

# Ecole Nationale Polytechnique

Département de Génie de l'Environnement

## Projet de Fin d'Etudes

Présenté Par

Ouhaddad Fares

en vue de l'obtention  
du Diplôme d'Ingénieur d'Etat  
en Génie de l'Environnement

المدرسة الوطنية المتعددة التخصصات  
BIBLIOTHEQUE  
TPEME  
Ecole Nationale Polytechnique

### CONTRIBUTION A L'ADOUCCISSEMENT DE L'EAU POTABLE DE LA VILLE D'ALGER PAR VOIE CHIMIQUE

Proposé par :  
J. ARRAR

Etudié par :  
F. OUHADDAD

Dirigé par :  
J. ARRAR

Soutenu le 9 novembre 1999 devant le Jury

M	A. NAMANE	Président
Melle	J. ARRAR	Rapporteur
M	M. DROUCHE	Examineur
M	H. LOUNICI	Examineur
M	A. MAZIGHI	Examineur

1999

## DEDICACES

المدرسة الوطنية المتعددة التقنيات  
المكتبة — BIBLIOTHEQUE  
Ecole Nationale Polytechnique

*Je dédie ce modeste travail à :*

*Ma chère mère.*

*Mon père.*

*Mes sœurs Malika et Karima.*

*Mon frère Abdelmalek.*

*Mon beau-frère Douadi.*

*Mes neveux Oussama et Bilal.*

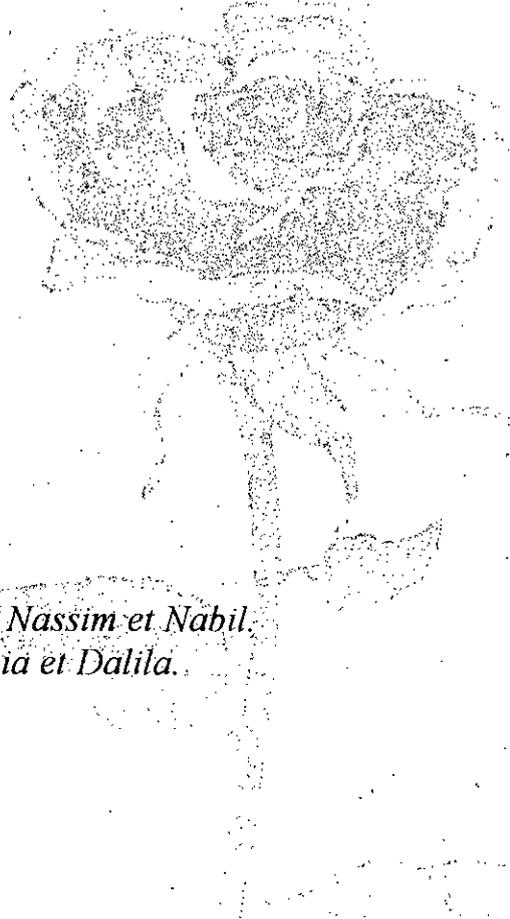
*Mes nièces Asma et soumaia.*

*Monsieur Reda Manaà.*

*Mes meilleurs amis Khaléd, Nassim et Nabil.*

*Samia et Dalila.*

*Mes amis de la promotion.*



## REMERCIEMENTS

*Ce travail a été réalisé au laboratoire du département du Génie de l'environnement de l'Ecole Nationale Polytechnique d'Alger, sous la direction de mademoiselle J. Arrar Chargé de Cours au département de Génie de l'Environnement auquel j'exprime ici toutes mes gratitude et l'assuré de mes profondes reconnaissances pour l'aide et les conseils qu'elle m'a prodigué.*

*Je suis aussi très reconnaissant à monsieur A. Namane Chargé de Cours, d'avoir accepté de présider ce jury.*

*Je remercie également Mme N. Abdi, N. Drouiche et A. Mazighi d'avoir accepté d'examiner ce travail.*

*Aux enseignants de l'Ecole Nationale Polytechnique d'Alger et en particulier à ceux de département du Génie de l'environnement.*

*Monsieur H. Lounici, A. Namane et N. Drouiche pour leurs aides si précieuse.*

*Mes remerciements vont également au responsables de l'E.P.E.A.L et en particulier Messieurs Amara, Ainouche et Mechtawi.*

*Enfin, je remercie tout le personnel enseignant et technique de département du Génie de l'environnement et les agents de sécurités du département Tronc Commun et de Génie Chimie sans oublier tous mes camarades de la promotion.*

*Fares.*

Département : Génie de l'environnement.  
Promoteurs : M<sup>lle</sup> ARRAR J.  
Elève Ingénieur : OUHADDAD F.

المدرسة الوطنية المتعددة التقنيات  
المكتبة — BIBLIOTHEQUE  
Ecole Nationale Polytechnique

الموضوع : مساهمة في تليين ماء الشرب لمدينة الجزائر على الطريقة الكيميائية.  
الملخص : الهدف من هذا المشروع هو تليين ماء الشرب لمدينة الجزائر على الطريقة الكيميائية بغاية تحديد الشروط العملية المثلى.  
نتخلص من أيونات الكالسيوم والمغنيسيوم عن طريق ترسيبها بزيادة هيدروكسيد الكالسيوم لوحده في الجزء الأول و هيدروكسيد الكالسيوم و كاربونات الصوديوم معا في الجزء الثاني من العمل.  
مشكلة الماء تآثر بطريقة كبيرة على عملية الترسيب التي تؤدي كذلك بظاهرة إنقاص السطحي وكذلك إلى تفاعلات ثانوية.  
التخلص عن الصلابة إذا هو جزئي في حالة المياه الموزعة عن طريق معمل التنقية البودواو (و. بومرداس) لتنتقل من 282,6 إلى 133,1 مع الـ  $CaCO_3$  عن طريق زيادة هيدروكسيد الكالسيوم فقط ومن 133,1 إلى 112,2 مع الـ  $CaCO_3$  عن طريق زيادة هيدروكسيد الكالسيوم و كاربونات الصوديوم.  
كلمات المفتاح : التليين، الشروط العملية المثلى، الترسيب، الإنقاص السطحي.

**Sujet :** Contribution à l'adoucissement de l'eau potable de la ville d'Alger par voie chimique.

**Résumé :** L'objectif de cette étude est d'adoucir l'eau potable de la ville d'Alger par voie chimique afin de déterminer les conditions opératoires optimales.  
Les ions calcium et magnésium sont éliminés par précipitation par addition de chaux seule dans une première partie et par addition de chaux et de carbonate de sodium dans une deuxième partie.  
La composition de l'eau affecte de façon notable les réactions de précipitation qui s'accompagne de phénomènes d'adsorption et de réactions secondaires.  
La dureté est alors éliminée partiellement, dans le cas d'eau potable desservie par la station de traitement de Boudouaou (W. Boumerdes), pour passer de 282,6 à 133,1 mg/l de  $CaCO_3$  par addition de chaux seule et pour passer de 133,1 à 112,2 mg/l de  $CaCO_3$  après addition du carbonate de sodium.

**Mots clés :** Adoucissement, Conditions Opératoires Optimales, Précipitation, Adsorption.

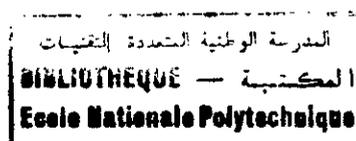
**Subject :** Contribution to softening the drinking water of Algiers city by chemical way.

**Summary :** The object of this study is to soften the drinking water of Algiers city by chemical way in order to establish an optimal operative conditions.  
Ions of calcium and magnesium are eliminated by precipitation by addition lime only first and after by addition of lime and carbonate sodium.  
The composition of the water affects greatly the reactions of precipitation that happen with adsorption phenomena and secondary reaction.  
The hardness is then eliminated partly, in the case of drinking water served by the treatment station of Boudouaou (W. Boumerdes), to change the value from 282,6 to 133,1 mg/l of  $CaCO_3$  by addition of lime only and the value from 133,1 to 112,2 mg/l of  $CaCO_3$  by addition of lime and carbonate sodium.

**Key words:** Softening, Optimal Operative Conditions, Precipitation, Adsorption.

*Ouvrir un robinet, ce geste si banal, si quotidien, implique  
en amont comme en aval, une série d'opérations et  
de techniques de plus en plus complexe.*

# SOMMAIRE



## Introduction

## Première Partie : Partie Bibliographique

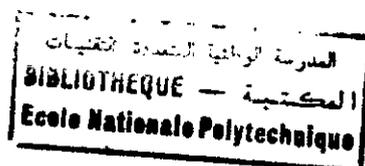
<b>I</b>	<b>ORIGINE ET SOURCE DE L'EAU :</b>	<b>4</b>
I.1	EAUX DE PLUIE :	4
I.2	EAUX DE SURFACE :	4
I.2.1	<i>Eaux de rivière :</i>	4
I.2.2	<i>Eaux de lac :</i>	4
I.3	EAUX SOUFERRAINES :	4
I.4	EAUX DE MER :	5
<b>II</b>	<b>ELEMENTS PRESENTS DANS L'EAU :</b>	<b>5</b>
II.1	ELÉMENTS MAJEURS :	5
II.2	ELÉMENTS MINEURS :	5
<b>III</b>	<b>IMPORTANCE DU TRAITEMENT DES EAUX :</b>	<b>5</b>
<b>IV</b>	<b>NORMES CONCERNANT LA QUALITÉ DES EAUX DESTINÉES À LA CONSOMMATION HUMAINE :</b>	<b>6</b>
IV.1	NORMES MICROBIOLOGIQUES :	6
IV.2	NORMES PHYSICO-CHIMIQUES :	7
IV.3	NORMES RELATIVES AUX SUBSTANCES TOXIQUES :	7
<b>V</b>	<b>DURETE :</b>	<b>7</b>
V.1	ORIGINE DE LA DURETÉ :	7
V.2	DÉFINITION DE LA DURETÉ :	7
V.3	ELÉMENT RESPONSABLE DE LA DURETÉ :	8
V.3.1	<i>Calcium :</i>	8
V.3.2	<i>Magnésium :</i>	9
V.3.3	<i>Fer :</i>	9
V.3.4	<i>Manganèse :</i>	9
V.3.5	<i>Aluminium :</i>	9
V.4	TYPES DE DURETÉ :	10
V.4.1	<i>Dureté carbonatée et non carbonatée.</i>	10
<b>VI</b>	<b>CONSÉQUENCE DE LA DURETÉ :</b>	<b>10</b>
VI.1	EFFETS SUR LES CONDUITES DE DISTRIBUTION	10
VI.2	EFFETS SUR L'APPAREILLAGE CHEZ LE PARTICULIER :	11
VI.3	DURETÉ DE L'EAU DANS L'INDUSTRIE :	12
<b>VII</b>	<b>MÉTHODES DE TRAITEMENT DE L'EAU :</b>	<b>12</b>
VII.1	GÉNÉRALITES :	12
VII.2	TRAITEMENTS PRÉALABLES :	13

VII.2.1	Emplacement et aménagement de la prise d'eau (eau de surface) :	13
VII.2.2	Décolmatage des puits et des forages :	13
VII.2.3	Dégrillage et tamisage :	13
VII.2.4	Dessablage :	14
VII.2.5	Coagulation (coagulants et adjuvants) :	14
VII.2.6	Décantation simple :	14
VII.2.7	Filtration :	15
VII.2.8	Décarbonatation :	15
VII.3	TECHNIQUE D'ÉLIMINATION DU CALCIUM ET MAGNÉSIUM :	15
VII.3.1	Décarbonatation à la chaux :	16
VII.3.2	Procédé calco-sodique :	17
VII.3.3	Procédé au phosphate trisodique $Na_3PO_4$ :	17
VII.3.4	Procédés d'échange d'ions :	18
VII.3.5	Procédés complexométriques :	18
VII.4	ADOUCCISSEMENT PAR ADDITION DE CHAUX (DÉCARBONATATION À LA CHAUX) :	19
VII.4.1	Mécanisme d'adoucissement par addition de chaux :	19
VII.4.2	Evolution sur la courbe d'équilibre :	20
<b>VIII EQUILIBRE CALCO-CARBONIQUE :</b>		<b>21</b>
VIII.1	ETUDE GÉNÉRALE SUR LES ÉQUILIBRES :	21
VIII.2	RELATION DE NEUTRALITÉ :	23
VIII.3	ÉQUILIBRES CALCO-CARBONIQUE (AGRESSIVITÉ, ENTARTRAGE) :	23
VIII.4	ASSOCIATION D'ION (IONS COMPLEXES – PAIRES D'ION) :	24
VIII.5	INFLUENCE DE L'ION MAGNÉSIUM SUR L'ÉQUILIBRE CALCO-CARBONIQUE :	25
VIII.6	MODE DE REPRÉSENTATION DES ÉQUILIBRES CALCO-CARBONIQUE :	26
VIII.7	MISE À L'ÉQUILIBRE CALCO-CARBONIQUE :	26
<b>IX COÛT D'UN TRAITEMENT D'ADOUCCISSEMENT :</b>		<b>28</b>

**Deuxième Partie : Partie Expérimentale**

<b>I</b>	<b>INTRODUCTION :</b> .....	<b>30</b>
<b>II</b>	<b>OPÉRATION D'ADOUCCISEMENT :</b> .....	<b>30</b>
II.1	PRINCIPE DE L'ADDITION DE CHAUX SEULE : .....	30
II.2	PRINCIPE DE L'ADDITION DE CHAUX ET DE CARBONATE DE SODIUM : .....	31
<b>III</b>	<b>RÉSULTATS D'ANALYSE DE L'EAU ÉTUDIÉE :</b> .....	<b>32</b>
<b>IV</b>	<b>ADDITION DE LA CHAUX SEULE :</b> .....	<b>34</b>
IV.1	PROTOCOLE : .....	34
IV.2	CONDITIONS OPTIMALES DE L'ADOUCCISEMENT : .....	35
IV.2.1	<i>Temps optimums</i> : .....	35
IV.2.2	<i>Dose optimale de chaux</i> : .....	42
IV.3	NEUTRALISATION DES CARBONATES : .....	47
<b>V</b>	<b>ADDITION DE CARBONATE DE SODIUM :</b> .....	<b>50</b>
V.1	PROTOCOLE : .....	50
V.2	CONDITIONS OPTIMALES DE L'ADOUCCISEMENT.....	50
V.2.1	<i>Dose optimale</i> : .....	50
V.2.2	<i>Temps optimums</i> : .....	51
V.2.3	<i>Autres résultats</i> : .....	53
	<b>CONCLUSION</b>	
	<b>ANNEXE</b> .....	<b>58</b>
	<b>BIBLIOGRAPHIE</b> .....	<b>70</b>

## TABLES ET FIGURES D'ILLUSTRATIONS



### Partie bibliographique :

#### TABLES :

TABLEAU. 1 : CLASSIFICATION DES EAUX SUIVANT LA DURETÉ. SELON M. TRADAT, 1985 [6].	8
--	---

#### FIGURES :

FIGURE. 1 : MÉCANISME DE LA PRÉCIPITATION DU CARBONATE DE CALCIUM DANS UNE EAU CALCIFIANTE, SELON LEGRAND 1981 [2].	20
FIGURE. 2 : EVOLUTION DU POINT FIGURATIF DE L'EAU SUR LA COURBE D'ÉQUILIBRE APRÈS ADDITION DE CHAUX.	21

### Partie Expérimentale :

#### TABLES :

TABLEAU N° 1 : RÉSULTATS DE L'ANALYSE PHYSICO-CHIMIQUE DE L'ÉCHANTILLON BRUTE.	33
TABLEAU. N° 2 : EFFICACITÉ DE L'ADOUCCISSEMENT PAR ADDITION DE LA CHAUX SEULE POUR UN TEMPS D'AGITATION RAPIDE DE $T_1 = 1$ MIN.	35
TABLEAU. N° 3 : RÉSULTATS DE LA MESURE DE BOUES, DE MES ET DE TURBIDITÉS EN FONCTION DU TEMPS D'AGITATION RAPIDE APRÈS ADOUCISSEMENT À LA CHAUX (2:5).	37
TABLEAU N° 4 : RÉSULTATS DES ANALYSES PHYSICO-CHIMIQUES DE L'EAU AVANT ET APRÈS TRAITEMENT POUR DES TEMPS D'AGITATIONS LENTES DE 5 ET 10 MIN.	40
TABLEAU N° 5 : L'EFFICACITÉS DE L'ÉLIMINATION DU CALCIUM ET MAGNÉSIUM ET LA DURETÉ TOTAL POUR LES TEMPS D'AGITATIONS LENTES 5 ET 10 MIN.	42
TABLEAU N° 6 : RÉSULTATS DE L'ANALYSE PHYSICO-CHIMIQUES DE L'ÉCHANTILLON BRUTE.	43
TABLEAU N° 7 : ÉVOLUTION DU TAUX D'ÉLIMINATION DU CALCIUM, DU MAGNÉSIUM ET DE LA DURETÉ TOTALE EN FONCTION DE LA MASSE DE CHAUX AJOUTÉE.	46
TABLEAU N° 8 : CARACTÉRISTIQUES DE L'EAU APRÈS PRÉCIPITATION À LA CHAUX SEULE.	49
TABLEAU N° 9 : ÉVOLUTION DU TAUX D'ÉLIMINATION DU CALCIUM EN FONCTION DE LA MASSE DE CHAUX ET LE CARBONATE DE SODIUM AJOUTÉE.	52
TABLEAU N° 10 : L'EFFICACITÉ DE L'ÉLIMINATION TOTALE DU CALCIUM POUR LES TEMPS D'AGITATIONS LENTES DE 5 ET 10 MIN.	52
TABLEAU N° 11 : ÉVOLUTION DE L'ÉLIMINATION DU CALCIUM DURANT L'ADOUCCISSEMENT DE L'EAU PAR ADITION LA CHAUX ET DE CARBONATE DE SODIUM.	53

#### FIGURES :

FIGURE. 1 : DIAGRAMME D'ÉCOULEMENT : PROCÉDÉ PAR ADDITION DE CHAUX SEULEMENT.	31
FIGURE. 2 : DIAGRAMME D'ÉCOULEMENT : PROCÉDÉ PAR ADDITION DE CHAUX ET DE CARBONATE DE SODIUM.	32
FIGURE 3 : ÉVOLUTION DU PH EN FONCTION DU TEMPS.	36
FIGURE 4 : ÉVOLUTION DE LA BOUE DÉCANTÉE EN FONCTION DU TEMPS D'AGITATION LENTE.	36
FIGURE. 5 : ÉVOLUTION DU PH EN FONCTION DU TEMPS.	38
FIGURE. 6 : ÉVOLUTION DE LA BOUE DÉCANTÉE EN FONCTION DU TEMPS DE DÉCANTATION.	38
FIGURE. 7 : ÉVOLUTION DU PH EN FONCTION DU TEMPS POUR DIFFÉRENTES TENEUR DE CHAUX.	44
FIGURE. 8 : ÉVOLUTION DE LA TURBIDITÉ EN FONCTION DE LA TENEUR DE CHAUX AJOUTÉE.	44
FIGURE. 9 : ÉVOLUTION DE LA BOUE EN FONCTION DE LA TENEUR DE CHAUX AJOUTÉE.	45

FIGURE 10 : EVOLUTION DES PARAMÈTRES DE RENDEMENT EN FONCTION DE LA TENEUR DE CHAUX.....	45
FIGURE 11 : LE VOLUME DE L'ACIDE CHLORHYDRIQUE AJOUTÉ EN FONCTION DE LA TENEUR EN CHAUX AJOUTÉE. ....	48
FIGURE 12 : EVOLUTION DE L'ALCALINITÉ EN FONCTION DE LA TENEUR DE CHAUX AJOUTÉE.....	48
FIGURE 13 : EVOLUTION DU PH INITIAL, FINAL, ET DE SATURATION EN FONCTION DE LA TENEUR DE CHAUX AJOUTÉE. ....	49
FIGURE 14 : EVOLUTION DE LA CONCENTRATION DE CALCIUM EN FONCTION DE LA TENEUR DE CARBONATE DE SODIUM.....	51
FIGURE 15 : EVOLUTION DES PARAMÈTRES DE RENDEMENT DURANT L'ADOUCCISSEMENT DE L'EAU PAR ADITION LA CHAUX ET DE CARBONATE DE SODIUM.....	54

## Annexe

TABLEAU 1 : NORMES MICROBIOLOGIQUES.....	58
TABLEAU 2 : PARAMÈTRES ORGANOLEPTIQUES.....	58
TABLEAU 3 : LES PARAMÈTRES PHYSICO-CHIMIQUES LIÉS À LA STRUCTURE NATURELLE DES EAUX.....	59
TABLEAU 4 : LES PARAMÈTRES CONCERNANT LES SUBSTANCES INDÉSIRABLES.....	60
TABLEAU 5 : PARAMÈTRES CONCERNANT LES SUBSTANCES TOXIQUES.....	61
TABLEAU 6 : CONCENTRATIONS MAXIMALES ACCEPTABLES POUR DIFFÉRENTS PESTICIDES.....	62

المدرسة الوطنية للهندسة والتقنيات  
BIBLIOTHEQUE — المكتبة  
Ecole Nationale Polytechnique

# *Introduction*

## **Introduction**

*E*lément de la vie quotidienne, l'eau est si familière que l'on oublie souvent son importance.

Elle revêt une importance capitale dans l'économie humaine qui ne cesse de croître et l'approvisionnement en eau potable devient ainsi de plus en plus difficile, tant en raison de l'accroissement de la population et de son niveau de vie que du développement accéléré des techniques industrielles modernes.

Le traitement des eaux de distribution a pour objet de ramener les teneurs des éléments considérés comme indésirables à des valeurs conformes aux normes. Pour les eaux très dures ne constituant pas un problème pour la consommation humaine mais présentant de sérieux inconvénients dans les usages domestiques, l'alimentation des chaudières, consommation excessive de détergent et l'entartrage des canalisations.

Le problème se pose de façon cruciale pour les eaux de chauffage et en particulier celle fonctionnant à haute pression.

L'eau de la ville d'Alger du point de vue de la dureté, bien qu'elle reste en deçà des normes, cause beaucoup de dégâts au niveau domestique, des laboratoires (appareils à distiller, déminéralisateur ...) et de l'industrie. Nous nous sommes proposés d'adoucir l'eau par voie chimique étant donné que les traitements par résines échangeuses d'ions conduisent très rapidement à la saturation des colonnes de résine. La fréquence de régénération des colonnes nécessitent des quantités importantes de saumure tandis que la chaux revient à moindre coût.

Le coût de l'adoucissement diminue avec la capacité de la station, tant pour les coûts d'investissement que pour l'exploitation.

Dans une première partie, nous avons passé en revue les différents traitements que subit l'eau dans les stations de traitements et ceux relatifs à la décarbonatation, l'adoucissement par résines échangeuses d'ions ... Nous nous sommes également intéressés aux équilibres calco-carboniques.

L'étude expérimentale a consisté à déterminer les conditions optimales de l'adoucissement de l'eau potable de la ville d'Alger par la voie chimique, par deux méthodes, soit par addition :

- De chaux seule ;
- De chaux et de carbonate de sodium.

*Première Partie*

*Partie*

*Bibliographique*

Moins de 1% de toute l'eau douce, présente sur la terre, participe au cycle de l'eau. En effet, presque 70% des réserves restent sous forme de glaciers, glaces et neiges et les nappes phréatiques sont peu exploitées [1].

L'eau douce a toujours été appréciée des utilisateurs et surtout des ménagères car elle mousse facilement, donne de brillantes vaisselles et n'entartré pas les récipients dans lesquelles l'eau peut séjourner. La *dureté* de l'eau est surtout ressentie actuellement au niveau du chauffage central car il y a entartrage des tuyaux de distribution d'eau chaude tant pour les cuisines et les salles de bain que pour les radiateurs. Le problème devient plus crucial encore dans le cas de la production industrielle particulièrement pour les machines à vapeur.

Toutefois, depuis quelques années des études médicales fondées sur les statistiques montrent qu'il existe une certaine corrélation entre la fréquence des maladies cardio-vasculaires et la consommation d'eau douce. Le choix entre la consommation d'eau douce ou d'eau dure n'est donc pas simple car il faudrait distribuer une eau assez dure pour la santé de l'homme mais pas trop pour éviter la détérioration de ses appareils électroménagers et l'entartrage des tuyaux de distribution d'eau.

## **I ORIGINE ET SOURCE DE L'EAU :**

Les principales sources d'approvisionnement en eau potable sont : les eaux de pluie, les eaux de surface, les eaux souterraines et les eaux de mer. Les caractéristiques générales de chacune de ces sources reflètent l'interaction de l'eau et du milieu environnant.

Dans la plupart des cas, ce sont les eaux de surface et les eaux souterraines qui sont les plus susceptibles d'être utilisées.

