

# Sommaire

Introduction.....	1
<b>Chap I :</b>	<b>PROPRIETES GENERALES DES EAUX</b>
I.1.Introduction	3
I.2. Propriétés de l'eau	3
I.2.1. Propriétés physiques	3
I.2.1.1 La température d'ébullition	4
I.2.1.2 La masse volumique	4
I.2.1.3 La viscosité	4
I.2.1.4 La tension superficielle	4
I.2.1.5 La conductivité électrique	4
I.2.2. Propriétés chimiques de l'eau	4
I.2.3 Propriétés biologiques de l'eau	5
I.3 Ressources hydriques naturelles	5
I.3 .1. Eaux souterraines	5
I.3 .2. Eaux de surface	5
I.3.3. Eaux de mers et océans	6
I.4 Pollution des eaux	6
I.4.1.Origine de la pollution	7
I.4.1.1 L'industrie	7
I.4.1.2 L'agriculture	7
I.4.1.3 Pollution domestique	7
I.4.1.4 Pollution par les eaux pluviales	7
I.4.1.5 Pollution d'origine naturelle	7
I.4.1.6 Pollution par les substances associées au traitement de l'eau	7
I.4.2. Les principaux polluants des eaux naturelles	8
I.4.2.1 Polluants physiques	8
I.4.2.1.1 Les éléments grossiers	8
I.4.2.1.2 Les sables	8
I.4.2.1.3 Les matières en suspension (MES)	8

I.5. Les paramètres de qualité des eaux	8
I.5.1. Les paramètres organoleptiques	8
I.5.1.1 Turbidité	8
I.5.1.2. La couleur	9
I.5.1.3. Goût et odeur	9
I.5.2. Les paramètres en relation avec la structure de l'eau	10
I.5.2.1. La température	10
I.5.2.2. La dureté	10
I.5.2.3. Le pH	11
I.5.2.4. L'alcalinité	12
I.5.2.5. La conductivité	12
I.5.2.6. Sodium et potassium	12
I.5.2.7. Les chlorures	12
I.5.2.8. Les sulfate	13
I.5.3. Les paramètres indésirables	13
I.5.3.1 Les matières organiques	13
I.5.3.2 L'azote	15
I.5.3.3 Certains métaux	15
I.5.4. Les paramètres toxiques	16
I.5.5. Les caractéristiques biologiques	16
I.6. Conclusion	17

## **Chap II : DURETE ET PROCEDES D'ADOUCCISEMENT DE L'EAU**

II.1. Introduction	18
II.2. Principaux éléments responsables de la dureté	18
II.3. Normes et recommandations	19
II.4. Impact de la dureté sur les utilisations domestiques	19
II.5- Techniques d'adoucissement	21
II.5.1. L'échangeurs d'ions	21
II.5.2. L'Osmose inverse	22

II.5.3. Décarbonatations à la chaux	23
II.5.4. Décarbonatation au carbonate de sodium ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ )	23
II.6. Types d'adoucisseur d'eau	23
II.6.1. Adoucisseur d'eau au $\text{CO}_2$	24
II.6.2. Adoucisseur d'eau sans électricité	25
II.6.3.. Adoucisseur d'eau industriel	26

### **Chapitre III**

### **Matériel et méthodes**

III.1- Introduction	28
III.1. Prélèvement des échantillons	28
III.2. Mesure de la température	28
III.3. Mesure du pH	28
III.4. Mesure de la conductivité	29
III.5. Détermination de la salinité	29
III.6. Mesure de la turbidité	30
III.7. Dosage de la dureté totale	30
III.8. Dosage de calcium	31
III.9. Calcul du magnésium ( $\text{Mg}^{+2}$ )	32
III.10. Dosage de l'alcalinité	32
III.11. Calcul des bicarbonates ( $\text{HCO}_3^-$ )	33
III.12. Dosage des sulfates	33
III.13. Dosage des chlorures	33
III.14. Dosage des nitrites	34
III.15. Analyse Spectrophotomètre	34

### **Chapitre IV**

### **Résultats Et Interprétation**

IV.1 Eau du forage de Ain El Houtz	36
1 <sup>er</sup> cas: Adoucissement de l'eau du forage d'Ain EL Houtz par addition de la chaux éteinte $\text{Ca}(\text{OH})_2$	38
2 <sup>er</sup> cas: Adoucissement de l'eau du forage d'Ain EL Houtz par addition de $\text{CaO}$	40

3 <sup>ème</sup> cas: Adoucissement de l'eau du forage d'Ain El-Houtz par addition du carbonate de sodium :	43
Conclusion générale	46

## Liste des tableaux

<b>Tableau I.1</b> Principales différence entre eaux de surface et eaux souterraines	6
<b>Tableau I.2</b> : Principales maladies transmises par l'eau	17
<b>Tableau II.1</b> : Concentrations admissibles dans l'eau potable	19
<b>Tableau IV.1</b> . Caractéristiques physico-chimiques des eaux de forage d'AIN ELHOUTZ	36
<b>Tableau IV.2</b> : Résultats d'adoucissement des eaux du forage d'AIN ELHOUTZ à la chaux Ca(OH) <sub>2</sub>	37
<b>Tableau IV.3</b> : Résultats d'adoucissement des eaux du forage d'AIN ELHOUTZ à la chaux CaO	40
<b>Tableau IV.4</b> : Évolutions du pH des eaux au cours du traitement à la chaux. (Ca(OH) <sub>2</sub> )	40
<b>Tableau IV.5</b> : Évolutions du pH des eaux au cours du traitement à la chaux. (CaO)	41
<b>Tableau IV.6</b> : Évolutions de la conductivité des eaux au cours du traitement à la chaux (Ca(OH) <sub>2</sub> )	41
<b>Tableau IV.7</b> : Évolutions de la conductivité des eaux au cours du traitement à la chaux (CaO)	41
<b>Tableau IV.8</b> : Résultats d'adoucissement des eaux au carbonate de sodium	41
<b>Tableau IV.9</b> : Résultats d'adoucissement de l'eau par addition ducarbonate de sodium	44
<b>Tableau IV.10</b> : évolution de la concentration de calcium la conductivité dans l'eau en fonction de la teneur en carbonate de sodium additionné	44

## Liste des figures

<b>Figure I.1:</b> Forme du carbone dans une eau naturelle	14
<b>Figure II.1:</b> Principe d'échange d'ions et la regeneration	21
<b>Figure II.2:</b> Photo d'un adoucisseur d'eau au CO <sub>2</sub>	25
<b>Figure II.3:</b> Photo d'un Adoucisseur d'eau sans électricité NS40 d'Aquatière	26
<b>Figure II.4:</b> Photo d'un adoucisseur d'eau industriel	27
<b>Figure III.1 :</b> Photo du pH-mètre/ conductimètre	29
<b>Figure III.2:</b> Photo du turbidimètre Hatch utilisé	30
<b>Figure III.3 :</b> Photo du photomètre Hach utilisé	35
<b>Figure IV.1 :</b> Concentration des principaux ions de l'eau du forage d'Ain El-Houtz	37
<b>Figure IV.2:</b> Diagramme à barres de l'eau brute du forage de Ain El Houtz	38
<b>Figure IV.3:</b> diagramme à barres de l'eau brute du forage après addition de cahux éteinte	39
<b>Figure IV.4:</b> Diagramme à barres de l'eau brute du forage après réaction de la chaux avec les ions OH <sup>-</sup> et les HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	39
<b>Figure IV.5:</b> Diagramme à barres de l'eau brute du forage après précipitation de CaCO <sub>3</sub> teneur en carbonate de sodium additionné	39
<b>Figure IV.6:</b> Diagramme à barres de l'eau finale après précipitation de CaCO <sub>3</sub>	40
<b>Figure IV.7:</b> Évolutions du pH de l'eau au cours du traitement à la chaux	42
<b>Figure IV.8:</b> Variation de la conductivité de l'eau au cours du traitement à la chaux	42
<b>Figure IV.9:</b> Évolutions de la conductivité de l'eau en fonction de la teneur en carbonate de sodium ajoutée	45

## LISTE DES ABREVIATION

C° : Degré Celsius

MES : les matières en suspension

J.T.U : Jackson turbidity unit

F.T.U : Formazine turbidity unit

N.T.U : Néphélémétric turbidity unit

UCV : Unité de couleur vraie

°F : Degré français

EDTA : Acide éthylène diamine tétracétique

pH : Potentiel hydrogène

KMnO<sub>4</sub> : permanganate de potassium

UV : Ultra violé

COT : Le carbone organique total

DCO : La demande chimique en oxygène

DBO : La demande biochimique en oxygène

Ca<sup>2+</sup> : Calcium

Mg<sup>2+</sup> : Magnésium

Na<sup>+</sup> : Sodium

K<sup>+</sup> : Potassium

Al<sup>3+</sup> : Aluminium

SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> : Sulfate

Cl<sup>-</sup> : Chlorure

NO<sub>3</sub><sup>-</sup> : Nitrate

NO<sub>2</sub><sup>-</sup> : Nitrite

NH<sub>4</sub><sup>+</sup> : Ammoniaque

ADE : Algérienne des eaux

OMS : Organisation mondial de la santé

CEE : Communauté économique européenne

# **INTRODUCTION GENERALE**



### **Introduction générale**

L'eau, ou encore l'or Bleu, est une ressource indispensable à toute vie donc à l'homme. Elle est le constituant le plus abondant de l'organisme humain (65 % d'eau). Toute variation entraîne des risques parfois irréversibles.

L'eau est également indispensable aux activités humaines comme la consommation domestique, agricole et industrielle. A la surface de la planète, l'eau est répartie entre différents réservoirs très inégaux : les océans, l'eau douce,...

L'eau douce est la ressource la plus importante pour l'humanité, à la convergence de toutes les activités sociales, économiques et environnementales. C'est la condition de toute vie sur notre planète, un facteur de croissance ou de limitation de tout développement social et technologique, une source possible de bien-être ou de misère, de coopération ou de conflit.

La dureté d'une eau, c'est à dire son degré d'hydrotimétrique dépend en grande partie de sa concentration en sels de calcium et de magnésium. Il semble qu'une eau dure présente des avantages pour la santé, car une partie des minéraux qu'elle renferme est probablement mieux assimilé par l'organisme. Une eau est dite «dure» lorsqu'elle est fortement chargée en ions calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ ) et magnésium ( $\text{Mg}^{2+}$ ). A l'inverse, elle est dite «douce» lorsqu'elle contient peu de ces ions. Cette dureté s'exprime en degrés français ( $^{\circ}\text{F}$ ). Un degré français de dureté correspondant à une teneur en calcium et magnésium équivalente à 10 mg de carbonate de calcium ( $\text{CaCO}_3$ ) par litre.

La dureté de l'eau résulte de son contact avec les formations rocheuses lors de son passage dans le sous-sol. Elle varie donc en fonction de la nature de celui-ci et de la région d'où provient l'eau.

Pour réduire la dureté de l'eau il y'a plusieurs méthode comme l'échange d'ion, l'osmose inverse et l'adoucissement par précipitation chimique. Dans ce travail, on a mené une étude expérimentale sur l'adoucissement de l'eau par précipitation chimique en utilisant deux types de chaux (chaux vive  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , chaux éteinte  $\text{CaO}$ ) et le carbonate de sodium ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). Le travail a été fait sur une eau de forage situé à Ain El Houtz, wilaya de Tlemcen.

Nous avons structuré notre mémoire 04 chapitres :

- Le premier chapitre donne des généralités sur l'eau;
- La dureté de l'eau et les procédés d'adoucissement sont présentés dans le deuxième chapitre ;

- Le troisième chapitre présente le matériel et les méthodes analytiques utilisées dans le cadre de ce travail ;
- Le quatrième chapitre présente les résultats trouvés et leurs interprétations.

Au terme de cette étude, une conclusion est donnée.

## **CHAPITRE I**

# **PROPRIETES GENERALES DES EAUX**

## **CHAPITRE I: PROPRIETES GENERALES DES EAUX**

### **I.1 Introduction**

De toutes les planètes du système solaire, la terre est la seule à être pourvue d'une hydrosphère. Celle-ci recouvre plus de 70 % de sa superficie [1]. Schématiquement, l'eau évolue entre trois secteurs: les océans (l'hydrosphère), l'atmosphère et le sol (lithosphère).

La terre recevant l'énergie solaire, l'hydrosphère chauffée s'évapore, conduisant à la présence d'eau dans l'atmosphère. Cette eau, suite à un refroidissement de l'air, se condense en gouttes ou cristaux de glace et se retrouve précipitée sous forme de pluie, neige ou grêle sur la lithosphère à la surface. Le fonctionnement de ce système conduit à définir différents types d'eau, d'usage et de composition on différents [2].

Sous la pression des besoins considérables, on est passé de l'emploi des eaux de source et de nappe à une utilisation de plus en plus poussée des eaux de surface. Parallèlement se sont développées les recherches des eaux souterraines, les méthodes de recyclage et maintenant on se préoccupe de plus en plus du dessalement de l'eau de mer. Ces trois types d'eau constituent une source importante pour la satisfaction des besoins en eau potable.

L'eau potable est une eau qui est apte à être consommée par l'être humain. Cette dernière peut être causée par des microorganismes, des substances toxiques des contaminants biogénétiques (engrais), de la matière organiques... etc. Ces éléments sont soit naturellement présents dans l'environnement, soit le résultat des activités humaines, d'une façon ou d'une autre, la qualité de l'eau potable est alors dégradée.

### **I. 2 Propriétés de l'eau :**

Sur la terre, l'eau existe dans les trois états phases: liquide (eau proprement dite), solide (glace) gazeux (vapeur d'eau). Ces trois phases coexistent dans la nature, toujours observables deux à deux, et plus ou moins en équilibre: eau- glace, eau-vapeur, glace-vapeur selon les conditions de température et de pression [1].

#### **I.2.1. Propriétés physiques :**

Le caractère polaire de la molécule d'eau est à l'origine d'associations possibles entre les molécules d'eau. Nous signalons brièvement quelques propriétés physiques de ce liquide:

**I.2.1.1 La température d'ébullition :**

Anormalement élevée, si on la compare avec celle des composés de masse moléculaire du même ordre et possédant plusieurs atomes d'hydrogène. Dans les conditions normales elle est 100°C.

**I.2.1.2 La masse volumique :**

Elle varie avec la température et la pression, mais aussi avec la teneur en sels dissous. L'eau a une masse volumique de 1000 kg/m<sup>3</sup>.

**I.2.1.3 La viscosité :**

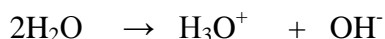
Elle diminue lorsque la température croît ; par contre, elle augmente avec la teneur en sels dissous. Contrairement aux autres liquides, une pression modérée, rend l'eau moins visqueuse aux basses températures [2].

**I.2.1.4 La tension superficielle :**

Elle est définie comme une force de traction qui s'exerce à la surface du liquide en tendant toujours à réduire le plus possible l'étendue de cette surface. Elle est extrêmement élevée [3].

