

Pour colorer les verres, on fond, dans la pâte, les mêmes oxydes colorants (908) que pour la peinture sur porcelaine.

918. Trempe. — Le verre, chauffé fortement, et refroidi d'une manière brusque, se *trempe* et devient très dur; *il résiste au choc beaucoup mieux que le verre ordinaire* (M. de la Bastie). Au moment de sa rupture, le verre trempé se réduit en poudre. C'est ce que l'on démontre à l'aide des *larmes bataviques*. Ce sont des larmes de verre (fig. 564) terminées par une queue effilée; on les obtient en faisant tomber dans l'eau froide des gouttes de verre fondu. Si l'on vient à casser la pointe de ces larmes, toute la masse se réduit en poussière. Cet effet provient de ce que les parties superficielles, ayant été brusquement refroidies, ont empêché le retrait qu'éprouve naturellement le verre pendant le refroidissement lent; les molécules intérieures sont restées écartées d'une manière anormale. Cet équilibre instable se détruit dès que la résistance opposée par l'enveloppe extérieure cesse en

un point quelconque. Les *foles philosophiques* ou *flacons de Bologne* (fig. 565) sont des flacons très épais, dont le refroidissement a de même été très rapide. Frappées extérieurement, elles résistent, mais elles se réduisent en poussière quand on laisse tomber dans leur intérieur un corps dur capable de les rayer. Lorsque la trempe ne se produit que sur une partie de l'objet en verre, il en

résulte un défaut d'homogénéité qui donne au verre une grande fragilité. C'est pour éviter les inconvénients de la trempe partielle qu'on prend la précaution de *recuire* le verre (917).

919. Propriétés chimiques. —

Les verres, maintenus longtemps à une température voisine de celle de leur fusion, perdent peu à peu leur transparence; ils se dévitrifient. Cette propriété est surtout très marquée dans le verre à bouteilles. Il devient rapidement opaque, blanc, très dur et à peu près in-

fusible; il ressemble alors à la porcelaine: de là le nom de *porcelaine de Réaumur*, qu'on lui a souvent donné.

L'oxygène et l'air sec n'ont pas d'action sur le verre. L'air humide agit sur lui à la longue, ainsi que le prouve l'altération des vitres dans les vieux bâtiments.

L'eau froide agit à la longue sur le verre et lui enlève de l'alcali: l'eau bouillante agit plus rapidement; aussi peut-on facilement constater une réaction alcaline dans l'eau qui a bouilli quelques instants avec du verre pulvérisé. Les alcalis dissolvent lentement le verre des flacons qui les contiennent.

Les corps réducteurs, comme le charbon, n'ont d'action que sur les verres à base de plomb, qui deviennent gris noirâtre: quand on chauffe un tube de cristal dans la partie réductrice de la flamme de la lampe à émailleur, la surface devient d'un gris noir brillant, par suite de la réduction du silicate de plomb avec production de plomb métallique.

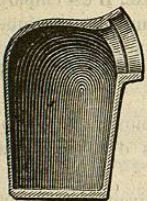


Fig. 565. — Creuset couvert pour four à la houille.



Fig. 564. — Larmes bataviques.



Fig. 565. — Fioles philosophiques.

CHAPITRE VIII

MAGNÉSIUM. — ZINC — GALLIUM.

MAGNÉSIUM.

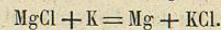
Équiv. Mg = 12. Poids atom. Mg = 24.

920. État naturel. — Le magnésium n'existe pas à l'état libre dans la nature, mais il est très abondant à l'état de combinaison avec le chlore ou avec l'oxygène. Le chlorure de magnésium existe en dissolution dans les eaux de la mer, et à l'état de chlorure double (*carrollite*) dans les mines de Stassfurt, etc.

Uni à l'oxygène, le magnésium forme la magnésie; cet oxyde, combiné avec l'acide carbonique, donne un carbonate, qui existe soit isolé, soit uni à la craie, et constituant alors la *dolomie*. — Les eaux de Sedlitz, en Bohême, celles d'Epsom, en Angleterre, doivent au sulfate de magnésie leurs propriétés purgatives.

