

un foyer latéral où l'on brûle un combustible à longue flamme. La flamme entre dans le four par des ouvertures *c*; l'extraction de la chaux se fait par un orifice inférieur *d*.

Pour commencer l'opération, on construit une voûte avec les

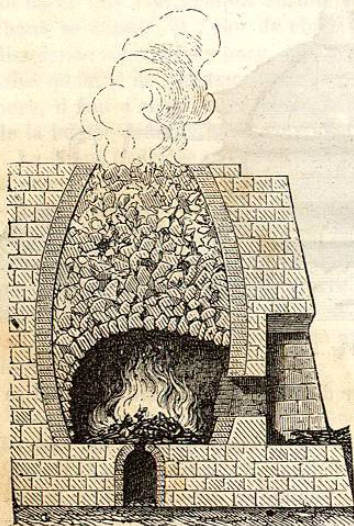


Fig. 27.

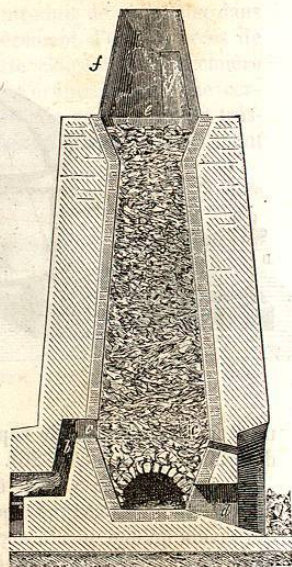


Fig. 28.

plus gros morceaux de calcaire, et on achève de remplir le four avec les autres fragments. On fait alors sous la voûte un feu de broussailles destiné à cuire les pierres qui se trouvent en dessous des ouvertures *c*; en même temps on allume les foyers extérieurs, qui seuls marcheront pendant toute la durée de l'opération. Toutes les douze heures, on retire la chaux qui se trouve au bas du four et on charge par le haut du nouveau calcaire.

Usages de la chaux. — Les usages de la chaux sont nombreux.

La chaux sert de base à la préparation des mortiers. On l'emploie dans le tannage pour gonfler les peaux, dans la purification du gaz de l'éclairage pour absorber les acides sulfhydrique et carbonique.

Elle sert aussi dans la préparation de la potasse et de la soude zaustique pour enlever l'acide carbonique aux carbonates alcalins.

La chaux est employée dans la saponification des corps gras destinés à la fabrication des bougies stéariques, et dans la fabrication du sucre, pour l'opération qui porte le nom de *défécation*.

Elle sert en agriculture comme amendement. Lorsqu'une terre est trop argileuse, on la mélange souvent avec une certaine quantité de chaux, qui, en absorbant l'eau et l'acide carbonique, se délite, rend la terre plus légère et la végétation plus facile. Cette addition de chaux permet aussi de restituer à la terre l'élément calcaire que la végétation lui enlève chaque année.

Bi-oxyde de calcium. CaO^2 .

Quand on verse de l'eau oxygénée dans une dissolution de chaux, il se forme un précipité blanc, cristallin, de bioxyde de calcium hydraté. Ce corps est peu stable et se décompose même dans l'eau, en chaux et en oxygène (Thenard).

Caractères distinctifs des sels de chaux.

Les sels de chaux sont incolores, d'une saveur amère et salée; ils se reconnaissent au moyen des réactifs suivants :

Potasse et soude. — Dans les solutions concentrées, précipité blanc, gélatineux de chaux.

Ammoniaque. — Pas de précipité.

Carbonates et bicarbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque. — Précipité blanc de carbonate de chaux.

Acide oxalique et oxalate d'ammoniaque. — Précipité blanc d'oxalate de chaux, insoluble dans l'eau et dans l'acide acétique, mais très-soluble dans l'acide azotique : cette réaction est caractéristique pour les sels de chaux.

Acide sulfurique et sulfates solubles. — Précipité blanc de sulfate de chaux; le précipité n'apparaît pas lorsque la liqueur est trop étendue, et se forme aussitôt qu'on y ajoute de l'alcool.

Les sels de chaux ne précipitent pas par une solution de gypse.

Chromate de potasse. — Pas de précipité.

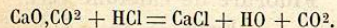
Acide hydrofluosilicique. — Pas de précipité.

Chlorure de calcium. CaCl .

Équiv. = 55,50

Le chlorure de calcium existe dans les eaux de la mer, dans les eaux de rivières, de fontaines, de puits; on le trouve souvent aussi dans les matériaux salpêtrés.

On donne naissance à ce composé dans la préparation de l'acide carbonique au moyen de l'acide chlorhydrique et du carbonate de chaux.



Le chlorure de calcium est blanc; sa saveur est amère; il cris-

tallisé en prismes à six pans terminés par des pyramides à six faces. Il retient alors 49,12 pour 100 d'eau ou 6 équivalents.

Le chlorure de calcium a une grande affinité pour l'eau : c'est un des corps les plus déliquescents que l'on connaisse. L'eau peut en dissoudre 15 fois son poids à la température de 15°. Une dissolution saturée de chlorure de calcium n'entre en ébullition qu'à la température de 179°,5. Sa grande affinité pour l'eau le fait employer pour dessécher les gaz et pour enlever à certains liquides l'eau qu'ils peuvent tenir en dissolution.

