

tériquement; on fait cuire le sirop filtré jusqu'à ce qu'il puisse cristalliser; alors on le fait passer dans un rafraichissoir pour l'amener à la température de 40° ; et, quand il a acquis cette température, on le coule dans de grandes formes coniques dont l'extrémité est bouchée: il cristallise en quelques jours, et se raffine comme celui que l'on extrait de la canne. Selon MM. Gay-Lussac et Thénard, le sucre est composé de carbone 42,47, oxygène 50,63, hydrogène 6,90 en poids.

SUCRE D'AMIDON. L'amidon réduit à l'état d'empois et abandonné à lui-même pendant un certain temps, peut, selon M. Théodore de Saussure, donner une certaine quantité de sucre. Il peut se faire même que l'amidon soit entièrement transformé en sucre. C'est ce qui a lieu par l'action d'un acide et de l'eau, et particulièrement de l'acide sulfurique. Si l'on fait bouillir pendant un certain temps un mélange d'eau, d'amidon et de quelques centièmes d'acide sulfurique, ce dernier ne sera pas décomposé, il pourra se combiner au carbonate de chaux que l'on y projettera, et former du sulfate de chaux. La liqueur alors, à part un peu de sulfate de chaux, en contiendra plus que du sucre analogue au sucre de raisin. Comparant alors le poids du sucre, obtenu avec le poids de l'amidon employé, M. Théodore de Saussure a trouvé que le poids du sucre était plus considérable que le poids de l'amidon; que 100 parties d'amidon avaient donné 110,14 de sucre, d'où il a conclu que nécessairement une portion d'eau était solidifiée, et que l'acide n'agissait qu'en augmentant la fluidité de la liqueur. C'est sur la propriété que possède l'amidon d'être transformé en sucre par l'acide sulfurique qu'est fondée la préparation des eaux-de-vie de fécule.

SUCRE DE CANNE. Voyez *Sucre*.

SUCRE CANDI. C'est le sucre cristallisé. Quand il est pur, il est tout-à-fait incolore, mais dans le commerce il est presque toujours coloré.

SUCRE DE CHAMPIGNONS. Ce sucre est blanc, n'a pas la saveur agréable du sucre de canne, et cristallise très-facilement en prismes allongés, et à 4 pans. Si on l'expose à l'action de la chaleur, il fond, se boursouffle et répand une odeur de caramel. L'acide nitrique le transforme en acide oxalique et le fermente en alcool. On l'obtient en broyant des champignons dans un mortier de marbre, délayant la matière pulpeuse dans l'eau, filtrant la liqueur, la faisant évaporer, et traitant à plusieurs reprises, par l'alcool, la masse brune que l'on obtient. (Braconnot.)

SUCRE DE DIABÈTES. Ce sucre est blanc, quand il est pur; il a rarement la saveur bien sucrée; cependant il peut toujours donner de l'alcool par la fermentation, et présente à peu près les mêmes propriétés que le sucre de raisin. Il existe dans les urines des diabétiques. On l'obtient en versant dans ces urines un excès d'acétate de plomb, y faisant passer un courant d'acide hydro-sulfurique, filtrant et faisant évaporer la liqueur en consistance sirupeuse. Elle se prend en masse par le refroidissement.

SUCRE DE GÉLATINE. Nom proposé par M. Braconnot pour désigner une substance particulière qui se forme par l'action de l'acide sulfurique sur la gélatine. Cette matière, qui ne donne pas d'alcool par la fermentation, est en cristaux grenus, groupés, très-durs. Ils croquent sous la dent et ont une saveur sucrée. Si on les expose à l'action de la chaleur dans une cornue, ils fondent

d'abord, se décomposent ensuite, et forment un sublimé blanc et un produit ammoniacal. Ils sont solubles dans l'eau et insolubles dans l'alcool. L'acide nitrique les transforme en un acide particulier que M. Braconnot nomme acide *nitro-saccharique*. (Voyez ce mot.)

