

(M. Divers, M. Raoult). L'azotate d'ammoniaque forme avec l'ammoniaque un azotate $2\text{AzH}^4\text{O}, \text{AzO}^5 + 3\text{AzH}^5$ cristallisé (M. L. Troost).

Soumis à l'influence de la chaleur, il fond un peu au-dessus de 100° puis se décompose, vers 250° , en eau et protoxyde d'azote (116).

Projeté dans un creuset chauffé au rouge, il se décompose et brûle spontanément avec une flamme jaune : de là le nom de *nitre inflammable* qu'on lui donnait autrefois. — Ce sel est employé pour la préparation du protoxyde d'azote (116), et plus rarement, à cause de son prix élevé, pour produire un abaissement de température.

829. Phosphate d'ammoniaque. — On connaît plusieurs phosphates d'ammoniaque. Celui qui sert à préparer tous les autres et que l'on appelle phosphate neutre a pour formule $2\text{AzH}^4\text{O}, \text{HO}, \text{PhO}^5$.

On le prépare en faisant agir l'ammoniaque sur le phosphate acide de chaux, obtenu en traitant les cendres d'os par l'acide sulfurique.

La solution de phosphate neutre d'ammoniaque, séparée par filtration du phosphate neutre de chaux précipité, donne, par évaporation, des cristaux appartenant au système du prisme oblique à base rhombe. Ces cristaux perdent de l'ammoniaque au contact de l'air. Ils se dissolvent dans 4 fois leur poids d'eau froide.

Leur dissolution abandonne à la température de l'ébullition la moitié de son ammoniaque, et laisse alors déposer par refroidissement des cristaux qui appartiennent au prisme droit à base carrée, et dont la formule est $\text{AzH}^4\text{O}, 2\text{HO}, \text{PhO}^5$.

Si, au contraire, on sature de gaz ammoniac la dissolution de phosphate neutre, on a le phosphate $3\text{AzH}^4\text{O}, \text{PhO}^5$.

Ce phosphate peu soluble est employé pour neutraliser les sirops dans la fabrication du sucre.

Les phosphates d'ammoniaque, soumis à l'action de la chaleur, donnent d'abord un métaphosphate $\text{AzH}^4\text{O}, \text{PhO}^5$, et ensuite l'acide métaphosphorique PhO^5, HO .

830. Borate d'ammoniaque $\text{AzH}^4\text{O}, \text{BoO}^3 + 4\text{HO}$. — On obtient le borate d'ammoniaque en dissolvant l'acide borique dans de l'eau maintenue à 50° et contenant un excès d'ammoniaque; le sel cristallise par l'évaporation de la liqueur. Ce sel s'effleurit dans l'air sec; chauffé au rouge, il laisse dégager tout son gaz ammoniac. Les étoffes imprégnées de ce sel, puis exposées à la flamme d'une bougie, se carbonisent : l'eau et l'ammoniaque se dégagent, et l'acide borique, entrant en fusion, forme un vernis vitreux qui empêche l'inflammation.

831. Caractères des sels ammoniacaux. — Les sels ammoniacaux sont isomorphes des sels de potasse. Comme ces derniers, ils ne précipitent ni par l'acide sulfhydrique, ni par les sulfures, ni par les carbonates alcalins. Ils forment avec le bichlorure de platine un précipité jaune. On les distingue facilement des sels de potasse, parce que, chauffés avec un alcali fixe, ils dégagent du gaz ammoniac.

CHAPITRE VI

BARYUM. — STRONTIUM. — CALCIUM

832. Métaux alcalino-terreux. — Ces trois métaux présentent entre eux de grandes analogies. Ils forment avec l'oxygène un protoxyde base énergique, et un bioxyde neutre. Ils donnent avec le chlore un seul chlorure qui absorbe de grandes quantités de gaz ammoniac. Leur protoxyde forme avec les acides carbonique, sulfurique, phosphorique et silicique, des sels insolubles dans l'eau.

Le baryum se rapproche des alcalis en ce que son carbonate est très difficilement décomposable par la chaleur. Le carbonate de strontiane résiste moins bien, et enfin le carbonate de chaux se décompose facilement sous l'influence de la chaleur, comme le carbonate de magnésie.

Le carbonate de chaux est dimorphe; cristallisé en prismes droits à base rhombe (*aragonite*), il est isomorphe des carbonates de baryte et de strontiane; cristallisé en rhomboédres (*spath d'Islande*), il est isomorphe du carbonate de magnésie et établit ainsi le passage des métaux alcalino-terreux au magnésium.