### **I.1 Eaux de pluie :**

Les eaux de pluies sont des eaux de bonne qualité pour l'alimentation humaine. Elles sont saturées d'oxygène et d'azote et ne contiennent aucun sel dissous, comme les sels de *magnésium* et *calcium* ; elles sont donc très douces. Dans les régions industrialisées, les eaux de pluie peuvent être contaminées par les poussières atmosphériques et les gaz rejetés par ces dernières. La distribution des pluies dans le temps ainsi que les difficultés de captage font que cette source est peu utilisée.

### **I.2 Eaux de surface :**

Les eaux de surface sont captées à partir, soit d'un lac ou d'un barrage ou soit d'une rivière.

#### **I.2.1 Eaux de rivière :**

Les eaux de rivière contiennent des matières en suspension en provenance du sol, des rejets domestiques et industriels. Turbides, leur indice de couleur peut être élevé.

Le débit et la qualité des eaux de rivière varient avec les saisons. Ainsi, les rejets d'eaux usées trouvent une dilution moindre en période d'étiage.

#### **I.2.2 Eaux de lac :**

Les lacs constituent des bassins naturels de décantation dont la période de rétention est longue. La turbidité de l'eau y est donc faible et la contamination bactérienne habituellement peu importante. Les caractéristiques des eaux de lac varient très lentement au cours de l'année, à l'exception de deux courtes périodes, la différence de température entre les eaux de surface et les eaux profondes peut provoquer un renversement des eaux du lac et en augmenter ainsi brusquement la turbidité.

### **I.3 Eaux souterraines :**

Les eaux souterraines sont habituellement à l'abri des sources de pollution. Leurs caractéristiques varient très peu dans le temps. Elles sont, en général, caractérisées par une faible turbidité, une faible contamination bactérienne, une température constante, un indice de couleur faible, un débit constant et une *dureté* souvent élevée.

La présence parfois de fer et de manganèse en concentrations relativement élevées rendent les eaux impropres à la consommation.

#### **I.4 Eaux de mer :**

Les eaux de mer sont utilisées en l'absence d'autres sources, lorsqu'il n'y a pas moyen de s'approvisionner en eau douce. Elles sont caractérisées par des concentrations en sels dissous ou des salinités élevées [1]. C'est ce qu'on appelle salinité.

## **II ELEMENTS PRESENTS DANS L'EAU :**

Qu'elle soit captée d'une source, tirée d'un puits, prélevée d'une rivière ou d'un lac, une eau naturelle contient de nombreux éléments de natures diverses : éléments minéraux et/ou organiques, micro-organismes et matières en suspension (souvent absentes dans les eaux de nappes souterraines). Ces éléments sont classés en deux groupes, les éléments majeurs et les éléments mineurs.

### **II.1 Eléments majeurs :**

Parmi tous les éléments présents dans les eaux naturelles, les gaz atmosphériques dissous ainsi que les ions susceptibles de peser dans la balance ionique constituent les éléments majeurs. La concentration globale de tous ces éléments est au minimum de l'ordre de quelques dizaines de milligrammes par litre d'eau [2]. Elle est plus souvent de quelques centaines de milligrammes par litre et peut parfois dépasser un gramme par litre [2]. Il s'agit :

- du gaz carbonique, de l'oxygène et de l'azote, pour les gaz dissous ;
- du *calcium*, du *magnésium* et du sodium, pour les cations ;
- des *bicarbonates*, des carbonates, des sulfates, des chlorures et des nitrates, pour les anions ;
- des ions d'hydrogène et d'hydroxyde, dont les concentrations sont toujours très faibles dans les eaux naturelles.

### **II.2 Eléments mineurs :**

Tous les éléments, autres que les éléments majeurs, présents dans les eaux naturelles les constitua, sont les éléments mineurs.

Parmi les éléments mineurs, nous citerons par exemple les ions d'ammonium, les ions métalliques comme le fer et le manganèse, les composés organiques comme les acides humiques, les particules argileuses en suspension et les bactéries [2]. Les teneurs de ces éléments, bien que très faibles, sont de quelques milligrammes par litre, peuvent être excessives au regard des normes de potabilité.

## **III IMPORTANCE DU TRAITEMENT DES EAUX :**

L'Organisation mondiale de la santé (O.M.S.) estime que 80 % des maladies qui affectent la population mondiale sont directement associées à l'eau : on retrouve ainsi, en permanence, 400 millions de personnes atteintes de gastro-entérite, 200 millions de schistosomose (bilharziose), 160 millions de paludisme et 300 millions d'onchocercose [1].

On estime par ailleurs que les eaux polluées sont responsables de 50 % des cas de mortalité infantile. Malgré les apparences, la transmission des maladies par une eau polluée n'est pas l'apanage des pays en voie de développement.

Il est utile de signaler que, jusqu'au début du XX<sup>e</sup> siècle, les critères d'appréciation de la qualité d'une eau étaient essentiellement basés sur les sens : l'eau devait être limpide, agréable au goût et dépourvue d'odeur désagréable.

Depuis le début du siècle, d'importants progrès ont été réalisés dans le traitement des eaux. La désinfection continue des eaux est une chose courante ; des produits désinfectants comme l'ozone et le dioxyde de chlore, assurent une meilleure désinfection. Certains développements dans les domaines de la décantation et de la filtration ont entraîné la réduction de la taille des équipements [1]. Par ailleurs, les techniques actuelles de laboratoire permettent de mesurer, avec davantage de précision, les concentrations des différentes substances contenues dans une eau et déterminer si une eau est potable.

Grâce à la technologie actuelle, on peut rendre potable à peu près n'importe quelle eau, et ce quel que soit son degré de pollution. La présence de virus, de métaux, de micropolluants et de trihalométhanes engendrent autant de cas que le spécialiste doit résoudre techniquement et de façon économique.

#### **IV NORMES CONCERNANT LA QUALITE DES EAUX DESTINEES A LA CONSOMMATION HUMAINE :**

L'eau destinée à la consommation humaine doit être propre à cet usage et ne doit pas être susceptible de porter atteinte à la santé de ceux qui la consomment.

Jusqu'au début du siècle, on déterminait si une eau était potable à partir des sens. Ce type d'évaluation a conduit dans plusieurs cas à des catastrophes [1].

Aujourd'hui, une eau ne peut être livrée à la consommation humaine que dans la mesure où l'on s'est assuré qu'elle répond à un certain nombre de critères de potabilité. Ces critères se traduisent par des normes, ensemble de paramètres assortis de valeurs limites.

##### **IV.1 Normes microbiologiques :**

Les trois groupes de microorganismes les plus utilisés comme indicateurs de contamination bactérienne sont les coliformes totaux, les coliformes fécaux et les streptocoques fécaux. Les clostridium sulfite-réducteurs qui n'indiquent pas nécessairement une pollution d'origine fécale sont recherchés comme témoins de l'efficacité de la filtration [3], de la même façon que certains germes pathogènes [1][3] (salmonelles, entérovirus, staphylocoques pathogènes).

L'eau ne devrait pas contenir des coliformes, les limites maximales sont données dans le Tableau N° 1, de l'Annexe N° 1.

#### **IV.2 Normes physico-chimiques :**

**Les paramètres organoleptiques :** Ce sont la couleur, la turbidité, l'odeur et la saveur. Bien que sans incidence sur la santé, ces paramètres sont importants car c'est souvent par eux, que le consommateur juge la qualité d'une eau [3]. Toutefois qu'une mauvaise qualité physique de l'eau découle souvent d'une contamination chimique ou bactériologique. Ainsi, les goûts et les odeurs désagréables sont souvent imputables à la présence de produits chimiques indésirables ou d'algues [1]. Par ailleurs, la couleur et la turbidité peuvent être associées à la présence de fer et de manganèse. (Voir Tableau N° 2, de l'Annexe N° 1)

**Les paramètres physico-chimiques liés à la structure naturelle des eaux :** Ce sont la température, le pH, gaz carbonique libre (CO<sub>2</sub>), et les sels dissous (chlorures, sulfates...). Pour la plupart sans incidence sanitaire, ces paramètres ont plutôt pour objectif d'assurer à l'eau une minéralisation correcte [1] [3] [4]. (Voir Tableau N° 3, de l'Annexe N° 1)

**Les paramètres concernant les substances indésirables :** Ce sont les nitrates, les nitrites, les matières organiques, les métaux comme le fer, le manganèse, etc. Tous ces paramètres ne présentent pas de danger lorsqu'ils sont présents dans l'eau en quantités limitées [3]. En quantités trop importantes, ils peuvent par contre être à l'origine de désagréments ou même être toxiques. (Voir Tableau N° 4, de l'Annexe N° 1)

#### **IV.3 Normes relatives aux substances toxiques :**

Ce sont essentiellement des micropolluants minéraux et organiques. A l'exception de la concentration maximale acceptable du toxaphène, basée sur des critères organoleptiques, les concentrations maximales acceptables ont été fixées en fonction de critères relatifs à la santé. Toutefois lorsque plusieurs pesticides sont présents dans l'eau, la somme de leur concentration ne doit pas excéder 0,1 mg/l. (Voir Tableau N° 5 et 6, de l'Annexe N° 1)

### **V DURETE :**

#### **V.1 Origine de la dureté :**

La *dureté* d'une eau résulte principalement du contact des eaux souterraines, fortement chargées en dioxyde de carbone avec les formations de calcaire [4] (lessivage).

En général, les eaux dures sont présentes dans les régions où la couche de sol organique est épaisse et où des formations calcaires sont présentes et surtout dans les terrains gypseux où la *dureté* très élevée peut atteindre 1 g/l de CaCO<sub>3</sub> [5]. Par contre, les eaux douces prédominent dans les régions où la couche de sol organique est mince et où les formations calcaires sont rares ou inexistantes.

#### **V.2 Définition de la dureté :**

La *dureté* totale ou titre hydrométrique ( $T_H$ ) d'une eau correspond à la somme des concentrations en cations métalliques bivalents à l'exception de ceux des métaux alcalins et

de l'ion hydrogène. Dans la plupart des cas la *dureté* est surtout due aux ions *calcium* et *magnésium* auxquels s'ajoutent quelquefois les ions de fer, aluminium, manganèse et strontium [4][5].

La *dureté* de l'eau s'exprime le plus souvent en mg/l de CaCO<sub>3</sub> ou en méq/l (milliéquivalent). Elle est aussi, très souvent donnée en degrés français

On peut considérer qu'une eau ayant une *dureté* inférieure à 75 mg/l de CaCO<sub>3</sub> est une eau douce et que pour des valeurs supérieures, il s'agit d'une eau dure [5]. Plusieurs classements ont été faits. M. TRADAT et collaborateurs proposent la classification suivante [6] :

**Tableau. 1 : Classification des eaux suivant la dureté. Selon Tradat, 1985 [6].**

Qualité de l'eau	Dureté totale	
	Mg/l de CaCO <sub>3</sub>	méq/l
Eau douce	< 60	< 1,2
Eau légèrement douce	60 – 120	1,2 – 2,4
Eau légèrement dure	120 – 180	2,4 – 3,6
Eau très dure	> 180	> 3,6
Valeur optimale	≈ 80	≈ 1,6

### V.3 Eléments responsables de la dureté :

#### V.3.1 Calcium :

Le *calcium* est un métal alcalino-terreux extrêmement répandu dans la nature en particulier dans les roches calcaires sous forme de carbonates. Composant responsable de la *dureté* de l'eau, le *calcium* est généralement présent dans les eaux potables, surtout à l'état d'hydrocarbonatés et en quantité moindre, sous formes de sulfates, chlorures, etc. les eaux de pluies n'en renferment que des traces. Certaines eaux minérales en contiennent plusieurs centaines de milligrammes par litre [4].

L'influence du *calcium* de l'eau sur la santé de l'individu a été souvent discutée. Cependant les recherches et les études statistiques ont montré qu'il n'y aurait pas de relation dose-effet avec la nature de cet élément dans l'eau. Le seuil de perception gustative de l'ion de *calcium* varie entre 100 à 300 mg/l selon l'anion associé [4].

Les eaux potables de bonne qualité renferment 100 à 140 mg/l de *calcium* [7]. Les eaux dont la teneur en calcium dépassent 200 mg/l, présentent de sérieux inconvénients pour les usages domestiques et pour l'alimentation des chaudières. Il se trouve que la *dureté* de l'eau qui est surtout due au *calcium*, est inversement proportionnelle à l'incidence des maladies cardiovasculaires [7].

La concentration minimale requise, selon J. Rodier [4], est de 60 mg/l de *calcium* ou cations équivalent pour l'eau livrée à la consommation humaine et ayant subi un traitement d'adoucissement.

### **V.3.2 Magnésium :**

Le *magnésium*, élément très répandu dans la nature, constitue environ 2,1 % de l'écorce terrestre. La plupart de ses sels sont très solubles dans l'eau, même le *carbonate* peut être dissous jusqu'à 300 mg/l, 20°C [8]. Son abondance géologique, sa grande solubilité, a large utilisation industrielle (alliages, pyrotechnie, batteries sèches, réducteur chimique...) font que les teneurs dans l'eau peuvent être importantes, allant de quelques milligrammes à plusieurs centaines de milligrammes par litre [4]. Le *magnésium* constitue un élément significatif de la *dureté* de l'eau, sa teneur, dépend des terrains traversés.

A partir d'une concentration de 100 mg/l et pour des sujets sensibles, le *magnésium* donne un goût désagréable à l'eau. S'ils ne provoquent pas de phénomènes toxiques, les sels de *magnésium* et surtout les sulfates ont un effet laxatif à partir de 400 à 500 mg/l [4] ; cette action diminue assez rapidement avec l'accoutumance.

Dans les zones arides, les gens consomment couramment et sans problèmes majeurs pour les habitués [4], des eaux contenant 200 mg/l de *magnésium* avec des teneurs élevées en sulfates. Il est vrai que les températures élevées peuvent entraîner par la transpiration une augmentation de 25 % de l'excrétion normale [4].

### **V.3.3 Fer :**

A des concentrations supérieures à 0,3 mg/l [9], le fer donne un mauvais goût à l'eau et une couleur déplaisante. Il peut tâcher les tissus à la lessive et colmater les canalisations et les appareils. Avec risque de corrosion par aération différentielle.

### **V.3.4 Manganèse :**

Elément essentiel de l'alimentation humaine, l'ingestion de manganèse a des effets neurologiques pour des doses d'environ 20 mg/jour.

A des concentrations supérieures à 0,15 mg/l [9], le manganèse souille la tuyauterie et le linge et donne un goût désagréable aux boissons. Aussi, Il y a risque de corrosion par aération et des marques noires apparaissent dans les appareils où cette eau coule.

### **V.3.5 Aluminium :**

L'ingestion de sels d'aluminium ne semble pas avoir d'effets sur l'homme. A des concentrations supérieures à 0,2 mg/l la coloration de l'eau de boisson se produit [9].

## V.4 Types de durestés :

### V.4.1 Duresté carbonatée et non carbonatée

#### A) La duresté carbonatée :

La *duresté carbonatée* correspond à la teneur en hydrocarbonate et carbonate de calcium et de magnésium. On appelle aussi la *duresté carbonatée* «duresté temporaire», du fait qu'une ébullition prolongée peut entraîner une précipitation des ions carbonatés.

#### B) La duresté non carbonatée ou permanente :

La *duresté* non carbonatée ou permanente correspond à la *duresté* qui persiste après ébullition de l'eau. Elle présente la teneur en sulfates, et chlorures de calcium et de magnésium.

## VI CONSEQUENCE DE LA DURETE :

Une faible *duresté* ne permet pas l'élaboration de couche carbonatée assurant le plus souvent une protection des canalisations contre certains risques de corrosion ; par contre, une *duresté* élevée constitue un risque important d'entartrage.

Au cours de ces quinze dernières années, un certain nombre d'études épidémiologiques pratiquées au Japon, Angleterre et aux U.S.A. (Kobayashi, Craun, Shaper, Schröder, Crawford, Muss) ont fait apparaître qu'il semblait exister un pourcentage plus élevé de mortalité par affections cardio-vasculaires [7], dans les régions où sont distribuées les eaux douces. Si tous les chercheurs ont évoqué une corrélation inverse, aucun n'a parlé de causalité. Par contre une étude sur trois communautés de Los Angeles (Allwright et Coll.) [7], indique qu'il n'y a pas de corrélation entre le degré de *duresté* de l'eau et la fréquence des affections cardiaques et le taux de mortalité infantile.

Les ions calcium et magnésium précipitent avec le savon qui perd ainsi de son pouvoir détersif et ne mousse plus que difficilement. Une eau dure entraîne une consommation supplémentaire de savon de 100g par degré hydrométrique et par mètre cube [4]. Toutefois, l'emploi très répandu de détergents synthétiques, dont l'action n'est pas liée à la *duresté* de l'eau et qui contiennent généralement un «séquestrant» du calcium, estompe ces inconvénients [4] [8].

### VI.1 Effets sur les conduites de distribution

L'entartrage de la conduite ne dépend que du caractère incrustant de l'eau et de la vitesse d'écoulement [10].

Il faut noter que pour les eaux de *duresté* moyenne entre 150 et 220 mg/l de CaCO<sub>3</sub> [4], il se forme un léger dépôt de tartre protecteur à l'intérieur de la conduite. D'autre part une eau assez dure de pH inférieur à 7 et contenant peu ou pas d'oxygène a tendance [7], dès qu'elle est en contact avec l'air, à prendre une teinte "rouille" désagréable pour l'utilisation.

Tous les matériaux en présence d'une eau agressive sont soumis à la corrosion (fer, cuivre, zinc, ciment, béton...) mais ce phénomène est encore aggravé par la cavitation dans les points

singuliers du réseau, coudes, piquages, ou pour les variations de vitesse ou de pression. ... etc. La corrosion de l'amiante ciment met en solution des fibres d'amiante dans l'eau de distribution. Pour y remédier on dispose de deux solutions :

- le nettoyage physique ou chimique de la conduite suivi de la mise en place d'un revêtement ;
- le remplacement de tout le réseau ou d'une partie.

## **VI.2 Effets sur l'appareillage chez le particulier :**

L'eau dans un appartement est utilisée à des fins multiples, principalement les nettoyages divers (lavage du linge, entretien des sols, vaisselles, élimination des déchets humains (chasse d'eau) et hygiène corporelle des habitants) et le chauffage central.

### **A) Conséquences pour le lavage :**

La *dureté* de l'eau ou sa douceur peuvent avoir quelques conséquences désagréables :

- La consommation de produits de nettoyage est plus élevée lorsque l'eau est dure, alors qu'une eau douce demande moins de produits détergeants mais mousse davantage rendant ainsi tout rinçage plus difficile.
- Les petites fuites dans les réceptacles ménagers (évier, baignoires, cuvettes de W. C.) se matérialisent, avec de l'eau dure même froide, par des traces peu esthétiques de couleur jaunâtres ou rouille (tartre + oxydes de fer).
- Le rinçage est plus facile et demande moins d'eau lorsque le lavage est effectué avec de l'eau dure.

### **B) Conséquences pour le matériel électroménager :**

- Les laves linge et laves vaisselle fonctionnent avec l'eau froide qui monte généralement en température avec le déroulement du programme, les rinçages étant effectués à l'eau froide. Cette alternance d'eau chaude et froide pourrait avoir des conséquences très graves dans le cas d'eau dure car il y aurait entartrage [7].
- Un autre appareil susceptible d'être détérioré par l'eau est le compteur, qu'il soit divisionnaire ou desservant un immeuble. Il s'agit en effet d'un appareil souvent sollicité, traversé par l'eau froide de distribution adoucie ou non et donc soumis à la dureté (entartrage) ou à l'agressivité (corrosion) de celle-ci. Il semble que ce soit surtout la corrosion et l'abrasion qui influent sur les pièces en mouvement.

### **C) Conséquences pour les canalisations d'eau chaude :**

C'est pour la préparation et la distribution de l'eau chaude que la qualité de l'eau a la plus grande importance.

Dans le cas d'eau incrustante, les dépôts de tartre et d'autres produits augmentent dans des proportions importantes de telle sorte que le débit diminue notablement [11] et qu'il faut procéder au détartrage si le diamètre des tuyaux le permet ou au remplacement de ceux-ci.

Pour l'eau chaude la formation d'une couche protectrice n'est pas limitée comme dans l'eau froide et s'accroît parfois rapidement. C'est évidemment au niveau des chaudières que le problème d'entartrage est le plus aigu car la couche de tartre constitue un isolant thermique. Le chauffage de l'eau modifie l'équilibre carbonique de celle-ci par un dégazage qui élimine le gaz carbonique libre et permet ainsi la précipitation du *carbonate* de *calcium* par dissociation des *bicarbonates*.

### VI.3 Dureté de l'eau dans l'industrie :

C'est évidemment au niveau de la production d'eau chaude ou de vapeur que se posent les plus graves problèmes de qualité de l'eau dans la plupart des industries, mais ce sont les mêmes que pour la production et la distribution d'eau chaude dans les immeubles. Néanmoins, pour la production de vapeur, le mauvais fonctionnement ou la détérioration de l'appareillage risquent, du fait des pressions requises, de causer des catastrophes et surtout des explosions [7]. Les eaux de chaudières sont donc toujours traitées avant leur admission.

Les échangeurs thermiques, utilisés pour le refroidissement des eaux chaudes ou la réfrigération des produits, sont alimentés avec des eaux souvent non traitées. Aussi les phénomènes de corrosion, d'entartrage, conduisent à une dégradation du matériel et surtout à des transferts de chaleur à rendement très faibles [12].

L'eau de fabrication de certaines industries doit satisfaire à des critères bien particuliers. Pour la préparation des composés électroniques l'eau doit être exempte de sels dissous. Les eaux de rinçage du verre ou des pièces métalliques ayant subi un traitement de surface ne doivent pas laisser de trace au séchage, elles doivent donc être déminéralisées [13]. Le lavage des textiles au moment de leur élaboration ou dans les blanchisseries demande moins de détergents lorsque l'eau est douce et dans ce cas, vu les tonnages utilisés, les industriels veillent à la consommation de ces produits.

## VII METHODES DE TRAITEMENT DE L'EAU :

### VII.1 Généralités :

Le traitement des eaux de distribution a pour objet de ramener les teneurs des éléments considérés comme indésirables à des valeurs conformes aux normes.

La détermination du traitement demande une étude analytique préalable tendant à la connaissance, d'une part de la nature et de la quantité des corps indésirables à éliminer et d'autres part, de l'environnement physico-chimique qui peut influencer sur les méthodes à utiliser pour cette élimination.

Le dispositif de traitement devra pouvoir faire face à des périodes aléatoires de pollutions accidentelles dont l'éventualité et la gravité auront fait l'objet d'études préalables. Dans ces cas exceptionnels, des mesures pourront être prévues : diminution de débit prélevé, éventuellement l'arrêt du puisage, mise en œuvre massive de produits de traitements stockés à cet effet.

Les processus pourront être de nature physique, physico-chimique ou biologique. Ils peuvent être intensifs (obtenus en peu de temps dans un espace réduit) ou extensifs.

Une combinaison de deux ou plusieurs processus unitaires pourra se faire dans la même enceinte.

De toute façon, s'il est nécessaire d'examiner les possibilités de chaque processus unitaire séparément, il faudra toujours raisonner en fonction de l'ensemble interactif des processus unitaires mis en œuvre dans la filière de traitement [14].

## **VII.2 Traitements préalables :**

### **VII.2.1 Emplacement et aménagement de la prise d'eau (eau de surface) :**

Une étude détaillée le long du cours d'eau et sur plusieurs sections droites ainsi qu'un relevé des rejets polluants en amont permettront de choisir le point de prise et le mode de prise (fond, milieu, berge, etc.) entraînant le moins de débit solide et de pollution

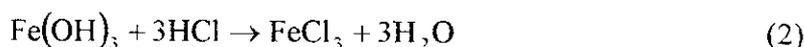
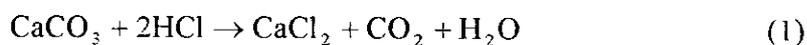
Dans le cas de prise dans un réservoir naturel ou artificiel, l'endroit et la profondeur de prise devront pouvoir être choisis en cours d'année pour tenir compte des phénomènes limnologiques modifiant localement ou par strates la qualité des eaux stockées [7].

### **VII.2.2 Décolmatage des puits et des forages :**

Le colmatage des puits apparaît plus ou moins rapidement après la mise en exploitation des forages. Les causes de colmatage sont assez diverses, généralement liées à la présence dans le sous-sol de diverses substances dont les principales sont le sable, les argiles, le *carbonate* de *calcium*, l'oxyde de fer et les humates [7].

