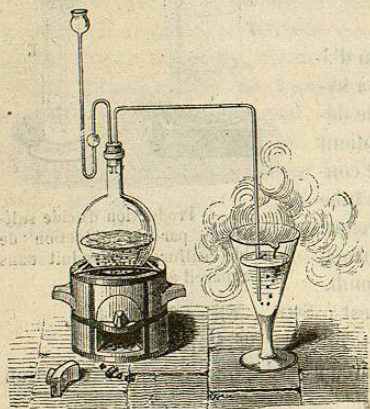
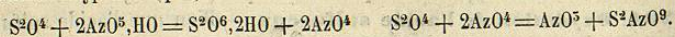
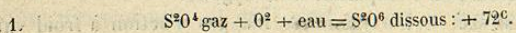


Fig. 148. — Formation de l'acide sulfurique par l'action de l'acide sulfureux sur l'acide azotique.

d'acide hypoazotique, et les cristaux

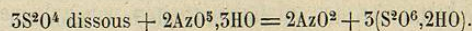


On obtient de l'acide sulfurique avec dégagement d'acide hypoazotique



lorsqu'on fait arriver (fig. 148) un courant de gaz acide sulfureux dans de l'acide azotique concentré, contenu dans un verre. Une dissolution de chlorure de baryum versée dans ce liquide, étendu d'eau, après le passage de l'acide sulfureux, y produit un abondant précipité de sulfate de baryte.

Si l'on fait agir l'acide azotique sur une *dissolution* d'acide sulfureux, on a encore de l'acide sulfurique, mais avec production de bioxyde d'azote, parce que l'acide hypoazotique se décompose en présence de l'eau :

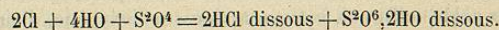


Le gaz acide sulfureux sec réduit le bioxyde de plomb en formant du sulfate de plomb.

L'acide sulfureux en dissolution, à 0°, réduit le bioxyde de manganèse en donnant de l'hyposulfate de manganèse (262, note). Il réduit l'acide chromique en donnant du sesquioxyde de chrome.

La dissolution d'acide sulfureux, versée dans une dissolution violette de permanganate de potasse, la décolore instantanément en réduisant l'acide permanganique.

ACTION DU CHLORE EN PRÉSENCE DE L'EAU¹. — Quand on fait réagir le chlore sur une dissolution d'acide sulfureux, l'eau est décomposée : l'hydrogène est pris par le chlore, et l'oxygène par l'acide sulfureux ; il se forme de l'acide chlorhydrique et de l'acide sulfurique :



En dégageant ($141 + 2 \times 59,5 - 76,8 - 69 = 75^\circ, 8$).

Le brome et l'iode donnent des réactions analogues.

L'acide sulfureux réduit la dissolution du chlorure d'or avec précipitation d'or métallique.

235. Action sur les matières colorantes. — Grâce à ses propriétés réductrices, l'acide sulfureux altère beaucoup de matières colorantes, en s'emparant de leur oxygène.

L'action paraît cependant être due, dans les premiers moments, à une simple combinaison de l'acide sulfureux avec la matière colorante, car les roses, blanchies par une courte immersion dans l'acide sulfureux, reprennent leur couleur dès qu'on les plonge dans une dissolution étendue d'acide sulfurique, qui chasse l'acide sulfureux. — Les violettes décolorées par l'acide sulfureux deviennent rouges sous l'influence des acides, et vertes sous l'influence des alcalis, exactement comme si elles n'avaient pas été décolorées.

Les propriétés décolorantes de l'acide sulfureux sont utilisées pour enlever les taches de vin ou de fruits rouges. Il suffit, dans ce cas, d'allumer un peu de soufre, sous un cornet de papier, faisant l'office

1. Le chlore sec donne, avec l'acide sulfureux, un composé $S^2O^4Cl^2$ (287).

de cheminée, et de placer au-dessus la tache rouge imbibée d'eau; l'acide sulfureux se dissout et réagit peu à peu; on lave ensuite pour enlever les produits formés.

