mêlé à du carbonate de chaux, dont on le débarrasse en le traitant par l'acide chlorhydrique.

Il sert à préparer tous les autres sels de strontiane. On le transforme d'abord en sulfure par une calcination avec du charbon, et l'on dissout ensuite le sulfure de strontium dans les acides.

CARBONATE DE STRONTIANE. CO^2,StO.

Ce sel existe dans la nature, et porte le nom de *strontiane carbonatée* ou *strontianite*.

Le carbonate de strontiane cristallise en prismes droits de 117° 32'. Il est incolore, sa densité est égale à 3,65. Il se décompose comme le carbonate de baryte sous l'influence d'une température très-élevée. Le carbonate de strontiane se décompose par la chaleur avec facilité lorsqu'on le soumet à l'action du charbon ou de la vapeur d'eau.

Comme le carbonate de strontiane est insoluble dans l'eau, on peut l'obtenir par double décomposition, en traitant un sel de strontiane soluble par un carbonate soluble. On le rencontre dans quelques sources, où il est dissous à la faveur d'un excès d'acide carbonique.

CALCIUM (Ca = 250,00).

Le calcium a été isolé au moyen de la pile par Davy : une petite coupelle de chaux humide fut remplie de mercure ; le pôle positif de la pile fut mis en communication avec la lame métallique sur laquelle reposait la coupelle, et le pôle négatif avec le mercure ; il se produisit ainsi un amalgame de calcium. Cet amalgame, soumis à la distillation, donna du calcium pur.

Le potassium peut décomposer la chaux à une température élevée et mettre en liberté le calcium.

On prépare aisément le calcium en décomposant l'iodure de calcium par le sodium sous l'influence de la chaleur. La réaction s'opère sous une pression supérieure à celle de l'atmosphère, dans un creuset de fer fermé par un bouchon à vis (MM. Liès-Bodart et Jobin).

On prépare encore le calcium en chauffant 300 parties de chlorure de calcium, 400 parties de zinc et 100 parties de sodium : on obtient ainsi un alliage de zinc et de calcium, qui donne du calcium pur lorsqu'on le calcine dans un creuset de charbon de cornue (M. Caron).

Le calcium est d'un jaune pâle, d'un éclat métallique ; chauffé dans l'air sec, ou exposé à l'air humide, il se transforme en *chaau*. Sa densité est égale à 1,584.

Il décompose l'eau en dégageant beaucoup de chaleur et mettant l'hydrogène en liberté.

Le calcium se combine en deux proportions avec l'oxygène, pour former le protoxyde de calcium CaO (chaux) et le bi-oxyde CaO^2.

PROTOXYDE DE CALCIUM. — CHAUX. CaO.

La chaux est connue de toute antiquité ; elle entrait dans les mortiers employés par les anciens.

Cette base est blanche, caustique, très-alcaline, d'une densité égale à 2,3 ; elle verdit le sirop de violettes ; quand on la plonge dans l'eau et qu'on l'en retire lorsque l'air qu'elle contenait dans ses pores s'est dégagé, elle s'hydrate en donnant naissance à un dégagement de chaleur qui peut élever la température jusqu'à 300°, et produit un sifflement accompagné d'épaisses vapeurs d'eau. La chaleur que développe la chaux en s'hydratant est suffisante pour enflammer la poudre.

La chaux qui s'est *délitée*, c'est-à-dire qui s'est réduite en poudre en absorbant de l'eau, représente sensiblement un monohydrate CaO,HO : on lui donne souvent le nom de chaux *éteinte* pour la distinguer de la *chaux vive*, qui est la chaux anhydre CaO. La chaux éteinte, en suspension dans l'eau, constitue le *lait de chaux*.

Lorsque la chaux est de bonne qualité, si on l'arrose d'une petite quantité d'eau, elle s'échauffe, foisonne beaucoup ; en ajoutant de l'eau, on peut former une pâte liante ; on lui donne alors le nom de *chaux grasse*.