**I.2.1.5 La conductivité électrique :**

L'eau est légèrement conductrice. Cette conductivité très faible, mais jamais nulle est expliquée par une légère dissolution de la molécule d'eau selon l'équation chimique:



Elle est exprimée en  $\mu\text{s}/\text{cm}$

**I.2.2. Propriétés chimiques de l'eau :**

L'énergie de formation de la molécule d'eau, 242 kJ/mol, est élevée. Il s'ensuit que l'eau possède une grande stabilité. Cette stabilité, associée aux propriétés électriques et à la constitution moléculaire de l'eau, la rend particulièrement apte à la mise en solution de nombreux corps gazeux, liquides polaires, et surtout solide. La plupart des substances minérales peuvent se dissoudre dans l'eau, ainsi qu'un grand nombre de gaz et de produits organiques.

La solvation (ou action hydratante de l'eau) est le résultat d'une destruction complète ou partielle des divers liens électrostatiques entre les atomes et les molécules du corps à dissoudre, pour les remplacer par de nouveaux liens avec les molécules d'eau, et forger ainsi des nouvelles structures: il se produit une véritable réaction chimique (une solvation complète est une dissolution) [2,3].

**I.2.3 Propriétés biologiques de l'eau :**

L'eau, l'oxygène et le dioxyde de carbone contribuent à créer des conditions favorables au développement des être vivants [4]. Il existe un cycle biologique ; cycle au cours duquel s'effectue une série d'échanges ; l'eau entre pour une grande part dans la constitution des êtres vivants.

**I.3 Ressources hydriques naturelles :**

Les réserves disponibles d'eaux naturelles sont constituées des eaux souterraines (infiltration, nappe), des eaux de surface retenues ou en écoulement (barrages, lacs, rivières) et des eaux de mer.

**I.3.1. Eaux souterraines :**

Du point de vue hydrogéologique, les couches aquifères se divisent en :

**\*Nappes phréatiques ou alluviales:** peu profondes et alimentées directement par les précipitations pluvieuses ou les écoulements d'eau en dessus.

**\*Nappes captives:** plus profondes que les premières et séparées de la surface par une couche imperméable, l'alimentation de ces nappes est assurée par l'infiltration sur leurs bordures [5].

La nature du terrain sous lequel se trouvent ces eaux est un déterminant de leurs compositions chimiques, cependant elles sont appelées aussi les eaux propres car ils répondent en général aux normes de potabilité. Pourtant, ces eaux sont moins sensibles aux pollutions accidentelles, elles perdent totalement leur pureté originale dans le cas de contamination par des polluants.

Quand une eau souterraine contient une concentration en certains minéraux dépassant les normes de potabilité, mais elle représente des propriétés thérapeutiques on la distribue en bouteilles avec parfois un traitement bien défini, ces eaux sont dites eaux minérales [3].

**I.3.2. Eaux de surface :**

Ce type des eaux englobe toutes les eaux circulantes ou stockées à la surface des continents (rivières, lacs, étangs, barrages,...). La composition chimique des eaux de surface dépend de la nature des terrains traversés par ces eaux durant leurs parcours dans l'ensemble des bassins versants. Ces eaux sont le siège, dans la plupart des cas, d'un développement d'une vie microbienne à cause des déchets rejetés dedans et de l'importante surface de contact avec le milieu extérieur. C'est à cause de ça que ces eaux sont rarement potables sans aucun traitement [3].

Le tableau I.1 donne les éléments caractéristiques des eaux de surface par rapport aux eaux souterraines.

**Tableau I.1** Principales différences entre eaux de surface et eaux souterraines [3]

<b>Caractéristique</b>	<b>Eaux de surface</b>	<b>Eaux souterraines</b>
Température	Variable suivant saisons	Relativement constante
Turbidité	Variable, parfois élevée	Faible ou nulle (sauf en terrain karstique)
couleur	Liée surtout aux MES sauf dans les eaux très douces et acides (acides humiques)	Liée surtout aux matières en solution (acides humique...)
Minéralisation globale	Variable en fonction des terrains, des précipitations, des rejets	Sensiblement constante en général nettement plus élevée que dans les eaux de surface de la même région
Fer et Manganèse dissous	Généralement absents	Généralement présents
nitrate	Peu abondants en général	Teneur parfois élevée
Micropolluants minéraux et organiques	Présents dans les eaux de pays développés, mais susceptibles de disparaître rapidement après suppression de la source	Généralement absents mais une pollution accidentelle subsiste beaucoup plus longtemps
Eléments vivants	Bactéries, virus	Ferme bactéries fréquentes

**I.3.3. Eaux de mers et océans :**

Les mers et les océans constituent des énormes réservoirs d'eau. Elles représentent près de 97.4 % du volume d'eau existant actuellement sur notre planète. Le reste est la part des eaux continentales (eaux souterraine et superficielles). Les eaux de mers sont caractérisées par une grande salinité, elles sont dénommées aussi «eaux saumâtres», ce qui rend leur utilisation difficile, notamment leur coût très élevé pour leur traitement [2].

**I.4 Pollution des eaux**

La pollution des eaux peut être définie comme une dégradation de celle-ci par les éléments qu'elle a accumulés de son utilisation. Ces éléments indésirables proviennent des excréments chimiques, des rejets provenant d'industries divers, du lessivage des terrains traversés. Le problème de la pollution des eaux représente sans aucun doute l'un des aspects les plus inquiétants de la dégradation du milieu naturel.

**I.4.1. Origine de la pollution****I.4.1.1 L'industrie :**

Les activités industrielles rejettent un bon nombre de substances qui vont polluer nos rivières et nos nappes, parfois d'une manière intensive que l'on n'en connaît pas les effets à long terme [2].

Les rejets industriels renferment des produits divers sous forme insoluble ou soluble d'origine minérale et/ou organique, à caractère plus ou moins biodégradable et parfois toxique même à très faible concentration.

**I.4.1.2 L'agriculture :**

Elle utilise des engrais chimiques azotés et phosphorés, des produits phytosanitaires destinés à protéger les cultures. Ces produits parfois toxiques lorsqu'ils sont utilisés en excès vont contaminer en période de pluie les eaux de surface et les eaux souterraines par infiltration [6].

**I.4.1.3 Pollution domestique :**

Nos eaux usées urbaines sont constituées de matière organique biodégradable, de germes pathogènes et de produits chimiques [3].

**I.4.1.4 Pollution par les eaux pluviales :**

Il ne faut pas oublier par ailleurs la pollution générée par les eaux pluviales. L'eau de pluie se charge d'impuretés au contact de l'air (fumées industrielles).

**I.4.1.5 Pollution d'origine naturelle :**

Certaines substances naturellement présentes dans l'environnement entraînent parfois des problèmes de contamination de l'eau potable. Des composés inorganiques comme le baryum, l'arsenic, les fluorures, le sodium, les chlorures, le mercure, le cadmium et les cyanures peuvent contaminer l'eau potable. L'eau souterraine est particulièrement vulnérable lorsqu'il y a présence de métaux dans les formations géologiques environnantes [6]

**I.4.1.6 Pollution par les substances associées au traitement de l'eau :**

La chloration de l'eau dans le but de la rendre potable est un procédé très répandu et reconnu efficace. La chloration est même considérée par les experts comme étant l'une des plus importantes initiatives de santé publique du XXe siècle. Cependant, bien qu'il soit efficace pour contrôler principalement les virus et les bactéries. Le chlore, en présence de matières organiques, entraîne la formation de plusieurs sous-produits de chloration (SPC) potentiellement cancérigènes comme par exemple les trihalométhanes (THM). Le sulfate



d'aluminium est un produit utilisé pour coaguler les substances contenues dans l'eau. L'eau ainsi traitée présente des concentrations d'aluminium plus élevées que dans l'eau non traitée. La toxicité de l'aluminium a été étudiée en relation avec la maladie d'Alzheimer qui influe sur la mémoire et le comportement des personnes atteintes.

#### **I.4.2. Les principaux polluants des eaux naturelles :**

**I.4.2.1 Polluants physiques:** La pollution physique représente les éléments solides entraînés par l'eau. Ils se subdivisent en plusieurs catégories selon leur nature et leur dimension.

**I.4.2.1.1 Les éléments grossiers :** Leur dimension est suffisamment grande pour être retenue par de simples grilles. Dans les eaux de surface, ces éléments sont général: les brindilles, les feuilles, les arbres...etc.

**I.4.2.1.2 Les sable:** Les sables sont des particules minérales d'une certaine dimension. Ils sont généralement à base de silice ou de composition minérale équivalente. Leur masse spécifique est de 2,5 à 2.6 g/cm<sup>3</sup>, ce qui permet leur élimination par simple décantation [7].

**I.4.2.1.3 Les matières en suspension (MES):** Les matières en suspension rencontrées dans les eaux, surtout superficielles, sont très diverses tant par leur nature que leur dimension .Elles sont constituées de quartz, d'argiles, de sels minéraux insolubles, de particules organiques composées de micro-organismes, et de produits de dégradation animaux ou végétaux [8].

#### **I.5. Les paramètres de qualité des eaux :**

##### **I.5.1. Les paramètres organoleptiques:**

Il s'agit de la saveur, de la couleur, de l'odeur et de la transparence de l'eau. Ils n'ont pas de signification sanitaire mais, par leur dégradation, peuvent indiquer une pollution ou un mauvais fonctionnement des installations de traitement ou de distribution.

##### **I.5.1.1 Turbidité :**

La turbidité est la mesure de l'aspect trouble de l'eau. C'est la réduction de la transparence d'un liquide due à la présence de matières non dissoutes. Elle est causée, dans les eaux, par la présence de matières en suspension (MES), comme les argiles, les limons et les micro-organismes. Une faible part de la turbidité peut être due également à la présence de matières colloïdales d'origine organique ou minérale [9,10].

La turbidité résulte de la diffusion de la lumière qui est ainsi déviée dans toutes les directions. Ce sont des particules en suspension dans l'eau qui diffusent la lumière. Leur origine peut être extrêmement variable: érosion des roches, entraînement des matières minérales ou organiques du sol, déversement d'eaux usées domestiques ou industrielles riches

en matières en suspension grossières.

Pour mesurer la turbidité on utilise certains instruments [11,12].

- Le turbidimètre de Jackson (méthode visuelle).
- Le turbidimètre de Hellige
- Le néphélémètre de Hach

La turbidité est mesurée par trois unités qui sont équivalentes : Unité J.T.U (Jackson turbidity unit)= Unité F.T.U (Formazine turbidity unit) = Unité N.T.U (Néphélémétric turbidity unit).

La mesure de la turbidité, très utile pour le contrôle d'un traitement, ne donne pas d'indications sur la nature, la concentration et la taille des particules en suspension qui en sont responsable. Cette turbidité doit être éliminée pour améliorer l'aspect esthétique de l'eau de consommation mais aussi pour permettre une désinfection efficace et éviter les dépôts dans l'usine ou dans le réseau. En effet, les MES peuvent servir de support aux microorganismes qui seront ainsi partiellement protégés de l'action des désinfectants et qui pourront ensuite se développer dans les réseaux et entraîner des problèmes sanitaires [10].

#### **I.5.1.2. La couleur :**

Les eaux naturelles sont toujours plus ou moins colorées. Leur couleur varie du jaune paille à peine perceptible au brun rougeâtre, selon la nature et la concentration des matières colorantes. Ces matières sont le plus souvent d'origine naturelle et proviennent de la dégradation de matières végétales. Le degré de couleur dépend non seulement de la concentration en matières colorantes, mais aussi du pH et de la turbidité [13].

La mesure de la couleur d'une eau naturelle se fait par comparaison avec une échelle artificielle de couleur. La substance de référence choisie est le chloroplatine de potassium ( $K_2PtCl_6$ ) dans une solution de chlorure de Cobalt ( $CoCl_2$ ). L'unité de couleur est le Hazen correspondant à un mg/l de platine sous forme de ( $K_2PtCl_6$ ). On l'appelle aussi unité platino-cobalt ou unité de couleur vraie (UCV). Pour une eau potable, le degré de couleur maximale est de 15 UCV [11,14].

#### **I.5.1.3. Goût et odeur :**

L'odeur peut être définie comme étant l'ensemble des sensations perçues par l'organe olfactif en flairant certaines substances volatiles. Le goût est défini comme l'ensemble des sensations gustatives, olfactives et de sensibilité chimique commune perçue lorsque l'aliment ou la boisson est dans la bouche [11].

Ces deux paramètres sont regroupés et font appel aux mêmes types de traitement (adsorption, oxydation, filtration...). La saveur et l'odeur anormales sont causées par la présence dans l'eau des matières organiques dissoutes provenant de la décomposition des matières organiques végétales, de résidus agricoles, de rejets urbains ou industriels et les métabolites de certains microorganismes vivant dans l'eau comme certaines algues ou champignons microscopiques, et aussi certains sels minéraux donnent des goûts particuliers à l'eau.

Dans le cas d'une eau potable, l'apparition ou le changement de goût et d'odeur peuvent être signe d'activité microbienne et de lacune dans le traitement ou de contamination dans le réseau de distribution. Par ailleurs, une eau traitée peut avoir un goût plus prononcé qu'une eau non potable du fait du chlore résiduel [10, 11, 13].

### **I.5.2. Les paramètres en relation avec la structure de l'eau :**

Ceux sont eux qui font l'identité de base de l'eau. Ils sont essentiellement représentés par les sels minéraux (calcium, sodium, potassium, magnésium, sulfates...) ou par des indicateurs plus globaux comme la conductivité électrique, qui permet d'avoir une idée de la salinité de l'eau, et le titre alcalimétrique, qui permet d'apprécier la concentration de tous les carbonates et bicarbonates dans l'eau.

**I.5.2.1. La température:** La température joue un rôle dans la solubilité des sels et surtout des gaz, dans la dissociation des sels dissous donc sur la conductivité électrique, dans la détermination du pH, pour la connaissance de l'origine de l'eau et des mélanges éventuels etc... Pour l'eau potable, la température maximale acceptable est de 15°C. Dans les eaux naturelles et au dessus de 15°C, il y a risque de croissance accélérée de microorganismes, d'algues, entraînant des goûts et des odeurs désagréables ainsi qu'une augmentation de la couleur et de la turbidité.

La température est un paramètre important dans l'étude et la surveillance des eaux quelles soient souterraines ou superficielles, les eaux souterraines gardent généralement une fraîcheur constante, mais la température des eaux de surface varie selon plusieurs facteurs, saisonniers et autres [11, 15, 16].

**I.5.2.2. La dureté:** La dureté ou titre hydrotimétrique correspond essentiellement à la présence de sels de calcium et de magnésium. Elle est directement liée à la nature des terrains traversés. Ils proviennent des roches calcaires ou dolomitiques.

Dans une eau naturelle, on peut distinguer différents types de dureté:

- Dureté totale: somme des concentrations en calcium et magnésium ;
- Dureté calcique: concentration globale en calcium ;
- Dureté magnésienne: concentration globale en magnésium

Les ions calcium et les ions magnésium sont positifs, donc dans l'eau, ils peuvent se lier à d'autres ions négatifs ; de ce fait on peut diviser la dureté en deux catégories:

- Dureté permanente ou non carbonatée: dureté qui persiste après ébullition de l'eau et qui correspond uniquement aux sels de calcium et de magnésium solubles à chaud, sous forme de chlorures et de sulfates, car les hydrogénocarbonates sont décomposés et précipitent sous forme de carbonate de calcium;
- Dureté carbonatée ou temporaire: dureté qui correspond aux sels de calcium sous forme d'hydrogénocarbonates, et qui est la différence entre la dureté totale et la dureté permanente [10,17].