236. Composition de l'acide sulfureux. — Pour faire la synthèse de l'acide sulfureux, on emploie un ballon plein d'oxygène et dont le col plonge dans la cuve à mercure. On introduit dans le ballon, à l'aide d'un fil de fer, une petite coupelle de terre contenant du soufre, et on détermine l'inflammation de ce corps, en concentrant sur lui les rayons solaires à l'aide d'une forte lentille. Quand la combustion est terminée et le ballon refroidi, on constate que le volume du gaz n'a pas sensiblement changé. Il serait resté rigoureusement le même, si le gaz acide sulfureux n'était pas plus compressible que l'oxygène, à la température ordinaire. Il y a donc un volume d'oxygène dans un volume de gaz acide sulfureux.

La considération des densités fait connaître la quantité du soufre :

En effet, si de la densité de l'acide sulfureux. . .	2,234
On retranche la densité de l'oxygène	1,106
Il reste la demi-densité de vapeur du soufre. . .	1,128

L'acide sulfureux est donc formé de deux volumes d'oxygène et d'un volume de vapeur de soufre, condensés en deux volumes.

237. Applications. — Nous venons de voir que le trait caractéristique du gaz acide sulfureux est son action sur l'oxygène, d'où résultent son pouvoir décolorant et la faculté qu'il possède d'empêcher la combustion et la respiration. L'industrie tire parti de ses propriétés décolorantes dans le blanchiment de la soie et de la laine, des plumes, de la paille et des éponges, de la colle de poisson, de la gomme adragante et des membranes animales, telles que la baudruche.

Pour blanchir la laine, par exemple, on commence par la laver : puis on la suspend, encore humide, sur des traverses de bois horizontales, dans une grande chambre au milieu de laquelle on enflamme du soufre sur une plaque de tôle; l'acide sulfureux produit se dissout dans l'eau qui humecte les filaments, et y détruit la matière colorante. L'exposition à l'air et un lavage font disparaître l'excès de l'acide.

En se fondant sur ce que l'acide sulfureux n'entretient pas la combustion, Cadet de Vaux a imaginé d'employer le soufre à éteindre les feux de cheminées. Il suffit, pour cela, de jeter sur le foyer allumé une assez grande quantité de soufre en fleur, et de boucher l'ouverture avec des draps mouillés : le soufre brûle alors aux dépens de l'oxygène de l'air contenu dans la cheminée, et donne de l'acide sulfureux, qui éteint la suie enflammée et la rend moins combustible.

On utilise, en médecine, les fumigations d'acide sulfureux pour détruire l'*acarus* de la gale; elles détruisent également les germes des

maladies contagieuses; de là leur emploi pour assainir les salles des hôpitaux et désinfecter les couvertures, matelas, etc., des malades.

Enfin, en brûlant des mèches soufrées dans les tonneaux, on y prévient la fermentation du vin et des boissons alcooliques.

M. Raoul Pictet utilise l'abaissement de la température que produit l'évaporation de l'acide sulfureux liquide, pour fabriquer de la glace : l'acide sulfureux produit par l'action du soufre sur l'acide sulfurique à la température de 400° environ, et recueilli dans un gazomètre, est refoulé et liquéfié, par compression à 5 atmosphères dans un récipient traversé par plusieurs canaux tubulaires. Ce récipient tubulaire est entouré d'un bain de chlorure de magnésium ou de glycérine étendue d'eau et incongelable, dans lequel on plonge les vases contenant l'eau à solidifier. Une pompe aspirante et foulante détermine la vaporisation de l'acide liquéfié, et par suite son refroidissement, en même temps qu'elle comprime l'acide volatilisé dans un autre récipient. Le chlorure de magnésium, mis en mouvement par une hélice, passe constamment dans les tubes du réfrigérant pour s'y refroidir.

La dépense pour les moteurs est de 1 kil. de charbon par 22 kil. de glace obtenue. La glace coûte moins de 1 centime le kilogramme.

ACIDE SULFURIQUE.

238. Composition. — L'acide sulfurique peut exister *anhydre* ou *hydraté*. A l'état hydraté (*acide normal*), c'est le plus important de tous les acides. Il est, de tous, le plus employé dans les arts, grâce à son énergie et au bas prix auquel on peut l'obtenir.

L'acide sulfurique anhydre, dissous dans l'acide normal, donne un acide connu dans le commerce sous le nom d'acide *fumant* de Saxe ou de Nordhausen, parce qu'il a d'abord été préparé dans les environs de la petite ville de Nordhausen en Saxe.

ACIDE SULFURIQUE ANHYDRE.

Équivalent $S^2O^6 = 80$. — 4 vol. Poids atomique $SO^5 = 80$.