833. Spectres des métaux alcalino-terreux. — Les métaux-alcalino-terreux : baryum, strontium et calcium, présentent à l'analyse spectrale de très beaux spectres caractéristiques.

Le *calcium* présente plusieurs raies orangées très belles, une bande verte et une raie bleue.

Le *strontium* présente plusieurs raies rouges distinctes de celles du potassium et du lithium; il contient de plus une raie orangée et une raie bleue.

Le *baryum* donne un spectre composé d'une série de raies brillantes qui s'étendent depuis la raie C, dans l'orangé, jusqu'à la raie H; les plus belles sont les raies vertes.

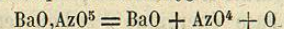
BARYUM.

Équiv. Ba = 68,5 Poids atom. Ba = 137.

834. Extraction. — L'existence du baryum a été signalée en 1774 par Scheele. Il existe dans la nature à l'état de carbonate (*withérite*) et de sulfate (*barytine*) insolubles. Davy a décomposé la baryte par la pile en 1808, et isolé le baryum. M. Bunsen l'a obtenu en décomposant par la pile le chlorure de baryum. Ce métal a l'éclat de l'argent, il s'altère au contact de l'air.

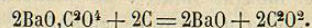
BARYTE (BaO = 76,5. — BaO = 155).

835. Préparation. — 1° On prépare la baryte anhydre par la calcination de l'azotate de baryte dans une cornue de porcelaine; il se dégage de l'acide hypoazotique et de l'oxygène :



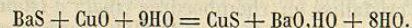
La baryte anhydre reste en masse spongieuse ; on brise la cornue et on en conserve le contenu dans des flacons bien bouchés.

2° La baryte hydratée s'obtient par le procédé suivant, dû à MM. Dubrunfaut et Leplay. On fait un mélange intime de 100 kilog. de carbonate de baryte naturel ou artificiel, avec 15 kilog. de charbon de bois, et on chauffe la masse dans des cornues, ou sur la sole d'un four à réverbère, en ayant soin d'y maintenir une atmosphère réductrice. Il se dégage de l'oxyde de carbone :



Quand la réaction est terminée, on jettela matière pulvérulente dans de l'eau bouillante, on laisse déposer les matières insolubles, puis on filtre et on laisse refroidir. L'hydrate de baryte cristallisé $\text{BaO},\text{HO} + 8\text{HO}$ se dépose, par refroidissement, parce qu'il est beaucoup moins soluble à froid qu'à chaud. L'hydrate se dissout en effet dans 2 fois son poids d'eau bouillante et dans 20 fois son poids d'eau froide.

On peut aussi obtenir l'hydrate de baryte en faisant bouillir du sulfure de baryum avec de l'oxyde de cuivre :



On le prépare encore en mêlant deux dissolutions concentrées et chaudes de chlorure de baryum et de soude caustique ; l'hydrate de baryte se dépose par refroidissement.

836. Propriétés. — La baryte anhydre a l'aspect d'une masse spongieuse, friable, de couleur grisâtre. Sa densité est égale à 4. Sa saveur est âcre et urieuse. Elle ne fond qu'aux températures les plus élevées.

Elle est indécomposable par la chaleur. Elle absorbe peu à peu l'humidité et l'acide carbonique de l'air, et tombe en poussière.

Son action sur l'eau est telle, que, lorsqu'on verse quelques gouttes d'eau sur de la baryte anhydre, on entend un bruit analogue à celui que produit un fer rouge plongé dans l'eau. Il se forme dans ce cas un hydrate BaO,HO indécomposable par la chaleur ; avec une quantité d'eau double on obtient un bihydrate $\text{BaO},2\text{HO}$ qui possède à 100° une tension de dissociation de 45 millimètres (M. H. Lescœur). Dans le vide sec, à 100° cet hydrate se transforme en BaO,HO . Si on ajoute une plus grande quantité d'eau bouillante, on obtient une dissolution qui laisse déposer par refroidissement des cristaux lamellaires d'hydrates $\text{BaO},\text{HO} + 8\text{HO}$.

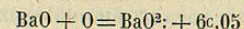
Cet hydrate possède à 100° une tension de dissociation d'au moins 520 millimètres (M. H. Lescœur) ; il peut perdre sous l'influence de la chaleur 8 équiv. d'eau, mais il garde toujours le dernier.