Devant le coût de nouveaux forages, on préfère décolmater les anciens forages. Pour cela, plusieurs techniques peuvent être mises en œuvre [15] :

- le décolmatage mécanique qui consiste à éliminer les dépôts par dragage du fond et raclage des parois. C'est la seule technique possible lorsque le puits est ensablé, le sable étant insensible à l'action des réactifs chimiques ou des dispersants.
- le décolmatage chimique n'est possible que si les agents colmatants sont solubles dans un réactif approprié. En général, c'est de l'acide chlorhydrique qui est utilisée pour transformer le *carbonate* de *calcium* et l'hydrate de ferrite insoluble en chlorure soluble :



- le décolmatage physico-chimique par l'utilisation de polyphosphates. Cette opération permet de séquestrer les ions alcalino-terreux, c'est-à-dire les rendre insensibles à leurs réactifs précipitants et de dissoudre les précipités formés, carbonate de calcium ou hydrate ferrique, sous forme de complexes solubles.

### **VII.2.3 Dégrillage et tamisage :**

Le dégrillage consiste à éliminer, par passage à travers une ou plusieurs grilles placées en série, les matières flottantes ou en suspension de grandes dimensions qui pourraient gêner le

fonctionnement des pompes ou des appareils de traitement. Les grilles et le tamis doivent être régulièrement nettoyés [14]. Il existe des grilles et des tamis à nettoyage périodique et automatique.

#### **VII.2.4 Dessablage :**

Une prise d'eau doit être conçue de façon à éviter au maximum l'entraînement de sable. Si les conditions locales ne le permettent pas, il faut prévoir un dessableur.

Le dessablage a pour but d'extraire des eaux brutes les graviers, sables, et particules minérales plus ou moins fines, de façon à éviter les dépôts dans les canaux et conduites, à protéger les pompes et autres appareils contre l'abrasion et à éviter de surcharger les stades de traitement suivants.

Le domaine usuel du dessablage porte sur les particules de granulométrie supérieures à 200 microns. Une granulométrie inférieure sera du ressort de la décantation [16]. Si l'installation comporte un tamisage (à maille de 1 à 2 mm, par exemple) le dessablage doit se faire auparavant pour éviter des incidents sur les tamis.

#### **VII.2.5 Coagulation (coagulants et adjuvants) :**

##### **A) Coagulation – floculation :**

Elle a pour but la déstabilisation des colloïdes et l'agglomération des particules fines en suspension. Elle agit également par adsorption sur les substances dissoutes et les grosses molécules organiques hydrophiles en suspension stable [15] [17]. Elle est utilisée pour la clarification, la décoloration, l'agglomération des précipités résultants d'un adoucissement calcosodique, l'amélioration du goût et d'odeurs.

Les coagulants utilisés pour le traitement des eaux destinées à l'alimentation doivent être peu coûteux, totalement inoffensifs par eux-mêmes et par les produits qu'ils forment et facile à manipuler. Ils doivent conduire à la formation d'agglomérats lourds suffisamment cohérents pour résister sans être détruits à la turbulence résultante de l'écoulement des eaux dans les ouvrages de traitement.

Pour améliorer l'effet des coagulants vis-à-vis de l'agglomération des particules en suspension, ou encore pour améliorer, d'une part, la résistance mécanique des agglomérats obtenus et pour, d'autre part, accroître leur pouvoir d'adhésion au sable des filtres ou au microsable fluidisé, on utilise des adjuvants à dose faible. Le plus ancien est minéral : c'est la silice activée (silicate de sodium neutralisé par addition d'un corps fournissant des ions acides). Les plus récents et les plus efficaces sont des polyélectrolytes organiques formant de long chaînes qui jouent le rôle d'armature au sein des agglomérats et qui par ailleurs, rendent plus adhésives les surfaces des grains des filtres.

#### **VII.2.6 Décantation simple :**

Elle est réalisée par séparation gravitaire des matières insolubles lourdes et des gros agglomérats issus de coagulation – floculation. Elle peut être [14] :

- statique ; lorsque le bassin de décantation est alternativement rempli, mis au repos, et vidé.
- dynamique ; lorsque l'apport d'eau brute, la séparation des matières solides et l'évacuation de l'eau décantée de font en continu, l'élimination des boues peut être continue ou discontinue.

### VII.2.7 Filtration :

La filtration a pour but de retenir sur un support les matières minérales et/ou organiques en suspensions apportées par l'eau brute ou résultant d'un traitement préalable. L'écoulement de l'eau est, suivant les cas, gravitaire ou sous pression [15]. La rétention des matières en suspension par le milieu filtrant conduit à un colmatage progressif avec diminution de la vitesse de filtration ou augmentation de la perte de charge. On procède périodiquement à un nettoyage par lavage à contre-courant et, si possible, injection d'air comprimé.

Les matières filtrantes les plus employées dans le traitement de l'eau sont :

- le sable sillicieux à grains plus arrondis ;
- certaines qualités d'antracite particulièrement résistantes à l'abrasion ;
- certains silico-aluminates naturels permettant, grâce à leur état de surface, des filtrations extrêmement poussées.

### VII.2.8 Décarbonatation :

La décarbonatation consiste à éliminer les *bicarbonates* des eaux naturelles. Deux techniques sont, en général, utilisées :

- La décarbonatation acide : les *bicarbonates* sont détruits sous l'action d'un acide fort et remplacés par des sulfates ou chlorures. Un traitement anticorrosif doit toujours être associé à ce type de décarbonatation, ce qui augmente son prix. La *dureté totale* ne varie pas, mais la *dureté temporaire* est transformée en *dureté permanente* [3].
- La décarbonatation à la chaux : les *bicarbonates* sont précipités sous forme de carbonates de *calcium* et de *magnésium*. Elle s'intègre dans les techniques d'élimination du *calcium* et de *magnésium*.

### VII.3 Techniques d'élimination du calcium et magnésium :

Parmi les eaux ayant subi ou non les traitements préliminaires, certaines peuvent être utilisées directement, c'est le cas des eaux douces. Pour des raisons technico – économiques, il n'est pas toujours possible d'utiliser les eaux potables directement, surtout s'il s'agit des eaux de chaudières par exemple.

Aussi, selon l'usage auquel est destinée une eau et en fonction de sa *dureté* et de son alcalinité, l'eau doit être parfois adoucie. Plusieurs méthodes peuvent être envisagées tel la décarbonatation, Adoucissement par addition de *chaux*, ... etc.

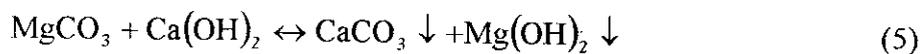
### VII.3.1 Décarbonatation à la chaux :

La décarbonatation à la *chaux* est généralement utilisée pour adoucir les eaux potables de *dureté temporaire élevée* et le traitement des eaux d'alimentation de circuits industriels et de chaudières moyenne et haute pression. Dans le cas des eaux de chaudières [15], le traitement est suivi d'un adoucissement par échange d'ions ou d'une déminéralisation [3].

La *chaux* réagit sur les *bicarbonates* alcalino-terreux d'après les réactions suivantes :

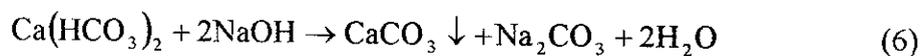


Dans le cas du *carbonate de magnésium*, un excès de *chaux* est nécessaire pour élever le pH à 10,5 et compléter la réaction [3] [18] :

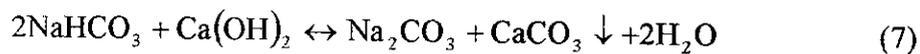


La *dureté carbonatée* et l'*alcalinité* de l'eau *diminuent*, alors que la *dureté permanente* n'est pas ou peu affectée.

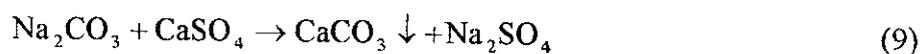
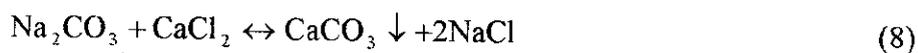
La soude (NaOH) peut également être utilisé :



Il faut toutefois remarquer que dans le cas d'une eau contenant beaucoup de *bicarbonates* de sodium et/ou de potassium, ou de *dureté* inférieure à l'*alcalinité*, l'*alcalinité finale* est plus *importante* que dans le cas *précédent* ; car seule la *moitié* de l'*alcalinité* est éliminée.



Il est préconisé d'utiliser un autre sel de *calcium* pour réduire le  $T_{AC}$ .



D'autre part, après une décarbonatation à la *chaux*, s'il faut éliminer la *dureté* non carbonatée, l'eau est adoucie par permutation calco-sodique ; une filtration intermédiaire est nécessaire [3].

Il est souvent nécessaire, après décarbonatation, de corriger le pH de l'eau par une injection d'acide sulfurique ou chlorhydrique [3], pour rétablir l'équilibre calco-carbonique. Après clarification, et pour autant que la décantation soit totale, l'eau ne contient que la totalité de la *dureté permanente* et la faible part de *dureté temporaire* correspondant à la solubilité du *carbonate* de *calcium* et de la magnésie.

La dose de *chaux* à mettre en œuvre pour précipiter sous formes de carbonates,

– Tous le *bicarbonate* de *calcium* est calculé par la formule :

$$\text{Ca}(\text{OH})_2 = 7,4 \left\{ \text{TAC}_{Ca} + \frac{\text{CO}_2 \text{ libre}}{4,4} \right\} \quad [15]$$

– Tous les *bicarbonates* de *calcium* et de *magnésium*, sont calculés par la formule :

$$\text{Ca(OH)}_2 = 7,4 \left\{ \text{TAC}_{\text{Ca}} + \frac{\text{CO}_2 \text{ libre}}{4,4} + 2 \text{TAC}_{\text{Mg}} \right\} \quad [15]$$

Où les quantités de *chaux* et de  $\text{CO}_2$  libre sont exprimées en mg/l et le  $T_{\text{AC}}$  calcique en degrés français.

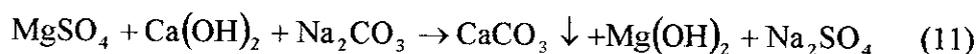
La décarbonatation à la *chaux* préconisée dans le cas des eaux potables, diminue la salinité [3]. La *chaux* étant un réactif très bon marché, le prix de revient de la décarbonatation est modique pour des débits importants et permet de clarifier les eaux troubles.

Elle provoque la formation de grand volume de boues et bien que la *magnésie* et le *carbonate* de *calcium* ne présentent aucun danger pour le milieu naturel, leur rejet est à déconseiller.

### VII.3.2 Procédé calco-sodique :

Ce traitement s'applique à des eaux dont les *duretés temporaires* et *permanentes* sont *importantes*. Il permet de réduire la *dureté totale* à moins d'un milliéquivalent, facilitant ainsi les traitements ultérieurs éventuels [3]. Dans certains pays, ce traitement est utilisé pour réduire la *dureté* des eaux potables.

On fait agir la *chaux* et le *carbonate* de sodium sur l'eau à traiter, suivant les réactions (3), (4), (5), (8) et (9). Les quantités étant calculées en fonction de la composition de l'eau brute. Les réactifs agissent sur les éléments de la *dureté permanente* selon les réactions (8) et (9) et celles qui vont suivre :



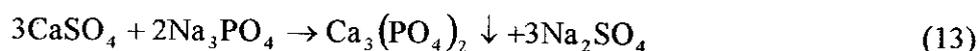
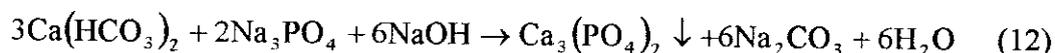
La limite théorique du procédé est donnée par les solubilités du *carbonate* de *calcium* et de l'hydrate de *magnésium* ce qui correspond à une *dureté* minimale de 0,5 mé/l [3]. L'élévation de la température et la présence de germes accélèrent la réaction.

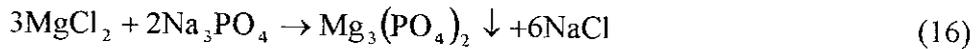
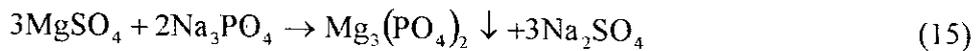
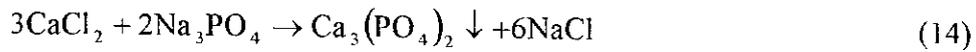
### VII.3.3 Procédé au phosphate trisodique $\text{Na}_3\text{PO}_4$ :

Le traitement s'applique à des eaux de *dureté* naturelle faible, ou ayant subi un traitement à la *chaux* et calco-sodique pour réduire leur *dureté*. Il permet d'abaisser la *dureté* de l'eau jusqu'à 0 mé/l [15] et de précipiter le *bicarbonate* ferreux. La précipitation est plus complète et plus rapide que dans les cas précédents.

Les phosphates réagissent sur tous les constituants de la *dureté* de l'eau pour donner des phosphates de *calcium* et de *magnésium*, de solubilité pratiquement nulle [19]. En milieu alcalin, les phosphates conduisent à des sels de type hydroxyl-apatite  $[(\text{OH})_2(\text{PO}_4)_6]^{-20}$ .

Les réactions sont les suivantes :





Le procédé conduit à la formation de boues, en faibles quantités, étant donné qu'il est appliqué à des eaux relativement douces.

#### VII.3.4 Procédés d'échange d'ions :

Cette technique s'emploie pour éliminer la *dureté* des eaux potables et industrielles lorsque leurs utilisations conduisent à un entartrage ou à des dépôts gênants [20] : lavages divers pour les usages ménagers, opérations diverses et alimentation de chaudières [15].

Pour adoucir l'eau, des échangeurs organiques et synthétiques sous forme de granules sont actuellement utilisés. Ils ont la capacité d'échanger leurs ions contre les ions alcalino-terreux présents dans l'eau à traiter.

L'eau traverse le lit de résine, où elle abandonne ses ions *calcium* et *magnésium*, et les remplace par des ions sodium, par exemple. Le lit de résine devient de moins en moins actif au fur et à mesure que la teneur en *calcium* et en *magnésium* de l'échangeur augmente lorsque la résine est saturée, il faut procéder à une régénération qui s'effectue par percolation d'une solution de chlorure de sodium à travers le lit échangeur précédé d'une fluidisation.

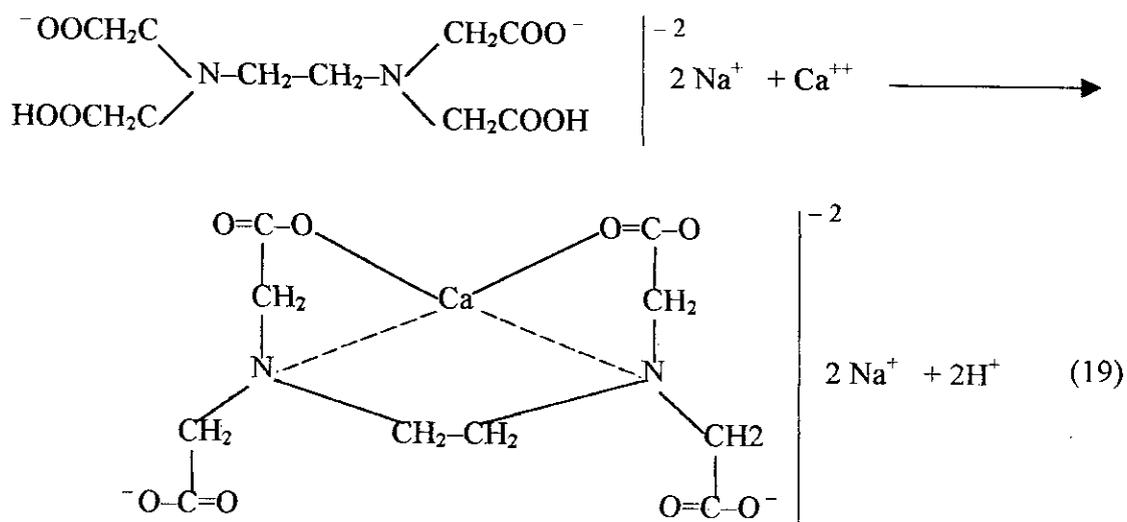
En fin, après rinçage, la résine régénérée retrouve son activité première et le cycle peut être presque indéfiniment répété.

Un traitement préalable à la *chaux* et/ou calco-sodique pourrait être envisagé.

#### VII.3.5 Procédés compléxométriques :

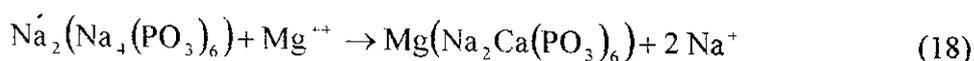
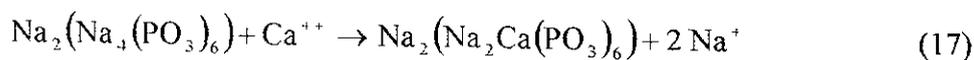
Ces procédés sont caractérisés par la formation de complexes internes solubles avec les cations de *calcium* et de *magnésium*, comme l'illustre la réaction ci-dessous. Les cations liés en complexe ne forment pas de précipités avec les savons et les colorants.

Pour le trilon B on a :



Les produits, le plus souvent utilisés, sont l'héxaméthaphosphate de sodium ou calgon trilon A et trilon B [15]. Pour l'héxaméthaphosphate de sodium [18], la température ne doit pas dépasser 70 °C et le pH doit être inférieur à 13.

La stabilité des complexes dépend de la température et du pH.



#### VII.4 Adoucissement par addition de chaux (Décarbonatation à la chaux) :

##### VII.4.1 Mécanisme d'adoucissement par addition de chaux :

L'adoucissement par addition de *chaux* suit les mêmes mécanismes réactionnels que ceux cités précédemment dans la décarbonatation.

Après ajout de la *chaux* de manière à rendre l'eau "calcifiante", il apparaît alors spontanément au sein de l'eau des particules de *carbonate* de *calcium* solide dont le volume s'accroît progressivement selon le mécanisme suivant.

A la surface de *carbonate* de *calcium* solide mis en présence d'une eau calcifiante apparaissent toujours des charges électriques positives. Ces charges ne sont d'ailleurs mises en évidence que si le *carbonate* de *calcium* est finement divisé. Le caractère calcifiant de l'eau entraîne le dépôt d'ions  $\text{Ca}^{++}$  et d'ions  $\text{CO}_3^{--}$  sur la paroi du *carbonate* de *calcium*, mais les ions  $\text{Ca}^{++}$ , apparemment plus mobiles que les ions  $\text{CO}_3^{--}$  [2], fixent les premiers de sorte que la paroi du *carbonate* de *calcium* présente un excès d'ions  $\text{Ca}^{++}$  positifs. Il résulte de ce qui précède d'apparition, autour de chaque particule, d'une double couche électrique (figure 1) :

- Une couche positive sur la paroi de la particule  $\text{CaCO}_3$ , comprenant un excès d'ions  $\text{Ca}^{++}$ .
- Une couche négative externe comprenant un excès d'anions, tels que les ions  $\text{OH}^-$ , attirés par la couche positive.

En conséquence, le pH au voisinage immédiat des parois des particules est supérieur au pH au sein de l'eau, l'écart entre ces deux valeurs du pH pouvant être d'une unité ou même davantage si l'eau considérée est suffisamment calcifiante. Ce phénomène tend à accroître la vitesse précipitation du *carbonate* de *calcium* sur les particules, dont le volume s'accroît [2].

Au cours de précipitation du *carbonate* de *calcium* sur les particules :

- La charge électrique positive de chaque particule diminue et s'annule lorsque l'eau atteint l'équilibre calco-carbonique ;
- L'écart entre le pH au niveau de la couche négative externe de chaque particule et le pH de l'eau diminue pour s'annuler lorsque l'eau atteint l'équilibre calco-carbonique ;
- Enfin, le caractère calcifiant de l'eau diminue et disparaît lorsque l'équilibre calco-carbonique est atteint ; la vitesse de l'évolution peut d'ailleurs devenir extrêmement lente [2] et l'équilibre n'être atteint qu'après un temps considérable.

L'apparition spontanée de *carbonate de calcium* [2], est une propriété spécifique des eaux pour lesquelles :

$$[Ca^{++}] [CO_3^{--}] \geq 40 K_S'$$

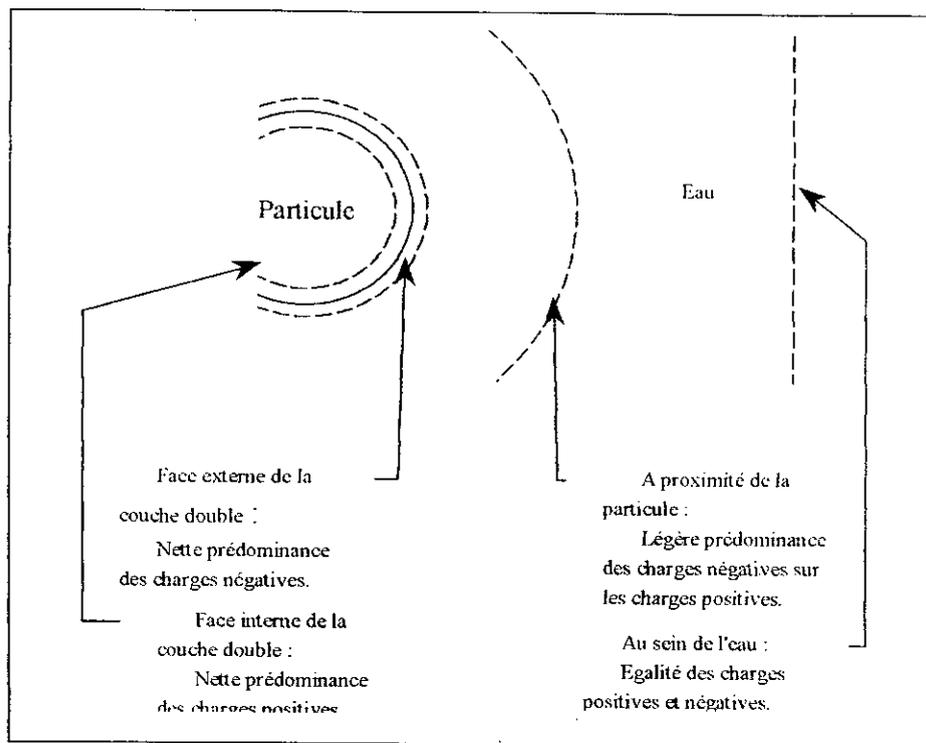


Figure. 1 : Mécanisme de la précipitation du carbonate de calcium dans une eau calcifiante, selon Legrand 1981 [2].

#### VII.4.2 Evolution sur la courbe d'équilibre :

L'addition de *chaux* déplace le point figuratif de l'eau  $M_0$  en  $M_1$  (fig.(2)). Le produit  $[Ca^{++}] [CO_3^{--}]$  étant supérieur à  $K_S'$ , le système évolue dans le sens de la précipitation de  $CaCO_3$ .

Au cours d'une telle évolution, les concentrations de tous les éléments fondamentaux sont modifiées. La diminution de la concentration en ions *calcium* est égale à la diminution du  $CO_2$  total, entraîne le déplacement du point  $M_1$  en  $M_2$  et le dépôt du *carbonate de calcium* se forme spontanément

L'adoucissement est maximal lorsque la dose de *chaux* introduite amène le point  $M_0$  figuratif de l'eau au point P.

La teneur minimale en ions *calcium*, obtenue après précipitation du *carbonate de calcium*, est pratiquement nulle dans le cas où  $\lambda$  est négatif, elle est très voisine de  $\lambda$  dans le cas où ce terme est positif [2].

On pose  $\lambda = [\text{Ca}^{++}] = \frac{N-P}{2}$

Avec  $N = [\text{HCO}_3^-] + 2[\text{CO}_3^{--}] + 2[\text{SO}_4^{--}] + [\text{Cl}^-] + [\text{NO}_3^-]$

$P = 2[\text{Mg}^{++}] + [\text{Na}^+] + [\text{K}^+]$

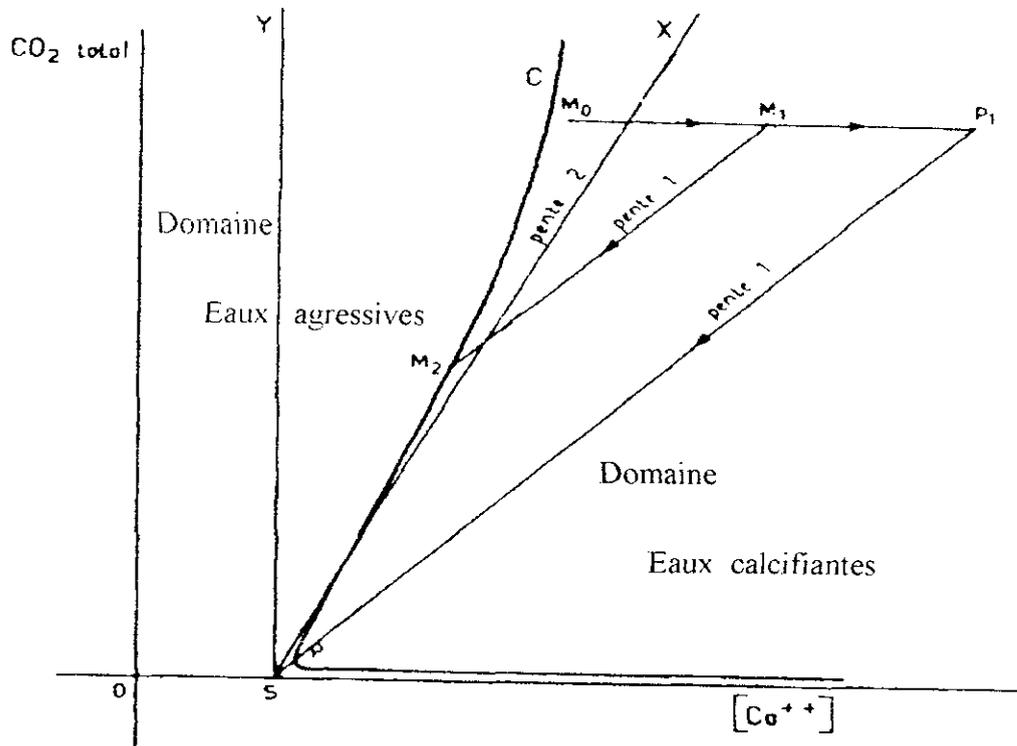


Figure. 2 : Evolution du point figuratif de l'eau sur la courbe d'équilibre après addition de chaux.

