



Frédéric Elie on  
ResearchGate

## Eau de chaux et chimie du calcium

Frédéric Elie

25/02/2004

CopyrightFrance.com

*La reproduction des articles, images ou graphiques de ce site, pour usage collectif, y compris dans le cadre des études scolaires et supérieures, est INTERDITE. Seuls sont autorisés les extraits, pour exemple ou illustration, à la seule condition de mentionner clairement l'auteur et la référence de l'article.*

*« Si vous ne dites rien à votre brouillon, votre brouillon ne vous dira rien ! »  
Jacques Breuneval, mathématicien, professeur à l'université Aix-Marseille I, 1980*

Abstract : Nous savons tous que l'eau de chaux permet de détecter la présence du gaz carbonique: vous avez probablement soufflé dans l'eau de chaux ordinairement transparente et l'avez vue se troubler. Voyons ici pourquoi une telle réaction, ce qu'est l'eau de chaux et comment s'en fabriquer? Ce sera aussi l'occasion d'introduire quelques notions en chimie du calcium.

### SOMMAIRE

- 1 - Présentation de l'expérience
- 2 - Chaux, calcaire et eau de chaux: quelques utilisations
  - 2-1 - *Obtention de la chaux vive*
  - 2-2 - *Carbonate de calcium (calcaire) et ses usages (indications non exhaustives)*
  - 2-3 - *Rôle du carbonate de calcium dans la dureté de l'eau*
  - 2-4 - *Sulfate de calcium et gypse*
  - 2-5 - *Chaux éteinte: quelques utilisations*
  - 2-6 - *Chaux vive: quelques applications, les ciments*
- Bibliographie

### 1 - Présentation de l'expérience

Je propose dans cette expérience de préparer l'eau de chaux et de la mettre en oeuvre pour détecter la présence de dioxyde de carbone (gaz carbonique).

Prendre de la chaux vive, oxyde de calcium CaO, que l'on trouve dans le commerce. Elle se présente sous forme de cristaux de couleur blanche.

On obtient la chaux éteinte par hydratation (ou extinction) de la chaux vive par l'eau, suivant la réaction:



cette réaction dégage de la chaleur, son enthalpie molaire étant  $\Delta H = - 65 \text{ kJ/mol}$ . Si la chaux éteinte est en suspension dans l'eau on a affaire à du lait de chaux. Par contre, si elle est saturée dans l'eau, on a affaire à de l'eau de chaux: pour le savoir, il suffit de connaître le volume d'eau utilisé et la masse de chaux vive introduite, sachant que la solubilité de CaO dans l'eau est de 1,3 g/litre à température ambiante (25°C), de 1g/litre à 40°C, et décroît lorsque la température augmente (elle tombe à 0,6 g/litre à 100°C). Pour obtenir l'eau de chaux on a donc intérêt à travailler avec une eau à température ambiante. (D'ailleurs, si on chauffe les cristaux

d'hydroxyde de calcium la réaction s'inverse à partir d'une température de 450°C: ils se décomposent en eau et oxyde de calcium.)

Filtrer la suspension obtenue pour éliminer les composés solides et obtenir un liquide transparent, le filtrat est de l'eau de chaux (saturée) si on a utilisé de la chaux vive en quantité suffisante (au moins 1g par litre d'eau). Le liquide obtenu devra être enfermé dans un bocal en verre étanche pour éviter toute réaction avec le gaz carbonique de l'air ambiant lors de son stockage.

Prélever un peu d'eau de chaux et la verser dans un tube à essai (refermer immédiatement le flacon de réserve). Avec une paille, expirer de l'air dans l'eau de chaux du tube, agiter: on obtient un liquide troublé par la présence d'une suspension laiteuse: c'est du calcaire. En effet, l'eau de chaux a réagi avec le gaz carbonique présent dans l'air expiré, par la réaction:



Ainsi la présence de gaz carbonique est révélée par l'eau de chaux qui se trouble (voir photo ci-après).