Un grand nombre de silicates contiennent aussi de la magnésie. Tels sont le *talc*, la *serpentine*, la *Pierre ollaire* des environs de Côme, la *craie de Briançon*, l'*écume de mer*, etc.

921. Préparation. — Le magnésium a été obtenu à l'aide de la pile, et à l'état d'amalgame, par Davy, en 1808; mais on n'avait pas su le séparer du mercure. Ce métal a été isolé pour la première fois, en 1829, par Bussy, en décomposant le chlorure de magnésium par le potassium¹:



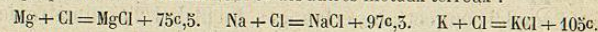
Plus tard, en 1845, M. Bunsen a préparé le magnésium en décomposant par la pile le chlorure de magnésium anhydre fondu.

922. Préparation industrielle. — La préparation industrielle du magnésium est due à H. Sainte-Claire Deville et H. Caron.

150^{gr} de chlorure de magnésium et 25^{gr} de sodium en petits morceaux mélangés avec autant de chlorure de potassium et de fluorure de calcium, sont projetés dans un creuset de fer préalablement chauffé au rouge. On ferme le creuset avec son couvercle; il se manifeste une réaction vive, indiquée par un bruit strident, et le magnésium est produit².

Le métal est disséminé en petits grains dans l'excès de chlorure de magnésium non décomposé, et dans le chlorure de sodium provenant de

1. Cette préparation est une application du procédé employé par Wohler le premier pour la préparation de l'aluminium et des autres métaux terreux:



2. On peut facilement faire en petit cette préparation dans les cours, en mettant dans un creuset de platine des couches alternatives de sodium et de chlorure de magnésium, puis fixant le couvercle à l'aide de fil de fer ou de platine, et chauffant le tout sur une forte lampe à alcool ou à gaz. La réaction se produit au bout de quelques minutes et le creuset est porté à l'incandescence par la chaleur dégagée.

la réaction même. C'est pour faciliter la réunion de ces grains en masses plus grosses, qu'on augmente la fluidité de la gangue par l'addition du chlorure de potassium et du fluorure de calcium. Le magnésium réuni en lingots n'est pas encore pur, il renferme toujours un peu de silicium qui le rend cassant et diminue son éclat. La purification repose sur sa volatilité, découverte par H. Deville et Caron. Le magnésium, fortement chauffé, se réduit, vers 1000°, en vapeurs qui, entraînées par un courant d'hydrogène, vont se condenser dans les parties froides de l'appareil.

On remplace aujourd'hui le chlorure de magnésium par le chlorure double de magnésium et de sodium. La distillation du métal se fait dans des vases de fer remplis de gaz hydrogène.

923. Propriétés physiques. — Le magnésium pur est un métal aussi blanc que l'argent, il en possède l'éclat; sa densité est 1,75; il pèse donc six fois moins que l'argent. Il fond à peu près à la même température que le zinc, c'est-à-dire vers 420°, et distille comme lui aux environs de 1000°. Le magnésium est malléable quand il est bien pur; il se laisse réduire en lames minces. Il est très peu ductile, par suite de sa faible ténacité. Pour l'obtenir sous forme de fils, comme on le rencontre dans le commerce, il faut comprimer le métal à l'aide d'une presse hydraulique dans un moule en acier, chauffé, et portant à sa partie inférieure une ouverture de diamètre égal à celui du fil que l'on veut obtenir. Le métal, soumis à cette pression, ne trouvant d'autre issue que cette petite ouverture, en sort sous forme de fils.

924. Propriétés chimiques. — Le magnésium est inaltérable dans l'air sec, il s'oxyde dans l'air humide ($Mg + O + HO = MgO, HO : + 74c, 9$). Chauffé au contact de l'air ou dans l'oxygène, il s'enflamme et brûle avec une lumière éblouissante. Si on projette de la limaille de magnésium dans la flamme d'une lampe à alcool, on obtient de magnifiques étincelles qui brillent comme des étoiles. Le magnésium, légèrement chauffé, brûle dans le chlore, dans la vapeur de brome et dans la vapeur d'iode.

