



Frédéric Elie on  
ResearchGate

## Soude et gaz carbonique

Frédéric Élie  
octobre 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 : Voici une petite expérience de piégeage du gaz carbonique par une solution de soude (hydroxyde de sodium) qui pourra servir à introduire le bicarbonate et le carbonate de sodium, et leurs utilisations...

### SOMMAIRE

- 1 – Expérience
- 1-1 - Première phase
- 1-2 - Deuxième phase
- 2 - Que s'est-il passé?...
- 2-1 - Dans la première phase
- 2-2 - Dans la deuxième phase
- 3 - Bicarbonate et carbonate de sodium
- Bibliographie

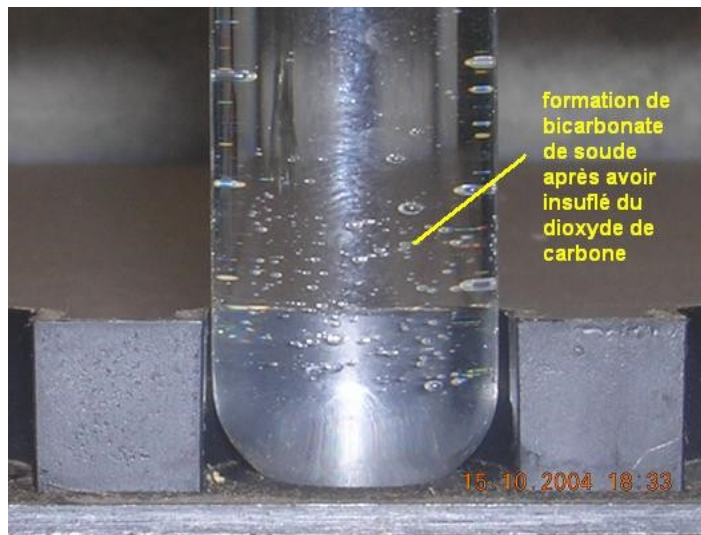
### 1 - Expérience

#### 1-1 - Première phase

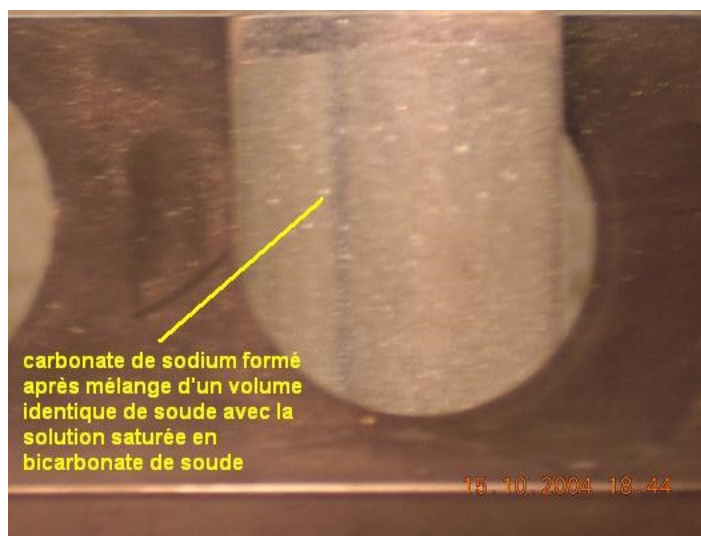
Verser quelques millilitres de solution d'hydroxyde de sodium (soude) dans un tube à essai. Avec une pipette de verre souffler doucement dans la solution, le bout de la pipette devant tremper complètement. Attention de ne pas avaler la soude ! Pour reprendre son souffle, retirer la pipette de la bouche. Recommencer plusieurs fois jusqu'à ce des suspensions de cristaux blancs apparaissent dans la solution.

#### 1-2 - Deuxième phase

Dans un autre tube à essai identique, verser la même quantité de soude que la première phase. Verser ensuite le contenu dans le premier tube à essai qui contient des suspensions de cristaux, agiter et observer: un précipité blanc apparaît.



*photo n°1 (première phase)*



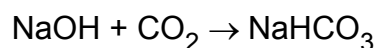
*photo n°2 (deuxième phase)*

## **2 - Que s'est-il passé?...**

### **2-1 - Dans la première phase**

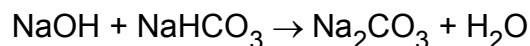
Le passage d'un courant de dioxyde de carbone (ou gaz carbonique)  $\text{CO}_2$  dans une solution de soude  $\text{NaOH}$  s'accompagne de bulles qui vont en diminuant vers la surface (absorption du  $\text{CO}_2$ )

Quand le  $\text{CO}_2$  ne peut plus être absorbé il se forme de l'hydrogénocarbonate de sodium  $\text{NaHCO}_3$  (qui est un sel), encore appelé bicarbonate, solide blanc que l'on peut recueillir par évaporation sous vide. Réaction:



