

forment avec l'azotate d'argent un précipité rouge-brique très-soluble dans les acides; aussi doit-on opérer sur des liqueurs neutres. Quand on les traite dans l'appareil de Marsh, ils donnent des taches brillantes d'arsenic métallique.

Chauffés avec de l'acide borique et du charbon, dans un tube de verre, ils produisent un sublimé d'arsenic.

L'acide sulfhydrique précipite en jaune les dissolutions étendues des arsénates dans les acides. Cette précipitation se fait ordinairement avec lenteur.

L'acide arsénique s'unit avec les bases dans les mêmes rapports que l'acide phosphorique.

(\*) ARSÉNITES.

On constate la présence de l'arsenic dans les arsénites en les chauffant avec du charbon, ou en les décomposant par un acide dans l'appareil de Marsh.

Leur dissolution concentrée donne, sous l'influence des acides, un dépôt cristallin d'acide arsénieux; l'azotate d'argent les précipite en jaune clair, et le sulfate de cuivre en vert: pour former ces deux précipités, on doit opérer dans des liqueurs qui ne contiennent pas d'acide libre, attendu que les arsénites de cuivre et d'argent sont solubles dans les acides.

Les arsénites traités par un excès d'acide chlorhydrique forment presque instantanément avec l'acide sulfhydrique un précipité d'un beau jaune soluble dans l'ammoniaque. C'est du trisulfure d'arsenic  $AsS^3$ .

(\*) BORATES.

Les borates alcalins sont les seuls borates solubles.

Les borates résistent en général à de hautes températures, et donnent en fondant une masse vitreuse transparente, dont la couleur, souvent caractéristique, varie avec la nature de la base. Cependant, comme l'acide borique est volatil au rouge blanc, les borates peuvent perdre leur acide lorsqu'on les expose pendant longtemps à une température très-élevée.

Les acides sulfurique, chlorhydrique et azotique décomposent les borates en présence de l'eau, et en éliminent l'acide borique; ce dernier acide communique à l'alcool la propriété de brûler avec une flamme verte.

Les borates mêlés avec du spath fluor, et chauffés avec plusieurs fois leur poids d'acide sulfurique monohydraté, laissent dégager du fluorure de bore, reconnaissable facilement aux épaisses fumées blanches qu'il répand à l'air, et à la propriété qu'il possède de carboniser le papier.

(\*) SILICATES.

Les silicates alcalins avec excès de base sont les seuls silicates solubles dans l'eau.

Tous les silicates insolubles sont attaqués et décomposés complètement lorsqu'on les fond avec trois ou quatre fois leur poids de potasse ou de soude caustique dans un creuset d'argent. Le résidu, traité par un acide, évaporé à siccité et chauffé à  $150$  ou  $200^\circ$ , laisse de la silice facile à reconnaître.

L'acide silicique étant fixe, les silicates dont les bases sont irréductibles par la chaleur, supportent une température très-élevée sans se décomposer; la chaleur les fait en général entrer en fusion; on a remarqué que les silicates contenant plusieurs bases sont toujours plus fusibles que les silicates simples.

Les silicates chauffés dans un vase de plomb ou mieux de platine, avec un mélange d'acide sulfurique concentré et de spath fluor pur, dégagent du fluorure de silicium, qui, en présence de l'eau, donne un dépôt de silice gélatineuse.

POTASSIUM.

Équivalent =  $489,25$  ou  $39,14$ .

Le potassium a été isolé, en 1807, par Humphry Davy. Cette découverte, l'une des plus importantes que l'on ait faites en chimie, a fixé la véritable nature des métaux alcalins et des terres.

Les propriétés du potassium furent ensuite étudiées avec le plus grand soin par Thenard et Gay-Lussac, qui firent connaître les premiers un procédé pratique pour préparer ce métal.

**Propriétés.** — Le potassium est solide à la température ordinaire et possède l'éclat métallique; fondu dans l'huile de naphte, il est aussi blanc que l'argent; mais lorsqu'on l'expose à l'air, il se ternit rapidement et prend une couleur d'un gris bleuâtre; il est mou comme la cire, et peut se pétrir entre les doigts; cette expérience ne doit être faite que sous l'huile de naphte, parce qu'à l'air le potassium s'enflammerait, même à la température ordinaire. La densité du potassium à la température de  $15^\circ$  est  $0,865$ ; elle est donc plus faible que celle de l'eau.

Le potassium est, après le mercure, le plus fusible de tous les métaux: il entre en fusion à  $62^\circ,5$ , il est volatil à la température rouge; on peut le volatiliser dans un tube de verre à la chaleur de la lampe à alcool; on reconnaît alors que sa vapeur est verte. Cette expérience doit être faite dans une atmosphère d'azote, afin d'éviter l'oxydation du métal.

Le potassium jouit d'une grande affinité pour l'oxygène. Il s'oxyde au contact de l'air humide; lorsqu'on élève sa température, qu'on le touche, par exemple, avec une tige de fer



rouge, il brûle avec vivacité, et se transforme en oxyde de potassium (potasse).

Le potassium se conserve sans altération dans l'oxygène ou dans l'air atmosphérique parfaitement secs.