Lorsqu'on fait passer, dans un tube de verre, de la vapeur d'eau sur du magnésium chauffé avec une forte lampe à alcool ou à gaz, on voit le métal brûler avec un vif éclat en donnant de la magnésie.

Le magnésium décompose l'eau, en présence des acides même les plus faibles, tels que l'acide carbonique, par exemple (H. Deville et Caron).

Par toutes ses propriétés chimiques le magnésium ressemble au zinc; ses réactions ne diffèrent de celles de ce métal que par l'énergie qui est plus grande, et place le magnésium entre les alcalis et le zinc.

925. Applications. — L'éclat de la flamme du magnésium en a fait proposer l'emploi pour certains éclairages. Un fil de 1/2 millimètre de diamètre répand, en brûlant, autant de lumière que 74 bougies ordinaires du poids de 100 grammes chacune. Dans l'oxygène, cette lumière est plus vive encore. M. Bunsen a constaté que 0^{gr},1 de magnésium, brûlant dans l'oxygène, produit un éclat égal à celui de 110 bougies, quoique la

surface incandescente soit 7 à 8 fois plus petite que celle de la flamme d'une bougie.

On a proposé l'emploi de la lumière du magnésium pour l'éclairage des mines, et de tous les travaux qui doivent se faire sous terre ou pendant la nuit. On peut s'en servir pour les signaux en mer et sur les côtes.

La lumière du magnésium, analysée par le prisme, donne un spectre très riche en lumière verte et en lumière bleue; il contient, de plus, dans la partie obscure, au delà du violet, beaucoup de rayons qui ont une grande puissance chimique.

La lumière du magnésium peut donc être substituée avec avantage à tous les éclairages artificiels, dans les cas où l'on a besoin de l'intervention des rayons chimiques. Elle fait détoner instantanément un mélange à volumes égaux de chlore et d'hydrogène (Lallemand); elle se prête surtout avec une merveilleuse facilité à la photographie; elle agit aussi rapidement que la lumière électrique, sans entraîner toutes les complications de la pile. On a pu s'en servir pour reproduire les voûtes accidentées des grottes ou des catacombes, les anciennes sculptures de nos monuments les plus sombres, l'intérieur des cathédrales gothiques, etc. On l'a utilisée pour photographier les chambres des pyramides d'Égypte.

Les applications de la lumière du magnésium se multiplieraient bien davantage, si, au procédé actuel de préparation du métal, on arrivait à en substituer un autre plus économique, analogue à celui qui sert pour la préparation du zinc.

MAGNÉSIE (MgO. — MgO).

926. Préparation. — On prépare la magnésie en calcinant 10^{gr} de *magnésie blanche* des pharmaciens, ou hydrocarbonate de magnésie. Il se dégage de la vapeur d'eau et de l'acide carbonique; il reste une poudre blanche, très légère, qui n'est autre que la *magnésie calcinée*.

927. Propriétés. — La magnésie est une matière blanche, infusible à toutes les températures de nos fourneaux. Sa densité est 2,3.

Elle est excessivement peu soluble: 1 litre d'eau dissout seulement de 1 à 2 décigrammes de magnésie. Cette dissolution de magnésie a une faible réaction alcaline; elle ramène au bleu le tournesol rougi.

En contact avec une petite quantité d'eau, la magnésie forme un hydrate MgO,HO: c'est lui qui se précipite quand on verse de la potasse dans une dissolution d'un sel de magnésie. L'hydrate de magnésie, exposé à l'air, en absorbe l'acide carbonique et se change en carbonate.

La magnésie est indécomposable par la pile, ainsi que par le charbon et le potassium, ce qui la distingue des oxydes alcalins, ainsi que de la baryte et de la chaux. C'est une base énergique qui neutralise les acides, même les plus forts. Fortement calcinée, elle devient plus lentement soluble dans l'eau et même dans les acides.

928. Applications. — La magnésie caustique est employée à petite

dose pour saturer les acides qui se développent quelquefois dans l'estomac et produisent des *aigreurs*. A la dose de 10 à 15 grammes et délayée dans l'eau, elle sert de purgatif.

