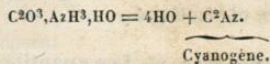


*Quadroxalate de potasse.*  $4C^2O^3, KO, 7HO$ . — Ce sel se trouve mélangé au bi-oxalate de potasse dans le sel d'oseille; il est moins soluble dans l'eau que le bi-oxalate. Wollaston en fit l'analyse par le moyen qui vient d'être indiqué pour le bi-oxalate.

*Oxalates de soude.* — On connaît un oxalate neutre et un bi-oxalate de soude; le quadroxalate ne paraît pas exister: l'oxalate neutre a été trouvé dans la barille (Gay-Lussac).

*Oxalate neutre d'ammoniaque.*  $C^2O^3, (AzH^3, HO), HO$ . — On obtient ce sel en saturant l'acide oxalique par un léger excès d'ammoniaque et en faisant évaporer convenablement la dissolution. Il cristallise en longs prismes à sommets dièdres, incolores, sans odeur, d'une saveur très-piquante. Il sert à reconnaître et à doser la chaux.

Chauffé avec l'acide sulfurique fumant, l'oxalate d'ammoniaque se change en eau et en cyanogène :



*Bi-oxalate d'ammoniaque.*  $(2C^2O^3, AzH^3, HO), HO$ . — Ce sel est moins soluble dans l'eau que l'oxalate d'ammoniaque neutre; il cristallise en prismes incolores: on l'obtient en ajoutant un excès d'acide oxalique au sel neutre. Il se décompose lorsqu'on le soumet à l'action de la chaleur.

*Oxalate de chaux.*  $C^2O^3, CaO, 2HO$ . — Ce sel existe dans plusieurs lichens: on peut même en retirer avec avantage l'acide oxalique en le décomposant par l'acide sulfurique étendu d'eau; il constitue certaines concrétions urinaires des animaux (calculs mûraux). L'oxalate de chaux est entièrement insoluble dans l'eau et constitue un réactif précieux pour caractériser l'acide oxalique ou la chaux. Il est presque insoluble dans l'acide acétique, et soluble, au contraire, dans les acides azotique et chlorhydrique.

L'oxalate de chaux sert surtout, en analyse, à distinguer la chaux de la magnésie; les sels de magnésie ne sont jamais précipités en présence d'un sel ammoniacal par l'oxalate d'ammoniaque, tandis que la chaux est séparée complètement à l'état d'oxalate calcaire.

*Oxalates de fer.* — Ces sels sont remarquables par leur solubilité. L'oxalate de protoxyde de fer paraît être plus soluble que le sel au maximum. Aussi, pour enlever une tache de rouille, on commence souvent par faire bouillir le sel d'oseille avec de l'étain métallique. L'oxalate d'étain qui s'est formé ainsi réduit le peroxyde de fer et facilite sa dissolution.

*Oxalate de plomb.* — Ce sel, qui est insoluble dans l'eau, éprouve une décomposition curieuse lorsqu'on l'expose à l'influence d'une température de 300 degrés: il dégage de l'acide carbonique et forme du sous-oxyde de plomb ( $Pb^2O$ ) (Dulong, Pelouze).

Il existe un oxalate de plomb tribasique  $C^2O^3, 3PbO$ .

(\*) ACTION DE LA CHALEUR SUR L'OXALATE NEUTRE D'AMMONIAQUE. — AMIDES.

En étudiant la distillation de l'oxalate d'ammoniaque, M. Dumas découvrit, en 1830, une nouvelle substance, l'oxamide, qui ne diffère du sel ammoniacal que par 2 équivalents d'eau. Ayant constaté que l'oxamide peut, dans plusieurs circonstances, reprendre les 2 équivalents d'eau que la chaleur lui a fait perdre en reconstituant l'oxalate d'ammoniaque, M. Dumas pensa, dès cette époque, que plusieurs sels ammoniacaux pourraient donner naissance à des corps comparables à l'oxamide, et il proposa de considérer cette substance comme le type d'une famille à laquelle il donna le nom d'amides. Ces prévisions se sont réalisées, et la classe des amides tend chaque jour à s'augmenter à mesure que l'on étudie mieux les propriétés des sels ammoniacaux.

On donne le nom d'amide à tout corps azoté, neutre, acide ou basique, qui diffère d'un sel ammoniacal par les éléments de l'eau, et qui régénère un sel ammoniacal lorsqu'on le soumet à des influences qui déterminent la fixation de l'eau.