Il se produit un peu d'acide sulfurique anhydre dans la combustion du soufre dans l'oxygène sec : $S^2 + O^6 = S^2O^6$ solide + 105c,6 (225).

239. Préparation. — L'acide sulfurique anhydre peut s'obtenir en faisant passer un mélange d'oxygène et d'acide sulfureux secs sur de la mousse de platine légèrement chauffée¹. On l'obtient souvent en chauffant légèrement 100^{gr} d'acide de Nordhausen dans une petite cornue de verre de 200^{cc} (fig. 149), dont le col pénètre dans un tube

1. $S^2O^4 + O^2 = S^2O^6$ solide + (105c,6 — 69c).

M. Winckler réalise cette préparation en décomposant par la chaleur l'acide sulfurique ordinaire $S^2O^6 \cdot 2HO = S^2O^4 + O^2 + 2HO$ (H. Sainte-Claire Deville et Debray), desséchant ce mélange par l'acide sulfurique concentré et faisant passer le mélange sec d'acide sulfureux et d'oxygène sur de la ponce platinée légèrement chauffée.

en U, entouré d'un mélange réfrigérant. Il se dégage bientôt d'épaisses vapeurs, qui vont se condenser et cristalliser dans le tube refroidi.

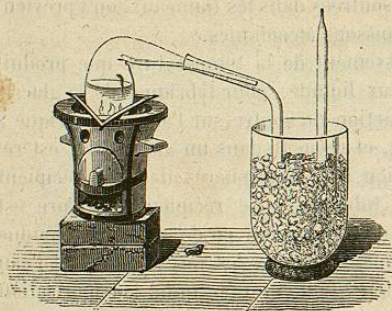


Fig. 119. — Préparation de l'acide sulfurique anhydre.

Pour conserver l'acide ainsi obtenu, il faut fermer à la lampe les deux extrémités du tube où on l'a recueilli.

Dans cette préparation l'acide anhydre, qui se volatilise vers 35°, s'est séparé de l'acide hydraté, bouillant à 325°.

Depuis quelque temps, on fabrique une assez grande quantité d'acide anhydre, en calcinant du bisulfate de soude préalablement déshydraté par la chaleur. Le résidu, formé de sulfate neutre, est transformé de nouveau en bisulfate par de l'acide sulfurique ordinaire.

Le résidu, formé de sulfate neutre, est transformé de nouveau en bisulfate par de l'acide sulfurique ordinaire.

240. Propriétés. — L'acide sulfurique anhydre est un corps solide, blanc, cristallisé en longues aiguilles soyeuses et brillantes comme de l'amianté; récemment préparé, il fond à 18°, et se volatilise vers 35°. Suivant M. Weber, l'acide absolument anhydre cristallise en prismes transparents, fond à 14°,8 et bout vers 46°. Il subit avec le temps une modification moléculaire, et ne fond plus qu'à 100° (M. de Marignac). Il suffit de le fondre pour lui rendre ses propriétés premières.

Sa densité à l'état solide est 1,97. A l'état de vapeur, elle est 2,76.

Il se dissocie sous l'influence de la chaleur.

Il est très avide d'eau : une petite quantité d'eau versée sur l'acide anhydre s'y combine avec incandescence, vaporisation instantanée et explosion : $S^2O^6 + \text{eau} = S^2O^6$ dissous : + 37c,4. Projeté dans un excès d'eau, l'acide anhydre s'y dissout en faisant entendre un bruit analogue à celui d'un fer rouge. Exposé à l'air, il répand d'épaisses fumées, parce que l'acide anhydre, très volatil à la température ordinaire, émet des vapeurs qui se combinent avec la vapeur d'eau de l'atmosphère; l'acide hydraté, ainsi formé, n'étant pas volatil à la température ordinaire, se condense sous forme de brouillard. Sa vapeur, en passant sur de la baryte anhydre légèrement chauffée, s'y combine avec incandescence.

Il se combine avec l'oxygène sous l'influence de l'effluve électrique (fig. 159) pour donner l'acide persulfurique $S^2O^6 + O = S^2O^7$ (M. Berthelot).

L'acide sulfurique anhydre est employée pour la préparation des matières colorantes artificielles dérivées des carbures d'hydrogène.

ACIDE DE NORDHAUSEN $S^2O^6.HO$.