Il décompose l'eau à la température ordinaire et s'empare de son oxygène; ainsi, lorsqu'on jette un globule de potassium dans un vase rempli d'eau, on le voit tourner sur lui-même avec rapidité, et devenir incandescent; il se combine alors avec l'oxygène de l'eau, pour former de la potasse qui reste en dissolution, tandis que l'hydrogène de l'eau devient libre:  $K + HO = KO + H$ .

L'action du potassium sur l'eau développant une température très-élevée, l'hydrogène s'enflamme au contact de l'air et re-produit de l'eau.

Pour constater la production de l'hydrogène dans l'expérience précédente, on introduit une petite quantité d'eau dans un tube rempli de mercure, et l'on y fait passer un globule de potassium. Dès que ce métal est en contact avec l'eau, la réaction se détermine; l'hydrogène en se dégageant déprime la colonne de mercure contenue dans le tube, et en quelques instants le tube se trouve rempli d'hydrogène.

Le potassium a aussi une grande affinité pour le chlore; il s'enflamme lorsqu'on l'introduit dans ce gaz, et forme du chlorure de potassium.

L'affinité du potassium pour l'oxygène et pour le chlore est souvent utilisée pour enlever l'oxygène ou le chlore à un grand nombre de combinaisons; elle a permis d'isoler plusieurs corps simples, tels que le silicium, le bore, l'aluminium, le magnésium, etc.

Le potassium se combine avec la plupart des métalloïdes.

**Préparation.** — Davy isola le potassium en soumettant l'hydrate de potasse à l'action d'une forte pile. Dans un fragment de potasse hydratée, il creusa une cavité qu'il remplit de mercure; puis il le plaça sur une plaque métallique qu'il fit communiquer avec le pôle positif d'une pile de 150 couples, tandis que le pôle négatif de la pile plongeait dans le mercure.

La potasse hydratée fut décomposée sous l'influence du courant électrique; l'oxygène de l'oxyde et l'oxygène de l'eau se rendirent au pôle positif, tandis que le potassium et l'hydrogène se portèrent au pôle négatif.

Le potassium, trouvant du mercure au pôle négatif, forma avec ce dernier métal un amalgame; en soumettant cet amalgame à la distillation dans une petite cornue de verre, le mercure se volatilisa et le potassium resta dans la cornue à l'état de pureté.

Cette expérience ne donne jamais que de petites quantités de potassium: aussi prépare-t-on toujours ce métal en réduisant l'hydrate de potasse par le fer, ou en décomposant le carbonate de potasse au moyen du charbon.

Nous décrirons d'abord le mode de préparation du potassium au moyen de l'hydrate de potasse et du fer, que l'on doit à Gay-Lussac et Thenard (fig. 87).

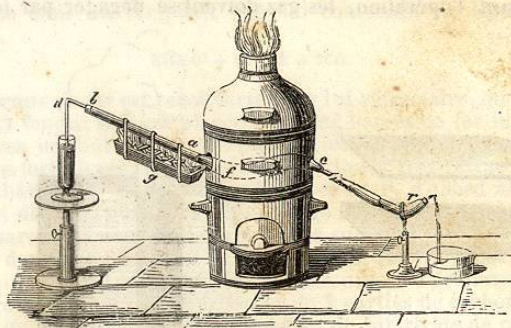


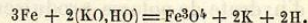
Fig. 87.

On recourbe un canon de fusil *cab* comme le représente la figure, et on le recouvre, dans la partie *ca*, d'une couche d'un lut d'argile réfractaire.

On le remplit, de *c* en *a*, de tournure de fer bien décapée; on le place dans un fourneau à réverbère, et l'on met dans la partie *ab* des fragments d'hydrate de potasse; à l'extrémité *b* est adapté un tube de verre *d* qui plonge dans le mercure, et l'on fait communiquer l'extrémité avec un récipient de cuivre *r* formé de deux pièces qui s'élargissent et entrent l'une dans l'autre.

Ce récipient porte à son extrémité un tube de verre destiné à laisser dégager les gaz. Comme l'opération exige une température très-élevée, on fait arriver la tuyère d'un bon soufflet dans le cendrier du fourneau.

Lorsque l'appareil est ainsi disposé, on fait rougir la partie *ca* du canon de fusil, en mettant d'abord de *a* en *b* un linge mouillé, afin d'éviter la fusion de la potasse. Quand le canon de fusil atteint le rouge blanc, on enlève le linge mouillé et on place quelques charbons sur la grille *g*. L'hydrate de potasse entre en fusion, s'écoule dans la partie *ca*, y rencontre la tournure de fer portée au rouge, et se décompose. Il se dégage de l'hydrogène provenant de la décomposition de l'eau de l'hydrate de potasse; le fer absorbe l'oxygène de l'eau et de l'oxyde de potassium, tandis que le potassium mis à nu se volatilise et se condense dans le récipient.



Le potassium doit être retiré du récipient au moyen d'une tige de fer et plongé dans un carbure d'hydrogène liquide, qui



le préserve de l'oxydation. On emploie ordinairement comme liquide préservateur de l'huile de naphte ou de pétrole rectifiée.

