

siettes. On la concasse dès qu'elle est solide, et on la conserve dans des flacons bien bouchés. On peut encore évaporer au bain-marie le produit en consistance sirupeuse, l'étendre en couche mince sur des assiettes et terminer la dessiccation à l'étuve.

Avec les quantités indiquées ci-dessus, M. de la Calle a obtenu environ 220 grammes de tartrate borico-potassique.

Le sel préparé par ce procédé est complètement incolore, il se dissout toujours et très-facilement dans l'eau; il est naturellement privé des sels étrangers que la crème de tartre du commerce introduit souvent dans le tartrate borico-potassique du Codex. M. de la Calle a constaté que ce dernier sel, chauffé entre 200 et 220°, commence par fondre et, qu'après avoir été soumis pendant une heure environ à cette température, il devient opaque et perd entièrement sa solubilité. Le composé obtenu par son procédé, lorsqu'il est placé dans les mêmes conditions, fond, reste transparent et vitreux, et conserve la propriété de se dissoudre dans l'eau.

Il nous semble, en conséquence, que ce mode opératoire doit être préféré aux moyens indiqués jusqu'ici par tous les chimistes qui regardent plus à la qualité des médicaments qu'à une légère augmentation du prix de revient.

Essai. — La crème de tartre soluble se présente sous la forme de fragments amorphes, brillants et transparents, entièrement solubles dans l'eau froide, d'une saveur franchement acide.

L'essai pharmaceutique de la crème de tartre soluble doit porter sur les impuretés que nous avons signalées dans l'article relatif au tartrate de potasse.

On préparait autrefois une sorte de crème de tartre soluble en ajoutant une certaine quantité de borax à une solution de crème de tartre et faisant évaporer la liqueur; ce médicament est aujourd'hui totalement inusité.

SELS ALTÉRANTS

AZOTATE DE POTASSE :

AzO^5, KO . — Syn. : *Nitrate de potasse, Sel de nitre, Salpêtre purifié.*

L'azotate de potasse ingéré en solution dans l'eau, à la dose de 4 à 4 grammes, est très-employé comme diurétique.

A haute dose, il exerce une action sédative, bientôt suivie d'une réaction énergique. Il ralentit la circulation et diminue la calorification; c'est à ce titre qu'il a été administré dans quelques maladies inflammatoires, et, en particulier, dans le rhumatisme arti-

culaire aigu. Il peut, dans ces conditions, causer des douleurs gastriques, des vomissements, produire de la diarrhée et souvent aussi un état inflammatoire des voies urinaires. A ces phénomènes viennent se joindre divers symptômes du côté des centres nerveux, symptômes qui peuvent en s'aggravant se terminer par la mort. — La propriété que possède l'azotate de potasse de diminuer la plasticité du sang semble jouer un rôle important dans la production de ces accidents redoutables.

L'azotate de potasse est un sel incolore; doué d'une saveur fraîche, cristallisant sous la forme de prismes hexagonaux terminés par des pointements à six faces; ces cristaux appartiennent au type du prisme orthorhombique. Dans le sel fourni par l'industrie, les cristaux sont souvent accolés et présentent l'apparence de prismes cannelés ou striés longitudinalement. L'azotate de potasse est anhydre et inaltérable à l'air, quand il est pur. L'eau en dissout beaucoup plus à chaud qu'à froid; suivant Gay-Lussac, 100 parties d'eau dissolvent 13,32 p. de sel à zéro; 29 p. à + 18°; 74,6 p. à + 45°; et 216 p. à + 100°. Il est tout à fait insoluble dans l'alcool absolu, et très-peu soluble dans l'alcool hydraté. Soumis à l'action de la chaleur, l'azotate de potasse entre en fusion à + 350° et commence à se décomposer à une température un peu supérieure; tant qu'on ne dépasse pas une certaine limite, on obtient un dégagement d'oxygène et de l'azotite de potasse. Si la température est très-élevée, ce dernier sel lui-même se détruit et l'on constate une production simultanée d'oxygène et d'azote, tandis que le résidu fixe renferme de l'oxyde de potassium.

Projeté sur des charbons incandescents, l'azotate de potasse donne lieu, en fondant et en se décomposant, à une déflagration bien connue. Tout le monde sait que, mélangé en proportions convenables au soufre et au charbon, il forme la matière explosive désignée sous le nom de *Poudre*.