La pollution peut aussi, dans une certaine mesure augmenter la dureté de l'eau ; c'est le cas dans certaines régions où le chlorure de calcium  $\text{CaCl}_2$  est utilisé massivement pour faire fondre la neige. La dureté calcique et la dureté magnésienne peuvent s'exprimer en mg/l de Ca et en mg/l de Mg. Ces diverses teneurs ne peuvent évidemment pas être additionnées et pour calculer la dureté totale, on doit exprimer la concentration de chaque ion participant dans une unité commune.

La dureté s'exprime généralement en degré Français ou en milli-équivalents/l:  $1^\circ\text{F} = 5 \text{ meq/l}$ ,  $1^\circ\text{F} = 4 \text{ mg/l de Ca}$  ou  $2.43 \text{ mg/l de Mg}$  ou  $10 \text{ mg/l de CaCO}_3$ .

La mesure de la dureté se fait par une réaction de complexation entre les ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$  et une substance d'acide éthylène diamine tétracétique (EDTA) en présence d'un indicateur coloré (noir Eriochrome T) [11,18].

**I.5.2.3. Le pH:** Le pH correspond, pour une solution diluée, à la concentration d'ions d'hydrogène. Il mesure l'acidité ou la basicité d'une eau. Le pH d'une eau naturelle dépend de l'origine de celle-ci et de la nature des terrains traversés. Dans le domaine de l'eau, le pH joue un rôle primordial à la fois dans : Les propriétés physico-chimiques (acidité, agressivité) Les processus biologiques dont certains exigent des limites très étroites des pH. L'efficacité de certains traitements (coagulation, adoucissement, contrôle de la corrosion, chloration). Les mécanismes de la coagulation La détermination du pH est donc la mesure que l'on doit effectuer le plus fréquemment. Pour mesurer le pH, on utilise un pH mètre [11,15].

**I.5.2.4. L'alcalinité:** L'alcalinité d'une eau correspond à sa capacité à réagir avec les ions hydrogène (H) qui est due à la présence des ions hydrogénocarbonate ( $\text{HCO}_3^-$ ), carbonate ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) et hydroxyde ( $\text{OH}^-$ ). Autrement dit, on est amené à considérer deux types d'alcalinité qui correspondent, encore une fois à deux bornes de pH:

\* Alcalinité au virage du rouge de méthyle: elle correspond à l'alcalinité totale au pH de 4.5, ce qui revient à déterminer les ions  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$  et  $\text{OH}^-$ . Cette alcalinité se nomme également titre alcalimétrique complet TAC.

\* Alcalinité au point de virage de la phénophtaléine (alcalinité composite): Elle correspond à l'alcalinité entraînée par les ions  $\text{OH}^-$  et à la moitié des ions  $\text{CO}_3^{2-}$ . Cette alcalinité composite est nulle pour une eau dont le pH est inférieur ou égal à 8.3. L'alcalinité composite se nomme également titre alcalimétrique (TA) [11, 13,15].

**I.5.2.5. La conductivité:** La conductivité, caractéristique physico-chimique de l'eau liée à la concentration des substances dissoutes et à leur nature. Les matières organiques et colloïdes ne présentent qu'une faible conductivité. Elle varie avec la température. La conductivité électrique d'une eau est la conductance d'une colonne d'eau comprise entre deux électrodes métalliques de  $1 \text{ cm}^2$  de surface et séparées l'une de l'autre de 1 cm. La conductivité électrique s'exprime en micro siemens/cm La mesure de la conductivité permet d'avoir très rapidement une idée sur la concentration des sels dissous dans l'eau. Une conductivité élevée traduit soit des pH anormaux, soit le plus souvent une salinité élevée [11,10].

**I.5.2.6. Sodium et potassium:** Le sodium et le potassium les 6<sup>ème</sup> et 7<sup>ème</sup> éléments les plus abondants à l'état naturel sont en proportions très variables. Aucune norme ne limite la concentration en sodium (ou en potassium) dans les eaux potables .On peut également signaler que le sodium joue un rôle important en agriculture, pour l'irrigation, du fait de son action sur la perméabilité des sols. Le potassium, beaucoup moins abondant que le sodium, et rarement présent dans l'eau à des teneurs supérieures à 20 mg/l. Il ne représente aucun inconvénient particulier bien que le K soit une des sources possibles de radioactivité de l'eau [12.19].

**I.5.2.7. Les chlorures:** L'eau contient presque toujours des chlorures, mais en proportion très variable. Ainsi, les eaux provenant des régions granitiques sont pauvres en chlorures, alors que les eaux des régions sédimentaires en contiennent davantage. D'ailleurs, la teneur en chlorures augmente généralement avec le degré de minéralisation d'une eau. Certaines eaux souterraines sont très saumâtres. Il en est de même pour les nappes souterraines voisines des eaux de surface salines, surtout s'il y a pompage excessif de ces nappes [11,18].

**I.5.2.8. Les sulfates:** Les eaux naturelles contiennent pratiquement des sulfates, en proportion très variables. Leur présence résulte de la solubilité des sulfates de calcium des roches gypseuses et de l'oxydation des sulfures répandus dans les roches (les pyrites par exemple). Les eaux traitées au sulfate d'aluminium ajouté lors du traitement en mesurant la teneur en sulfates avant et après la coagulation, bien qu'une légère fraction d'ions  $\text{SO}_4^{2-}$  soit entraînée par adsorption avec le floc [16].

**I.5.3. Les paramètres indésirables:** Sont dites indésirables certaines substances qui peuvent créer soit un désagrément pour le consommateur: goût et odeur (matières organiques, phénols, fer...), couleur (fer, manganèse...), soit causer des effets gênants pour la santé (nitrates, fluor...). On surveille donc prioritairement la contamination des eaux par des matières organiques (mesurée par l'oxydabilité au permanganate de potassium), la concentration en ammonium, la présence de nitrites et de nitrates et la concentration en fer.

#### **I.5.3.1 Les matières organiques :**

**a) L'oxydabilité au permanganate de potassium ( $\text{KMnO}_4$ ):** Cette mesure renseigne sur la concentration en matières organiques présentes dans une eau peu chargée. On utilise un oxydant, le permanganate de potassium ( $\text{KMnO}_4$ ), qui, dans des conditions opératoires précises, va oxyder des molécules présentes dans l'eau. Ces molécules sont essentiellement des molécules organiques mais des molécules minérales peuvent être également oxydées et l'on devrait parler plutôt de matières oxydables. Le  $\text{KMnO}_4$  n'attaque pas toutes les molécules organiques mais il est très utilisé pour suivre l'évolution de la matière organique dans une station de traitement. L'oxydation des matières organiques et des substances oxydables est effectuée par le permanganate de potassium à chaud ou à froid. La méthode à chaud est la plus utilisée à cause de sa rapidité [11,10].

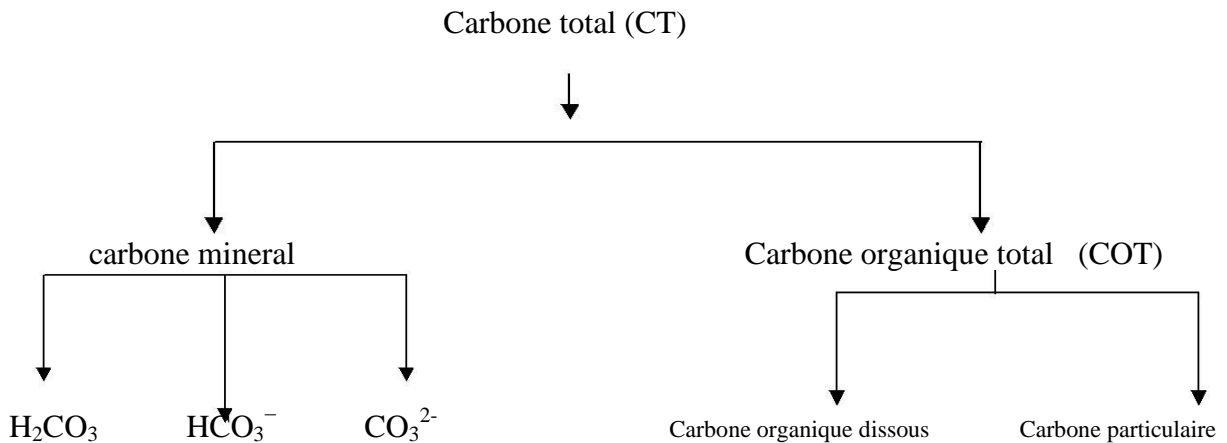
**b) Absorbance UV 254 nm:** La mesure de l'absorption à 254 nm est un indice caractéristique des substances possédant une ou plusieurs doubles liaisons (carboxyliques, benzéniques.....). La mesure de l'absorbance peut nous renseigner sur le contenu organique d'une eau, notamment la fonction aromatique. L'absorbance (densité optique) lue sur un spectrophotomètre peut permettre une estimation de la teneur en substances humiques d'une eau naturelle (eau de surface) [12].

**c) Le carbone organique total (COT):** Le COT est défini comme la concentration en mg de carbone/l d'échantillon, c'est une méthode directe pour mesurer la teneur en matières organiques d'une eau. Il consiste à brûler l'échantillon d'eau à  $950^\circ\text{C}$  sous l'action de

l'oxygène gazeux et de mesurer le  $\text{CO}_2$  dégagé, et par suite de mesurer le carbone total (organique et minéral).

Le COT est une méthode rapide et présente plusieurs avantages tels que: on peut analyser l'eau quelle que soit sa qualité (de forte salinité, acide, basique, ou contient des composés toxiques). Mais malgré ses avantages, il exige un appareillage coûteux [3,8].

Si on fait le bilan de toutes les formes du carbone contenu dans une eau naturelle, on a donc le schéma suivant :



**Figure I.1:** Forme du carbone dans une eau naturelle

La détermination du carbone organique total (COT) ou dissous (COD) passera donc par l'élimination du carbone minéral avant la mesure, ou par sa soustraction du carbone total. Le principe de la mesure du carbone organique dans les eaux consiste en une minéralisation par oxydation des matières organiques (M.O), suivi de la mesure de  $\text{CO}_2$  libéré.

**d) La demande chimique en oxygène (DCO):** C'est une mesure de toutes les matières organiques (ou presque) contenues dans les eaux naturelles ou usées, qu'elles soient biodégradables ou non biodégradables. L'oxydation est effectuée ici dans des conditions énergiques, par voie chimique. Elle se fait sous l'action d'un oxydant puissant (bichromate de potassium), en milieu acide fort ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) et au reflux pendant deux heures.

La DCO constitue donc un paramètre important. C'est un test rapide, très utile pour la surveillance des eaux usées et des rejets industriels (surtout ceux à caractère toxique qui se prête mal aux mesures de DCO, exprimée, elle aussi en mg/l d'oxygène, diffère de celle de la DBO. Elle est généralement supérieure, surtout pour les eaux usées domestiques, mais il y a souvent un rapport à peu près constant entre les deux (de l'ordre de 1,5 à 2) [12,20].

**e) La demande biochimique en oxygène ( $\text{DBO}_5$ ):** L'oxydation des composés organiques biodégradables par les microorganismes entraîne une consommation d'oxygène; le milieu exerce donc une certaine demande biochimique d'oxygène. La mesure de cette DBO permet

d'évaluer le contenu d'une eau en matières organiques biodégradables et donc, dans une certaine mesure, sa qualité ou son degré de pollution.

La dégradation complète des matières organiques peut être relativement longue (plusieurs semaines). D'autre part, l'oxydation des dérivés ammoniacaux et des nitrites en nitrates (nitrification) absorbe également de l'oxygène. Cette nitrification, dans les eaux naturelles, ne débute qu'au bout d'une dizaine de jours. Pour ces deux raisons, on mesure la DBO en 5 jours, ou DBO<sub>5</sub>, c'est-à-dire la quantité d'oxygène consommée ; pendant ce laps de temps, pour l'oxydation partielle des matières organiques biodégradables sous l'action des microorganismes [12,20,8].

**I.5.3.2 L'azote:** L'élément azote existe principalement sous forme ionique, à savoir  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{NO}_2^-$  et  $\text{NO}_3^-$ . La pollution en ions  $\text{NH}_4^+$  existe principalement pour les eaux de surface. Leur oxydation conduit à la formation d'ions  $\text{NO}_2^-$ . Ils sont en équilibre avec la forme gazeuse  $\text{NH}_3$ . Ces deux espèces sont très toxiques pour la faune aquatique et problématique pour la santé publique. Elles induisent une prolifération bactérienne sur le réseau, pour conséquence, la dégradation des qualités organoleptique de l'eau et la corrosion des canalisations. Mais les nitrates sont la principale source d'inquiétude. Ces ions se transforment en milieu acide faible en ions nitrites. Ceux-ci sont toxiques pour l'organisme humain. Ce sont des agents vasodilatateurs puissants qui causent vertiges et hypotension. Ils s'oxydent au niveau des ions ferreux de l'hémoglobine pour redonner des nitrates. On obtient alors de la méthémoglobine (MetHb) contenant des ions ferriques incapables de transporter les molécules d'oxygène [5,15].

### **I.5.3.3 Certains métaux :**

a) Le manganèse est généralement associé au fer mais en quantité plus faible. C'est le  $\text{Mn}^{2+}$  qui est soluble dans les eaux naturelles bien que le manganèse présente de nombreux autres états d'oxydation. La teneur en Mn est limitée à 0,05mg/l dans les eaux potables pour le goût qu'il peut communiquer, pour les taches et les dépôts qu'il peut occasionner et aussi parce qu'il favorise la croissance de certains micro-organismes. (La teneur souhaitable est inférieure ou égale à 0,01mg/l [11,19].

b) Le Cu ou le Zn présentent peu d'inconvénients, du moins lorsque les concentrations sont faibles. D'autres comme le cadmium, le chrome, le mercure, le plomb ou le sélénium ont un caractère toxique marqué et leurs concentrations maximales acceptables dans l'eau potable sont très faibles [18].

c) Le fer est, lui aussi, un élément essentiel à la santé de l'homme; certaines eaux souterraines



en contiennent une forte proportion. Le fer ferreux est soluble dans l'eau alors que le fer ferrique l'est très peu et tend à précipiter sous forme d'hydroxyde. Sous l'action de l'oxygène, le fer ferreux s'oxyde en fer ferrique et il est difficile de les doser séparément. Il est tout aussi difficile de distinguer nettement entre fer en solution, en suspension, à l'état colloïdal, sous forme de complexes minéraux ou organiques. Le fer contenu dans l'eau provient des roches et des sols mais aussi, bien souvent, des tuyauteries lors de l'échantillonnage ; ce qui peut fausser considérablement les résultats de l'analyse. Dans l'eau potable, la teneur maximale acceptable est de 0,3 mg/l et l'objectif est inférieur à 0,05 mg/l [13,21].