241. Préparation. — L'acide de Nordhausen s'obtient en Saxe et

surtout en Bohême, par la calcination du sulfate de fer, qui se produit dans l'oxydation des schistes pyriteux au contact de l'air et de l'eau.

Une partie de ce sulfate de fer cristallise; celui qui reste dans les eaux mères s'est partiellement transformé en sous-sulfate de sesquioxyde de fer au contact de l'air. On évapore ces eaux à siccité, dans un courant d'air oxydant, de manière à changer la plus grande partie du sulfate de protoxyde en sous-sulfate de sesquioxyde de fer ($Fe^2O^3.S^2O^6$). Le produit de la calcination est en réalité formé de sous-sulfate de sesquioxyde, avec un peu de sulfate de protoxyde et d'eau restée dans les parties de la masse les moins fortement chauffées. Ce mélange, appelé *Pierre de vitriol calciné*, est introduit dans de petites cornues de terre, que l'on dispose (fig. 150) sur trois rangs dans un long fourneau (fourneau de galère); on met 3^{es} de pierre de vitriol dans

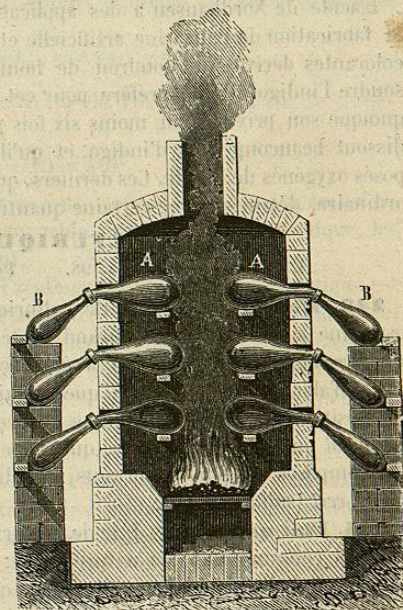
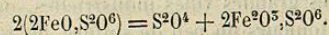


Fig. 150. — Préparation de l'acide sulfurique de Nordhausen.

300 cornues dans un même four. Ces cornues communiquent avec des récipients de même forme, placés à l'extérieur et contenant de l'acide sulfurique à 66°. Il se dégage d'abord un peu d'acide sulfureux provenant du sulfate de protoxyde de fer, qui n'avait pas été peroxydé à l'air :



Il se dégage ensuite de l'acide sulfurique anhydre et un peu d'acide sulfurique monohydraté, dont l'eau provient des portions du sulfate qui n'ont pas été complètement déshydratées. Il reste, dans les cornues, du sesquioxyde de fer, connu sous le nom de *colcothar* ou de *rouge d'Angleterre*, et employé pour la peinture et le polissage des glaces.

242. Propriétés. — Usages. — L'acide de Nordhausen est un liquide de consistance oléagineuse, qui répand à l'air d'abondantes fumées, dues à la vaporisation de l'acide anhydre. C'est un mélange d'acide ordinaire avec un acide qui cristallise à la température ordi-

naire. Ces cristaux, séparés du reste du liquide, ne fondent plus qu'à 35° : leur formule est S^2O^6,HO .

C'est un acide bien défini, formant avec les bases des sels de la formule MO, S^2O^6 .

L'acide de Nordhausen a des applications importantes; il sert dans la fabrication de l'alizarine artificielle et de diverses autres matières colorantes dérivées du goudron de houille; il sert, en teinture, à dissoudre l'indigo. On le préfère pour cet usage à l'acide monohydraté, quoique son prix soit au moins six fois plus élevé; cela tient à ce qu'il dissout beaucoup plus d'indigo, et qu'il ne contient jamais de composés oxygénés de l'azote. Ces derniers, qui existent souvent dans l'acide ordinaire, détruisent une certaine quantité de matière colorante.

ACIDE SULFURIQUE NORMAL.

Équivalent $S^2O^6, 2HO = 98$. Poids atomique SO^4H^2 .

243. Historique. — L'acide sulfurique paraît avoir été connu au treizième siècle : Albert le Grand le désigne sous le nom d'*esprit de vitriol romain*. Sa préparation a été décrite, au quinzième siècle, par Basile Valentin; mais ce n'est que depuis Lavoisier qu'on connaît sa composition exacte. On lui donne encore quelquefois les noms d'*huile de vitriol* ou d'*acide vitriolique*, qui rappellent son apparence et l'un de ses composés les plus importants : pendant longtemps on l'a retiré du *vitriol vert* (sulfate de fer).

