

Délégation de la Moselle

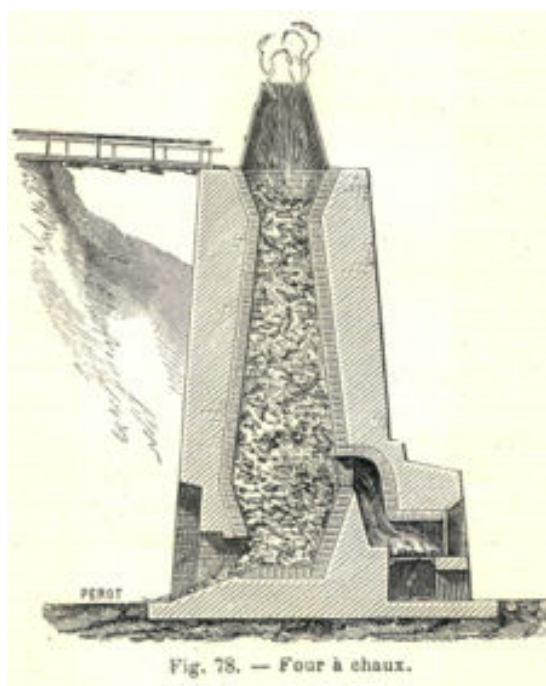
**Thomas Schuler**, délégué-adjoint (Vallée de la Seille), professeur de physique-chimie

*Dernière mise à jour Janvier 2013*

## 1 La chimie des chaux aériennes

*Le principe qui consiste à « brûler », calciner une pierre pour en extraire un composant meuble que l'on pourra reconstituer ensuite a probablement été d'abord découvert avec le gypse qui, en étant chauffé (à 150 °C), donne du plâtre.*

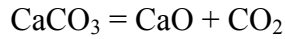
*Ce matériau plus facile à obtenir a été découvert avant la chaux, mais des mélanges de plâtre et de chaux sont utilisés comme support de peinture murale en Égypte dès 2600 ans avant J.-C. (Wikipedia)*



*Image d'un four à chaux, manuel scolaire 1906*

# 1 LA CALCINATION

Pour simplifier, on fait l'hypothèse d'une roche extrêmement pure, contenant 100% de *carbonate de calcium* CaCO<sub>3</sub>. Partant de cette roche calcaire, la première étape consiste en une calcination. A une température voisine de 900 °C, le *carbonate de calcium* constituant la roche se décompose selon la réaction chimique ci-dessous.



Cette réaction est théoriquement totale, c'est-à-dire que l'intégralité du *carbonate de calcium* initialement présent se décompose sous l'effet de la chaleur en *oxyde de calcium* CaO et *dioxyde de carbone* CO<sub>2</sub> (Cette décomposition n'est pour autant pas instantanée, elle nécessite plusieurs heures de chauffe)  
 → L'*oxyde de calcium* obtenu de formule chimique CaO est plus couramment appelé *chaux vive*.

On obtient donc de la *chaux vive à la sortie du four* ; le *dioxyde de carbone* se dégage dans l'atmosphère.

Pour 100 grammes de roche au départ dans le four, on obtient seulement 56 grammes de chaux vive à l'issue de la calcination. Ci-dessous l'explication théorique :

Tableau d'avancement de la réaction chimique : Le seul *réactif* mis en jeu est le carbonate de calcium. Cette réaction fournit deux *produits* : la chaux vive et le dioxyde de carbone.

Equation chimique	CaCO <sub>3</sub>	=	CaO	+	CO <sub>2</sub>
Etat initial	n		0		0
Au cours de la transformation	n - X		X		X
Etat final	n - X <sub>final</sub> = 0		X <sub>final</sub> = n		X <sub>final</sub> = n

*n*, représente la quantité de matière de CaCO<sub>3</sub> présente au départ

(*n* s'exprime en mole ; La mole est l'unité pour la quantité de matière en chimie)

*X* est l'avancement, également exprimé en mole. *X* représente la quantité de matière qui disparaît au fil de la réaction (côté réactif) ou qui apparaît (côté produits)

Lecture du tableau : La réaction étant totale, à l'état final tout le *carbonate de calcium* initialement présent a été transformé. Pour une molécule de CaCO<sub>3</sub> qui disparaît, il se forme une molécule d'*oxyde de calcium* CaO et une molécule de *dioxyde de carbone* CO<sub>2</sub>.