SUCRE DE LAIT. On a donné le nom de sucre de lait à une matière particulière que l'on retire du lait, et qui, mise en contact avec l'eau et le ferment, ne peut pas donner d'alcool. Ce n'est pas par conséquent un véritable sucre. C'est une substance solide, inodore, d'une saveur sucrée, plus pesante que l'eau, susceptible de cristalliser en prismes à 4 pans terminés par des pointemens à 4 faces. Ces cristaux sont demi-transparens, décrépitent sur les charbons incandescens, se boursoufflent beaucoup et finissent par se charbonner. Il n'attire pas l'humidité de l'air, se dissout dans 9 parties d'eau froide et dans une moindre quantité d'eau chaude, dont il se sépare en cristaux par le refroidissement. Si on le torréfie jusqu'à le caraméliser, il devient plus soluble dans l'eau, et perd la propriété de cristalliser. La potasse et la soude aident beaucoup sa dissolution. L'alcool concentré ne peut pas le dissoudre. Aussi en traitant par ce véhicule du sucre de canne, falsifié avec le sucre de lait, ce dernier reste intact, tandis que l'autre est dissous. La solution aqueuse n'est précipitée ni par les acides, ni par les alcalis, ni par aucun sel. L'acide nitrique transforme, à l'aide de la chaleur, le sucre de lait en acides acétique, malique, mucique, oxalique, etc. Si, comme l'amidon, on le traite par l'eau et quelques centièmes d'acide sulfurique, on le transforme en sucre susceptible de donner de l'alcool par la fermentation. On l'obtient en évaporant convenablement le petit-lait, il se dépose en couches assez com-

pactes que l'on purifie par de nouvelles cristallisations. Il est formé, selon MM. Gay-Lussac et Thénard, de carbone 38,825, oxigène 53,834, hydrogène 7,341.

SUCRE DE MIEL. Voyez *Miel*.

SUCRE DE PLOMB. Voyez *Acétate de plomb*.

SUCRE DE SATURNE. Voyez *Acétate de plomb*.

SUCRE DE RAISIN. Le sucre de raisin offre les mêmes propriétés que le sucre de canne; il en diffère en ce qu'il ne peut pas cristalliser régulièrement, en ce qu'il est moins soluble dans l'alcool froid, et en ce que sa saveur, d'abord fraîche et ensuite sucrée, est aussi bien moins forte; aussi faut-il employer deux fois et demi autant de sucre de raisin que de sucre de canne pour sucrer la même quantité d'eau. Ce sucre est presque toujours en petits grains peu solides, très-solubles, qui se réunissent de manière à donner lieu à des masses mamelonnées moriformes. Il existe tout formé dans la plupart des fruits, mais on peut également le produire artificiellement, en traitant l'amidon ou des matières analogues par l'eau et l'acide sulfurique. On l'extrait ordinairement du suc de raisin qui vient d'être exprimé. A cet effet on sature par le carbonate de chaux l'excès d'acide contenu dans le suc, on laisse déposer ou décanter, on clarifie avec le sang de bœuf, on filtre la liqueur, on la fait évaporer jusqu'à ce qu'elle marque 35° bouillant, et on l'abandonne à elle-même. Au bout de quelques jours elle ne forme qu'une seule masse qu'il suffit de laisser égoutter, de laver avec une petite quantité d'eau froide, et de soumettre à la presse pour obtenir le sucre de raisin. Selon M. de Saussure, le sucre est formé de carbone 36,71, oxigène 56,51, hydrogène 6,78.

