N° d'ordre :
N° de série :

Université Kasdi Merbah Ouargla

FACULTE DES SCIENCES
ET SCIENCES DE L'INGENIEUR

DEPARTEMENT DE GENIE DES PROCEDES

Mémoire
Présenté pour l'obtention du diplôme de

MAGISTER

Spécialité : Génie des procédés
Option : Génie chimique

Par : KORIBA Bakhti

Thème

PREVENTION ET LUTTE CONTRE LE PHENOMENE D'ENTARTRAGE DANS LES CONDUITES D'EAU DANS LA REGION DE OUARGLA – TOUGGOURT : ETUDE SUR SITE

Soutenu publiquement le : 31 / 01 / 2007

Devant le jury composé de :

Mr : DENDOUGUI Hocine	Maître de conférences	Université de Ouargla	Président
Mr : BEBBA Ahmed Abdelhafid	Maître de conférences	Université de Ouargla	Examinateur
Mr : BENZAOUI Ahmed	Maître de conférences	Université de USTHB Alger	Examinateur
Mr : BOUCHEKIMA Bachir	Professeur	Université de Ouargla	Rapporteur
Mr : BAILIK Tayab	Directeur de l'EDEMIAO Ouargla		Membre invité

Année Universitaire : 2005 / 2006

Remerciements

Merci à Dieu pour tous ce qu'il m'a offert.

Je tiens à remercier mon directeur de mémoire, **Professeur BOUCHEKIMA Bachir**, Maître de Conférences à l'université de Ouargla, qu'il veuille bien trouver ici l'expression de mes reconnaissances. Je tiens le remercier très chaleureusement pour le soin qu'il m'a apporté à la préparation de ce mémoire, ainsi que pour son attention qui m'a accordé afin de mener à terme ce travail.

Je tiens à remercier et Je suis très reconnaissant au président du jury monsieur **Dr DENDOUGUI Hocine,** Maître de Conférences à l'université de Ouargla, qui m'a fait l'honneur d'avoir bien accepter de juger mon travail.

Je remercier très infiniment monsieur **Dr BEBBA Ahmed Abdelhafid**, Maître de Conférences à l'université de Ouargla, de m'avoir fait l'honneur d'accepter de faire partie de la commission d'examen de ce mémoire.

Je tiens à remercier et de fond de cœur monsieur **Dr BENZAOUI Ahmed**, Maître de Conférence à l'université de USTHB - ALger, d'accepter d'être un membre du honorable commission d'examen de ce mémoire.

Je remercier très infiniment monsieur **Mr BAILIK Tayab**, directeur de l'EDEMIAO de Ouargla, de m'avoir fait l'honneur d'être présent à la commission d'examen de ce mémoire.

Je ne serait oublier mes enseignants et mes camarades qui trouvent ici l'expression de mon profond respect.

Je voudrais remercier chaleureusement les personnes qui j'aurais partagé tant de bons et mauvais moments, dont j'ai pu apprécier les grandes faveurs, mes très chers amis et collègues, pour tout ce qu'ils font pour moi.

Un grand merci encore est adressé à tous ceux qui d'une façon ou d'une autre m'ont fait part de leurs aide, m'ont encouragé et participé de près ou de loin à la réalisation de ce travail.

Sans oublier personne, je ne pourrais citer tous, merci à tous, que dieu vous protège et vous garde.

Table des Matières

Introduction 1

Chapitre I : Phénomène d'entartrage 3

I.1. L'entartrage 3

I.2. Conséquences de l'entartrage 4
I.2.1. Conséquences hydrauliques 4
I.2.2. Conséquences bactériologiques 4
I.2.3. Conséquences technologique 4
I.2.4. Conséquences thermiques et énergétiques 5

I.3. Les principaux éléments dissous dans l'eau 6
I.3.1. Les principaux éléments 6
I.3.2. Les éléments indésirables 7
I.3.3. Les éléments toxiques 8
I.3.4. L'odeur et le goût 9

I.4. Les normes de l'eau potable 9
I.4.1. Notions générales 9
I.4.2. La qualité de l'eau potable 10
I.4.2.2. Les normes Algériennes de l'eau potable 11

I.5. L'entartrage et la dureté de l'eau 13
I.5.1. La dureté de l'eau 13
I.5.2 Les types de dureté 13
I.5.2.a. Dureté calcique et magnésienne 13
I.5.2.b. Dureté carbonatée et non carbonatée 14
I.4.2.1. Les normes internationales de l'eau potable 10
I.5.2. L'entartrage et le titre alcalimétrique (TA et TAC) 15

I.6. Les indices d'entartrage 16
I.6.1. Indice de Langelier (Indice de saturation) 17
I.6.2. Indice de Ryznard (Indice de saturation) 17

I.7. Paramètres de l'entartrage 18
I.7.1. La présence de calcaire dans l'eau 18
I.7.2. La température de l'eau 19
I.7.3. La présence dans l'eau d'éléments favorisants 19
I.7.4. Influence de la nature de la canalisation 19