La solubilité de la chaux dans l'eau est très-faible : une partie de chaux se dissout dans 778 parties d'eau à 15° et dans 1270 parties d'eau à 100°.

La chaux est donc plus soluble à la température ordinaire qu'à la température de 100°. Aussi l'eau de chaux se trouble lorsqu'on la fait bouillir et dépose de la chaux.

Le sucre se combine avec la chaux et la rend très-soluble dans l'eau.

Une dissolution de chaux que l'on fait évaporer dans le vide, laisse déposer des primes hexaèdres, dont la composition est représentée par la formule CaO,HO (Gay-Lussac).

L'eau de chaux est fréquemment employée dans les laboratoires comme réactif : pour la préparer on introduit de la chaux

dans un flacon que l'on remplit ensuite entièrement d'eau. L'excès de chaux se dépose, et l'eau de chaux reste claire : cette première dissolution n'est jamais pure, elle contient ordinairement une certaine quantité de potasse. Pour préparer une eau de chaux très-pure, il faut d'abord laver la chaux à trois ou quatre reprises avant de la laisser définitivement en contact avec l'eau.

La chaux à l'état anhydre ou à l'état hydraté absorbe l'acide carbonique de l'air, et produit du carbonate de chaux ; en se carbonatant, elle devient dure, et se transforme en une matière qui présente la composition de la pierre à chaux, et qui en a souvent la dureté.

C'est cette propriété importante qui fait employer la chaux dans la confection des mortiers.

État naturel de la chaux. — La chaux absorbe promptement l'eau et l'acide carbonique de l'air ; aussi ne se trouve-t-elle jamais dans la nature à l'état de liberté ; mais on la rencontre combinée avec l'acide carbonique et constituant toutes les variétés de carbonate de chaux, qui portent les noms de craie, de marbre, de spath d'Islande, d'arragonite, etc. Les coquilles des mollusques sont presque entièrement formées de carbonate de chaux.

La chaux combinée avec l'acide sulfurique constitue le plâtre, corps abondamment répandu dans la nature.

Cette base entre aussi dans la composition des os des animaux à l'état de phosphate et de carbonate de chaux.

On la trouve en outre combinée en différentes proportions avec la silice. La plupart des végétaux contiennent de la chaux unie à des acides organiques.

Extraction de la chaux. — Comme la chaux est indécomposable par la chaleur, on emploie pour sa préparation des sels de chaux, dont les acides peuvent être chassés sous l'influence d'une température élevée. L'azotate de chaux pourrait servir à cette préparation ; mais ce sel n'étant pas abondant, c'est toujours le carbonate de chaux qui sert à fabriquer la chaux.

Les calcaires purs ou presque purs fournissent, par la calcination, de la *chaux grasse*.

Si le calcaire est impur, et surtout s'il est argileux, il laisse une chaux qui foisonne peu et se durcit quand on la laisse en contact avec l'eau.

Lorsqu'on soumet à la calcination le carbonate de chaux pur, on reconnaît que sa décomposition est lente et exige une tempé-

rature élevée. On peut employer l'appareil ci-contre (*fig.* 99)

Différents gaz, tels que l'oxyde de carbone, l'hydrogène, et surtout la vapeur d'eau, accélèrent la décomposition du carbonate de chaux. Lorsqu'on remplit un tube de porce-

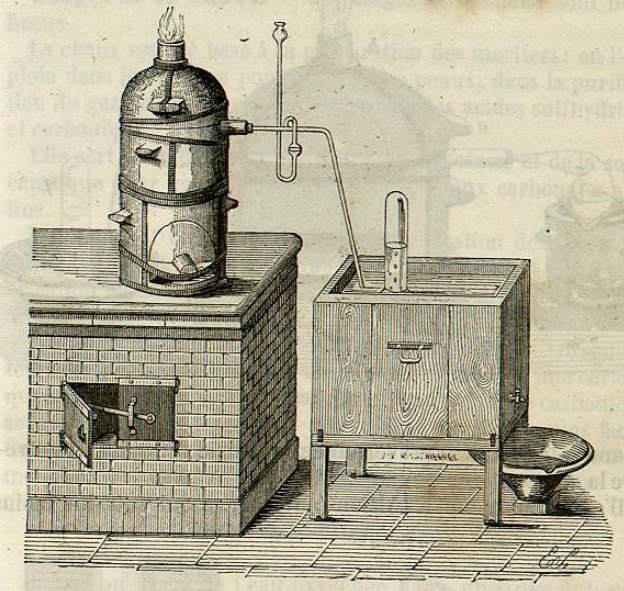

Fig. 99.