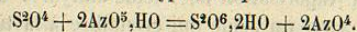
244. État naturel. — L'acide sulfurique, combiné avec les bases, est très commun dans la nature (ex. : sulfate de chaux, sulfate de baryte, etc.). Il existe à l'état libre dans quelques sources aux environs des volcans : telles sont, dans l'Amérique du Sud, les eaux du *Rio Vinagre*, qui sortent d'un volcan des Andes, et celles du *Ruiz*, qui sortent d'un volcan de la Nouvelle-Grenade. Les premières contiennent 1^{er}, 3475 d'acide sulfurique par litre, les secondes en contiennent 5^{es}, 18.

Cet acide résulte de l'oxydation lente, par l'air humide, du gaz sulfuré exhalé par les terrains volcaniques.

Cette même oxydation explique la présence de l'acide sulfurique dans les eaux de pluie des grandes villes industrielles, où l'on brûle de la houille renfermant toujours un peu de sulfure de fer. Ce sulfure produit en brûlant de l'acide sulfuré qui, au contact de l'air humide, se transforme en acide sulfurique qui se retrouve dans les eaux de pluie.

245. Théorie de la préparation industrielle. — La préparation de l'acide sulfurique repose sur l'oxydation de l'acide sulfureux par les composés oxygénés de l'azote, et sur les réactions qui se produisent entre les composés oxygénés de l'azote, l'air et la vapeur d'eau :

L'acide sulfureux, oxydé par l'acide azotique concentré, donne de l'acide sulfurique et de l'acide hypoazotique :



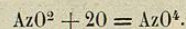
L'acide hypoazotique formé se convertit, sous l'influence de l'eau, en acide azotique et en acide azoteux :



L'acide azoteux oxyde l'acide sulfureux et donne de l'acide sulfurique et du bioxyde d'azote :



Enfin le bioxyde d'azote, s'emparant de l'oxygène de l'air, se transforme en acide hypoazotique :



L'acide hypoazotique formé dans cette dernière réaction, se transformant, en présence de l'eau, en acide azoteux et acide azotique, les mêmes réactions se reproduisent.

REMARQUE. — L'oxydation de l'acide sulfureux par l'acide azotique est rapide quand ce dernier est concentré, mais elle est lente quand cet acide est étendu, comme cela a généralement lieu dans l'atmosphère des chambres de plomb. L'acide azoteux, au contraire, oxyde rapidement l'acide sulfureux, même lorsqu'il est étendu. Il se produit d'ailleurs de l'acide azoteux non seulement dans la décomposition de l'acide hypoazotique au contact de l'eau, mais aussi par l'action d'une partie du bioxyde d'azote sur l'acide azotique (123), de sorte que l'acide azoteux paraît être le principal agent direct de l'oxydation de l'acide sulfureux. Le bioxyde d'azote est l'agent indirect de cette oxydation; il prend à l'air l'oxygène qui, par l'intermédiaire des composés oxygénés de l'azote, ira se fixer sur l'acide sulfureux. Une quantité déterminée de ce gaz peut donc servir à transformer des masses indéfinies d'acide sulfureux en acide sulfurique, pourvu que l'air et la vapeur d'eau se renouvellent suffisamment. Mais si, théoriquement, on n'a besoin que d'une quantité donnée de bioxyde d'azote, il n'en saurait être de même dans l'exploitation industrielle. En effet, une très faible partie des composés azotés s'échappent par la cheminée d'appel, et l'acide sulfurique en dissout une petite quantité.

246. Expérience. — Pour montrer, dans les laboratoires, que l'oxygène fixé sur l'acide sulfureux est emprunté à l'air, on fait l'expérience suivante : On emploie un grand ballon de verre A (fig. 151), de 40 litres environ de capacité, au fond duquel on met un peu d'eau, et dont le col est fermé par un bouchon traversé par quatre tubes. L'un de ces tubes amène le gaz bioxyde d'azote provenant de l'appareil C; le second amène le gaz acide sulfureux produit en B; un troisième sert à insuffler de l'air. Ces trois premiers tubes descendent jusqu'au centre du ballon; le quatrième aboutit dans la partie supérieure du col : il est destiné à donner issue aux gaz chassés par l'insufflation.

Le bioxyde d'azote arrivant dans le ballon, y produit, au contact de