Essai. — L'azotate de potasse est quelquefois mélangé avec de l'azotate de soude; la présence de ce dernier sel peut être révélée au moyen de la solution d'antimoniate de potasse. A l'aide du chlorure de baryum et de l'azotate d'argent, on constate l'absence des sulfates et des chlorures. Lorsque la solution de ce sel dans l'eau distillée donne un précipité blanc, il y a lieu d'essayer si l'azotate renferme un sel de chaux ou de magnésie. Dans le premier cas, on obtient un précipité par l'oxalate d'ammoniaque; dans le second, la solution additionnée de phosphate de soude et d'ammoniaque fournit un dépôt cristallin de phosphate ammoniaco-magnésien.

Sel de prunelle ou Cristal minéral. — On fait fondre de l'azotate

de potasse dans un creuset de Hesse, et on le coule dans une bassine d'argent, que l'on incline dans plusieurs directions, de façon à obtenir le sel en couches minces. Le nitre fondu ne diffère pas chimiquement du nitre cristallisé; l'opération précédente est inutile et est tombée en désuétude. Ainsi que nous l'avons dit plus haut, si la température est portée trop haut, on obtient un mélange d'azotate et d'azotite de potasse. Les anciens pratiquaient cette manipulation dans le but de purifier l'azotate de potasse des azotates terreux qui se décomposent par la chaleur; ils traitaient le sel fondu par l'eau et séparaient l'azotate de potasse des oxydes terreux insolubles, par solution et cristallisation.

Le Codex de 1818 prescrit d'exécuter cette préparation en ajoutant au nitre 1/128 de soufre. Il se forme une quantité de sulfate de potasse suffisante pour altérer la pureté de l'azotate, mais incapable de rien ajouter à ses propriétés thérapeutiques. Ce médicament délaissé a été jadis considéré par Frank comme un spécifique contre la polydipsie; il était ingéré à la dose de 4 grammes dans un litre d'eau.

Le nom de *Sel de prunelle* vient de *pruna*, charbons allumés.

AZOTATE DE SOUDE :

AzO^3, NaO . — Syn. : *Nitrate de soude, Nitre cubique.*

L'azotate de soude est incolore et inodore; sa saveur est fraîche et amère. Il cristallise en rhomboédres et est désigné commercialement sous les noms de *Nitre cubique* et de *Salpêtre du Chili*. 100 parties d'eau en dissolvent 23 parties à + 10°; 55 parties à + 16°; et 218,5 parties à + 119°. Ce sel est très-peu soluble dans l'alcool, il condense faiblement l'humidité atmosphérique.

L'azotate de soude est à peine employé en médecine; on a proposé de s'en servir dans le traitement de la dysenterie.

Ainsi que nous l'avons vu, ce sel remplace souvent l'azotate de potasse dans la préparation de l'acide azotique. On doit s'assurer, avant de l'employer, qu'il ne renferme ni chlorures, ni sulfates. Il importe surtout de constater l'absence de l'iode dans l'azotate de soude tiré du Chili; nous verrons ultérieurement (*Iodures, Bromures*) es moyens d'exécuter cet essai.

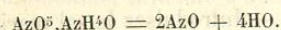
AZOTATE D'AMMONIAQUE :

$AzO^3, (AzH^3)O$. — Syn. : *Nitrate d'ammoniaque, Nitre inflammable.*

L'azotate d'ammoniaque est un sel incolore, inodore, doué d'une saveur amère et piquante. Il se sépare de sa dissolution aqueuse saturée, sous la forme de prismes à six pans terminés par des pyra-

mides à six faces; souvent les cristaux en s'accolant paraissent cannelés et fibreux.

L'azotate d'ammoniaque est très-soluble dans l'eau : 100 parties d'eau à + 15° dissolvent 50 p. de ce sel et 100 parties à + 100°. La liquéfaction de l'azotate d'ammoniaque dans ce véhicule produit en notable abaissement de la température, et sert comme mélange frigorifique (t. I, p. 39). L'azotate d'ammoniaque ne se dissout pas sensiblement dans l'alcool absolu; soumis à l'action de la chaleur, il entre en fusion vers + 108°, et commence à se décomposer vers + 240°. Lorsqu'il est pur, il ne laisse aucun résidu à la distillation et se résout entièrement en protoxyde d'azote et en vapeur d'eau, ainsi que le montre l'équation suivante :



L'azotate d'ammoniaque a été administré comme diurétique à la dose de quelques décigrammes; il est à peu près inusité, si ce n'est dans la préparation du *Protoxyde d'azote* comme agent anesthésique. (Voyez *Anesthésiques*.)

On prépare l'azotate d'ammoniaque en saturant de l'acide azotique dilué au moyen d'une solution aqueuse d'ammoniaque; la liqueur est évaporée jusqu'à ce qu'elle se couvre d'une légère pellicule, et est placée dans une pièce froide où elle cristallise parfaitement. La cristallisation s'opère d'autant mieux qu'on laisse un faible excès d'alcali dans la dissolution.