La dissolution de baryte, ou *eau de baryte*, est alcaline ; elle absorbe rapidement l'acide carbonique de l'air, en formant un carbonate blanc insoluble ; elle attaque le verre des flacons où on la conserve, et produit un silicate de baryte hydraté cristallisé en prismes droits à base rhombe.

La baryte est une base énergique : si l'on verse quelques gouttes

d'acide sulfurique concentré sur de la baryte anhydre, on voit celle-ci devenir incandescente.

Chauffé au rouge sombre dans un courant d'oxygène, la baryte absorbe ce gaz avec dégagement de chaleur et se transforme en bioxyde BaO^2



Chauffé dans la vapeur de soufre ou de phosphore, elle donne un mélange de sulfure et de sulfate, ou de phosphure et de phosphate.

BIOXYDE DE BARYUM (BaO^2 . — BaO^2)

837. Préparation. — On prépare le bioxyde de baryum du commerce en faisant passer sur de la baryte, chauffée au rouge sombre dans un tube de porcelaine, un courant d'air dépouillé d'acide carbonique. L'absorption de l'oxygène est complète, surtout si l'air est un peu humide (Boussingault). L'expérience est terminée quand l'air sort tel qu'il était entré.

M. Berthelot prépare le bioxyde de baryum pur en desséchant rapidement l'hydrate de bioxyde de baryum $\text{BaO}^2 + 10\text{HO}$ (109).

838. Propriétés. — Le bioxyde de baryum est en masse spongieuse

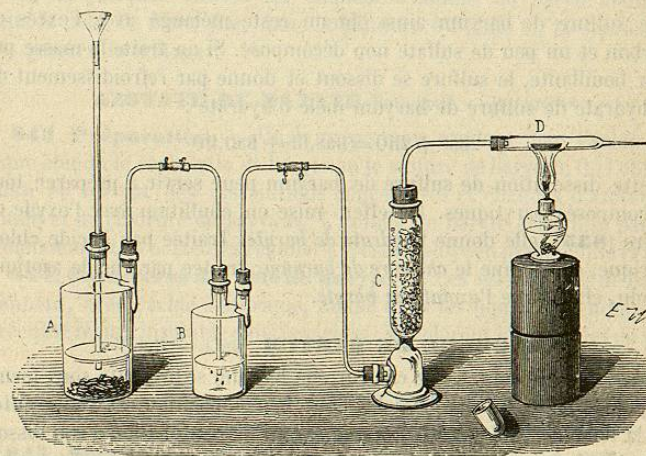


Fig. 341. — Réduction du bioxyde de baryum par l'hydrogène.

comme la baryte. Il se distingue de ce dernier corps en ce que, mis en contact avec l'eau, il se délite sans dégagement de chaleur. M. Boussingault a constaté qu'au rouge sombre, le bioxyde de baryum a une tension de dissociation sensible, et peut, par suite, perdre la moitié de son oxygène à cette température, si on fait le vide. Au rouge vif il a une tension de dissociation supérieure à la pression atmosphérique, il aban-

donnera donc la moitié de son oxygène sans qu'on ait besoin de faire le vide. Cette propriété a été utilisée pour préparer l'oxygène (60).

Légèrement chauffé dans un tube de verre D, garni intérieurement de lames de mica (fig. 541), le bioxyde de baryum est réduit avec une lumière verte éblouissante par un courant de gaz hydrogène sec.

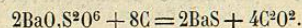
Traité par l'acide sulfurique à une température inférieure à 75°, le bioxyde de baryum donne de l'oxygène ozonisé (63, 2°).

Quand on verse du bioxyde de baryum pulvérisé et humecté d'eau dans de l'acide chlorhydrique étendu et entouré de glace, il ne se dégage pas de gaz; l'oxygène déplacé s'unit à l'eau pour former le bioxyde d'hydrogène ou eau oxygénée (107).

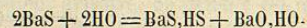
M. Berthelot obtient l'hydrate de bioxyde de baryum $BaO^2 + 10HO$ en écailles soyeuses, par l'eau oxygénée sur l'eau de baryte en excès (190).

SULFURE DE BARYUM (BaS. — BaS)

839. Préparation. — On chauffe au rouge, dans un creuset, un mélange de 50^{gr} de charbon et de 200^{gr} de sulfate de baryte naturel pulvérisé :



Le sulfure de baryum ainsi obtenu reste mélangé avec l'excès de charbon et un peu de sulfate non décomposé. Si on traite la masse par l'eau bouillante, le sulfure se dissout et donne par refroidissement du sulfhydrate de sulfure de baryum mêlé d'hydrate :



Cette dissolution de sulfure de baryum peut servir à préparer tous les composés barytiques. En effet, mise en ébullition avec l'oxyde de cuivre (835), elle donne l'hydrate de baryte. Traitée par l'acide chlorhydrique, elle donne le chlorure de baryum; traitée par l'acide azotique étendu, elle donne l'azotate de baryte.