I.8. Précipitation du carbonate de calcium 20

I.9. Différents types de tartre 22
I.9.1. Tartre alcalin 22

I.9.2. Tartre non alcalin 23
I.9.3. Autres types de tartres 23
I.9.3.1. L'oxyde de fer et de cuivre 24
I.9.3.2. Silicate 24

I.10. Le phénomène d'entartrage et ses effets sur le réseau de distribution 24

Chapitre II : Synthèse bibliographique
II.1. Synthèse d'un inhibiteur pour controler l'entartrage dans le dessalement de l'eau 28
II.2. Inhibition du carbonate de calcium $CaCO_3$ dans une solution concentrée en NaCl entre 25 – 90 °C 29
II.3. L'influence du champ magnétique sur la cristallisation de carbonate de calcium $CaCO_3$ 30
II.4. L'évaluation de l'effet du Mg^{2+} sur le volume de $CaCO_3$ formé et leur surface de déposition 32
II.5. Traitement magnétique de l'eau pour la prévention contre l'entartrage 34
II.6. Effet de traitement magnétique de l'eau sur la précipitation homogène et hétérogène de carbonate de calcium 36

Chapitre III: Mécanisme de l'entartrage

III.1. Le système Calco-carbonique 40
III.1.1. Généralités 40
III.1.2. Approche cinétique des évolutions du système calco-carbonique 42
III.1.2.1. Etape (1): Echange de CO_2 à l'interface gaz-liquide 42
III.1.2.2. Etape (2): Les réactions en phase liquide 43
III.1.2.3. Etape (3): La croissance cristalline 43

III.2. Approche cinétique 45
III.2.1. Modèle physique de l'étape de croissance cristalline 45
III.2.2. Modèle mathématique 49

III.3. Echanges thermiques dans une tour de réfrigération 52
III.3.1. Caractérisation des fluides 52
III.3.1.1. Fluide réfrigéré 52
III.3.1.2. Fluide de refroidissement 52
III.3.2. Equations régissant les échanges thermiques dans une tour de réfrigération 53
III.3.2.1. Mécanisme de transfert thermique dans une tour de réfrigération 54
III.3.2.2. Equation régissant les échanges thermiques 56
III.3.3. Influence de la formation des dépôts sur le fonctionnement d'une tour de réfrigération 58

Chapitre IV : Les procédés antitartres

IV.1. Procédés chimiques antitartres 60
IV.1.1. La décarbonatation 60
IV.1.1.1. La décarbonatation acide 60
IV.1.1.2. La décarbonatation à la chaux ou à la soude 61
a) Procédé par addition de la chaux seulement 61
b) Procédé par addition de la chaux et de la soude 61
c) Procédé par addition d'un excès de chaux 61
d) Procédé par addition d'un excès de chaux et de soude 62
IV.1.2. Les procédés par échanges d'ion 62
IV.1.2.1. Résines échangeuses de cations 63
a) Echangeur de cations fortement acides 63
b) Echangeur de cations faiblement acides 63
IV.1.2.2. Résines échangeuses d'anions 63
a) Echangeurs d'anions fortement basiques 63
b) Echangeurs d'anions faiblement basiques 64
IV.1.3. Procédés d'utilisation les inhibiteurs chimiques 64
IV.1.3.1. Mode d'action des inhibiteurs 64
IV.1.3.2. Classification des différentes familles d'inhibiteurs 65
a) Les organo-phosphonates 65
b) Les polymères organiques 66
c) Les phosphates condensés 66
IV.1.3.3. L'effet de seuil 66
IV.1.3.4. L'effet des sels de zinc et de cuivre 67
IV.1.3.5. L'effet dispersant 68

IV.2. Procédés physiques antitartres 68
IV.2.1. Electrodialyse 68
IV.2.2. L'adoucissement électrochimique 69
IV.2.3. Microélectrolyse de l'eau 69
IV.2.3.1. Appareil Eautonique 69
IV.2.3.2. Appareil Des Alpha 2 70
IV.2.4. Les ondes électromagnétiques 71
IV.2.5. Les aimants permanents 71

Chapitre V : Etude expérimentale

V-1) Introduction 73

V-2) Analyses des Eaux 73
V-2-1) Techniques de mesures 74
V-2-1-1) Mesure de pH 74

V-2-1-2) Dosage de calcium Ca^{++} 75
V-2-1-3) Mesure de titre hydrométrique total (TH) 75
V-2-1-4) Dosage de magnésium (Mg^{++}) 76
V-2-1-5) Dosage de potassium (K^{+}) et de sodium (Na^{+}) 76
V-2-1-6) Dosage des chlorures (Cl^{-}) 77
V-2-1-7) Dosage des sulfates (SO_4^{--}) 77
V-2-1-8) Mesure de l'alcalinité (OH^{-}, CO_3^{--}, HCO_3^{-}) 77
V-2-2) Résultats des analyses physico-chimiques des eaux 79
V-2-2-1) L'analyse d'eau de l'albien de Sidi Mahdi II (Touggourt) 79
V-2-2-2) L'analyse d'eau de l'albien de Hassi Ben Abdallah (Ouargla) 80
V-2-2-3) L'analyse d'eau de l'albien d'El-Hadab (Ouargla) 81
V-2-3) Interprétation des résultats 82

