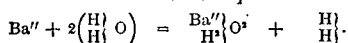


culté. Il fond avant la chaleur rouge, et ne se volatilise pas à cette température. A l'air, il s'oxyde en s'échauffant. Il peut, si on le chauffe, brûler avec une flamme rouge sombre; sa flamme est verdâtre lorsqu'on le fait brûler dans le jet du chalumeau à gaz tonnant.

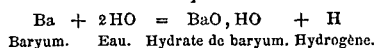
L'eau est décomposée par le baryum à la température ordinaire; de l'hydrogène se dégage, et il se forme de l'hydrate de baryum.

Formules atomiques.

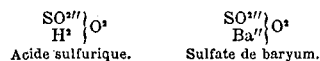


Baryum. Eau. Hydrate de baryum. Hydrogène.

Formules équivalentes.



— **Composés de baryum.** Le baryum est un métal diatomique; il peut se substituer, dans les acides, à deux atomes d'hydrogène, mais jamais à un seul atome de ce corps. Il en résulte que, lorsqu'on prépare le sel de baryum à l'aide d'un acide dont l'atomiçité est paire, c'est-à-dire qui renferme un nombre pair d'atomes d'hydrogène typique, la substitution n'est possible qu'à la condition que la molécule de l'acide se double, chaque groupe de deux étant remplacé par Ba, ainsi l'on a :



Si, au contraire, le sel barytique qu'il s'agit d'obtenir dérive d'un acide d'atomiçité impaire, c'est-à-dire renfermant un nombre impair d'atomes d'hydrogène typique, la substitution n'est possible qu'à la condition que la molécule de l'acide se double. Par exemple, dans l'acide azotique $\text{AzO}^2\left(\text{O} \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} \end{array}\right)$, il n'est pas possible de remplacer H^2 par Ba'' puisque cet acide ne renferme qu'un seul H ; mais si l'on suppose deux molécules d'acide azotique voisines $\text{H} \begin{array}{c} \text{O} \\ \text{H} \end{array}$, on comprend aisément que les

deux H renfermés dans ces deux molécules d'acide azotique puissent être remplacés par un atome de baryum indivisible, lequel riva les deux molécules en une seule, représentée par la formule $\text{Ba}''\left(\text{O} \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} \end{array}\right)$. Il en serait de même avec un acide triatomique, comme l'acide phosphorique $\text{PO}''''\left(\text{O} \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} \end{array}\right)$. Ici, il est vrai, on pourrait remplacer H^3 par Ba sans que la molécule se double; on obtiendrait de la sorte le sel acide $\text{PO}''''\left(\text{O} \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} \end{array}\right)$; mais le sel neutre résultant de la

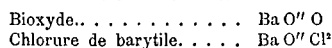
substitution du baryum à la totalité de l'hydrogène de l'acide phosphorique ne peut se produire que par le doublement de cet acide, parce qu'alors seulement il y a un nombre d'atomes d'hydrogène divisible par deux. Le phosphate neutre de baryum a pour formule $\text{Ba}''\left(\text{O} \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} \end{array}\right)_2$. En vertu de sa diatomité, le baryum se combine avec deux atomes de chlore de brome, d'iode et de fluor. Il peut remplacer H^2 dans une double molécule d'eau, en donnant naissance à un hydrate, il s'unit à un atome d'oxygène ou de soufre diatomiques; et, enfin, il se substitue à l'hydrogène des acides et donne naissance à toute une série de sels.

Outre cet ensemble de composés dont nous venons de parler, on en conçoit un autre dans lequel, au lieu de Ba, fonctionnerait le groupe diatomique BaO. Ba et O peuvent, en effet, s'unir par un seul de leurs centres d'attraction, en formant le radical diatomique BaO, auquel nous donnerons le nom de *barytyle*. La figure suivante, où $\square$ représente un atome diatomique d'oxygène ou de baryum avec ses deux centres d'attraction, montre la possibilité théorique de ce mode de groupement : on a, en effet, le groupe suivant $\text{Ba} : \square \text{Ba}$, où l'on voit deux centres d'attraction libres en α et en β . Ce groupe est susceptible, comme l'atome de baryum, de se saturer en donnant naissance à une seconde série de composés barytiques. Ces derniers composés sont cependant infiniment moins stables que ceux qui renferment l'atome simple de baryum. On ne connaît guère, dans cette série, que l'oxyde et le chlorure de barytyle. Les composés barytiques que nous étudierons en détail sont les suivants :

Première série.