OXAMIDE.  $C^2O^2AzH^2$ .

En soumettant à la distillation, dans une petite cornue de verre, l'oxalate neutre d'ammoniaque, ce sel devient opaque et laisse d'abord dégager de l'eau et de l'ammoniaque; les parties qui avoisinent les parois de la cornue fondent, se tuméfient et finissent par disparaître en laissant un résidu charbonneux; il se dégage pendant cette distillation de l'oxyde de carbone, de l'acide carbonique et du cyanogène: on trouve dans le récipient de l'eau fortement chargée de carbonate d'ammoniaque qui tient en suspension une substance blanche et insoluble, qui est de l'oxamide (M. Dumas).

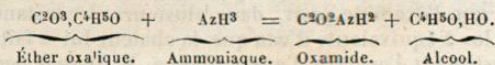
En rapprochant la composition de l'oxamide  $C^2O^2AzH^2$  de celle de l'oxalate d'ammoniaque anhydre  $C^2O^3, AzH^3, HO$ , on reconnaît que l'oxamide ne diffère du sel qui lui a donné naissance que par



2 équivalents d'eau : on peut donc dire que, pour transformer l'oxalate d'ammoniaque en oxamide, il suffit de lui enlever 2 équivalents d'eau.

La distillation de l'oxalate d'ammoniaque ne donne que de très-petites quantités d'oxamide. On l'obtient plus pure et avec beaucoup plus de facilité par un procédé qui consiste à mêler l'éther oxalique avec un excès d'ammoniaque liquide. Au bout de quelques instants, on voit se déposer dans le mélange une quantité considérable d'une poudre blanche d'un aspect cristallin, qui est de l'oxamide. On la recueille sur un filtre où on la lave avec de l'eau distillée, puis on la dessèche à une douce chaleur (M. Liebig).

L'équation suivante rend compte de la formation de l'oxamide :



L'oxamide est blanche, sans saveur, inodore, sans action sur les papiers réactifs. Elle est volatile, mais, lorsqu'on la chauffe, elle éprouve une décomposition partielle. L'eau bouillante la dissout en petite quantité et abandonne en se refroidissant des flocons blancs. L'alcool ne la dissout pas sensiblement.

L'oxamide est surtout caractérisée par la propriété de s'unir aux éléments de l'eau et de se transformer ainsi en oxalate d'ammoniaque.

Cette transformation se fait directement avec l'eau seule, dans la marmite de Papin, à la température de 124 degrés (Henry et Plisson), ou directement sous l'influence des bases et des acides. Dans ce dernier cas, l'oxalate d'ammoniaque qui résulte de la transformation de l'oxamide se trouve décomposé.

Lorsqu'on met l'oxamide en contact, à froid, avec une dissolution de potasse, elle ne paraît pas s'altérer ; mais dès qu'on porte le mélange à l'ébullition, il se dégage de l'ammoniaque, et l'acide oxalique reste en combinaison avec l'alcali.

Les acides et l'acide oxalique lui-même déterminent également la transformation de l'oxamide en oxalate d'ammoniaque en fixant 2 équivalents d'eau ; cependant l'acide azotique monohydraté n'attaque l'oxamide qu'avec difficulté. L'acide sulfurique concentré, que l'on fait chauffer avec de l'oxamide, produit du sulfate d'ammoniaque et des volumes égaux d'acide carbonique et d'oxyde de carbone : ces deux corps proviennent évidemment de la décomposition de l'acide oxalique qui avait été régénéré.

Si l'on fait passer des vapeurs d'oxamide à travers un tube de

porcelaine chauffé au rouge, l'oxamide se décompose complètement en donnant naissance à du carbonate d'ammoniaque, de l'acide cyanhydrique, de l'oxyde de carbone et de l'urée (M. Liebig).

Le potassium chauffé avec l'oxamide la décompose avec une vive ignition, en produisant du carbonate d'ammoniaque, de l'oxyde de carbone et du cyanure de potassium (Lœwig).