CHLORURE DE SODIUM :

$ClNa$. — Syn. : *Sel marin.*

Le chlorure de sodium joue un très-grand rôle dans l'alimentation, mais est peu employé à titre de médicament interne; il entre dans la composition d'un grand nombre d'eaux minérales artificielles qui sont administrées comme boissons. A la dose de 125 à 150 grammes, il sert à préparer des bains de pieds ou pédiluves excitants; pour les bains entiers, on élève la dose à 1000 grammes. (Voyez *EAU DE MER*.)

Le chlorure de sodium est un sel anhydre, incolore et inodore; sa saveur salée et agréable est typique; il cristallise en cubes, et ses cristaux se soudent entre eux de manière à constituer une sorte de pyramide creuse ou *trémie*. La solubilité du sel marin est grande et elle varie peu avec la température : 1 partie de chlorure de sodium est soluble dans 2,78 parties d'eau à + 14°; dans 2,70 p. à + 60°; dans 2,48 p. à + 109°, 74, température à laquelle la solution entre en ébullition. L'alcool anhydre ne dissout pas sensiblement le chlorure de sodium; mais ce sel est d'autant plus soluble dans l'alcool hydraté

que la proportion d'eau est plus forte, 100 parties d'alcool à 75° dissolvent à 14 degrés 0,66 p. de chlorure de sodium, et à 71 degrés 1 p. de ce sel.

Essai. — Le sel marin renferme souvent des impuretés provenant tantôt de son origine naturelle, tantôt de falsifications volontaires. On doit, dans les essais auxquels on le soumet, rechercher la présence des sulfates solubles, celle du gypse, celle de sels calcaïques ou magnésiens. Il importe également de constater l'absence des combinaisons métalliques précipitables par l'acide sulfhydrique, celle des iodures et des bromures.

Les deux seules opérations que subisse le chlorure de sodium, dans le laboratoire du pharmacien, sont : la *décrépitation* et la *purification*.

Sel marin décrépité. — Introduisez le sel marin dans une bassine de fonte, et chauffez-le, en remuant lentement avec une spatule de fer, jusqu'à ce que la décrépitation ait cessé. Ce phénomène est dû à ce que l'eau interposée entre les lames des cristaux les fait éclater avec violence, il cesse aussitôt que toute l'eau est vaporisée. La décrépitation n'a pas seulement pour objet l'expulsion de l'eau, l'élévation de température qu'elle nécessite amène également la destruction d'une matière organique existant dans le sel gris. Elle produit de plus la décomposition du chlorure de magnésium qui imprègne les cristaux de sel marin ; ce chlorure de magnésium forme, aux dépens de l'eau, de l'acide chlorydrique qui se dégage, et de la magnésie qui reste à l'état insoluble. Cette opération doit donc être considérée comme un moyen préalable de purifier le chlorure de sodium.

Sel marin purifié. — Faites dissoudre le sel décrépité dans 3 ou 4 fois son poids d'eau bouillante ; filtrez la dissolution chaude, et évaporez-la rapidement. A mesure que l'eau se volatilise, le chlorure de sodium se dépose sous la forme de petits cubes incolores ; de temps à autre, on enlève les cristaux, à l'aide d'une écumoire de porcelaine, et on les fait égoutter sur une toile ; on continue ainsi jusqu'à ce qu'il ne reste plus qu'une très-faible quantité de liquide. La dessiccation du sel se termine par son exposition au soleil ou à l'étuve.

Cette manipulation fort simple est rendue nécessaire par la très-faible différence qui existe entre la solubilité du chlorure de sodium dans l'eau froide et dans l'eau chaude.

CHLORURE DE POTASSIUM :

ClK. — Syn. : *Sel fébrifuge de Sylvius.*

Le chlorure de potassium a été jadis administré comme altérant et prescrit à des doses comprises entre 1 et 4 grammes.

Ce sel est incolore et inodore ; il cristallise en cubes transparents et anhydres ; sa saveur ressemble à celle du sel marin, mais elle est légèrement amère. Suivant Gay-Lussac, 100 parties d'eau dissolvent à zéro 29,21 parties de chlorure de potassium, et 59,26 parties à + 109°,60. Le chlorure de potassium, en se dissolvant dans l'eau, produit un abaissement notable de la température, il est soluble dans l'alcool.

Ce sel n'est plus employé en médecine ; celui qu'on trouve dans l'industrie provient du traitement des cendres de varechs et des eaux mères des marais salants.