Calcul de la masse d'oxyde de calcium (chaux vive) obtenue :

$$n(\text{CaO})_{\text{obtenue}} = n(\text{CaCO}_3)_{\text{initial}}$$

(égalité des quantités de matière disparue et apparue)

Pour connaître les masses correspondantes, il faut utiliser la formule de passage suivante :  $n = \frac{m}{M}$

où *n* est la quantité de matière exprimée en mole ; *m* est la masse en gramme ; *M* est la masse molaire moléculaire en g/mole

On arrive à : 
$$\frac{m(\text{CaO})_{\text{obtenue}}}{M(\text{CaO})} = \frac{m(\text{CaCO}_3)_{\text{initial}}}{M(\text{CaCO}_3)}$$

Ce qui donne : 
$$m(\text{CaO})_{\text{obtenue}} = m(\text{CaCO}_3)_{\text{initial}} \times \frac{M(\text{CaO})}{M(\text{CaCO}_3)}$$

Les masses molaires moléculaires de la chaux vive et du carbonate de calcium étant respectivement égales à  $M(\text{CaO}) = 56 \text{ g/mol}$  et  $M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol}$

On obtient finalement :

$$m(\text{CaO})_{\text{obtenue}} = m(\text{CaCO}_3)_{\text{initial}} \times \frac{56}{100}$$

La masse de chaux vive obtenue ne représente que 56% de la masse de roche au départ ; en d'autres termes, il y a une perte en masse de l'ordre de 44% au cours de la calcination due au dégagement de dioxyde de carbone dans l'atmosphère.



*Ancien four à chaux, à Corbreuse (91)*

## 2. L'EXTINCTION

La chaux vive obtenue n'est pas utilisable directement pour confectionner un mortier. C'est une matière extrêmement avide d'eau, et à son contact l'hydratation entraîne une augmentation de volume et un fort dégagement de chaleur.

Industriellement, à la sortie du four, la chaux vive est concassée puis tamisée ; elle a alors l'aspect d'une poudre blanche. On ajoute la quantité d'eau juste nécessaire à l'extinction, puis un second tamisage est réalisé avant de conditionner la chaux éteinte en sacs prêts à être commercialisés.

Pour ainsi dire plus personne ne réalise soi-même l'extinction de la chaux vive. Les Anciens avaient recours à cette étape car le chauxfournier vendait la chaux vive, et non éteinte comme aujourd'hui.



*La chaux, même éteinte, est irritante pour la peau, les yeux et les voies respiratoires.  
Un contact prolongé entraîne des brûlures.  
L'idéal est de porter des gants étanches, des lunettes, ainsi qu'un masque pendant toute manipulation. Ces consignes de sécurité s'appliquent d'autant plus avec la chaux vive !*



*La chaux vive à la sortie d'un four, avant concassage*

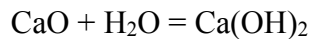


*Extinction ordinaire :  
La chaux vive est jetée dans une quantité d'eau convenable  
Gare aux projections !*



*Extinction avec l'eau de gâchage : la chaux vive est éteinte avec  
la réalisation du mortier*

L'extinction peut être modélisée par cette équation chimique :



C'est également une réaction totale. En théorie, chaque goutte d'eau ajoutée va transformer la chaux vive en chaux éteinte, et ce jusqu'à complète disparition de la chaux vive au profit de la chaux éteinte.

Si on ajoute ensuite de l'eau en excédent on obtient de la chaux en pâte, et non plus en poudre.

La réaction est très exothermique (libération de chaleur).

Si l'extinction est réalisée manuellement, des projections peuvent être extrêmement dangereuses pour les yeux et la peau. **Il faut absolument porter des lunettes de protection et des gants !**

Tableau d'avancement de la réaction chimique :

Les deux *réactifs* sont l'*oxyde de calcium* CaO (chaux vive) et l'*eau* H<sub>2</sub>O.

→ Le *produit* obtenu est de l'*hydroxyde de calcium* Ca(OH)<sub>2</sub>, plus communément appelé chaux éteinte.

Equation chimique	CaO	+	H <sub>2</sub> O	=	Ca(OH) <sub>2</sub>
Etat initial	$n(\text{CaO})_{\text{initial}}$		$n(\text{H}_2\text{O})_{\text{initial}}$		0
Au cours de la transformation	$n(\text{CaO})_{\text{initial}} - X$		$n(\text{H}_2\text{O})_{\text{initial}} - X$		X
Etat final	$n(\text{CaO})_{\text{initial}} - X_{\text{final}} = 0$		$n(\text{H}_2\text{O})_{\text{initial}} - X_{\text{final}} = 0$		$X_{\text{final}} = n(\text{CaO})_{\text{initial}}$

$n(\text{CaO})_{\text{initial}}$ , représente la quantité de matière de chaux vive présente au départ