On a proposé de considérer l'oxamide comme une combinaison de 2 équivalents d'oxyde de carbone  $C^2O^2$  avec 1 équivalent du radical hypothétique  $AzH^2$ , qui s'unit au potassium et au sodium pour former des amidures. Ce radical  $AzH^2$ , qui a reçu le nom d'*amide* ou d'*amidogène*, s'unirait aux métaux à la manière du chlore, du brome, de l'iode, etc., pour former les amidures  $KAzH^2 - NAzH^2$  (Gay-Lussac et Thenard) ; il se combinerait avec l'oxyde de carbone pour constituer l'oxamide :  $C^2O^2AzH^2$ .

L'ammoniaque  $AzH^3$  deviendrait, dans cette hypothèse, un hydrure d'amide  $H, AzH^2$  ou une *hydrobase* qui, en présence des oxydes métalliques, formerait, à la manière des hydracides, de l'eau et des amidures métalliques.

Cette théorie est ingénieuse sans doute, mais elle présente l'inconvénient grave de faire admettre l'existence d'un radical  $AzH^2$  qui n'a pas été isolé.

#### ACTION DE LA CHALEUR SUR LE BI-OXALATE D'AMMONIAQUE.

##### ACIDE OXAMIQUE. $C^2O^2AzH^2, HO.$

La découverte de l'acide oxamique est due à M. Balard.

Lorsqu'on distille dans un bain d'huile, à une température de 230 degrés environ, du bi-oxalate d'ammoniaque, ce sel perd d'abord son eau de cristallisation, dégage ensuite de l'oxyde de carbone et de l'acide carbonique, puis du carbonate et du cyanhydrate d'ammoniaque. Si la distillation n'a pas été poussée trop loin, on obtient un résidu presque uniquement composé d'oxamide et d'un acide soluble dans l'eau, qui est précisément l'acide oxamique. En traitant cette liqueur acide par des dissolutions concentrées de sels de baryte ou de chaux, il se fait des précipités cristallins d'oxamates de baryte ou de chaux dont on retire ensuite facilement l'acide oxamique au moyen de l'acide sulfurique.

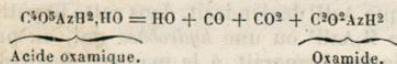
En évaporant avec précaution la dissolution d'acide oxamique, on obtient cet acide sous la forme d'une poudre légèrement jaunâtre.



L'acide oxamique hydraté a pour formule  $C^3O^5AzH^2,HO$ . En rapprochant cette formule de celle qui représente le bi-oxalate d'ammoniaque  $2C^2O^3,AzH^3,HO$ , et en négligeant les produits secondaires, on voit que, sous l'influence de la chaleur, le bi-oxalate d'ammoniaque a perdu simplement 2 équivalents d'eau en se changeant en acide oxamique.

L'acide oxamique doit être considéré comme une amide acide, car il se transforme facilement par l'action de l'eau bouillante en bi-oxalate d'ammoniaque : il reprend ainsi les 2 équivalents d'eau que la chaleur lui avait fait perdre.

Lorsqu'on soumet l'acide oxamique à l'action de la chaleur, cet acide se décompose en dégageant de l'eau, de l'acide carbonique et de l'oxyde de carbone, et se transforme en oxamide, comme l'exprime l'équation suivante :



Cette réaction permet de supposer que, dans la distillation de l'oxalate d'ammoniaque neutre, il se produit d'abord du bi-oxalate qui se change en acide oxamique, et que l'oxamide qui se forme ensuite provient de la décomposition de l'acide oxamique qui avait pris naissance en premier lieu.

On a obtenu un certain nombre d'oxamates cristallisés qui sont représentés par la formule générale  $C^3O^5AzH^2,MO$  (M. Balard).

(\*) ACIDE MALIQUE.  $C^8H^4O^8,3HO$ .

Cet acide a été découvert par Scheele en même temps que l'acide citrique.

L'acide malique se rencontre en abondance dans l'organisation végétale, soit seul, soit combiné avec les bases. Il existe dans presque tous les fruits rouges, dans les pommes, les prunelles, les prunes et les groseilles vertes, les poires, les baies de sureau, dans le sorbier, la pulpe de tamarin, l'épine-vinette, les feuilles de jubarbe, l'ananas, le tabac, l'épinard, la gaude, l'absinthe, etc.

L'acide malique à l'état libre retient 2 équivalents d'eau qui peuvent être remplacés par 2 équivalents de base ; on le considère donc comme un acide bibasique.