CHLORHYDRATE D'AMMONIAQUE : ClAzH⁴. — Syn. : *Chlorure d'ammonium, Sel ammoniac, Muriate d'ammoniaque, Hydrochlorate d'ammoniaque.*

Le chlorhydrate d'ammoniaque ou *Sel ammoniac* est quelquefois prescrit à titre de stimulant dans le traitement de certaines hydropisies et de quelques affections scrofuleuses ; il a été donné à des doses comprises entre quelques centigrammes et 1 ou même 2 grammes ; ce sel a été également administré comme fébrifuge, mais sans effet manifeste, à la dose de huit grammes. A l'extérieur, le chlorhydrate d'ammoniaque est utilisé sous la forme de lotions résolatives (50 grammes dans 500 grammes d'eau) ; sous celle de gargarismes ou de collyres, à la dose de quelques décigrammes dans 100 ou 250 grammes d'eau.

Le chlorhydrate d'ammoniaque est un sel incolore, inodore, doué d'une saveur piquante ; par le refroidissement d'une solution saturée bouillante, il cristallise en octaèdres réguliers. Les cristaux ne sont pas isolés, ils se disposent symétriquement les uns par rapport aux autres, de façon à simuler les frondes de certaines fougères. Une partie de sel ammoniac se dissout dans 2,72 parties d'eau à + 15°, et dans 1 partie d'eau bouillante ; à + 15°, 1 partie de ce sel se dissout dans 8 parties d'alcool.

Le chlorhydrate d'ammoniaque est fourni par l'industrie sous la forme de pains circulaires obtenus par voie de sublimation. Ces masses, lorsqu'elles sont bien préparées, sont incolores, demi-transparentes et compactes ; elles présentent une structure cristalline, fibreuse, et sont notablement élastiques.

Pour obtenir le chlorhydrate d'ammoniaque à un état de division propre à faciliter sa dissolution rapide, on le fait cristalliser en le dissolvant dans l'eau distillée bouillante. On applique à la purification de ce sel le lavage des cristaux très-petits résultant de l'agitation d'une dissolution bouillante saturée.

SULFATE D'AMMONIAQUE : $\text{SO}_4, \text{AzH}_4$. — Syn. : *Sel secret de Glauber*.

Le sulfate d'ammoniaque est maintenant inusité en médecine; on le prescrivait jadis comme apéritif à la dose de 1 à 2 grammes.

Ce sel est incolore, inodore, doué d'une saveur piquante et amère. Il cristallise en prismes rhomboïdaux droits; ces cristaux sont anhydres et ne subissent aucune altération au contact de l'air. 100 parties d'eau dissolvent 50 parties de sulfate d'ammoniaque à $+ 10^\circ$, et 100 parties à $+ 100^\circ$; l'alcool absolu ne le dissout pas sensiblement.

La préparation du sulfate d'ammoniaque s'exécute en grand dans l'industrie, elle a pour base la réaction de liquides chargés de carbonate d'ammoniaque sur le sulfate de chaux. La seule opération que l'on ait à exécuter dans les laboratoires consiste dans la purification de ce sel par la méthode de Gay-Lussac.

CHLORURE DE BARYUM : $\text{ClBa} + 2\text{HO}$.

Le chlorure de baryum a été employé en médecine dans le traitement de certaines affections scrofuleuses ou dartreuses; c'est un agent toxique, qui doit être administré avec la plus grande prudence.

Le chlorure de baryum cristallisé est un hydrate, il présente la forme de prismes rhomboïdaux très-aplatés, est incolore et inodore; sa saveur est âcre. Ce sel ne s'effleurit pas dans l'air sec; sous l'influence d'une température de $+ 100$, il perd toute son eau et subit la fusion au rouge. 100 parties d'eau dissolvent 43,5 parties de chlorure de baryum à $+ 15^\circ$, et 78 parties à la température de l'ébullition. Le chlorure de baryum est insoluble dans l'alcool; sa solution aqueuse concentrée donne, par l'addition de l'acide chlorhydrique, un dépôt cristallin qui se dissout par l'addition d'une suffisante quantité d'eau pure. Le chlorure de baryum est préparé en grand dans l'industrie; les procédés varient nécessairement suivant le minerai dont on dispose.

Premier procédé.

On calcine le carbonate de baryte naturel; puis, après l'avoir réduit en poudre, on s'en sert pour saturer de l'acide chlorhydrique étendu de 1 à 2 fois son poids d'eau; on filtre et l'on concentre pour faire cristalliser.

Deuxième procédé.