Chlorure de baryum.	Ba Cl ²
Bromure.	Ba Br ²
Fluorure.	Ba F ²
Iodure.	Ba I ²
Cyanure.	Ba Cy ²
Oxyde.	Ba O
Sulfure.	Ba S
Hydrate.	Ba H ² O ²
Sels divers.	Ba A ² O ²

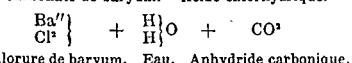
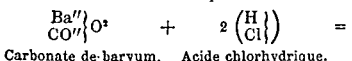
Deuxième série.



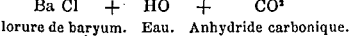
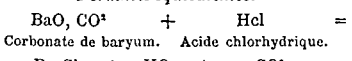
— **Chlorure de baryum** $\text{Ba}'' \text{Cl}^2 + 2\text{aq}$ (anc. not. $\text{Ba Cl} + 2\text{HO}$). On peut obtenir ce sel par plusieurs méthodes différentes.

1° On dissout le carbonate de baryte naturel (*withérite*) dans l'acide chlorhydrique étendu; on filtre la solution, on l'évapore et on la laisse cristalliser par le refroidissement.

Formules atomiques.

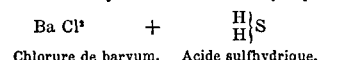
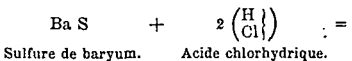
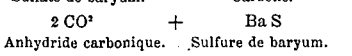
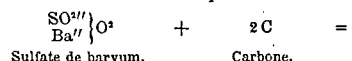


Formules équivalentes.

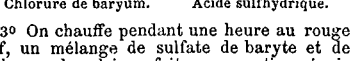
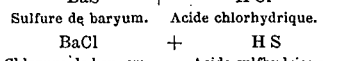
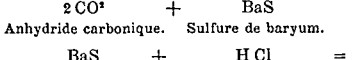
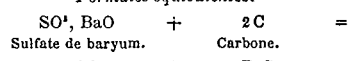


2° On calcine fortement, dans un creuset, un mélange intime de sulfate de baryte naturel (spath pesant) et de carbone; le sulfate est alors converti en sulfure, que l'on purifie en lessivant la masse avec de l'eau bouillante, filtrant et abandonnant la liqueur filtrée au refroidissement, pour que le sulfure cristallise. Ce sulfure, dissous dans un excès d'acide chlorhydrique, donne une solution de chlorure barytique, laquelle, convenablement concentrée par l'ébullition, laisse déposer ce sel en beaux cristaux par le refroidissement. La transformation du sulfate de baryum en sulfure du même métal, et celle du sulfure en chlorure sont exprimées par les équations suivantes :

Formules atomiques.

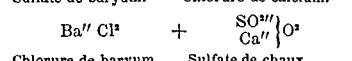
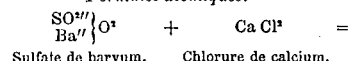


Formules équivalentes.

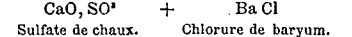
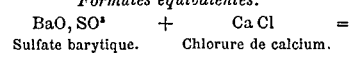


3° On chauffe pendant une heure au rouge vif, un mélange de sulfate de baryte et de chlorure de calcium, fait en proportions équivalentes, il se produit du chlorure de baryum et du sulfate de chaux.

Formules atomiques.



Formules équivalentes.