Le  $\text{CO}_2$  total est défini comme suit :

$$\text{CO}_2 \text{ total} = [\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_3^{--}]$$

## VIII EQUILIBRE CALCO-CARBONIQUE :

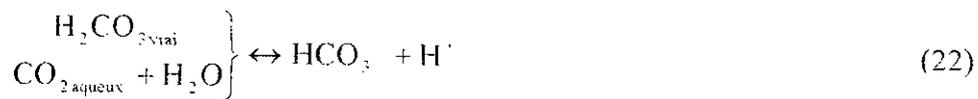
### VIII.1 Etude générale sur les équilibres :

Les équilibres de dissolution des gaz atmosphériques (oxygène, azote et dioxyde de carbone) sont régis par la loi de Henry. Les équilibres étudiés concernent principalement le dioxyde de carbone :



Les études cinétiques de Kern et de Jones ont montré que l'équilibre d'hydratation du  $\text{CO}_2$  dans l'eau est nettement déplacé dans le sens 2, à la température ordinaire [2].

La dissociation de l'acide carbonique en ions bicarbonate puis carbonate et hydrogène est représenté par :



Tous se passe comme si les deux équilibres correspondant l'un à l'hydratation du dioxyde de carbone, l'autre à la dissociation de l'acide carbonique vrai se ramenaient à un seul équilibre global dans lequel apparaît précisément le CO<sub>2</sub> libre (ou H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) :



les équilibres de dissociation de l'acide carbonique, de l'eau et des ions bicarbonates sont régis par la loi d'action de masse qui se traduit par les relations suivantes :

Pour l'équation (23) :

$$K_1 = \frac{a(\text{HCO}_3^-) a(\text{H}^+)}{a(\text{H}_2\text{CO}_3)}$$

Pour l'équation (24) :

$$K_2 = \frac{a(\text{CO}_3^{2-}) a(\text{H}^+)}{a(\text{HCO}_3^-)}$$

et a (i) : L'activité de l'ion considéré (i).



Pour l'équation (25) :

$$K_e = a(\text{H}^+) a(\text{OH}^-)$$

L'étude de l'équilibre de dissociation de CaCO<sub>3</sub> dans l'eau, dit équilibre calco-carbonique, revient à l'étude de la réaction réversible suivante :



$$K_s = a(\text{Ca}^{++}) a(\text{CO}_3^{2-})$$

A la température ambiante et dans l'eau pure sa solubilité varie selon les auteurs de 13,6 mg/l à 17 mg/l [21]. Des incertitudes ont subsisté pendant très longtemps quant à la valeur exacte du produit de solubilité K<sub>s</sub>, qui oscille dans un intervalle qui dépasse l'erreur expérimentale.

M. Le Guyader et d'autres auteurs supposent qu'au sein de la solution, doivent se former d'autres espèces en plus que celles prises en considération [22].

De nombreuses expressions tenant compte des constantes pK<sub>i</sub> ; pK<sub>1</sub>, pK<sub>2</sub>, pK<sub>s</sub> et pK<sub>e</sub> ont été proposées par différents auteurs. Parmi celles-ci, nous avons retenu celles de Plummer et Busemberg [23].

$$\text{pK}_1(0 \div 250 \text{ }^\circ\text{C}) = 356,3094 + 0,06091964 \cdot T - \frac{21834,37}{T} - 126,8339 \cdot \text{Log}_{10} T + \frac{1684915}{T^2}$$

$$\text{pK}_2(0 \div 250 \text{ }^\circ\text{C}) = 107,8871 + 0,03252849T - \frac{5151,79}{T} - 38,92561 \text{Log}_{10} T + \frac{563713,9}{T^2}$$

$$pK_s(0 \div 90^\circ\text{C}) = 171,9065 + 0,077993 \cdot T - \frac{2839,319}{T} - 71,595 \cdot \text{Log}_{10} T + \frac{1684915}{T^2}$$

$$pK_c(0 \div 80^\circ\text{C}) = -1,94 \cdot 10^{-6} \cdot T^3 + 270 \cdot 10^{-6} \cdot T^2 - 43,44 \cdot 10^{-3} \cdot T + 14,94 \quad [2]$$

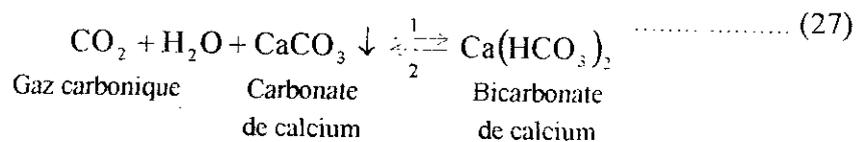
### VIII.2 relation de neutralité :

Dans une solution, la somme des charges positives des cations est égale à la somme des charges négatives des anions. En ne considérant que les éléments majeurs, les autres étant négligeables, on peut donc écrire sous sa forme générale la relation suivante, dite de neutralité électrique :

$$2 [\text{Ca}^{++}] + [\text{H}^+] + 2 [\text{Mg}^{++}] + [\text{Na}^+] + [\text{K}^+] = [\text{HCO}_3^-] + 2 [\text{CO}_3^{--}] + [\text{OH}^-] + 2[\text{SO}_4^{--}] + [\text{Cl}^-] + [\text{NO}_3^-]$$

### VIII.3 Equilibres calco-carbonique (agressivité, entartrage) :

La plus part des eaux contiennent du bicarbonate de calcium et du gaz carbonique dissous ; ces deux composés interviennent dans l'équilibre calco-carbonique de l'eau, caractérisé par la réaction suivant :



Les phénomènes d'agressivité ou d'entartrage dépendent principalement de la température de l'eau, de sa *dureté* (*dureté calcique*), de son alcalinité et de son pH [3].

D'autres éléments comme les acides humiques, l'oxygène, l'hydrogène sulfuré, les sels, les microorganismes, ... etc, peuvent intervenir dans le phénomène de la corrosion.

Trois cas peuvent se présenter pour une température donnée :

- Les quantités respectives de chacun des composés sont en accord avec la réaction (27) l'eau n'évolue pas et est dite à l'équilibre.
- L'eau contient du gaz carbonique en excès, la réaction s'effectue dans le sens 1 et l'eau dissout le *carbonate de calcium* ; elle est agressive et le gaz carbonique excédentaire est le gaz carbonique agressif.
- La teneur en gaz carbonique est inférieure à la teneur équilibrante : la réaction se fait dans le sens 2 et l'eau dépose du *carbonate de calcium* ; elle est entartrante ou incrustante.

Peu d'eaux sont naturellement entartrantes, mais certaines peuvent le devenir au cours du traitement, du transport ou de l'utilisation. On combat l'entartrage en modifiant les conditions d'équilibre de l'eau par des traitements d'adoucissement et de décarbonatation ou en appliquant un traitement spécifique antitartre qui en limite les effets.

Beaucoup d'eaux sont agressives ; on rétablit alors l'équilibre par un traitement de neutralisation du gaz carbonique agressif. Le pH de l'eau égale alors le pH<sub>s</sub>.

#### VIII.4 Association d'ion (ions complexes – paires d'ion) :

Dans une solution, les espèces dissoutes peuvent exister à l'état libre sous forme d'ions ou associées avec d'autres espèces sous forme d'ions complexes [24]. Cette association dépend de la nature de l'espèce dissoute, de sa concentration et des autres espèces présentes dans la solution [25].

C'est ainsi, qu'en 1932 Greenberg et Moberg ont pu mettre en évidence la complexation dans l'eau de mer des ions carbonates par certains cations divalents [22]. Ces résultats ont d'ailleurs été confirmés par Greenwald [26], qui a pu montrer que les cations  $\text{Ca}^{++}$  et  $\text{Mg}^{++}$  formaient avec les anions  $\text{HCO}_3^-$  et  $\text{CO}_3^{--}$  des complexes solubles :  $\text{CaHCO}_3^+$ ,  $\text{CaCO}_3^0$ ,  $\text{MgHCO}_3^+$ , et  $\text{MgCO}_3^0$  et a déterminé les constantes de stabilité de ces ions associés.

Depuis, de nombreux travaux relatifs à ce sujet ont été publiés, mettant ainsi en évidence l'existence d'association entre tous les ions, particulièrement entre ceux qui constituent la majeure partie des substances dissoutes dans les eaux naturelles:

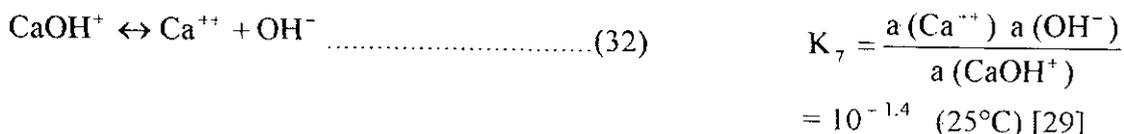
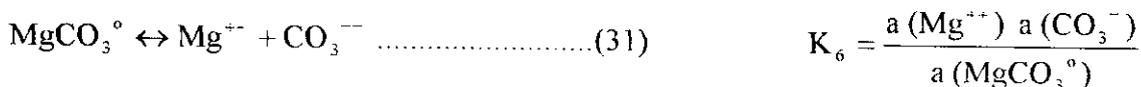
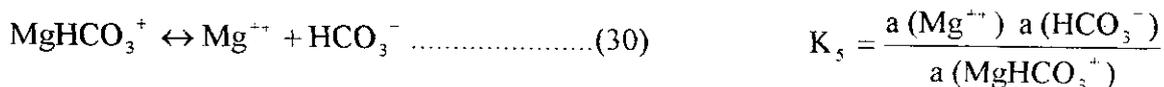
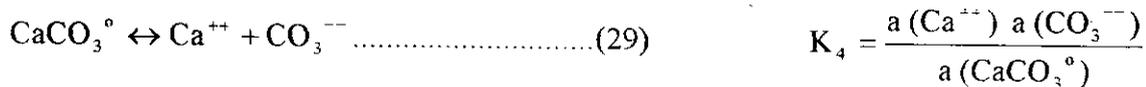
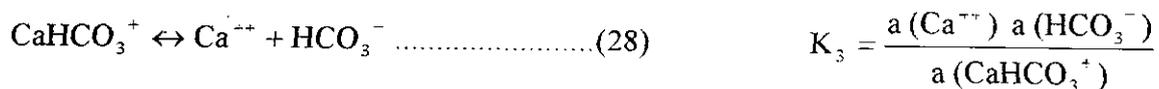
$\text{Ca}^{++}$ ,  $\text{Mg}^{++}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{--}$ ,  $\text{SO}_4^{--}$ ,  $\text{Cl}^-$  et  $\text{OH}^-$ .

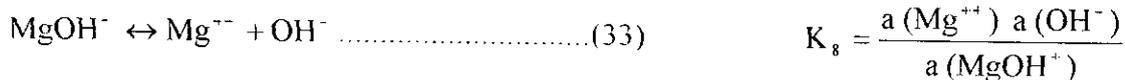
Ces phénomènes s'interprètent, selon Garrel et Christ [27] comme des associations d'ions de charges opposées résultant uniquement d'interactions électrostatiques alors que Trusdell et Jones [28] font quant à eux dans leur étude, la distinction entre les paires d'ions, espèce dans lesquelles l'anion et le cation sont reliés par un pont de molécules d'eau et les ions complexes dans lesquels aucune molécule de solvant n'intervient.

Les valeurs des constantes de dissociation des paires d'ions relevées dans la littérature varient souvent d'un auteur à l'autre, ces différences étant liées à [25] :

- à la possibilité d'association d'ions dans les électrolytes de référence ;
- au manque de précision dans la détermination des coefficients d'activité des espèces en solution ;
- à l'existence possible mais ignorée d'autres paires d'ions.

Les ions complexes susceptibles d'exister dans le cas de notre étude et concernant les associations avec les ions  $\text{Ca}^{++}$  et  $\text{Mg}^{++}$  sont représentés ci-dessous :





En toute rigueur, il faut tenir compte de  $\text{CaOH}^{\ominus}$  et  $\text{MgOH}^{\ominus}$ , mais il est simple de démontrer que les rapports  $a(\text{CaOH}^{\ominus})/a(\text{Ca}^{++})$  et  $a(\text{MgOH}^{\ominus})/a(\text{Mg}^{++})$  restent faibles au pH inférieur à 8,5 car aux faible pH la concentration en  $\text{OH}^{\ominus}$  est très faible et par suite la quantité de *calcium* ou de *magnésium* combiné sous cette forme peut être négligé [25].

Sachons que la valeur de la constante de stabilité de  $\text{MgOH}^{\ominus}$  ( $K_8$ ) égale  $10^{-2.21}$  à 25 °C [22], on peut démontrer que le rapport demeure inférieur à  $10^{-3}$  tant que le pH n'atteint pas 9.

$$\frac{a(\text{MgOH}^{\ominus})}{a(\text{Mg}^{++})} = \frac{a(\text{OH}^{\ominus})}{K_8} < 10^{-3}$$

### VIII.5 Influence de l'ion magnésium sur l'équilibre calco-carbonique :

Dans les eaux naturelles les ions  $\text{Cl}^{\ominus}$ ,  $\text{SO}_4^{\ominus}$ ,  $\text{Na}^{\oplus}$ ,  $\text{K}^{\oplus}$ ,  $\text{Mg}^{++}$ , peuvent accompagner les ions  $\text{Ca}^{++}$ ,  $\text{CO}_3^{\ominus\ominus}$  et  $\text{HCO}_3^{\ominus}$  et par leur présence influencer sur la solubilité de la calcite et créer donc un déplacement de la courbe d'équilibre [25].

Cet équilibre se déplace dans le sens de l'accroissement de la teneur en *calcium* [22].

- soit par une simple augmentation de la force ionique ;
- soit par la formation de paires d'ions complémentaires  $\text{MgOH}^{\ominus}$ ,  $\text{MgHCO}_3^{\oplus}$ ,  $\text{MgCO}_3^{\circ}$ ,  $\text{MgSO}_4^{\circ}$  ;
- soit par la formation de nouvelles phases solides qui en s'additionnant à la calcite de départ (calcite-argonite, calcite-calcite-magnésienne) modifient les caractéristiques thermodynamiques de la solution.

En solution, les ions *magnésium* se retrouvent soit à l'état libre soit à l'état complexe sous la forme  $\text{MgOH}^{\oplus}$ ,  $\text{MgHCO}_3^{\oplus}$ ,  $\text{MgCO}_3^{\circ}$ ,  $\text{MgSO}_4^{\circ}$ .

A l'état libre le *magnésium* possède un pouvoir inhibiteur vis-à-vis de la calcite peut induire à la formation d'argonite, ou s'incorporer dans les cristaux de *carbonate de calcium* et conduire à la formation de calcites magnésiennes de formule générale  $\text{Ca}_{1-x}\text{Mg}_x\text{CO}_3$  et dont la solubilité est supérieure à celle de la calcite.

Le produit de solubilité de ces calcites magnésiennes est défini par la relation suivante utilisée par Plummer et Mac Kenzie [30] et boer [31] :

$$K_s = a^{1-x}(\text{Ca}^{++}) \cdot a^x(\text{Mg}^{++}) \cdot a(\text{CO}_3^{\ominus\ominus})$$

Par ailleurs, selon Katz [32] et Benjamin et Col [33] la fraction molaire x de  $\text{MgCO}_3$  dans la phase solide dépend de la composition chimique de la solution.

Katz a établi une relation entre les rapports  $\frac{Mg}{Ca}$  dans le solide et en solution :

$$\left( \frac{Mg}{Ca} \right)_{\text{Solide}} = \lambda \frac{Mg^{++}}{Ca^{++}}_{\text{Solution}}$$

$\lambda$  est appelé coefficient de distribution ayant pour valeur  $0,057 \pm 0,017$  à  $25^\circ C$ .

### VIII.6 Mode de représentation des équilibres calco-carbonique :

Diverses méthodes sont utilisées pour déterminer le caractère de l'eau et les conditions d'équilibre, en particulier les méthodes graphiques.

Nous citons les diagrammes de Legrand-Poirier ( $CO_{2T} = f(Ca^{++})$ ), de Tillmans ( $H_2CO_3 = f(HCO_3^-)$ ), de Hallopeau-Dubin et le diagramme de Hoover et Langelier établi à partir de la formule de Langelier.

Pour les eaux douces ou moyennement dures, on pourra utiliser les courbes de Tillmans, Langelier, Franquin-Marecaux ou Hallopeau-Dubain.

Pour les eaux de dureté très élevée, l'interprétation des courbes est difficile et l'agressivité du  $CO_2$  peut être considérée comme négligeable [34].

### VIII.7 Mise à l'équilibre calco-carbonique :

Les réactifs utilisables à cet effet sont la *chaux*, la soude, la *carbonate* de sodium, la dolomite non calcinée, la dolomite calcinée.

On parlera que de l'utilisation de la *chaux* et de *carbonate* de sodium, puisque ce sont les réactifs utilisés pour l'adoucissement par voie chimique.

L'addition de la *chaux* eau (fig. (3)) déplace vers la droite le point figuratif de l'eau, initialement en  $M_0$ , sur la parallèle à l'axe des abscisses. La courbe d'équilibre C n'est pas modifiée et non plus la position du point  $S_0$ .

Après traitement, l'eau Figure en  $M_1$  sur la courbe C. La dose de réactif à introduire est déterminée à partir de la longueur du segment  $M_0M_1$ .

$$\lambda = [OS_0].$$

L'addition de *carbonate* de sodium à une eau (fig.(4)) déplace vers le haut, sur la parallèle à l'axe des ordonnées, le point figuratif de l'eau, situé initialement en  $M_0$ . La courbe d'équilibre, représentée avant traitement en C, est modifiée et le point  $S_0$  se déplace vers la gauche en  $S_1$  d'une longueur égale au déplacement du point figuratif de l'eau.

Après traitement, l'eau est figurée en  $M_1$  sur la nouvelle courbe d'équilibre  $C_1$ . la dose de réactif à introduire est déterminée à partir de la longueur segment  $S_0S_1$  (ou  $M_0M_1$ )

$$\lambda_{\text{final}} - \lambda_{\text{initial}} = \frac{(N_{\text{final}} - N_{\text{initial}}) - (P_{\text{final}} - P_{\text{initial}})}{2} = S_1S_0 < 0$$

$$S_1S_0 = \frac{[Na^+]}{2} \text{ introduit}$$

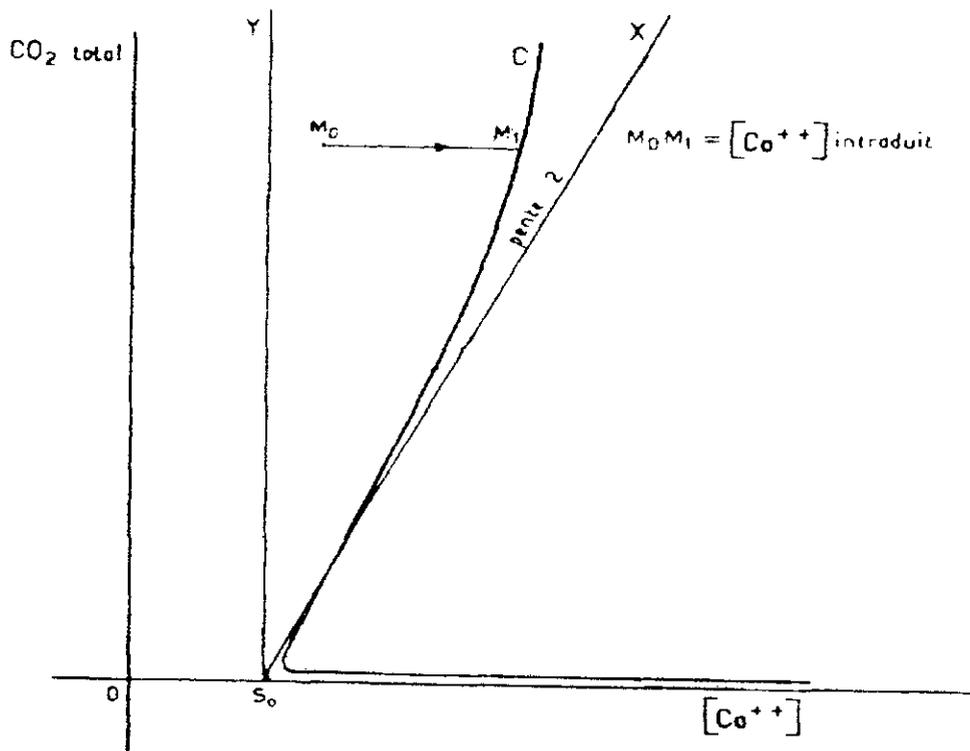


Figure. 3 : Mise à l'équilibre d'une eau à l'addition de chaux.

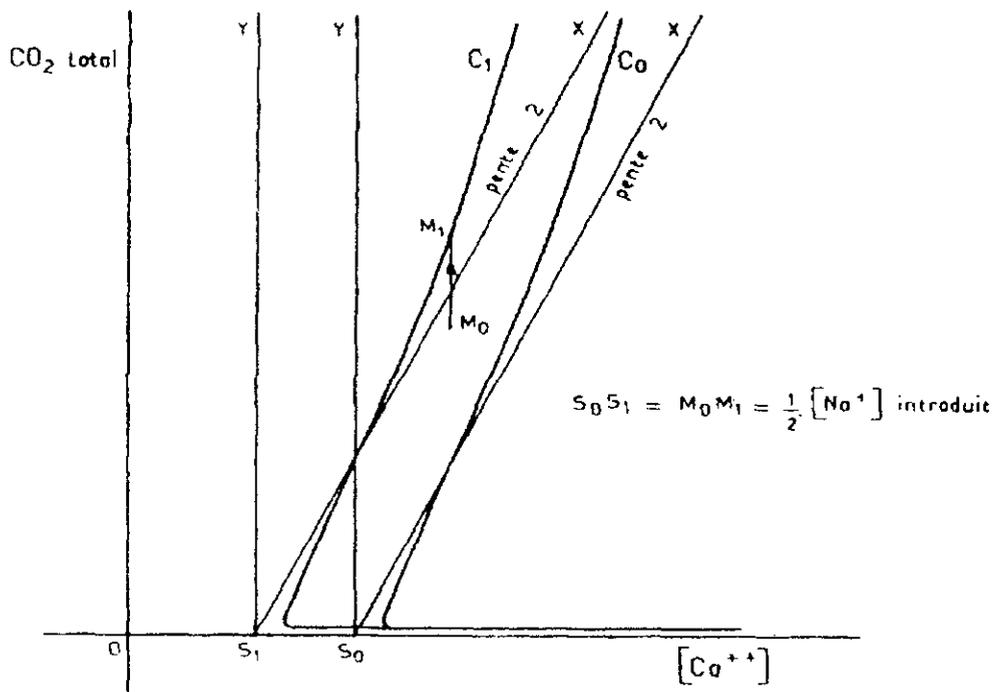


Figure. 4 : Mise à l'équilibre d'une eau à l'addition du carbonate de sodium.

## **IX COUT D'UN TRAITEMENT D'ADOUCCISSEMENT :**

L'eau qu'elle soit agressive ou, dans certains cas, entartrante, elle détériore les matériaux avec lesquels elle est en contact. Or si l'adoucissement n'est pas fait dans les bonnes conditions, en mettant l'eau en équilibre calco-carbonique, elle devient agressive et elle peut causer des dégâts dans les immeubles collectifs.

Le procédé d'adoucissement est connu depuis le début du siècle, il a été d'abord utilisé en Grande-Bretagne, puis ensuite plus largement employé aux Etats-Unis.