Pr. : Sulfate de baryte.....	5
Noir de fumée.....	2
Huile.....	S. Q.

On réduit le sulfate de baryte en poudre très-fine; on le mélange

exactement dans un mortier avec le noir de fumée; on ajoute assez d'huile pour humecter légèrement le mélange, et l'on continue à triturer. On introduit la matière dans un creuset que l'on ne remplit pas complètement; après avoir recouvert le mélange d'une couche de charbon, on adapte le couvercle du creuset et on lute. L'opération peut également s'exécuter dans une cornue de grès lutée. Le creuset est porté graduellement au rouge vif, et cette température est entretenue pendant quatre à cinq heures. La réaction étant alors terminée, on laisse refroidir le creuset; la matière qu'il renferme est triturée avec soin et soumise à l'action dissolvante de l'eau distillée bouillante. Dans la dissolution refroidie, on verse peu à peu une quantité d'acide chlorhydrique suffisante pour décomposer tout le sulfure de baryum formé; la liqueur est exposée au contact de l'air pendant vingt-quatre heures, puis filtrée, évaporée et enfin abandonnée à la cristallisation.

Dans la première partie de l'opération, le sulfate de baryte cède son oxygène au charbon et se transforme en sulfure de baryum, qui reste mêlé à un excès de charbon. Mais, pour que la désoxygénation du sulfate de baryte soit complète, il est nécessaire de porter longtemps le mélange de sulfate et de charbon à une haute température. La difficulté que l'on éprouve dans quelques laboratoires à réaliser cette condition a fait rejeter par beaucoup de personnes ce procédé, qui donne d'excellents résultats lorsqu'on dispose d'un bon fourneau à vent.

Il est important de prendre de grandes précautions contre le dégagement d'acide sulfhydrique, qui accompagne la décomposition du sulfure de baryum par l'acide chlorhydrique. L'opération se fait sous la hotte d'un fourneau muni d'un puissant appareil de tirage, et lorsqu'on opère en plein air, il convient de ne pas se placer sous le vent et d'enflammer le gaz sulfhydrique à mesure qu'il se produit. Le double échange donnant lieu au chlorure de baryum est d'une grande simplicité; lorsque le sulfure n'a pas été exposé au contact de l'air, il ne renferme pas de polysulfure, et il n'y a pas de dépôt de soufre.

La dissolution de chlorure de baryum ainsi obtenue renferme souvent du fer à l'état de chlorure; l'élimination de ce métal s'exécute par divers moyens. L'un d'eux consiste à évaporer jusqu'à siccité le produit brut et à le calciner assez fortement; grâce à l'action de la chaleur, une portion du chlorure de fer se volatilise et l'autre se transforme en oxychlorure insoluble.

On peut également isoler le fer par un procédé plus simple que le

précédent; on filtre la dissolution de sulfure de baryum incomplètement décomposée par l'acide chlorhydrique, ou bien encore on l'additionne, après que la décomposition est complète, d'une petite quantité de la solution de sulfure de baryum que l'on a conservée. Dans l'un et l'autre cas, le fer est précipité à l'état de sulfure noir insoluble; on le sépare au moyen de la filtration, puis on achève la décomposition des liqueurs filtrées, à l'aide de l'acide chlorhydrique.

Essai. — Le chlorure de baryum dissous dans l'eau distillée et additionné d'un léger excès d'acide sulfurique donne, après la séparation du précipité de sulfate de baryte, une liqueur qui, chauffée dans une capsule de platine, ne doit laisser aucun résidu. S'il en est autrement, on doit rechercher dans ce sel : la chaux, la strontiane, les alcalis et quelques sels métalliques.

CHLORURE DE CALCIUM.

Le chlorure de calcium a été administré dans le traitement de quelques affections strumeuses, depuis la dose de quelques centigrammes jusqu'à celle de 1 gramme par jour; mais son inefficacité reconnue l'a fait abandonner. La seule application médicale de ce sel consiste à l'introduire dans la préparation de certaines eaux minérales artificielles.

Le chlorure de calcium hydraté obtenu à l'état de cristaux par l'évaporation de sa solution aqueuse, a pour formule $\text{ClCa} + 6\text{HO}$. Exposés dans le vide au-dessus de l'acide sulfurique, ces cristaux se désagrègent, deviennent opaques et brillants comme du talc, en perdant une partie de leur eau (4HO).

Le chlorure de calcium hydraté est incolore, et cristallise sous la forme de prismes hexagonaux terminés par des pyramides à six faces. Cet hydrate est déliquescent; il se dissout dans le quart de son poids d'eau et donne lieu par sa liquéfaction à un notable abaissement de la température. Un mélange réfrigérant puissant est obtenu en associant ces cristaux broyés avec un poids convenable de neige ou de glace pilée; on peut atteindre par ce moyen une température de -45° .