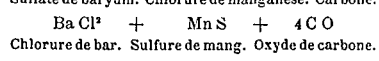
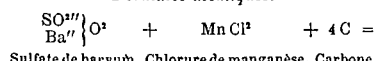
On pulvérise ensuite la masse et on la reprend par l'eau bouillante, pour séparer le chlorure de baryum qui s'est formé. Cette opération doit être exécutée aussi rapidement que possible. Sans cette précaution, le sulfate de chaux entrerait en solution et transformerait le chlorure de baryum en sulfate de baryte, en régénérant du chlorure de calcium; en un mot, on donnerait naissance à une seconde décomposition inverse de la décomposition opérée par voie sèche et due à l'insolubilité du sulfate de baryum.

Lorsqu'on a séparé par l'eau le chlorure de baryum, on évapore la liqueur filtrée, jusqu'à ce qu'elle se prenne en cristaux par le refroidissement. On peut faciliter beaucoup la réaction du sulfate de baryte sur le chlorure calcique, en ajoutant à ce mélange du charbon en poudre et de la limaille de fer. Au lieu de sulfate de chaux, il se produit alors un mélange de sulfure de fer et d'oxysulfure de calcium, dont on sépare le chlorure de baryum par l'eau, comme dans le cas précédent.

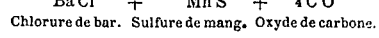
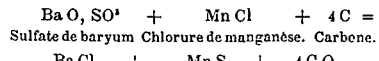
4° On chauffe, à une haute température, un mélange de sulfate de baryum naturel, de chlorure de manganèse obtenu comme résidu dans la fabrication du chlore, et de charbon. La

masse est reprise par l'eau après qu'elle est refroidie, et la liqueur, concentrée jusqu'à ce qu'elle abandonne du chlorure de baryum, cristallise en se refroidissant. La réaction est la suivante :

Formules atomiques.



Formules équivalentes.



Le chlorure de baryum ainsi obtenu n'est point encore pur; il renferme de petites quantités de chlorures de calcium, de strontium, d'aluminium, de fer et de plomb. On le débarrasse facilement des deux premiers de ces corps en le pulvérisant et le lavant à l'alcool bouillant; pour éliminer les autres impuretés, le meilleur moyen consiste à le dissoudre dans l'eau, à verser de l'eau de baryte dans la solution, à filtrer, à saturer l'excès de baryte par l'acide chlorhydrique pur et à faire cristalliser.

Le chlorure de baryum est un sel incolore qui présente une saveur désagréable, à la fois salée et amère. 100 parties d'eau en dissolvent cinq parties à 15° 43, et 77 parties à 105°. Il est insoluble dans l'acide chlorhydrique concentré et dans l'alcool absolu; il cristallise en prismes à quatre pans très-larges, ce qui le distingue du chlorure de strontium, lequel cristallise en longues aiguilles. Ses cristaux décrépissent lorsqu'on les projette sur des charbons ardents; leur densité est égale à 2,66. A 100°, le chlorure de baryum perd son eau de cristallisation et reste sous la forme d'une masse blanche, qui fond au rouge vif et se prend en une matière transparente après refroidissement. La densité du chlorure anhydre est égale à 3,8 environ. Ce corps n'est point alcalin; mais, si on le chauffe au rouge dans un courant de vapeur d'eau, il le devient, parce qu'il se produit alors de l'acide chlorhydrique qui se dégage et de l'hydrate de baryum. Il est vivement attaqué à chaud par le soufre en vapeur, qu'il convertit partiellement en sulfure, et il est sans action sur l'anhydride sulfurique à la température ordinaire. Selon M. H. Wurtz, il décompose complètement les silicates, lorsqu'on le fond avec eux.

Le chlorure de baryum, à l'état de solution concentrée, est décomposé par l'azotate de potassium ou de sodium, avec production d'azotate barytique et de chlorure alcalin. Il forme un composé cristallisable avec le glycocole et empêche le sang de se coaguler et de se putréfier.

Le chlorure de baryum est surtout employé dans les laboratoires comme réactif, soit pour reconnaître qualitativement les sulfates, soit pour les doser.