C'est le contrepoison des acides en général et de l'acide arsénieux en particulier, avec lequel elle constitue un arsénite de magnésie insoluble. Pour ces différents usages, il faut avoir soin d'employer de la magnésie préparée à basse température; la magnésie fortement calcinée n'étant, comme nous l'avons dit, que très lentement soluble.

M. Schlœsing extrait la magnésie du chlorure de magnésium, des eaux mères des marais salants, en les traitant par la chaux hydratée. Cette magnésie est ensuite employée avec l'acide phosphorique, tiré des phosphates minéraux, pour fixer l'ammoniaque des eaux vannes et la restituer à l'agriculture.

CHLORURE DE MAGNÉSIUM (MgCl. — MgCl²).

929. Préparation. — On obtient le chlorure de magnésium hydraté en dissolvant 50^{es} de magnésie blanche dans l'acide chlorhydrique, et évaporant lentement la dissolution concentrée; il se dépose des prismes obliques, à base rhombe, dont la composition est représentée par la formule: MgCl + 6HO. Ce composé ne peut pas servir à préparer le chlorure anhydre, car si l'on chauffe ces cristaux pour les déshydrater, ils se décomposent en acide chlorhydrique qui se dégage, et en magnésie:



Pour avoir le chlorure de magnésium anhydre, on mélange 100^{es} de chlorure de magnésium cristallisé avec 100^{es} de chlorhydrate d'ammoniaque, et on dissout dans 500^{es} d'eau; il se forme un chlorure double de magnésium et d'ammonium, assez stable pour être complètement desséché sans décomposition. Si on chauffe ensuite, au rouge, le chlorure double sec, le sel ammoniac se volatilise, et le chlorure de magnésium anhydre fond. Il donne par refroidissement une masse composée de lamelles cristallines, enchevêtrées.

Ce chlorure anhydre est excessivement déliquescent, aussi ne peut-on le conserver que dans des flacons bien bouchés.

Le chlorure de magnésium existe dans les eaux de la mer et dans celles d'un grand nombre de sources. Aussi, quand on distille l'eau de mer pour les équipages des navires, par exemple, on ne doit pas pousser la distillation trop loin, pour éviter le dégagement d'acide chlorhydrique qui résulterait de la décomposition du chlorure de magnésium.

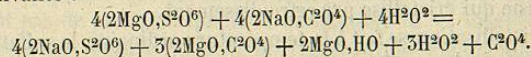
CHLORURE DOUBLE. — La *carnallite* (KCl + 2MgCl + 12HO) existe en prismes rhomboïdaux obliques, dans les dépôts de Stassfurt, de Kalucz, etc.

CARBONATE DE MAGNÉSIE (2MgO, C²O⁴. — MgC²O³).

930. Préparation. — Le carbonate de magnésie constitue la *gioberlite*, cristallisée en rhomboédres, dont les angles sont très peu dif-

férents de ceux du spath d'Islande. On le trouve plus fréquemment à l'état de carbonate double de magnésie et de chaux, appelé *dolomie*.

Dans les laboratoires, on prépare un hydrocarbonate de magnésie en versant une solution de 100^{es} de carbonate de soude dans une dissolution bouillante de 40^{es} de sulfate de magnésie; il se dégage de l'acide carbonique et il se forme un dépôt blanc gélatineux qui, filtré, lavé et séché, se présente sous forme d'une masse blanche, douce au toucher et d'une extrême légèreté: c'est la *magnésie blanche* des pharmaciens; elle se trouve dans le commerce sous forme de briquettes carrées. La réaction est la suivante:



La magnésie blanche est formée d'un carbonate et d'un hydrate de magnésie: aussi l'appelle-t-on *hydrocarbonate de magnésie*.

La magnésie blanche est insoluble dans l'eau pure, mais elle se dissout dans l'eau chargée d'acide carbonique; la solution ainsi obtenue abandonne, par évaporation, du carbonate de magnésie hydraté. Si l'évaporation se fait à une douce température, les cristaux ont pour composition 2MgO, C²O⁴ + 5H²O². Si, au contraire, l'évaporation se fait à basse température, on obtient, d'après M. Fritsche, des cristaux dont la formule est (2MgO, C²O⁴ + 5H²O²).

Ces deux carbonates perdent leur eau sous l'influence d'une température peu élevée, et donnent du carbonate anhydre, mais non cristallisé.