V-3) Composition des dépôts 83
V-3-1) Analyse des dépôts par diffraction X 83
V-3-2) Analyse chimique des dépôts 86

V-4) Traitement des eaux par l'utilisation d'hexamétaphosphate de sodium 88
V-4-1) Définition 88
V-4-2) Traitement de l'eau de Sidi Mahdi II 89
V-4-3) Traitement de l'eau de Hassi Ben Abdallah 91
V-4-4) Traitement de l'eau d'El-Hadab 93
V-4-5) Interprétation des résultats 95

V-5) Traitement physique antitartre 96
V-5-1) L'analyse physico-chimique de l'eau de Tigdidine avant le traitement 96
V-5-2) Analyse des dépôts 97
V-5-2-1) Analyse des dépôts par diffraction X 97
V-5-2-2) Analyse chimique des dépôts 98
V-5-3) Traitement de l'eau du Tigdidine 99
V-5-3-1) Analyse physico-chimique de l'eau de Tigdidine après le traitement 101
V-5-3-2) Interprétation de résultat 102

V-6) Comparaison entre le procédé chimique et le procédé physique 102

Conclusion générale 105

Recommandations 106

Annexes

Références bibliographiques

Liste des figures

Figure (I-1) : Relations entre les divers ions présents dans l'eau	15
Figure (I-2): Solubilité apparente du carbonate de calcium en fonction du pH	20
Figure (I-3) : Phénomène d'entartrage à l'intérieur des conduites de 400mm dans la zone du complexe hydraulique de la ville de Touggourt	24
Figure (I-4) : Phénomène d'entartrage au niveau du robinet à proximitédu complexe . hydraulique de la ville de Touggourt	25
Figure(I-5) : Phénomène d'entartrage au niveau de l'équipement du réseau de distribution (ville de Touggourt)	25
Figure (II-1) : Les spectres de diffraction de rayon X pour les échantillons des cristaux $CaCO_3$:. (1) sans traitement et (2) avec traitement magnétique de l'eau	31
Figure (II-2) : L'effet de Mg^{2+} sur la surface de déposition	33
Figure (II-3) : L'efficacité d'inhibition de Mg^{2+} sur le volume précipité et la surface de déposition	33
Figure (II-4) : Dispositif magnétique	34
Figure (II-5) : Variation de la concentration en calcium en fonction de temps	35
Figure (II-6) : Dispositif expérimental de traitement magnétique	36
Figure (II-7) : Test de précipitation	37
Figure (II-8) : Variation de pH et la concentration de calcium en fonction de temps	37
Figure (II-9) : Variation de la précipitation homogène de $CaCO_3$ en fonction de pH et le débit de circulation de l'eau	38
Figure (III-1) : Représentation schématique des échanges de matière aux interfaces et des réactions en phase liquide	41
Figure (III-2) : Représentation schématique des étapes cinétiques de l'évolution du système calco-carbonique	42
Figure (III-3) : Schéma développé de toutes les étapes cinétiques de l'évolution du système calco-carbonique	45
Figure (III-4) : Représentation schématique du modèle physique de la phase de croissance cristalline	49
Figure (III-5) : Mécanisme intervenant au cours des échanges de chaleur dans un réfrigérant humide	53
Figure (IV-1) : La solubilité des sels en fonction du temps	67
Figure (V-1) : Spectre de diffraction X d'un échantillon de dépôt provenant de Sidi MaHdi II (Touggourt)	84
Figure (V-2) : Spectre de diffraction X d'un échantillon de dépôt provenant d'El-Hadab (Ouargla)	85
Figure (V-3) : Spectre de diffraction X d'un échantillon de dépôt provenant de Hassi Ben Abdallah (Ouargla)	85
Figure (V-4) : La structure développée de l'hexamétaphosphate de sodium	88

Figure (V-5) : Variation da la dureté totale en fonction de HMPNa (eau de Sidi Mahdi II)	89
Figure (V-6) : Variation de la conductivité électrique en fonction de HMPNa (eau de Sidi Mahdi II)	90
Figure (V-7) : Variation de pH en fonction de HMPNa (eau de Sidi Mahdi II)	90
Figure (V-8) : Variation da la dureté totale en fonction de HMPNa (eau de Hassi Ben Abdallah)	91
Figure (V-9) : Variation de la conductivité électrique en fonction de HMPNa (eau de Hassi Ben Abdallah)	92
Figure (V-10) : Variation de pH en fonction de HMPNa(eau de Hassi Ben Abdallah)	92
Figure (V-11) : Variation de la dureté totale en fonction de HMPNa (eau d'El-Hadab)	93
Figure (V-12) : Variation de la conductivité électrique en fonction de HMPNa (eau d'El-Hadab)	94
Figure (V-13) : Variation de pH en fonction de HMPNa (eau d'El-Hadab)	94
Figure (V-14) : Phénomène d'entartrage à l'intérieur de la conduite de distribution de l'eau (Tigdidine)	97
Figure (V-15) : Spectre de diffraction X d'un échantillon de dépôt provenant de Tigdidine (Djamaa)	98
Figure (V-16) : Appareil anticalcaire "elan" installé au réfrigérant de Tigdidine (Djamaa)	100
Figure (V-17) : Emplacement l'appareil Elan	100