Pendant l'opération, les gaz doivent se dégager par le tube

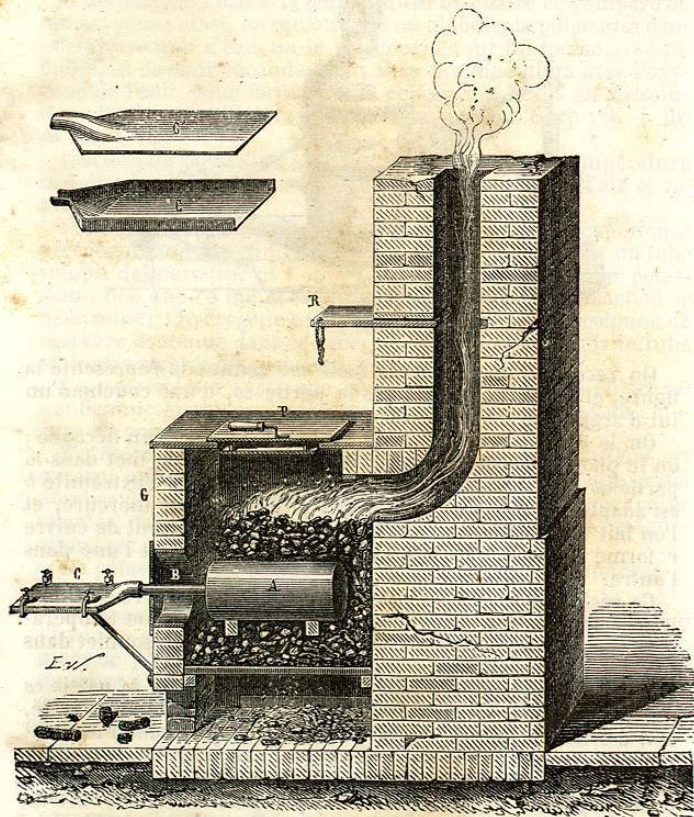


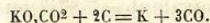
Fig. 88.

que porte le récipient. S'il se faisait une obstruction dans l'appareil, les gaz s'échapperaient par le tube *d* qui sert de tube de sûreté.

Cent grammes d'hydrate de potasse produisent environ vingt-cinq grammes de potassium parfaitement pur.

Nous décrirons maintenant un autre procédé, qui est dû à M. Brunner, et qui fournit une plus grande quantité de potassium.

Il consiste à décomposer, dans un vase de fer, le carbonate de potasse par le charbon, qui réduit complètement la potasse à une température très-élevée, et transforme l'acide carbonique du carbonate en oxyde de carbone. Le potassium distille et se condense dans un récipient refroidi contenant de l'huile de naphte.



La cornue de fer est recouverte d'un lut réfractaire, ou mieux de borax fondu; elle est placée sur deux barres de fer horizontales dans un fourneau à vent (*fig. 88*), muni d'une cheminée *G* ayant un fort tirage, et construit en briques très-réfractaires; on le charge par la partie supérieure, en *P*, d'abord avec du charbon de bois, puis avec un mélange de charbon et de coke.

L'appareil est disposé de la manière suivante (*fig. 88*): on introduit dans une bouteille de fer forgé *A*, qu'on choisit parmi celles qui servent à transporter le mercure, 500 grammes d'un mélange de 1 partie de charbon et de 4 parties de carbonate de potasse qu'on obtient par la calcination du bitartrate de potasse. On visse au col de cette cornue un canon de fusil *B* de 30 centimètres de longueur, qui communique avec un récipient *C* formé de deux plaques de fer réunies par des vis de pression. La plaque inférieure porte un rebord peu élevé offrant un échanture dans sa partie antérieure; les deux plaques assemblées constituent une boîte plate présentant un petit orifice qui suffit pour le dégagement des gaz.

On commence par chauffer fortement la cornue de fer et on n'adapte le récipient que lorsque les vapeurs de potassium commencent à se dégager. A la fin de l'opération on plonge le récipient dans une boîte de fer remplie d'huile de naphte: le métal est ensuite fondu dans ce liquide.

En opérant de cette manière avec un récipient très-petit, on soustrait le potassium à l'action de l'oxyde de carbone qui l'attaque au rouge et on retire beaucoup plus de métal qu'avec les récipients autrefois employés (MM. Donny et Mareska).

Le potassium ainsi obtenu n'est pas pur, il contient toujours du charbon. Pour le purifier, on commence par le filtrer dans un linge sous l'huile de naphte chauffée; puis on distille dans un vase de fer ou dans une cornue de verre réfractaire recouverte d'un lut terreux; les vapeurs sont condensées dans l'huile de naphte.

Cette opération dure environ trois heures et donne 30 à 40 grammes de potassium; elle est d'une exécution plus facile que la précédente, mais elle donne un métal moins pur.

#### COMBINAISONS DU POTASSIUM AVEC L'OXYGÈNE.

Le potassium se combine avec l'oxygène en trois proportions, et forme trois oxydes qui ont pour formules:  $\text{K}^2\text{O}$  —  $\text{KO}$  —  $\text{KO}^2$ . Le sous-oxyde et le peroxyde de potassium sont sans intérêt;



il n'en est pas de même de l'oxyde KO qui, à l'état d'hydrate, constitue la potasse qui est une des bases les plus importantes.

PROTOXYDE DE POTASSIUM. — POTASSE, KO.

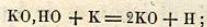
Équivalent = 587,5 ou 47.

La potasse ou protoxyde de potassium existe à l'état anhydre et à l'état hydraté.