#### **I.5.4. Les paramètres toxiques :**

Une pollution industrielle du captage ou une dégradation des réseaux de distribution peut entraîner la présence d'éléments toxiques dans l'eau, dangereux pour la santé en cas de consommation régulière. Les matières toxiques sont constituées de micropolluants minéraux (métaux lourds : chrome, cadmium, nickel...) ainsi que de substances telles que les cyanures, ou des molécules organiques présentant une action d'inhibition des mécanismes biologiques.

#### **I.5.5. Les caractéristiques biologiques**

L'eau potable ne doit contenir aucun microorganisme pathogène et être exempte de toute bactérie indiquant une pollution par excréments. Le principal indicateur bactérien recommandé pour suivre la pollution humaine est constitué par l'ensemble des microorganismes du groupe coliformes. Une eau qui est porteuse d'un seul *Escherichia Coli* par 100ml devient potentiellement dangereuse. Ce point est important, car le critère de potabilité de l'eau se fixe à partir de la présence ou de l'absence de ces germes témoins [26,18].

Dans le tableau I.2 nous présentons les différentes maladies transmises par l'eau pour chaque micro-organisme (bactéries, virus et protozoaires).

**Tableau I.2 : Principales maladies transmises par l'eau**  
(Association Française pour l'étude des eaux : A.F.E.E.1985)

Organismes	Maladies	Principal site atteint
<b>1. Bactéries</b>		
Shigella	Shigelloses(dysenteriebacillaire)	Système gastro-intestinal
Salmonella typhi	Fièvre typhoïde	Intestin
Salmonella chlera	Fièvre entérique	Système gastro-intestinal
Salmonella entéritique	Gastro entérite	Système gastro-intestinal
Escherichia coli	Gastro entérite	Système gastro-intestinal
Vibrio cholerae	Choléra	Intestinal
Francisella tularensis	Tularémie	Système respiratoire foie– rateganglions lymphatiques
Leptospire icterohaemorrhagiae	Leptospire	foie
<b>2. VIRUS</b>		
Entérovirus Poliovirus	Poliomyélite méningite aseptique	Moelle épinière Méningite
Coxsackievirus	Myocardite méningite aseptique – épidémie myalgia	cœur -muscle
Echovirus	Méningite aseptique gastro- entérit	Méningites- intestin
Adénovirus	Pharyngite	Pharynx
Réovirus	Maladies respiratoires diarrhées	Appareil respiratoire et digestif
Virus A de l'hépatite	Hépatite infectieuse	Foie
Virus gastro- entéritique	Gastro-entérite	Système gastro intestinal
<b>3. Protozoaires</b>		
Entamoeba histolytica	Ambiase	Système gastro-intestinal
Naegleria gruberi	Méningite encéphalitique	Système nerveux central
Giardia lamblia		Intestin

### I.6. Conclusion :

L'eau est la plus répandue sur terre. Elle qui est un élément indispensable à toute forme de vie. D'un point de vue chimique, l'eau, lorsqu'elle est pure, est un liquide inodore, transparent et insipide. D'un point de vue biologique, c'est dans l'eau que la vie est apparue et c'est grâce à elle se maintient. En effet, l'organisme humain peut vivre pendant près d'un mois sans manger mais ne peut survivre que quelques jours sans boire.

Rapport-gratuit.com

## **CHAPITRE II**

### **DURETE ET PROCEDES D'ADOUCCISSEMENT DE L'EAU**

## CHAPITRE II : DURETE ET PROCEDES D'ADOUCCISSEMENT DE L'EAU

### II.1. Introduction

Une eau est dite "dure" lorsqu'elle est chargée en ions calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ ) et magnésium ( $\text{Mg}^{2+}$ ) et, par opposition, "douce" lorsqu'elle contient peu de ces ions. La dureté d'une eau s'exprime en degrés français ( $^{\circ}\text{F}$ ). Un degré français correspond à une teneur en calcium et magnésium équivalente à 10 mg/L de  $\text{CaCO}_3$ .

### II.2. Principaux éléments responsables de la dureté

La dureté d'une eau est due à la présence des ions métalliques bivalents,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ . Les plus abondants étant les ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$ . Les ions  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$  et  $\text{Sr}^{2+}$  sont facilement oxydables et leurs impacts sur la dureté sont négligeables.

- **Le calcium** est un métal alcalino-terreux très répandu dans la nature. Les eaux potables de bonne qualité ayant des teneurs en calcium comprissent entre 100 et 140 mg/l. La directive de l'OMS recommande pour sa limite supérieure une teneur de 200 mg/L.

- **Le magnésium** est un des éléments aussi très répandus dans la nature, il constitue environ 2,5 % dans l'écorce terrestre. La directive de la communauté européenne recommande un niveau guide de 30 mg/l et l'OMS recommande pour sa limite supérieure une teneur de 85 mg/l.

Les eaux de surface peuvent contenir jusqu'à 1,5 mg/l de fer qui peut avoir pour origine la lixiviation des terrains traversés, ou les pollutions industrielles; dans les eaux de distribution, il provient le plus souvent de la corrosion des conduites d'amenées. Le fer peut se rencontrer jusqu'à 10 mg/l dans les eaux de sondage [22].

En pratique on considère souvent que la dureté totale d'une eau de consommation est égale à la somme de sa dureté calcique et la dureté magnésienne:  $\text{TH} = [\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}]$ . On distingue deux types de dureté, carbonatée ou temporaire et non carbonatée ou permanente. L'eau peut être classée suivant son degré de dureté [23] :

- Eau douce, de 0 à 60 mg/l de  $\text{CaCO}_3$ ,
- Eau modérément dure de 60 à <120 mg/l de  $\text{CaCO}_3$ ,
- Eau dure, de 120 à <180 mg/l de  $\text{CaCO}_3$ ,
- Eau très dure, 180 mg/l et plus de  $\text{CaCO}_3$ .

### II.3. Normes et recommandations :

Une eau potable doit présenter un certain nombre de caractéristiques physiques, chimiques, biologiques et en outre répondre à des critères organoleptiques essentiels (incolore, insipide, inodore, fraîche) appréciés par le consommateur (tableau 4). L'organisation mondiale de la santé a édicté des normes internationales pour l'eau de boisson, qui comprennent un exposé général des normes bactériologiques, physiques, chimiques, biologiques et radiologiques [22,24]

**Tableau II.1:** Concentrations admissibles dans l'eau potable [25,26]

Elément	Unité	O.M.S	C.E.E
pH	-	7-8,5	6,5-8,5
Conductivité	μS/cm	-	1250
dureté	°F	-	10-35
Ca <sup>2+</sup>	mg/l	200	100
Mg <sup>2+</sup>		150	50
Na <sup>+</sup>		-	100
K <sup>+</sup>		-	12
Al <sup>3+</sup>		-	0.2
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>		200	250
Cl <sup>-</sup>		200	200
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		44	50
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>		-	0.1
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>		-	0.5

### II.4. Impact de la dureté sur les utilisations domestiques :

L'eau dure n'est pas mauvaise pour la santé. Au contraire, il semble que les populations alimentées en eau naturellement dure sont moins sujettes à l'infarctus du myocarde. En revanche, l'eau adoucie peut présenter certains inconvénients tels que pour des localités ayant des anciennes canalisations en plomb induit à la solubilité du plomb.

L'utilisation domestique des eaux dures pose les principaux problèmes suivants:

- Entartrage des appareils et des canalisations d'eau.
- Consommation d'énergie
- Consommation de lessive

Depuis la première exploitation des eaux géothermales en 1974, aucun traitement n'a été entrepris pour résoudre le problème d'entartrage dans la région de Touggourt.

La décarbonatation successivement à la chaux,  $\text{Ca(OH)}_2$  (traitement de la dureté carbonatée) et au carbonate de sodium,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (traitement de la dureté non carbonatée), semble la plus appropriée. Elles sont d'application facile, sûre et économique, comparativement à la résine échangeur d'ions, grand consommateur de produits chimiques de sa régénération [27]. L'osmose inverse, concurrente de la nanofiltration [28], est d'une perméabilité non sélective [27] et s'accompagne, comme l'électrodialyse, d'une forte consommation d'énergie [29]. Les inhibiteurs (l'hexamétaphosphate), malgré leur efficacité [30], sont très coûteux et contenant des métaux lourds. Le recours à l'hydroxyde de sodium est déconseillé du fait de sa contamination par le mercure [31].

La décarbonatation au  $\text{CO}_2$  [32] est très coûteuse si la source est industrielle alors que la source naturelle (air), moins chère, risque d'être polluée. On a évalué entre 40 à 50 tonnes, la masse de tartre formée annuellement par forage d'eau exploité [33] et en même temps, la précipitation de tartre continue à se produire dans les conduites d'alimentation en eau potable. Durant dix ans de mise en service des conduites ont été constaté que le diamètre de ces dernières a été réduit à 50 %.

#### **- Nécessite d'adoucir l'eau:**

Les ions calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ ) et magnésium ( $\text{Mg}^{2+}$ ) d'une eau déterminent sa dureté. Le corps humain a besoin d'apports quotidiens en calcium et en magnésium, provenant de l'eau de boisson et des aliments. Par contre, si l'eau est trop incrustante [36], cela peut entraîner des inconvénients: dépôts de calcaire dans les réseaux de distribution, les chaudières et les machines à laver, dépenses supplémentaires en énergie, risque de développement bactérien, risque de dissolution du plomb des canalisations, ... d'où la nécessité d'adoucir l'eau pour enlever une partie de sa dureté, quand celle-ci est importante. En pratique, on cherche à diminuer le TAC entre 10 et 20 °F, mais tout en limitant les risques de corrosion [36].

### II.5- Techniques d'adoucissement:

Plusieurs procédés (physiques et chimiques) sont actuellement disponibles pour résoudre le problème d'entartrage. Les techniques d'adoucissement font appel à trois procédés, à savoir la décarbonatation qui n'élimine que les ions calcium et magnésium liés aux bicarbonates. Il s'agit alors d'un adoucissement partiel, et l'adoucissement total qui élimine l'ensemble des ions calcium et magnésium, mais sans modifier l'alcalinité de l'eau. Le troisième procédé est représenté par la nanofiltration qui élimine partiellement les ions calcium, magnésium et bicarbonates [38]. Parmi les procédés de décarbonatation, on trouve: la décarbonatation à la chaux; la décarbonatation à la soude; la décarbonatation sur résines échangeuses d'ions du type cationique carboxylique, régénérée par une solution de chlorure de sodium.

#### II.5.1. L'échangeurs d'ions :

C'est un procédé destiné à éliminer la dureté de l'eau par l'échange d'ions, l'eau dure passe sur un lit de résine cationique, préalablement saturé en sodium (Na), qui s'échange avec les ions calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ ) et magnésium ( $\text{Mg}^{2+}$ ), responsables de la dureté de l'eau [39,40]:

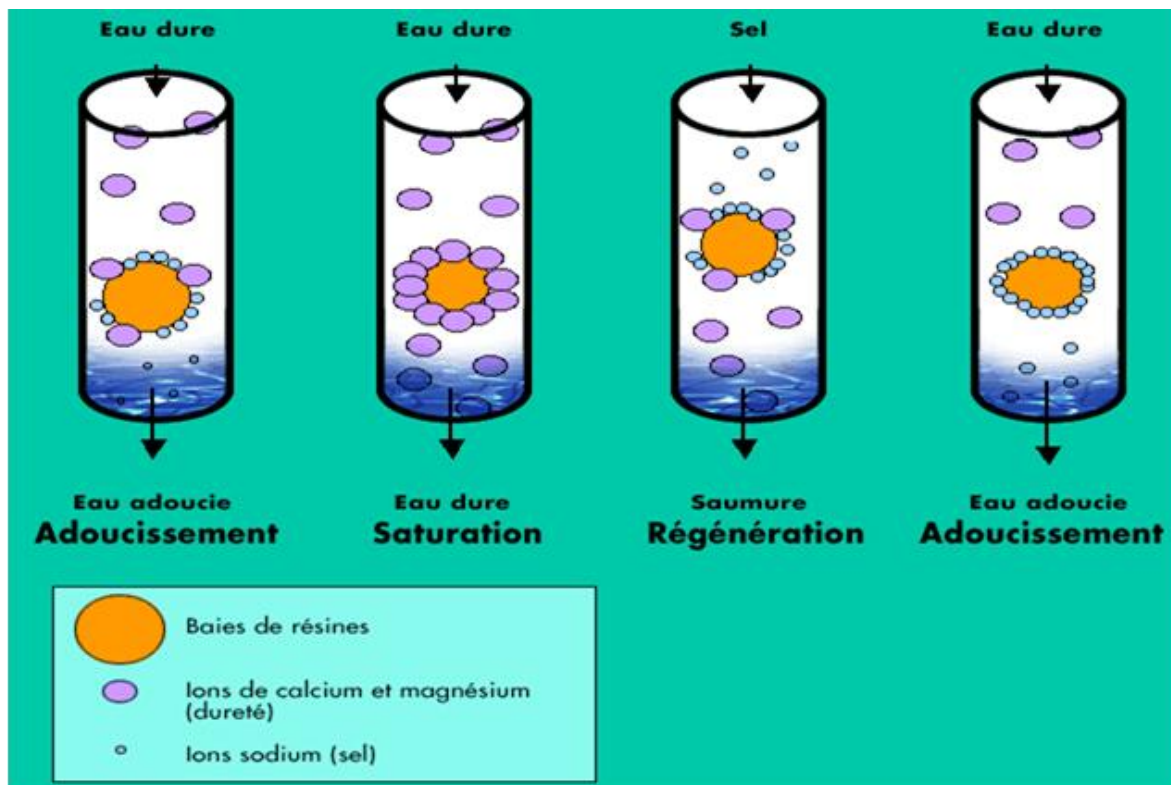
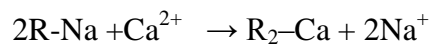


Figure II.1: Principe d'échange d'ions et la regeneration [41]

**II.5.2. L'Osmose inverse :**

Les procédés membranaires (ultrafiltration, microfiltration, et osmose inverse) prennent une place importante et semblent être la technologie du futur pour ce type de traitement. En effet, ces procédés présentent les avantages suivants par rapport aux autres procédés [42]:

- Pas d'ajouts d'additifs chimiques et absence de boue.
- Réduction des frais d'exploitation (énergie, main-d'œuvre).
- Encombrement réduit
- Possibilité d'exploitation automatique du procédé.

Bien que ces techniques aient connu un développement industriel, leur essor est ralenti par les phénomènes intrinsèques aux techniques membranaires, du coût élevé des membranes, de la polarisation et du colmatage des membranes [43].

**• Principe de l'osmose inverse:**

L'osmose inverse est un phénomène observé quand deux solutions de concentrations différentes sont séparées par une membrane. Celle-ci laisse passer le solvant vers la solution la plus concentrée et arrête le soluté. L'égalité des potentiels chimiques ne pouvant se rétablir par diffusion du soluté vers le solvant, celle-ci va alors diluer la solution; la pression correspondante est appelée pression osmotique de la solution ( $\pi$ ), le solvant passera du milieu le plus concentré au milieu le moins concentré, ce qui se traduit par une inversion du flux osmotique, d'où le nom d'osmose inverse [42].