laine *ab* de fragments de carbonate de chaux et qu'on expose ce tube au rouge sombre, on ne remarque aucun dégagement d'acide carbonique ; mais si l'on fait passer dans le tube, à cette même température, un courant de gaz ou de vapeur d'eau, la décomposition du sel se détermine aussitôt (*fig.* 100).

L'influence de la vapeur d'eau sur la décomposition du carbonate de chaux est connue depuis longtemps des fabricants de chaux, qui savent qu'une pierre encore humide se décompose plus facilement que celle qui a été desséchée à l'air : aussi jettent-ils souvent dans les fours à chaux une petite quantité d'eau, qui, en se volatilisant, active la décomposition de la pierre calcaire.

On emploie différents fours pour calciner le carbonate de chaux.

Les uns sont à cuisson discontinue ; ils sont simplement creusés dans le sol ou construits en briques (*fig.* 101). On fait avec les plus gros morceaux de pierre calcaire une voûte surbaissée qu'on

recouvre de fragments de plus en plus petits ; on remplit ainsi tout l'intérieur du four. Le combustible est brûlé sous la voûte ;

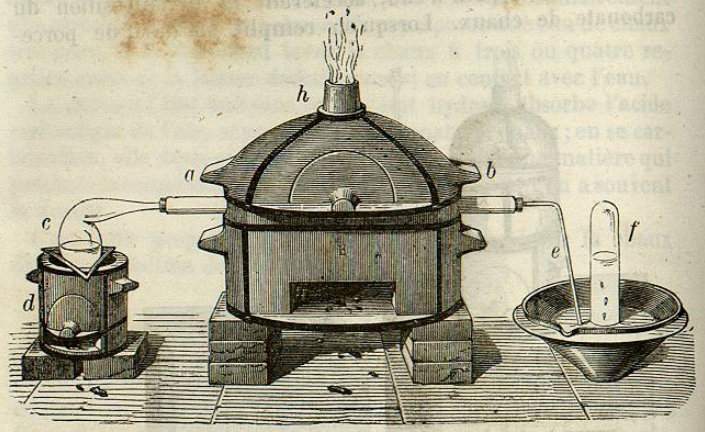

Fig. 100.

quand la calcination est terminée, on laisse refroidir, et on retire la chaux.

D'autres fours sont à cuisson continue, ce qui entraîne moins

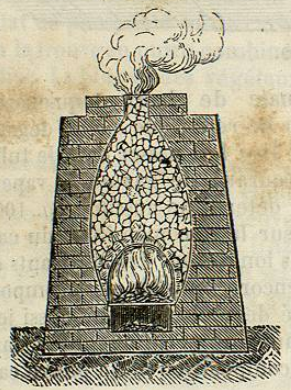

Fig. 101.

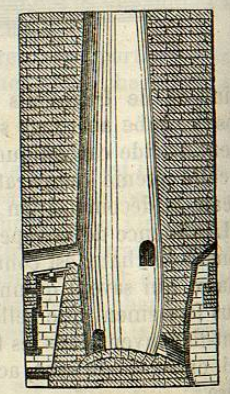

Fig. 102.

de pertes de chaleur. Ce sont des fourneaux à cuve, assez élevés (*fig.* 102), dans lesquels on charge à la partie supérieure la

pierre calcaire mêlée au combustible, qui est généralement la houille. A mesure que les charges descendent, on retire les fragments de chaux par des ouvertures inférieures.