La potasse anhydre s'obtient :

1° En combinant directement un équivalent de potassium, 488,93, avec 100 d'oxygène ;

2° En faisant chauffer 1 équivalent d'hydrate de potasse avec 1 équivalent de potassium ; il se produit alors 2 équivalents de potasse anhydre, et il se dégage de l'hydrogène :



3° En chauffant fortement l'azotate de potasse, qui se transforme d'abord en peroxyde de potassium, et ensuite en oxygène et en potasse anhydre.

Ce corps a une grande affinité pour l'eau ; il absorbe l'humidité de l'air en dégageant beaucoup de chaleur ; il forme ainsi de l'hydrate de potasse dont nous allons examiner les principales propriétés.

HYDRATE DE POTASSE, KO,HO.

Équiv. = 700,00 ou 56.

**Propriétés.** — La potasse hydratée, appelée ordinairement *potasse caustique*, est blanche, caustique, très-alcaline, onctueuse au toucher ; elle attaque la peau et un grand nombre d'autres substances organiques, en développant promptement une odeur particulière qui est celle de la *lessive*. Elle décompose ou dissout la plupart des substances animales, telles que les poils, la soie, etc. ; elle saponifie les corps gras.

La potasse entre en fusion au-dessous du rouge, et se volatilise ensuite en produisant des vapeurs blanches.

L'hydrate de potasse jouit d'une grande affinité pour l'eau ; exposé à l'air, il en attire l'humidité, et tombe en déliquescence.

Il se combine avec l'eau en produisant un dégagement de chaleur qui peut dépasser 100° ; il se forme ainsi un nouvel hydrate qui a pour formule KO,5HO. Cet hydrate peut cristalliser en rhomboèdres pointus, dont les arêtes sont ordinairement remplacées par des faces. Ces cristaux, placés dans le vide, perdent de l'eau, et deviennent (KO<sup>2</sup>,3HO) (M. Walter).

L'hydrate de potasse cristallisé ne développe pas de chaleur

en se dissolvant dans l'eau ; il produit au contraire du froid, surtout lorsqu'on le mélange avec de la neige.

Les hydrates précédents sont ramenés par la chaleur rouge à l'état de potasse monohydratée KO,HO.

On trouve souvent dans le commerce de la potasse solide qui contient jusqu'à 50 pour 100 de son poids d'eau : pour déterminer la proportion d'eau que renferme cet hydrate, il suffit de le fondre au rouge sombre dans un creuset d'argent ; l'excès d'eau se dégage, et la perte de poids indique approximativement la quantité d'eau contenue dans la potasse en plus du dernier équivalent.

On constate la présence du dernier équivalent d'eau que la chaleur ne peut dégager, en chauffant la potasse avec des acides anhydres, tels que les acides borique, silicique, carbonique, qui forment des sels de potasse anhydres et éliminent l'équivalent d'eau.

La potasse dissout l'alumine et la silice, attaque le verre et la porcelaine ; aussi ne faut-il jamais concentrer la potasse dans des vases de verre ou de porcelaine ; cette opération doit être faite dans des capsules d'argent.

L'oxygène est absorbé par la potasse en fusion, et produit du peroxyde de potassium, qui contient toujours un excès de potasse.

L'hydrogène et l'azote sont sans action sur la potasse.

Lorsqu'on fait passer un courant de chlore sur des fragments de potasse légèrement chauffés, le chlore se substitue à l'oxygène pour former du chlorure de potassium, et il se dégage de l'oxygène et de l'eau. L'action du chlore sur la potasse en dissolution dans l'eau sera décrite en parlant du chlorate et de l'hypochlorite de potasse.

Le soufre agit sur l'hydrate de potasse pour produire du sulfure de potassium ; l'oxygène de la potasse se combine avec une partie du soufre, et forme, selon la température, de l'acide sulfurique ou de l'acide hyposulfureux ; en opérant à une température qui ne dépasse pas 200°, on obtient un mélange d'hypo-sulfite de potasse et de pentasulfure de potassium :  $3KO + 12S = S^2O^2, KO + 2KS^5$  ; si la réaction se fait au rouge, il se forme du sulfate de potasse et aussi du pentasulfure de potassium :  $4KO + 16S = SO^3, KO + 3KS^5$ .

Le phosphore, en agissant sur la potasse, forme de l'hypophosphite de potasse et du phosphure de potassium, qui est décomposé par l'eau et donne du gaz hydrogène phosphoré spontanément inflammable.

Le carbone décompose l'hydrate de potasse sous l'influence de la chaleur ; il se dégage de l'oxyde de carbone et du potassium.

Un assez grand nombre de métaux peuvent aussi décomposer la potasse, absorber son oxygène et éliminer le potassium. C'est sur cette propriété qu'est fondé le procédé de préparation du potassium avec la potasse et le fer.

**Préparation.** — On retire la potasse du carbonate de potasse ; ce sel peut être obtenu par plusieurs méthodes.



Les cendres des végétaux contiennent différents sels de potasse, et principalement du carbonate de potasse. En traitant les cendres par l'eau, on enlève presque toute la potasse combinée avec les acides carbonique, sulfurique, chlorhydrique et silicique; et le résidu insoluble se compose principalement de silice, de phosphate et de carbonate de chaux.

Les liqueurs évaporées à sec donnent un résidu qui porte le nom de *potasse calcinée* ou de *salin*.