L'échange d'ions est moins utilisé pour l'eau potable surtout pour les grandes installations mais beaucoup plus pour le traitement des eaux de chaudières industrielles car il n'y a pas de limite d'emploi des résines comme pour l'eau potable.

Il est impossible d'évaluer le coût par mètre cube de l'eau adoucie quel qu'en soit l'origine car celui-ci varie avec de trop nombreux facteurs : Capacité de la station, prix du génie civil, main d'œuvre, coût des réactifs.

Une étude américaine montre que le coût de la déminéralisation augmente avec la capacité de la station alors que pour la décarbonatation à la *chaux*, le phénomène inverse se produit tant pour les coûts d'investissement que pour l'exploitation [35].

Pour la décarbonatation à la *chaux* on obtient une quantité de boues assez importantes qu'il faut filtrer et rejeter dans des lits de séchage ou dans une décharge publique ce qui augmente le coût d'exploitation.

Aussi dans certains cas, on essaie de récupérer la *chaux* par calcination du calcaire et son prix est fortement dépendant de l'énergie [7], environ 40 % du coût total.

Il faut préciser que la *chaux* utilisée doit être compatible sur le plan de la pureté avec l'utilisation pour l'eau potable et facile à mettre en œuvre puisqu'il s'agit d'une poudre fine appelée fleur de *chaux*.

Deuxième Partie

*Partie*  
*Expérimentale*

## **I INTRODUCTION :**

Pour adoucir l'eau potable de la ville d'Alger et par conséquent éliminer partiellement les ions calcium et magnésium, nous nous sommes proposés de procéder à l'adoucissement de l'eau par précipitation.

La chaux, qui a le pouvoir de se combiner avec les bicarbonates, les sulfates, les chlorures ... etc, pour former des précipités très peu solubles, est utilisée.

Desjardins propose quatre procédés [29], pour arriver à adoucir l'eau par voie chimique, suivant sa composition, plus particulièrement la dureté et l'alcalinité :

- par addition de chaux seule ;
- par addition de chaux et de carbonate de sodium ;
- par addition d'un excès de chaux ;
- par addition d'un excès de chaux et du carbonate de sodium.

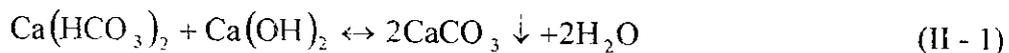
Cette étude a pour objectif de déterminer les conditions optimales de l'adoucissement de l'eau de la ville d'Alger par précipitation.

## **II OPERATION D'ADOUCCISSEMENT :**

### **II.1 Principe de l'addition de chaux seule :**

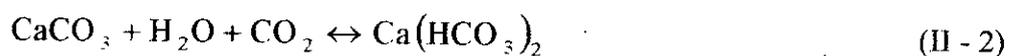
Le procédé par addition de chaux seulement, permet de réduire la concentration d'ions calcium d'une eau ; il n'exerce aucune influence sur la dureté non carbonatée et sur la dureté magnésienne.

L'équation chimique qui régit la réaction, sur laquelle repose ce procédé, est la suivante :



La procédure consiste à introduire autant de chaux qu'il y a de bicarbonates  $\text{HCO}_3^-$  en présence, en terme d'équivalent. Cette étape conduit à la précipitation du  $\text{CaCO}_3$ .

La solubilité résiduelle du  $\text{CaCO}_3$  étant de 40 mg/l de  $\text{CaCO}_3$  [29], Désjardins préconise après précipitation, l'injection dans l'eau, débarrasser des boues, d'une quantité de dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ) équivalente à celle des ions carbonates existant dans la solution :



La quantité de boues qui se trouve au fond du réacteur doit être évacuée.

La dernière étape serait de procéder à la filtration du calcaire ( $\text{CaCO}_3$ ) présent en suspension dans l'eau adoucie, du fait de sa faible densité.

Le diagramme de l'écoulement qui illustre ce procédé est présenté sur la figure 1.

Au cours de l'adoucissement par précipitation, on procède à mélanger les réactifs de façon rapide pour une meilleure répartition du réactif dans tout le réacteur, puis on réduit la vitesse d'agitation pour favoriser le déroulement de la réaction de précipitation et la coalescence des flocons formés et éviter de les briser.

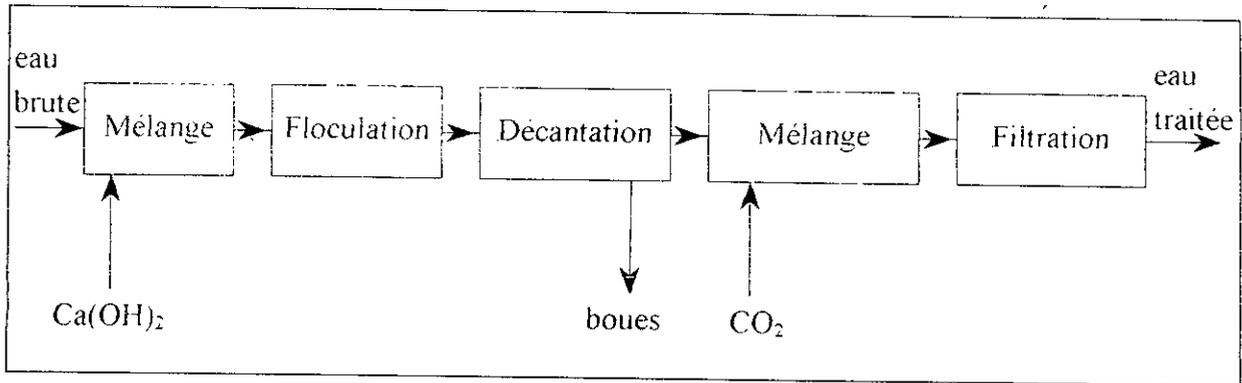


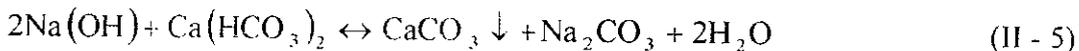
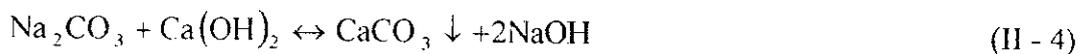
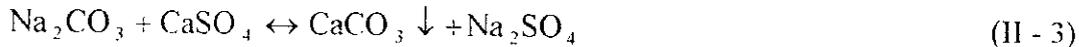
Figure. 1 : Diagramme d'écoulement : procédé par addition de chaux seulement.

## II.2 Principe de l'addition de chaux et de carbonate de sodium :

Le procédé par addition de chaux et de carbonate de sodium permet de réduire outre la dureté carbonatée une partie de la dureté non carbonatée et n'exerce aucune influence sur la dureté magnésienne.

On exploite ici, la réaction d'échange entre le calcium et le sodium, pour la partie de la dureté non carbonatée associée au calcium.

Les équations chimiques qui régissent les réactions sur lesquelles repose ce procédé sont les suivantes :



La procédure consiste à introduire de la chaux comme indiqué dans le principe d'addition de chaux seule. Après précipitation et avant d'ajouter le dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ), il s'agit d'introduire autant de carbonate de sodium qu'il y a de dureté non carbonatée et associée au calcium en termes d'équivalents. En fin, il faut ajouter une quantité de  $\text{CO}_2$  équivalente à celle des ions carbonates existant dans l'eau après addition de la chaux et du carbonate de sodium.

Le diagramme de l'écoulement qui illustre ce procédé est présenté à la figure 2.

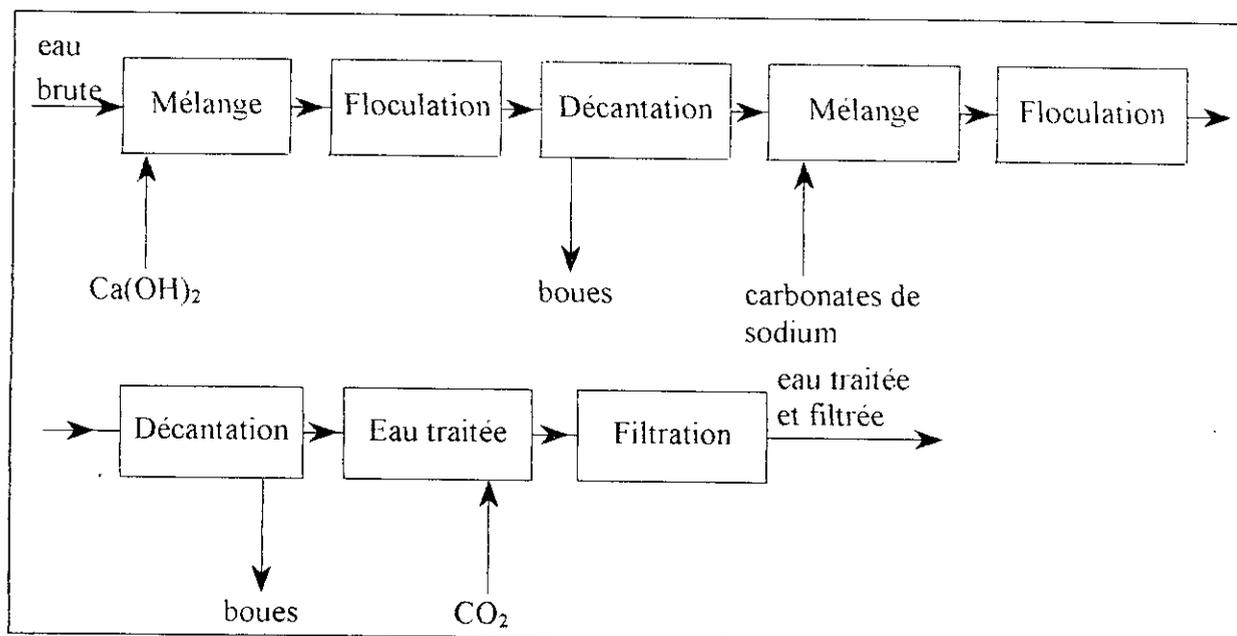


Figure. 2 : Diagramme d'écoulement : Procédé par addition de chaux et de carbonate de sodium.

### III RESULTATS D'ANALYSE DE L'EAU ETUDIEE :

Le prélèvement de l'échantillon est une opération délicate à laquelle il faut apporter un grand soin, car il conditionne les résultats analytiques et l'interprétation qui en sera donnée.

La composition de l'eau étudiée et prélevée à partir de l'eau de robinet, est donnée dans le tableau N° 1. L'ensemble des analyses de l'eau sont effectuées au laboratoire de l'Entreprise de Production d'Eau d'Alger (E.P.E.A.L).

Les teneurs en calcium et magnésium sont déterminées, par complexométrie (EDTA) l'analyse est faite à l'E.P.A.L et par photomètre de flamme lorsque l'analyse est faite à l'E.N.P dans le cas du calcium.

La dureté totale est déterminée à l'E.N.P par complexométrie (EDTA) et à partir de la somme des duretés calciques et magnésiennes lorsque l'analyse est faite à l'E.P.E.A.L.

L'alcalinité est déterminée par la méthode conventionnelle de titrage. (voir Annexe N° 4)

Pour effectuer les calculs afin de déterminer les concentrations, des logiciels nommés Dureté, Masse Equivalent, Alcalinité et  $\text{pH}$  de saturation, et aussi un logiciel qui comporte deux fenêtres ont été élaborés (voir Annexe N° 5)

Tableau N° 1: Résultats de l'analyse physico-chimique de l'échantillon brute.

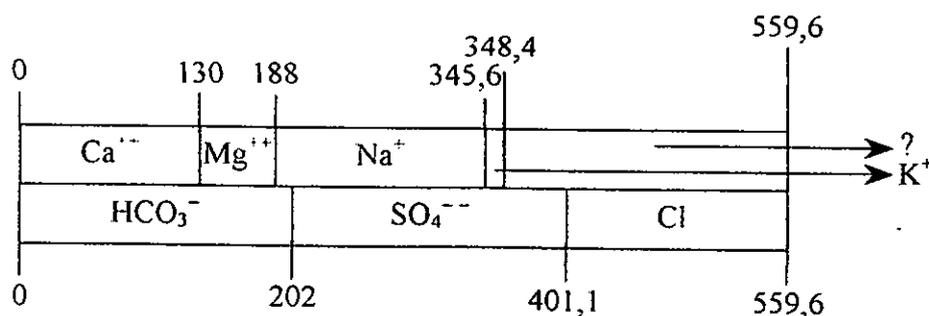
	Caractéristique de l'eau	Normes	
		Algérienne	C.E.E. [3]
Date et lieu du prélèvement	20 mars 1999 à 22 h 40 min à Alger	-	-
Date du dosage	03-09 avril 1999	-	-
Température (°C)	21,6	25	12 - 25
Conductivité (µs/cm)	1006,0	2000 - 2800	400
Résidu sec (mg/l)	663,96 <sup>(1)(7)</sup> 615,83 <sup>(2)(7)</sup>	2000 <sup>(5)</sup>	1500 <sup>(6)</sup>
pH	8,0	6,5 à 8,5	6,5 à 8,5
pH <sub>s</sub> (pH de saturation)	7,52 <sup>(3)(7)</sup> 7,6 <sup>(4)(7)</sup>	-	-
Ca <sup>++</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	130,0		250
Mg <sup>++</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	58		123,5 - 205,8
Na <sup>+</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	157,6	423,8	43,5 - 326,1
K <sup>+</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	2,8	12,8 - 25,6	12,8 - 15,3
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	202,0	-	-
SO <sub>4</sub> <sup>--</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	199,1	416,7	26 - 260,4
Cl <sup>-</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	158,5		35,2
T <sub>H</sub> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	188		-
T <sub>Ac</sub> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	202,0	-	-

<sup>(1)</sup> valeur théorique.  
<sup>(2)</sup> valeur expérimentale.  
 (voir Annexe N° 2)

<sup>(3)</sup> par la formule de Langelier.  
<sup>(4)</sup> par le Nomogramme de Hoover et Langelier.

<sup>(5)</sup> à 105 °C.  
<sup>(6)</sup> à 180 °C.  
<sup>(7)</sup> E.N.P.

Les concentrations de tous les ions étant exprimées en équivalents de CaCO<sub>3</sub>, il est très facile de construire le diagramme à barres suivant et vérifier la balance ionique.



Les résultats d'analyse indiquent que la balance ionique n'est pas vérifiée. En théorie, la somme des anions exprimée en concentration de milliéquivalents ou de mg/l de CaCO<sub>3</sub>, doit correspondre à la somme des cations exprimée de la même façon.

Il a été alors indispensable de procéder à des vérifications analytiques. Cela est dû probablement à la présence d'autres éléments qui n'ont pas été dosés, comme le fer, le cuivre, le plomb, ... etc. qui peuvent être importants à cause de la détérioration et le vieillissement des canalisations du réseau de distribution de l'eau potable d'Alger.

La conductivité électrique, de notre échantillon, inférieure à la norme algérienne est largement supérieure aux directives de la C.E.E.

Bien que les concentrations en calcium et en magnésium soient inférieures aux normes algériennes et aux directives de la C.E.E. La dureté ou titre hydrométrique  $T_H$  reste toutefois largement supérieure aux valeurs "idéales" proposées par différents auteurs [4] [12].

Desjardins préconise pour la dureté totale une valeur de 80 mg/l de CaCO<sub>3</sub> tandis que Tradat et coll. [12] considèrent que notre eau est *très dure*.

La dureté totale est entièrement égale à la dureté carbonatée :

$$D_{\text{Totale}} = D_{\text{Carbonatée}} = 188 \text{ mg/l de CaCO}_3$$

#### IV ADDITION DE LA CHAUX SEULE :

##### IV.1 Protocole :

L'essai est effectué à l'aide d'un Jar-Test, de type (IKA-WERK), comportant une série de cinq béchers de 500 ml qui sont agités de façon identique. Les réactifs sont d'abord mélangés rapidement pendant une courte durée que l'on fera varier entre 1 et 2 min.

La réaction de précipitation se poursuit à vitesse plus lente (55 tours /min.) pendant 5 à 20 min. En fin, les flocons formés sont laissés à décanter un certain temps.

Les résultats de la précipitation sont appréciés visuellement et par des mesures de pH durant toute l'opération.

Après décantation, l'eau surnageante et les boues déposées dans le réacteur sont prélevées pour mesurer les paramètres de rendement telle la turbidité, les teneurs en calcium et en magnésium et la quantité de boues formée.

Les efficacités sont calculées, en se référant tant à la quantité de boues formée, qu'à la quantité de calcium et de magnésium résiduelle, de la manière suivante :

1. Pour la boue décantée :  $\text{Efficacité (\%)} = \frac{\text{masse de boue décantée}}{\text{masse théorique de boue décantée}} \times 100$

2. Pour l'élément éliminé (Ca<sup>++</sup>, Mg<sup>++</sup>, dureté totale) :

$$\text{Efficacité (\%)} = \frac{\text{Concentration de l'élément (initiale - finale)}}{\text{Concentration de l'élément initiale}} \times 100$$

## IV.2 Conditions optimales de l'adoucissement :

### IV.2.1 Temps optimums :

Dans une première partie, nous avons essayé de déterminer les temps d'agitations rapides et d'agitations lentes et celui de décantation optimums.

La quantité de chaux  $\text{Ca(OH)}_2$  introduite dans chaque réacteur égale la quantité de bicarbonates ( $\text{HCO}_3^-$ ) présents dans l'eau à traiter.

$$[\text{Ca(OH)}_2] = \frac{202 \times 37}{50} \times 0,5$$

La quantité de chaux  $\text{Ca(OH)}_2$  à ajouter, est de 74,74 mg et la masse théorique de la boue décantée attendue serait de 292 mg/l de  $\text{CaCO}_3$ .

$$\text{Quantité de boues} = [\text{HCO}_3^-] + [\text{Ca}^{++}] - 40 = 292 \text{ mg/l de } \text{CaCO}_3.$$

Ensuite, on fait varier les temps d'agitations rapides, lente et le temps de décantation pour chacun des béchers.

Pour chaque essai, nous avons utilisé deux réacteurs ; l'un d'eux a été réservé pour mesurer le pH tout le long de l'opération de précipitation.

Aux opérations de précipitation ont succédé le prélèvement et le séchage de la boue humide. La boue est placée dans une étuve à 105 °C, jusqu'à l'obtention d'une masse constante et que toute l'eau s'est évaporée et la masse obtenue est la masse de la boue sèche.

### Temps d'agitation rapide ( $t_1$ ) et lente ( $t_2$ ) et le temps de décantation ( $t_3$ ) :

#### $t_1 = 1$ minute :

Pour un temps d'agitation rapide de 1 min, nous avons fait varier le temps d'agitation lente de : 5, 10, 15, 20 min. et avons laissé les floccs formés se précipiter pendant un temps de décantation de 88 minutes.

**Tableau. N° 2 : efficacité de l'adoucissement par addition de la chaux seule pour un temps d'agitation rapide de  $t_1 = 1$  min.**

Essai	(1)	(2)	(3)	(4)
$t_2$ (min.)	5	10	15	20
$t_3$ (min.)	88			
Boues (mg/l)	335,9	174,5	170,9	111,4
Efficacité (%)	115,02	59,77	58,54	38,15

L'évolution du  $pH$ , depuis l'addition de la chaux jusqu'à la fin de la décantation, en fonction du temps et les quantités de boues décantées en fonction du temps d'agitation lente, sont présentées dans les figures 3 et 4. Les résultats de mesure des teneurs de boues et de l'efficacité de la précipitation sont consignés dans le tableau N° 2.

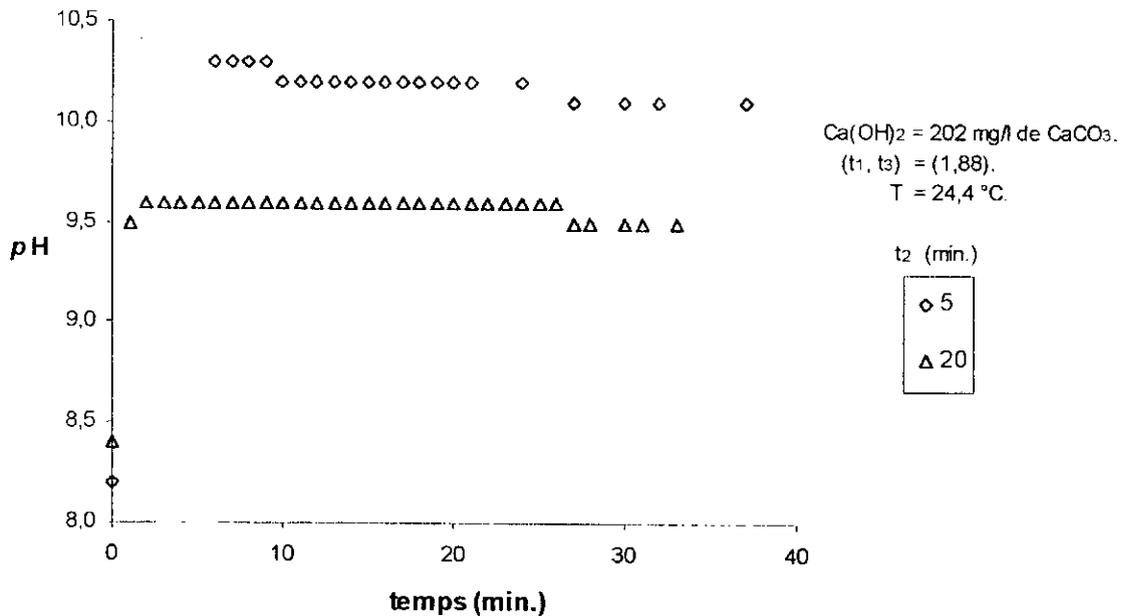


Figure 3: Evolution du  $pH$  en fonction du temps.

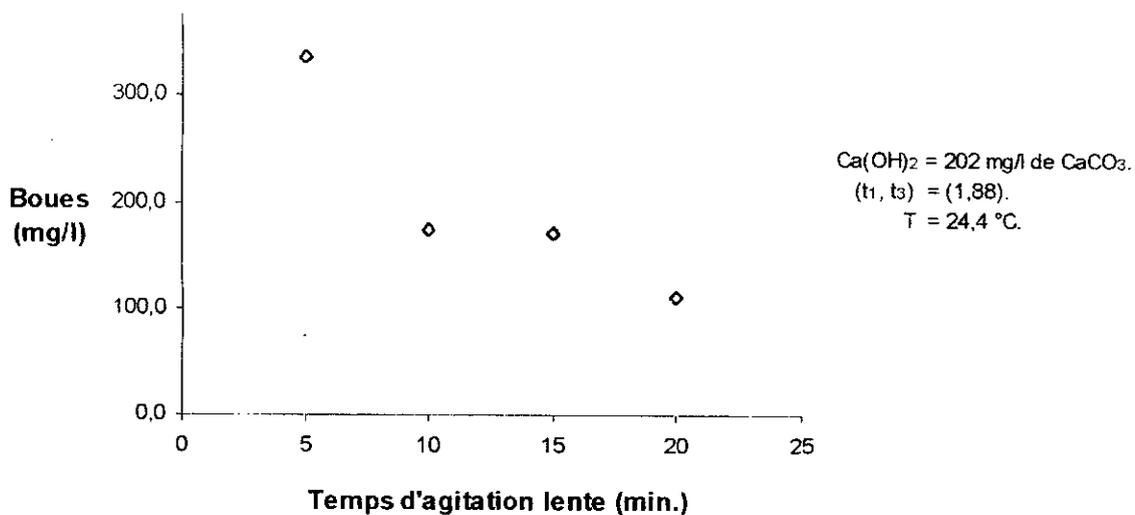


Figure 4: Evolution de la boue décantée en fonction du temps d'agitation lente.

Durant tous les essais, nous avons noté que le  $pH$  ne dépasse pas la valeur de 10,5 et que par conséquent les précipités formés de carbonate de calcium (CaCO<sub>3</sub>) et d'hydroxyde de magnésium (Mg(OH)<sub>2</sub>) sont insolubles.

L'expérience relative à un temps d'agitation lente de cinq (05) minutes a été refaite pour vérifier le résultat obtenu. Elle a abouti à un résultat presque analogue.

Dans ce cas, le rendement de l'adoucissement, faisant référence à la quantité de boues formée théoriquement, qui précipite, dépasse largement les 100 % ce qui nous conduit à penser, que la précipitation d'autres éléments, autre que le calcium et le magnésium, serait à l'origine de la formation des floccs formés.

Il est claire que le magnésium précipite également sous forme d'hydroxyde de magnésium ( $Mg(OH)_2$ ).

Pour un maximum de dureté à éliminer, et si on se réfère au maximum de boues formées, un temps d'agitation lente de cinq minutes (05) serait le plus approprié.