Liste des tableaux

Tableau (I-1) : Données thermiques de WEBER et COL concernant les transferts de chaleurs à travers les tartres	05
Tableau (I-2) : Solubilité des gaz dans l’eau en fonction de la température	09
Tableau (I-3) : Les normes de l'eau potable suivant l'OMS et CEE	10
Tableau (I-4) : Les normes Algériennes de l'eau potable	11
Tableau (I-5) : classification de la nature de l'eau suivant la dureté	14
Tableau (I-6) : Concentrations des différents anions en fonction des valeurs respectives du TA et TAC	16
Tableau (I-7) : Les paramètres de Langelier	17
Tableau (I-8) : L'indice de Ryznard et les caractères des eaux	18
Tableau (I-9) : Solubilité des différentes variétés de carbonate de calcium dans l'eau	21
Tableau (I-10) : Charges budgétaires pour la rénovation, la réhabilitation et la maintenance du réseau d’approvisionnement en eau potable dans la région de Touggourt	26
Tableau (II-1) : Précipitation d'inhibiteur avec le calcium, T=25 C°, pH=10,2	28
Tableau (II-2) : Comparaison de l'inhibition à sursaturation en calcite 300X	28
Tableau (II-3) : Inhibition d'hydroxyde de magnésium dans l'eau de mer à 90°C	29
Tableau (II-4) : Pourcentage massique des différentes formes cristallographiquesde carbonate. de calcium	32

Tableau (II-5) : Compositions des solutions utilisées pour tester l'effet de Mg^{2+}sur lla formation des dépôts	32
Tableau (II-6) : Compositions des eaux à traitées	35
Tableau (III-1) : Données numériques concernant les rayons et les énergies d'hydratation de quelques ions	47
Tableau (III-2) : Exemples de modélisations satisfaisantes sur la base de l'équation de vitesse (3)	51
Tableau (IV-1) : Récapitulatif des effets inhibiteurs des différents composés de phosphore	65
Tableau (V-1) : Caractéristiques techniques des forages considérés	73
Tableau (V-2) : Mesure de l'alcalinité de l'eau	78
Tableau (V-3) : Analyse d'eau de l'albien de Sidi Mahdi II	79
Tableau (V-4) : Analyse d'eau de l'albien de Hassi Ben Abdallah	80
Tableau (V-5) : Analyse d'eau de l'albien d'El-Hadab	81
Tableau (V-6) : Evolution du diamètre des canalisations transportant les eaux géothermales en fonction du temps et pourcentage de bouchage	83
Tableau (V-7) : Composition chimique de dépôt de tartre recueillis sur une conduite d'eau géothermale sur le site de Touggourt	86
Tableau (V-8) : Composition chimique de dépôt de tartre recueillis sur une conduite d'eau géothermale sur le site de El-Hadab	87
Tableau (V-9) : Composition chimique de dépôt de tartre recueillis sur une conduite d'eau géothermale sur le site de Hassi Ben Abdallah	87
Tableau (V-10) : Propriétés chimiques d'hexamétaphosphate de sodium	88
Tableau (V-11) : Résultat de traitement de l'eau de Sidi Mahdi avec HMPNa	89
Tableau (V-12) : Résultat de traitement de l'eau de Hassi ben Abdallah avec HMPNa	91
Tableau (V-13) : Résultat de traitement de l'eau d'El-Hadab avec HMPNa	93
Tableau (V-14) : Analyse d'eau de l'albien de Tigdidine (Djamaa)	96
Tableau (V-15) : Composition chimique de dépôt de tartre recueillis sur une conduite d'eau géothermale sur le site de Tigdidine (Djamaa)	99
Tableau (V-16) : Analyse d'eau de l'albien de Tigdidine après le traitement	101
Tableau (V-17) : Comparaison entre l'efficacité du procédé chimique et procédé physique antitartre	104