Soumis à l'action de la chaleur, l'hydrate de chlorure de calcium se liquéfie d'abord dans son eau de cristallisation, puis il dégage de la vapeur d'eau et finit par se dessécher vers 200° , il a perdu 2 molécules d'eau. Si on augmente l'intensité du feu, le sel se déshydrate complètement et subit la fusion ignée vers le rouge naissant. Le chlorure anhydre ainsi obtenu se prend par le refroidissement en une masse incolore dont la cassure est fibreuse et cristalline. Il pos-

sède une énergique affinité pour l'eau, attire puissamment l'humidité atmosphérique et tombe rapidement en déliquescence. Il se dissout dans un quart de son poids d'eau à zéro, et est soluble en très-grandes proportions à la température de l'ébullition. L'eau saturée de chlorure de calcium n'entre en ébullition qu'à 120° degrés; ce sel est très-soluble dans l'alcool.

On ne prépare pas généralement le chlorure de calcium à l'aide d'une opération spéciale; on peut toutefois l'obtenir en traitant la craie par l'acide chlorhydrique, filtrant la solution et l'évaporant. Du reste, les résidus de la préparation de l'ammoniaque fournissent ce sel en quantité surabondante. On traite ces résidus par l'eau, à la température de l'ébullition; la solution est filtrée, puis évaporée jusqu'à ce qu'elle marque 1,38 au densimètre. Quand les liqueurs sont en partie refroidies, on les introduit dans un vase où elles cristallisent. Pour obtenir le chlorure de calcium fondu et anhydre, on évapore la précédente solution à siccité, on introduit le sel dans un creuset, on élève progressivement la température jusqu'à ce que le chlorure subisse la fusion ignée, et on le coule sur un marbre poli. Ce sel doit être enfermé promptement dans des flacons à large col que l'on bouche hermétiquement.

Il est souvent nécessaire d'enlever au chlorure de calcium le chlorure de fer qui le souille et dont la présence peut être nuisible au succès de quelques opérations. (*Voy. PRÉPARATION DE LA MORPHINE*, t. II, p. 73.) Pour séparer le fer, il suffit de faire passer un courant de chlore dans la dissolution de chlorure de calcium, jusqu'à ce que tout le fer soit transformé en chlorure ferrique. L'addition d'un très-léger excès d'hydrate de calcium précipite le métal à l'état d'hydrate ferrique, qui est séparé au moyen de la décantation ou de la filtration. Un trop grand excès de chaux aurait l'inconvénient de former de l'oxychlorure calcique peu soluble, il doit donc être évité.

CHLORURE DE MAGNÉSIUM : $\text{ClMg} + 6\text{HO}$.

Le chlorure de magnésium hydraté et cristallisé est rarement employé en pharmacie, il entre seulement dans la préparation de quelques eaux minérales artificielles.

Ce sel est incolore et inodore; sa saveur est amère et piquante; il se dépose de ses dissolutions aqueuses sous la forme de cristaux prismatiques. Le chlorure de magnésium est un sel très-déliquescent; soluble dans 0,66 parties d'eau froide, et dans 0,27 parties seulement d'eau bouillante; l'alcool en dissout la moitié de son poids.

Le chlorure de magnésium anhydre n'est pas usité en médecine;

on l'obtient en faisant agir le chlore ou l'acide chlorhydrique sur de la magnésie chauffée au rouge, ou mieux en portant au rouge un mélange desséché du sel précédent et de chlorhydrate d'ammoniaque.

Quant au chlorure cristallisé, on le prépare en saturant de l'acide chlorhydrique étendu de 3 à 4 parties d'eau, par un léger excès d'hydrocarbonate de magnésie. On filtre la dissolution, et on la concentre dans une capsule, jusqu'à ce qu'elle marque bouillante 1,38 au densimètre. La liqueur en partie refroidie est introduite dans un flacon à large ouverture où elle cristallise. Si l'on ne tient pas à obtenir de beaux cristaux, on peut terminer l'évaporation au bain-marie, en ayant soin de l'arrêter aussitôt que les vapeurs qui se dégagent commencent à rougir le papier de tournesol; la liqueur ainsi concentrée est versée dans une bassine plate d'argent, elle s'y prend en masse par le refroidissement. Lorsqu'on pousse trop loin l'évaporation, on détruit une partie du sel qui, en présence de l'eau, se décompose facilement en acide chlorhydrique et en magnésie.