CHLORURE DE BARYUM (BaCl. — BaCl²).

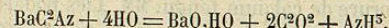
840. Propriétés. — Le chlorure de baryum se présente sous forme de petites lamelles rhomboïdales dont la composition est représentée par la formule $BaCl + 2HO$. Il a une saveur piquante. 100^{gr} d'eau dissolvent 45^{gr},5 de chlorure à 15°, et 70^{gr} à 104°. Soumis à l'influence de la chaleur, il perd ses deux équivalents d'eau; chauffé au rouge, il fond sans se décomposer. Dans les laboratoires, on emploie le chlorure de baryum comme réactif de l'acide sulfurique et des sulfates.

CYANURE DE BARYUM.

841. Préparation. — Usages. — MM. Margueritte et de Sourdeval ont produit le cyanure de baryum en faisant passer un courant d'azote (air dépouillé d'oxygène par son passage sur du charbon) dans un tube

de porcelaine chauffé, et contenant un mélange de carbonate de baryte et de charbon : $2BaO, C^2O^4 + 8C + 2Az = 2BaC^2Az + 3C^2O^2$.

Ce cyanure de baryum chauffé entre 300° et 400° dans un tube de porcelaine où l'on fait passer un courant de vapeur d'eau donne de l'hydrate de baryte, de l'oxyde de carbone et de l'ammoniaque :



Ces propriétés permettent de former avec l'azote de l'air des cyanures ou de l'ammoniaque.

SULFATE DE BARYTE (2BaO, S²O⁶. — BaSO⁴)

842. État naturel. — Préparation. — Le sulfate de baryte naturel (*barytine*) est très répandu dans les filons, où il accompagne fréquemment le quartz. Sa densité est d'environ 4,5.

On prépare le sulfate de baryte artificiel en traitant la dissolution de chlorure de baryum par l'acide sulfurique étendu; il se précipite alors à l'état de poudre amorphe. Ce sel est insoluble dans l'eau et dans les acides, sauf dans l'acide sulfurique concentré.

Chauffé avec du charbon, il donne du sulfure de baryum (839).

Depuis quelques années on emploie le sulfate de baryte artificiel, sous le nom de *blanc fixe*, dans la peinture à l'huile et la fabrication des papiers de tenture.

AZOTATE DE BARYTE BaO, AzO⁵. — Ba(AzO⁵)².

843. Préparation. — On le prépare en traitant par l'acide azotique étendu le carbonate de baryte ou le sulfure de baryum. On l'obtient aussi en mêlant des dissolutions concentrées et chaudes d'azotate de soude et de chlorure de baryum. L'azotate de baryte cristallise par refroidissement en octaèdres réguliers. Il est employé en pyrotechnie (759).

844. Caractères des sels de baryte. — Les sels solubles de baryte donnent, avec l'acide sulfurique, même dans les liqueurs étendues, un précipité blanc, insoluble dans les acides; ils colorent les flammes en vert.

STRONTIUM.

Équiv. St = 43,75. Poids atom. St = 87,50.

845. Propriétés. — Le strontium existe dans la nature à l'état de carbonate (*strontianite*) et de sulfate (*celestine*), tous deux insolubles dans l'eau. Il a été isolé par Davy en 1808, puis obtenu par MM. Bunsen et Matthiessen en décomposant le chlorure de strontium par la pile. C'est un métal jaune dont la densité est 2,5. Il décompose l'eau à froid et s'oxyde à l'air.

Les composés du strontium présentent de grandes analogies avec les sels correspondants de la baryte. Le chlorure de strontium est soluble dans l'alcool beaucoup plus que celui de baryum. L'azotate de strontiane y est presque insoluble, ils colorent les flammes en rouge; on emploie l'azotate de strontiane en pyrotechnie (750).

CALCIUM.

Équiv. Ca = 20. Poids atom. Ca = 40.

846. Préparation. — Le calcium a été isolé par Davy en 1808; depuis, il a été obtenu par MM. Bunsen et Matthiessen, en décomposant par la pile le chlorure de calcium fondu. MM. Liés Bodard et Jobin l'ont préparé en décomposant, dans un creuset de fer chauffé au rouge, de l'iode de calcium par le sodium.

