Supposons que l'on ait à reconnaître par la méthode de Dulong un composé insoluble, le sulfate de baryte, par exemple :

On réduit le sel en poudre aussi fine que possible. On le fait bouillir pendant deux ou trois heures avec 5 ou 6 fois son poids de carbonate de soude, et 15 à 20 fois son poids d'eau. Le mélange est ensuite jeté sur un filtre. Le carbonate de baryte provenant de la décomposition du sulfate par le carbonate alcalin étant insoluble reste sur le filtre; il est soumis ensuite à un lavage complet.

La dissolution contient à l'état de sulfate de soude, l'acide sulfurique du sulfate de baryte, et retient en outre un excès considérable de carbonate de soude, qu'on décompose par un excès d'acide azotique ; on reconnaît dans la liqueur la présence de l'acide sulfurique avec le chlorure de baryum.

Le carbonate de baryte provenant de la réaction du carbonate de soude sur le sulfate de baryte, est mis en contact avec l'acide azotique étendu d'eau qui le dissout. On obtient ainsi de l'azotate de baryte, dont on reconnaît facilement la nature au moyen des réactifs ordinaires.

La méthode de Dulong a donc l'avantage de rendre solubles, et par conséquent faciles à reconnaître, tous les sels qui ne se dissolvent directement ni dans l'eau ni dans les acides.

Ces décompositions par les carbonates alcalins se font plus facilement par la voie sèche; c'est même ainsi qu'on procède le plus souvent.

CARACTÈRES GÉNÉRIQUES DES PRINCIPAUX SELS.

CHLORURES.

Les chlorures, à l'exception du chlorure d'argent et du protochlorure de mercure, sont solubles dans l'eau. Le chlorure de plomb est peu soluble.

La plupart des chlorures résistent à l'action d'une température rouge, cependant les chlorures d'or et de platine, et plusieurs autres chlorures de la dernière section, sont décomposés par la chaleur, dégagent tout leur chlore et laissent le métal pur.

Le chlore tend en général à produire des composés volatils. Exemples : chlorures de fer, d'antimoine, d'étain, de bismuth, de zinc, etc.

Les chlorures ne sont pas décomposés par le charbon.

Lorsqu'on les chauffe avec du bi-oxyde de manganèse et de l'acide sulfurique, ils dégagent du chlore dont la présence est

facilement constatée au moyen de l'appareil représenté (*fig.* 85) : le chlore se dissout dans l'eau que contiennent les flacons *b, c, d, f*. Avec l'acide sulfurique seul, les chlorures donnent de l'acide chlorhydrique. Les chlorures de mercure, d'argent et de

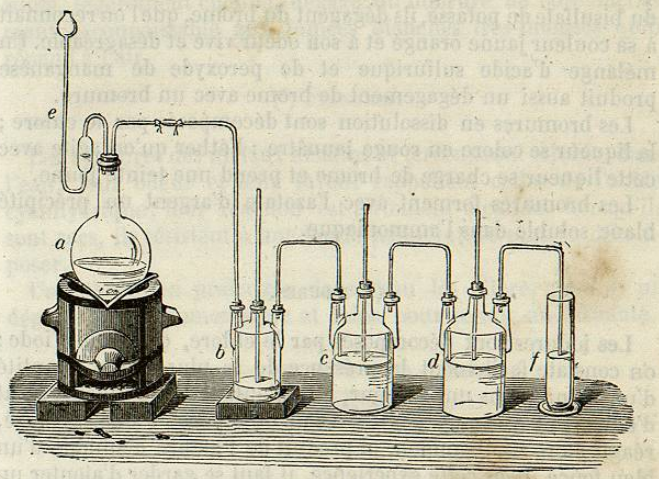

Fig. 85.

plomb sont ceux qui se laissent décomposer avec le plus de difficulté par l'acide sulfurique. On rend le dégagement de l'acide chlorhydrique plus facile en faisant fondre préalablement ces chlorures avec de la potasse ou de la soude, avant de les mettre en contact avec l'acide sulfurique.