Ce sel peut être essayé par les moyens indiqués aux articles *Magnésie* et *Sulfate de magnésie*; il y a seulement lieu de tenir compte de la nature de l'élément électro-négatif.

ACÉTATE DE POTASSE : $C^2H^3KO^2$. — *Terre foliée de tartre.*

L'acétate de potasse a joui longtemps en médecine d'une grande réputation; aujourd'hui ce sel est rarement prescrit. Il agit à la fois comme médicament diurétique et comme alcalin; ses propriétés diurétiques sont, dit-on, préférables à celles de l'azotate de potasse, parce qu'il ne détermine pas, comme ce dernier sel, un état inflammatoire de l'appareil urinaire. De même que plusieurs autres sels à acides organiques, l'acétate de potasse se détruit dans l'appareil circulatoire, il se transforme lentement en carbonate de potasse; c'est à ce titre qu'il appartient à la médication alcaline.

L'acétate de potasse est un sel incolore, possédant une saveur fraîche, cristallisant en petits prismes anhydres. Il est très-déliquescent; exposé au contact de l'air, il absorbe l'humidité atmosphérique, et se résout en un liquide; il est extrêmement soluble dans l'eau et se dissout en notable proportion dans l'alcool.

Pour préparer l'acétate de potasse, on fait dissoudre dans l'eau distillée du carbonate de potasse purifié, et l'on verse peu à peu cette dissolution dans de l'acide acétique à 3 ou 4 degrés, en ayant soin de laisser un léger excès d'acide. La liqueur est versée dans une bassine d'argent, et dès qu'elle est bouillante, on la décolore au moyen du charbon animal lavé. On ajoute à la dissolution filtrée une quantité

d'acide acétique suffisante pour la rendre légèrement acide, et l'on continue l'évaporation. Quand la liqueur est convenablement concentrée, sa surface se couvre d'une croûte cristalline sans consistance; au moyen d'une spatule d'argent ou de porcelaine, on rejette constamment cette croûte sur les parois de la bassine, jusqu'à ce que toute l'eau soit volatilisée. L'acétate de potasse est maintenu quelques instants sur le feu, et agité doucement jusqu'à ce que la dessiccation soit terminée, il doit être enfermé chaud dans des vases susceptibles d'être parfaitement bouchés.

Si l'acide acétique et le carbonate employés dans cette opération sont purs, la décoloration par le charbon animal et la filtration sont inutiles. Mais le plus souvent les produits exigent ces deux manipulations destinées à enlever les matières colorantes, et à séparer en même temps que le charbon une certaine proportion d'acide silicique provenant du carbonate alcalin. Il est nécessaire de maintenir un excès d'acide acétique dans la liqueur, afin d'éviter que l'acétate de potasse sec ne manifeste une réaction alcaline. L'évaporation à siccité évite la préparation de cristaux lamelleux, difficiles à obtenir, et qu'il est à peu près impossible de séparer des eaux mères. Enfin, le mode de dessiccation est choisi de manière à donner à l'acétate de potasse la forme consacrée de feuillets (*Terre foliée de tartre*).

Autrefois, on préparait ce sel en saturant du vinaigre distillé, au moyen du carbonate de potasse; on avait soin de verser le carbonate dans le vinaigre, et non le vinaigre dans le carbonate, de crainte que l'alcali ne réagît sur les matières organiques accidentellement contenues dans le vinaigre distillé et ne les colorât. Malgré cette précaution, l'acétate de potasse ainsi obtenu n'était jamais incolore, mais il présentait un aspect plus feuilleté que celui préparé au moyen de l'acide acétique pur. Afin de décolorer cet acétate, on lui faisait subir la fusion, à une température suffisante pour carboniser les impuretés organiques, mais assez peu élevée pour ne pas décomposer l'acétate; celui-ci néanmoins devenait légèrement alcalin. Plus tard, on a décoloré l'acétate de potasse à l'aide du charbon de bois, puis au moyen du charbon animal; enfin, le vinaigre distillé a été remplacé par l'acide pyroligneux incolore.

Le procédé suivant permet d'obtenir, dans une même opération, l'acétate et le bicarbonate de potasse.

On introduit dans un vase étroit et profond une dissolution contenant parties égales de carbonate de potasse et d'eau; dans celle-ci on verse l'acide acétique de la façon suivante. Une pipette pleine d'acide acétique et munie d'un orifice très-fin est plongée jusqu'au

fond de la dissolution alcaline, et cette liqueur est agitée légèrement, de manière à faciliter l'absorption de l'acide carbonique provenant de la décomposition du carbonate de potasse; l'affusion est arrêtée dès qu'on a versé la moitié de l'acide acétique nécessaire à la saturation. Dans cette phase de la réaction, l'acide carbonique, déplacé lentement par l'acide acétique, est absorbé par le carbonate de potasse neutre et le transforme en bicarbonate. Dès que ce terme est atteint, l'addition du moindre excès d'acide acétique détermine une très-vive effervescence.