Pour préparer artificiellement le carbonate de magnésie anhydre cristallisé, de Sénarmont plaçait une dissolution de sulfate de magnésie dans un tube de verre à parois épaisses, et dans ce tube il en introduisait un second plus étroit, contenant une dissolution de carbonate de soude qui ne pouvait se mélanger à la première. Il fermait ensuite le premier tube à la lampe après y avoir raréfié l'air et le chauffait à 160°. A cette température, en retournant le tube de manière à mélanger les liqueurs, il obtenait de petits cristaux rhomboédriques de carbonate anhydre.

La dolomie MgO, CaO, C²O⁴ n'a pas été reproduite artificiellement.

SULFATE DE MAGNÉSIE (2MgO, S²O⁶ + 7H²O². — MgS²O⁴ + 7H²O).

931. État naturel. — Préparation. — Le sulfate de magnésie se trouve en dissolution dans les eaux de la mer et dans celles de certaines sources minérales, telles que celles d'Epsom en Angleterre et de Sedlitz en Bohême. Il suffit d'évaporer les eaux de ces sources pour obtenir du sulfate de magnésie. On explique la formation de ce sulfate naturel par l'infiltration d'eaux chargées de sulfate de chaux, dans des roches formées de carbonate de magnésie hydraté ou de dolomie hydratée; il se produit alors une double décomposition, donnant naissance à du sulfate de magnésie et à du carbonate de chaux. On reproduit faci-

lement cette réaction en faisant filtrer plusieurs fois une dissolution de sulfate de chaux sur du carbonate de magnésie hydraté, ou sur de la dolomie contenant un peu de carbonate hydraté, réduite en poudre, et tassée dans une allonge placée sur le col d'un flacon. Après plusieurs filtrations, l'eau ne contient plus que du sulfate de magnésie.

Dans les laboratoires, on prépare rapidement ce sel en traitant la dolomie par l'acide sulfurique étendu; il se dégage de l'acide carbonique, et il se forme du sulfate de chaux très peu soluble et du sulfate de magnésie. En concentrant à l'ébullition, la petite quantité de sulfate de chaux dissoute se dépose, et il ne reste dans la liqueur que du sulfate de magnésie qui cristallise par refroidissement.

Si la cristallisation se fait à la température ordinaire, le sulfate a pour formule: $2\text{MgO}, \text{S}^2\text{O}^6 + 7\text{H}^2\text{O}^2$, prismes droits à base rhombe; les cristaux qui se déposent à 0 ont pour formule: $2\text{MgO}, \text{S}^2\text{O}^6 + 12\text{H}^2\text{O}^2$. Au-dessus de 30° , on a des prismes obliques, dont la composition est: $2\text{MgO}, \text{S}^2\text{O}^6 + 6\text{H}^2\text{O}^2$.

932. Propriétés. — Le sulfate de magnésie cristallisé se présente sous forme de petites aiguilles, d'une saveur amère, solubles dans l'eau. Soumis à l'influence de la chaleur, il fond d'abord dans son eau de cristallisation, puis en perd une partie, redevient solide et ne conserve plus à 132° qu'un seul équivalent d'eau. Il l'abandonne à 210° et subit la fusion ignée au rouge. — Il se décompose lentement au rouge blanc.

Le sulfate de magnésie se combine avec les sulfates de potasse, d'ammoniaque ou de zinc, pour former des sels doubles isomorphes du sulfate de magnésie, et ne différant de ce dernier qu'en ce que H^2O^2 a été remplacé par un équivalent du second sulfate; ex.: sulfate double de magnésie et de potasse: $2\text{MgO}, \text{S}^2\text{O}^6 + 2\text{KO}, \text{S}^2\text{O}^6 + 6\text{H}^2\text{O}^2$.

Le sulfate de magnésie est employé comme purgatif (15 à 30 gr.). On l'utilise aussi pour la préparation de la magnésie blanche (930).

933. Phosphate de magnésie. — En versant de l'acide phosphorique dans une dissolution d'acétate de magnésie, ou en mêlant des dissolutions chaudes de sulfate de magnésie et de phosphate de soude, on obtient un précipité $\text{MgO}, 2\text{HO}, \text{PhO}^5 + 14\text{HO}$.