Une membrane sélective, sous l'effet d'une force de transfert, va permettre ou interdire le passage de certains composants entre deux milieux qu'elle sépare.

Les caractéristiques principales d'une opération d'osmose inverse sont:

\* Le taux de conversion (Y), qui est par définition, la fonction du débit de liquide qui traverse la membrane en régime continu:

$$Y = Q_p / Q_0$$

Y est le rapport entre le volume de perméat et le volume de produit à traiter initial.

\* La sélectivité de la membrane qui est en général définie comme le taux de rétention

R de l'espèce (sel, particule,...) que la molécule est censée retenir:

$$R = (C_y - C_p) / C_y = 1 - (C_p / C_y)$$

C : Concentration de l'espèce à retenir dans concentrât (rejet).

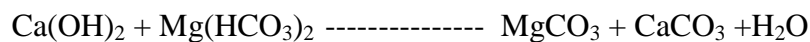
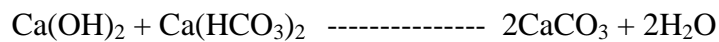
C<sub>p</sub> : Concentration de la même espèce dans le perméat.



**II.5.3. Décarbonatations à la chaux :**

Ce procédé est employé lorsque la dureté carbonatée est due essentiellement aux ions  $\text{Ca}^{2+}$ . Pratiquement, l'addition de chaux entraîne la précipitation du  $\text{CaCO}_3$  (chaux seule) et  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  (chaux en excès), suite à l'augmentation du pH.

La cinétique de cette réaction étant relativement lente, le procédé est accéléré soit par une re-circulation des boues dans lesquelles se trouvent des germes de cristallisation déjà formés, soit en ajoutant des cristaux sur lesquels le carbonate de calcium s'agglomère (sable par exemple) [44, 45].



L'addition de chaux nécessite de prendre plusieurs précautions pour sa mise en œuvre: l'eau ne doit pas contenir de colloïdes en suspension pouvant gêner la cristallisation. Il est donc parfois nécessaire d'ajouter un coagulant.

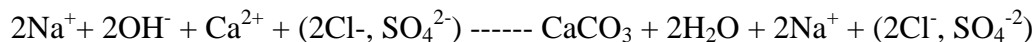
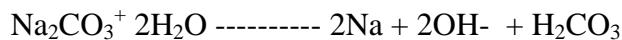
La décarbonatation doit comprendre une zone de clarification appropriée pour séparer les cristaux de  $\text{CaCO}_3$  de l'eau.

Cette technique présente un inconvénient, à savoir la quantité de boues produites, mais celles-ci sont facilement déshydratées.

Cependant, il ne faut pas oublier les avantages de ce procédé : aisé à mettre en œuvre et ne nécessitant pas l'utilisation d'équipements spécifiques. De plus, il n'est pas contraignant en exploitation, si ce n'est les inconvénients inhérents à l'emploi de la chaux.

**II.5.4. Décarbonatation au carbonate de sodium ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ )**

Le carbonate de sodium a pour objectif de réduire la dureté permanente, c'est-à-dire, précipité le calcium lié aux chlorures et aux sulfates en solution :

**II.6. Types d'adoucisseur d'eau :**

Outre l'adoucisseur d'eau à résines échangeuses d'ions, il existe d'autres alternatives aussi efficaces selon les budgets et les spécifications de la qualité de l'eau ciblée. En premier lieu, on peut citer l'osmoseur d'eau, dispositif d'ultrafiltration d'eau généralement sous pression basé sur le principe de l'élimination des «grosses» molécules minérales et organiques contenues dans l'eau du réseau au passage sur un filtre à pores extrêmement petits.

L'adoucisseur d'eau au gaz carbonique consiste à injecter sous forme de gaz du CO<sub>2</sub> dans les canalisations d'eau en amont des robinets d'arrivée de façon à solubiliser dans l'eau sous forme de bicarbonates de calcium et de magnésium le calcaire se déposant sur les parois autrement. Sur le même principe mais avec une méthode purement physique -c'est à dire sans ajout notamment de substances supplémentaires-, la filtration magnétique empêche les particules de calcium ou de magnésium de se déposer sur les parois des canalisations en se positionnant grâce au champ magnétique au centre des canalisations.

L'univers des adoucisseurs d'eau est très vaste. Il existe une multitude de modèles d'adoucisseurs d'eau différents. Selon ses besoins, et son budget, ce ne sera pas le même adoucisseur qui nous correspondra. Choisir son adoucisseur d'eau demande de bien se renseigner au préalable. Ci-dessous, des exemples d'adoucisseurs d'eau qui sont commercialisés à l'échelle industrielle.

### **II.6.1. Adoucisseur d'eau au CO<sub>2</sub>**

C'est un adoucisseur qui permet, par injection de fines bulles de CO<sub>2</sub>, d'adoucir l'eau que l'on reçoit chez soi. Il permet ainsi de transformer l'eau courante du robinet ou de la douche en eau douce beaucoup moins agressive pour la peau et surtout sans calcaire.

Ce type d'adoucisseur (figure II.2) consiste donc à injecter une grande quantité du CO<sub>2</sub> dans l'eau avant son utilisation dans la maison. Le CO<sub>2</sub> est, quant à lui, stocké dans de grosses bouteilles de 10 kg.

Il est composé en tout de 3 modules indépendants. Il y a le module hydraulique qui comprend un compteur hydraulique mais également un manomètre. Il permet de favoriser l'ajout de CO<sub>2</sub> dans l'installation mais permet aussi de la sécuriser grandement.

Il y a aussi le module qui comprend la bouteille de CO<sub>2</sub>. Il permet de réguler la pression en CO<sub>2</sub> et permet de doser la quantité de CO<sub>2</sub> envoyé dans l'installation à un instant. Il y a enfin un boîtier de contrôle qui gère l'ensemble de l'installation.



**Figure II.2:** Photo d'un adoucisseur d'eau au CO<sub>2</sub>

**\* Avantages d'un adoucisseur d'eau au CO<sub>2</sub>**

- Le gros avantage de ce type d'adoucisseur est le peu de place qu'il prend dans la maison. Même si il y a bien 3 modules bien distincts, il prene très peu de place dans la maison ;
- Également, le rendement de cette installation reste très bon en comparaison avec les autres adoucisseur d'eau car il ne coûte finalement que le remplacement de la bouteille de CO<sub>2</sub> qui peut traiter jusqu'à 150 mètres cube d'eau.

**II.6.2. Adoucisseur d'eau sans électricité:**

Ceci est un système qui fonctionne sans électricité et permet ainsi de faire des économies d'énergie et d'argent (il n'est pas cher). Ce type de système fonctionne tout simplement avec la pression de l'eau ou avec des piles. Le réglage est simple avec toutes les fonctions incorporées. Il faut simplement remettre le sel après quelques mois pour régénérer l'adoucisseur pour ceux qui fonctionnent avec la pression de l'eau. Son système électrique autonome permet de gagner en temps pendant l'installation et l'entretien annuel sert simplement à changer les piles.

Parmi les adoucisseurs sans électricité on peut citer le vanne hydro 19 ou le NS40 d'Aquatiere. Ces deux adoucisseurs ont un fonctionnement assez proche.

Le Vanne Hydro 19 a une résine d'une capacité de 20 litres avec un système électrique. Un produit avec un faible encombrement facile à installer et à entretenir. Il fonctionne à l'aide de deux piles alcalines LR20 avec une autonomie électrique d'au moins un an. Il a aussi un type de régénération qui passe facilement de co-courant à contre-courant. Le **NS40 d'Aquatière** (figure II.3) est un adoucisseur d'eau sans sel qui fonctionne sur batterie. Il propose un débit de 40 litres par minutes.



**Figure II.3:** Photo d'un Adoucisseur d'eau sans électricité  
NS40 d'Aquatière

### **II.63.. Adoucisseur d'eau industriel**

Comme chaque appareil, un adoucisseur d'eau industriel (figure II.4) possède des caractéristiques qui lui sont propres. En ce sens, il peut avoir une capacité qui varie entre 42 à 1130 litres de résine. La vanne est un simple disque. Concernant la régénération, elle se fait à contre-courant. De plus, durant la régénération, le by-pass est automatique. Toutefois, l'adoucisseur d'eau industriel possède un système modulable.

Comme la dureté de l'eau varie selon les régions, l'adoucisseur doit également être réglé selon les chiffres indiqués. Ainsi, il se règle entre 8° et 15°f, selon le Ministère de la santé.



**Figure II.4:** Photo d'un adoucisseur d'eau industriel

**\* Avantages :**

- Il protège les équipements contre les méfaits du tartre ;
- Il prolonge la durée de vie des tuyaux, des chaudières et de tout autre appareil.

**\* Inconvénients :**

- L'eau adoucie favorise la corrosion des installations.
- L'eau adoucie ne se destine pas pour un usage alimentaire.
- Nécessite des contrôles réguliers

## **CHAPITRE III**

### **MATERIEL ET METHODES**

## CHAPITRE III: MATERIEL ET METHODES

### III.1- Introduction

Au cours de ce travail, nous avons procédé à la mesure des principaux paramètres physico-chimiques des eaux à savoir : la température, le pH, la conductivité, la salinité, la turbidité, la dureté totale, le calcium, le magnésium, l'alcalinité (totale et taux en bicarbonates), les sulfates, les chlorures et, les nitrites.

### III.1. Prélèvement des échantillons

Le prélèvement d'eau est manuel, l'échantillon est prélevé dans un flacon en plastique. Avant son remplissage, le flacon est rincé plusieurs fois avec de l'eau de forage de Ain el houtz.

Les paramètres physico-chimiques de l'eau, avant et après traitement, ont été déterminés au laboratoire de l'algérienne des eaux (A.D.E) d'Aboutachfine Tlemcen. Les analyses ont été effectuées selon les méthodes décrites par [47].

### III.2. Mesure de la température:

La mesure de température doit être faite sur site, soit en utilisant un appareil électrométrique, soit un thermomètre. La lecture doit s'effectuer après 10 minutes de l'immersion de l'électrode.

La température est d'une grande importance dans l'étude et la surveillance des eaux. Une eau de boisson est de bonne fraîcheur à la consommation lorsque sa température varie de 9 et 12 °C.

### III.3. Mesure du pH:

Parmi les paramètres les plus importants dans la qualité de l'eau c'est le pH qui est un élément important pour définir le caractère agressif ou incrustant d'une eau. La mesure du pH a été effectuée par la méthode électrochimique en utilisant une électrode en verre. L'appareil (pH- mètre) permet de mesurer le pH de l'eau.

#### - Mode Opératoire :

- Rincer l'électrode avec l'eau distille, puis une à 2 fois par l'échantillon à analyser ;
- Immerger l'électrode dans l'échantillon.
- La lecture après stabilisation du pH à une température donnée. [48]



**Figure III.1 :** Photo du pH-mètre/ conductimètre

#### **III.4. Mesure de la conductivité :**

La conductivité d'eau est la conductance d'une colonne d'eau comprise entre deux électrodes en platine de  $1 \text{ cm}^2$  de surface et séparé l'une de l'autre de 1 cm.

La mesure de conductivité permet d'évaluer la minéralisation de l'eau dont par exemple une eau déminéralisée sa conductivité est de l'ordre de  $0.042 \mu\text{S/m}$ . La mesure doit s'effectuer le plutôt possible.

- **Principe :**

Le conductimètre possède une cellule désigné pour donner une lecture précise de la conductivité en  $\mu\text{S/cm}$  directement sur le cadran digital.

- **Mode opératoire :**

- Régler l'appareille.
- On rince la cellule du conductimètre avec l'eau distillée puis avec l'échantillon.
- Immerger dans l'eau à analyser.
- Lire l'affichage de la conductivité et la température de l'échantillon.

#### **III.5. Détermination de la salinité :**

Le sel dissous modifie les propriétés de l'eau, en premier lieu sa capacité de dissolution, sa densité, mais aussi sa compressibilité, son point de congélation et d'ébullition, sa conductivité électrique, sa dureté ainsi que sa dureté ainsi que sa viscosité ou sa corrosivité, et très légèrement sa capacité à transport les sons et la lumière. La quantité des sels dissous



dans un liquide modifie la pression osmotique de celui-ci. La salinité est limitée à une température donnée dit seuil de saturation, au-delà duquel le liquide ne pouvant dissoudre plus de sel.

- **Mode opératoire :**

- Régler l'appareil à l'aide.
- On rince la cellule avec l'eau à analyser.
- Immerger dans l'eau à analyser.
- Lire l'affichage de l'appareil P4 et la température de l'échantillon.

### **III.6. Mesure de la turbidité :**

L'eau peut contenir des substances qui peuvent perturber la couleur transparente de l'eau, pour confirmer cette transparence de l'eau potable on doit mesurer la turbidité de cette eau.

- Si la turbidité  $\leq 5$  NTU, l'eau est claire.
- Si la turbidité est comprise entre 5 et 30 NTU, l'eau est légèrement trouble,
- Si la turbidité est supérieure à 50 NTU, l'eau est trouble

NTU: néphélogéométrie turbidity unit.

La turbidité se mesure à l'aide d'un appareil appelé turbidimètre (Figure III .2)



**Figure III.2:** Photo du turbidimètre Hatch utilisé

### **III.7. Dosage de la dureté totale:**

- **Principe :**

Les alcalino-terreux présents dans l'eau sont amenés à former un complexe de type chélate par le sel di sodique de l'acide éthylène. La disparition des dernières traces d'éléments à doser est décelée par le virage d'indicateur spécifique en milieu convenablement tamponné

pour empêcher la précipitation de Mg, Cette méthode permet de doser la somme des ions calcium et magnésium.

**- Réactifs utilisés :**

- Solution d'EDTA 0.02 N
- Solution étalon de calcium à 0,4 g /l
- Solution tampon.

**- Mode opératoire :**

Dans un erlenmeyer de 250 ml, on prélève 10 ml d'eau, on chauffe avec un bain Marie à une température d'environ 60°C puis on ajoute 1 ml de la solution tampon (pH =9,5 – 10) et (3) gouttes d'indicateur coloré N.E.T. Verser la solution d'EDTA jusqu'au virage du rouge au bleu vert.

**- Expression des résultats :**

$$T.H = (N_{EDTA} \times V_{EDTA}) \times 1000 / V_0$$

T.H : c'est le titre hydrométrique en méq.g

$$T.H = (N_{EDTA} \times V_{EDTA}) \times 1000 / V_0 \times 5 (F^\circ)$$

### III.8. Dosage de calcium:

**- Principe:**

Pour déterminer la dureté calcique, on utilise l'EDTA comme complexant. Auparavant on précipite le magnésium sous forme de  $Mg(OH)_2$  vers pH = 12, par addition de la murixide qui répond à cette condition. Connaissant la Dureté totale d'une part et la dureté calcique d'autre part, il est facile par différence de calculer la dureté magnésienne qui pour la plupart des eaux naturelles inférieure à la dureté calcique.

**- Réactifs utilisés :**

- Solution d'EDTA 0.02 N
- Solution NaOH
- Murixide

**- Mode opératoire :**

Dans un erlenmeyer de 250 ml, on prélève 10 ml d'eau à analyser

On ajoute 0,4 ml de la solution NaOH une pincée de muréxide puis verser la solution d'EDTA jusqu'au virage du rose au pourpre.