On prépare l'acide malique en précipitant les sucs végétaux qui le contiennent, et surtout le suc du sorbier, par l'acétate de plomb. Le malate de plomb est peu soluble dans l'eau froide ; on peut le laver à grande eau et le décomposer ensuite par l'hy-

drogène sulfuré. Pour obtenir de l'acide malique pur, on doit purifier préalablement le malate de plomb en le faisant dissoudre dans l'eau bouillante.

On retire facilement l'acide malique du tabac ; 1 kilogramme de tabac desséché donne 35 à 40 grammes de bimalate d'ammoniaque (M. Goupil). On peut aussi obtenir de l'acide malique en décomposant par l'acide hypo-azotique une substance azotée, l'asparagine, qui existe dans plusieurs végétaux et principalement dans l'asperge et dans les vesces. L'asparagine doit être considérée comme l'amide de l'acide malique (M. Piria).

L'acide malique est soluble dans l'eau ; il se dépose d'une dissolution sirupeuse, et donne des cristaux confus et déliquescents. Sa saveur est acide et agréable ; l'acide azotique le transforme en acide oxalique. L'acide malique, chauffé entre 175 et 200°, perd de l'eau et se transforme en acides *maléique* et *paramaléique*. Ces deux acides sont isomériques et ont pour formule  $C^8H^2O^6,2HO$  (Pelouze). L'acide maléique a été trouvé dans plusieurs végétaux et principalement dans l'*equisetum fluviale* : aussi lui donne-t-on quelquefois le nom d'*acide équisétique*. L'acide maléique se change en acide paramaléique lorsqu'on le maintient pendant quelque temps à 150 degrés.

L'acide paramaléique est très-peu soluble dans l'eau, tandis que l'acide maléique est très-soluble. Il forme avec l'oxyde d'argent un sel qui est remarquable par son insolubilité ; il a été trouvé dans les végétaux, principalement dans la fumeterre : aussi lui a-t-on donné le nom d'*acide fumarique*.

M. Pasteur a étendu à l'acide malique les belles observations qu'il a faites sur l'acide racémique ; il a prouvé qu'il existe deux modifications isomériques de l'acide malique : celui qu'on trouve dans les fruits dévie à gauche le plan de polarisation ; c'est l'*acide malique actif*. Celui qui provient de la décomposition spontanée de l'éther azoteux, n'agit pas sur le plan de polarisation : c'est l'*acide malique inactif*.

*Malates*. — Les malates de potasse et de soude cristallisent difficilement.

L'acide malique forme avec l'ammoniaque un sel acide qui cristallise avec une grande facilité et peut servir à la purification de l'acide malique. Pour y parvenir, on peut décomposer le malate de plomb brut par l'acide sulfurique. Il se forme du sulfate de plomb que l'on sépare par la filtration ; l'acide malique reste dans la liqueur. On partage cette dissolution en deux parties égales : l'une est saturée complètement par du carbonate d'ammoniaque ; puis on ajoute dans la liqueur l'autre partie qui avait été mise en réserve ; on évapore jusqu'à cristallisa-



tion : il se forme des cristaux de bimalate d'ammoniaque que l'on purifie par cristallisation. Le sel d'ammoniaque est ensuite décomposé par l'acétate de plomb ; il se précipite du malate de plomb qu'on lave à l'eau froide et qu'on décompose par l'acide sulfhydrique ; on obtient ainsi de l'acide malique très-pur (M. Liebig).

Le bimalate d'ammoniaque cristallise en prismes rhomboïdaux ; l'angle du biseau est de  $120^{\circ},30$ , et les angles des faces sont de  $137^{\circ}$  et de  $159^{\circ},25$  (M. Goupil).

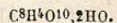
Le malate acide de chaux existe dans les végétaux ; on l'extrait surtout du suc des baies de sorbier. On recueille dans ce but le fruit au mois d'août lorsqu'il n'est pas encore mûr ; on l'écrase et l'on en exprime le jus. La liqueur, saturée par la chaux, est portée à l'ébullition ; elle laisse bientôt déposer du malate neutre de chaux. On lave ce sel à l'eau froide et on l'introduit dans un mélange bouillant de 1 partie d'acide azotique et de 10 parties d'eau ; la liqueur laisse déposer par le refroidissement des cristaux incolores de malate acide de chaux. Ce sel, traité par l'acétate de plomb, donne le malate de plomb qui sert à la préparation de l'acide malique.