En chauffant le chlorure de calcium hydraté, il entre en fusion dans son eau de cristallisation, se solidifie en perdant peu à peu toute son eau, et peut éprouver ensuite la fusion ignée.

Le chlorure de calcium fondu, puis exposé à la lumière pendant quelque temps, et porté ensuite dans l'obscurité, paraît lumineux : on lui donnait autrefois le nom de *phosphore de Homberg*.

Lorsque le chlorure de calcium est anhydre et qu'on le met en contact avec l'eau, il s'hydrate en produisant de la chaleur. Si l'on met au contraire du chlorure de calcium hydraté dans l'eau, cet hydrate se dissout rapidement, et abaisse la température du liquide. Un mélange de neige et de chlorure de calcium hydraté en poudre peut produire un froid capable de congeler le mercure.

Si l'on calcine à l'air le chlorure de calcium, il se transforme en partie en chaux, et prend une réaction alcaline. Toutefois cette altération n'a lieu qu'avec beaucoup de lenteur.

Chauffé avec les sulfates de baryte et de strontiane, le chlorure de calcium les transforme en sulfate de chaux, et produit des chlorures de baryum et de strontium.

Le chlorure de calcium anhydre se dissout facilement dans l'alcool : 10 parties d'alcool peuvent dissoudre 7 parties de chlorure de calcium anhydre, à la température de 80°. Si l'on fait évaporer cette dissolution, on obtient des lames rectangulaires qui contiennent 59 pour 100, ou 3 équivalents et demi d'alcool ; dans ce composé, l'alcool remplace l'eau de cristallisation (Graham).

Le chlorure de calcium se combine avec l'ammoniaque : 100 parties de chlorure anhydre peuvent absorber 119 parties d'ammoniaque, et former un composé qui a pour formule : $\text{ClCa}, 4\text{AzH}^3$. Aussi ne peut-on pas se servir du chlorure de calcium pour dessécher le gaz ammoniac.

Fluorure de calcium. CaFl .

Équiv. = 39.

Ce composé se trouve dans la nature : il porte en minéralogie

le nom de *spath fluor*. Il entre pour quelques millièmes dans la composition des os, et surtout de l'émail des dents.

Sa forme dominante est celle du cube ; sa densité est égale à 3,1. Lorsqu'on le soumet à l'action de la chaleur, il devient phosphorescent. Certaines variétés de spath fluor, désignées sous le nom de *chlorophane*, émettent après la calcination une lumière verte.

Le fluorure de calcium entre en fusion à une température élevée, et cristallise par le refroidissement. Comme il est insoluble dans l'eau, on peut l'obtenir par double décomposition en précipitant un fluorure soluble par un sel de chaux. Le fluorure de calcium résiste à l'action des hydrates de potasse et de soude, mais il est décomposé facilement par voie sèche, sous l'influence des carbonates de potasse et de soude.

La fluorure de calcium sert à préparer l'acide fluorhydrique et les fluorures de silicium et de bore.

Le fluorure de calcium présente souvent de belles teintes violettes, vertes ou jaunes : aussi l'emploie-t-on pour faire des objets d'ornement, tels que des coupes, des vases, etc.

Le spath fluor est exploité en général comme fondant ; on l'emploie surtout dans le traitement des minerais de cuivre.

Azotate de chaux. $\text{CaO}, \text{AzO}^3 + 4\text{HO}$.

Ce sel existe souvent en abondance dans les matériaux salpêtrés. Berzelius l'a trouvé en quantité notable dans les eaux des fontaines de Stockholm.

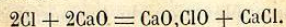
On peut l'obtenir facilement en dissolvant le carbonate de chaux dans l'acide azotique.

Pour l'avoir bien pur, comme il peut contenir de petites quantités d'azotates d'alumine, de fer ou de magnésie, on fait bouillir la dissolution avec un excès de chaux caustique, qui précipite les oxydes précédents insolubles.

Il est très-soluble dans l'eau, déliquescent, soluble dans l'alcool. Il cristallise dans l'eau en longs prismes hexagonaux qui contiennent 4 équivalents d'eau ; il se décompose facilement par la chaleur et laisse un résidu de chaux anhydre.

Chlorure de chaux.

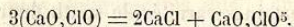
On donne le nom de *chlorure de chaux*, *chlorure décolorant*, à un mélange d'hypochlorite de chaux, de chlorure de calcium et de chaux qu'on prépare en traitant l'hydrate de chaux ou le lait de chaux par le chlore :



Le chlorure de chaux est blanc, amorphe, pulvérulent, d'une odeur d'acide hypochloreux qui rappelle celle du chlore ; l'eau le

dissout en grande quantité en laissant un résidu blanc qui n'est autre que l'hydrate de chaux en excès.

Quand on fait bouillir cette dissolution, elle se transforme en chlorure de calcium et en chlorate de chaux.



Lorsqu'on traite le chlorure de chaux par les acides affaiblis, même par l'acide carbonique, on en élimine l'acide hypochloreux; de là, la nécessité de conserver le chlorure de chaux à l'abri de l'air, dont l'acide carbonique déterminerait peu à peu sa décomposition.