**- Expression des résultats :**

$$Ten Ca^{+2} = (N_{EDTA} \times V_{EDTA}) \times 1000 / V_0 \times 20 \text{ mg/l}$$

**III.9. Calcul du magnésium ( $Mg^{+2}$ ) :**

Pour calculer la concentration des bicarbonates, nous a utilisé la loi suivante :

$$[Mg^{+2}] = (TH - [Ca^{+2}]) / 20$$

Avec :

TH : La dureté total...(°F)  $[Ca^{+2}]$  : Concentration du calcium (mg/l)

**III.10. Dosage de l'alcalinité:****A /- Détermination du titre alcalimétrique :****- Principe :**

Cette détermination est basée sur neutralisation d'un certain volume d'eau. Un acide minéral dilué en présence de la phénophtaléine (p.p) [47].

**- Réactifs utilisés :**

- Acide chlorhydrique HCl 0.1N ou  $H_2SO_4$ .
- Solution Phénophtaléine.

**- Mode opératoire :**

Dans un erlenmeyer de 250 ml, on prélève 10 ml d'eau à analyser, on ajoute 3 gouttes de la solution P.P une couleur rose doit se développer dans le cas contraire le TA est nul.

**B /- Détermination du titre alcalimétrique complète (TAC) :**

**- But :** Le TAC mesure la teneur en hydrogénocarbonate dans l'eau.

**- Principe :**

Cette détermination est basée sur la neutralisation d'un certain volume d'eau par acide minéral dilué en présence du méthyle orange [47].

**- Réactifs utilisés :**

- Acide chlorhydrique Hcl 0.1N.
- Solution de méthylorange.

**- Mode opératoire :**

Dans un erlenmeyer de 250 ml, on prélève 10 ml d'eau à analyser on ajoute (02) goutte de la solution méthylorange ; on titre ensuite avec l'acide Hcl 0.1 N jusqu'au virage du jaune au jaune orangé.

**- Expression des résultats :**

$$TA = 00$$

$$TAC = (N_{HCl} \times V_{HCl}) \times 1000 / V_0$$

Avec :

$V_0$  : Volume de la prise d'essai (ml), TAC : Titre alcalimétrique complet en méqg.

### III .11. Calcul des bicarbonates ( $\text{HCO}_3^-$ ):

Pour calculer la concentration des bicarbonates, nous avons utilisé la loi suivant :

$$[\text{HCO}_3^-] = (\text{TAC} \times \text{M}) / 5$$

Avec :

TAC : titre alcalimétrique complet.

M : masse molaire  $\text{HCO}_3^-$ .

### III .12. Dosage des sulfates :

La concentration en ion sulfate des eaux naturelles très variable, dans les terrains ne contenant pas une proportion importante des sulfates minéraux, elle peut atteindre 30 à 50 mg/l, mais ce chiffre peut être très largement dépassé (jusqu'à 300 mg/l). Dans les zones contenant du gypse ou lors que le temps de contacts est élevé [47].

#### - Mode opératoire :

- 1- Appuyer sur Programmes HACH sélectionner le programme 680 Sulfate appuyer sur démarrer.
- 2- Transférer 10 ml de l'échantillon dans une cuve ronde et propre
- 3- Transférer le contenu d'une pochette de réactif sulfate dans la cuve.
- 4- Appuyer sur l'icône représentant la minuterie ; Appuyer sur OK.
- 5- Une période de réaction de 5 min va commencer ; ne pas remuer la cuve durant cette période.
- 6- Transférer 10 ml de l'échantillon (le blanc) dans une deuxième cuve ronde.
- 7- Lorsque la minuterie retentit ; essuyer l'extérieure du blanc (cuve) et l'introduire dans le compartiment de cuve.
- 8- Appuyer sur Zéro ; l'indication suivante apparaît à l'écran : 0 mg/l  $\text{SO}_4^{2-}$   
Dans les 5 min après le retentissement de la minuterie ;
  - Essuyer l'extérieur de la cuve contenant l'échantillon préparé et l'introduire dans le compartiment de cuve ;
  - Lire les résultats.

### III.13. Dosage des chlorures :

#### - Principe :

Les chlorures sont doses en milieu neutre par une solution titrée de nitrate d'argent en présence de chromate de potassium. La fin de la réaction est indiquée par l'apparition de la teinte rouge caractéristique du chromate d'argent [47].

**- Réactifs utilisés :**

- Solution de chromate de potassium.
- Solution de nitrate d'argent à 0,1N.

**- Mode opératoire :**

Dans un erlenmeyer de 250 ml, on prélève 10 ml d'eau à analyser on ajoute (03) goutte de chromate de potassium à 10% puis on titre ensuite avec le nitrate d'argent ( $\text{AgNO}_3$  0.1 N) jusqu'au virage rouge brique.

**- Expression des résultats :**

Pour une prise d'essai de 10 ml

$$T \text{ en } \text{Cl}^- = (N_{\text{AgNO}_3} \times V_{\text{AgNO}_3}) \times 1000 / V_0 \times 35,45$$

**III.14. Dosage des nitrites :**

Les nitrites sont les sels de l'acide nitreux. L'acide nitreux est un acide instable de formule  $\text{HNO}_2$ . La formule de l'ion nitrite est  $\text{NO}_2^-$ .

La présence de nitrites dans le sang empêche l'hémoglobine de fixer convenablement l'oxygène. C'est la maladie bleue du nourrisson plus souvent appelée méthémoglobinémie. C'est la raison pour la quelle la teneur en nitrites dans l'eau potable est réglementée et indirectement celle des nitrites en de leur capacité à se transformer en nitrites.

**- Mode opératoire :**

Prélever V ml de la prise d'essai ; ajuster à 40 ml d'ED; ajouter 1ml du réactif coloré ; compléter d'ED. Lire l'absorbance après 20 min. Le blanc étant composé d'ED; traité de la même manière que les échantillons.

**- Expression des résultats :**

Une coloration rose se développera en présence de nitrite.

**III.15. Analyse Spectrophotomètre :**

L'analyse spectrophotomètre a été réalisant en utilisant un spectrophotomètre (Figure III. 2). C'est un appareil à simple faisceau, commandé par un microprocesseur pour utilisation au laboratoire ou sur terrain. Il nous a permet l'identification de plusieurs corps minéraux. Cette analyse consiste à ajouter le contenu d'une gélule de réactif « produit HACH » prêt à mesurer à 25 ml d'un échantillon [48].



**Figure III.3** : Photo du photomètre Hach utilisé

**- Mode opératoire :**

- Allumer l'appareil.
- Sélectionner le programme mémorisé (le code de chaque élément à analyser).
- Régler la longueur d'onde.
- Introduire le blanc (ED) et à zéro.
- Placer l'échantillon préparé dans la cuve de mesure (on a déjà ajouté le réactif spécifique pour chaque élément de la réaction).
- Attendre le temps de développement de la réaction.
- Presser la touche READ/ENTRER l'affichage indiquée le résultat de la mesure.

Rapport-Gratuit.com

## **CHAPITRE IV**

### **RESULTATS ET INTERPRETATIONS**

## Chapitre IV : Résultats et interprétation

## IV.1 Eau du forage de Ain El Houtz

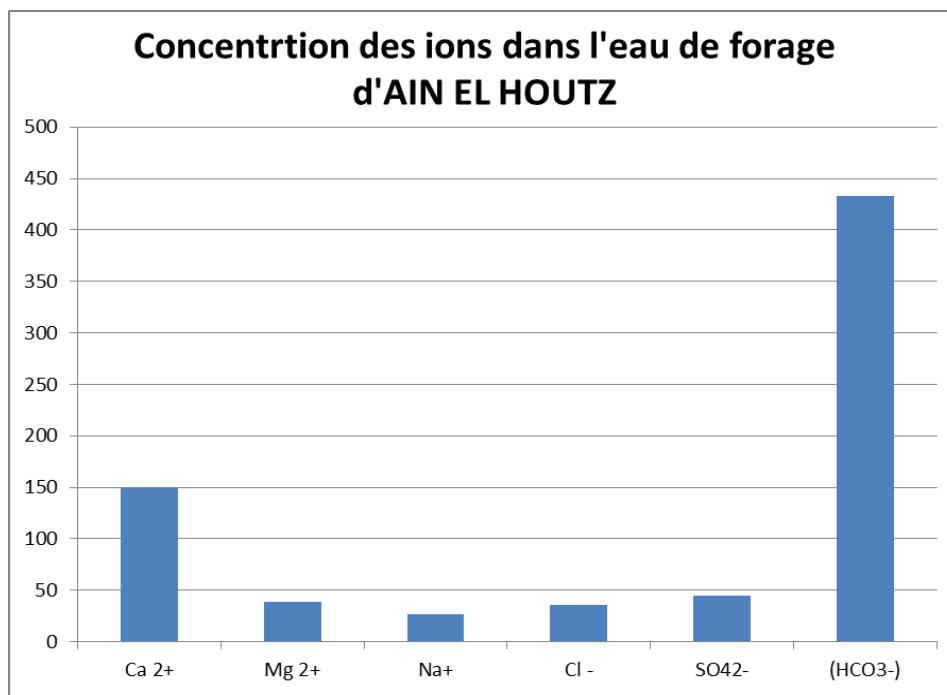
Les principales caractéristiques physico-chimiques de l'eau du forage d'Ain EL-Houtz sont consignées dans le tableau IV.1 suivant :

**Tableau IV.1.** Caractéristiques physico-chimiques de l'eau du forage d'AIN ELHOUTZ

Elément	Unité	Concentration
Calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ )	mg/l	150
Magnésium ( $\text{Mg}^{2+}$ )		39
$\text{Na}^+$		27
$\text{NH}_4^+$		< 0.01
$\text{NO}_2^-$		< 0.001
Chlorure ( $\text{Cl}^-$ )		35.45
Sulfate ( $\text{SO}_4^{2-}$ )		45
Bicarbonates ( $\text{HCO}_3^-$ )		433.1
pH		-
Conductivité	$\mu\text{S}/\text{cm}$	680
Salinité totale	g/L	0.730
Dureté totale	$^\circ\text{F}$	53.75
Titre alcalimétrique complet (TAC)	mg/l de $\text{CaCO}_3$	355
Titre alcalimétrique complet (TAC)	$^\circ\text{F}$	71

En outre, l'histogramme indiqué sur la figure IV.1 donne les concentrations des principaux ions présents dans l'eau du forage.





**Figure IV.1 :** Concentration des principaux ions de l'eau du forage d'Ain El-Houtz

L'examen des résultats indiqué sur le tableau IV.1 montre que l'eau du forage d'Ain El Houtz présente un pH neutre, des traces d'ammonium ( $\text{NH}_4^+$ ) et de nitrite ( $\text{NO}_2^-$ ). Sa dureté totale évaluée à environs 53.75 °F le classe, selon le tableau IV.2, comme une eau dure avec une potabilité mauvaise.

Le tableau (IV.2) présente une classification de l'eau en matière de sa potabilité selon sa dureté totale.

**Tableau (IV.2) :** Classification d'une eau selon sa dureté totale

Eau	TH (°F)	Usage domestique
Eau très douce	0 à 7 °F	Sans saveur; goût fade
Eau douce	7 à 14°F	Bonne potabilité
Eau moyenne douce	14 à 22°F	Potabilité passable
Eau assez dure	22 à 32°F	
Eau dure	32 à 54°F	Potabilité mauvaise
Eau très dure	> 54°F	Potabilité mauvaise

La littérature rapporte qu'une dureté de 7 °F est optimale pour la saveur (le goût) alors qu'une dureté de 8 à 10 °F est meilleure pour l'utilisation générale de l'eau (alimentation, industrie).

La qualité chimique de l'eau, notamment sa dureté élevée, constitue une vraie contrainte à son utilisation en alimentaire ou industrielle. Pour un tel usage, un adoucissement de cette eau est indispensable. Dans ce travail, nous avons mené une étude expérimentale dans ce cadre en utilisant la précipitation chimique comme méthode d'adoucissement.

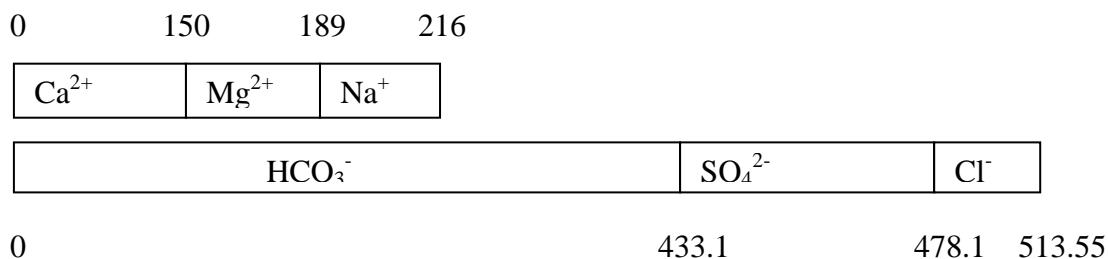
Le travail expérimental a été fait en utilisant comme produit de précipitation:

- La chaux éteinte commerciale, choisie pour sa large disponibilité et son faible coût (produit bon marché) ;
- La chaux vive et le carbonate de sodium choisis suite à leur disponibilité dans notre laboratoire.

Le travail a été réalisé en condition batch. Dans des béchers de 1 L d'eaux brutes du forage, on a ajouté la quantité de chaux ou de carbonate de sodium aux solutions. Le mélange est mis en agitation pendant 60 min. Des analyses du pH et de la conductivité sur les solutions ont été réalisés à différents intervalles de temps.

**1<sup>er</sup> cas: Adoucissement de l'eau du forage d'Ain EL Houtz par addition de la chaux éteinte Ca(OH)<sub>2</sub>**

Le diagramme à barre de l'eau brute du forage est présenté sur la figure IV.2 ci-dessous :



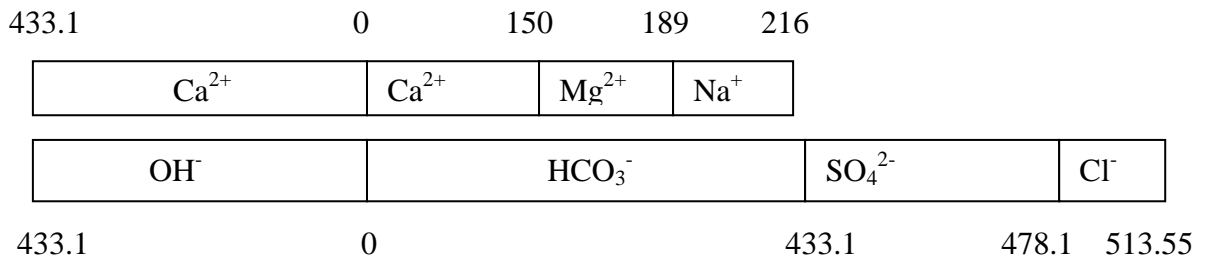
**Figure IV.2:** Diagramme à barres de l'eau brute du forage de Ain El Houtz

Le diagramme à barres a pour avantage de déduire directement la dureté totale ainsi que la dose optimale de la chaux nécessaire à l'élimination de la dureté carbonatée calcique.