— **Bromure de baryum.** $\text{Ba}'' \text{Br}^2$ (anc. not. Ba Br^2), cristallisé $\text{Ba}'' \text{Br}^2 + 2\text{aq}$ (anc. not. $\text{Ba Br}^2 + 2\text{HO}$). On peut préparer ce corps en traitant le sulfure, l'hydrate ou le carbonate de baryum par l'acide bromhydrique, ou en remplaçant le soufre du sulfure de baryum au moyen du brome. Ce sel est fort soluble dans l'eau et cristallise difficilement; il est aussi très-soluble dans l'alcool, ce qui permet de le séparer du chlorure, que ce liquide ne dissout presque pas; il est isomorphe avec le chlorure.

— **Fluorure de baryum.** $\text{Ba}'' \text{F}^2$ (anc. not. Ba F^2). On obtient ce corps en traitant l'eau de baryte par l'acide fluorhydrique ou en précipitant un sel soluble de baryum par un fluorure alcalin. C'est un corps blanc, insoluble dans l'eau et soluble dans les acides chlorhydrique, azotique et fluorhydrique étendus; il se combine avec le chlorure de baryum, et cette propriété rend difficile de l'obtenir en précipitant un sel de baryte par un fluorure. Il faut généralement préférer le procédé qui consiste à saturer l'eau de baryte par l'acide fluorhydrique. En précipitant les sels de baryte par l'acide hydrofluosilicique, on obtient un fluorure double de silicium et de baryum, $\text{Si F}^2 \text{Ba F}^2$ (anc. not. $\text{Ba F}^2, \text{Si F}^2$).

— **Iodure de baryum** $\text{Ba}'' \text{I}^2$ (anc. not. Ba I^2). Le meilleur procédé pour obtenir ce sel consiste à dissoudre de l'iode dans une solution aqueuse de sulfure de baryum. On filtre pour séparer le soufre précipité; on évapore jusqu'à siccité la liqueur filtrée, en opérant vite, pour éviter autant que possible l'action de l'air. La masse est dissoute dans une très-petite quantité d'eau, et la solution rapidement filtrée et évaporée dans un matras, dans le plus court espace de temps possible. Le résidu est dissous de nouveau dans l'eau bouillante, et cristallise par le refroidissement en fines aiguilles qui, au dire de Craft, renferment 7 molécules d'eau de cristallisation et sont fort solubles dans l'alcool. Chauffées hors du contact de l'air, elles abandonnent leur eau et laissent le sel anhydre, lequel résiste à l'effet de la chaleur seule; mais, au contact de l'air, il se décompose, même à la température ordinaire : à chaud, cette décomposition est plus rapide et s'accompagne d'un dégagement de

vapeurs violettes d'iode; il reste, comme résidu, de la baryte.

L'iodure de baryum peut aussi être préparé par l'action de l'acide iodhydrique gazeux sur la baryte anhydre chauffée au rouge; la réaction s'accompagne de production de lumière.

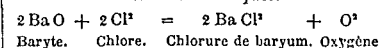
— **Cyanure de baryum.** $\text{Ba}'' \text{Cy}^2$ (anc. not. Ba Cy^2). On peut obtenir ce corps à l'état anhydre, en calcinant en vase clos du ferrocyanure de baryum; et on l'obtient à l'état hydraté, en saturant de l'eau de baryte par de l'acide cyanhydrique. Suivant MM. Marguerite et de Bourdeval, ce sel se formerait facilement, et en quantité notable, lorsqu'on fait passer de l'air sur un mélange intime de carbonate de baryte et de charbon. Le cyanure barytique est très-soluble dans l'eau, d'après F. et E. Rodgers; il y est modérément soluble, d'après Schulz. L'alcool le dissout peu. L'anhydride carbonique le décompose. Chauffé à 300°, dans un courant de vapeur d'eau, il perd la totalité de son azote, à l'état d'ammoniac.

— **Oxydes de baryum.** Le baryum forme avec l'oxygène un protoxyde Ba O et un bioxyde ou oxyde de barytyle $\text{Ba O}^2 = \text{Ba O} + \text{O}$. Ces corps sont représentés par les mêmes formules dans les deux notations.