Chauffés avec de l'acide azotique, les chlorures donnent de l'eau régale, caractérisée par la propriété qu'elle possède de dissoudre l'or. Le chlorure d'argent seul ne produit pas l'eau régale avec l'acide azotique.

Les chlorures forment dans les sels de protoxyde de mercure un précipité blanc de protochlorure de mercure (calomel) insoluble dans l'eau pure, soluble dans l'eau de chlore, qui le transforme en bichlorure de mercure (sublimé corrosif).

L'azotate d'argent est le meilleur réactif pour reconnaître les chlorures; il forme dans leur dissolution un précipité blanc, se rassemblant promptement par l'agitation en flocons caillebottés, insoluble dans l'eau, à peine soluble dans les acides, très-soluble dans l'ammoniaque et les hyposulfites alcalins, se colorant rapidement en violet foncé par l'action de la lumière.

(*) BROMURES.

Les bromures ressemblent beaucoup aux chlorures avec lesquels ils sont isomorphes. Chauffés dans un tube de verre avec du bisulfate de potasse, ils dégagent du brome, que l'on reconnaît à sa couleur jaune orangé et à son odeur vive et désagréable. Un mélange d'acide sulfurique et de peroxyde de manganèse produit aussi un dégagement de brome avec un bromure.

Les bromures en dissolution sont décomposés par le chlore ; la liqueur se colore en rouge jaunâtre : l'éther qu'on agite avec cette liqueur se charge de brome et prend une teinte jaune.

Les bromures forment avec l'azotate d'argent un précipité blanc soluble dans l'ammoniaque.

(*) IODURES.

Les iodures sont décomposés par le chlore, qui isole l'iode ; on constate facilement la présence de la plus faible quantité d'un iodure dans une liqueur, en y ajoutant de l'amidon à l'état d'empois et quelques gouttes d'eau de chlore ; l'iode, déplacé, réagit alors sur l'amidon, et produit de l'iodure d'amidon d'un bleu foncé. Dans cette expérience, il faut se garder d'ajouter un excès de chlore qui, en agissant sur l'iode et l'eau, produirait de l'acide chlorhydrique et de l'acide iodique, qui est sans action sur l'amidon.

On évite les inconvénients qui peuvent résulter de l'emploi du chlore en se servant de l'eau oxygénée pour reconnaître les iodures ; quand on traite un iodure par un mélange de bi-oxyde de baryum et d'acide chlorhydrique, auquel on ajoute un peu d'amidon, on voit apparaître immédiatement la coloration bleue (M. A. Reynoso).

Les iodures dégagent de l'iode lorsqu'on les chauffe avec un mélange d'acide sulfurique et de peroxyde de manganèse.

On reconnaît aussi les iodures en les traitant par l'acide azotique contenant des produits nitreux ; on agite le mélange avec du sulfure de carbone qui dissout l'iode en se colorant en rose ou en violet très-intense, si la quantité d'iode est considérable.

(*) FLUORURES.

Ces composés, traités par l'acide sulfurique concentré, donnent des vapeurs acides qui attaquent le verre. Les fluorures solubles ne précipitent pas l'azotate d'argent.

Chauffés avec un mélange de silice et d'acide sulfurique concentré, ils donnent du fluorure de silicium, qui est décomposé par l'eau en produisant un dépôt de silice gélatineuse.

Un mélange d'un fluorure, d'acide borique et d'acide sulfurique, légèrement chauffé, dégage du fluorure de bore facilement reconnaissable aux fumées blanches très-intenses qu'il répand à l'air.

(*) CYANURES.

Les cyanures des métaux alcalins et terreux sont solubles dans l'eau ; leur odeur et leur saveur rappellent celles de l'acide cyanhydrique ; leur réaction est fortement alcaline. Lorsqu'ils sont secs, ils résistent à une haute température sans se décomposer.

Une ébullition prolongée dans l'eau les altère, produit un dégagement d'ammoniaque et laisse pour résidu un formiate :

$$\underbrace{C^2AzK}_{\text{Cyanure de potassium.}} + 4HO = \underbrace{C^2HO^3, KO}_{\text{Formiate de potasse.}} + AzH^3.$$

Les acides les plus faibles dégagent l'acide cyanhydrique des cyanures solubles. Les acides énergiques produisent le même effet sur les cyanures insolubles.