**$t_1 = 2$  minutes :**

Pour un temps d'agitation rapide de deux minutes (02), nous avons fait varier le temps de décantation de (10, 20, 60 et 120 min.) pour différents temps d'agitations lentes qui sont de 5, 10 et 20 minutes.

les principaux résultats sont donnés dans le tableau N° 3. L'évolution du pH, depuis l'addition de la chaux en fonction du temps et les quantités de boues décantées en fonction du temps de décantation pour les différentes temps d'agitations lentes sont représentées dans les figures 4 et 5.

**Tableau. N° 3 : Résultats de la mesure de boues, de MES et de turbidités en fonction du temps d'agitation rapide après adoucissement à la chaux (2:5).**

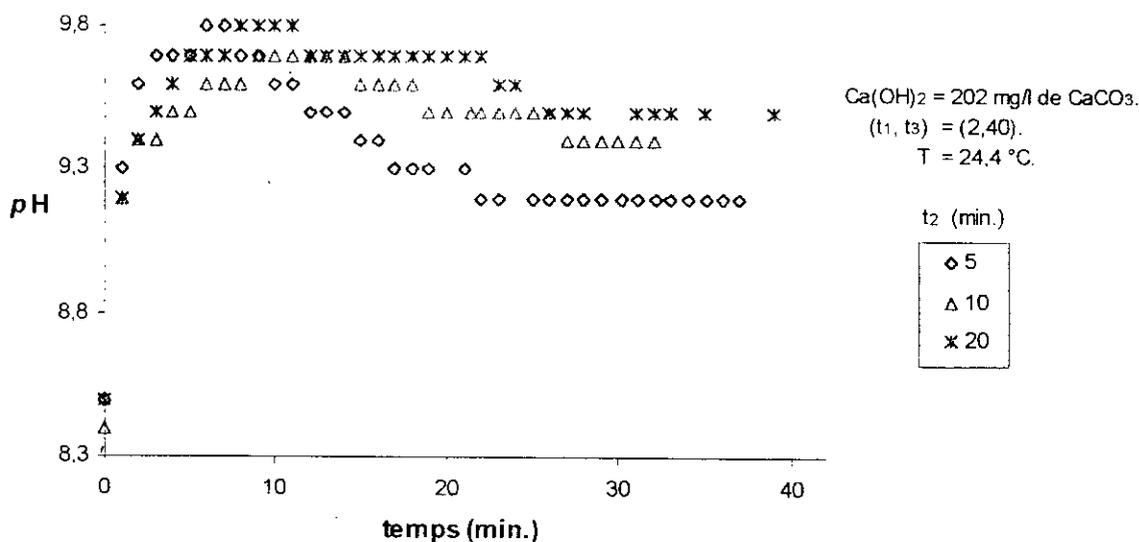
$t_2$ (min.)	$t_3$ (min.)	Turbidité (NTU)	MES (mg/l)	Boue (mg/l)	Efficacité (%)
5	10	45	12,2	323,0	110,62
	20	20	9,4	364,6	124,86
	60	–	3,5	334,4	114,52
	120	–	3,6	343,0	117,47
10	10	8,8	–	349,8	119,79
	20	7,5	–	376,6	128,97
	60	6,5	–	380,8	130,41
	120	2,6	–	367,8	125,96
20	10	–	–	349,2	119,59
	20	–	–	360,2	123,70
	60	–	–	342,0	117,12
	120	–	–	344,2	117,88

**Partie Expérimentale**

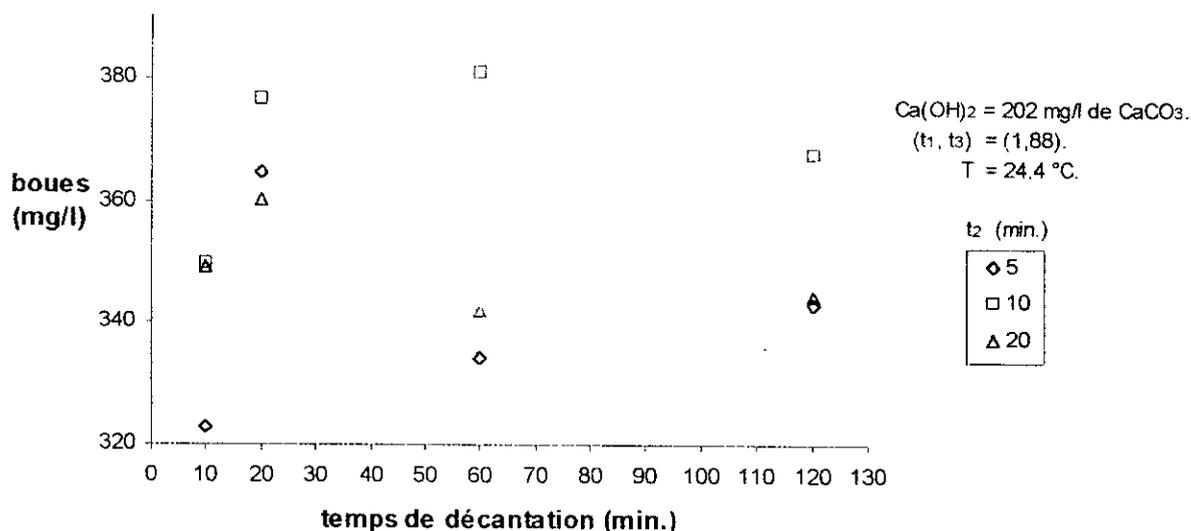
On observe dans tous les cas que les floccs formés décantent au fond du réacteur et cela juste après l'arrêt de l'agitation lente.

Dans le cas, par exemple, d'un temps d'agitation lente de cinq (05) minutes, il faut remarquer que la décroissance progressive du pH, s'accompagne d'une augmentation de la quantité de boues déposées ; le même phénomène est observé pour les autres temps d'agitation lente.

La quantité de boues formées et déposées atteint son maximum pour un temps d'agitation lente de dix (10) minutes.



**Figure. 5 : Evolution du pH en fonction du temps.**



**Figure. 6 : Evolution de la boue décantée en fonction du temps de décantation.**

De la courbe de pH, on remarque qu'en augmentant le temps d'agitation lente de cinq (5) à dix (10) minutes, la quantité du carbonate en solution décroît davantage pour un temps plus faible, alors qu'on observe l'inverse dans le cas des boues. Ceci pourrait être dû à :

## *Partie Expérimentale*

---

- un phénomène d'adsorption ou de séquestration des ions magnésiens ;
- l'apparition d'autres paires d'ions, comme :  $\text{CaCO}_3^0$  et  $\text{MgCO}_3^0$ .

Il ressort des différents essais que le rendement de la précipitation, en faisant référence à la quantité de boues formées dépasse largement les 100 %. Bien qu'on se situe à des *pH* inférieurs à 10, par conséquent, défavorable à la formation de l'hydroxyde de magnésium ( $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ), et en se référant aux paramètres de rendement optimum telle la turbidité, les matières en suspension et la quantité de boues, il y a forcément élimination d'éléments autres que le calcaire.

Par ailleurs, après vingt (20) minutes de décantation, on observe une quantité maximale de boues déposées de 376,6 mg/l de  $\text{CaCO}_3$  et qui se poursuit par une phase de ressolubilisation.

A partir de cette première série d'essais et à partir des résultats obtenus, nous nous sommes proposés de fixer les temps d'agitations rapides et de décantation à deux (02) et vingt (20) minutes pour toute la suite des opérations.

Les essais qui donnaient les meilleurs rendements, c'est à dire correspondant à des temps d'agitations lentes de cinq (05) et dix (10) minutes, ont été repris ; en prenant en considération le pourcentage de pureté de la chaux.

Les analyses de l'échantillon d'eau potable prélevé le 20 mars 1999 et stocké dans un jerrican ont été refaites et consignés dans le tableau N° 4.

Des modifications sont observées en comparaison avec les premiers résultats d'analyses obtenus, toutefois le problème de la balance ionique relativement moindre, reste posé.

La quantité de chaux ajoutée est donc de 68,24 mg pour 500 ml d'eau à traiter étant donné que la pureté du produit est de 0,97 %.

Après décantation, l'eau traitée a été analysée et les résultats sont portés sur le tableau N° 4.

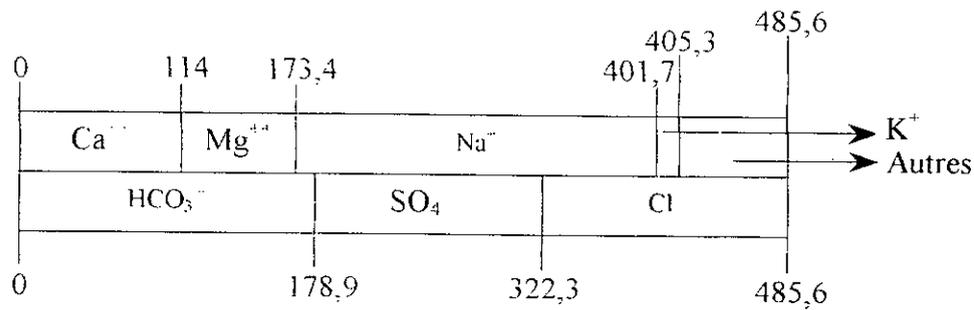
Tableau N° 4 : Résultats des analyses physico-chimiques de l'eau avant et après traitement pour des temps d'agitations lentes de 5 et 10 min.

	Caractéristique de l'eau			Normes	
				algérienne	C.E.E.
Date et lieu du prélèvement	20 mars 1999 à 22 h 40 min. à Alger				
Date du dosage	23 – 31 mai 1999				
Eau	Brute	Traitée	Traitée		
Temps d'agitation lente (min.)	–	5	10		
Température (°C)	24,4	24,3	24	25	12 – 25
Conductivité ( $\mu\text{s}/\text{cm}$ )	993	832	796	2000 – 2800	400
Résidu sec (mg/l)	–	–	–	2000 <sup>(1)</sup>	1500 <sup>(2)</sup>
pH (mg/l)	7,7	8,3	8,5	6,5 à 8,5	6,5 à 8,5
pH <sub>S</sub> (pH de saturation)	–	–	–	–	–
Ca <sup>++</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	114,0	66,2	50		250
Mg <sup>++</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	59,4	49,2	55,3		123,5 – 205,8
Na <sup>+</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	228,3	222,8	228,3	423,8	43,5 – 326,1
K <sup>+</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	3,6	3,8	3,8	12,8 – 25,6	12,8 – 15,3
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	178,9	80,0	56,0	–	–
SO <sub>4</sub> <sup>--</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	143,3	178,3	175,7	416,7	26 – 260,4
Cl <sup>-</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	163,4	157,3	167,2	704,2 – 845,1	35,2
T <sub>H</sub> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	173,4	115,4	105,3		–
T <sub>AC</sub> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	178,9	80,0	56,0	–	–
<sup>(1)</sup> à 105 °C.					
<sup>(2)</sup> à 180 °C.					

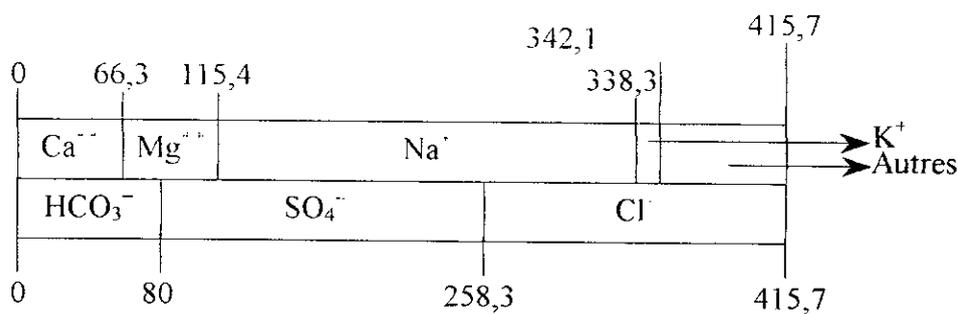
## Partie Expérimentale

On représente les résultats sous forme d'un diagramme à barres :

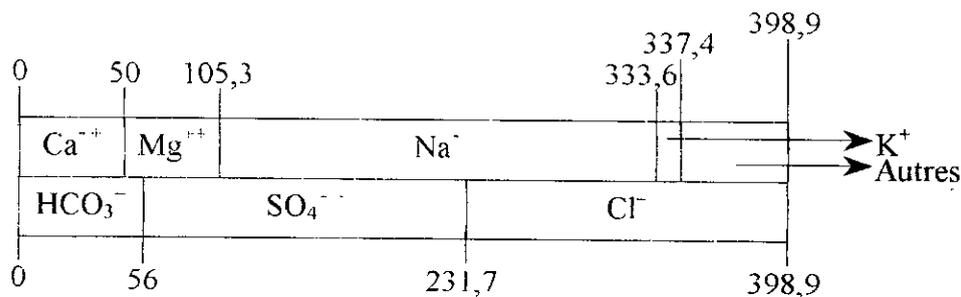
Cas de l'échantillon brut :



Cas de temps d'agitation lente de cinq minutes :



Cas de temps d'agitation lente de vingt minutes :



Il ressort du tableau N° 4 et 5, que la teneur en bicarbonates issus de la transformation des carbonates révèle, pour les deux temps d'agitations lentes, une élimination des carbonates qui égale le double de celle de calcium éliminé. Cela signifie que seule, une partie des carbonates participent à la formation des molécules de carbonate de calcium ( $\text{CaCO}_3$ ) et que l'autre partie s'adsorbe à la surface des flocons de carbonate de calcium ( $\text{CaCO}_3$ ) formés et/ou précipiteront sous d'autres formes.

Le tableau N° 4 et 5 mettent également en évidence la précipitation du magnésium, ce qui expliquerait en partie les rendements, faisant référence à la quantité de boues formées, qui dépassent les 100 %.

Tableau N° 5 : L'efficacité de l'élimination du calcium et magnésium et la dureté total pour les temps d'agitations lentes 5 et 10 min.

		Quantité éliminée par litre d'eau traitée (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	E (%)
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	(2:5)	98,9	50,25
	(2:10)	122,9	68,7
Ca <sup>++</sup>	(2:5)	47,8	41,89
	(2:10)	64	56,14
Mg <sup>++</sup>	(2:5)	10,2	17,17
	(2:10)	4,1	6,9
Dureté totale	(2:5)	58	33,45
	(2:10)	68,1	39,27

Il est clair qu'un temps d'agitation lente de dix minutes serait mieux adapté pour une plus grande élimination de la dureté. Des temps d'agitation lente et de décantation respectivement de 10 et 20 minutes donnent une meilleure élimination du calcium et de la dureté totale.

Par ailleurs, l'addition d'autant de chaux qu'il y a de bicarbonates, ne suffit pas pour éliminer ou transformer tout le calcium en carbonate de calcium, comme le prédit Desjardin.

Il est donc important de déterminer la dose optimale de chaux à ajouter.

Dans tous les essais qui vont suivre, le temps d'agitation rapide et lente et de décantation sont fixés respectivement à 2, 10 et 20 min.

#### IV.2.2 Dose optimale de chaux :

Suite à l'épuisement de notre réserve en eau, il a fallu prélever, encore une fois, de l'eau de robinet dont les résultats d'analyses sont consignés dans le tableau N° 6. Le digramme à barres construit à partir des résultats d'analyse, illustre les principaux cation et anions présent dans l'eau.

Les mêmes essais que ceux cités précédemment sont repris en maintenant constants les temps d'agitations (2 et 10 min.) et de décantations (20 min.) optimums et en faisant varier la quantité de chaux à ajouter.

Différents paramètres de rendement en fonction de la masse de chaux ajoutée sont suivis tel que l'évolution :

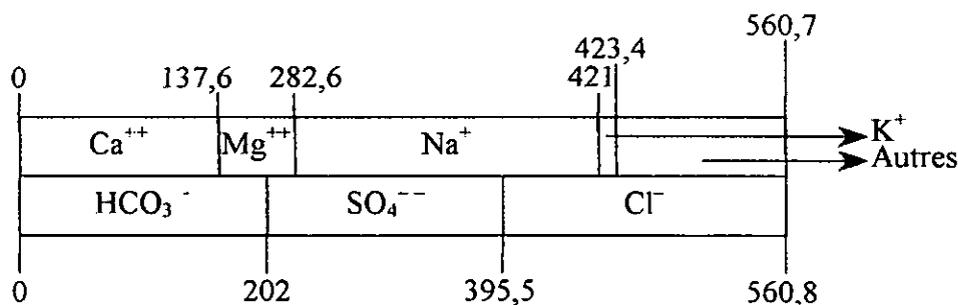
- de pH en fonction du temps pour chaque masse de chaux ajouter ;
- de la turbidité en fonction de la masse de chaux ajouter ;
- des concentrations de calcium, de magnésium et de la dureté totale ;
- de la boue formée.

Tableau N° 6 : Résultats de l'analyse physico-chimiques de l'échantillon brute.

	Caractéristique de l'eau	Normes	
		Algérienne	C.E.E.
Date et lieu du prélèvement	19 mai 1999 à 14 h 55 min. à l'E.N.P	-	-
Date du dosage	23 - 31 mai 1999	-	-
Température (°C)	24,3	25	12 - 25
Conductivité (µs/cm)	1112	2000 - 2800	400
Résidu sec (mg/l)	-	2000 <sup>(3)</sup>	1500 <sup>(4)</sup>
pH	7,9	6,5 à 8,5	6,5 à 8,5
pH <sub>s</sub> (pH de saturation)	-	-	-
Ca <sup>++</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	146 ; 137,6 <sup>(1)(2)</sup>		250
Mg <sup>++</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	149,5 ; 145,0 <sup>(2)</sup>		123,5 - 205,8
Na <sup>+</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	212,0	423,8	43,5 - 326,1
K <sup>+</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	2,4	12,8 - 25,6	12,8 - 15,3
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	202 ; 214 <sup>(5)(2)</sup>	-	-
SO <sub>4</sub> <sup>--</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	193,5	416,7	26 - 260,4
Cl <sup>-</sup> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	165,2	704,2 - 845,1	35,2
T <sub>H</sub> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	295,5 ; 282,6		-
T <sub>AC</sub> (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	202	-	-

<sup>(1)</sup> Courbe d'étalonnage N° 1 ; voir Annexe N° 3. <sup>(3)</sup> à 105 °C. <sup>(5)</sup> par la courbe de J. DYE [4].  
<sup>(2)</sup> E.N.P. <sup>(4)</sup> à 180 °C.

Diagramme à barres ci-dessous de l'eau prélevée à l'Ecole Nationale Polytechnique le 19 mai 1999 à 14 h 55 min. :



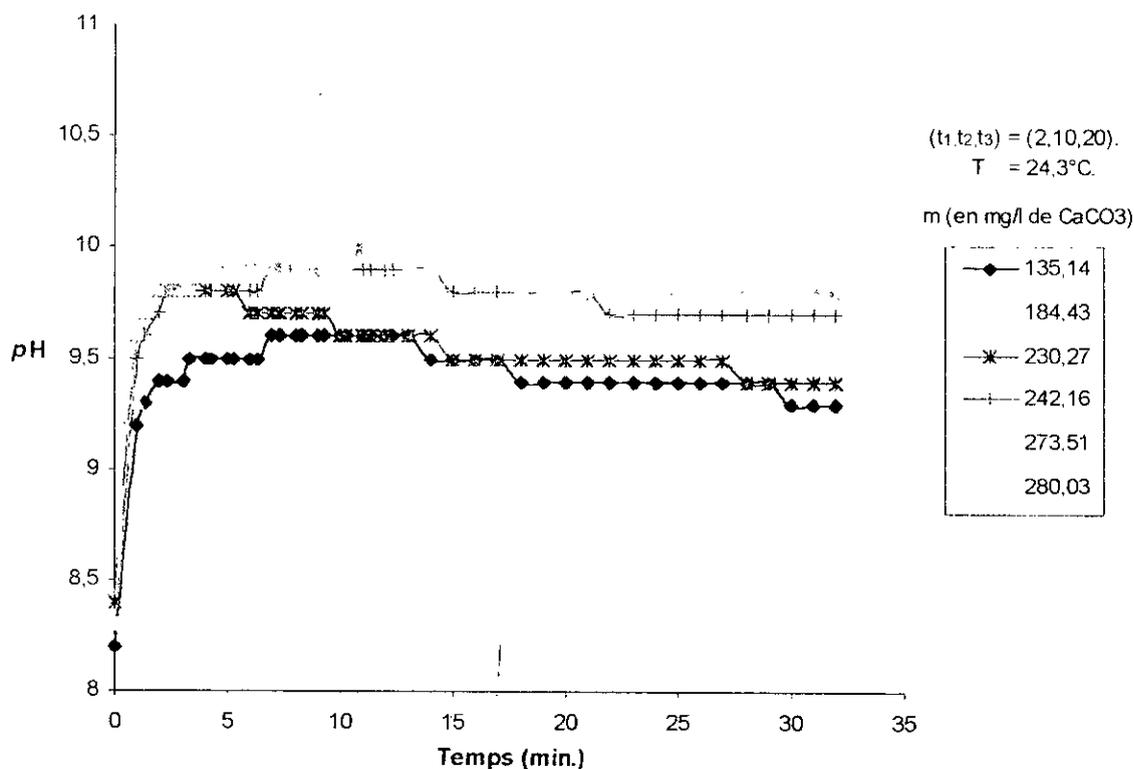


Figure. 7 : Evolution du *pH* en fonction du temps pour différentes teneur de chaux.

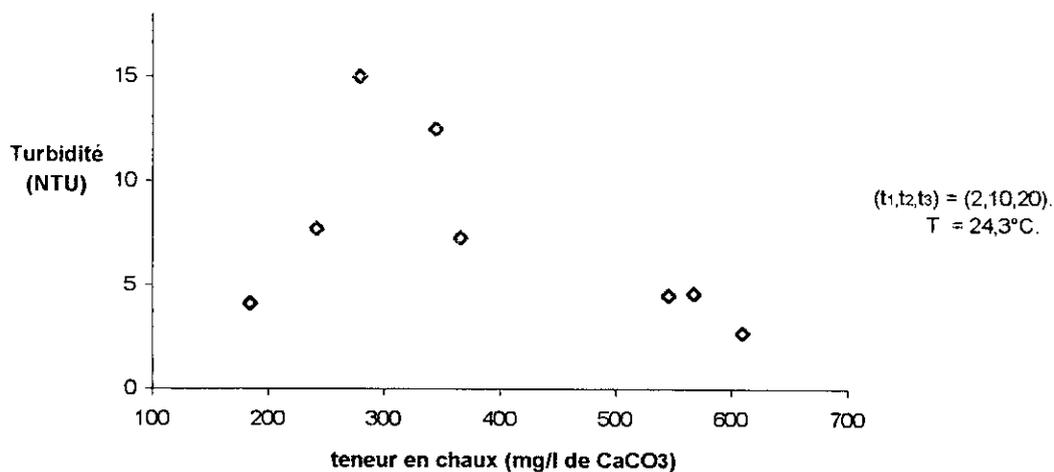


Figure. 8 : Evolution de la turbidité en fonction de la teneur de chaux ajoutée.

L'introduction de la chaux s'accompagne d'une élévation de *pH* comme l'illustre la figure 7 qui augmente avec la quantité de la chaux ajoutée.

Egalement pour des quantités de chaux supérieures ou égales à 280 mg/l de CaCO<sub>3</sub>, il est clair qu'il y a précipitation du magnésium sous forme de Mg(OH)<sub>2</sub>.

Au contact de la chaux et pour des concentrations croissantes et inférieures à 280 mg/l de  $\text{CaCO}_3$ , les floes formés sont identiques et fins, ce qui confère à l'eau une turbidité importante. La turbidité atteint son maximum pour une teneur en chaux de 280 mg/l de  $\text{CaCO}_3$  ; puis diminue pour des teneurs plus élevées. Dans ce cas, la taille des floes change, ils deviennent de plus en plus grands et plus denses.

Les résultats de mesures de la turbidité représentés sur la figure 8 sont en parfait accord avec les observations faites durant les expériences.

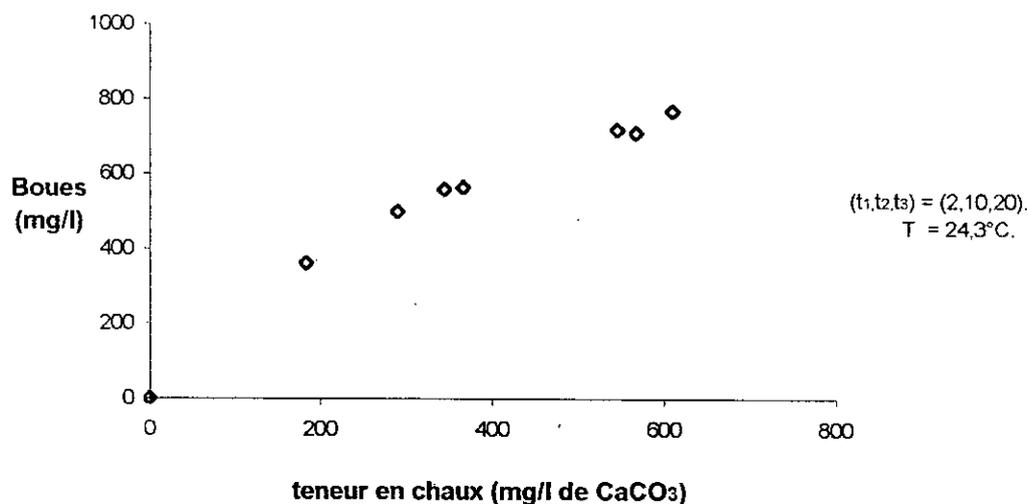


Figure. 9 : Evolution de la boue en fonction de la teneur de chaux ajoutée.