Le calcium est un métal blanc jaunâtre, doué d'un grand éclat. Il ne s'altère que lentement dans l'air sec, mais il se ternit rapidement dans l'air humide. Il brûle avec une flamme blanche très brillante.

CHAUX (CaO = 28. — CaO = 56).

847. Préparation. — La chaux se trouve dans la nature à l'état de carbonate (*craie, marbre, etc.*), à l'état de sulfate (*gypse, pierre à plâtre*), enfin à l'état de phosphate et de silicate. — On prépare la chaux dans l'industrie en décomposant le carbonate de chaux (*craie, pierre à chaux*), dans des fours appelés fours à chaux que nous décrirons au § 850.

Dans les laboratoires, on obtient la chaux en calcinant du marbre blanc au rouge clair dans un creuset de terre.

La chaux ainsi obtenue n'est pas complètement pure; elle contient toujours des traces d'alumine, de magnésie et même de potasse, qui existaient dans les marbres employés. Pour avoir de la chaux parfaitement pure, on calcine l'azotate de chaux purifié.

848. Propriétés. — La chaux est blanche, amorphe. Sa densité est 3,3. Elle est infusible aux températures les plus élevées que nous puissions produire. Elle est indécomposable par la chaleur.

La chaux est très caustique; quand on verse un peu d'eau sur des fragments de chaux anhydre, le liquide est d'abord absorbé sans aucun autre phénomène apparent; mais bientôt la chaux s'échauffe et réduit en vapeur une partie de l'eau qui avait pénétré dans ses pores; en même temps elle se gonfle, se fendille et tombe en poussière. Le produit ainsi obtenu est de l'hydrate de chaux CaO,HO. — La chaleur dégagée dans cette hydratation (CaO + HO = CaO,HO : + 7^c,5) est capable d'élever à 400° la température d'un corps plongé dans sa masse.

Cette chaux hydratée est communément appelée *chaux éteinte*; la chaux anhydre est désignée sous le nom de *chaux vive*. L'hydrate de chaux cristallise en prismes aplatis dont la densité est 2,259.

En délayant la chaux éteinte dans une petite quantité d'eau, on obtient une bouillie blanche qui a reçu le nom de *lait de chaux*.

Si l'on ajoute au lait de chaux une plus grande quantité d'eau, et qu'après avoir agité le mélange, on le laisse reposer, on obtient au-dessus de la chaux déposée, une liqueur limpide qui contient de l'hydrate de chaux en dissolution; c'est ce qu'on appelle l'*eau de chaux*.

1 litre d'eau à 0° dissout 1^{er},385 de chaux; à 15° il en dissout 1^{er},503; à 100° il n'en dissout que 0^{er},578 (A. Lamy).

L'eau de chaux ramène au bleu le papier de tournesol rougi par un acide. — Elle absorbe facilement l'acide carbonique de l'air et se recouvre d'une pellicule blanche de carbonate de chaux cristallisé: aussi doit-on la conserver dans des flacons pleins et bien bouchés.

La chaux vive, exposée à l'air, en absorbe peu à peu la vapeur d'eau et l'acide carbonique: elle se change alors en hydrate et en carbonate de chaux; elle tombe en poussière; on dit qu'elle se *délite*.

La chaux hydratée perd son eau par la calcination.

HYDRATE DE BIOXYDE DE CALCIUM. — En ajoutant de l'eau de chaux en excès à du bioxyde d'hydrogène, on obtient au bout de quelques minutes le *bioxyde de calcium* hydraté, CaO² + 8HO cristallisé.

849. Application. — La chaux est employée dans les laboratoires pour la fabrication de la potasse et de la soude caustique (707 et 764).

Elle sert à la préparation du gaz ammoniac (146) et à celle du chlorure de chaux (878). Ses applications industrielles vont être indiquées.

CHAUX. — MORTIERS.

850. Cuisson de la chaux. — Toutes les variétés de calcaire naturel peuvent servir à la fabrication de la chaux. La décomposition du calcaire par la chaleur se fait dans des fours qui, suivant leur installation, ont une marche *intermittente* ou *continue*.