**- Détermination de la quantité de la chaux optimale**

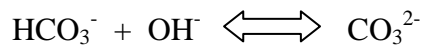
La quantité de la chaux nécessaire dans le cas de l'addition de la chaux seule est équivalente à la concentration des ions de bicarbonates (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>) dans l'eau [33].

Selon le diagramme à barre des eaux brutes, la concentration de la chaux nécessaire pour réduire la dureté carbonatée calcique de l'eau du forage de Ain El Houtz est de 433.1 mg/l de CaCO<sub>3</sub>. En additionnant cette concentration au diagramme à barre de l'eau brute (figure IV.2), ce dernier devient:

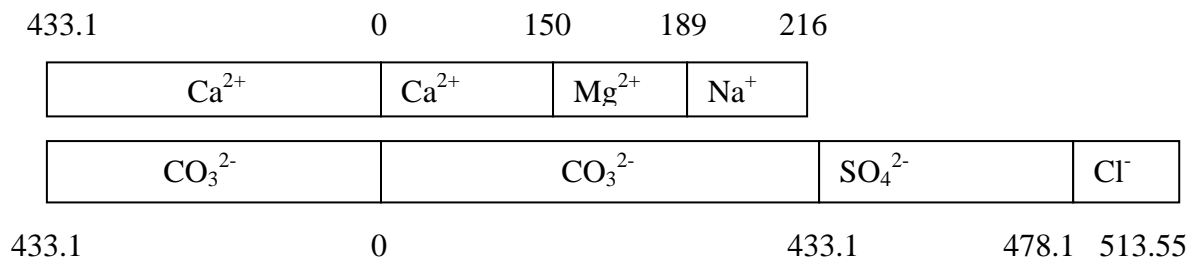


**Figure IV.3:** diagramme à barres de l'eau brute du forage après addition de cahux éteinte

Après addition de la chaux, la réaction des bicarbonates (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>) avec les ions l'hydroxydes (OH<sup>-</sup>) issue de la chaux est rapide et ce transforme en carbonates (CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>) selon la réaction suivante:



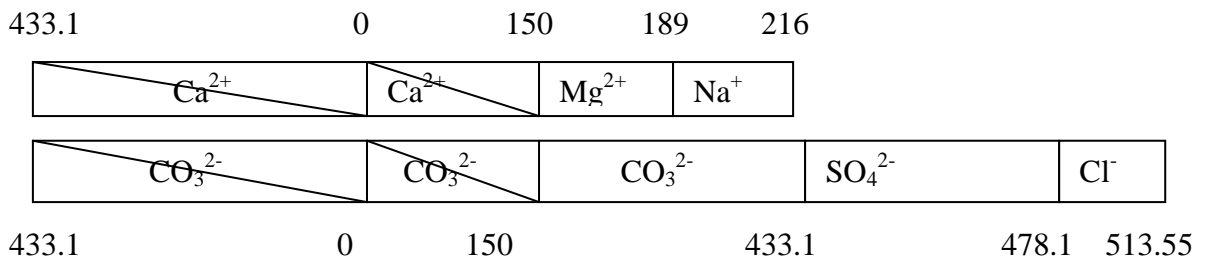
Et le diagramme à barre précédent devient:



**Figure IV.4:** Diagramme à barres de l'eau brute du forage après réaction de la chaux avec les ions OH<sup>-</sup> et les HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>

**-Précipitation des carbonates de calcium (CaCO<sub>3</sub>)**

Selon le diagramme ci-dessus (figure IV.4), on observe que les conditions à la précipitation du calcium sont réunies et une zone de précipitation est clairement distincte comme l'indique les résultats indiquées sur le diagramme à barre suivant :



**Figure IV.5:** Diagramme à barres de l'eau brute du forage après précipitation de CaCO<sub>3</sub>

La masse de calcium précipitée, si on considère que la totalité du calcium liée au carbonate, c'est-à-dire la dureté carbonatée calcique sera éliminé, est de 583.1 mg de CaCO<sub>3</sub>.

Le résultat final de l'adoucissement de l'eau en utilisant la chaux éteinte seule est présenté dans le diagramme à barre indiqué sur la figure IV.6.

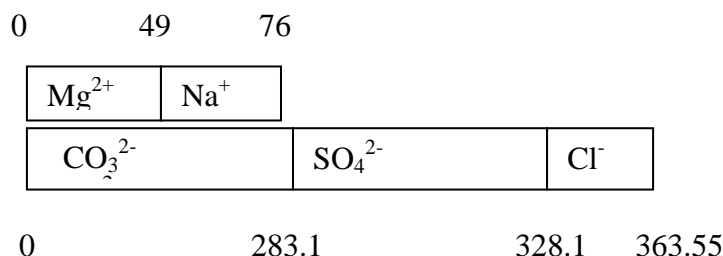


Figure IV.6: Diagramme à barres de l'eau finale après précipitation de CaCO<sub>3</sub>

**2<sup>er</sup> cas: Adoucissement de l'eau du forage d'Ain EL Houtz par addition de la chaux vive CaO:**

Des expériences au laboratoire avec la même eau ont été réalisées, par addition de la chaux vive CaO, en suivant les mêmes démarches citées précédemment. Le résultat comparatif avec la chaux vive et éteinte sont consignés respectivement dans les tableaux IV.3 et IV.4.

**Tableau IV.3:** Résultats d'adoucissement des eaux du forage d'Ain El Houtz à la chaux Ca(OH)<sub>2</sub>

Eléments	Unité	Eaux Brutes	Eaux traitée à la chaux
Mg <sup>2+</sup>		39	34.83
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		433.1	182.75
pH	-	7.12	8.02
Conductivité	µS/cm	680	720
Dureté	°F	53.75	34.93

**Tableau IV.4 :** Résultats d'adoucissement des eaux du forage d'Ain El-Houtz Par addition de chaux vive CaO

Eléments	Unité	Eaux brutes	Eaux traitée à la chaux vive
Mg <sup>2+</sup>		39	35.33
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		433.1	
pH	-	7.12	7.02
Conductivité	µS/cm	680	780
Dureté	°F	53.75	51.14

De ces résultats expérimentaux on confirme que l'efficacité du traitement à la chaux (vive et éteinte) de l'eau du forage d'AIN ELHOUTZ est faible. La dureté totale de l'eau brute a passé de 53.75 °F à 34.93 °F avec l'hydroxyde de calcium et à seulement 51.14 °F en utilisant de la chaux vive (ou oxyde de calcium). La chaux éteinte  $\text{Ca(OH)}_2$  est plus efficace en adoucissement des eaux comparativement à la chaux vive ( $\text{CaO}$ ).

**-Suivi du pH et de la conductivité de l'eau au cours de l'adoucissement :**

Au cours des essais d'adoucissement, on a mesuré la variation du pH et de conductivité de l'eau au cours du temps. Pour les (02) types de chaux testés, les résultats sont indiqués sur les tableaux IV.5, IV.6, IV.7, IV.8 et les figure IV.7 et IV.8.

**Tableau IV.5:** Évolutions du pH de l'eau au cours du traitement à la chaux. ( $\text{Ca(OH)}_2$ )

pH	7.12	8.02	7.82	7.23	6.62	7.02	6.99
T (min)	0	10	20	30	40	50	60

**Tableau IV.6 :** Évolutions du pH des eaux au cours du traitement à la chaux. ( $\text{CaO}$ )

pH	7.12	7.54	7.02	6.95	6.80	6.77	6.75
T (min)	0	10	20	30	40	50	60

**Tableau IV.7:** Évolutions de la conductivité de l'eau au cours du traitement à la chaux ( $\text{Ca(OH)}_2$ )

conductivité	680	730	760	750	720	710	710
T (min)	0	10	20	30	40	50	60

**Tableau IV.8:** Évolutions de la conductivité de l'eau au cours du traitement à la chaux ( $\text{CaO}$ )

conductivité	680	780	780	760	740	700	700
T (min)	0	10	20	30	40	50	60

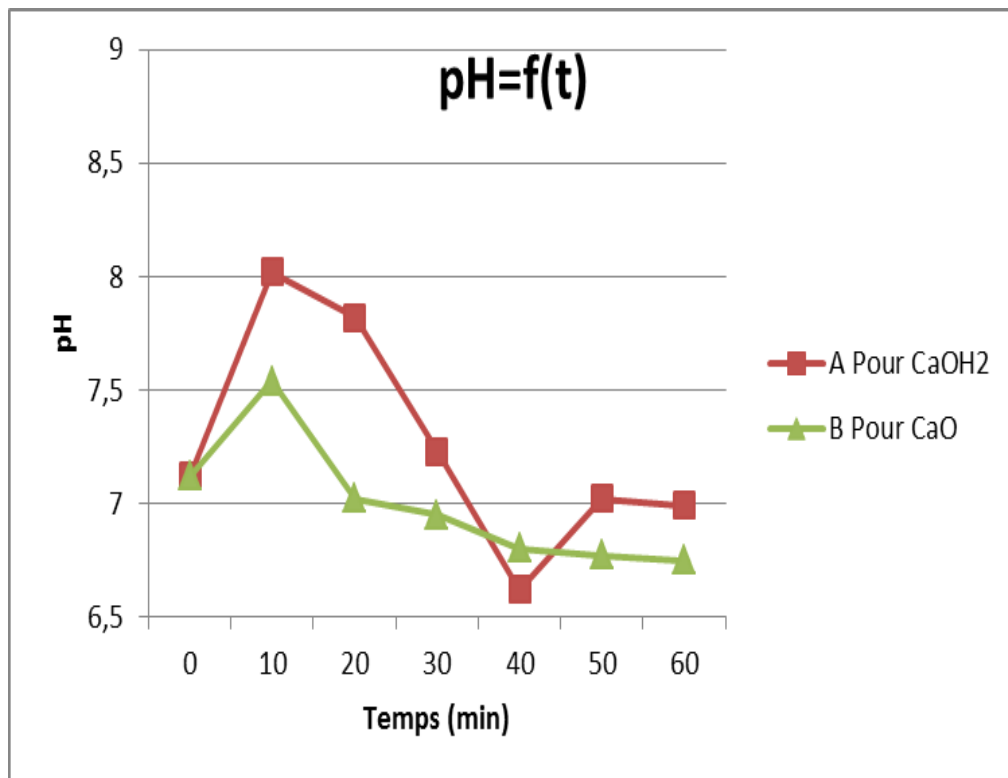


Figure IV.7: Évolutions du pH de l'eau au cours du traitement à la chaux

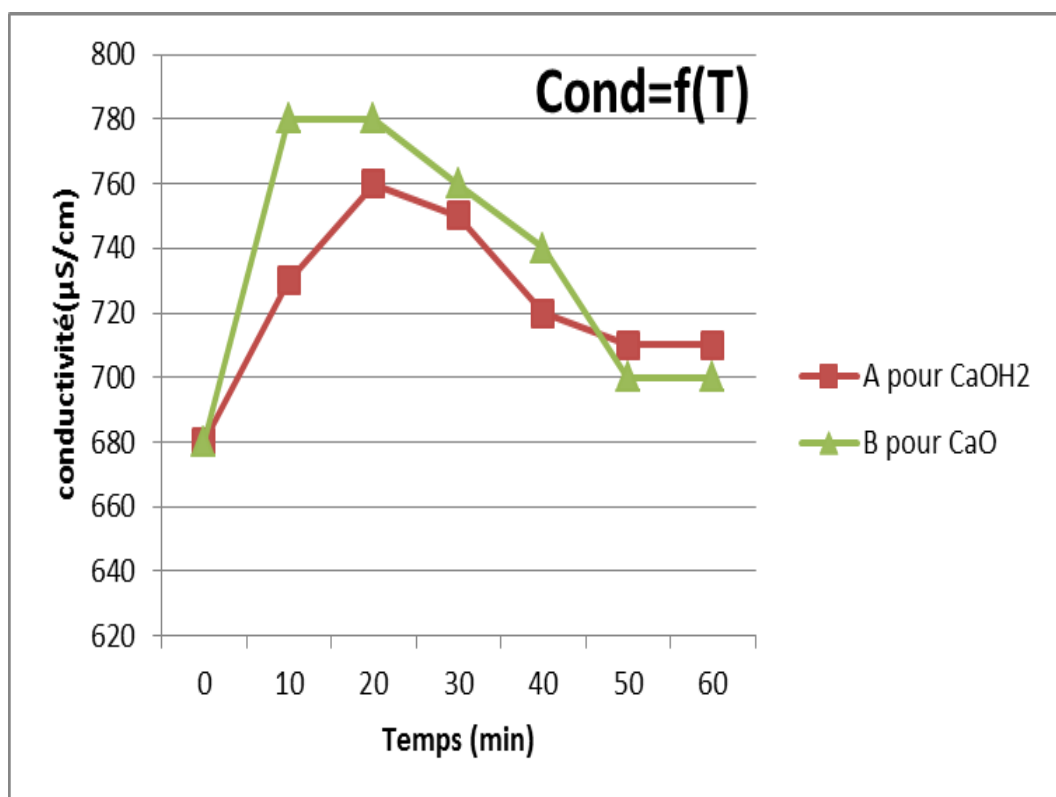


Figure IV.8: Variation de la conductivité de l'eau au cours du traitement à la chaux

Le suivi de l'évolution du pH (figure IV.7) et de la conductivité électrique (figure IV.8) au cours de traitement à la chaux (vive et éteinte) en fonction de temps montre qu'au bout de dix minutes après addition de la chaux, le pH et la conductivité de l'eau brute augmente. Ceci peut être expliqué par un enrichissement de l'eau brute par les ions  $\text{OH}^-$  et  $\text{Ca}^{2+}$ .

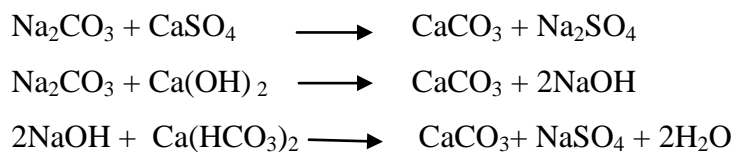
Pour les valeurs du pH, on constate (figure IV.7) qu'au-delà de 10 minutes de réaction le pH chute rapidement jusqu'à 40 minute de réaction pour la chaux éteinte, et jusqu'à 30 minutes pour la chaux vive. Un palier apparaît après ces temps indiquant l'équilibre de et la fin de la réaction de précipitation de la totalité du calcium.

Par ailleurs, les observations précédentes restent valables pour le cas de l'évolution de la conductivité électrique (figure IV.8), avec une différence dans la diminution de la conductivité électrique. Ce comportement semble être expliqué par la cinétique de la réaction entre les  $\text{OH}^-$  et  $\text{HCO}_3^-$  qui aboutie à la formation du  $\text{CO}_3^{2-}$ .