Les parties solubles des différentes cendres varient beaucoup avec les essences de bois, comme l'indique le tableau suivant :

	CHÈNE.	TILLEUL.	BOULEAU.	SAPIN.	PIE.
Potasse avec plus ou moins de soude. . . .	64,1	60,24	79,5	65,4	57,00
Acide carbonique. . . .	24,0	27,42	17,0	30,2	20,75
Acide sulfurique. . . .	8,1	7,53	2,3	3,1	12,00
Acide chlorhydrique. . .	0,1	1,80	0,2	0,3	6,60
Acide silicique. . . . .	0,2	1,61	1,0	1,0	1,33

(M. Berthier.)

Pour retirer le carbonate de potasse du salin, on fait dissoudre la masse dans l'eau bouillante, et on évapore la liqueur jusqu'à ce qu'elle cristallise : les sels étrangers se déposent en premier lieu, tandis que le carbonate de potasse reste dans les eaux-mères.

On prépare encore le carbonate de potasse en brûlant un mélange de 2 parties de bitartrate de potasse et 1 partie d'azotate de potasse pur dans une capsule de fer ; ou bien en calcinant le bicarbonate de potasse. (Voy. *Carbonate de potasse*.)

On retire la potasse du carbonate de potasse en le soumettant à l'action de l'hydrate de chaux, qui décompose le carbonate de potasse, à cause de l'insolubilité du carbonate de chaux. (Loi de Berthollet.) Il se forme donc du carbonate de chaux et il reste de la potasse libre. On fait dissoudre ordinairement une partie de carbonate de potasse dans 10 à 12 parties d'eau, on introduit cette dissolution dans un vase de fer, on la porte à l'ébullition et l'on y ajoute une bouillie liquide d'hydrate de chaux ; le carbonate de potasse exige pour sa décomposition à peu près son propre poids de chaux.

On doit ajouter la chaux avec assez de lenteur pour ne pas arrêter l'ébullition, qui facilite le dépôt du carbonate de chaux.

Pour s'assurer que le carbonate de potasse a été complètement décomposé, on prend avec une pipette une certaine quantité de la liqueur qu'on laisse reposer ; on ajoute de l'acide azotique à la liqueur décantée ; elle ne doit plus faire effervescence lorsque tout le carbonate de potasse a été décomposé, et surtout elle ne doit plus précipiter l'eau de chaux.

La quantité d'eau à employer dans la préparation de la po-

tasse doit être déterminée avec soin. Les meilleures proportions sont 7 parties d'eau pour 1 partie de carbonate de potasse. Si l'on n'employait que 4 parties d'eau, la chaux n'enlèverait pas une trace d'acide carbonique au carbonate de potasse ; dans des liqueurs concentrées, c'est la potasse, au contraire, qui décompose le carbonate de chaux (M. Liebig).

Dès que la décomposition du carbonate est opérée, on laisse refroidir la liqueur à l'abri de l'air, on la décante lorsqu'elle est claire, et on l'évapore dans une bassine de fonte ou mieux d'argent. Lorsque l'hydrate de potasse est en fusion, on le coule sur une plaque de fonte, ou dans des moules cylindriques formés de deux parties pouvant se séparer l'une de l'autre, ce qui permet de retirer la potasse devenue solide.

Si le carbonate de potasse employé dans cette préparation est pur, la potasse que l'on en retire est également pure ; du moins, elle ne peut contenir qu'une très-petite quantité de carbonate de potasse produite pendant l'évaporation, aux dépens de l'acide carbonique de l'air. Mais si l'on a employé du carbonate de potasse du commerce, la potasse contient toujours des chlorures, des sulfates, des carbonates : on la nomme *potasse à la chaux*.

Pour la purifier, on a recours à l'alcool, qui ne dissout que la potasse hydratée et précipite les sels étrangers.

On prépare la potasse pure en évaporant la potasse à la chaux jusqu'à consistance de miel ; on y ajoute une quantité d'alcool à 33° qui représente environ 1/3 du poids primitif de la potasse : on remue le mélange, on le fait bouillir pendant quelques minutes et on l'introduit dans un flacon bouché à l'émeri.

La liqueur, abandonnée au repos, se divise en trois couches : la couche inférieure est formée de sulfates de potasse et de chaux anhydres ; au-dessus se trouve une dissolution aqueuse de sulfate, de carbonate et de chlorure potassiques ; la couche supérieure est une dissolution alcoolique de potasse. On décante cette dernière dissolution, on la soumet à la distillation pour retirer les deux tiers environ de l'alcool qu'elle contient, et on l'évapore ensuite rapidement dans une capsule d'argent.

La potasse ainsi préparée se nomme *potasse à l'alcool* ; elle est presque pure et ne contient ordinairement que des traces de chlorure.

**Usages de la potasse.** — La potasse hydratée est un réactif précieux ; elle sert à la préparation d'un grand nombre d'oxydes. Elle est employée pour attaquer par voie sèche les silicates et les rendre solubles dans les acides. Elle sert en médecine à cautériser les chairs, ce qui l'a fait nommer *Pierre à cautère*. On l'emploie dans la fabrication des savons, des verres, etc.

**État naturel de la potasse.** — La potasse est très-répandue dans la nature ; combinée à la silice, elle entre dans la composition du feldspath et du mica, et par conséquent dans celle de toutes les roches granitiques qui ont ces minéraux pour principes constitutifs. Tous les produits de désagrégation de ces



roches, et notamment la terre arable, en contiennent des quantités notables; c'est elle qui sature en partie les acides des végétaux, et forme différents sels organiques qui, par la calcination, produisent le carbonate de potasse que l'on retrouve dans les cendres.