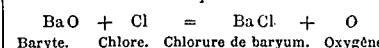
— **Protoxyde de baryum ou baryte.** Ce corps a été découvert par Scheele, en 1774; il est gris et spongieux, sa saveur est âcre, et sa densité est de 5,54. Il ne fond qu'aux plus hautes températures du feu de forge ou du chalumeau à gaz oxygène et hydrogène, il est indécomposable par la chaleur. Exposé à l'air, il en attire l'humidité et l'anhydride carbonique, et tombe en poussière. Son affinité pour l'eau est si grande que, lorsqu'on projette quelques gouttes de ce liquide sur un fragment de baryte, la chaleur produite par la réaction peut aller jusqu'à rendre la baryte incandescente; il se forme alors de l'hydrate de baryum $\text{Ba}''\left(\text{O} \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} \end{array}\right)$ (anc. not. $\text{Ba O} + \text{H O}$). La baryte s'unit avec l'alcool ou l'esprit-de-bois complètement anhydre, en formant les composés $\text{Ba}'' \text{O} + 2 \text{C}^2 \text{H}^2 \text{O}$ et $\text{Ba}'' \text{O} + 2 \text{C}^2 \text{H}^2 \text{O}$ (anc. not. $\text{Ba O} + 2 \text{C}^2 \text{H}^2 \text{O}$ et $\text{Ba O} + 2 \text{C}^2 \text{H}^2 \text{O}$). M. Berthelot a observé que la dissolution de la baryte dans l'alcool, très-facile lorsque le liquide est absolu, n'a plus lieu dès qu'il est hydraté. Il suffit de souffler sur une solution de baryte dans l'alcool absolu pour que l'humidité de l'haléine en précipite la baryte.

Le chlore décompose la baryte en oxygène et chlorure de baryum.

Formules atomiques.



Formules équivalentes.



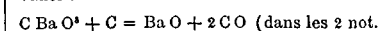
Sous l'influence de la chaleur, et suivant la température, le soufre transforme la baryte en un mélange de sulfate et de sulfure ou de sulfate ou d'hyposulfate de baryum. Le phosphore se comporte avec ce corps d'une manière analogue.

Le protoxyde de baryum est un anhydride basique qui fait la double décomposition avec les acides et se combine directement à leurs anhydrides en donnant naissance à des sels. Les vapeurs d'anhydride sulfurique, en passant sur de la baryte chauffée au rouge sombre dans un tube de verre, transforment ce corps en sulfate barytique. La réaction s'accompagne d'une vive incandescence.

L'acide sulfurique concentré, versé sur de la baryte caustique peut porter ce corps à l'incandescence. Ce phénomène permet de distinguer la baryte de la strontiane (oxyde de strontium).

Chauffé au rouge sombre dans un courant d'air sec, le protoxyde de baryum absorbe un second atome d'oxygène et se convertit en bioxyde.

On obtient la baryte à l'aide de plusieurs procédés : On peut la préparer en décomposant, à une température élevée, le carbonate de baryte; mais dans ce cas les vases sont plus ou moins altérés, et, par suite, la baryte obtenue est impure. On peut toutefois favoriser cette décomposition en ajoutant au carbonate de baryte 7 à 8 pour 100 de son poids de charbon; l'anhydride carbonique du carbonate est décomposé par le charbon et se transforme en oxyde de carbone, qui se dégage : c'est ce qui est exprimé par l'équation suivante :



Toutefois, la baryte ainsi obtenue est toujours mélangée de charbon.

La baryte s'obtient plus facilement en décomposant l'azotate de baryum par la chaleur, dans une cornue de porcelaine. Au début, on doit chauffer modérément, parce que l'azotate de baryum fond et se boursouffle beaucoup. Mais, vers la fin, il est nécessaire d'élever la température jusqu'au rouge vif. Lorsqu'au lieu d'opérer dans une cornue, on se sert d'un creuset, il peut arriver que la baryte se transforme partiellement en carbonate, en absorbant l'anhydride carbonique qui se forme