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 caustique 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 bi-oxyde de calcium hydraté. Ce corps est peu stable et se décompose même dans l'eau, en chaux et en oxygène (Thenard).

CARACTÈRES 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. — 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.

Acide sulfhydrique. Sulfures alcalins. Cyanoferrure de potassium. Acide hydrofluosilicique. — Pas de précipité.

Au chalumeau. — Les sels de chaux, et principalement le carbonate, répandent un éclat éblouissant, lorsqu'on les chauffe à l'extrémité du dard de la flamme.

CHLORURE DE CALCIUM. ClCa.

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 peut le préparer en faisant passer du chlore sur de la chaux portée au rouge, ou mieux en dissolvant de la chaux ou du carbonate de chaux dans l'acide chlorhydrique.

Mais le procédé de préparation le plus simple consiste à traiter par l'eau les résidus de la préparation de l'ammoniaque. La liqueur, qui est toujours alcaline, est saturée par l'acide chlorhydrique, et ensuite évaporée à sec.

Le chlorure de calcium est blanc ; sa saveur est amère ; il cristallise en prismes à six pans terminés par des pyramides à six faces. Il retient alors 49,12 pour 100 d'eau ou 6 équivalents. Ces cristaux, desséchés dans le vide, perdent 4 équivalents d'eau.

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 prendre 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. Toutefois, le chlorure de calcium ne dessèche pas les gaz d'une manière absolue.

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 en carbonate de 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 (M. 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 : $ClCa,4AzH^3$. Aussi ne peut-on pas se servir du chlorure de calcium pour dessécher le gaz ammoniac.

(*) OXYCHLORURE DE CALCIUM. CaCl,3CaO.

On obtient ce composé en introduisant de la chaux dans une dissolution bouillante et concentrée de chlorure de calcium. L'ébullition doit être maintenue pendant quelque temps, et il se dépose, par le refroidissement de la liqueur, de longs cristaux prismatiques qui ont pour formule : ClCa,3CaO,15HO. Ce corps n'est stable que dans une eau chargée de chlorure de calcium. Il se décompose immédiatement en chlorure de calcium et en chaux, sous l'influence de l'alcool ou de l'eau pure.

L'oxychlorure de calcium anhydre existe assez souvent dans les résidus de la préparation de l'ammoniaque. C'est lui qui rend alcalin le chlorure de calcium qui a été calciné à l'air.

(*) FLUORURE DE CALCIUM. FlCa.

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.

Le fluorure de calcium est rarement incolore, et présente ordinairement des teintes jaunes ou violettes. 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.

L'eau peut dissoudre une très-petite quantité de spath fluor : à la température de 15° cette solubilité est exprimée par $\frac{1}{26000}$ environ (M. Wilson).

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

Pour obtenir, au moyen du spath fluor, de l'acide fluorhydrique qui ne contienne pas d'acide hydrofluosilicique, on calcine le spath fluor ordinaire avec du carbonate de potasse, et l'on reprend la masse par l'eau ; il se forme de l'hydrofluosilicate de potasse insoluble que l'on sépare facilement, et il reste dans la liqueur du fluorure de potassium que l'on décompose ensuite par l'acide sulfurique.

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

Le spath fluor est une substance essentiellement de filons : il existe en grande abondance dans les filons d'époques assez modernes. Il s'y trouve associé avec les minerais de plomb et de zinc.

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

(*) PHOSPHURE DE CALCIUM.

On obtient ce composé en faisant passer de la vapeur de phosphore sur de la chaux portée au rouge.

Le phosphure de calcium est un corps brun, amorphe ; l'eau le décompose en produisant de l'hydrogène phosphoré spontanément inflammable.

(*) AZOTATE DE CHAUX $AzO^5,CaO,4HO$.

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.

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.

L'acide azotique forme avec la chaux deux sels basiques, dont la composition n'a pas été déterminée.

(*) HYPOCHLORITE DE CHAUX. ClO,CaO.

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

$$2Cl + 2CaO = ClO,CaO + ClCa.$$

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.