Par suite de la facilité avec laquelle il est ainsi décomposé, le chlorure de chaux est un agent précieux de décoloration et de désinfection: il décolore la teinture de tournesol, l'indigo, etc.; il décompose l'acide sulfhydrique. La décoloration se produit lentement, si la décomposition de l'hypochlorite n'est due qu'à l'acide carbonique de l'air; elle a lieu instantanément lorsqu'on ajoute quelques gouttes d'acide. L'acide hypochloreux mis en liberté agit sur l'hydrogène des composés en présence et par le chlore et par l'oxygène qu'il renferme, comme nous l'avons déjà indiqué dans la première partie de cet ouvrage, en parlant de l'acide hypochloreux.

La dissolution aqueuse de chlorure de chaux présente la propriété curieuse de se décomposer, même à froid, par le contact du bioxyde de manganèse, des bioxydes de cuivre et de mercure et du sesquioxyde de fer; elle produit un courant continu d'oxygène, qui ne s'arrête que lorsque tout le chlorure de chaux a été transformé en chlorure de calcium (Mitscherlich).

Préparation. — Ce produit s'obtient industriellement en faisant arriver un courant de chlore dans de grandes chambres en maçonnerie, aux murailles desquelles on a fixé des tablettes horizontales, recouvertes de chaux éteinte, sur une épaisseur de 12 centimètres environ. La chaux se transforme en chlorure de chaux sans changer d'aspect. Le produit ainsi préparé est placé dans des tonneaux doublés intérieurement de papier fort, et garnis de plâtre au fond, puis livré au commerce.

On prépare le chlore dans des bonbonnes en grès A (fig. 29), enterrées dans un bain de sable et contenant de l'acide chlorhydrique; le bioxyde de manganèse en morceaux est contenu dans des sortes d'éprouvettes en terre percées de petits trous et plongeant d'une certaine quantité dans l'acide. Le gaz, sortant par le tube B, se lave dans d'autres bonbonnes D et se rend dans la partie supérieure de la chambre. L'arrivée du chlore doit être lente afin d'éviter une élévation de température qui transformerait l'hypochlorite de chaux en chlorate. En outre, il faut arrêter l'entrée du gaz avant que toute la chaux soit transformée, afin

d'empêcher également la formation du chlorate, et aussi parce qu'un léger excès de chaux facilite la conservation du chlorure de chaux.

Usages. — Le chlorure de chaux est employé en quantité considérable pour le blanchiment des toiles et de la pâte à papier :

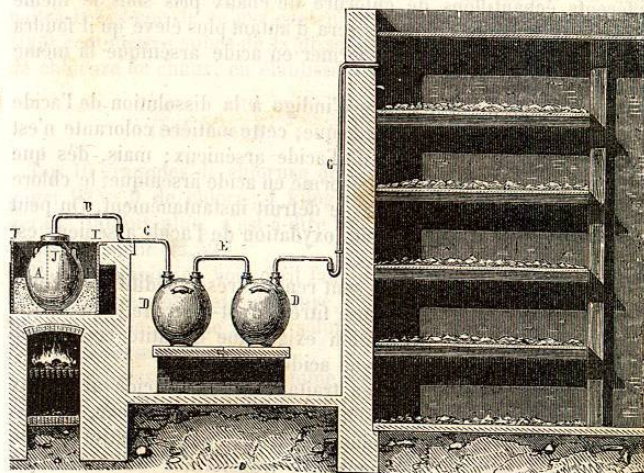


Fig. 29.

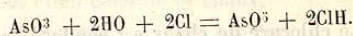
on s'en sert comme *rongeur* dans les fabriques de toiles peintes. Les miasmes qui se dégagent dans les salles d'hôpitaux, dans les amphithéâtres de dissection, dans les égouts, etc., peuvent être détruits par le chlorure de chaux qu'on arrose d'une petite quantité de vinaigre; ce corps doit toujours être employé en petite quantité, parce que le chlore en excès, venant à se répandre dans l'atmosphère, pourrait exercer une action fâcheuse sur la respiration.

On comprend que pour toutes ces applications le chlorure de chaux, qui contient sous un petit volume des quantités considérables de chlore qu'il laisse dégager avec la plus grande facilité, soit d'un emploi industriel et d'un transport bien plus commode que le chlore lui-même, soit à l'état de gaz, soit à l'état de dissolution.

Essais chlorométriques.

Le procédé qu'on suit généralement aujourd'hui pour titrer un chlorure décolorant est dû à Gay-Lussac. Il est fondé sur la pro-

priété que présente l'acide arsénieux, en dissolution dans l'acide chlorhydrique faible, de se changer, sous l'influence du chlore et de l'eau, en acide arsénique, comme l'indique l'équation suivante :



En faisant réagir sur une quantité constante d'acide arsénieux différents échantillons de chlorure de chaux pris sous le même poids, le titre de ces chlorures sera d'autant plus élevé qu'il faudra moins en employer pour transformer en acide arsénique la même quantité d'acide arsénieux.