Les cyanures solubles donnent avec les sels de fer au minimum un précipité blanc qui bleuit au contact de l'air.

SULFURES.

Les différentes espèces de sulfures ne présentent pas les mêmes caractères.

Monosulfures. — Les monosulfures alcalins sont solubles dans l'eau : leur dissolution est incolore ; leur saveur est sulfureuse et leur réaction fortement alcaline. Ils répandent à l'air une légère odeur d'acide sulfhydrique.

Ils forment, avec les sels des quatre dernières sections, des précipités diversement colorés qui servent souvent de caractères pour reconnaître les métaux. Les sulfures de fer, de plomb, d'argent, sont noirs ; celui de zinc est blanc ; celui d'antimoine, rouge orangé ; celui de manganèse, couleur de chair ; celui de cadmium, jaune pur.

Les monosulfures alcalins sont décomposés par les acides qui

en dégagent l'acide sulfhydrique, sans former un dépôt de soufre.

L'équation suivante, dans laquelle on représente un métal alcalin par M et un acide par A, rend compte de cette réaction : $MS + HO + A = MO,A + SH$.

Si, au lieu d'un oxacide A, on eût opéré avec un hydracide RH, on aurait : $MS + RH = RM + SH$.

Comme les monosulfures ne contiennent qu'un équivalent de soufre pour un équivalent de métal, on comprend que cet équivalent de soufre se dégage à l'état d'acide sulfhydrique en se combinant avec l'équivalent d'hydrogène contenu dans l'eau ou dans l'hydracide, et que, dans l'action d'un acide sur un monosulfure, il ne se produise pas de dépôt de soufre.

Les dissolutions des monosulfures se décomposent lentement au contact de l'air et se changent en carbonates et en hyposulfites.

Polysulfures.

Les polysulfures alcalins sont tous colorés en jaune ; leur saveur est la même que celle des monosulfures, et leur réaction est alcaline.

Traités par les acides, ils dégagent de l'hydrogène sulfuré et laissent un dépôt de soufre.

Ce soufre, au moment de sa précipitation, est d'un blanc à peine jaunâtre, mais il prend bientôt sa couleur jaune naturelle. Quand on les décompose par les oxacides ou par les hydracides, les polysulfures laissent déposer *autant d'équivalents de soufre moins un*, qu'ils en contenaient avant leur décomposition :

$$KS^5 + HO + SO^3 = SO^3,KO + SH + 4S.$$

Si le polysulfure est versé dans un acide, il se forme en même temps du bisulfure d'hydrogène.

Sulfhydrates de sulfures.

Les monosulfures alcalins sont les seuls qui puissent se combiner avec l'acide sulfhydrique pour former des sulfhydrates de sulfures : SM,SH.

Aussi, quand on verse dans une dissolution de sulfhydrate de sulfure de potassium ou de sodium, un sel de cuivre ou de manganèse, il se produit une vive effervescence due à un dégagement d'acide sulfhydrique, et en même temps une précipitation de monosulfure de cuivre ou de manganèse :

$$SH,KS + SO^3,MnO = SO^3,KO + MnS + SH.$$

Pour la même quantité de métal alcalin, les sulfhydrates de sulfures dégagent avec les acides une quantité d'hydrogène sulfuré double de celle que dégagent les monosulfures :

$$SH,KS + SO^3,HO = SO^3,KO + 2SH.$$
$$KS + SO^3,HO = SO^3,KO + SH.$$

AZOTATES.

Tous les azotates sont solubles dans l'eau et décomposables par la chaleur. Les uns se décomposent, quand on les chauffe, d'abord en oxygène et en azotites qui se réduisent ensuite en base, en oxygène et en deutoxyde d'azote ou en azote ; les autres donnent immédiatement par la chaleur des bases, et dégagent de l'oxygène, de l'acide hypoazotique ou de l'acide azotique hydraté. Si la base de l'azotate peut absorber de l'oxygène, elle se suroxyde.