SULFATES. L'acide sulfurique est un des acides qui

marque le plus de tendance à se combiner aux bases salifiables ; aussi existe-t-il un grand nombre de sulfates. Il peut former des sulfates neutres, des sous-sulfates, des sulfates acides, et plusieurs sulfates peuvent se combiner entre eux, de manière à former des sulfates doubles. Tel est l'alun (voyez ce mot). Or, si l'on examine la loi de composition de ces sels, on trouvera que : 1° dans les sulfates neutres la quantité d'oxygène de l'oxide est à la quantité d'oxygène de l'acide dans le rapport de 1 à 3, ou à la quantité d'acide dans le rapport de 1 à 5 ; 2° les sous-sulfates n'ont pas de proportions constantes dans leur composition ; tantôt ils contiennent une fois et demi autant d'oxide que les sulfates neutres, tantôt trois fois autant, ou même 6 fois et 12 fois la même quantité, nombres qui sont des multiples de la plus petite quantité par 2, par 4 et par 8. M. Berzélius a même observé plusieurs sous-sulfates de la même base ; 3° les sulfates acides contiennent pour la même quantité de base, une quantité d'acide qui est précisément deux fois aussi grande que celle que contenaient les sulfates neutres ; 4° enfin, dans les sulfates doubles la quantité d'oxygène de l'une des bases est proportionnée à la quantité d'oxygène de l'autre base ; ainsi, par exemple, dans l'alun, (sulfate acide d'alumine et de potasse) la quantité d'oxygène de la potasse est à la quantité d'oxygène de l'alumine dans le rapport de 1 à 3 ; donc la quantité d'acide unie à l'alumine sera trois fois plus grande que la quantité d'acide unie à la potasse, puisque les quantités d'acide doivent être en rapport avec les quantités d'oxygène contenues dans les bases. Les sulfates exposés à l'action du calorique laissent d'abord dégager leur eau de cristallisation, et à l'exception des sulfates de la seconde sec-

tion de M. Thénard et du sulfate de magnésie, tous sont décomposés, si la température est suffisamment élevée. Leur acide se transforme en deux volumes d'acide sulfureux, et en un volume d'oxygène, l'oxide se comporte alors comme si on le chauffait libre, c'est-à-dire qu'il se réduit si c'est de l'oxide d'osmium, de mercure, d'argent, de platine, etc. Dans certains cas l'oxygène de l'acide sulfurique décomposé sert à faire passer l'oxide à un plus haut degré d'oxidation, quand il provient d'un métal qui a beaucoup d'affinité pour l'oxygène. Tel est le fer, et c'est précisément ce qui arrive dans la préparation du colchotar ou tritoxide de fer. La plupart des corps combustibles non métalliques peuvent décomposer les sulfates à l'aide de la chaleur ; le carbone, en donnant lieu la plupart du temps à de l'acide carbonique et à un oxide, ou bien à un sulfure ; l'hydrogène, en formant de l'eau et de l'acide hydro-sulfurique ; le soufre, en produisant de l'acide sulfureux et un oxide ou un sulfure, etc. Ce dernier corps combustible ne peut cependant pas décomposer les sulfates qui résistent à une température élevée. L'eau agit diversement sur les sulfates. Il en est plusieurs à l'état neutre qu'elle décompose et change en sulfate acide et en sous-sulfate ; elle en dissout un grand nombre, mais en quantité variable. Le plus soluble est celui d'alumine. Celui de baryte au contraire est absolument insoluble, et cette base est celle qui a le plus de tendance à se combiner à l'acide sulfurique. Aussi tous les sulfates troublent l'eau de baryte. Beaucoup d'autres sels, il est vrai, sont dans le même cas ; aussi ne doit-on jamais regarder le précipité formé comme du sulfate de baryte que lorsque l'acide nitrique ne peut pas le dissoudre. Il n'y a que quelques hydracides qui, à la température

ordinaire, puissent dans certaines circonstances décomposer les sulfates; mais, à une température élevée, ils le sont par les acides borique et phosphorique qui s'emparent de la base, forment ou un borate ou un phosphate, et mettent en liberté l'acide sulfurique, qui, ne pouvant exister seul, se transforme en acide sulfureux et en oxygène. La grande affinité de l'acide sulfurique pour les bases fait que l'on trouve un assez grand nombre de sulfates dans la nature; ceux qui sont insolubles se trouvent en masses très-considérables, ou bien cristallisés dans les amas et dans les filons métallifères. Ceux qui sont solubles proviennent presque toujours de la décomposition des sulfures, par le contact de l'air humide, et sont souvent dissous par les eaux qui traversent les galeries des mines, ou bien ils se rencontrent dans les eaux de quelques fontaines dont les sources traversent des terrains qui contiennent ces sulfates ou des matières propres à les former. Ceux qui sont employés dans les arts se retirent presque toujours des matières qui les contiennent dans la nature, lorsque cette extraction n'est pas trop dispendieuse, et quand ils s'y rencontrent en assez grande quantité. On en prépare aussi plusieurs directement, et un grand nombre par double décomposition. (Voyez chaque sulfate en particulier.)

SULFATE ACIDE D'ALUMINE ET DE POTASSE. Voy. *Alun*.