1° FOURS INTERMITTENTS. — Ils ont la forme d'une cuve ovoïde (fig. 342), dont les parois sont garnies de briques réfractaires. Ils ont de 3 à 4 mètres de hauteur. Pour charger le four, on fait d'abord une voûte avec de gros fragments de calcaire, puis on achève de remplir la cuve avec des morceaux de moins en moins gros, mais laissant toujours entre eux des interstices par lesquels les gaz pourront se dégager librement. Quand le four est ainsi rempli, on allume sous la voûte un feu de bourrée ou de petit bois; on chauffe d'abord modérément, puis on élève la température au rouge vif, et on maintient cette température jusqu'à ce que la flamme sorte au haut du four sans être accompagnée de fumée. La chaleur détermine la dissociation du carbonate, mais comme le gaz acide carbonique est entraîné à mesure qu'il se produit, la tension de dissociation (30) ne peut s'établir, et la décomposition continue et s'achève. La décomposition est facilitée par le dégagement des gaz du foyer et de la vapeur d'eau provenant des pierres employées avant qu'elles aient pu perdre leur *humidité de carrière*. Quand la cuisson est achevée, on retire la chaux par les ouvertures placées à la partie inférieure, et on l'introduit dans des tonneaux que l'on ferme aussitôt.

2° FOURS COULANTS. — Les fours intermittents sont aujourd'hui généralement remplacés par les fours à calcination continue, ou *fours coulants* (fig. 343). Ils sont formés de deux cônes réunis par leur base; on leur

donne 8 à 10 mètres de hauteur. La chaleur est fournie par un foyer latéral où l'on peut brûler du bois, de la houille ou de la tourbe. La flamme et les produits de la combustion entrent dans le four par trois ouvertures *c*, équidistantes sur un même plan horizontal; l'ouverture en *d*, située au bas du four, sert à retirer la chaux cuite.

Après avoir formé une voûte avec de gros morceaux de calcaire, on achève de remplir le four avec des fragments moindres; puis, pour *mettre en train*, on fait sous la voûte un feu de broussailles, que l'on entretient de manière à chauffer au rouge tout le calcaire qui se trouve au-dessous des ouvertures *c*. Dès que ce résultat est atteint, on ne chauffe plus que par le foyer latéral. — Toutes les douze heures, on retire la chaux qui

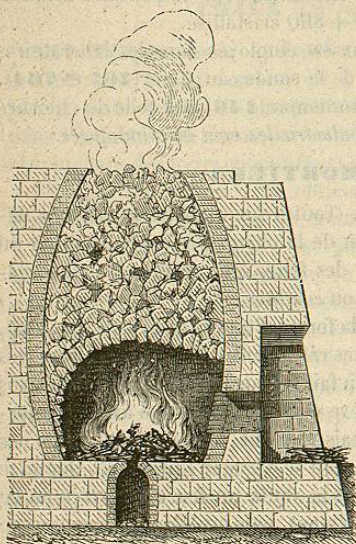


Fig. 542. — Four intermittent.

se trouve au bas du four et on charge par le haut. — La chaux ainsi obtenue a subi une cuisson plus régulière que dans les fours intermittents.

851. Variétés de chaux. — La pureté des calcaires soumis à la cuisson, influe nécessairement sur celle de la chaux que l'on obtient. Les calcaires naturels contenant presque toujours de l'argile, avec de l'oxyde de fer et du carbonate de magnésie, les propriétés de la chaux varieront avec les proportions de ces substances étrangères. On distingue, d'après leurs caractères, les chaux en *chaux ordinaires* ou *aériennes*, *chaux hydrauliques* et *ciments*.

CHAUX ORDINAIRES OU AÉRIENNES. — On appelle chaux aériennes celles

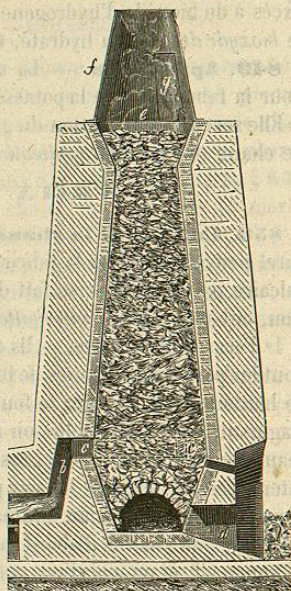


Fig. 543. — Four coulant.

que l'on emploie dans les constructions ordinaires, par opposition aux chaux qui doivent être employées dans les constructions hydrauliques. Elles se subdivisent en *chaux grasses* et en *chaux maigres*.

La *chaux grasse* provient de la calcination des calcaires à peu près purs. Elle est blanche; en *s'éteignant* elle produit un grand dégagement de chaleur et augmente beaucoup de volume (2 fois à 2 fois et demie); on dit alors qu'elle *foisonne*. — Elle est douce et onctueuse au toucher; elle forme avec l'eau une pâte liante et grasse.