Si l'on ajoute de la teinture d'indigo à la dissolution de l'acide arsénieux dans l'acide chlorhydrique, cette matière colorante n'est pas détruite tant qu'il reste de l'acide arsénieux; mais, dès que cet acide est complètement transformé en acide arsénique, le chlore porte son action sur l'indigo et le détruit instantanément. On peut ainsi reconnaître le moment où l'oxydation de l'acide arsénieux est achevée.

Les essais chlorométriques sont rendus très-expéditifs par l'emploi d'une dissolution arsénieuse titrée, c'est-à-dire telle qu'un volume connu de cette dissolution exige une quantité connue de chlore pour être transformée en acide arsénique.

Cette dissolution s'obtient en traitant 4^{gr},440 d'acide arsénieux par 30 grammes d'acide chlorhydrique étendu d'eau, de manière à lui faire occuper le volume de 1 litre. Cette quantité d'acide arsénieux est telle qu'elle peut être transformée exactement en acide arsénique par 1 litre de chlore.

S'il faut 2 litres de dissolution de chlorure de chaux pour peroxyder complètement 1 litre de la *liqueur arsénieuse normale*, c'est que ces deux litres de solution contiennent 1 litre de chlore; si une autre dissolution contenant du chlore libre ou du chlorure de chaux peut, sous le volume de $\frac{1}{2}$ litre, peroxyder 1 litre de liqueur normale, c'est qu'un litre de cette dissolution contient deux litres de chlore.

On voit donc qu'en déterminant le volume d'une dissolution d'un chlorure décolorant, qui est nécessaire pour peroxyder un volume connu de liqueur arsénieuse normale, on pourra apprécier la quantité de chlore contenue dans ce chlorure. Le titre d'un chlorure de chaux représente donc le nombre de litres de gaz chlore dégagé par kilogramme.

Pour faire un essai chlorométrique, on opère ainsi : On pèse 10 grammes du chlorure de chaux à essayer; on les broie à plusieurs reprises avec de l'eau, dans un mortier; on décante la liqueur dans un ballon d'un litre, et l'on complète le volume d'un litre avec de l'eau.

On introduit avec une pipette 10^{cc} de liqueur normale arsénieuse

dans un vase à fond plat; on colore ce liquide avec une goutte ou deux de sulfate d'indigo, et l'on y verse, en agitant le vase, la liqueur chlorée au moyen d'une burette. On s'arrête quand la décoloration a lieu, et on lit la quantité de liqueur employée. Supposons qu'il en ait fallu 108 divisions; on doit en conclure que, dans 108 divisions représentant 10^{cc},8, il y a 10^{cc} de chlore. On connaîtra le volume de ce gaz contenu dans 1 litre, c'est-à-dire dans 1000 centimètres cubes de la dissolution faite avec les 10 grammes de chlorure de chaux, en établissant la proportion suivante :

$$\frac{x}{1000} = \frac{10}{10,8}; \quad x = \frac{10 \times 1000}{10,8} = 925,9^{\text{cc}}$$

Les 10 grammes de chlorure de chaux essayés peuvent donc dégager 925^{cc},9 de chlore; 1 kilogramme de ce chlorure en dégagerait 100 fois plus, c'est-à-dire 92 litres 59. Le titre chlorométrique est donc 92,59.

Pour l'obtenir, on voit qu'il faut multiplier par 100 le volume de la liqueur normale employé, c'est-à-dire 10, et diviser ce produit par le volume de la solution du chlorure décolorant que l'on a dû verser.

Dans ces essais, il faut, comme nous l'avons indiqué, verser le chlorure de chaux dans la dissolution arsénieuse et non pas faire l'inverse, car alors l'acide chlorhydrique qui sert à dissoudre l'acide arsénieux, décomposant le chlorure de chaux, dégagerait plus de chlore que ne peut en absorber l'acide arsénieux déjà introduit; dès lors le résultat serait erroné.

Sulfate de chaux. CaO, SO_3 .

Équiv. = 68.

Le sulfate de chaux se rencontre dans la nature à l'état anhydre et à l'état hydraté.

Le sulfate anhydre qui porte le nom d'*anhydrite* ou de *karsténite* se trouve dans quelques terrains anciens. Le sulfate hydraté ou *gypse* est très-abondant.

Le gypse se présente, soit en couches contemporaines puissantes, dans les terrains tertiaires (bassin de Paris), ou dans la formation des marnes irisées (Meuse, Aveyron), soit en amas postérieurs dans les différents terrains secondaires (Alpes, Pyrénées); ces amas, constamment en relation avec des roches ignées, sont aussi fréquemment associés avec des dolomies, du sel gemme, du bitume et du soufre.

Certaines eaux naturelles contiennent du sulfate de chaux, on les nomme *eaux séléniteuses*; telles sont les eaux des puits de Paris.

Le sulfate de chaux hydraté cristallise sous forme de prismes

droits à base rhomboïdale, dont les angles sont de 113° et de 67° . Quelquefois ses cristaux sont accolés sous forme de fer de lance, qu'il est facile de cliver en lames minces et transparentes. Le plus ordinairement le gypse se rencontre en amas de couleur blanchâtre, à texture saccharoïde, formés par l'enchevêtrement de petits cristaux. Il constitue alors la *Pierre à plâtre*.