Nomenclature

a : Surface de contact entre l'air et l'eau	**[m^2]**
A : Aire de l'interface gaz-liquide	**[m^2]**
$\frac{A}{V} = a^*$: Surface spécifique du système gaz-liquide	**[m^{-1}]**
C_{PA} : Chaleur massique du gaz	**[J/Kg.K]**
C_{PL} : Chaleur massique du liquide	**[J/Kg.K]**
C_{PV} : Chaleur massique du vapeur	**[J/Kg.K]**
C_{pe} : Chaleur massique à pression constante de l'eau	**[J/Kg.K]**
H_a : Enthalpie de l'air	**[KJ/Kg]**
H_V : Enthalpie de vapeur	**[KJ/Kg]**
H_{se} : Enthalpie de saturation de l'eau	**[KJ/Kg]**
q_A : Débit gazeux	**[L/h]**
q_L : Débit liquide	**[L/h]**,
q'_{me} : Débit massique de liquide	**[Kg/h]**
q'_{ma} : Débit massique d'air	**[Kg/h]**
θ_L : Température du liquide	**[°C]**
θ_f : Température à l'interface **L/G**	**[°C]**
K_D : Coefficient de transport diffusionnel	**[m^2/s]**
k_l : coefficient de transfert ramené coté liquide	**[m/s]**
k_L : Coefficient de transfert thermique coté liquide	**[W/m.°C]**
k_G : Coefficient de transfert thermique coté gaz	**[W/m .°C]**
k_V : Coefficient de transfert thermique coté vapeur	**[W/m.°C]**
ρ : Masse volumique de l'air	**[Kg/m^3]**
t_A : Température de l'air	**[°C]**
t_E : Température de l'eau	**[K]**
L_e : Chaleur latente de l'eau	**[J/Kg]**
R : Constante des gaz	**[J/mole.K]**
x : Rapport de mélange ou humidité absolue	
x_f : Rapport de mélange ou humidité absolue à l'interface **L/G**	
x_{se} : Humidité absolue à saturation de l'eau	
F : Nombre de Faraday (F= 96500 coulombs)	

Introduction

Introduction

Tous les circuits alimentés par des eaux chaudes (albiennes) sont confrontés au problème de formation de dépôts cristallins au niveau des parois en contact avec l'eau.

Le tartre, composé essentiellement de carbonate de calcium $CaCO_3$ et d'hydroxyde de magnésium $Mg(OH)_2$, se forme à partir d'une température de chauffage supérieure à 50°C, s'accompagnant d'une formation de croûtes très dures dans les chaudières domestiques et industrielles, dans les circuits d'eau chaudes et dans les radiateurs de chauffage.

La précipitation du carbonate de calcium et la formation à la surface des canalisations et des ouvrages domestiques ou industriels des dépôts de tartre, compacts et adhérents, ont les graves conséquences techniques et économiques que l'on sait : bouchage des canalisations, et invasion par le tartre des systèmes de production d'eau chaude (chaudières, échangeurs, …...etc.). Les inconvénients sont multiples : baisse du coefficient de transfert thermique (estimé à 10% par un millimètre de tartre); réduction du diamètre des conduites d'eau; corrosion sous tartre; surchauffe locale et éclatement des tubes de fumée des chaudières; arrêt des installations de climatisation.

Des procédés physiques et chimiques sont utilisés actuellement pour éliminer le tartre et empêcher l'apparition des germes. Parmi les principaux procédés on peut distinguer :

- Pour les procédés chimiques on peut citer : l'utilisation des inhibiteurs chimiques, vaccination acide, décarbonatation à la chaux, déminéralisation sur des résines échangeuses d'ions.
- Les procédés physiques utilisés sont : la microélectrolyse de l'eau, la génération d'ondes électromagnétiques de haute fréquence envoyées dans des antennes bobinées sur les canalisations, et le passage de l'eau à travers des aimants permanents.

Dans la région de Ouargla et Touggourt, les puits albiens sont nombreux. Ces puits débitent une eau géothermale avec un débit moyen de 200 L/s. Cette eau est caractérisée par une salinité assez importante, une bonne agressivité et une température qui avoisine les 65 °C au niveau de la source. C'est ce qui favorise la formation de dépôts de tartre dans les conduites d'amenée d'eau et dans les circuits du refroidisseur augmentant ainsi la perte de charges en relation directe avec des dépenses énormes pour remplacer ces circuits et conduites lorsqu'ils sont complètement bouchés.

L'objectif de ce travail de recherche est de trouver la méthode la plus efficace pour empêcher la formation de dépôts de tartres : méthode chimique (inhibiteur de tartre :

hexamétaphosphate de sodium) ou méthode physique (passage de l'eau à travers des aimants permanents).

On peut diviser cet étude comme suit :

- **Introduction**,
- **Chapitre I :** Notions générales sur le phénomène d'entartrage,
- **Chapitre II :** Synthèse bibliographique,
- **Chapitre III :** Description du mécanisme de l'entartrage,
- **Chapitre IV :** Les procédés antitartres (physiques et chimiques),
- **Chapitre V :** Etude expérimentale,
- **Conclusion générale et recommandation.**

CHAPITRE I

Phénomène d'entartrage

I-1) L'entartrage :

Depuis l'aube des temps, le phénomène d'entartrage est connu, ne serait ce que par la formation d'architectures tout à fait remarquable comme par exemple les stalactites et leurs homologues les stalagmites, qui sont essentiellement composées de $CaCO_3$, dont le processus de formation est inséparable du dégazage en CO_2 de l'eau naturelle.

Le tartre est le nom donné à un dépôt cristallin adhérent, constitué majoritairement de carbonate de calcium $CaCO_3$, lorsqu'il est déposé à partir des eaux de surface.

Dans les installations industrielles, le $CaCO_3$ est fréquemment associé à un peu d'hydrogène ferrique lorsque l'eau circule dans des conduites en acier.