Les azotates chauffés avec du charbon ou une matière combustible, produisent souvent une détonation.

Tous les azotates *fusent* lorsqu'on les jette sur des charbons incandescents, c'est-à-dire qu'ils activent la combustion : cette propriété constitue un de leurs principaux caractères.

Les azotates sont décomposés par l'acide sulfurique concentré qui en dégage des vapeurs blanches d'acide azotique.

Chauffés avec l'acide chlorhydrique, ils forment de l'eau régale qui dissout l'or en se colorant en jaune.

En présence de l'acide sulfurique et du cuivre, ils dégagent du deutoxyde d'azote qui devient rutilant à l'air.

En traitant les azotates par l'acide sulfurique concentré, on déplace l'acide azotique ; on reconnaît alors que la liqueur peut décolorer le sulfate d'indigo, jaunir les tuyaux de plume et colorer en brun les sels de protoxyde de fer.

Pour reconnaître dans un liquide la présence d'une faible quantité d'un azotate, on dissout du sulfate de protoxyde de fer dans de l'eau mêlée d'acide sulfurique, on y ajoute la liqueur à essayer, et l'on y plonge une lame de fer. La dissolution se colore en rose ou en brun, si elle contient un azotate. Cette coloration est due à ce que le sel de fer au minimum dissout le bi-oxyde

d'azote provenant de la décomposition de l'acide azotique par le fer sous l'influence de l'acide sulfurique.

Dans les azotates neutres, l'oxygène de l'acide est quintuple de celui de la base. Il existe des azotates basiques, qui sont très-peu solubles dans l'eau, et qui contiennent 2, 3 et 6 fois autant de base que les azotates neutres. On ne connaît jusqu'à présent aucun azotate acide. Les azotates restent neutres en cristallisant dans l'acide azotique le plus concentré.

(*) CHLORATES.

Tous les chlorates sont solubles dans l'eau et décomposables par la chaleur. Les chlorates de la première et de la deuxième section donnent de l'oxygène et un résidu de chlorure; les autres dégagent de l'oxygène, du chlore, et laissent un résidu d'oxyde ou d'oxychlorure.

Les chlorates, et principalement le chlorate de potasse, sont des oxydants énergiques. Ils forment avec les matières combustibles, telles que les résines, le soufre, le charbon, le phosphore, des poudres qui fulminent par le choc ou par la chaleur.

L'acide sulfurique concentré décompose les chlorates en acide perchlorique et en acide hypochlorique, dont l'odeur et la couleur jaune-rougeâtre sont caractéristiques.

Les chlorates ne précipitent pas les sels d'argent, parce que le chlorate d'argent est soluble; mais ceux d'entre eux qui se changent en chlorures par l'action de la chaleur, précipitent l'azotate d'argent après qu'on les a calcinés.

(*) PERCHLORATES.

Les perchlorates se comportent avec le charbon et les corps combustibles comme les chlorates, mais on les distingue de ces derniers sels en ce qu'ils ne se colorent ni par l'acide sulfurique concentré, ni par l'acide chlorhydrique.

(*) HYPOCHLORITES.

Ces sels ont l'odeur et la saveur de l'acide hypochloreux. Ils blanchissent les couleurs végétales.

On les considère comme des oxydants très-énergiques. Mis en contact avec le sulfure de plomb, ils le font passer rapidement à l'état de sulfate. Leurs actions oxydantes ou chlorurantes s'exercent surtout quand on les décompose par un acide.

Les hypochlorites sont peu stables.

L'action de l'eau bouillante, la concentration de leur dissolution, l'exposition à la lumière, tendent à les transformer en chlorures et en chlorates.

Les seuls hypochlorites qui aient été étudiés avec soin sont ceux de potasse, de soude et de chaux. (Voy. *Chlorure de chaux.*)

Leurs dissolutions forment dans les sels de manganèse et de plomb des précipités de bi-oxyde de manganèse et d'acide plombique.

SULFATES.