Les cristaux de gypse sont assez tendres pour être rayés par l'ongle.

Lorsque les cristaux de sulfate de chaux sont opaques, on lui donne le nom d'*albatre gypseux*. Il ne faut pas confondre ce sulfate de chaux avec l'albatre calcaire, qui est du carbonate de chaux.

Le sulfate de chaux est insipide ou d'une saveur légèrement amère : il est incolore, sa densité est égale à 2,31.

Ce sel est peu soluble dans l'eau et présente son maximum de solubilité à 35° . 1 litre d'eau à 0° dissout $2^r,05$ de gypse, à 35° $2^r,54$, et à 100° $1^r,10$. Il entre plus facilement en dissolution dans l'acide sulfurique concentré, et forme avec cet acide un bisulfate $2SO^3, CaO, HO$, qui est décomposable par l'eau. Il est complètement insoluble dans l'eau alcoolisée.

Le sulfate de chaux hydraté contient 20,9 pour 100 d'eau ou 2 équivalents; il se déshydrate entièrement à une température inférieure à 130° , surtout dans un courant de gaz. Le sulfate anhydre est indécomposable par la chaleur.

Le sulfate de chaux hydraté présente la dureté de la pierre;

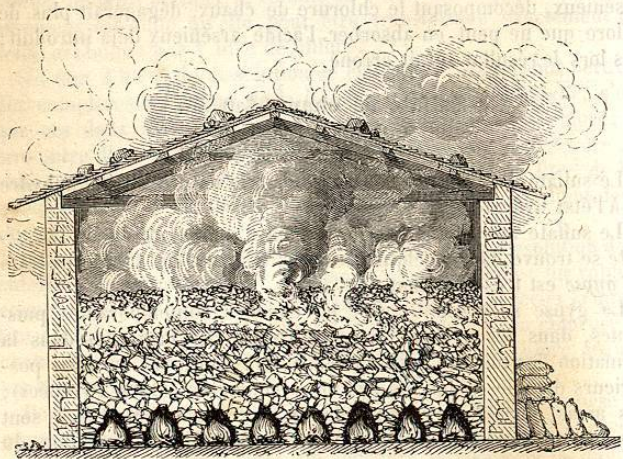


Fig. 30.

après sa déshydratation, il devient pulvérulent et farineux. Lors-

qu'on met le sulfate de chaux ainsi déshydraté en contact avec l'eau, il s'hydrate de nouveau, se combine avec les 2 équivalents d'eau que la chaleur lui avait fait perdre, et reprend sa dureté première en cristallisant.

Cette propriété permet d'employer le sulfate de chaux dans les constructions : lorsqu'on *cuit* le plâtre, on le déshydrate; quand on le *gâche*, on lui restitue précisément la quantité d'eau qui doit lui rendre sa dureté.

La cuisson du plâtre s'opère en brûlant des fagots ou des broussailles sous de petites voûtes formées avec les plus gros fragments de gypse, et sur lesquelles on entasse d'autres morceaux de plus en plus petits. La température du four ne doit pas être très-élevée, car une chaleur de 100 à 130° est suffisante pour déshydrater le sulfate de chaux; après la cuisson, on réduit le plâtre en poudre au moyen de meules. Nous représentons dans la figure 30 le four qui est employé pour la cuisson du plâtre.

Une calcination opérée à une température trop élevée fait éprouver au plâtre une sorte de fritte, et l'empêche de s'hydrater facilement.

Le plâtre, une fois calciné, doit être conservé à l'abri de l'humidité de l'air; sinon il s'hydrate peu à peu, *s'évente*, et perd alors une partie de ses qualités.

Un plâtre bien préparé doit dégager de la chaleur lorsqu'on le mélange avec l'eau. Souvent même on juge de la qualité d'un plâtre d'après l'élévation de la température qu'il produit en s'hydratant. Le plâtre dégage quelquefois de l'hydrogène sulfuré quand on le gâche; cela tient à la présence d'une certaine quantité de sulfure de calcium produit par l'action du charbon ou des gaz carburés sur le sulfate de chaux : ce sulfure dégage des traces d'acide sulfhydrique sous l'influence de l'eau et de l'acide carbonique.

Le plâtre, en se solidifiant, augmente de volume : cette propriété le rend éminemment propre au moulage, car, en se dilatant, il prend l'empreinte des traits les plus fins.

Le sulfate de chaux se transforme en sulfure de calcium sous l'influence des matières organiques en décomposition. Ce sulfure, se décomposant ensuite par l'action de l'acide carbonique, donne naissance à un dégagement d'acide sulfhydrique. On peut expliquer ainsi la présence de l'acide sulfhydrique dans certaines eaux qui contenaient originairement du sulfate de chaux (eaux d'Enghien).

Une décomposition semblable peut s'opérer dans le sol de certaines grandes villes, quand il s'y trouve, comme dans le sol de Paris, une grande quantité de sulfate de chaux. Ce sulfate de chaux, se transformant en sulfure, peut devenir, au bout d'un certain temps, une cause d'insalubrité. Aussi faut-il tâcher d'aérer

le sol des grandes villes, afin de transformer en sulfates les sulfures qui s'y trouvent, et qui peuvent, à certaines époques, donner lieu à des dégagements d'acide sulfhydrique (M. Chevreul).