$n(\text{H}_2\text{O})_{\text{initial}}$ , représente la quantité de matière d'eau présente au départ

### Lecture du tableau :

Pour une molécule d'oxyde de calcium (chaux vive) et une molécule d'eau qui disparaissent, il se forme une molécule d'hydroxyde de calcium (chaux éteinte)

### Calcul de la juste quantité d'eau nécessaire à l'extinction :

Si on veut ajouter la juste quantité d'eau, il faut que :



$$n(\text{CaO})_{\text{initial}} = n(\text{H}_2\text{O})_{\text{initial}}$$

(égalité des quantités de matière introduites)

En passant aux masses correspondantes :

$$\frac{m(\text{CaO})_{\text{initial}}}{M(\text{CaO})} = \frac{m(\text{H}_2\text{O})_{\text{initial}}}{M(\text{H}_2\text{O})}$$

Ce qui donne :

$$m(\text{H}_2\text{O})_{\text{initial}} = m(\text{CaO})_{\text{initial}} \times \frac{M(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CaO})}$$

Les masses molaires moléculaires de la chaux vive et de l'eau étant respectivement égales à  
 $M(\text{CaO}) = 56 \text{ g/mol}$  et  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$

On obtient finalement :

$$m(\text{H}_2\text{O})_{\text{initial}} = m(\text{CaO})_{\text{initial}} \times \frac{18}{56} \approx m(\text{CaO})_{\text{initial}} \times \frac{32}{100}$$

Industriellement, pour obtenir de la chaux éteinte, il suffit d'ajouter environ 32 grammes d'eau pour 100 grammes de chaux vive au départ. Cette opération est contrôlée précisément dans un hydrateur. La chaux éteinte est au final une poudre sèche, utilisable dans un mortier.

### Dans la pratique :

Si l'extinction est faite manuellement, on obtient plutôt de la chaux en pâte.

Le *procédé ordinaire*<sup>1</sup> consiste à jeter la chaux vive dans un volume d'eau permettant son extinction. A ce moment on utilise un excès d'eau, pour obtenir une pâte qui a la consistance d'un fromage blanc.

Pourquoi cet excès d'eau ?

- Car une partie de l'eau ajoutée va s'évaporer sous l'action du fort dégagement de chaleur
- Il faut que toute la chaux vive introduite soit instantanément en contact avec la quantité d'eau qui lui est nécessaire, sans quoi il se formera des grumeaux, des nodules de chaux vive mal éteinte.
- Comme la chaux en pâte contient déjà de l'eau, inutile d'en ajouter ou presque lorsqu'on la mélange ou sable. (Bien que la tentation soit grande tant cette opération est fastidieuse !! Il faut l'avoir fait une fois pour comprendre...) Mieux vaut que le sable soit mouillé avec cette *eau de chaux* plutôt qu'avec de l'eau claire.

En jetant 1 volume de chaux vive dans 2,5 volumes d'eau, on observe un *foisonnement* (bouillonnement) des plus impressionnant ! Une fois l'extinction terminée, on pourra alors stocker cette pâte **sans limite de durée** dans des récipients étanches à l'air. On veillera à laisser 1 ou 2 cm d'eau en surface pour une meilleure conservation.



## Les avantages de la chaux en pâte :

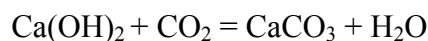
- Une meilleure carbonatation par la suite, une fois l'enduit confectionné.
- Pas de carbonatation précoce de la chaux quand celle-ci est stockée dans son sac !
- Pour les enduits, ils moins soumis au problème de dessiccation rapide pouvant entraîner des fissures
- Le mortier obtenu est incroyablement agréable à travailler ; très souple.
- On peut préparer la chaux en pâte à l'avance, et la mettre en œuvre le jour du chantier avec les copains venus donner un coup de main !
- On peut utiliser le liquide surnageant qui protégeait la pâte pour faire des badigeons... on s'en servir comme eau de gâchage.

## 3. LA CARBONATION

La carbonatation est la dernière étape des transformations liées à la chaux. Elle intervient lorsque le mortier a été mis en œuvre et que la chaux est exposée au contact de l'air.

Cette une étape lente mais dont le bon déroulement déterminera par exemple la durée de vie d'un enduit.