Les sulfates sont solubles dans l'eau, à l'exception de ceux de baryte et de plomb : les sulfates de strontiane et de chaux sont très-peu solubles.

Les sulfates solubles sont surtout caractérisés par la propriété de former, dans les dissolutions étendues des sels de baryte, un précipité blanc de sulfate de baryte qui est insoluble dans l'eau et dans les acides azotique et chlorhydrique.

Tous les sulfates, excepté les sulfates alcalins, le sulfate de magnésie et le sulfate de plomb, sont décomposés par la chaleur, laissent dégager de l'acide sulfureux et de l'oxygène; il se forme quelquefois dans cette décomposition une certaine quantité d'acide sulfurique anhydre : la base des sulfates, devenue libre, éprouve les mêmes modifications que si on la chauffait en présence de l'oxygène : tantôt elle reste non altérée, tantôt elle se suroxyde. Les sulfates de mercure, d'argent, de palladium, laissent un résidu métallique, quand on les chauffe.

Tous les sulfates sont décomposés par le charbon : ceux des deux premières sections, à l'exception des sulfates de magnésie et d'alumine, donnent des monosulfures lorsqu'on les chauffe au rouge blanc et des polysulfures mêlés à des oxydes, si la température ne dépasse pas le rouge sombre.

Les sulfates des quatre dernières sections, chauffés avec du charbon, donnent souvent de l'acide carbonique, de l'oxyde de carbone, de l'acide sulfureux, du sulfure de carbone, un sulfure métallique, et quelquefois même le métal libre.

(*) Si l'on ajoute de la potasse ou de la soude au mélange de sulfate métallique et de charbon, les alcalis enlèvent l'acide sulfurique au sulfate, et après la calcination le sulfate se trouve réduit à l'état de sulfure alcalin plus facile à caractériser que les sulfates métalliques insolubles; aussi fait-on intervenir souvent les alcalis ou leurs carbonates pour reconnaître la présence des sulfates. Toutefois on doit se rappeler que la propriété de former des sulfates avec les alcalis et le charbon appartient à

tous les sels formés par l'union des bases avec les divers oxacides du soufre.

(*) SULFITES.

Les sulfites ont une saveur sulfureuse particulière et caractéristique.

Les sulfites solubles, et particulièrement les sulfites alcalins, absorbent l'oxygène de l'air, et se changent en sulfates. La calcination à l'abri de l'air convertit les sulfites alcalins et alcalino-terreux en sulfates et en sulfures; elle chasse l'acide sulfureux des sulfites des quatre dernières sections.

Les acides sulfurique et chlorhydrique décomposent les sulfites, et en dégagent de l'acide sulfureux, sans former de dépôt de soufre. Cette décomposition est accompagnée d'une vive effervescence lorsque les liqueurs sont concentrées.

L'acide azotique change les sulfites en sulfates, en produisant des vapeurs nitreuses. Le chlore les sulfatise aussi, en déterminant la décomposition de l'eau dont l'oxygène s'unit à l'acide sulfureux :

$$SO^2,KO + Cl + HO = SO^3,KO + ClH.$$

(*) HYPOSULFITES.

Les hyposulfites sont tous solubles dans l'eau et décomposables par la chaleur. Les hyposulfites alcalins laissent pour résidu un mélange de sulfate et de polysulfure.

Les acides, et particulièrement les acides chlorhydrique et sulfurique, les décomposent, en dégagent de l'acide sulfureux, et produisent, soit immédiatement, soit après quelques instants, un dépôt de soufre. Cette propriété est une des plus caractéristiques.

CARBONATES.

Tous les carbonates sont insolubles dans l'eau, à l'exception des carbonates de potasse, de soude, de lithine et d'ammoniaque.

Quelques-uns, comme les carbonates de chaux et de baryte, peuvent se dissoudre à la faveur d'un excès d'acide carbonique.

La chaleur décompose tous les carbonates, à l'exception des carbonates de potasse, de soude et de lithine.

Tous les carbonates, sans en excepter les carbonates alcalins, sont décomposés par la vapeur d'eau.