SULFATE D'ALUMINE. Sel blanc, déliquescent, extrêmement soluble, d'une saveur astringente, rougissant la teinture de tournesol, et susceptible de cristalliser en houppes soyeuses, formées par la réunion d'une grande quantité de petits prismes aciculaires. Le sulfate de potasse ou d'ammoniaque, versé dans la solution concentrée, y forme aussitôt un précipité cristallin d'alun. Il

existe dans la nature, mais toujours avec excès de base, et contenant une assez grande quantité d'eau, il est connu sous le nom d'*alunite*, d'*aluminite*. On l'obtient directement en traitant l'alumine en gelée par l'acide sulfurique. On se le procure aussi en brûlant des mélanges de pyrites et d'argiles. L'acide sulfurique se porte presque entièrement sur l'alumine, et forme du sulfate que l'on obtient en lessivant la matière, et faisant évaporer la liqueur. Il est employé pour préparer l'alun; on y ajoute alors du sulfate d'ammoniaque, ou les résidus de la distillation de l'acide nitrique.

SULFATE AMMONIACO-MAGNÉSIE. On nomme sulfate ammoniaco-magnésien le sulfate double de magnésie et d'ammoniaque. Cette dernière base, versée dans une solution du sulfate de magnésie, précipite une portion de celle-ci, et s'y substitue.

SULFATE D'AMMONIAQUE. Sel incolore, d'une saveur amère et piquante, susceptible de cristalliser en prismes hexagonaux, terminés par des pointemens à 6 faces. Si on l'expose à l'action du calorique, il perd d'abord une portion d'ammoniaque, passe à l'état de sulfate acide qui, à une température un peu plus élevée, décrépite, périt, se décompose en produisant de l'azote, de l'eau et du sulfite d'ammoniaque volatil. Ce sel est très-soluble, puisqu'il l'est dans deux parties d'eau froide, et dans son poids d'eau bouillante. Le sulfate d'ammoniaque existe en petite quantité dans la nature. On le prépare ordinairement en unissant directement l'ammoniaque à l'acide sulfurique. Dans les arts on prépare une grande quantité de sulfate d'ammoniaque, pour obtenir ensuite l'hydrochlorate. On distille dans des cylindres de fonte des matières animales, et on conduit les produits de cette dis-

tillation dans des baquets qui contiennent du plâtre (sulfate de chaux) délayé dans de l'eau. Il se forme une assez grande quantité de matières huileuses qui se rassemblent à la surface du bain, et que l'on enlève. Le sous-carbonate d'ammoniaque, qui est un des produits de cette distillation, décompose le sulfate de chaux, et forme un sulfate d'ammoniaque. C'est en sublimant un mélange de ce sulfate et de chlorure de sodium que l'on obtient l'hydro-chlorate d'ammoniaque.

SULFATE D'ANTIMOINE. L'oxide d'antimoine a peu d'affinité pour les acides; cependant on parvient à obtenir un sulfate en chauffant l'antimoine métallique avec 5 fois son poids d'acide sulfurique concentré. Ce sulfate est blanc, pesant, et contient un excès d'acide. En le mettant en contact avec l'eau, il se transforme en sulfate très-acide qui reste en dissolution et en sous-sulfate qui se précipite. Ce dernier est employé pour préparer l'acétique. (Voy. *Tartrate d'antimoine et de potasse.*)

SULFATE D'ARGENT. Sel blanc, d'une saveur métallique très-peu soluble dans l'eau, le devenant beaucoup plus par un excès d'acide. Exposé à l'action du feu, il fond d'abord et se décompose ensuite assez facilement. Comme la plupart des composés d'argent, il est très-soluble dans l'ammoniaque, et forme un précipité blanc avec l'acide hydro-chlorique. On l'obtient en décomposant une solution de sulfate de soude par une solution de nitrate d'argent. On peut encore l'obtenir directement.