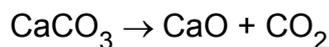


*eau de chaux troublée après y avoir insufflé du gaz carbonique par une paille*

## **2 - Chaux, calcaire et eau de chaux: quelques utilisations**

### **2-1 - Obtention de la chaux vive**

Le carbonate de calcium étant dissocié à partir de 897°C sous 1 atmosphère, la chaux vive est obtenue par calcination du calcaire à 900-1200°C, avec dégagement de dioxyde de carbone (gaz carbonique):



La réaction est endothermique, c'est-à-dire nécessite apport de chaleur (ce qui s'exprime par enthalpie  $\Delta H = + 178,40 \text{ kJ/mol}$ ). Mais comme matière première, le calcaire n'est jamais seul: on le trouve mélangé avec du carbonate de magnésium  $\text{MgCO}_3$  (dans la dolomite) qui présente l'inconvénient de se dissocier à plus basse température que le calcaire pur (650°C). Il est également souvent mélangé à l'argile, et dans ce cas la calcination donne lieu à des oxydes qui entrent dans la composition des ciments.

### **2-2 - Carbonate de calcium (calcaire) et ses usages (indications non exhaustives)**

Le carbonate de calcium est présent sous trois formes cristallines différentes:

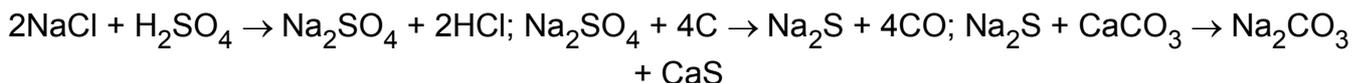
- calcite (spath d'Islande) de maille cristalline rhomboédrique, possédant la propriété optique de

biréfringence. Cette forme est présente dans la craie, le marbre blanc, l'albâtre calcaire...  
Densité 2,71.

- aragonite, de maille orthorhombique, également biréfringente, donne le calcite par chauffage...  
Densité 2,93.

- vatérite, de maille hexagonale...

Le carbonate de calcium est utilisé pour obtenir le carbonate de sodium  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  qui est très utile dans la fabrication du verre, dans les savons et les détergents, en sidérurgie (désulfurant, désilicant...), l'obtention des phosphates, des engrais, etc... La méthode moderne utilisée est le procédé Solvay, mais on peut aussi l'obtenir par réaction à chaud ( $800-900^\circ\text{C}$ ) du chlorure de sodium (sel) et de l'acide sulfurique qui donne le sulfate de sodium, lequel par action du carbone donne du sulfure de sodium qui à son tour réagit avec le carbonate de calcium pour donner le carbonate de sodium:



(notons au passage que la première réaction permet aussi d'obtenir l'acide chlorhydrique).  
Le nitrate de calcium  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , encore appelé salpêtre de calcaire, est à la base de certains engrais. Il est obtenu par action de l'acide nitrique sur le calcaire:



il est très soluble dans l'eau (1,2 kg/litre) et se dissout dans sa propre eau de cristal ( $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ), ce qui explique que, en cas d'ambiance humide, il est responsable du salpêtre sur les murs.

### **2-3 - Rôle du carbonate de calcium dans la dureté de l'eau**

Le carbonate de calcium n'est pratiquement pas soluble dans l'eau pure. Pour vous en convaincre essayez de dissoudre un morceau de craie dans de l'eau douce: il ne se dissout pas! Par contre il se dissout très bien en présence de gaz carbonique dans l'eau. Pour le constater, mettez un morceau de craie dans de l'eau gazeuse de boisson par exemple: il se dissout. Sa dissolution donne l'hydrogénocarbonate de calcium:



*dissolution d'une craie dans l'eau gazeuse (riche en  $\text{CO}_2$ ): en couleur vraie, à g. verre d'eau gazeuse sans craie, à d. verre d'eau gazeuse avec craie*



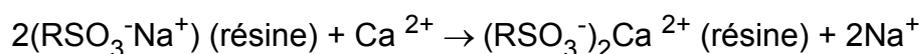
*la même expérience en couleur inversée: on voit nettement que le verre de droite, où la craie a été placée, présente des suspensions opaques: c'est de l'hydrogénocarbonate de calcium*