Une infusion de sumac, abandonnée à elle-même pendant quelques semaines, laisse déposer une abondante cristallisation de bimalate de chaux (M. Kœchlin). M. Dessaignes a fait sur le malate de chaux une observation des plus curieuses, qui a été confirmée depuis par M. Liebig. Ce chimiste a reconnu que le malate de chaux se dédouble sous l'influence des ferments en succinate et en carbonate de chaux. 1500 grammes de malate de chaux peuvent donner jusqu'à 500 grammes d'acide succinique pur.

Le malate de plomb présente la propriété curieuse de passer, du jour au lendemain, avec ou sans le contact de l'eau, de l'état amorphe à l'état cristallin. Ce caractère distingue l'acide malique des autres acides organiques.

ACIDE TARTRIQUE.  $C^4H^4O^5, 2HO$ .

On a pendant longtemps représenté l'acide tartrique par la formule  $C^4H^4O^5, HO$  ; mais la facilité avec laquelle il forme des sels doubles et des sels acides l'a fait considérer plus tard comme un acide bibasique. Sa formule a été doublée et est devenue :



Les observations suivantes démontrent, en effet, que l'acide tartrique est véritablement bibasique.

Lorsqu'une base réagit sur cet acide, elle déplace d'abord 1 équivalent d'eau, et forme un sel que l'on peut considérer comme un sel acide, dans lequel l'acide tartrique est saturé à la fois par 1 équivalent d'eau et par 1 équivalent de base. Ce sel a pour formule :  $C^8H^8O^{10}, MO, HO$ . Si la base qui réagit sur l'acide tartrique est en excès, elle chasse les 2 équivalents d'eau et forme un sel neutre qui est représenté par  $C^8H^8O^{10}, MO$ . L'acide tartrique peut aussi être saturé par deux bases différentes et former alors des sels doubles qui ont pour formule :  $C^8H^8O^{10}, MO, NO$ .

L'acide tartrique se rencontre en abondance dans un grand nombre de fruits, de feuilles ou de racines : il a été obtenu pour la première fois à l'état de pureté par Scheele, en 1770.

On le prépare en décomposant, par le carbonate de chaux, le bitartrate de potasse (crème de tartre) qui a pour formule :  $C^8H^8O^{10}, KO, HO$ .

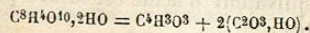
La craie ne précipite à l'état de tartrate de chaux que la moitié de l'acide tartrique contenu dans la crème de tartre, l'autre moitié reste dans la liqueur à l'état de tartrate neutre de potasse qu'on précipite ensuite par du chlorure de calcium. Le tartrate de chaux, ainsi obtenu, est lavé et décomposé par de l'acide sulfurique étendu de six fois son poids d'eau. On fait bouillir pendant quelques minutes l'acide avec le sel de chaux, on filtre pour séparer le sulfate de chaux qui s'est précipité ; la liqueur, amenée à consistance sirupeuse, abandonne bientôt des cristaux d'acide tartrique.

L'acide tartrique cristallise en prismes obliques à base rhombe, terminés par des sommets dièdres ; ces cristaux sont inaltérables à l'air.

L'acide tartrique possède une saveur acide et agréable ; il se dissout dans 1 partie et demie d'eau froide, et dans une proportion beaucoup moindre d'eau bouillante.

L'acide tartrique est soluble dans l'alcool et dans l'esprit de bois ; l'action de ces deux liquides sur l'acide tartrique présente quelques phénomènes dignes d'intérêt.

L'acide tartrique se décompose vers  $150^{\circ}$ , sous l'influence d'un excès de potasse caustique, en acétate et en oxalate de potasse. Cet acide peut être représenté, du reste, par 1 équivalent d'acide acétique et 2 équivalents d'acide oxalique :



Les corps oxydants décomposent facilement l'acide tartrique, et le transforment en acide carbonique et en acide formique ; c'est ainsi que le peroxyde de plomb (acide plombique) réagit



même à froid sur une dissolution concentrée d'acide tartrique et la décompose.

L'acide tartrique est employé dans l'analyse chimique pour reconnaître les sels de potasse. Il forme des précipités dans les eaux de chaux, de baryte et de strontiane; mais il ne précipite pas les chlorures de ces bases.