Usages. — Le plâtre est employé dans les constructions comme mortier pour lier les matériaux, pour faire des enduits, etc. Il présente l'avantage de se solidifier en quelques minutes.

On donne le nom de *stuc* à du plâtre qu'on a gâché avec une eau tenant de la gélatine, et quelquefois de la gomme en dissolution.

Le stuc se laisse polir facilement, et présente quelquefois l'apparence du marbre. On lui donne des teintes très-variées; souvent même on introduit dans le stuc, avant sa solidification, des fragments de marbre qui se polissent ensuite avec le stuc lui-même.

Le stuc ne résiste pas à l'humidité, mais peut être employé dans l'intérieur des édifices.

Le *stuc à la chaux* est un mélange de chaux et de marbre pulvérisé : ainsi, au point de vue chimique, il ne présente pas d'analogie avec le stuc à base de plâtre.

Le *plâtre aluné* se prépare en faisant cuire la pierre à plâtre, la plongeant dans une dissolution d'alun et la calcinant de nouveau. Ce corps présente, comme le plâtre, la propriété de se solidifier assez rapidement, lorsqu'on le gâche avec l'eau; mais, en se solidifiant, il prend plus de dureté que le plâtre, et produit une masse qui possède à la fois la dureté et la demi-transparence du marbre; le plâtre aluné paraît résister mieux que le plâtre ordinaire à l'influence de l'humidité.

On peut donner au plâtre une grande dureté en le soumettant à l'action d'une dissolution de silicate de potasse qui produit à la surface du plâtre une couche de silicate de chaux (M. Kuhlmann).

Le plâtre est quelquefois employé en agriculture, pour amender les terres destinées à être converties en prairies artificielles. Il facilite aussi le développement de certaines plantes, et particulièrement des légumineuses, en favorisant la pénétration de la chaux, de la potasse et de l'ammoniaque dans les couches profondes du sol où s'enfoncent les racines de ces plantes.

Carbonate de chaux. CaO , CO_2 .

Équiv. = 50

Le carbonate de chaux est un des sels les plus importants par ses nombreuses applications et son abondance dans la nature.

Il se présente sous des états très-divers; tantôt cristallisé comme dans le *spath d'Islande* et *l'aragonite*; tantôt cristallin ou saccharoïde, formé de petits cristaux brillants enchevêtrés, comme dans

le *marbre blanc* ou *marbre statuaire*; tantôt amorphe comme dans la *craie* et les divers *calcaires*.

Le carbonate de chaux est dimorphe; on le trouve cristallisé en rhomboédres et en prismes droits à base rectangle, deux formes tout à fait incompatibles. La variété rhomboédrique porte le nom de *spath d'Islande*, la variété prismatique celui d'*aragonite*. Sous ces deux formes, la densité du carbonate de chaux n'est pas la même : égale à 2,9 pour l'*aragonite*, elle n'est que de 2,7 pour le *spath d'Islande*.

La forme qu'affecte le carbonate de chaux paraît dépendre de la température à laquelle la cristallisation s'est effectuée; on peut en effet obtenir artificiellement cette substance cristallisée sous l'une ou l'autre forme : lorsqu'on précipite à froid par un carbonate alcalin un sel soluble de chaux, on a des rhomboédres; lorsque la précipitation se produit à 100°, on obtient des prismes (G. Rose).

Le carbonate de chaux amorphe a quelquefois une texture compacte, comme dans les marbres de couleur employés pour la décoration des édifices, ou encore dans les pierres lithographiques. Le plus souvent il est constitué par des débris de coquilles d'animaux qui vivaient au fond des eaux, et qui attestent le mode de formation de ce genre de terrain. Dans cette catégorie nous pouvons ranger la *craie* et les divers *calcaires* utilisés dans les constructions.

Propriétés. — Le carbonate de chaux pur est blanc, mais il suffit de traces de matières étrangères pour le colorer : la coloration des marbres est due à des oxydes métalliques ou à des matières organiques.

Le carbonate de chaux se décompose, au rouge vif, en acide carbonique et en chaux. C'est sur cette propriété qu'est fondée la fabrication de la chaux. Toutefois cette décomposition cesse d'avoir lieu lorsque le carbonate de chaux est calciné dans un vase hermétiquement fermé. Il y a dissociation d'une minime portion de la matière; la tension du gaz mis en liberté atteint bientôt une valeur limite qui dépend de la température.

Si on calcine ainsi de la *craie* dans un canon de fusil scellé à ses deux extrémités, le carbonate de chaux entre en fusion et présente, après le refroidissement lent, toutes les propriétés du marbre (Hales).

On a cherché, il y a quelques années, à produire artificiellement du marbre par la fusion du carbonate de chaux amorphe. On a établi à Paris une usine où l'on a fabriqué des marbres incolores ou diversement colorés, en fondant de la *craie* pure ou mêlée à des oxydes métalliques. Cette entreprise n'a pas eu de

suite; mais le problème de la fabrication du marbre n'en est pas moins résolu.