## CARACTÈRES DISTINCTIFS DES SELS DE POTASSE.

Les précipités que forment les sels de potasse avec les différents réactifs sont tous solubles dans une grande quantité d'eau; aussi doit-on toujours essayer l'action des réactifs sur les sels de potasse en opérant sur des liqueurs concentrées.

Les sels de potasse se reconnaissent au moyen des réactifs suivants :

*Acide tartrique.* — Précipité blanc, cristallin, de bitartrate de potasse (crème de tartre), si l'acide tartrique est employé en excès et en dissolution concentrée.

(\*) *Acides chlorique et perchlorique.* — Précipité blanc cristallin.

*Acide hydrofluosilicique.* — Précipité blanc gélatineux.

(\*) *Acide picrique.* — Précipité jaune cristallin.

(\*) *Sulfate d'alumine.* — Précipité blanc formé de petits cristaux octaédriques d'alun.

*Bichlorure de platine.* — Précipité jaune de chlorure double de platine et de potassium.

*Au chalumeau,* les sels de potasse, et principalement le chlorure, l'azotate, le carbonate, colorent la flamme en violet très-pâle.

Les sels de potasse ne forment pas de précipités dans les dissolutions des carbonates alcalins, des sulfures et du cyanoferrure de potassium.

(\*) CHLORURE DE POTASSIUM.  $\text{ClK}$ .

Équiv. = 932,50 ou 74,6.

Le chlorure de potassium cristallise en cubes ou en prismes rectangulaires qui sont toujours anhydres. Exposé à la température d'un rouge brun, il entre en fusion et se volatilise ensuite.

Sa saveur est salée et amère. La solubilité du chlorure de potassium dans l'eau augmente proportionnellement à la température : 100 parties d'eau à la température de 0° dissolvent 19,2 de chlorure de potassium. La même quantité d'eau à la température de 100°, 6 en dissout 59,3.

Le chlorure de potassium s'unit à l'acide sulfurique anhydre. Cette combinaison, qui a pour formule  $2\text{SO}^3, \text{ClK}$ , est décomposée par l'eau en acide chlorhydrique et en bisulfate de potasse :  $2\text{SO}^3, \text{ClK} + 2\text{HO} = \text{ClH} + 2\text{SO}^3, \text{KO}, \text{HO}$  (M. H. Rose).

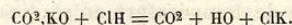
Le chlorure de potassium produit, quand on le dissout dans l'eau, un abaissement de température assez considérable.

On peut en faire un mélange réfrigérant. En effet, 50 gr. de ce sel placés dans un vase en verre avec 200 gr. d'eau, produisent un

abaissement de température de 11°, 4; et comme le chlorure de sodium ne donne dans les mêmes conditions qu'un abaissement de 1°, 9, cette différence permet, à l'aide d'un thermomètre, de déterminer d'une manière suffisamment exacte la proportion dans laquelle ces deux sels sont mélangés (Gay-Lussac).

**Préparation. — État naturel. — Usages.** — On produit le chlorure de potassium en unissant directement le chlore au potassium ou en faisant passer du chlore sur l'hydrate de potasse solide et légèrement chauffé; le chlore dans ce cas se substitue à l'oxygène de la potasse.

On prépare encore le chlorure de potassium en saturant la potasse libre ou carbonatée par l'acide chlorhydrique :



Le chlorure de potassium se trouve en abondance dans les eaux qui proviennent du raffinage du salpêtre, dans les cendres des varechs et dans presque tous les végétaux. On l'obtient comme produit secondaire dans les savonneries, par suite de la transformation des savons de potasse en savons de soude par l'action du sel marin sur les savons de potasse.

Le chlorure de potassium sert à fabriquer l'alun et à transformer par double décomposition certains sels de soude en sels de potasse. On pourrait le faire servir à la préparation du carbonate de potasse en le traitant comme le sel marin qu'on veut transformer en carbonate de soude. (Voy. *Soude artificielle*.)

(\*) BROMURE DE POTASSIUM.  $\text{BrK}$ .

Équivalent = 1487,5 ou 119.

Le bromure de potassium est incolore, très-soluble dans l'eau, mais plus soluble à chaud qu'à froid; il cristallise, comme le chlorure de potassium, en cubes ou en prismes rectangulaires. Ses cristaux décrépitent quand on les chauffe, et entrent ensuite en fusion sans se décomposer.

En se dissolvant dans l'eau, il produit aussi un abaissement sensible de température.

Le bromure de potassium peut se combiner avec un et même deux équivalents de brome pour former des composés représentés par les formules suivantes :  $\text{Br}^2\text{K}$  —  $\text{Br}^3\text{K}$ . Ces composés sont de couleur brune, peu stables, et dégagent du brome sous les influences les plus faibles.

On prépare le bromure de potassium en dissolvant le brome dans la potasse. Il se forme du bromure et du bromate de potasse : la liqueur est évaporée à sec, et le résidu est calciné jusqu'à ce qu'il ne dégage plus d'oxygène : cette calcination transforme le bromate en bromure.



(\*) IODURE DE POTASSIUM. IK.

Équivalent = 2075,0 ou 166.

Ce corps cristallise en cubes incolores ; sa saveur est piquante et désagréable.