La dureté de l'eau est liée à la présence de calcium et de magnésium, ou plus exactement de leurs ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$ . Le calcium provient en partie de la dissolution du calcaire dans l'eau, donc de l'hydrogénocarbonate de calcium, et du sulfate de calcium  $\text{CaSO}_4$ . La dureté de l'eau est mesurée en degrés hydrotimétriques (°f ou TH) définis comme suit:

$$D(^{\circ}\text{f}) = 10 ((\text{Ca})/40,1 + (\text{Mg})/24,3)$$

où (Ca) et (Mg) sont les concentrations volumiques en g/litre du calcium et du magnésium. Avec cette formule la dureté représente le nombre de ml d'une solution de savon qu'un litre d'eau doit absorber pour pouvoir mousser, c'est-à-dire pour provoquer la précipitation des sels de calcium et de magnésium. Plus il faut de savon plus l'eau est dure, c'est-à-dire est riche en ions calcium et magnésium. Avec cette définition, 1°f correspond à 10,3 mg de carbonate de calcium par litre d'eau (donc 1 mole de carbonate par m3 d'eau) qui nécessite 100 mg de savon pour pouvoir précipiter. Une eau est dure au-dessus de 15 à 25°f.

Une eau dure peut être adoucie par une résine échangeuse d'ions:



C'est ce type de réaction qui est mise à profit avec les résines destinées à adoucir l'eau des piscines ou dans les cartouches filtrantes de l'eau potable.

*NB:* la mesure de la dureté de l'eau n'est pas la même pour d'autres Etats: 1°f correspond à 0,585° aux Etats Unis, 0,702° en Grande Bretagne et 0,560° en Allemagne (degrés °D), ou encore en ppm de carbonate de calcium. Voici un tableau de correspondances:

degrés °f	degrés °D	ppm de $\text{CaCO}_3$	dureté
0 à 4	0 à 2,24	0 à 40	eau très douce
4 à 8	2,24 à 4,48	40 à 80	eau douce
8 à 12	4,48 à 6,72	80 à 120	eau moy. douce
12 à 18	6,72 à 10	120 à 180	eau assez dure
18 à 30	10 à 16,8	180 à 300	eau dure

L'origine du carbonate de calcium est entre autre organique: squelettes d'organismes vivants, algues calcaires unicellulaires (coccolites), calcaire du corail, composition des carapaces de crustacés ou coquillages (par exemple les épines d'oursin sont en carbonate de calcium)... Quant au sulfate de calcium, qui est aussi responsable de la présence des ions calcium dans l'eau, il s'agit de cristaux orthorhombiques  $\text{CaSO}_4$  peu solubles dans l'eau.

## 2-4 - Sulfate de calcium et gypse

La forme hydratée du sulfate de calcium est le gypse de formulation ( $\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ), constituant l'albâtre, le mica, les roses des sables...

Sa dissociation par chauffage, en présence de coke et d'argile, donne la chaux vive, le dioxyde de soufre et l'oxygène:



Le gypse permet l'obtention de diverses variétés de plâtres:

- chauffé à 150°C le gypse donne l'hémihydrate  $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$

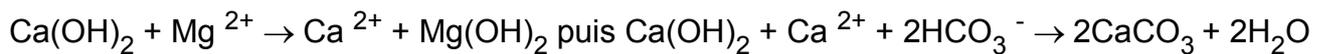
- chauffé entre 150 et 360°C cet hémihydrate donne l'anhydrite, très soluble à l'eau et donc très sensible à l'air humide;
- chauffé au-dessus de 365°C le gypse donne une forme impossible à réhydrater: l'anhydrite insoluble orthorhombique
- chauffé à 900°C on obtient le plâtre à prise lente.

Lorsque l'hémihydrate est mélangée en bouillie avec l'eau de façon à y former une solution sursaturée, il recristallise en cristaux fins et enchevêtrés avec dilatation de volume: c'est la prise du plâtre.

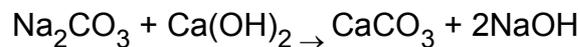
## 2-5 - Chaux éteinte: quelques utilisations

Voici quelques propriétés et applications de la chaux éteinte  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ :

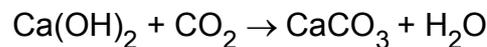
- adoucissement de l'eau:



- obtention de la soude par réaction avec le carbonate de sodium:



- la chaux éteinte, on l'a vu, est obtenue par hydratation (ou extinction) de la chaux vive, elle-même obtenue par calcination du calcaire. Par conséquent, si la teneur d'origine de ce dernier en argiles est de 20%, la chaux éteinte est de la chaux hydraulique. Sous forme de mortier à la chaux, bouillie de mélange de chaux éteinte et de sable, la chaux éteinte peut servir de liant de par sa réaction avec le gaz carbonique contenu dans l'air, celle-la même qui permet de détecter le gaz carbonique comme vu plus haut: la transformation en carbonate de calcium (calcaire) est responsable du durcissement obtenu:



ci-après quelques valeurs de la résistance à la compression de certaines chaux hydrauliques:

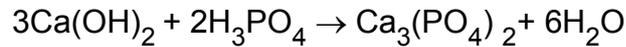
désignation - symbole	résistance en 7 jours	résistance en 28 jours
chaux hydraulique naturelle - XHN 30	1 MPa	3 MPa
chaux hydraulique naturelle - XHN 60	3 MPa	6 MPa
chaux hydraulique naturelle - XHN 100	5 MPa	10 MPa
chaux hydraulique artificielle - XHA 60	3 MPa	6 MPa
chaux hydraulique artificielle - XHA 100	5 MPa	10 MPa

- la chaux éteinte intervient dans la préparation du phosphate de calcium  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , solide incolore, soluble seulement dans les acides chlorhydrique et nitrique. Le phosphate de calcium se trouve dans l'apatite  $[\text{3Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{CaF}_2]$ , dans la phosphorite  $[\text{3Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{Ca}(\text{OH}, \text{F}, \text{Cl})_2]$ , dans les structures minérales de l'organisme (os, émail des dents). Il est utilisé dans la fabrication du verre, des émaux et de la porcelaine. Il est aussi la source de fabrication des engrais à base de phosphates rendus assimilables par les plantes sous forme de phosphates monocalcique et bicalcique, par action d'acide chlorhydrique:



Le phosphate monocalcique (ou dihydrogénophosphate de calcium) est un composant essentiel du guano, ce qui explique l'importance de ce produit naturel tombé du ciel, dans la fabrication des engrais. Ces engrais, appelés superphosphates, sont obtenus par action de l'acide sulfurique sur apatite ou phosphorite pulvérisées à 120°C: ce sont des mélanges de phosphate monocalcique et de sulfate de calcium  $\text{CaSO}_4$ .

Obtention du phosphate de calcium par action de l'acide phosphorique sur la chaux éteinte:

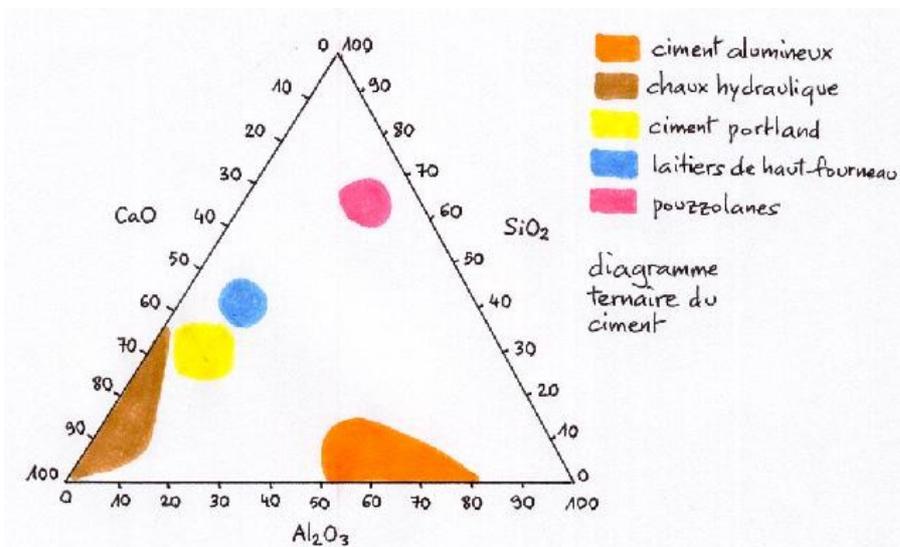


- Etc, etc...

## 2-6 - Chaux vive: quelques applications, les ciments

Les ciments sont constitués d'une phase solide anhydre ou faiblement hydratée et d'une phase liquide. Parmi eux, les ciments hydrauliques sont ceux pour lesquels l'hydratation de leur phase solide (ajout d'eau) conduit à une autre phase solide constituée de composés hydratés qui ont précipité en formant des cristaux enchevêtrés: leur réaction avec l'air conduit à une phase solide durcie, de tenue mécanique élevée.