### **3<sup>ème</sup> cas: Adoucissement de l'eau du forage d'Ain El-Houtz par addition du carbonate de sodium :**

L'analyse chimique de l'eau brute du forage d'Ain El Houtz montre que la présence d'une dureté de type non carbonatée dans l'eau. L'adoucissement à la chaux ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$  ou  $\text{CaO}$ ) seul n'est pas suffisant. Pour réduire davantage la dureté de l'eau du forage, le carbonate de sodium ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) est la solution pour ce type de dureté. Ce cas d'expérience est réservée à l'étude de l'efficacité du carbonate de sodium sur l'amélioration de la dureté des eaux. Le procédé est basé sur la précipitation du calcium lié aux  $\text{Cl}^-$  et  $\text{SO}_4^{2-}$ .

Les réactions chimiques régissant ce phénomène sont les suivantes :



La précipitation du carbonate de calcium est spontanée après addition du carbonate de sodium. Par ce procédé l'ensemble du calcium lié au chlorure et au sulfate sera précipité.

**-Précipitation du carbonate de calcium**

La quantité de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  en mg/l de  $\text{CaCO}_3$  nécessaire à l'élimination de la dureté non carbonatée associée au calcium est de 150 mg/l de  $\text{CaCO}_3$ , est équivalente à la concentration du calcium résiduel en solution (eau brute).

Par addition du carbonate de sodium, le tableau IV.9 donne les résultats d'adoucissement de l'eau par addition du carbonate de sodium

**Tableau IV.9:** Résultats d'adoucissement de l'eau par addition du carbonate de sodium

Eléments	Unité	Eaux brutes	Eaux traitée à la chaux
$\text{Ca}^{2+}$	mg/l	150	64.5
$\text{Mg}^{2+}$		39	35.33
$\text{Na}^+$		27	120
pH	-	7.12	7.8
Conductivité	$\mu\text{S/cm}$	680	820
Dureté	$\text{F}^\circ$	53.75	26.33

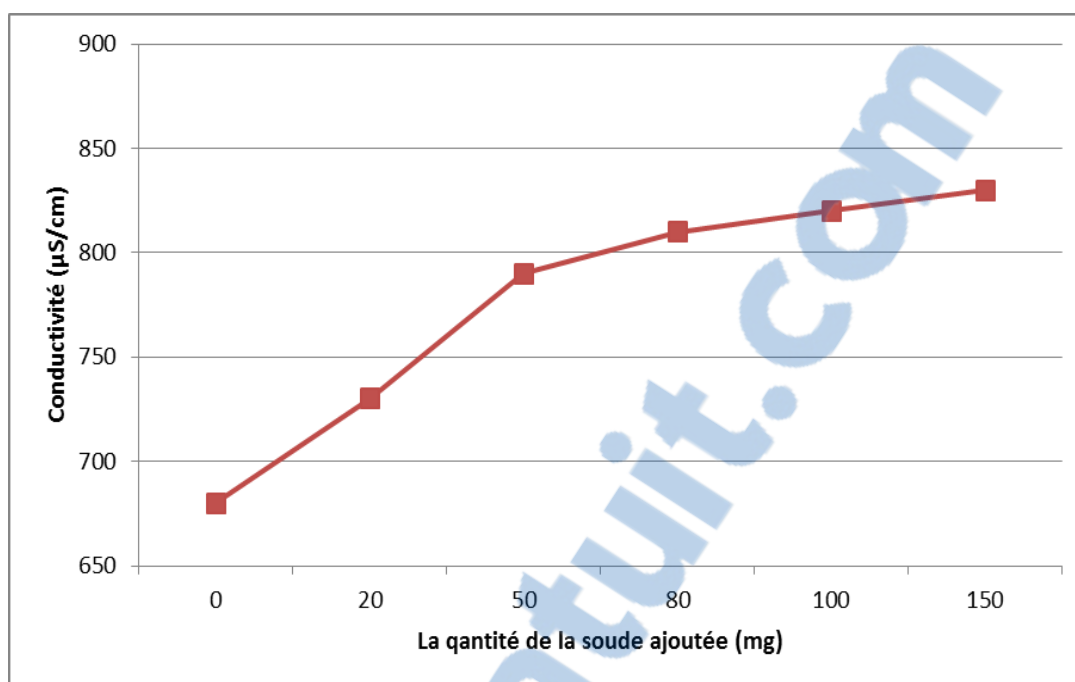
Comme le montre les résultats indiqués sur le tableau IV.9), le traitement avec le carbonate de sodium offre une très bonne efficacité d'adoucissement comparativement au traitement à la chaux. La dureté finale de l'eau a passé de 53.75  $^\circ\text{F}$  à 26.33  $^\circ\text{F}$  par addition de carbonate de sodium comparativement à la chaux (34.93  $^\circ\text{F}$ ). La dureté finale de l'eau du forage d'Ain El,Houtz devient après traitement au carbonate de sodium de l'ordre de 26.33  $^\circ\text{F}$  soit.

Par ailleurs, le tableau IV.10 donne l'évolution de la conductivité de l'eau brute en fonction de concentration du carbonate de sodium ajoutée.

**Tableau IV.10 :** Evolution de la concentration de calcium la conductivité dans l'eau en fonction de la teneur en carbonate de sodium additionné

La quantité de la soude (mg/l)	0	20	50	80	100	150
Conductivité ( $\mu\text{S/cm}$ )	680	730	790	810	820	830





**Figure IV.9:** Évolutions de la conductivité de l'eau en fonction de la teneur en carbonate de sodium ajoutée

L'évolution de la conductivité (figure IV.9) en fonction de la concentration du carbonate de sodium ajoutée montre que la teneur optimale en sodium nécessaire pour réduire la dureté de 53 à 26.3 °F est de 100mg/l en  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

Par ailleurs, la conductivité électrique des eaux montre une évolution linéaire en fonction du carbonate de sodium. La conductivité passe de 680 µS/cm avant traitement à 880 µS/cm après traitement.

## **CONCLUSION GENERALE**

### Conclusion générale

L'eau dure entraîne l'entartrage des réseaux de distribution et une consommation excessive de savon; l'eau douce peut provoquer la corrosion des canalisations. La dureté acceptable par le public peut varier considérablement d'une ville à l'autre, selon les conditions locales. On ne peut donc pas fixer de concentration maximale acceptable quant à la dureté.

On considère généralement qu'une dureté comprise entre 80 et 100 mg/L (en  $\text{CaCO}_3$ ) assure un équilibre acceptable entre la corrosion et l'entartrage.

Le choix de la technique d'adoucissement la mieux adaptée à une eau donnée, se fait sur la base de nombreux critères, à savoir.

Notre travail qui s'est axé principalement sur l'adoucissement de l'eau par précipitation chimique (en utilise de types de chaux et le carbonate de sodium), nous a permis de relever les conclusions suivantes :

-L'adoucissement par la chaux ( $\text{Ca(OH)}_2$  ou  $\text{CaO}$ ) a des effets sur la conductivité et le ph de l'eau et sur la dureté et le taux de calcium magnésium

-L'adoucissement par le bicarbonate de sodium a des effets sur la conductivité et la concentration du calcium et la dureté mais il augmente le taux de concentration du sodium dans l'eau

En remarque dans ce travail que l'adoucissement par la chaux soit  $\text{Ca(OH)}_2$  ou  $\text{CaO}$  dans une faible efficacité dans le traitement de la dureté par ailleurs le carbonate de sodium donne une bon efficacité dans le traitement de la dureté de l'eau.

Le procédé de décarbonatation des eaux géothermales, met en évidence que la dureté des eaux est de type non carbonaté. L'efficacité de traitement par la chaux est très faible (< 10 %) comparativement à l'adoucissement avec le carbonate de sodium qui présente une efficacité de traitement (> à 57%). Ce résultat montre que la dureté dominante des eaux est de type non carbonatée.

## **BIBLIOGRAPHIE**

## Bibliographie

- [1] BLIEFRT Claus. PERRAUD Robert. Chimie de l'environnement : air, eau, sols, déchets. p : 271,290, 291.
- [2] BOEGLIN Jean-claude. Propriétés des eaux naturelles. Technique de l'ingénieur, traité environnement, G1 110.
- [3] DEGREMONT. Mémento technique de l'eau, Technique et documentation, tome 1, 1989, P : 5, 24,25.
- [4] DAJOZ R. Précis d'écologie.4ème édition, Gauthier Villars, 1982, p : 525.
- [5] CARDOT Claude. Génie de l'environnement : les traitements de l'eau. Paris, 1999, P : 9.
- [6] DJABRI L. Mécanismes de la pollution et vulnérabilité des eaux de la Seybouse, origine géologiques, industrielles, agricoles et urbaines. Thèse de doctorat d'état, université d'Annaba, Algérie, 1996.
- [7] MIZI Abdelkader. Traitement des eaux de rejets d'une raffinerie des corps gras région de Bejaia et valorisation de déchets oléicoles. Thèse de doctorat G'état, université d'Annaba, Algérie, 2006, p : 26, 27
- [8] MARCEL Dore. Chimie des oxydants et traitement des eaux. L'université de Poitiers (E.S.I.P), p : 2,3
- [9] Alberta Environmental Protection. Standards and Guidelines for Municipal Waterworks, Wastewater and Storm Drainage]
- [10] FRANCK Rejsek. Analyse des eaux aspects réglementaires et techniques, lycée de borda
- [11] RODIER J. L'analyse de l'eau : eaux naturelles, eaux résiduaires, eau de mer, 7ème édition 1996. .
- [12] TARDAT-HENRY M, BEAURY J.P. Chimie des eaux, Ed. Le Griffon d'argile INC, Canada, 1984.

- [13] RONALAD V. Eau, Environnement et Santé Publique, 2ème édition, Ed TEC&DOC , 2003 PARIS.
- [14] KETTAB A. Traitement des eaux "les eaux potable", O.P.U, Alger, 1992.
- [15] BEAUDRY Jean-Paul. Traitement des eaux, Ed. Le Griffon d'argile INC, Canada, 1984
- [16] PHILIPPO P, POMMERY J, THOMAS P. Evolution d'une eau de surface au cours des traitements de potabilisation ; comportement des espèces métalliques au contact des matières humiques, J.fr.Hydrobiol, 1981.
- [17] EDELINE M.F. Epuration physico-chimique de eaux, 2ème édition, Ed.CEBEDOC, 199.
- [18] VALIRON F., Gestion des Eaux : alimentation en eau - assainissement, Presses de l'école Nationale des ponts et chaussées, Paris, 1989.
- [19] POTELON J-L, ZYMAN K. Le guide des analyses d'eau potable, la lettre du cadre territorial, 1998
- [20] DEGREMONT, Mémento technique de l'eau, Lavoisier SAS ±Lexique technique de l'eau, Paris, dixième édition, 2005
- [21] MEGHZILI B. Suivi de la qualité des eaux de la station de traitement Hamadi- Krouma (Skikda).Essais d'optimisation. Thèse de magister Université de Biskra ,2002
- [22] POTELON J-L, ZYMAN K. Le guide des analyses d'eau potable, la lettre du cadre territorial, 1998
- [23] Environnement Canada (1977). Qualité des eaux de surface au Canada- un Aperçu.
- [24] Mémento technique de l'eau (1989). Tom I, 9 eme édition.
- [25] طرق تحليل المياه ديوان المطبوعات الجامعية الجزائر , ص ( 1989) ناصر الحابك 173

[26] Organisation mondiale de la santé (1984). Eaux de boisson: teneur en sodium, teneur en chlorures et conductivité.

[27] BANNOUD. A.H (2001). Elimination de la dureté et des sulfates contenus dans les eaux par nanofiltration, *Desalination*, 137, 133-139

[28] RUMEAU. M, et PONTIE. M, (1998). Potabilisation d'une eau saumâtre hyperfluorurée du Sénégal par déminéralisation sélective, *Hydrotop*, Marseille, 21-23 Avril 1998.

[29] POITIE. M, et al. (1995). Nanofiltration : a new method against fluoride ion poisoning in Senegal, *Euromembrane 1995*, Bath (R.U)m 8-20 September, 1995.

[30] ROSSET. R, SOK. P, POINDESSOUS. G, BEN AMOR. M, (1998). Caractéristiques de la compacité des dépôts de carbonate de calcium d'eaux géothermales du Sud tunisien par impédancemétrie, *C/R/Acad. Sci. Paris*, t. 1, Série II c, 571-759.

[31] MESSAITFA. A, (1997). Transfert d'eau, des sédiments et des polluants associés sur le bassin de l'III: cas de mercure, Thèse de Doctorat, Université Louis pasteur, Strasbourg-France, 210 p.

[32] EL FIK. H, MANZOLA. A. S, BEN AMOR. M. , (2003) . Decarbonation of geothermal waters by seeding with aragonite crystals coupled with air bubbling. *Applied Geochemistry*, 18, 1137-1148.

[33] BOUCHKIMA. B (2003). L'eau de la nappe albienne du Sud algérien, *Recueil des communications des journées techniques et scientifiques sur la qualité des eaux du sud*, p 39

[34]ROSSIT. R, DOUVILLEI. S, BENAMOR.M et WALHA.K (1999). L'inhibiteur de

l'entartrage par les eaux géothermales du sud tunisien. Etude sur site. Revue des sciences

de l'eau, 12/4, 753-764

[35] NOWEIR. A, RADWAN. S (2003). Des solutions pour les problèmes des eaux du Sud algérien. Recueil des communications des journées techniques et scientifiques sur la qualité des eaux du sud, p 98

[36]mémtec n°17

[37]mémtec n°12

[38]mémtec n°01

[39]-BEN-MAAMAR. Y (2003). L'adoucissement et la déminéralisation: développement théorique et diagnostic technique. ENIP, Skikda. Recueil des communications des journées techniques et scientifiques sur la qualité des eaux du sud, p 269

[40]- TOUIL. Y (2003). Qualité des eaux d'alimentation de la ville de Ouargla et procédés de traitement. Recueil des communications des journées techniques et scientifiques sur la qualité des eaux du sud, p 73

[41] [http://www.duvivier.lu/trait\\_eau\\_fr.php](http://www.duvivier.lu/trait_eau_fr.php) visiter le 20/04/2015

[42]-BELKCEMI. M, BENSEDDOUK. K, NEZZAL. G (2003). Traitement par osmose inverse d'une eau de forage, Beb Azzouer Algérie. Recueil des communications des journées techniques et scientifiques sur la qualité des eaux du sud, p 41

[43]- ARROUCHE. S, HAKIM. H (2003). Etude du colmatage d'une membrane d'osmose inverse, Recueil des communications des journées techniques et scientifiques sur la qualité des eaux du sud, p 99

[44]- ANTOLY. N (2003). Les méthodes employées pour l'adoucissement la décarbonatation et le dessalement des eaux. Recueil des communications des journées techniques et scientifiques sur la qualité des eaux du sud, p 102



[45]-BRODSKY. A, ZDENEK. V (1971). Possibilité décarbonatations des eaux à la chaux la technique de l'eau et l'assainissement, 3.33-40

[46] <http://www.adoucisseur-eau.org/types/> visité le 14/05/2015

[47] Normes de qualité d'eau de boisson (ADE) ; centre de formation aux métiers de l'eau de Tizi-Ouzou, 14/09/2004

[48] Catalogue de l'appareille

[49] BAOUIA Kaisse (2003) .traitement d'adoucissement de l'eau de ouade righe. Magistère université de ourgla.