L'expérience de Hales a permis du reste d'expliquer la présence du carbonate de chaux cristallisé dans les terrains d'origine ignée.

Tous les acides, même des acides faibles comme l'acide acétique, décomposent le carbonate de chaux et mettent l'acide carbonique en liberté.

Le carbonate de chaux est insoluble dans l'eau : aussi peut-on facilement le produire par double décomposition, en traitant un carbonate soluble par un sel de chaux.

L'eau chargée d'acide carbonique peut dissoudre une certaine quantité de carbonate de chaux.

Cette propriété rend compte de plusieurs phénomènes naturels : toutes les fois qu'une eau tenant de l'acide carbonique en dissolution passe sur des dépôts calcaires, elle dissout du carbonate de chaux.

Lorsque cette eau chargée de carbonate de chaux arrive au contact de l'air, ou encore lorsqu'on élève sa température, de l'acide carbonique se dégage et en même temps du carbonate de chaux se dépose en produisant des incrustations sur les corps avec lesquels elle est en contact. C'est ainsi que se forment :

1° Les dépôts calcaires qui obstruent souvent les tuyaux de conduite des eaux.

2° Les incrustations calcaires qui se déposent sur les parois des chaudières des machines à vapeur.

3° Les dépôts cristallins que l'on nomme *stalactites* et *stalagmites* : lorsqu'une eau tenant en dissolution de l'acide carbonique passe sur des roches calcaires, elle dissout, comme nous l'avons dit, du carbonate de chaux. En filtrant à travers les fissures des rochers qui forment certaines grottes naturelles, elle se divise en gouttes qui s'évaporent, et laissent déposer du carbonate de chaux. Quand ces concrétions se forment à la voûte des grottes, on leur donne le nom de *stalactites*; si elles se produisent sur le sol où l'eau tombe, on les nomme *stalagmites*. Quelquefois ces stalactites sont formés par une variété de carbonate de chaux translucide, à texture cristalline; on lui donne le nom d'*albatre calcaire*, et on l'emploie pour faire des objets d'ornement. Lorsque les stalactites sont zonées de jaune et de rouge, elles forment l'*albatre oriental*, qui peut souvent prendre un beau poli.

4° Les incrustations calcaires sont aussi produites par le carbonate de chaux; lorsqu'on expose divers objets, tels que des fruits, des nids d'oiseaux, des moules de diverses natures, etc., à l'action de certaines eaux minérales qui tiennent du carbonate de chaux en dissolution, ces objets se recouvrent d'incrustations calcaires que l'on nomme souvent *putrifications*. Parmi les sources incru-

stantes, les plus célèbres sont celles de Carlsbad, qui produisent un dépôt calcaire zoné d'une grande finesse, et qui sert à faire des objets d'ornement; on cite également les eaux de San-Filippo en Toscane, de Saint-Allyre en Auvergne.

5° Les tufs calcaires, qui sont très-abondants dans certains pays et que l'on emploie comme pierres à bâtir, ont aussi la même origine. Plusieurs villes d'Italie ont été construites avec des tufs calcaires criblés de petites cavités et provenant évidemment de dépôts calcaires formés par la décomposition du bicarbonate de chaux.

Phosphates de chaux.

L'acide phosphorique se combine en plusieurs proportions avec la chaux, et donne naissance aux sels suivants :

Phosphate de chaux tribasique. $3\text{CaO}, \text{PhO}^5$.

(PHOSPHATE DE CHAUX DES OS.)

Équiv. = 155.

Ce phosphate est blanc, insoluble dans l'eau, on peut le préparer en versant du chlorure de calcium dans le phosphate de soude qui a pour formule : $\text{PhO}^3, 3\text{NaO}$.

La partie non organique des os contient plus de 80 pour 100 de ce phosphate de chaux; on peut le retirer des os calcinés en les dissolvant dans l'acide chlorhydrique et précipitant la dissolution par un excès d'ammoniaque.

Ce composé est très-abondamment répandu dans la nature; dans plusieurs étages géologiques, il se trouve à l'état de nodules. L'une des variétés les plus importantes, formée d'ossements et d'excréments fossiles, a reçu le nom de *coprolithes*.

Enfin on rencontre dans l'Estramadure une combinaison de ce sel avec le chlorure ou le fluorure de calcium; on lui donne le nom d'*apatite*.

L'apatite a pour formule $3(3\text{CaO}, \text{PhO}^3) + \text{CaFl}$. MM. H. Sainte-Claire Deville et Caron ont pu la préparer artificiellement.

Ces différentes variétés naturelles de phosphate de chaux ont pris aujourd'hui une grande importance par suite de leur emploi en agriculture. Le plus souvent, pour rendre ces phosphates plus rapidement assimilables par les plantes, on les transforme en phosphate acide de chaux, $\text{CaO}, 2\text{HO}, \text{PhO}^5$, qui est soluble, et pour cela on les traite par l'acide sulfurique à 50° Baumé.

Il n'est pas nécessaire d'employer des acides énergiques pour effectuer cette transformation; l'eau chargée d'acide carbonique suffit pour la produire. C'est grâce à cette propriété que le phosphate de chaux du sol peut être rendu soluble et absorbé par les plantes.