En général, les ciments sont obtenus par brûlage à 1000-1450°C d'un mélange pulvérisé de calcaire et de silicate d'aluminium. Ils sont un composé de chaux vive  $\text{CaO}$ , de silice  $\text{SiO}_2$ , de corindon  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , et dans une moindre mesure d'oxyde de fer III  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Le diagramme ternaire des trois principaux constituants des ciments permet de voir les principales familles de ciments en fonction de leurs proportions relatives:



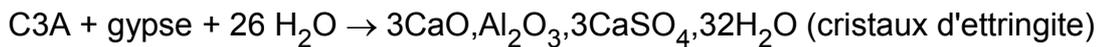
Deux mots sur le ciment portland et le ciment alumineux, la chaux hydraulique ayant été présentée plus haut:

- *ciment portland CPA:*

inventé par Louis Vicat en 1818, il est constitué à la base de 80% de calcaires et 20% d'argiles (silice  $\text{SiO}_2$ , ...). Chauffés à 1000-1450°C ces composés de base donnent:



ces produits de réaction forment des scories, nodules durs (clinkers) qu'il faut broyer pour obtenir le ciment portland. La résistance mécanique est due à l'hydratation du C3S, efficace au bout de 7 jours (résistance de l'ordre de 50 MPa), et à celle plus lente (28 jours) du C2S qui conduit à des résistances plus élevées. Quant au C3A il s'hydrate très rapidement et doit être régulé par le gypse ( $3\text{CaSO}_4,2\text{H}_2\text{O}$ ) pour retarder la prise en masse:



• *ciment alumineux:*

Inventé par Bied (1908), il est obtenu par mélange broyé de calcaire et de bauxite (alumine) porté à très haute température. Le liant principal est l'aluminate monocalcique [ $\text{CaO},\text{Al}_2\text{O}_3$ ]. A l'état fondu, sorti du four, le ciment alumineux s'hydrate facilement et sa prise conduit à des résistances mécaniques meilleures que celles du ciment portland (80 MPa au bout de 7 jours). Sa mise en oeuvre assez spécifique le destine à un usage pour béton réfractaire pouvant supporter jusqu'à 1200°C, travaux urgents ou par très grands froids.

Je donne dans le tableau ci-après quelques valeurs des résistances mécaniques à la compression des différents ciments (les ciments dont la résistance au bout de 28 jours est au moins égale à 32,5 MPa sont répartis en trois classes: 32,5, 42,5 et 52,5.)

désignation - symbole	classe	résistance en 2 jours	résistance en 7 jours	résistance en 28 jours
portland type I - CPA-CEM I (existe aussi en classes 42,5 et 52,5)	32,5		17,5 MPa	32,5 à 52,5 MPa
portland composé type II - CPJ-CEM II (existe aussi en classes 42,5 et 52,5)	32,5		17,5 MPa	32,5 à 52,5 MPa
portland de haut fourneau type III - CHF-CEM III et CLK-CEM III (existent aussi en classe 52,5)	42,5	10 MPa		42,5 à 62,5 MPa
portland au laitier et aux cendres type V - CLC-CEM V	42,5	10 MPa		42,5 à 62,5 MPa
ciment à maçonner - CM160	-		10 MPa	16 MPa
ciment à maçonner - CM250	-		16 MPa	25 MPa
ciment naturel - CN	-		10 MPa	16 MPa
ciment de laitier à la chaux - CLX100	-		5 MPa	10 MPa
ciment de laitier à la chaux - CLX160	-		10 MPa	16 MPa
ciment alumineux fondu - CA	52,5	50 MPa		60 MPa
ciments sursulfatés - ES	-		21 ou 31,5 MPa	32,5 ou 40 MPa
ciments travaux en mer - PM	-		16 MPa	25 MPa
ciments prompts naturels - CNP	-	10 MPa	14 MPa	19 MPa

## **Bibliographie**

- Maurice Ravaille: *Chimie générale*, éd. Baillière, Paris, 1968
- Robert Perrin, Jean-Pierre Scharff: *Chimie industrielle*, Masson, Paris 1997
- Jean-Pierre Faroux, Jacques Renault: *Thermodynamique*, Dunod, Paris 1997
- Hans Breuer: *Atlas de la chimie*, Librairie générale française, 2000
- R. Adrait, D. Sommier: *Guide du constructeur en bâtiment*, Hachette 1998