

sifflement et une faible apparence de chaleur, et sans qu'il se dégage aucun gaz. On laisse refroidir la masse; on la fait digérer à froid avec une grande quantité d'eau, afin que le liquide, qui devient alcalin par l'oxidation du potassium, soit aussi étendu que possible, et ait moins de tendance à oxider le silicium et à le dissoudre. On traite ensuite le résidu par l'eau bouillante, et on le lave complètement, ce qui exige un très-long-temps; on le dessèche et on le fait chauffer au creuset de platine, comme il a été dit plus haut, pour rendre le silicium incombustible et inattaquable par l'acide fluorique. Dans cet état, il contient un peu de silice, qui a été séparée du fluaté double par l'oxide de potassium dont ce métal est toujours recouvert; on le débarrasse de ce mélange en le traitant par l'acide fluorique.

On peut aussi réduire la silice en la chauffant avec du potassium; mais il arrive, ou que la combinaison, riche en potassium, se dissout entièrement dans l'eau, ou bien, lorsque la chaleur est suffisante pour chasser l'excès de potassium, que le silicate de potasse formé se fond en une masse vitreuse, et enveloppe le silicium, qui prend par là une couleur plus claire: on peut séparer une partie du silicate par le moyen de l'eau; mais on ne peut enlever le reste qu'avec l'acide fluorique, et l'on n'obtient que très-peu de silicium.

15. *Note sur la liquéfaction de l'acide sulfureux;*
par M. Bussy. (Journ. de Pharm. 1824.)

Pour obtenir l'acide sulfureux liquide et

exempt d'eau, on fait passer le gaz d'abord à travers un tube rempli de fragmens de chlorure de calcium fondu, et ensuite dans un matras entouré d'un mélange de deux parties de glace et d'une partie de sel marin.

Ainsi obtenu, l'acide sulfureux est un liquide incolore, transparent, très-volatil, plus pesant que l'eau; il bout à 10°, et il produit un très-grand froid en se vaporisant. Si on entoure de coton la boule d'un thermomètre à air, qu'on la plonge dans l'acide sulfureux, et qu'on laisse cet acide s'évaporer à l'air, la température s'abaisse de 57°, et si l'on place le thermomètre dans le vide pour accélérer l'évaporation, le froid va à 60°. On voit, d'après cela, qu'il est facile d'obtenir, par le moyen de l'évaporation de l'acide sulfureux, la congélation d'un grand nombre de substances. Je suis parvenu, par ce moyen, à congeler l'alcool à la température de 38°, et à liquéfier le chlore et l'ammoniaque secs; j'ai réussi aussi à condenser le cyanogène, que j'ai obtenu solide et cristallisé.

16. *Nouvelles recherches sur l'acide sulfurique de Saxe;* par M. Bussy. (Journ. de Pharm., 1824.)

Cet acide, tel qu'il existe dans le commerce, est coloré en brun, d'une densité variable, peu différente de celle de l'acide sulfurique ordinaire, ayant une odeur d'acide sulfureux très-prononcée, et répandant à l'air des vapeurs blanches très-suffocantes.

Lorsqu'on le soumet à la distillation, il entre en ébullition à 40 ou 50°, et il s'en dégage des vapeurs très-épaisses, que l'on peut obtenir à

l'état concret en les refroidissant dans un tube. Au bout d'un certain temps, le résidu cesse de bouillir et prend tous les caractères de l'acide sulfurique ordinaire.

La matière concrète se dissout dans l'eau sans laisser dégager aucun gaz; lorsqu'on la fait passer en vapeurs sur de la baryte chaude, elle s'y combine avec incandescence, et il en résulte du sulfate de baryte pur sans mélange de sulfite; de plus, la quantité de sulfate obtenue indique que l'acide contient au plus 0,008 d'eau; c'est donc de l'acide sulfurique anhydre. Cet acide, à l'état de pureté, est solide à la température ordinaire, blanc, opaque; il répand des vapeurs très-abondantes au contact de l'air, et il en attire promptement l'humidité. Il devient liquide à la température de 20 à 25°; il jouit alors d'une fluidité plus grande que l'acide sulfurique ordinaire; sa densité est de 1,97 à la température de 20°; il est susceptible de dissoudre le soufre et de former des composés bruns, verts ou bleus; il dissout aussi l'iode, qui le colore en bleu verdâtre; il dissout instantanément l'indigo: la dissolution est d'un rouge pourpre magnifique; elle devient bleue en attirant l'humidité de l'air, ou lorsqu'on y ajoute de l'eau.

On doit considérer l'acide de Nordhausen comme de l'acide sulfurique ordinaire tenant en dissolution une certaine quantité d'acide sulfurique anhydre et un peu d'acide sulfureux: sa couleur brune résulte des substances végétales et animales, qu'il décompose et dissout en partie.