Lorsque les carbonates sont décomposables par la chaleur, l'action de la vapeur accélère leur décomposition.

Le charbon agit sur les carbonates, et décompose même les carbonates de potasse, de soude et de lithine; l'oxygène se dégage à l'état d'oxyde de carbone, et la base du sel est en général réduite, à moins que cette base ne soit un oxyde alcalino-terreux ou terreux.

L'action des acides sur les carbonates caractérise nettement cette classe de sels.

Lorsqu'on verse de l'acide chlorhydrique sur un carbonate en dissolution ou en suspension dans l'eau, une effervescence plus ou moins vive se manifeste dans la liqueur, et il se dégage un gaz incolore, inodore, qui forme dans l'eau de chaux un précipité blanc, qu'un excès d'acide carbonique redissout. Aussi, pour caractériser l'acide carbonique, doit-on toujours prendre la précaution de recevoir le gaz dans un excès d'eau de chaux.

L'effervescence n'est pas apparente lorsque le carbonate est dissous dans une quantité d'eau assez considérable pour que l'acide carbonique reste en dissolution. Le dégagement d'acide carbonique n'a pas lieu non plus, lorsqu'on ajoute dans une dissolution d'un carbonate alcalin une quantité d'acide qui ne sature que la moitié de la base; il se produit alors un bicarbonate.

Les carbonates sont décomposés à une température élevée par la vapeur de phosphore, il se forme des phosphates, et le carbone est mis à nu.

Dans les carbonates neutres, le rapport de l'oxygène de l'acide à l'oxygène de la base est celui de 2 à 1. Leur formule générale est CO^2,MO. Il existe des carbonates acides et des carbonates basiques.

Les bicarbonates se distinguent facilement des carbonates neutres; ces derniers sels, en effet, précipitent les sels de magnésie, tandis que les bicarbonates n'y forment pas de précipité.

Les carbonates solubles précipitent la plupart des dissolutions métalliques.

(*) PHOSPHATES.

Les phosphates peuvent être représentés par les formules suivantes :

$PhO^5,3MO$.....	Phosphates basiques;
$PhO^5,2MO,HO$.....	Phosphates neutres;
$PhO^5,MO,^2HO$.....	Phosphates acides.

Les phosphates alcalins sont solubles dans l'eau; les autres

phosphates ne s'y dissolvent qu'à la faveur d'une acide. Aussi, les phosphates de potasse, de soude et d'ammoniaque, forment-ils avec les sels de baryte, de chaux et de plomb, des précipités qu'on distingue facilement des sulfates, parce qu'ils sont solubles dans les acides chlorhydrique et azotique.

Les biphosphates terreux donnent du phosphore, lorsqu'on les chauffe à une haute température avec du charbon. Les phosphates neutres ou basiques portés à la chaleur rouge avec un mélange de charbon et d'acide borique, donnent également du phosphore.

Les phosphates formés par les oxydes réductibles sont seuls décomposables par la chaleur ; tous les autres résistent à l'action de la température la plus élevée.

Les phosphates bien desséchés, chauffés dans un petit tube de verre avec du potassium, se transforment en un phosphure alcalin, qui possède la propriété caractéristique de produire avec l'eau du gaz hydrogène phosphoré, bien reconnaissable à son inflammabilité et à son odeur alliacée.

Les phosphates basiques $PhO^5,3MO$ forment avec l'azotate d'argent un précipité d'un jaune serin : $PhO^5,3AgO$. La liqueur reste neutre après la précipitation.

Les phosphates neutres $PhO^5,2MO,HO$ produisent aussi un précipité jaune avec l'azotate d'argent; mais la liqueur qui surnage contient de l'acide azotique libre, et rougit le tournesol.

Les phosphates précipitent l'azotate de plomb, et forment un phosphate de plomb fusible au chalumeau en un bouton qui, par le refroidissement, se solidifie en une masse cristalline.

(*) ARSÉNIATES.

Les arséniates alcalins, qui sont les seuls arséniates solubles, 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 arséniates 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 complétement 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°, laisse de la silice 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 (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.