Ce corps est un peu soluble dans l'eau froide. L'action prolongée de l'eau bouillante le décompose en acide phosphorique qui reste en dissolution, et en phosphate tribasique $3\text{MgO}, \text{PhO}^5 + 7\text{HO}$.

Il se rencontre dans la nature combiné avec du chlorure ou du fluorure de magnésium et est appelé wagnérite ($5\text{MgO}, \text{PhO}^5 + \text{MgCl}$). Ce minéral a été reproduit par H. Deville et Caron.

934. Phosphate ammoniac-magnésien ($2\text{MgO}, \text{AzH}^4\text{O}, \text{PhO}^5 + 12\text{HO}$). — Ce sel s'obtient en ajoutant à une dissolution de sulfate de magnésie du chlorhydrate d'ammoniaque, puis de l'ammoniaque et enfin du phosphate de soude ordinaire. Il se forme au bout de quelques instants un précipité cristallin, grenu, insoluble dans l'eau ammoniacale.

Ce phosphate, soumis à l'action de la chaleur, se décompose; il se dé-

gage de l'ammoniaque et il reste du pyrophosphate de magnésie $2\text{MgO}, \text{PhO}^5$. C'est à cet état que l'on dose d'ordinaire la magnésie.

Le phosphate ammoniac-magnésien existe dans quelques calculs urinaires et dans l'urine putréfiée.

935. Caractères des sels de magnésie. — Les sels de magnésie se distinguent de ceux qui nous restent à étudier, en ce qu'ils ne précipitent ni par l'acide sulfhydrique, ni par les sulfures alcalins. Ils précipitent par les carbonates de potasse ou de soude, ainsi que par la potasse ou la soude caustique. L'ammoniaque et le carbonate d'ammoniaque ne précipitent que partiellement les sels de magnésie purs; ils ne donnent pas de précipité quand la dissolution du sel magnésien est additionnée d'une grande quantité de chlorhydrate d'ammoniaque. La magnésie se distingue ainsi de la baryte et de la chaux, qui précipitent toujours par le carbonate d'ammoniaque.

ZINC.

Équiv. Zn = 55. Poids atom. Zn = 66.

Les propriétés chimiques du zinc forcent à rapprocher ce métal du magnésium, avec lequel il présente de nombreuses analogies.

936. État naturel. — **Extraction.** — Le zinc n'est connu en Europe que depuis le douzième siècle. Il fut importé de la Chine et des Indes: aussi l'a-t-on longtemps appelé *étain des Indes*. Ce n'est que depuis la fin du dix-huitième siècle qu'on le prépare en Europe.

Le zinc se trouve dans la nature à l'état de sulfure de zinc (*blende*) ou de carbonate de zinc (*calamine*), souvent mêlé avec du silicate. La *calamine* paraît résulter de l'altération de la blende à l'air. Ces minerais sont abondants en Angleterre, dans la haute Silésie et en Belgique entre Liège et Aix-la-Chapelle. On en rencontre aussi de petites quantités en France, dans les départements du Lot et du Gard.

937. Traitement préliminaire. — Pour extraire le zinc de ses minerais, on commence par leur faire subir un traitement préliminaire qui les amène à l'état d'oxyde de zinc et les rend plus faciles à diviser:

La *blende*, chauffée au contact de l'air, subit un *grillage* qui en transforme le soufre en acide sulfureux et le métal en oxyde.

La *calamine*, fortement calcinée, abandonne de l'eau et de l'acide carbonique et se transforme en oxyde.

938. Réduction. — Le minéral, ainsi préparé, est mêlé avec son volume de houille sèche, en petits fragments, et soumis à l'action d'une température élevée; l'oxyde de zinc se réduit, et le métal distille en même temps que de l'oxyde de carbone se dégage.

Les procédés employés dans les divers pays ne diffèrent que par la forme des appareils dans lesquels on chauffe ce mélange.

Près de Liège, dans les usines de la Vieille-Montagne, les cornues sont des cylindres de terre réfractaire *a* (*fig. 366*) fermés par un bout et ou-