Lorsqu'on le traite par les acides affaiblis, on en élimine d'abord de l'acide hypochloreux ; mais, en présence d'un excès d'acide, l'acide hypochloreux réagit sur l'acide chlorhydrique qui provient de la décomposition du chlorure de calcium, et il se forme de l'eau et du chlore :

$$ClO + ClH = Cl^2 + HO.$$

Pour expliquer la production du chlore dans la réaction précédente, on peut admettre aussi que l'acide, que nous représenterons par A, élimine simplement l'acide hypochloreux, et que l'oxygène de ce dernier acide oxyde directement le calcium du chlorure de calcium mêlé à l'hypochlorite ; on a ainsi :

$$ClO,CaO + ClCa + 2A = 2(A,CaO) + 2Cl.$$

(*) Les chimistes qui n'admettent pas la présence de l'hypochlorite de chaux dans le chlorure de chaux, et qui regardent ce composé comme résultant de l'union directe du chlore avec la chaux en lui donnant pour formule Cl,CaO, expliquent la décomposition du chlorure de chaux par les acides de la manière suivante :

$$Cl,CaO + A = A,CaO + Cl.$$

Dans l'une ou l'autre hypothèse, tout le chlore absorbé par la chaux est dégagé à l'état de liberté par les acides ; on comprend alors que, dans un grand nombre d'applications, on remplace le chlore par le chlorure de chaux, qui contient sous un petit volume des quantités considérables de chlore, qu'il peut dégager entièrement par l'action des acides.

Le chlorure de chaux agit sur les substances organiques et les décompose : il détruit les matières colorantes ; toutefois son action sur ces matières s'exerce lentement lorsqu'il contient un excès de chaux. Ainsi l'on peut mêler ensemble de la teinture bleue de tournesol et du chlorure de chaux, sans observer aucun phénomène de décoloration ; mais l'intervention d'un acide, même très-faible, déplace l'acide hypochloreux et détermine aussitôt la décoloration du tournesol.

La dissolution aqueuse du chlorure de chaux présente la propriété curieuse de se décomposer, même à froid, par le contact du bi-oxyde de manganèse, des bi-oxydes de cuivre et de mercure et du sesqui-oxyde 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 (M. Mitscherlich).

Préparation. — Pour préparer le chlorure de chaux, on fait

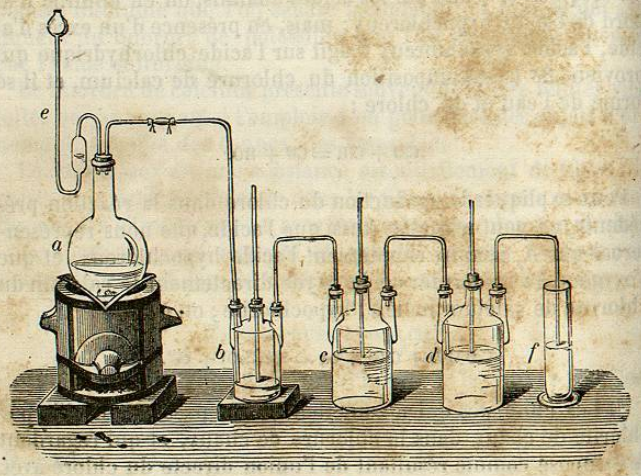

Fig. 103.

passer un courant de chlore dans un lait de chaux, ou dans de la chaux éteinte. On a soin de maintenir constamment un excès de

chaux, pour que l'hypochlorite ne se transforme pas en chlorate. La masse étendue d'eau, décantée ou filtrée, donne une dissolution concentrée de chlorure de chaux. Dans les laboratoires, l'opération peut se faire dans l'appareil de Woulf représenté *fig.* 103.

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

(*) 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 propriété 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 :

$$AsO^3 + 2HO + 2Cl = AsO^5 + 2ClH.$$

En faisant réagir sur une quantité constante d'acide arsénieux différents échantilllons 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 complétement 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.