On peut modéliser cette dernière étape par l'équation chimique suivante :



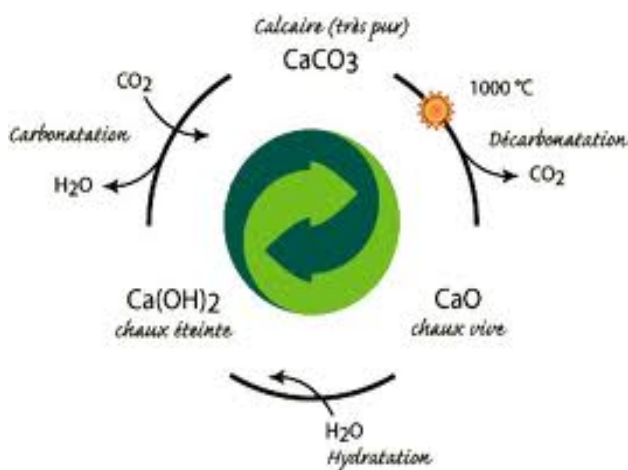
Toute la beauté de ce matériau est là !

Au fil des jours la prise intervient lorsque le *dioxyde de carbone*  $\text{CO}_2$  présent en faible quantité dans l'air\* se combine à l'*hydroxyde de calcium*  $\text{Ca(OH)}_2$  pour redonner du *carbonate de calcium*  $\text{CaCO}_3$ .

(\* Bien que l'humanité en rejette chaque minute des wagons entiers dans l'atmosphère...)

→ On obtient in fine une sorte de matrice calcaire englobant le sable utilisé.

Un mortier ancien s'apparente en quelque sorte à une roche reconstituée, et s'étudie comme tel lors d'éventuelles analyses visant à déterminer sa structure<sup>2</sup>.



Outre les avantages de la chaux que l'on connaît pour le bâti ancien, il est bon de remarquer qu'elle a un bien meilleur bilan énergétique que le ciment. Premièrement la température de cuisson est de 900 à 1000°C contre 1450 °C (température à laquelle se produit le phénomène de Clinkerisation) et deuxièmement, l'énorme quantité de dioxyde de carbone qui s'est dégagée pendant la calcination est à terme, captée à nouveau par l'enduit faisant prise... Voilà un argument de plus pour tout ceux qui militent pour le réemploi de la chaux aérienne.

Remarque : La carbonatation est meilleure quand l'atmosphère est humide. La réaction chimique modélisant la carbonatation est alors facilitée car le *dioxyde de carbone* de l'air se combine à la *vapeur d'eau* ; l'échange entre l'air ambiant et l'enduit est alors meilleur.

De nos jours, seulement 3% de la chaux aérienne produite est destinée au bâtiment...

## 4. LA NORME EUROPEENNE POUR LA CHAUX AERIENNE

Pour pouvoir échanger des produits librement à travers l'Europe, une terminologie harmonisée était nécessaire. Le travail de rédaction s'est finalisé avec l'apparition de la norme fin 2001 :

« EN 459 – Chaux de construction. »

En France, cette norme prend donc la forme : **NF EN 459**

**Elle est obligatoire depuis le 1<sup>er</sup> Aout 2003, tout comme le marquage CE sur le sac.**  
**Cette norme européenne est la seule norme pour toute chaux de construction.**

**Cette norme a été révisée en juin 2011, pour plus de clarté. <sup>(3)</sup>**

Sous cette norme, une chaux vive prend la dénomination **CL-90-Q** ;

Une chaux éteinte (que l'on achète en sacs prêts à l'emploi) prend la dénomination **CL-90-S**

- CL signifie "Calcic Lime", ou chaux calcique
- La lettre « Q » est l'abréviation de « *Quicklime* », ou chaux vive.
- La lettre « S » est l'abréviation de « *Slaked lime* » ou chaux éteinte

Type de chaux calcique	Valeurs données en pourcentage en masse %				
	CaO + MgO	MgO <sup>a)</sup>	CO <sub>2</sub> <sup>b)</sup>	SO <sub>3</sub>	Chaux libre <sup>c)</sup>
CL 90	≥ 90	≤ 5	≤ 4	≤ 2	≥ 80
CL 80	≥ 80	≤ 5	≤ 7	≤ 2	≥ 65
CL 70	≥ 70	≤ 5	≤ 12	≤ 2	≥ 55

Lecture de ce tableau :

**Il faut comprendre que ces données sont valables quelque soit le type de chaux (vive, en pâte ou éteinte) mais l'échantillon pris en compte n'est pas le même dans chaque cas !!**

Exemple : Chaux aérienne type CL90.