On a également signalé des associations avec da la silice et quand les eaux naturelles utilisées pour le refroidissement contiennent des matériaux en suspension (sables ou argiles) on le retrouve aussi associés au dépôt.

Dans l'industrie ce sont surtout les circuits de refroidissement et les chaudières qui sont concernés à cause de la dégradation des coefficients de transfert thermique dù à la formation dans les échangeurs de chaleur de dépôts cristallins.

Dans les procédés à membranes, la formation de tartre provoque des colmatages plus ou moins difficiles à éliminer, ce qui dégrade très rapidement les performances.

En exploitation pétrolière et en géothermie, de redoutables problèmes de colmatage des structures géologiques se posant aussi, d'autant plus gênantes qu'une intervention in-situ devient ici très compliquée.

Enfin, en distribution d'eau, l'entartrage est susceptible de réduire les sections de passage mais aussi de bloquer le fonctionnement des accessoires de tuyauteries : robinetteries, clapets anti-retour, etc…et, surtout sur les circuits d'eau chaude, détériorer rapidement le matériel installé : chauffe-eau, machine à laver, etc…

Les formations de tartre sont à l'origine de certaines maladies : calculs rénaux et calcifications du système cardio-vasculaire.

Et comment ne pas évoquer les implications géologiques puisque tous les dépôts calcaires apparus au cours des ages géologiques représentant un gigantesque processus d'entartrage développé en milieu marin et qui se perpétue encore de nos jours **[1]**.

I-2) Conséquences de l'entartrage :

Les conséquences d'un entartrage sont :

- Hydrauliques ;
- Bactériologiques ;
- Technologiques ;
- Energétiques et thermiques.

I-2-1) Conséquences hydrauliques :

L'accumulation d'une épaisseur de tartre dans les équipements conduit à une diminution des sections de passage, ce qui occasionne une augmentation de la résistance hydraulique des réseaux qui conduit dans tous les cas à une augmentation de la dépense énergétique des pompes dans le cas de réseaux fermés ou surpressés et:

- si la hauteur manométrique des pompes ou la charge disponible reste constante, à une diminution du débit ;
- si le débit est maintenu constant à une augmentation de la perte de charge, une vitesse accrue et donc un niveau sonore plus élevé **[2]**.

I-2-2) Conséquences bactériologiques :

Il a été montré que les réservoirs les réseaux et les points de puisage (telque les robinets) des réseaux d'eau chaude sanitaire pourraient, s'ils étaient entartrés, être favorables à "l'accueil" et à la prolifération de Legionella. Ceci conduit à des opérations régulières de détartrage nécessaires avant toute désinfection **[2]**.

I-2-3) Conséquences technologiques :

L'entartrage peut avoir pour conséquences techenologiques :

- le blocage des organes de manœuvre des robinetteries,
- l'impossibilité d'obtenir l'étanchéité siège - clapet des robinetteries,
- le blocage des soupapes de sécurité,
- la diminution du volume utile des réservoirs,
- des dégradations des états de surface des appareils sanitaires,
- l'entraînement de particules en suspension qui peuvent être abrasives **[2]**.

I-2-4) Conséquences thermiques et énergétiques:

Les tartres ont des conductivités thermiques très faibles en regard des matériaux utilisés dans la construction des échangeurs : acier ou cuivre.

Les matériaux ne sont pas tous sensibles à l'entartrage de la même façon. Pour qu'un entartrage puisse se produire il faut :

- Une précipitation de sels minéraux,
- Un accrochage des sels aux parois.

Cette dernière phase n'est pas forcément réalisable, ainsi, les matériaux de synthèse qui présentent des coefficients de dilatabilité très élevés seront relativement peu sensibles à l'entartrage s'ils sont soumis à des variations de température et donc à des dilatations. De même pour les aciers inoxydables de part leur état de surface. L'augmentation dans de fortes proportions des dépôts entraînent une augmentation de la résistance thermique des parois et donc une diminution du coefficient d'échange **[2]**.

Le tableau ci-dessous représente des données thermiques de **WEBER et COL** concernant les transferts de chaleurs à travers les différents types de tartre:

Tableau (I-1) : ***Données thermiques de WEBER et COL concernant les transferts de chaleurs à travers les tartres*** **[2]**

Type de tartre	Conductivité thermique en W/m°K	Epaisseur de la couche de tartre	Perte d'efficacité
$CaCO_3$	1,5 à 1,8	0,1 mm 0,25 mm 0,5 mm 1 mm	7% 15% 26% 41%
$CaSO_4$	0,6 à 2,3	0,1 mm 0,25 mm 0,5 mm 1 mm	9% 20% 33% 50%
SiO_2	0,08 à 0,18	0,1 mm 0,25 mm 0,5 mm 1 mm	50% 71% 83% 91%

I-3) Les principaux éléments dissous dans l'eau [3]:

I-3-1) Les principaux éléments :

I-3-1-1) Calcium :

Le calcium est un métal alcalino-terreux extrèmement répandu dans la nature et en particulier dans les roches calcaires sous forme de carbonates. Composant majeur de la dureté de l'eau, est généralement l'élément dominant des eaux potables. Les eaux potables de bonne qualité renferment de 100 à 140 mg/L de calcium.