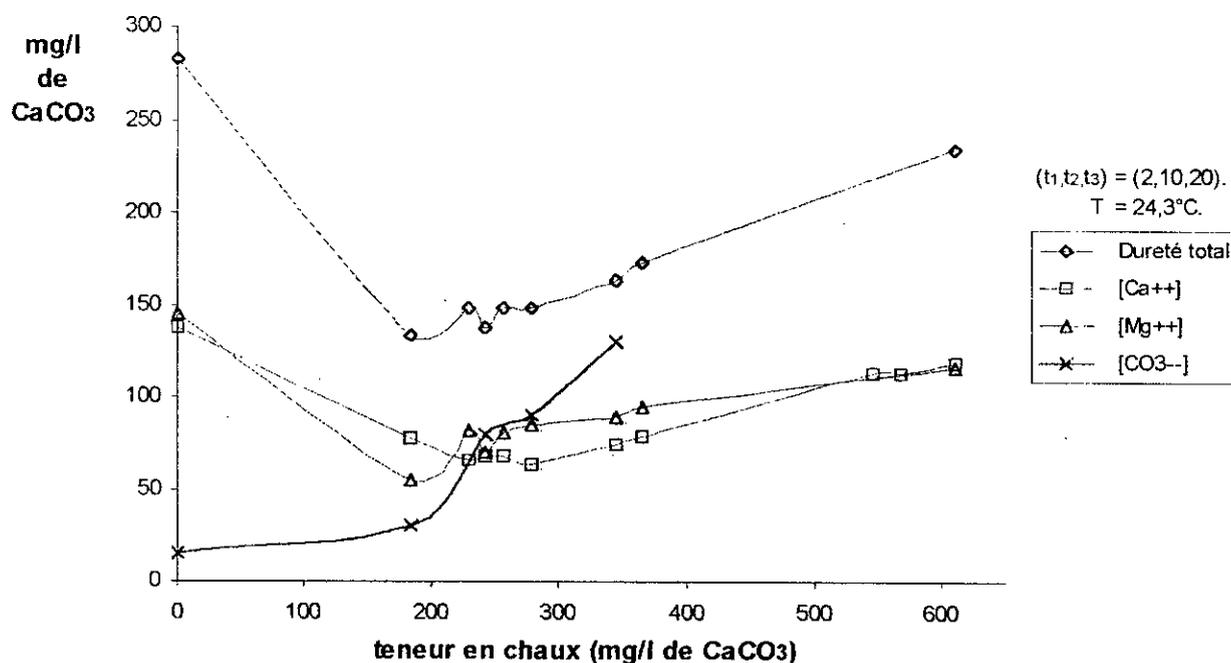


Figure. 10 : Evolution des paramètres de rendement en fonction de la teneur de chaux.

## Partie Expérimentale

La quantité de boues formée comme l'illustre la figure ci-dessus augmente avec l'augmentation de la quantité de chaux ajoutée.

En effet, la chaux ajoutée et en excès participe également à la formation des floccs qui décantent en principe sous forme de précipités de carbonate de calcium ( $\text{CaCO}_3$ ) insoluble puisque le  $\text{pH}$  dans tous les cas reste inférieurs à 12,4.

L'allure des courbes de la dureté calcique, magnésienne et total reste la même (figure. 10). La dureté totale atteint son minimum dans un domaine de concentration de chaux compris entre 180 et 300  $\text{mg/l}$  de  $\text{CaCO}_3$  et est de l'ordre de 133  $\text{mg/l}$  de  $\text{CaCO}_3$ .

Au-delà de 350  $\text{mg/l}$  de chaux, la dureté augmente comme l'illustrent le tableau N° 7 et la figure 9.

**Tableau N° 7 : Evolution du taux d'élimination du calcium, du magnésium et de la dureté totale en fonction de la masse de chaux ajoutée.**

Concentration de $\text{Ca(OH)}_2$	184,4	230,2	242,2	256,8	280	344,8	366,6	546	567,6	609,8
Concentration Initiale en $\text{mg/l}$ de $\text{CaCO}_3$	137,6	137,6	137,6	137,6	137,6	137,6	137,6	137,6	137,6	137,6
Concentration Finale en $\text{mg/l}$ de $\text{CaCO}_3$	77,8	66,1	67,3	67,3	63,8	74,3	79	112,9	112,9	118,8
Taux d'élimination en (%)	43,46	51,96	51,09	51,09	53,63	46,00	42,59	17,95	17,95	13,66
Concentration Initiale en $\text{mg/l}$ de $\text{CaCO}_3$	145	145	145	145	145	145	145	145	145	145
Concentration Finale en $\text{mg/l}$ de $\text{CaCO}_3$	55,3	81,8	70,4	80,6	84,7	88,9	94,4			115,8
Taux d'élimination en (%)	61,86	43,59	51,45	44,41	41,59	38,69	34,90			20,14
Dureté totale Initiale en $\text{mg/l}$ de $\text{CaCO}_3$	282,6	282,6	282,6	282,6	282,6	282,6	282,6	282,6	282,6	282,6
Dureté totale Finale en $\text{mg/l}$ de $\text{CaCO}_3$	133,1	147,9	137,7	147,9	148,4	163,2	173,4			234,6
Taux d'élimination en (%)	52,90	47,66	51,27	47,66	47,49	42,25	38,64			16,99

Courbe d'étalonnage N° 2 ; voir Annexe N° 3.

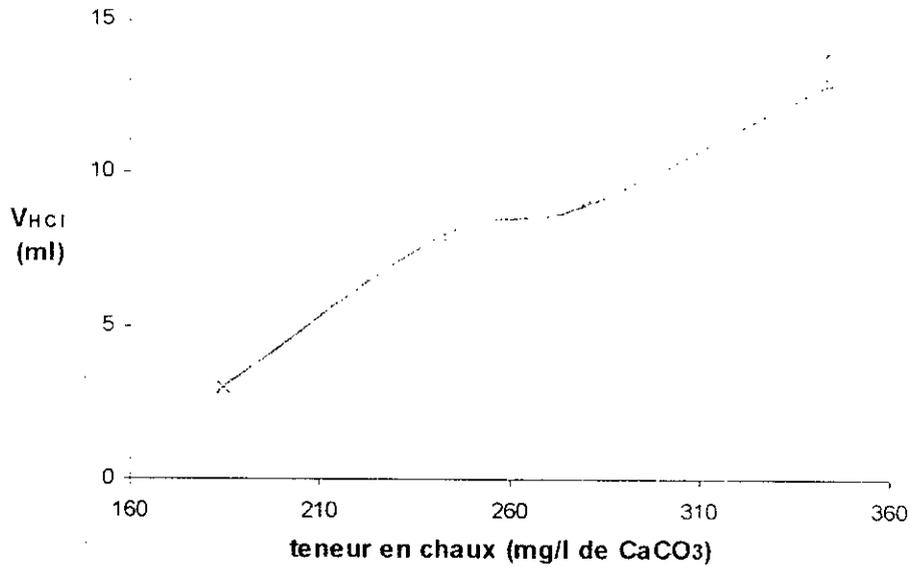


Figure. 11 : Le volume de l'acide chlorhydrique ajouté en fonction de la teneur en chaux ajoutée.

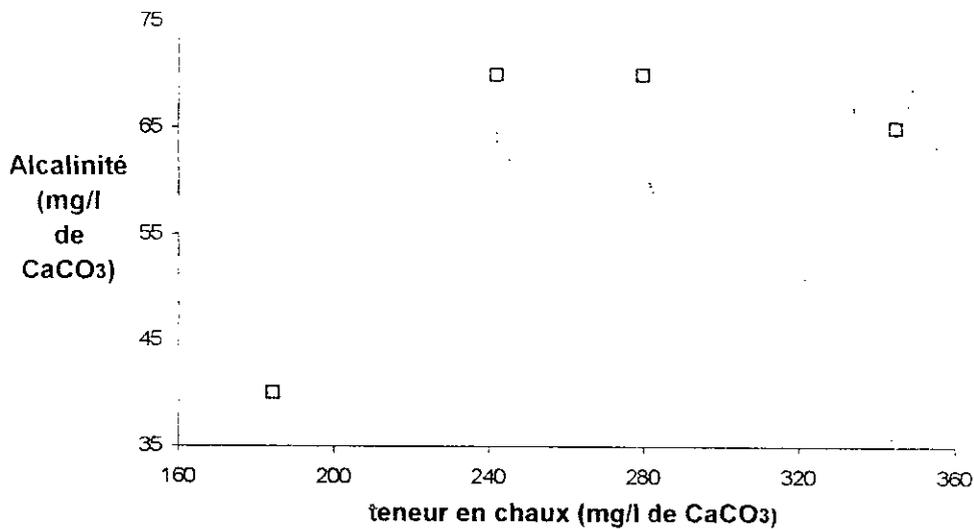


Figure 12: Evolution de l'alcalinité en fonction de la teneur de chaux ajoutée.

Le volume de l'acide chlorhydrique ajouté croît avec la masse de la chaux, ce résultat étant tout à fait prévisible, en égard, à l'évolution du  $pH$  et la teneur en carbonates (figures 7 et 10) avec la masse de la chaux ajoutée. De la même façon, la teneur en  $HCO_3^-$  augmente.

Pour déterminer le  $pH_s$  en utilisant l'équation de Langelier, nous avons déterminé la teneur en résidu sec après neutralisation.

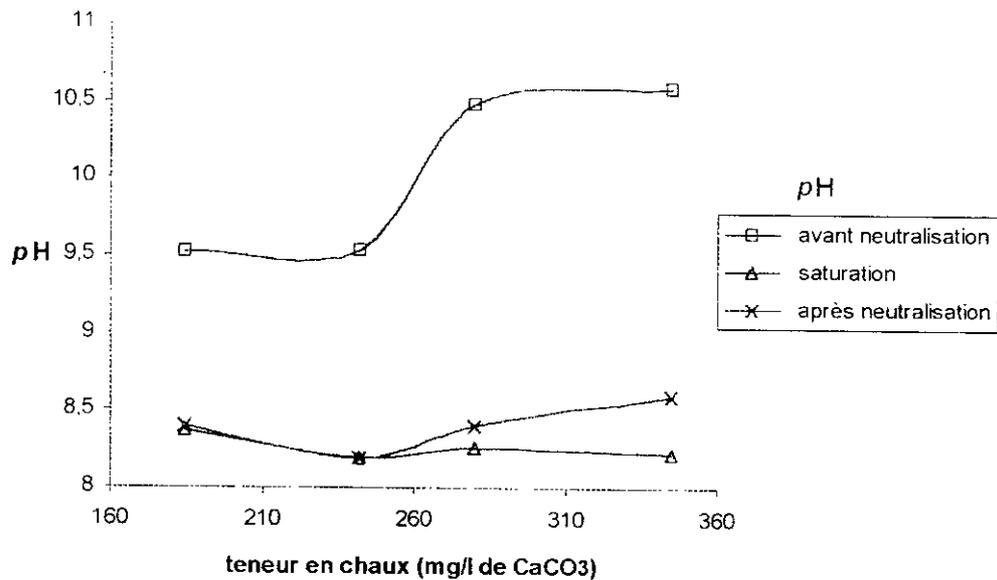


Figure. 13 : Evolution du pH initial, final, et de saturation en fonction de la teneur de chaux ajoutée.

Il ressort de la figure 13 que l'eau est en équilibre pour les masses de chaux comprises entre 180 et 280 mg/l de CaCO<sub>3</sub>. Aussi, la quantité de chaux optimale minimale à rajouter pour avoir une eau de dureté minimale et équilibrée serait de 180 mg/l de CaCO<sub>3</sub>. Au-delà de 280, l'eau a un caractère plus ou moins incrustant.

Les caractéristiques de l'eau après précipitation à la chaux seule, pour des conditions opératoires sont résumées dans le tableau N° 8.

Tableau N° 8 : Caractéristiques de l'eau après précipitation à la chaux seule.

Quantité de chaux optimale (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	184,4
Concentration de calcium (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	77,8
Concentration de magnésium (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	55,3
Alcalinité Complet ( $T_{AC}$ ) (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	55
Dureté totale (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	133,1

Nous remarquons sur le tableau ci-dessous que l'eau traitée à la chaux et après précipitation présente une dureté totale de 133,1 mg/l de CaCO<sub>3</sub> et une alcalinité complète ( $T_{AC}$ ) de 55 mg/l de CaCO<sub>3</sub> et par conséquent elle présente une dureté carbonatée et non carbonatée contrairement à l'état initial. C'est pour cela que nous avons préconisé l'addition de carbonate de sodium, pour réduire la dureté carbonatée et non carbonate résiduelles.

## **V ADDITION DE CARBONATE DE SODIUM :**

### **V.1 Protocole :**

L'eau traitée par addition de chaux, pour laquelle nous avons déterminé la dureté minimale et les paramètres de temps d'agitation, de décantation et la masse optimales, est prélevée et débarrassée des boues. Cette eau est ensuite mélangée au carbonate de sodium ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) dans un même réacteur.

En se référant d'une part au principe de l'addition de la chaux et du carbonate de sodium comme le préconise Desjardins [5] et d'autre part à la composition de l'eau traitée par la chaux, il faudrait ajouter 77,8 mg/l de  $\text{CaCO}_3$ , soit autant qu'il y a de dureté carbonatée et non carbonatée.

Etant donné les résultats observés avec la chaux, nous avons opté de faire varier la masse de carbonate de sodium en premier et de déterminer la dose optimale.

Après détermination de la quantité de carbonate de sodium optimale pour une élimination maximale de la dureté résiduelle, on essaiera de déterminer les temps optimums d'agitation et de décantation.

Les réactifs sont d'abord mélangés rapidement, pendant une courte durée, fixée à deux (02) minutes. La réaction de précipitation se poursuit à vitesse plus lente (55 tours/min.) pendant cinq (05) et dix (10) minutes.

En fin, les flocons formés sont laissés à décanter un certain temps. Les résultats de la précipitation sont appréciés visuellement.

Après décantation, l'eau surnageante dans le réacteur est prélevée pour mesurer les paramètres de rendement telle la turbidité, les teneurs en calcium et la conductivité.

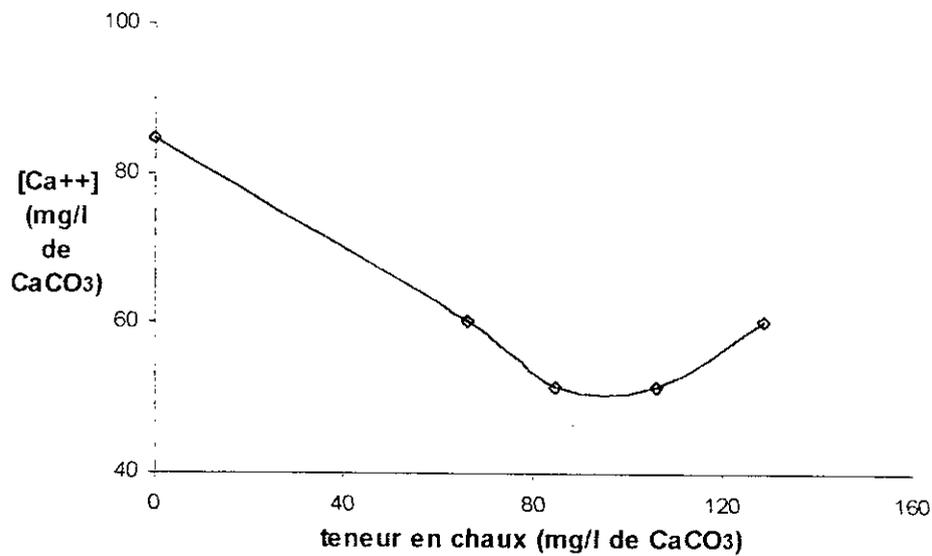
### **V.2 Conditions optimales de l'adoucissement**

#### **V.2.1 Dose optimale :**

Les temps sont fixés pour l'agitation rapide à deux (02) minutes, pour l'agitation lente à dix (10) minutes et pour la décantation à vingt (20) minutes ; alors qu'on fait varier la masse du carbonate de sodium.

On représente en fonction de la masse de carbonate de sodium ajoutée, l'évolution :

- de la concentration de calcium ;
- du taux d'élimination du calcium.



**Figure. 14 : Evolution de la concentration de calcium en fonction de la teneur de carbonate de sodium.**

La dureté calcique atteint son minimum dans un domaine de concentration de carbonate de sodium compris entre 85 et 106 mg/l de  $CaCO_3$  et la concentration de calcium minimum est de l'ordre de 51 mg/l de  $CaCO_3$ .

Au-delà de 106 mg/l de carbonate de sodium, la dureté calcique augmente comme l'illustre la figure 14.

Au contact du carbonate de sodium et pour les différentes valeurs de concentrations choisies, les floccs formés, sont très fins et confèrent à l'eau une turbidité relativement importante.

Les quantités de boues formées sont très faibles c'est ce qui nous a mis dans l'incapacité de prélever et peser les boues décantées.

On en déduit de la figure 14 et du tableau N° 9, que la quantité de carbonate de sodium optimale à rajouter est de 85 mg d'équivalents de  $CaCO_3$  par litre d'eau à traiter.

### **V.2.2 Temps optimums :**

Les mêmes essais que ceux cités précédemment sont repris en tenant compte des conditions optimales de précipitation par la chaux et de la dose optimale de carbonate de sodium à ajouter et en faisant varier le temps d'agitation et de décantation.

#### **Temps d'agitation lente :**

A l'eau brute on ajoute autant de chaux qu'il y a de bicarbonates qu'on mélange très rapidement (2 min.). on soumet le mélange à une agitation lente de dix (10) minutes puis on laisse décanter pendant vingt (20) minutes.

Tableau N° 9 : Evolution du taux d'élimination du calcium en fonction de la masse de chaux et le carbonate de sodium ajoutée.

	Concentration du $\text{Ca(OH)}_2$	184,4	184,4	184,4	184,4
$\text{Ca}^{++}$	Concentration Initiale (mg/l de $\text{CaCO}_3$ )	154,88	154,88	154,88	154,88
	Concentration Finale (mg/l de $\text{CaCO}_3$ )	84,72	84,72	84,72	87,04
	Taux d'élimination par $\text{Ca(OH)}_2$ en (%)	45,3	45,3	45,3	43,8
	Masse du $\text{Na}_2\text{CO}_3$	66,0	84,9	106,2	128,8
$\text{Ca}^{++}$	Concentration Initiale (mg/l de $\text{CaCO}_3$ )	84,72	84,72	84,72	87,04
	Concentration Finale (mg/l de $\text{CaCO}_3$ )	60,44	51,42	51,42	60,41
	Taux d'élimination par $\text{Na}_2\text{CO}_3$ en (%)	28,66	39,31	39,31	30,59
	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3$				
$\text{Ca}^{++}$	Concentration Initiale (mg/l de $\text{CaCO}_3$ )	154,88	154,88	154,88	154,88
	Concentration Finale (mg/l de $\text{CaCO}_3$ )	60,44	51,42	51,42	60,41
	Taux d'élimination par $\text{Ca(OH)}_2$ en (%)	60,98	66,80	66,80	61,00
	Courbe d'étalonnage N° 3 ; voir Annexe N° 3.				

A l'eau ainsi traitée et débarrassée des boues, on introduit 84,9 mg/l de  $\text{CaCO}_3$  de carbonate de sodium. On fait varier d'abord le temps d'agitation lente

Tableau N° 10 : L'efficacité de l'élimination totale du calcium pour les temps d'agitations lentes de 5 et 10 min.

Temps d'agitation lente	Taux d'élimination du $\text{Ca}^{++}$
5	72,44 <sup>(1)</sup>
10	64,75 <sup>(2)</sup>

<sup>(1)</sup> Courbe d'étalonnage N° 4 ; voir Annexe N° 3.      <sup>(2)</sup> Courbe d'étalonnage N° 3 ; voir Annexe N° 3.

Il ressort clairement, du tableau N° 10, qu'un temps d'agitation lente de cinq (5) minutes suffit pour une meilleure élimination du calcium.

Nous avons jugé que ce n'était pas utile de déterminer le temps de décantation optimal car nous avons constaté visuellement que les floes formés étaient fins et identiques et par

conséquent leurs décantations sont tout à fait aléatoires. Un temps de décantation à priori de dix (10) minutes serait suffisant pour une plus grande élimination de dureté calcique.

### V.2.3 Autres résultats :

Dans cette partie, nous représentons l'évolution de l'élimination du calcium, de la turbidité et de la conductivité électrique depuis la phase de précipitation par la chaux et ensuite par le carbonate de sodium, en fonction du temps, pour des conditions optimales (tableau N° 11 et figure 15).

**Tableau N° 11 : Evolution de l'élimination du calcium durant l'adoucissement de l'eau par addition la chaux etde carbonate de sodium**

	Concentration Initiale (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	154,47							
	Temps	2	7	12	17	22	27	32	
Ca <sup>++</sup>	Concentration Phase de la chaux (2,10,20) (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	122,64	120,37	120,37	114,69	105,59	103,32	98,77	
	Temps	39			59				
	Concentration Phase de la chaux + carbonate de sodium (2,5,10) (mg/l de CaCO <sub>3</sub> )	51,03			43,07				

Courbe d'étalonnage N° 4 ; voir Annexe N° 3.

Les résultats de mesures de la turbidité sont en parfait accord avec les observations faites.

La conductivité diminue brusquement après l'addition de la chaux. Elle est pratiquement constante durant l'agitation lente et la décantation.

L'introduction de carbonate de sodium s'accompagne d'une augmentation de la conductivité.

La dureté de l'eau passe de 282,6 à 112,2 mg/l de CaCO<sub>3</sub> après addition de chaux et de carbonate de sodium. Les teneurs de calcium et de magnésium respectivement de 56,7 et 55,5 confirment que le carbonate de sodium n'agit pas sur la dureté magnésienne.

D'autre part, la dureté totale de l'eau passe de 282,6 à 133 mg/l de CaCO<sub>3</sub> après addition de la chaux seule. Aussi, il nous ne semble pas très avantageux de poursuivre le traitement par addition de carbonate de sodium qui n'améliore l'adoucissement que de 7%.

Nous pensons qu'il serait plus utile de reprendre les mêmes essais et nous ajoutons la chaux, pour une deuxième fois, à la place de carbonate de sodium.

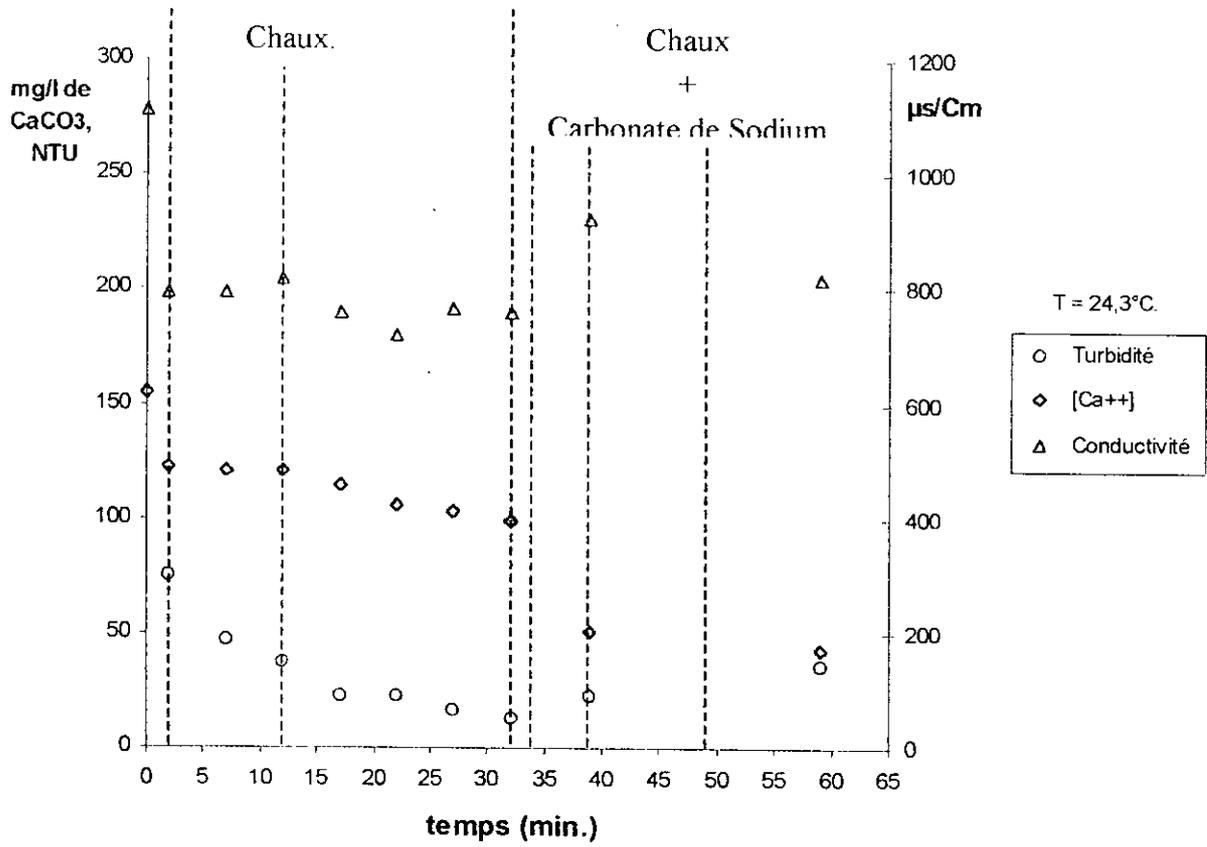


Figure. 15 : Evolution des paramètres de rendement durant l'adoucissement de l'eau par adition la chaux etde carbonate de sodium.