- S'il s'agit de la chaux vive :  
D'après la norme, pour qu'une chaux obtienne ce classement il faut qu'au moins 90% de la masse d'un échantillon de chaux vive soit due à ce que j'appellerais les « entités chimiques » CaO et MgO réunies. C'est-à-dire que l'on prend en compte la masse de l'oxyde de calcium CaO lui-même, de la masse de l'oxyde de magnésium MgO ; mais aussi, petite subtilité, de la masse de l'entité CaO qui se cache dans le calcaire non décomposé CaCO<sub>3</sub> par exemple.
- S'il s'agit de la chaux éteinte en poudre ou en pâte :  
L'échantillon utilisé est d'abord débarrassé de « l'eau libre » qu'il contient (traces humidité pour la chaux éteinte, et l'eau en excès pour la chaux en pâte) ainsi que « l'eau liée » (eau contenue dans l'hydroxyde de calcium Ca(OH)<sub>2</sub>) avant que le test ne soit pratiqué.

## "Chaux libre" : QUESACO ?

Depuis la révision de la norme en 2011, on peut être amené à rencontrer cette expression « chaux libre »

Cette fois-ci, on est un peu plus regardant !

Car par opposition au terme « libre », l'entité CaO peut aussi se retrouver « liée » :

- sous forme de calcaire  $\text{CaCO}_3$   
(Il peut y avoir un peu de calcaire, chaux déjà carbonatée, dans le sac que vous achetez...)
- sous forme de silicates de calcium, aluminates de calcium et fero-aluminate de calcium.  
(Concerne les chaux hydrauliques, voir la fiche correspondante !)

Ces formes « liées » n'entrent donc pas en compte dans le taux de chaux libre, puisqu'elles ne participent pas à la prise aérienne du produit.

Quel est l'intérêt de connaître « le taux de chaux libre » ?

Le "taux de chaux libre" (qu'elle s'agisse d'ailleurs d'une chaux aérienne, hydraulique ou formulée) est plus intéressant que la donnée brute du % en masse de l'entité CaO, car ce taux indique en quelque sorte le taux de "principe actif" dans une chaux ; principe actif responsable uniquement de la **part aérienne du produit**.

Par "chaux libre", il faut donc voir à la fois la chaux sous forme d'*oxyde de calcium* CaO (principal constituant de la chaux vive) et aussi la chaux sous forme d'hydroxyde de calcium  $\text{Ca(OH)}_2$  (principal constituant de la *chaux éteinte*).

Au moment du gâchage, ces 2 représentants de "chaux libre" ne feront plus qu'un :

La chaux vive CaO (il en reste cela dit très peu au moment où la chaux est conditionnée en sac prêts à l'emploi) va s'éteindre et être convertie en chaux éteinte  $\text{Ca(OH)}_2$ , qui s'ajoutera à celle déjà présente initialement.

### « Calcul du taux de chaux libre »

**Il s'agit toujours d'un pourcentage en masse. Mais on ne prend en compte que la masse de l'entité CaO qui se trouve dans l'*oxyde de calcium* lui-même et dans l'*hydroxyde de calcium*  $\text{Ca(OH)}_2$  (que l'on peut voir comme la réunion de CaO et  $\text{H}_2\text{O}$ )**

Plus de clarté avec la révision de 2011 :

Avant juin 2011, certains industriels pouvaient se permettre d'écrire en gros sur leurs paquets « liant élaboré à base de chaux aérienne (X%) et de liants hydrauliques (Y%) »

**C'était extrêmement trompeur car il s'agissait en fait de la composition du mélange avant cuisson.**

Il restait au final beaucoup moins de chaux aérienne que pouvait laisser espérer cet étiquetage, car à la cuisson la part Y de liant hydraulique se combine avec une partie de la chaux vive X, ce qui diminue au bout du compte la part aérienne du produit.

Avec la nouvelle norme, l'utilisation du "taux de chaux libre" est une avancée car il indique ce qui est effectivement présent dans le sac.



## Bibliographie :

- 1 : « Recherches expérimentales sur les chaux de construction, les bétons, et les mortiers ordinaires »  
L. J. Vicat, 1818.
- 2 : « Le mortier de chaux », dir Arnaud Coutelas. Ed errance.
- 3 : Pour plus de détails, voir article de Luc Van Nieuwenhuyze, revue MPF automne 2012, p8-10.
- [http://fr.wikipedia.org/wiki/Chaux\\_%28mati%C3%A8re%29](http://fr.wikipedia.org/wiki/Chaux_%28mati%C3%A8re%29)
- <http://fr.wikipedia.org/wiki/Ciment>
- <http://lebeton.free.fr/ciment.html>
- <http://en.wikipedia.org/wiki/Belite>
- <http://www.bcb-tradical.fr/>
- <http://www.chauxflash.be>
- Brochure Maisons Paysannes de Moselle : « Les mortiers à la chaux aérienne »  
Jean-Yves Chauvet, 1981.