On lave, à l'aide d'une petite quantité d'eau distillée froide, le précipité cristallin de bicarbonate de potasse qui se dépose; quant au reste des liqueurs et aux eaux de lavage, on finit de les saturer par l'acide acétique, afin de préparer l'acétate neutre de potasse. Grâce au même artifice, on peut obtenir simultanément l'acétate et le bicarbonate de soude.

L'acétate de potasse du commerce provient souvent de la double décomposition de l'acétate de chaux par le sulfate de potasse ou par le tartrate de potasse. Quelquefois même, dans l'industrie, on substitue l'acétate de plomb à l'acétate de chaux; la terre foliée obtenue par ces divers moyens est ordinairement impure, elle peut retenir du sulfate ou du tartrate de chaux et, ce qui est plus grave, de l'acétate de plomb.

Essai. — On reconnaît la présence des sels de chaux à ce que l'acétate de potasse qui les contient cesse d'être entièrement soluble dans l'eau distillée et dans l'alcool. Quant au sel de plomb, il est décelé par l'hydrogène sulfuré, qui précipite le plomb à l'état de sulfure de plomb noir ou brun; l'existence d'un sel plombique dans l'acétate de potasse serait particulièrement dangereuse. Le pharmacien peut facilement préparer lui-même l'acétate de potasse.

ACÉTATE DE SOUDE : $C^2H^3NaO^4$. — Syn. : *Terre foliée minérale.*

L'acétate de soude est employé en médecine comme alcalin et diurétique, à la dose de 2 à 8 grammes; à plus haute dose, il est purgatif.

L'acétate de soude est un sel incolore et inodore, il cristallise en longs prismes striés; sa saveur est piquante et amère. Ce sel est soluble dans un peu moins de 3 parties d'eau, à la température ordinaire; il est beaucoup plus soluble dans l'eau bouillante; l'alcool le dissout facilement.

On prépare l'acétate de soude en saturant l'acide acétique par le carbonate de soude. La liqueur est filtrée, évaporée, jusqu'à ce qu'elle marque 1,260 à la température de l'ébullition; elle cristallise par le refroidissement.

ACÉTATE DE CHAUX : $C^2H^3CaO^4$.

L'acétate de chaux est un sel incolore et inodore, doué d'une saveur amère; il cristallise en prismes déliés, qui possèdent un éclat soyeux et sont hydratés. L'acétate de chaux est très-soluble dans l'eau, il est à peine soluble dans l'alcool.

Ce sel n'est plus employé en médecine, il a été jadis prescrit dans le traitement des affections scrofuleuses.

On le prépare par l'action directe de l'acide acétique sur la chaux hydratée.

ACÉTATE D'AMMONIAQUE : $C^2H^3(AzH^3)O^4$.

L'acétate d'ammoniaque est un sel incolore et inodore, il cristallise en longues aiguilles prismatiques et est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; sa saveur est piquante et fraîche.

L'acétate d'ammoniaque cristallisé n'est pas usité en médecine, et est toujours employé sous la forme de solution; il est quelquefois prescrit comme diurétique, et plus souvent à titre de diaphorétique.

SOLUTION D'ACÉTATE D'AMMONIAQUE.

Pr. : Acide acétique marquant 3°. Q. V.
Carbonate d'ammoniaque. Q. S.

Il faut à peu près 6 à 7 parties de carbonate d'ammoniaque pour saturer 100 parties d'acide acétique marquant 3°. On opère de la manière suivante : on chauffe modérément l'acide acétique dans un matras, et l'on ajoute peu à peu le carbonate d'ammoniaque, jusqu'à ce qu'il soit en léger excès. La solution filtrée est conservée dans un flacon bien fermé; l'acétate d'ammoniaque devient acide à la longue, parce qu'il laisse dégager une partie de sa base. *L'acétate d'ammoniaque ainsi préparé marque 5 degrés à l'aréomètre B.; il contient 1/3 de son poids d'acétate d'ammoniaque cristallisé. Il ne doit précipiter ni par les sels de baryte, ni par les sels d'argent.*

Cette solution est prescrite à la dose de 20 à 100 grammes, elle entre dans la formule de certaines potions, et comme addition à diverses tisanes. A la dose de 1 à 2 grammes, ce sel est administré