La *chaux maigre* provient des calcaires impurs, contenant un peu de magnésie, d'oxyde de fer et d'argile. Elle est grise; en *s'éteignant*, elle dégage peu de chaleur et augmente à peine de volume. — Elle forme avec l'eau une pâte courte et peu liante.

CHAUX HYDRAULIQUES. — On appelle chaux hydrauliques, des chaux qui font *prise* sous l'eau; elles se solidifient au bout de quelques jours et acquièrent peu à peu une très grande dureté; un choc violent les brise en éclats à cassure écailleuse. Elles sont jaunes; en *s'éteignant*, elles s'échauffent très peu et n'augmentent guère de volume. Elles forment avec l'eau une pâte courte qui durcit à peine à l'air. Ces chaux résultent de la calcination d'un calcaire contenant de 10 à 30 pour 100 d'argile. Entre ces limites, la chaux est d'autant plus hydraulique, c'est-à-dire durcit d'autant plus vite, qu'elle contient plus d'argile.

Vicat a montré qu'on peut faire de la chaux hydraulique en calcinant un mélange de craie et d'argile: 4 parties de craie de Meudon, par exemple, avec 1 partie d'argile de Vanves.

852. Ciment. — On appelle ciment, une variété de chaux qui, mélangée à l'eau, se solidifie en quelques instants, soit à l'air, soit sous l'eau. Le ciment peut être *gâché* et appliqué comme le plâtre. Il s'obtient par la calcination des calcaires qui contiennent de 50 à 60 pour 100 d'argile. On trouve ces calcaires en Angleterre, dans les comtés de Somerset et de Clamorgan; en France, on les rencontre près de Boulogne-sur-Mer, à Pouilly (Côte-d'Or), à Vassy (Haute-Marne), etc.

On peut, ainsi que l'a démontré Vicat, obtenir des ciments artificiels en cuisant un carbonate de chaux, auquel on a mêlé 40 pour 100 d'argile. Ils sont précieux pour la maçonnerie des fondations, des caves, etc.

853. Mortiers. — On appelle mortiers les substances destinées à unir entre eux et à souder, pour ainsi dire, les matériaux de construction. Ils durcissent avec le temps, et contractent une forte adhérence pour les pierres avec lesquelles ils sont en contact. On les distingue en *mortiers ordinaires* et en *mortiers hydrauliques*.

MORTIERS ORDINAIRES. — Ce sont des mélanges de chaux éteinte et de sable; ils durcissent lentement au contact de l'air, et acquièrent une très grande dureté, mais ils résistent mal à l'action prolongée de l'eau. Les mortiers à chaux grasse acquièrent plus de solidité et résistent mieux à l'action de l'eau que les mortiers à chaux maigre.

MORTIERS HYDRAULIQUES. — Les mortiers hydrauliques durcissent sous l'eau; ils sont constamment employés dans la construction des canaux, des ponts, etc. Ils résultent du mélange de chaux hydraulique et de sable, ou du mélange de chaux grasse et de matières argileuses *cuites*, telles que tuiles, poteries, briques pilées ou roches volcaniques, comme les *pouzzolanes* (argile poreuse d'origine volcanique). C'est de cette roche, abondante près du Vésuve, aux environs de Pouzzoles, que se servaient les Romains pour les mortiers qui ont résisté depuis des siècles.

854. Béton. — Le béton est formé par un mélange de matériaux hydrauliques avec des cailloux ou de petites pierres anguleuses.

Le béton fabriqué sur place, et appliqué en couches superposées sur un terrain humide, s'y solidifie et forme un sol imperméable, sur lequel on peut établir des fondations. On emploie le béton pour poser les piles des ponts, et pour faire de gros blocs de pierre factice employés dans la construction des digues à la mer.

855. Théorie de la solidification des chaux et des mortiers.

— Les mortiers aériens acquièrent peu à peu une très grande dureté, parce que l'acide carbonique de l'air transforme lentement leur chaux hydratée en carbonate insoluble, qui contracte une grande adhérence pour les grains de sable, dont le rôle est ici purement physique. — La chaux ne peut pas être employée seule pour réunir les pierres d'un édifice, parce qu'en se solidifiant elle subit un retrait qui laisse un vide entre ses différentes parties. Le sable fait disparaître cet inconvénient et détermine une adhérence parfaite entre le mortier et les matériaux qu'il sert à réunir. La transformation en carbonate ne s'effectue que dans les parties où l'air peut avoir accès; on constate que les portions du mortier enfouies dans l'épaisseur des murailles y restent pendant des années, aussi molles qu'au moment où on les a employées.

