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 (K = 488,93).

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 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° 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 58° ; 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 reproduit 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 contat 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).

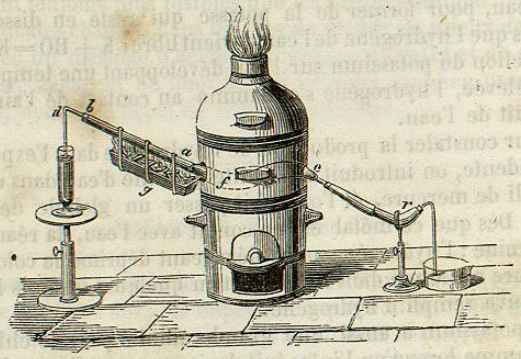

Fig. 87.

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 *c* 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

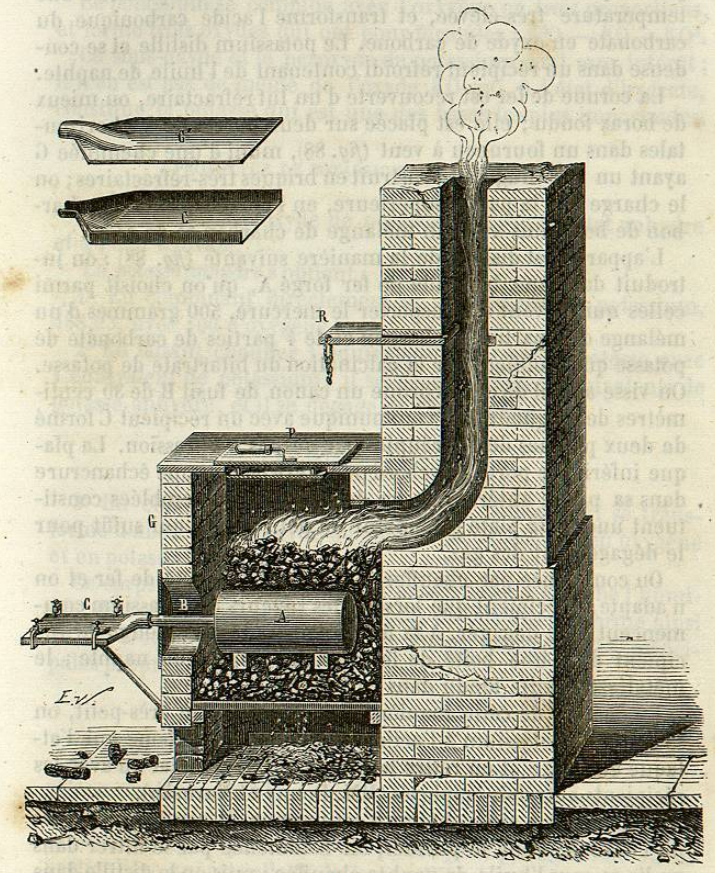

Fig. 88.

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 complétement 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 une échancrure 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 le 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 : K^2O — KO — KO^3.

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.

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 :

$$KO,HO + K = 2KO + H ;$$

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.

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^2,3HO). (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'hyposulfite 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 :

	CHÊNE.	TILLEUL.	BOULEAU	SAPIN.	PIN.
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 complétement 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 potasse 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 ; elle est toujours combinée avec ses acides ; on la rencontre dans un grand nombre de roches, et principalement dans les feldspaths. Elle se trouve quelquefois en assez grande quantité dans la terre labourable, dans l'argile ; 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.

(*) *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. ClK.

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 $2SO^3,ClK$, est décomposée par l'eau en acide chlorhydrique et en bisulfate de potasse : $2SO^3,ClK + 2HO = ClH + 2SO^3,KO,HO$ (M. H. Rose).

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

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 :

$$CO^2,KO + ClH = CO^2 + HO + ClK.$$

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. BrK.

Le bromure de potassium est incolore, très-soluble dans l'eau ; 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.

Le bromure de potassium peut se combiner avec un et même deux équivalents de brome pour former des composés représentés par les formules suivantes : Br^2K — Br^3K. 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.

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

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

L'iode forme en se dissolvant dans l'iodure de potassium une