L'acide tartrique est décomposé sous l'influence de la chaleur et donne naissance à des corps pyrogénés que nous décrirons plus loin.

L'acide tartrique se présente sous deux modifications qui sont également dissymétriques, et ont sur la lumière polarisée des actions égales et inverses. L'une de ces modifications est hémiédrique à droite, et dévie vers la droite la lumière polarisée; l'autre est hémiédrique à gauche, et dévie vers la gauche le plan de polarisation des rayons lumineux.

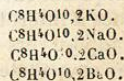
On a désigné la première de ces modifications par le nom d'*acide tartrique droit*; l'autre par le nom d'*acide tartrique gauche*.

L'acide tartrique droit et l'acide tartrique gauche sont identiques sous le rapport de la composition et des propriétés chimiques. Toutefois cette identité cesse complètement lorsque ces acides sont unis à des corps qui exercent une action sur la lumière polarisée.

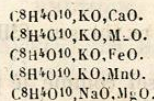
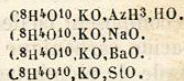
Ainsi l'acide tartrique droit forme avec l'asparagine un composé cristallisé; l'acide tartrique gauche ne donne, avec ce corps, qu'un composé incristallisable.

**Composition générale des tartrates.** — Avant de commencer l'étude des tartrates, il est indispensable de présenter quelques généralités sur leur constitution.

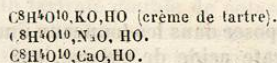
On connaît des tartrates neutres dans lesquels l'équivalent de l'acide tartrique est saturé par 2 équivalents d'une même base. Nous citerons ici les sels suivants :



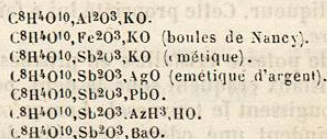
L'acide tartrique peut former une autre série de sels neutres, dans lesquels l'équivalent d'acide est saturé par 2 équivalents de bases différentes :



L'acide tartrique peut être saturé par une seule base et par 1 équivalent d'eau qui remplace 1 équivalent de base. On donne à ces sels le nom de *tartrates acides*.

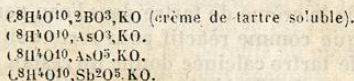


On donne enfin le nom d'*émétiques* à des sels dans lesquels l'acide tartrique est saturé par une base à 1 équivalent d'oxygène, et une autre base à 3 équivalents d'oxygène.



On a même donné récemment le nom d'*émétiques* à des composés particuliers dans lesquels le second équivalent de base des tartrates neutres est remplacé par 1 équivalent d'un acide faible.

Ces composés ont pour formules :



Parmi les nombreuses espèces de tartrates doubles, nous parlerons de ceux qui présentent le plus d'intérêt.

TARTRATE NEUTRE DE POTASSE,  $C^8H^4O^{10}, 2KO$ .

On prépare facilement le tartrate neutre de potasse en traitant la crème de tartre par le carbonate de potasse. Ce sel est sans usage.



TARTRATE ACIDE DE POTASSE.  $C^2H^2O^4, KO, HO.$ 

On peut considérer ce sel comme le plus intéressant de tous les tartrates ; il sert à préparer un grand nombre de tartrates doubles. Il existe dans le suc de certains végétaux, mais surtout dans le jus de raisin et dans le tamarin. Les raisins verts en contiennent une plus grande quantité que les raisins mûrs. Ce sel est moins abondant dans les bons que dans les mauvais vins. Il y est toujours accompagné d'une certaine quantité de tartrate de chaux.

Les vins laissent déposer dans les tonneaux une couche épaisse et cristalline de tartrate acide de potasse, qui porte le nom de *tartre cru*. Ce sel, qui est impur et coloré en rouge, doit être purifié par des cristallisations ou à l'aide d'une certaine quantité d'argile ou de charbon animal, qui s'emparent des matières colorantes.

Lorsque le tartre se sépare d'une dissolution bouillante, il surnage souvent la liqueur. Cette propriété lui a fait donner le nom de *crème de tartre*.

Le bitartrate de potasse cristallise en prismes obliques à base rhombe ; ses cristaux craquent sous la dent, possèdent une saveur acide et rougissent le tournesol. Lorsqu'on les expose à la chaleur, ils répandent une odeur agréable de caramel. Cette odeur, que répand également l'acide tartrique en brûlant, est caractéristique.