SULFATE DE BARYTE. Sel blanc, dur, très-pesant, inodore, insipide, tout-à-fait insoluble dans l'eau, et soluble seulement en petite quantité dans l'acide sulfurique concentré. Exposé à l'action du calorique, il fond

à une température très-élevée, mais il ne se décompose qu'autant qu'il est en présence d'un corps combustible, comme le charbon, des matières végétales, etc. Il existe en grande quantité dans la nature. Presque toujours il a accompagné les métaux dans les filons, rarement dans les amas. Il est souvent associé à l'antimoine et au peroxide de manganèse. On le nommait autrefois spath pesant. Ses cristaux que l'on a long-temps rapportés à un prisme rhomboïdal pourraient bien dériver d'un octaèdre rhomboïdal. Ils sont souvent aplatis en forme de tables, et groupés de manière à imiter les marches d'un escalier. On trouve encore le sulfate de baryte à l'état fibreux et même à l'état terreux; mais il est plus rare que cristallisé. Dans cet état cristallin il ressemble beaucoup au sulfate de plomb qui présente un système de cristallisation analogue. On peut toujours l'en distinguer par l'acide hydro-sulfurique ou un sulfure alcalin qui forment une tache noire sur le sulfate de plomb. Le sulfate de baryte naturel est employé pour obtenir la baryte. Quand on veut obtenir ce sulfate à l'état de pureté, on le prépare en décomposant le sulfate de soude par le nitrate de baryte, et lavant le précipité.

SULFATE DE BISMUTH. Blanc, compacte, acide, décomposable par l'eau en sulfate très-acide, et en sous-sulfate qui se précipite. On l'obtient comme celui d'antimoine en chauffant du bismuth divisé avec 5 fois son poids d'acide sulfurique concentré.

SULFATE DE CADMIUM. Incolore, transparent, très-efflorescent, très-soluble, et susceptible de cristalliser en prismes droits à base rectangle. Il contient beaucoup d'eau de cristallisation. La chaleur le décompose en le faisant d'abord passer à l'état de sous-sulfate. Le sulfate de cad-

mium s'obtient directement. Il est formé de 100 d'acide et de 161,12 d'oxide.

SULFATE DE CÉRIUM. L'acide sulfurique peut se combiner avec le proto et le deutoxide de cérium. Le proto-sulfate est blanc, d'une saveur sucrée, soluble dans l'eau et susceptible de cristalliser. Il s'obtient directement. Le deuto-sulfate est en cristaux aciculaires orangés, dont quelques-uns sont d'un jaune citron. On l'obtient en traitant à l'aide de la chaleur le deutoxide de cérium par de l'acide sulfurique affaibli, et faisant évaporer la liqueur.

SULFATE DE CHAUX. Blanc ou incolore, quand il est pur, soluble dans 300 parties d'eau froide, et par conséquent plus soluble que la chaux; ce qui fait que cette dernière n'est pas précipitée par l'acide sulfurique, quand elle est en solution dans l'eau. Exposé à l'action du feu, le sulfate de chaux perd son eau de cristallisation, et fond ensuite en émail blanc. Il a beaucoup d'affinité pour l'eau; car si, après l'avoir chauffé de manière à lui faire perdre l'eau qu'il contient, on l'expose au contact de l'air, il ne tarde pas à absorber celle de l'atmosphère, sans pour cela changer d'état. Le sulfate de chaux existe en grande quantité dans la nature; on le connaît sous le nom de *gypse*, et sous celui d'*anhydrite*, quand il ne contient pas d'eau. On le trouve cristallisé, fibreux, compacte, etc. Ses cristaux dérivent d'un prisme droit quadrangulaire, et sont remarquables par leur tendance à se grouper et à s'arrondir sur leurs angles. Ils ont presque toujours la forme de fer de lance, quand ils sont groupés deux à deux. Ils se divisent très-facilement en lames dans le sens de leur base, et si l'on cherche à les rompre, on trouve

qu'ils sont flexibles, mais non élastiques; ils restent dans la position qu'on leur a donnée. On remarque dans les variétés fibreuses que les fibres sont toujours perpendiculaires aux parois des filons qui les contiennent. Le sulfate de chaux compact est celui qui se trouve en si grande quantité aux environs de Paris. Il offre presque toujours une structure pseudo-régulière et semble se diviser en gros prismes comme les basaltes. C'est surtout cette dernière variété qui est employée comme pierre à plâtre. On la calcine dans des fours pour lui faire perdre son eau de cristallisation; ensuite on la réduit en poudre, et c'est cette poudre qui contient toujours une petite quantité de chaux, qui constitue le plâtre. On a soin de ne gâcher le plâtre qu'au moment de l'employer, car, peu de temps après avoir repris l'eau que la calcination lui avait fait perdre, il cristallise et ne doit sa dureté qu'à l'entrelacement de ses cristaux. Le plâtre s'emploie aussi en agriculture, principalement dans la culture du trèfle. Le sulfate de chaux cristallisé et incolore est généralement assez pur, cependant si l'on voulait s'en procurer autrement, on pourrait unir directement la chaux à l'acide sulfurique.