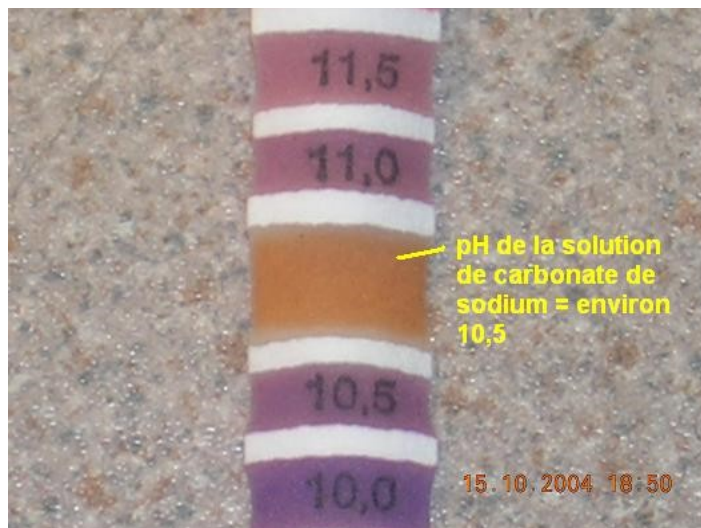
### **2-2 - Dans la deuxième phase**

Lorsque l'on verse dans la solution saturée un volume égal de solution de soude on obtient du carbonate de sodium  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (ou cristaux de soude contenus dans les lessives). La réaction:



montre qu'il faut un volume identique de soude et de bicarbonate issu de la même concentration de soude pour donner le carbonate de sodium (et de l'eau).

On peut vérifier que le pH du bicarbonate vaut environ 8 (le bicarbonate faiblement basique peut combattre l'acidité excessive de l'estomac), et que le pH du carbonate de sodium est environ 10 (voir photo n°3).



*photo n°3: test au papier pH du carbonate de sodium*

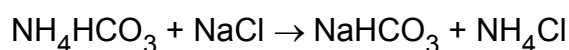
### 3 - Bicarbonate et carbonate de sodium

Le carbonate de sodium, disodique et anhydre, appelé encore carbonate de soude ou soude Solvay, est une poudre blanche soluble dans l'eau à température élevée. Jusqu'au XIX<sup>ème</sup> siècle il était obtenu à partir des cendres d'algues brunes (le varech). La préparation industrielle selon le procédé Solvay (inventé en 1865) n'a supplanté le procédé industriel Leblanc qu'en 1920. Mais encore 1/3 de la production mondiale provient d'exploitation de gisements ou de dépôts résultant d'évaporation de lacs (lac Magadi au Kenya, Owens Lake aux Etats-Unis). Le minerai est principalement le trona, mélange hydrique de bicarbonate et de carbonate de sodium ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $2\text{H}_2\text{O}$ ).

Principe du procédé Leblanc: il utilise les réactions successives suivantes :

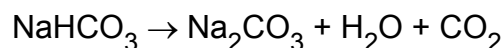
- réaction du chlorure de sodium (sel de cuisine) et de l'acide sulfurique:  $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$
- calcination du sulfate de sodium et du carbone:  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{C} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 4\text{CO}$  (sous 900°C)
- calcination du sulfure de sodium et du calcaire:  $\text{Na}_2\text{S} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaS}$  (sous 900°C)

Principe du procédé Solvay: on fait réagir le bicarbonate d'ammonium  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  avec une solution saturée de sel de cuisine (chlorure de sodium)  $\text{NaCl}$ ; la réaction donne du bicarbonate de sodium et du chlorure d'ammonium  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , suivant la réaction

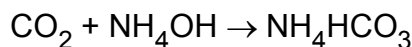


Puis le bicarbonate de sodium, chauffé à 200°C, donne du carbonate de sodium, de l'eau et

dégagement de dioxyde de carbone:



A noter que le bicarbonate d'ammonium est préalablement obtenu par réaction du dioxyde de carbone et d'ammoniaque:



Utilisation du carbonate de sodium:

Ce produit participe à de nombreux procédés chimiques. Citons principalement:

- industrie du verre: le carbonate de sodium sert de fondant par l'apport d'oxyde de sodium
- savonnerie et détergence
- sidérurgie: rôle de fondant, désulfurant, désilicant, déphosphorant, dénitrurant
- métallurgie des métaux non ferreux (chrome, vanadium, uranium)
- rôle dans les procédés d'obtention de nombreux composés chimiques: silicates de sodium, bichromate de potassium, sulfites, engrais, celluloses...

Le bicarbonate de sodium (hydrogénocarbonate de sodium), quant à lui, se présente en petits cristaux blancs solubles dans l'eau. Il se décompose en carbonate de sodium par chauffage comme vu précédemment.

Utilisation du bicarbonate de sodium: levure des pâtisseries, eaux gazeuses, traitement des acidités gastriques, extincteurs à poudre, etc.

## Bibliographie

- Maurice Ravaille: Chimie générale, éd. Baillière, Paris, 1968
- Jean-Marie Dorlot, Jean-paul Bailon, Jacques Masounave: Des matériaux, éd. Ecole Polytechnique de Montréal, diffusion Tecdoc-Lavoisier, 1986
- Robert Perrin, Jean-Pierre Scharff: Chimie industrielle, Masson, 1997
- Hans Breuer: Atlas de la chimie, Librairie Générale Française, 2000