Le bitartrate de potasse est peu soluble dans l'eau : 184 parties d'eau froide ne dissolvent que 1 partie de ce sel ; il est insoluble dans l'alcool ; il se dépose en cristaux grenus, lorsqu'on traite un sel de potasse par un excès d'acide tartrique. Le peu de solubilité de la crème de tartre dans l'eau permet d'employer l'acide tartrique comme réactif pour reconnaître la potasse.

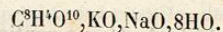
La crème de tartre calcinée donne un résidu noir qui porte le nom de *flux noir*. Le flux noir est un mélange intime de charbon et de carbonate de potasse ; il est employé comme fondant et comme réductif. Le flux noir traité par l'eau donne du carbonate de potasse pur, que l'on nomme *potasse du tartre*. Lorsqu'on calcine la crème de tartre avec 2 parties de nitre, le charbon de la matière organique est entièrement brûlé, et le résidu de la combustion est appelé *flux blanc* : on l'emploie comme fondant.

Le tartrate acide de potasse sert de mordant en teinture.

Le tartre brut peut se décomposer spontanément et produire un acide qui a été nommé *acide butyracétique*. Cet acide a pour

formule  $C^2H^2O^3, HO$  (M. Nicklès). MM. Dumas, Malaguti et Leblanc ont constaté sa parfaite identité avec l'acide métacétonique.

## TARTRATE DE POTASSE ET DE SOUDE (SEL DE SEIGNETTE).

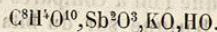


On connaît depuis longtemps en médecine, sous le nom de *sel de Seignette*, un tartrate double de potasse et de soude.

On obtient ce sel en saturant la crème de tartre par du carbonate de soude ; il est surtout remarquable par sa belle forme cristalline ; il se dépose en cristaux volumineux qui sont des prismes rectangulaires à base rhombe. Ces cristaux s'effleurissent à l'air et fondent dans leur eau de cristallisation avant de se décomposer.

Le sel de Seignette est employé en médecine comme purgatif.

## TARTRATE D'ANTIMOINE ET DE POTASSE (ÉMÉTIQUE).



On a fait connaître un grand nombre de procédés de préparation de l'émétique, qui consistent tous à chauffer de la crème de tartre avec de l'oxyde d'antimoine, ou bien avec un composé qui puisse en produire. C'est ainsi que l'on obtient l'émétique en faisant bouillir de la crème de tartre avec du sulfure, du sous-sulfate, de l'oxychlorure ou du verre d'antimoine. La liqueur filtrée abandonne, par le refroidissement ou par l'évaporation, de beaux cristaux dont la forme primitive est l'octaèdre à base rhombe. Ces cristaux, qui sont transparents au moment de leur formation, deviennent assez rapidement opaques.

L'émétique a une saveur métallique et désagréable ; il est vomitif et vénéneux.

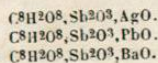
La dissolution d'émétique présente une réaction acide ; elle est précipitée immédiatement par le tannin : les alcalis et les carbonates alcalins la troublent lorsqu'elle est concentrée ; l'hydrogène sulfuré la précipite en rouge brun et régénère la crème de tartre.

Lorsque l'émétique est desséché à 100 degrés, il perd son eau de cristallisation et devient anhydre.

L'émétique, chauffé pendant longtemps à 220 degrés, perd 2 équivalents d'eau, et devient  $C^2H^2O^3, KO, Sb^2O^3, HO$  (MM. Dumas et Liebig).



Les autres émétiques éprouvent une pareille déshydratation et deviennent :



Les émétiques ainsi déshydratés ne contiennent donc plus les éléments de l'acide tartrique anhydre.

Lorsque l'émétique est chauffé au rouge, il se décompose complètement, et laisse un résidu poreux qui contient un alliage de potassium et d'antimoine mêlé à du charbon. Cet alliage est avide d'oxygène et peut souvent s'enflammer immédiatement lorsqu'on le met dans l'eau : il se forme alors de la potasse, et il se produit un dégagement d'hydrogène. Si l'émétique, avant la calcination, a été préalablement mélangé avec du noir de fumée, l'alliage, qui se trouve alors divisé par le charbon, peut devenir pyrophorique et s'enflammer avec détonation, quand on le met en contact avec l'air humide (voir *Antimoine*).