SULFATE DE CINCHONINE. D'après M. Baup, il existe deux sulfates de cinchonine, un sulfate neutre, et un sulfate acide. Le premier est formé de cinchonine 39, acide sulfurique 5, eau 2,25; ou 1 atome de cinchonine, 1 atome d'acide et 2 atomes d'eau. Le second est formé de cinchonine 39, acide sulfurique 10, eau 9; ou 1 atome de cinchonine, 2 atomes d'acide et 8 atomes d'eau. Le *sulfate neutre* cristallise en prismes rhomboïdaux plus ou moins altérés par des facettes. Il est soluble dans 54 parties d'eau à la température ordinaire, et dans

11 1/2 parties d'alcool absolu. On l'obtient directement. Le *sulfate acide* est incolore, inaltérable à l'air, s'effleurit très-promptement, si la température s'élève un peu, il cristallise en octaèdres à base rhomboïdale, toujours coupés par un plan parallèle à deux faces opposées. Le sulfate acide de cinchonine est soluble dans la moitié de son poids d'eau froide, et dans son poids d'alcool absolu. Il est insoluble dans l'éther. On le prépare en ajoutant de l'acide au sulfate neutre, et évaporant la solution jusqu'à pellicule.

SULFATE DE CHRÔME. On sait seulement qu'il existe.

SULFATE DE COBALT. Sel rose, susceptible de cristalliser en prismes rhomboïdaux, terminés par des pointemens dièdres. Il se dissout facilement dans l'eau froide; sa solution rougit la teinture de tournesol et donne par l'ammoniaque un précipité soluble dans un excès d'alcali. On obtient le sulfate de cobalt en traitant par l'acide sulfurique l'un ou l'autre des oxides de ce métal. C'est toujours du proto-sulfate qui se forme.

SULFATE DE CUIVRE. Le deuto-sulfate est le seul qui existe. C'est un sel d'une saveur très-styptique, soluble dans 4 parties d'eau froide et dans 2 parties d'eau bouillante, d'où il cristallise par le refroidissement en prismes à base oblique, contenant une grande quantité d'eau de cristallisation qui les rend d'un beau bleu. Exposés à l'air, ils s'effleurissent légèrement, et leur surface devient blanchâtre. Si on les dessèche entièrement par la chaleur, ils deviennent entièrement blancs. Ils fondent facilement dans leur eau de cristallisation, et par conséquent ne peuvent blanchir qu'après avoir éprouvé cette fusion. Chauffé dans un creuset avec du charbon, il se décompose, et le métal se réduit. Sa solution est précipi-

pitée par la potasse et la soude. L'ammoniaque y forme également un précipité d'un bleu verdâtre qui se dissout dans un excès d'alcali, et forme un liquide d'un très-beau bleu que les anciens nommaient *eau céleste*. L'acide hydro-sulfurique y forme un précipité d'un brun foncé. Le ferro-cyanure de potassium la précipite en cramoisi, et le cyanure simple en jaune. Le fer et le phosphore la décomposent, et se couvrent d'une couche de cuivre à l'état métallique. L'eau de baryte la précipite en blanc bleuâtre. Le précipité est formé de sulfate de baryte et d'oxide de cuivre hydraté. Le sulfate de cuivre se trouve très-rarement cristallisé dans la nature, mais on le rencontre assez fréquemment dans les ruisseaux des galeries des mines qui contiennent des pyrites de cuivre. Il s'y rencontre même quelquefois en assez grande quantité pour que l'on cherche à en retirer le cuivre; et pour cela on recueille ces eaux, on les fait évaporer et l'on y jette des morceaux de fer, sur lesquels le cuivre vient se mouler en se précipitant. Ce cuivre porte le nom de *cuivre de cémentation*. On voit que l'on pourrait très-facilement extraire le sulfate de cuivre de ces eaux; il suffirait de ne pas y mettre de fer. On en obtient encore des quantités assez considérables en grillant des minerais qui contiennent du sulfure de cuivre, comme cela se pratique particulièrement pour quelques minerais d'étain et d'argent. Enfin on l'obtient le plus souvent sensiblement pur, en préparant directement le sulfure de cuivre, et le grillant. Pour cela, on mouille des lames de cuivre que l'on saupoudre de soufre, et que l'on chauffe immédiatement après. On les retire du four pour les plonger dans l'eau, les saupoudrer de nouveau, et ainsi de suite. Chaque fois qu'on les plonge dans l'eau, cette dernière dissout tout