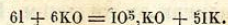
Il est décomposé par le chlore comme tous les autres iodures, en laissant déposer de l'iode qu'on peut reconnaître facilement à la propriété que possède ce métalloïde de décolorer l'amidon en bleu foncé, ou le sulfure de carbone en rose ou en violet. Un excès de chlore, en présence d'une grande quantité d'eau, fait disparaître le dépôt d'iode, l'eau est décomposée, il se forme de l'acide chlorhydrique et de l'acide iodique.

L'iodeure de potassium est déliquescent. Il produit un abaissement considérable de température en se dissolvant dans l'eau. L'alcool peut aussi dissoudre l'iodeure de potassium, mais en proportion beaucoup moindre que l'eau.

L'iodeure de potassium est fusible au-dessous de la chaleur rouge, et répand des fumées épaisses à une température plus élevée ; il présente, près de la fusion, une masse cristalline et nacréée, qui possède une réaction alcaline.

L'iode forme en se dissolvant dans l'iodeure de potassium une dissolution brune, qui représente, selon quelques chimistes, un bi-iodeure ou un tri-iodeure de potassium. Ces corps sont peu connus, leur étude exige de nouvelles recherches.

**Préparation.** — L'iodeure de potassium se prépare ordinairement en dissolvant l'iode dans la potasse. Il se forme ainsi un mélange d'iodeure de potassium et d'iodate de potasse.



La dissolution de ces deux sels est évaporée à siccité, et le résidu est chauffé à une température rouge, qui décompose l'iodate en oxygène et en iodeure de potassium. Pour empêcher que le résidu ne contienne de la potasse libre et ne laisse dégager de l'iode, on peut ajouter un peu de charbon au mélange d'iodeure et d'iodate ; on reprend le résidu par de l'eau ou mieux par de l'alcool à 93° centésimaux, qui dissout l'iodeure ; on filtre ensuite la dissolution avant de l'évaporer.

**Usages.** — L'iodeure de potassium, appelé autrefois *hydriodate de potasse*, est employé en médecine, particulièrement dans le traitement des goîtres et des maladies scrofuleuses. Il sert aussi en photographie.

(\*) CYANURE DE POTASSIUM. CyK.

Équivalent = 812,5 ou 65.

Le cyanure de potassium est une des substances les plus vénéneuses que l'on connaisse. Il cristallise en cubes ou en cristaux

dérivant du cube, comme le chlorure de potassium avec lequel il est isomorphe ; ses cristaux sont toujours anhydres.

Le cyanure de potassium répand à l'air une légère odeur prussique, due à la décomposition lente que l'humidité et l'acide carbonique de l'air lui font éprouver. Il supporte une température rouge sans se décomposer, et peut éprouver la fusion ignée. Cependant, sous l'influence d'une chaleur blanche longtemps soutenue, le cyanure de potassium laisse dégager de l'azote et se décompose. Le résidu de cette calcination paraît être un carbure de potassium ; il produit en effet avec l'eau un dégagement d'hydrogène et de la potasse caustique.

Le cyanure de potassium possède une réaction fortement alcaline. Il est très-soluble dans l'eau, presque insoluble dans l'alcool anhydre ; aussi ce dernier liquide précipite-t-il le cyanure de potassium d'une dissolution aqueuse concentrée. L'alcool à 78 centièmes en dissout une petite quantité, et sa faculté dissolvante augmente à mesure qu'on l'étend d'eau.

La dissolution aqueuse du cyanure de potassium, abandonnée à elle-même dans un vase ouvert, se décompose peu à peu, laisse dégager de l'acide cyanhydrique, et finit par se convertir complètement en carbonate de potasse  $KCy + HO + CO^2 = Cy, H + CO^2, KO$ . Lorsqu'on fait bouillir cette dissolution, elle se change lentement en ammoniacque et en formiate de potasse :  $KC^2Az + 4HO = AzH^3 + C^2HO^3, KO$  (Pelouze).

Le cyanure de potassium, soumis à l'influence des corps oxydants, se transforme en cyanate de potasse,  $KCy + 2PbO = CyO, KO + 2Pb$ .

Il réduit par la voie sèche un grand nombre d'oxydes métalliques ; c'est un des agents de réduction les plus puissants que possède la chimie.

Le cyanure de potassium peut dissoudre la plupart des oxydes et des cyanures métalliques en formant des cyanures doubles. Cette propriété est utilisée pour l'application des métaux par voie électro-chimique.

Le cyanure de potassium est quelquefois employé en médecine, au lieu d'acide cyanhydrique. Ses propriétés toxiques en font un médicament très-actif, qu'on doit toujours employer avec prudence.

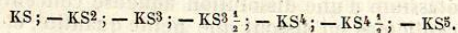
**Préparation.** — Le cyanure de potassium s'obtient en calcinant au rouge le cyanoferrure de potassium dans une cornue de porcelaine ou de grès. La réaction peut être représentée ainsi :  $K^2Cy^3Fe = 2CyK + FeC^2 + Az$ . Tantôt le cyanure de potassium qui se forme dans cette décomposition est disséminé dans la masse de carbure de fer  $FeC^2$  produit par la décomposition du cyanoferrure ; tantôt il se réunit au fond de la cornue, où on le trouve, après le refroidissement, sous la forme d'une masse blanche cristallisée. Lorsque le cyanure de potassium est mélangé au carbure de fer, on traite la masse par l'eau, qui dissout le cyanure alcalin, et laisse le carbure de fer insoluble ; la liqueur est alors évaporée à sec.