La directive des communautés européennes indique comme teneur du calcium dans l'eau destinée à la consommation humaine un niveau guide de 100 mg/L.

I-3-1-2) Magnesium :

Le magnesium est un des éléments les plus répandus dans la nature, il constitue environ 2,1 % dans l'écorce terrestre. Le magnesium est par ordre d'importance le deuxième cation contenu dans les cellules après le potassium.

La directive des communautés européennes indique comme teneur du magnesium dans l'eau destinée à la consomation humaine un niveau guide de 30 mg/L et une concentration maximale admissible de 50 mg/L.

I-3-1-3) Potassium :

Bien que dans les roches ignées, la teneur en potassium soit prèsque aussi importante que celle de sodium, sa présence à peu prés constante dans les eaux naturelles ne dépasse pas habituellement 10 à 15 mg/L. La directive des communautés européennes indique comme teneur du potassium de l'eau destinée à la consommation humaine un niveau guide de 10mg/L et une concentration maximale admissible de 12 mg/L.

I-3-1-4) Sodium :

Le sodium est un élément constant dans l'eau, toutefois, les concentrations peuvent être extrèrement variables allant de quelques dizaines de mg à 500 mg/L et même au-delà, l'O.M.S recommande une valeur limite de 200 mg/L.

I-3-1-5) Chlorures :

Les teneurs en chlorures des eaux sont extrèrement variées et liées principalement à la nature des terrains traversés. La reglementation française, les normes américaines, l'O.M.S recommendent que la teneur en chlore (Cl^-) des eaux ne dépasse pas 250 mg/L.

I-3-2) Les éléments indésirables:

I-3-2-1) Fer :

Les eaux de surface peuvent contenir jusqu'à 0,5 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. Ce métal à l'état ferreux est assez soluble dans l'eau ; il précipite à la suite du départ de l'anhydride carbonique et par oxydation à l'air.

Les normes américaines et l'O.M.S ont retenu la valeur limite 0,3 mg/L, pour les usages industriels, en particulier pour les industries alimentaires, il est recommandé de ne pas dépasser 0,2 mg/L.

I-3-2-2) Manganèse :

Le manganèse présent dans l'eau peut s'y trouver à des valences différentes (2,3,4), à l'état soluble ou en suspension ou sous forme de complexe. Le manganèse est nécessaire à l'homme pour la croissance. Les normes américaines et la réglementation française indiquent pour l'eau destinée à la consommation humaine une limite de 0,05 mg/L , l'O.M.S 0,1 mg/L.

I-3-2-3) Nitrates :

Toutes les formes d'azote (azote organique, ammoniaque, nitrites…) sont susceptibles d'être à l'origine des nitrates par un processus d'oxydation biologique.

L'O.M.S indique comme valeur limite pour les nitrates 10 mg/L (exprimée en N), les normes américaines donnent le chiffre de 45 mg/L (NO_3^-).

I-3-2-4) Nitrites :

Les nitrites peuvent être rencontrés dans les eaux, mais généralement à des doses faibles, les nitrites proviennent soit d'une oxydation incomplète de l'ammoniaque, soit d'une

réduction des nitrates sous l'influence d'une action dénitrifiante. L'O.M.S, sans indiquer de valeur guide préconise que la teneur en nitrite de l'eau de boisson soit nettement inférieure à 1 mg/L.

I-3-3) Les éléments toxiques :

I-3-3-1) Plomb :

Le plomb est un constituant naturel mineur, largement réparti dans la croûte terrestre à des teneurs de l'ordre de 13 mg/kg. Les sols acides sont généralement moins riches en plomb que les sols alcalins. La majorité de plomb véhiculé par les eaux de surface se retrouve dans les sédiments. Ce métal est en effet si répandu et si utilisé dans l'industrie que les possibilités de pollution sont extrérement nombreuses et variées. Les activités humaines (emploi de plomb tétra-éthyl, fusion des minerais….). l'O.M.S et la règlementation française retiennent cette même valeur limite de 0,05 mg/L.

I-3-3-2) Chromes :

Le chrome est présent en petite quantité dans la nature. Le chrome est amphotère et peut exister dans l'eau sous plusieurs formes.

Le chrome est un élément anormal de l'eau ; sa présence est le plus souvent liée aux rejets des ateliers de galvanoplastie.

Le chrome peut se trouver à l'état trivalent (chromites), ou bivalent (chromates et dichromates).

L'O.M.S ainsi que la directive des communautés européennes et la réglementation française relatives à la qualité des eaux destinée à la consommation humaine ont adopté comme valeur limite du chrome le chiffre de 0,05 mg/L.

I-3-3-3) Cadmium :

Dans la nature, le cadmium est associé au zinc, il est utilisé pour le revètement éléctrolytique des métaux, dans certains alliages, pour la fabrication de peintures, de matières plastiques…, dans les eaux superficielles, le cadmium provient habituellement des pluies. L'O.M.S, la réglementation française fixent une valeur limite de 0,005 mg/L.