le sulfate qui s'est formé, et remet le cuivre à nu. Lorsque l'eau est suffisamment chargée, on la fait évaporer, et le sulfate de cuivre cristallise. Ce sel est employé en médecine pour l'usage extérieur. On l'emploie aussi dans les arts. Il est composé de 100 d'acide, et de 99,126 de base.

SULFATE DE CUIVRE AMMONIACAL. Ce sel est d'une belle couleur bleue. On le distingue du sulfate de cuivre : 1° par l'odeur ammoniacale qu'il exhale; 2° par la propriété qu'il a de verdier le sirop de violette; 3° par le précipité vert qu'il donne avec la solution de deutoxide d'arsenic. Ce précipité, formé d'arsénite de cuivre, est très-abondant, et paraît sur-le-champ, tandis que le deutoxide d'arsenic, mis dans le sulfate de cuivre, ne fournit de précipité distinct qu'au bout de 20 ou 25 minutes. (Orfila.)

SULFATE D'ÉTAIN. L'étain a très-peu de tendance à former des combinaisons avec les acides, ce qui tient peut-être à la densité de son oxide; cependant en traitant ce métal à chaud par l'acide sulfurique concentré, on obtient un sulfate qui présente à peu près les caractères physiques du sulfate de baryte, et qui, comme lui, se dissout en très-petite quantité dans l'acide sulfurique; mais si au lieu d'opérer de cette manière, on verse de l'acide sulfurique, concentré dans une solution de proto-chlorure d'étain, il se dégage de l'acide hydro-chlorique et il se forme un précipité floconneux qui peut se dissoudre dans une plus grande quantité d'eau, et cristalliser en prismes aciculaires par une évaporation ménagée. Si on traite à chaud ce sulfate par une nouvelle quantité d'acide sulfurique, il passe à l'état de deuto-sulfate acide qui reste dans la liqueur, et ne peut cristalliser.

SULFATE DE FER. L'acide sulfurique se combine avec les trois oxides de fer, mais, selon M. Berzélius, il n'existerait que le proto et le trito-sulfate. Il regarde le deuto-sulfate comme un composé des deux autres. Il est certain qu'en versant un alcali dans sa solution, il se forme un précipité de tritoxide. Si l'on sépare ce précipité, et que l'on continue de précipiter par le même corps, celui qui se précipitera sera presque entièrement formé de protoxide. Aussi M. Berzélius considère le deutoxide de fer comme un *ferrate de fer*, ou un composé de proto et de tritoxide du même métal. Le *proto-sulfate* est ordinairement sous forme de cristaux rhomboïdiques, transparents, d'un beau vert et d'une saveur styptique. Exposé à l'air, il s'effleurit, et sa surface se couvre de taches ochreuses qui ne sont autre chose que du sous-trito-sulfate. Il est soluble dans deux parties d'eau froide et dans les trois quarts de son poids d'eau bouillante. Sa solution est verte et ne tarde pas à se décomposer; on l'abandonne au contact de l'air, elle devient rouge, et donne un précipité jaune de sous trito-sulfate. Sa couleur est due à du trito-sulfate qu'elle contient et qui s'est formé par l'absorption de l'oxigène de l'air. Le proto-sulfate de fer ne doit sa couleur qu'à l'eau de cristallisation dont il contient les $\frac{45}{100}$ de son poids. Car si on l'en prive par la dessiccation, il devient entièrement blanc. Cette grande quantité d'eau de cristallisation fait que l'on peut, en le chauffant convenablement, en retirer une certaine quantité d'acide sulfurique très-concentré qui est connu sous le nom d'acide *sulfurique glacial de Nordhausen*. (Voyez ce mot.) On obtient pour résidu du tritoxide de fer. La solution de proto-sulfate de fer peut absorber une certaine quantité de deutoxide d'a-