La crème de tartre se combine avec quelques acides faibles et produit des composés que l'on a comparés à l'émétique. En faisant réagir de l'acide borique sur du bitartrate de potasse, on obtient en dissolution un corps qui porte le nom de *crème de tartre soluble*. Ce sel, chauffé à une température de 250 degrés, perd 2 équivalents d'eau comme les émétiques (MM. Soubeiran et Capitaine).

L'acide arsénieux peut, comme l'acide borique, se combiner avec la crème de tartre. On a obtenu une combinaison du tartrate acide de potasse avec l'acide arsénique (Pelouze). L'acide antimonique se combine également avec le bitartrate de potasse (Fremy).

(\*) **Action de la chaleur sur l'acide tartrique.** — L'action de la chaleur sur l'acide tartrique constitue un des points les plus intéressants de l'histoire des corps pyrogénés. La découverte de l'acide tartrique anhydre et d'une série d'hydrates qui forment autant d'acides distincts, vient établir une analogie frappante entre les modifications que la chaleur fait éprouver à l'acide tartrique et celles que nous avons examinées en détail en traitant des hydrates de l'acide phosphorique. On a reconnu, en effet, que l'acide tartrique anhydre peut, comme l'acide phosphorique, former des hydrates qui diffèrent entre eux par leurs propriétés, et qui, pour produire des sels neutres, prennent une proportion de base qui correspond exactement à la quantité d'eau qu'ils retiennent lorsqu'ils sont isolés (Fremy).

Les corps précédents constituent la première phase de décomposition de l'acide tartrique. Les acides qu'elle comprend ne diffèrent, comme on le voit, de l'acide tartrique que par les éléments de l'eau ; ils sont de plus caractérisés par la propriété de pouvoir régénérer l'acide tartrique par l'action de l'eau, tandis que les acides qui se produisent ensuite, dans la seconde période de décomposition, diffèrent de l'acide tartrique par de l'acide carbonique, et ne peuvent, dans aucun cas, reproduire l'acide tartrique.

En outre, l'acide tartrique, soumis à l'action d'une température de 170°, entre en fusion et se transforme, sans rien perdre de son poids, en deux nouveaux acides isomériques qui ont été nommés : *acide métatartrique* et *acide isotartrique* (Laurent et Gerhardt).

En chauffant l'acide tartrique avec précaution, on obtient les corps suivants :

1° L'acide tartralique  $\text{C}^8\text{H}^{10}\text{O}^{10}, 1\frac{1}{2}\text{HO}$ , qui est déliquescent et qui forme avec la chaux un sel soluble ;

2° L'acide tartrélique  $\text{C}^8\text{H}^{10}\text{O}^{10}, \text{HO}$ , qui est déliquescent comme le précédent, mais qui produit avec la chaux un sel visqueux et insoluble ;

3° L'acide tartrique anhydre  $\text{C}^8\text{H}^{10}\text{O}^9$ , qui est insoluble dans l'eau ;

4° L'acide pyruvique  $\text{C}^{12}\text{H}^{10}\text{O}^{10}, 2\text{HO}$ .

5° L'acide pyrolartrique  $\text{C}^8\text{H}^{10}\text{O}^6, 2\text{HO}$ .

Ces deux derniers acides sont pyrogénés et ne reproduisent dans aucune circonstance l'acide tartrique.

(\*) ACIDE PARATARTRIQUE OU RACÉMIQUE.  $\text{C}^8\text{H}^{10}\text{O}^{10}, 2\text{HO}, \text{HO}$ .

Un travail important de M. Pasteur a donné à l'acide paratartrique une grande importance théorique. Ce chimiste a démontré que l'acide paratartrique n'exerce aucune action rotatoire sur le plan de polarisation, parce qu'il est formé par la réunion, en poids égaux, de deux acides, dont l'un est l'acide tartrique lui-même, et l'autre un acide qui n'en diffère que par une opposition d'hémiédrie dans les formes cristallines, et par un pouvoir rotatoire identiquement égal, mais de sens opposé.

L'acide tartrique ordinaire retiré de l'acide paratartrique par M. Pasteur a été nommé *acide dextro-racémique* pour rappeler son origine ; le second acide a reçu le nom d'*acide lévo-racémique* : il cristallise sous la même forme que l'acide tartrique ; seulement ses cristaux portent des facettes hémiédriques de sens