On a proposé, pour éviter de perdre le cyanogène uni au fer dans le cyanoferrure de potassium, de calciner ce composé avec du carbonate de potasse. On peut fondre dans un creuset couvert un mélange de 8 parties de cyanoferrure de potassium, 3 parties de tartre grillé et 1 partie de charbon. La matière, refroidie et traitée par l'eau, cède à ce liquide une quantité considérable de cyanure de potassium. L'addition du charbon a pour but d'empêcher la formation du cyanate de potasse.

(\*) SULFURES DE POTASSIUM.

Le potassium peut, en s'unissant au soufre, former les composés suivants :



Le premier se combine avec l'acide sulfhydrique, et donne un sulfhydrate de sulfure de potassium, HS,KS : les caractères généraux des sulfures et des sulfhydrates de sulfures qui ont été donnés précédemment, sont applicables aux combinaisons du soufre et du potassium, et nous dispensent de décrire en particulier ces différents composés. Le monosulfure de potassium KS et le sulfhydrate de sulfure HS,KS sont employés comme réactifs.

Le pentasulfure de potassium  $KS^5$  peut être obtenu en chauffant au rouge sombre du monosulfure de potassium avec un excès de soufre.

Ce sulfure est solide ; sa couleur est brune ; il est déliquescant, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Il absorbe l'oxygène de l'air, et se transforme en hyposulfite en donnant un dépôt de soufre. C'est ce polysulfure qui entre dans la composition du foie de soufre employé en médecine, pour préparer les bains de Baréges artificiels.

(\*) *Pyrophore de Gay-Lussac.*

Lorsqu'on décompose le sulfate de potasse par un excès considérable de charbon divisé, on obtient une substance noire d'une excessive combustibilité, que l'on nomme *pyrophore de Gay-Lussac*.

Pour le préparer, on mêle intimement 27,3 parties de sulfate neutre de potasse avec 15 parties de noir de fumée préalablement calciné. On introduit ce mélange dans une cornue de grès à laquelle on adapte un tube recourbé ayant une branche verticale longue de plus de 80 centimètres ; l'extrémité de ce tube plonge dans un verre à demi rempli de mercure. La cornue est exposée à une température qu'on élève graduellement jusqu'au rouge vif. Il se dégage des gaz formés d'oxyde de carbone et d'acide carbonique. On juge que l'opération est terminée, quand

ces gaz cessent de se dégager, malgré l'intensité de la chaleur. La cornue étant alors abandonnée dans le fourneau qui se refroidit lentement, le mercure remonte dans le tube et s'y maintient bientôt stationnaire. Lorsque la cornue est tout à fait refroidie, on introduit le pyrophore dans un flacon bien sec en y faisant entrer le col de la cornue. On bouche rapidement le flacon avec un bouchon de liège fermant hermétiquement.

Le corps ainsi préparé est très-pyrophorique. La plus petite quantité projetée dans l'air y brûle avec un éclat extraordinaire. Cette combustibilité est telle qu'on pourrait être tenté de l'attribuer à du potassium disséminé dans la masse charbonneuse ; mais le pyrophore traité par l'eau ne dégage pas d'hydrogène, ce qui prouve qu'il ne contient pas de potassium libre. On doit le considérer comme un mélange intime de polysulfure de potassium, de potasse anhydre et de charbon ; sa grande combustibilité est due à la température élevée que produisent le sulfure de potassium en s'oxydant et la potasse anhydre en s'hydratant à l'air ; de plus, la masse, qui est légère et poreuse, condense de l'air ; sa température s'élève bientôt assez pour que le charbon très-divisé qu'elle renferme s'enflamme avec vivacité ; le seul gaz qui se produise dans cette combustion est l'acide carbonique ; le sulfure de potassium absorbe l'oxygène et régénère le sulfate de potasse.

(\*) *PYROPHORE DE HOMBERG.*

On obtient encore une substance pyrophorique en calcinant 75 grammes d'alun de potasse desséché avec 4 grammes de noir de fumée ou avec un excès de sucre, d'amidon, etc. Ce pyrophore est loin d'être aussi combustible que le précédent. On doit le considérer comme formé de polysulfure de potassium, de potasse anhydre, d'alumine et de charbon. Il produit en brûlant non-seulement de l'acide carbonique, mais encore de l'acide sulfureux, dont la formation est facile à expliquer, puisque, à une température élevée, l'alumine ne peut s'unir ni à cet acide ni à l'acide sulfurique ; l'acide sulfurique libre est donc décomposé par le charbon et donne de l'acide sulfureux.

AZOTATE DE POTASSE.  $AzO^5, KO$ .

Équiv. = 1264,25 ou 101,14.

**Propriétés.** — L'azotate de potasse, également connu sous les noms de *nitre*, *sel de nitre*, *salpêtre*, *nitrate de potasse*, est incolore, inodore, d'une saveur d'abord fraîche, mais bientôt piquante et amère ; ses cristaux sont très-friables. Lorsqu'on les conserve quelque temps dans la main, ils se brisent en faisant entendre un léger bruit.

L'azotate de potasse est toujours anhydre, même lorsqu'il cristallise à de basses températures ; mais ses cristaux retiennent