zote qui s'en dégage par la chaleur. Cette même solution n'est pas précipitée par l'acide hydro-sulfurique, mais elle l'est au contraire par le ferro-cyanure de potassium qui y forme un précipité blanc qui passe de suite au bleu par le contact de l'air. Le chlore y produit absolument le même effet, et le cyanure simple de potassium y détermine un précipité orangé. Le sulfate de fer se trouve rarement à l'état solide dans la nature, mais comme le sulfure de ce métal est très-abondant, qu'il se transforme facilement en proto-sulfate par le contact de l'air, ce sel, en raison de sa solubilité, doit se rencontrer souvent en solution dans les eaux qui coulent dans le voisinage de ces minerais. Mais, comme il est à très-bas prix, il est rare qu'on se donne la peine de l'en retirer par l'évaporation, d'autant plus que ces eaux contiennent presque toujours en même temps du deuto et du trito-sulfate. On pourrait l'obtenir directement, toutefois, quoique le fer et l'acide sulfurique soient à très-bas prix, ils sont encore trop chers relativement au prix du sulfate de fer; aussi l'obtient-on généralement en exposant à l'air des pyrites ou sulfure de fer, qui se décomposent peu à peu. On arrose de temps en temps les tas que l'on a formés avec ces pyrites afin de hâter leur décomposition, et au bout d'un temps assez long (ordinairement de 6 mois à un an), on lessive ces tas et l'on obtient le sulfate de fer en faisant évaporer les eaux qui ont servi à cette opération. Quelquefois on commence par chauffer fortement les pyrites dans un appareil convenable, afin d'en retirer une portion de soufre, et le résidu n'est plus que du proto-sulfure du fer qui contient le fer et le soufre en proportions telles, qu'en absorbant l'oxygène, le premier passe à l'état de protoxide, et le second à l'état

d'acide sulfurique, et qu'ils se trouvent tous deux dans les proportions convenables pour constituer le proto-sulfate. Il suffit d'exposer ce proto-sulfate au contact de l'air, et de l'arroser de temps en temps pour le transformer en sulfate que l'on fait cristalliser. L'opération est bien moins longue que lorsqu'on emploie le per-sulfure. Nous avons vu employer ce procédé à Vedrin, près Namur. Ce sel est employé en teinture. Il est formé de 100 d'acide et de 87,836 de base. Le *deuto-sulfate* se prépare en traitant le deutoxide de fer par l'acide sulfurique affaibli, et évitant autant que possible le contact de l'air. Il est soluble dans l'eau. Sa solution absorbe facilement l'oxygène de l'air et passe à l'état de trito-sulfate. Elle n'est pas précipitée par l'acide hydro-sulfurique; mais le cyano-ferrure de potassium y produit un précipité bleu clair, et le cyanure simple un précipité abondant, d'un vert bleuâtre. Le *trito-sulfate* est d'un jaune orangé styptique, comme les précédens, rougit la teinture de tournesol, se dissout dans l'eau, et n'a jamais été obtenu en cristaux. Un excès d'acide sulfurique augmente sa solubilité et le rend presque blanc; un excès d'oxide fait le contraire et le rend jaune. Si on l'évapore à siccité et que l'on cherche à le redissoudre dans l'eau, il se transformera en sous-sulfate insoluble et en sulfate acide soluble, qui restera dans la liqueur. L'acide hydro-sulfurique forme un précipité jaune dans la solution de trito-sulfate de fer, entièrement formé de soufre. Le cyano-ferrure de potassium y détermine un précipité abondant, d'un bleu foncé, tandis que le cyanure simple la précipite à peine. On obtient ce sel en traitant par l'acide sulfurique le tritoxide de fer hydraté.

SULFATE DE GLUCINE. Sel blanc sucré qui attire l'hu-