*Conclusion*

*Et*

*Suggestions*

## Conclusion

**L'**objectif de ce travail est de déterminer les conditions optimales de l'adoucissement de l'eau potable de la ville d'Alger par voie chimique, par addition de la chaux seule et par l'addition de la chaux et du carbonate de sodium, afin de produire une eau potable dont la dureté totale serait inférieure ou égale à 80 mg/l de  $\text{CaCO}_3$ .

Les résultats d'analyse révèlent que l'eau desservie par la station de boudouaou est très dure, la dureté totale égalant la dureté carbonatée est présente en caractère incrustant.

Au cours de ce travail, nous avons constaté que la composition de l'eau et la température jouent un rôle très important dans les réactions de précipitation et de floculation.

Les réactions de précipitation ne sont pas toujours totales puisque, des réactions secondaires et des phénomènes d'adsorption interviennent simultanément.

Contrairement à ce que l'on s'attendait, c'est à dire une totale élimination du calcium par addition d'une quantité de chaux égale à la quantité de bicarbonates présente dans l'eau, c'est plutôt le magnésium qui est éliminé.

Le magnésium est éliminé en grande proportion lorsque la dureté totale résiduelle est minimale, alors qu'en théorie la chaux n'exerce aucune influence sur la dureté non carbonatée. Il en ressort également un rendement de la précipitation, si on fait référence à la quantité de boues formées, qui dépasse largement les 100%.

L'eau potable traitée à la chaux seule, pour les conditions opératoires (temps d'agitation rapide et lente de 2 et 10 minutes, temps de décantation 20 minutes, quantité de chaux par litre d'eau traitée 73,8 mg/l) présente après neutralisation des carbonates un caractère équilibrant et une dureté résiduelle totale de 133 mg/l de  $\text{CaCO}_3$ .

L'addition de carbonate de sodium, permet de diminuer la dureté calcique, et est sans effet sur la dureté magnésienne. Durant la réaction de précipitation, les floes formés sont fins et identiques et par conséquent leur décantation est tout à fait aléatoire, ce qui nous laisse prévoir une filtration avant la neutralisation par le dioxyde de carbone.

*L'addition de carbonate de sodium n'améliore l'adoucissement que de 7% avec un temps d'agitation total de 7 minutes, par contre l'addition de la chaux seule permet de réduire la dureté de 53 % pour un temps d'agitation rapide et lente optimum de 12 minutes.*

*Il serait à priori souhaitable, d'ajouter encore de la chaux pour une seconde fois, à la place du carbonate de sodium pour réduire davantage la dureté.*

*Annexe*

Tableau. 4 : Les paramètres concernant les substances indésirables.

Paramètre	Unité	P. algérien		R. canadienne		Directive C.E.E.		P. français
		P.N.A.	C.M.A.	C.M.A.	Objectif	N.G.	C.M.A.	Valeur Limite
Nitrates	mg/l NO <sub>3</sub>	50	50	10	10	25	50	50
Nitrites	mg/l NO <sub>2</sub>	0,1	0,1				0,1	0,1
Ammonium	mg/l NH <sub>4</sub>	0,5	0,5			0,05	0,5	0,5
azote Kjeldahl	mg/l N						1	2
Oxydabilité	mg/l O <sub>2</sub>	3	5			2	5	5
C.O.T.	mg/l C							
Sulfure	mg/l H <sub>2</sub> S			0,05	< 0,05			Non détectable organoleptiquement
Hydrocarbures	µg/l	10					10 extraction à l'éther	10 extraction au CCl <sub>4</sub>
Phénols	µg/l C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH			0,002	< 0,002		0,5	Non détectable après ajout 2 mg/l Cl <sub>2</sub>
Bore	µg/l B			5000	< 10	1000		
Détergent anionique	µg/l leuryl- sulfate						200	200
Organo- chlorés (*)	µg/l					1		
Fer	µg/l Fe	300	300	300	< 50	50	200	200
Manganèse	µg/l Mn	500	200	50	< 10	20	50	50
Cuivre	µg/l Cu			1000	< 1000	100 (**)		1000
Zinc	µg/l Zn			5000	< 5000	100 (**)		5000
Phosphore	µg/l P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>					400	5000	5000
Fluor	µg/l F			1,5			1500-700	1500
Cobalt	µg/l Co							
MES					Absence			
Chlore résiduelle	µg/l Cl							
Baryum	µg/l Ba			1000	< 100	100		
Argent	µg/l Ag			50	< 5		10	10

(\*) autres que pesticides et produits apparentés.  
(\*\*) en sortie des installations.

Tableau. 5 : Paramètres concernant les substances toxiques.

Paramètre	Unité	P. algérien		R. canadienne		Directive C.E.E.		P. français
		EN 5	GMA	C.M.A.	O. b. can. (1)	N.G.	G.M.A.	Valeur limite
Arsenic	µg/l As			50	< 5		50	50
Béryllium	µg/l Be							
Cadmium	µg/l Cd			5	< 5		5	5
Cyanure	µg/l CN			200	< 2		50	50
Chrome	µg/l Cr			50	< 0,2		50	50
Mercuré	µg/l Hg			1	< 0,2		1	1
Nickel	µg/l Ni						50	50
Plomb	µg/l Pb			50	< 1		50	50
Antimoine	µg/l Sb				< 0,2		10	10
Sélénium	µg/l Se			10	< 2		10	10
Vanadium	µg/l V							
Pesticides								

Tableau. 6 : Concentrations maximales acceptables pour différents pesticides.

Paramètre	Règlementation		Recommandation <sup>(*)</sup>
	Concentration maximale acceptable (mg/l)	Concentration maximale acceptable (mg/l)	Objectif (mg/l)
2,4-D	0,1	0,1	< 0,001
2,4,5-TP	0,01	0,01	< 0,00001
Acide nitrotriacétique	0,5		
Aldrine et dieldrine	0,0007	0,0007	< 0,0000005
Carbaryl	0,07	0,07	< 0,0005
Carbofurane	0,07		
Chlordane (isomères totaux)	0,007	0,007	< 0,0000005
DDT (isomères totaux)	0,03	0,03	< 0,0000005
Diazinon	0,014	0,014	< 0,0000001
Diquat	0,05		
Endrine	0,0002	0,0002	< 0,0000005
Fenitrothion	0,007		
Heptachlore	0,003	0,003	< 0,0000005
Lindane	0,004	0,004	< 0,0000001
Méthoxychlore	0,1	0,1	< 0,0000005
Méthyl parathion	0,007	0,007	< 0,000001
Parathion	0,007		
Paraquat	0,035	0,035	< 0,000001
Piclorane	0,001		
Substance phénolique	0,02		
Trihalométhanes	0,35		< 0,0000005
Toxaphène	0,005	0,005	< 0,0000005

(\*) Règlement sur l'eau potable (Québec)

(\*\*) Recommandation pour la qualité de l'eau potable au Canada

## ANNEXE - 2 -

**I CALCULS DU RESIDU SEC :****a/ Calcule expérimentale :**

Après évaporation de 500 ml d'eau brute dans une étuve à 105°C, et après la laissé refroidir pendant 1/4 d'heure au dessiccateur. En pèse immédiatement et rapidement. Ce poids du résidu sec sera multiplier par 2 pour qu'on trouve le résidu sec de un litre.

En trouve que la masse du résidu égal à 615,83 mg/l.

**b/ Calcules théoriques :**

On a les deux formules suivant :  $\mu = 1,65 \cdot 10^{-5} \cdot K$

$$\mu = 2,5 \cdot 10^{-5} \cdot S$$

Et  $\mu$  = Force ionique.

K = Conductivité ionique ( $\mu\text{s/cm}$ ).

S = Résidu sec(mg/l).

Avec K = 1006, on aura S = 663,96 mg/l.

D'où le calcule expérimentale est proche du calcule théorique.

**II CALCULS DU pH DE SATURATION DE L'EAU BUTE :**

Pour T = 21,6 °C et S = 615,83 mg/l, on calcule le  $pH_s$  par différent méthode :

**a/ Méthode par calcule (formule de Langelier) :**

$$pH_s = A(T) + B(S) - \text{Log} ([Ca^{++}] \times [HCO_3^-])$$

Du tableau (), On a :  $\frac{B - 9,86}{S - 400} = \frac{9,89 - 9,86}{800 - 400}$  et  $\frac{A - 2,1}{T - 20} = \frac{2,1 - 2,2}{20 - 16}$

D'où  $A(T) = 2,06$ ,  $B(S) = 9,88$

Et on a  $[Ca^{++}] = 130$  mg/l de  $CaCO_3$

$[HCO_3^-] = 202$  mg/l de  $CaCO_3$

On trouve :  $pH_s = 7,52$ .

**b/ Méthode graphique (Nomogramme de Hoover et Langelier) :**

On trouve :

Pour  $S_2 = 615,83$  mg/l (Alcalinité  $\approx [HCO_3^-]$  à  $pH = 8,02$ ),

On trouve  $pH_s = 7,6$ .

**Conclusion :**

Soit  $pH_0$  le  $pH$  initial.

$pH_0 = 8$  et le  $pH_s = 7,52$ . Donc  $pH_s < pH_0$

nous déduisons que notre eau brute est une eau incrustante.

## ANNEXE - 3 -

Les Courbes d'étalonnages du calcium :

Les dosages suivants sont obtenus par la méthode de spectrophotomètre de flamme.

- Les coordonnées de la courbe d'étalonnage N° (1) est :

[Ca <sup>++</sup> ] mg/l	0	18,26	36,52	54,77	73,03	91,29	109,55	127,81
%	0	3	22	35,5	51,5	65,5	80	100

$$Y = 1,233 X + 8,816 \text{ et } R^2=0,9898.$$

- Les coordonnées de la courbe d'étalonnage N° (2) est :

[Ca <sup>++</sup> ]	0	18,26	36,52	54,77	73,03	91,29
%	0	21	39,5	59	74,5	100

$$Y = 0,94 X - 0,26 \text{ et } R^2=0,9969.$$

- Les coordonnées de la courbe d'étalonnage N° (3) est :

[Ca <sup>++</sup> ]	0	18,26	36,52	54,77	73,03	91,29
%	0	21,50	39	62	81	100

$$Y = 0,910 X - 0,393 \text{ et } R^2 = 0,9991.$$

- Les coordonnées de la courbe d'étalonnage N° (4) est :

[Ca <sup>++</sup> ]	0	18,26	36,52	54,77	73,03	91,29
%	0	21	40,5	61,5	81,5	100

$$Y = 0,9094 X - 0,5048 \text{ et } R^2 = 0,9997.$$

## ANNEXE - 4 -

**Détermination de titre alcalin et de titre acalimétrie complet [4] :**

Les échantillons destinés à l'analyse par la méthode avec indicateurs et contenant du par l'addition d'une goutte de l'acide chlorhydrique de 0,1 N

Aucun remplissage de la burette n'intervenant entre les deux lectures,  $T_A$  sera inclus dans  $T_{AC}$ , et, de ce fait, lui sera toujours. On peut opérer soit en présence d'indicateurs colorés, soit en utilisant un pH-mètre. [4]

$$T_A = \frac{V_1 \times N \times 1000}{V} \quad \text{et} \quad T_{AC} = \frac{V_2 \times N \times 1000}{V}$$

V est le volume a millilitres de la prise d'essai.

$V_1$  est le volume d'acide en millilitres lu à la burette.

$V_2$  est le volume d'acide en millilitres lu à la burette ( $V_2 = V_1 + dV$ ).

N est la normalité de la solution d'acide.

$T_A$  et  $T_{AC}$  sont en milliequivalent /l.

**Dosage des chlorures (méthode de mohr) [4] :**

Introduire 100 ml d'eau à analyser, préalablement filtrée. Ajouter 2 à 3 gouttes de  $\text{HNO}_3$  pur, puis une pincée de  $\text{CaCO}_3$  et 3 gouttes de solution de chromate de potassium à 10 %. Verser alors au moyen d'une burette la solution d' $\text{AgNO}_3$  jusqu'à apparition d'une teinte rougeâtre, qui doit persister 1 à 3 minutes. Soit V le volume d' $\text{AgNO}_3$  N/10, utilisé.

**Dosage de calcium et magnésium [4] :**

Ajouter à 50 ml d'eau à analyser 3 ml de solution d'hydroxyde de sodium puis quelques gouttes de solution de bleu d'Eriochrome. Verser la quantité nécessaire d'E.D.T.A pour le virage au violet. Noter cette quantité ( $V_1$ ). Ajouter 3,2 ml d'HCl (1 N) et agiter durant 1 minute jusqu'à une parfaite dissolution du précipité magnésien. Verser 5 ml de la solution tampon et une goutte de solution de noir d'ériochrome. Bien mélanger. Mettre la quantité d'E.D.T.A nécessaire au virage au bleu ( $V_2$ ).

**Dosage de la dureté total [4] :**

Dosage de la dureté par complexométrie (méthode volumétrique).

Ajouter à 100 ml d'eau à analyser 1 à 2 gouttes d'indicateur du noir d'Eriochrome (N.E.T) et quelque millilitre de la solution tampon de  $\text{pH} = 10$ . Titrer à laide de la solution d'E.D.T.A (0,1 N) dès que le changement de couleur est perceptible, on note la valeur de ce titrage.

Les expressions utilisées pour le calculent de la dureté, de calcium et de magnésium :

$$\text{Dureté} = \frac{(N \times V)_{\text{E.D.T.A}} \times 10^3}{V_{\text{Echantillon}}} \times 50 \quad (\text{mg/l de CaCO}_3)$$

**Dosage des sulfates par turbidimètre [7] :**

Dans un erlenmeyer de 250 cm<sup>3</sup> placé sur un agitateur magnétique, verser 100 cm<sup>3</sup> d'échantillon. Ajouter à la pipette 5 cm<sup>3</sup> de solution stabilisante. Agiter, la vitesse d'agitation devra être maintenue constante pendant la durée de l'expérience. Ajouter environ 0,4 g de BaCl<sub>2</sub> et agiter une minute, puis verser la suspension dans la cellule de mesure. Attendre 3 à 4 minutes que la turbidité se développe, puis faire la lecture sur photomètre pour une longueur d'onde de 420 nm. Cette turbidité devra, grâce à la couche d'étalonnage être exprimée en mg/l de CaCO<sub>3</sub>.

**Dosage des éléments Sodium et calcium [7] :**

La base de l'analyse quantitative est par la spectrographie de flamme.

Préparer une gamme de 11 étalons de 0 à 10 mg/l de sodium et de calcium à partir de NaCl et CaCl<sub>2</sub>. Etalonner l'appareil avec de l'eau distillée et l'étalon de 10 mg/l pour le 0 et 100%. Recommencer jusqu'à ce que l'étalonnage soit reproductible. Faire passer les étalons de la plus faible à la plus concentrée et tracer la courbe d'étalonnage en portant en abscisse les valeurs (en pourcentage) et en ordonnée les concentrations correspondantes.

Tirant les échantillons et relever les pourcentages. A partir des courbes d'étalonnages correspondantes, calculer les quantités de sodium et calcium en tenant compte des dilutions effectuées s'il y a lieu.

ANNEXE - 5 -

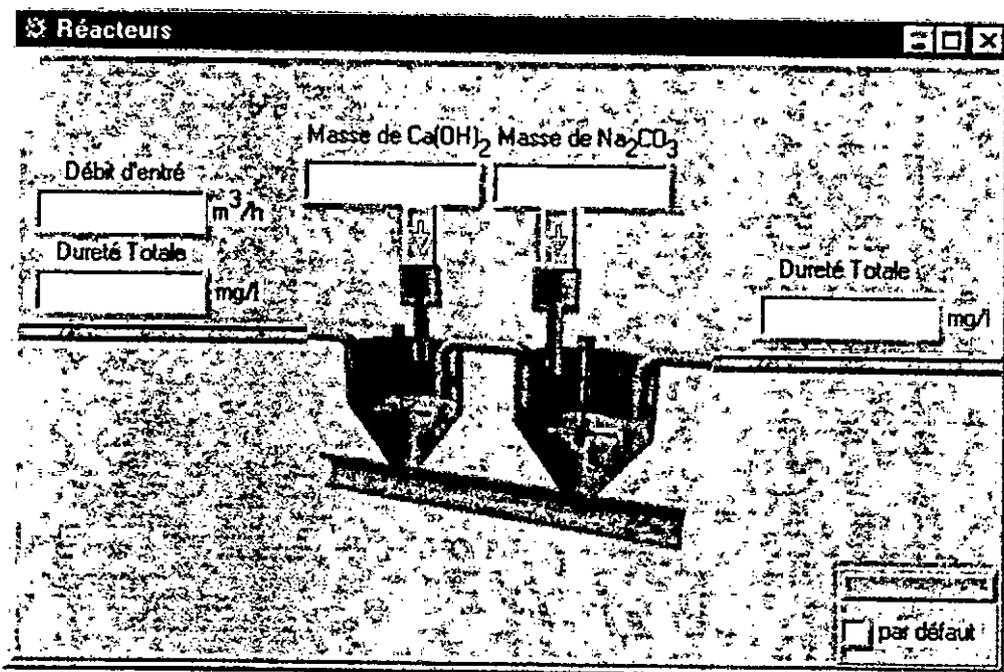
Logiciels :

Fenêtre du logiciel "Alcalinité"

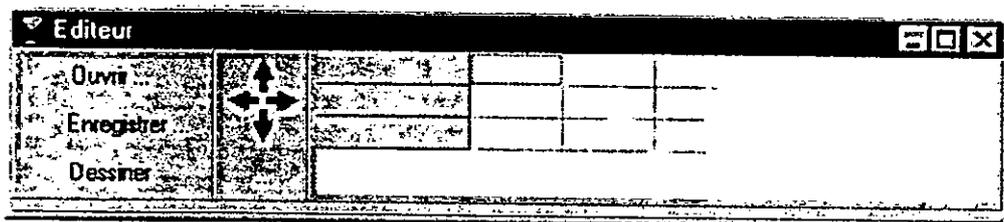
Fenêtre du logiciel "Masse Equivalente"

Fenêtre du logiciel "Dureté"

Fenêtre du logiciel "pH de saturation"



Fenêtre du logiciel "Réacteur" et une fenêtre "Editeur",  
ci-dessus, liée au Réacteur.



# *Bibliographie*

## BIBLIOGRAPHIE

- [1] H. GOLDSTEIN, "**Dureté de l'eau**", Tome III, Edition CEBDOC.
- [2] M. LEGRAND, G. POIRIER et P. LEROY, "**Les équilibres carboniques et les équilibres calco-carboniques dans les eaux naturelles**", Edition EYROLLES, 1981, Paris.
- [3] Agence Financière de Bassin Seine-Normandie, "**L'alimentation en eau potable, la protection et le traitement des eaux souterraines**", Cahier Technique n° 12.
- [4] J. RODIER, "**L'analyse de l'eau (eaux naturelles, eaux résiduaires, eau de mer)**", DUNOD 7<sup>ème</sup> Edition, Edition 1984, Paris.
- [5] R. DESJARDINS, "**Le traitement des eaux**", Edition de l'Ecole Polytechnique de Montréal, 1988, Montréal.
- [6] M. T. HENRY et J. P. BAUDY, "**Chimie des eaux**", Edition 1985.
- [7] M. GAMRASNI, "**La dureté de l'eau**", Edition 1982.
- [8] N. GLINKA, "**Chimie générale**", Tome 2, Edition MIR, 1981.
- [9] HEND GALAL GORCHEV, "**Aspects sanitaires de la déminéralisation des eaux de boisson et ses avantages pour la santé**", Division de l'Hygiènes du Milieu O.M.S., Genève.
- [10] M. NEVEUX, "**La corrosion des conduites d'eau et de gaz : causes et remèdes**".
- [11] G. POIRIER, "**Corrosion et entartrage des enceintes métalliques chauffage plomberie**", 1974, Pages 31.
- [12] P. L. GIRARDOT, "**Le problème de la dureté de l'eau**", Extrait de C.G.E Actualités, N° 6, 1972, Page 10.
- [13] A. LONGATTE, "**L'eau dans l'usine verrière**", CEBDEAU, N° 371, octobre 1974, Page 397-405.
- [14] C. GOMELLA, "**Alimentation en eau, traitements des eaux de distribution**", Technique de l'Ingénieur, N° C 5200, 1995, France.

- [15] G. GOMELLA, H GEERREE, "Le traitement des eaux publiques, industrielles et privées", Edition MASSON, 1976.
- [16] DEGREMONT, "Mémento technique de l'eau", Edition DEGREMONT, 1978.
- [17] S. BOUCHTAOIE, Cours de chimie Physique de 3<sup>ème</sup> Année, 1996-1997.
- [18] M. POURBAIX, "Atlas d'équilibres électrochimique", Edition GAUTIER-VILARS & C<sup>ie</sup>, 1963, Paris.
- [19] D. PROTS, R. KHAMIDOULINE, "Technologie chimique des matières fibreuses, analyse technique", 1<sup>ère</sup> partie, INIL-BOUMERDES, 1983, BOUMERDES, Alger.
- [20] L. BENBAHMED, "Adoucissement par la résine échangeuses d'ions : Dualite Calcium – 20", projet de fin d'étude, G. Environnement, Ecole National Polytechnique, 1987, Alger.
- [21] M. POURBAIX, "Leçon de corrosion électrochimique", centre belge d'étude de corrosion, 2<sup>ème</sup> Edition CEBELCER, 1975.
- [22] E. JOUET, "Comment réchauffer une eau même très calcaire sans entartre ni le réseau, ni le réchauffeur ?", Juillet/août 1975, Pages 81-83.
- [23] P. C. SPINELLI, "Etude de la chloration, coagulation-floculation d'une eau", rapport interne de la société Degremont", Paris 1971.
- [24] P. SOUCHAY, "Thermodynamique chimique", Edition Masson, 1967, Paris.
- [25] D. CHALAL, "Etude analytique des eaux agressives mise au contact du carbonate de calcium, Modélisation", projet de fin d'étude, G. Environnement, Ecole National Polytechnique, Juin 1989, Alger.
- [26] H. HUDSON, F. W. GILCREAS, "Health end economic aspects of water hardness end corrosiveness", avril 1976, Pages 201-204.
- [27] J. HISSEL, "chimie des eaux, la pratique du calcul des équilibres", Edition CEBDOC.
- [28] DEGREMONT, "Mémento technique de l'eau", Edition DEGREMONT, 1989.
- [29] W. OME STUMM, *Chimistry of coagulation*, Jawwa, Denver, mai 1968, pp. 220-390.
- [30] J. TERRADELLAS, *Adsorption* - publication de l'institution du génie de l'environnement - publication N° 2 Lausanne 1976.
- [31] W. OME STUMM, *Chimistry of coagulation*, Jawwa, Denver, mai 1968, pp. 510-599.

## *Bibliographie*

- [32] COUSTAU, Encyclopédie N° 1 à 20 Robert LAFFONT 1975.
- [33] Encyclopédie Universalis, pp. 60, tome 6.
- [34] R. BREMOND, "Note sur l'agressivité et la corrosivité des eaux naturelles", comité Inter-Africain d'études hydrauliques, novembre 1966, Pages 115.
- [35] F. O. WOOD, "Selecting a softening process", J.A.W.W.A, décembre 1972, Pages 820-824.