On sait que l'acide de Nordhausen se prépare en distillant du sulfate de fer, desséché avec le contact de l'air, et en recevant les vapeurs qui se

dégagent, dans des vases qui contiennent une certaine quantité d'eau. Pour me rendre compte de ce qui arrive dans cette opération, j'ai examiné ce qui se passe dans la distillation de divers sulfates que la chaleur peut décomposer, et j'ai trouvé que tous, et en particulier l'alun, les sulfates de fer, de cuivre, de zinc et d'antimoine, donnent des vapeurs d'acide sulfurique plus ou moins mélangées d'acide sulfureux et de gaz oxigène.

Si l'on chauffe en vases clos du protosulfate de fer anhydre, il s'en dégage d'abord de l'acide sulfureux pur; mais, au bout d'un certain temps, il se manifeste des vapeurs blanches, épaisses et suffocantes, et si l'on examine ces vapeurs, l'on reconnaît qu'elles sont composées d'acide sulfurique et d'un mélange de gaz sulfureux et d'oxigène, qui sont entre eux dans le rapport de 2 à 1 en volume: il ne reste dans la cornue que du peroxide de fer, qui retient un peu d'acide sulfurique. Il est évident que, dans le commencement de l'opération, une portion de l'acide sulfurique est décomposée par l'influence du protoxide de fer qui se suroxyde, et qu'ensuite l'acide sulfurique se volatilise en partie sans décomposition, et se décompose en partie, en produisant deux volumes d'acide sulfureux sur un volume d'oxigène.

D'après cela, on est porté à penser que dans la distillation du sulfate de peroxide de fer, il doit y avoir une moins grande quantité d'acide décomposé, et c'est ce qui a lieu effectivement; mais il y en a toujours une partie qui se transforme en acide sulfureux et en oxigène, et peut-être cette transformation est-elle la cause qui favorise la séparation de la portion non décomposée.

Lorsqu'on reçoit les vapeurs qui résultent de

la distillation dans un vase sec entouré d'un mélange réfrigérant, on obtient un liquide incolore, transparent, doué d'une pesanteur spécifique de 1,85, qui se dissout dans l'eau avec dégagement d'acide sulfureux, et qui donne avec la baryte, par la voie sèche, un mélange de sulfate et de sulfure. Ce liquide est un mélange d'acide sulfurique et d'acide sulfureux anhydres. On en dégage ce dernier acide par l'application d'une chaleur de 3° à 4°, et le résidu cristallise alors sous la forme d'aiguilles très-déliées.

Quand les sulfates que l'on distille ne sont pas parfaitement desséchés, on obtient des cristaux transparens, qui ne sont que de l'acide sulfurique uni à une petite quantité d'eau.

Enfin, en faisant passer un grand excès de vapeurs sulfuriques sur l'acide ordinaire pour l'avoir aussi concentré que possible, on parvient à l'obtenir en beaux cristaux transparens, très-fumans et d'une pesanteur spécifique de 1,9 au moins.

Il est à remarquer que le mélange de l'acide sulfureux diminue très-sensiblement la densité de l'acide sulfurique : de là vient que l'on rencontre dans le commerce de l'acide très-fumant, et qui pourtant n'a pas une densité supérieure à celle de l'acide ordinaire.

17. *Recherches analytiques sur l'acide cyanique* (1); par M. F. Wöhler. (Ann. de Ch., t. XXVII, p. 196.)

On se procure le cyanate de potasse pur en

(1) Voyez, à ce sujet, *Ann. des mines*, t. VIII, p. 132.

faisant chauffer du cyanoferrure de potassium anhydre et du peroxide de manganèse à une chaleur ménagée, et en faisant bouillir la masse avec de l'alcool à environ 86 degrés centésimaux. Par le refroidissement, le sel se dépose en petites lames.

Il se change en carbonate lorsqu'on le fait bouillir avec de l'eau : il se forme de l'ammoniaque ; l'acide muriatique le décompose avec dégagement de muriate d'ammoniaque. D'après le poids du carbonate et du muriate de potasse obtenus, on trouve que le chlorate doit contenir 0,5796 de base.

Le cyanate d'argent chauffé à la lampe laisse une quantité de métal qui équivaut à 0,7735 d'oxide.

Pour analyser l'acide cyanique, j'ai fait une boule de cyanate d'argent, que j'ai introduite dans un tube de verre, sur le mercure, avec de l'acide hydrochlorique faible, et j'ai mesuré le volume de gaz acide carbonique, qui s'est dégagé instantanément. D'après les résultats obtenus, on trouve que, dans les cyanates, l'acide contient la même quantité d'oxigène que la base, et en faisant de légères corrections par le calcul, on a pour la composition de l'acide cyanique :

Carbone .	0,35294—2 at.	ou cyanogène.	0,76471—1 at.
Azote . . .	0,41177—1		
Oxigène . .	0,23529—1	oxigène . . .	0,23529—1

18. *Sur la réaction du sulfure de carbone et de l'ammoniaque dissous dans l'alcool ; sur les combinaisons qui en résultent, et particulièrement sur un nouveau genre de sulfo-cyanates ;*