Phosphate de chaux neutre. $2\text{CaO}, \text{HO}, \text{PhO}^3$.

On obtient le phosphate de chaux neutre en versant goutte à goutte une dissolution de phosphate de soude ordinaire, PhO^3 , $2\text{NaO}, \text{HO}$ dans une dissolution de chlorure de calcium.

Ce sel est blanc, insoluble dans l'eau. Il existe dans certaines concrétions urinaires.

Phosphate acide de chaux. $\text{CaO}, 2\text{HO}, \text{PhO}^3$.

Ce phosphate est très-soluble dans l'eau; il cristallise en lames nacréées déliquescentes; on l'obtient ordinairement en traitant le phosphate de chaux des os par l'acide sulfurique; il se produit du sulfate de chaux qui se précipite, et la liqueur, concentrée jusqu'à consistance sirupeuse, abandonne des cristaux de phosphate acide de chaux.

Ce sel donne du phosphore lorsqu'on le calcine avec du charbon.

MAGNÉSIUM. Mg.

Equiv. = 12.

Le magnésium se rencontre dans la nature à différents états : les eaux de la mer en renferment à l'état de chlorure; il entre dans la constitution de la *dolomie*, minéral abondant, qui est un carbonate double de chaux et de magnésie. Enfin, un grand nombre de silicates contiennent de la magnésie au nombre de leurs éléments; tels sont le *talc*, la *serpentine*, l'*écume de mer*, etc.

M. Bussy a isolé le magnésium en 1829, en suivant un procédé semblable à celui qu'avait employé M. Wöhler pour obtenir l'aluminium et le glucinium. Ce procédé consiste à chauffer dans un creuset de platine dont le couvercle est maintenu avec un fil de fer, un mélange de chlorure de magnésium anhydre et de potassium; le magnésium est mis en liberté. On reprend la masse par l'eau, qui dissout le chlorure de potassium et laisse le magnésium.

Plus récemment, M. Bunsen a préparé le magnésium en décomposant par un courant électrique le chlorure de magnésium fondu.

Enfin MM. Deville et Caron ont rendu pratique le procédé de M. Bussy, en substituant le sodium au potassium et ajoutant du sel marin et du spath fluor qui servent de fondant. On verse dans un creuset porté au rouge vif un mélange de :

Chlorure de magnésium anhydre.....	6 parties.
Sodium en morceaux.....	1 —
Chlorure de sodium.....	1 —
Fluorure de calcium.....	1 —

Il se produit une vive réaction; lorsqu'elle est terminée et la masse fondue, on retire du feu. Le métal ainsi obtenu n'est pas tout à fait pur, il contient du silicium, qui le rend cassant. Pour l'en débarrasser, il faut le distiller dans un courant d'hydrogène.

Le magnésium est d'un blanc pur; il possède un éclat métallique qui rappelle celui de l'argent: il est malléable, fusible à la température rouge et volatil comme le zinc.

Sa densité est 1,75. Il est malléable quand il est bien pur, mais il est très-peu ductile.

Le magnésium est inaltérable dans l'air sec; il s'oxyde lentement sous l'influence de l'air humide. Il brûle avec vivacité lorsqu'on le chauffe dans l'oxygène et se convertit en oxyde de magnésium (magnésie). Le magnésium brûle aussi dans un courant de chlore et dans la vapeur de brome ou d'iode; ce métal décompose l'eau, même en présence des acides les plus faibles, tels que l'acide carbonique par exemple.

Usages. — L'éclat de la flamme du magnésium a fait proposer son emploi pour l'éclairage. Un fil de magnésium de 0^{mm},297 de diamètre, en état de combustion, possède un pouvoir éclairant égal à celui de 14 bougies d'acide stéarique de 40 au kilogramme. Dans l'oxygène, cette lumière est plus vive encore. M. Bunsen a constaté que 0^{sr},1 de magnésium brûlant dans l'oxygène, produit un éclat égal à celui de 110 bougies.

M. Schmidt a même eu la pensée de se servir du magnésium pour la construction d'une *lampe au magnésium* constituée par un fil de ce métal roulé sur des bobines et qui est déroulé par un mouvement d'horlogerie pour en faire monter régulièrement l'extrémité qu'on brûle dans une lampe spéciale. On a proposé l'emploi de cette lampe pour des éclairages très-intenses, tels que des feux de nuit, l'éclairage des phares, celui des lampes de plongeur, les signaux en mer, etc. Non-seulement la force de l'éclat optique de la flamme du magnésium peut rendre cette lampe utile, mais aussi l'action chimique ou photochimique qu'elle possède peut lui donner de l'importance. D'après M. Bunsen, l'action photochimique du soleil n'est que 36,6 fois plus considérable que celle de la flamme du magnésium. On pourra donc l'employer avec avantage pour photographier pendant la nuit, ou pour opérer dans des constructions souterraines peu éclairées, etc.

Les applications industrielles de la lumière du magnésium se multiplieraient sans doute rapidement, si l'on arrivait à obtenir le métal d'une manière plus économique.