Il est important, d'après cela, que la dessiccation ne se fasse que très lentement, afin que l'acide carbonique puisse agir à une plus grande profondeur et donner une plus grande adhérence aux matériaux.

La solidification de la chaux et des mortiers hydrauliques est due à une cause toute différente, ainsi que l'a reconnu Vicat, dont les travaux ont permis de reproduire à volonté des chaux et des mortiers remplissant les conditions nécessaires pour des constructions déterminées.

L'argile qui existe à l'état de division extrême dans les chaux et les mortiers hydrauliques a été privée d'eau par la calcination, en même temps que le calcaire perdait de l'acide carbonique et se changeait en chaux vive. Au contact de l'eau et de la chaux, elle tend non seulement à s'hydrater, mais à s'emparer de la chaux, pour former un silicate double d'alumine et de chaux, ou un silicate de chaux et un aluminat de chaux, composés insolubles, et acquérant une grande dureté.

On comprend, d'après cela, pourquoi on peut faire des chaux hydrauliques en calcinant un mélange intime d'argile et de calcaire, et des

mortiers hydrauliques en mêlant de la chaux grasse avec des argiles cuites ou des roches volcaniques bien pulvérisées.

CHLORURE DE CALCIUM ($\text{CaCl} = 55,5$. — $\text{CaCl}^2 = 111$).

856. Préparation. Propriétés. — Ce corps s'obtient lorsqu'on prépare de l'acide carbonique par le marbre et l'acide chlorhydrique (427).

La dissolution de chlorure de calcium ainsi obtenue, et concentrée par la chaleur, laisse déposer, en se refroidissant, des rhomboédres dont la composition est représentée par la formule $\text{CaCl} + 6\text{HO}$. Ils sont déliquescents, et produisent, en se dissolvant, un abaissement de température.

Il existe encore 2 autres hydrates : $\text{CaCl} + 4\text{HO}$, et $\text{CaCl} + 2\text{HO}$.

Avec 2 parties de neige et 5 parties de chlorure de calcium cristallisé, on obtient un abaissement de température de 0° à -45° . Soumis à l'influence de la chaleur, le chlorure ($\text{CaCl} + 6\text{HO}$) fond dans son eau de cristallisation. Si l'on continue à chauffer, il perd, vers 200° , 4 équivalents d'eau, et se solidifie en une masse poreuse très avide d'eau, et que l'on emploie pour dessécher les gaz. Si l'on chauffe encore davantage, le chlorure perd au rouge ses deux derniers équivalents d'eau; il subit ensuite la fusion ignée, et si on le coule sur une surface plane, il se solidifie en plaques blanches à cassure cristalline. Le chlorure fondu est encore plus avide d'eau que le chlorure calciné à 200° : aussi est-il plus propre à dessécher les gaz. Au contact de l'eau, il se dissout avec élévation de température. — CaCl dégage $14c$ en se combinant avec AzH^3 ; $24c,52$ en se combinant avec 2AzH^3 , et $44c$ en se combinant avec 4AzH^3 (M. Isambert).

857. Fluorure de calcium (CaFl). — Ce corps, appelé aussi *spath fluor* ou *fluorine*, se rencontre abondamment dans les filons avec les minerais de plomb, de zinc, d'étain, etc. Il est cristallisé en cubes, présentant quelquefois les facettes de l'octaèdre régulier. Il est rarement incolore; le plus souvent il est coloré en jaune, en vert ou en violet. Sa densité est 3,1. Il devient phosphorescent sous l'influence de la chaleur. Il fond au rouge vif. Il est insoluble dans l'eau, mais soluble dans les acides fluorhydrique ou chlorhydrique concentrés.

Il sert à préparer l'acide fluorhydrique et les fluorures de bore et de silicium. On l'emploie comme fondant dans les opérations métallurgiques.

CARBONATE DE CHAUX ($2\text{CaO}, \text{C}^2\text{O}^4$. — CaCO^3).

858. État naturel. — Le carbonate de chaux est le composé le plus répandu dans la nature; il se présente sous des aspects très variés: tantôt cristallisé, comme dans le spath d'Islande et l'aragonite; tantôt amorphe, comme dans la craie et les divers calcaires.

A l'état cristallin, il peut affecter deux formes incompatibles; le *rhomboèdre*, et le *prisme droit à base rectangle*. Sous la première il est iso-