I-3-4) Odeur et goût :

Une eau destinée à l'alimentation doit être inodore et sans goût. En effet, toute odeur ou goût est un signe de pollution ou de la présence de matière organique en décomposition. La solubilité des gaz et sels minéreaux (Na^+, Cl^-, SO_4^{-2}) dans l'eau donne un goût.

Le tableau (I-2) représente la variation de la solubilité des gaz dans l'eau en fonction de la température:

Tableau (I-2) : *Solubilité des gaz dans l'eau en fonction de la température* [4]

Température °C / Gaz	0	10	15	20	25	30
O_2 (mg/L)	13 ,9	10,8	9,7	8,8	8,1	7,4
N_2 (mg/L)	23,5	18,6	16,8	15,4	14,3	13,4
CO_2 (mg/L)	10,6	0,7	0,59	0,53	-	-

I-4) Les normes de l'eau potable:

1-4-1) Notions générales:

Les fonctions vitales, alimentaires et sanitaires de l'eau sont primordiales. Sur les 3600 milliards de mètres cube utilisés chaque année dans le monde, l'eau potable représente moins de 10%.

L'eau potable nécessaire à l'alimentation doit présenter certaines qualités physico-chimiques et biologiques complexes, définies à l'échelle mondiale par l'Organisation Mondiale de la Santé (OMS). Si de telles normes sont appliquées dans les pays industrialisés, il n'en va pas de même dans la plupart des pays en développement, où le manque d'eau potable constitue aujourd'hui le problème environnemental le plus grave. **[5]**

Les normes fixent le but à atteindre pour la transformation de l'eau brute en eau potable. Elles définissent les doses maximales admissibles pour une substance donnée correspondant à la quantité qu'un individu peut absorber sans danger pour sa santé tout au long de sa vie. Elles présentent les valeurs à ne pas dépasser.

I-4-2) La qualité de l'eau potable:

La qualité de l'eau potable dépend de différents paramètres qui sont regroupés en (7) familles: **[5]**

1)- Les paramètres organoleptiques.
2)- Les paramètres physico-chimiques.
3)- Les paramètres concernant les substances indésirables.
4)- Les paramètres concernant les substances dont les effets toxiques sont connus.
5)- Les paramètres microbiologiques.
6)- Les pesticides et produits apparents.
7)- Les paramètres concernant les eaux adoucies ou déminéralisées.

I-4-2-1) Les normes internationales de l'eau potable :

Les normes de qualité des eaux destinées à la consommation humaine suivant l'Organisation Mondiale de la santé (OMS) et Communautés Européennes des eaux (CEE) sont représentées dans le tableau suivant :

Tableau (I-3) : ***Les normes de l'eau potable suivant l'OMS et CEE*** **[6].**

Paramètres	Unités	OMS	CEE
Paramètres physico-chimiques			
Turbidité	FTU	5	4
Température	°C	-	25
pH	Un.pH	6,5 à 8,5	-
Conductivité	µs/cm	-	-
Résidu sec	mg/L	2000	1500
Chlorures	mg/L (cl)	250	200
Sulfates	mg/L	400	250
Calcium	mg/L	-	100
Magnésium	mg/L	-	50
Sodium	mg/L	200	150
Potassium	mg/L	-	12
Nitrates	mg/L	44	50
Nitrites	mg/L	3	0.1
Ammoniaques	mg/L	-	0.5
Hydrocarbures	µg/L	-	10
Fer	µg/L	300	200
Manganèse	µg/L	100	50

Cuivre	µg/L	1000	-
Zinc	µg/L	5000	5000
Fluorure	µg/L (8-12°C)	1500	1500
MES	µg/L	-	-
Cadmium	µg/L	5	5
Chrome	µg/L	50	50
Nickel	µg/L	50	50
Plomb	µg/L	50	50
Chlore	mg/L	50	50
Dureté totale	°F	0.1	-
Minéralisation	mg/L	50	10-35
Alcalinité	°F	-	-
Paramètres microbiologiques			
Coliformes totaux	N/100 ml	0	0
Streptocoques fécaux	N/100 ml	0	0

I-4-2-2) Les normes Algériennes de l'eau potable :

L'Algérie s'est basé sur les normes internationales, pour établir ses propres normes, ont peut dire que c'est une combinaison des différents normes qui existe sur le plan international.

Tableau (I-4) : ***Les normes Algériennes de l'eau potable*** **[6].**

Paramètres	Valeurs	Unités
Paramètres organoleptiques		
Couleur	25	Mg/l Pt-Co
Odeur	Doit être acceptable	Taux de dilution
Turbidité	1 – 2	NTU
Saveur	Doit être acceptable	Taux de dilution
Paramètres physico-chimiques		
Température	25	°C
pH	6,5 – 8,5	-
Conductivité	2800	µs/cm
Résidu sec (110)	2000	mg/L
Calcium	75 – 200	mg/L
Magnésium	150	mg/L
Sodium	200	mg/L
Potassium	20	mg/L
Chlorure	200 – 500	mg/L

Sulfates	200 - 400	mg/L
CO_3^{--} – CO_3H^-	-	-
Aluminium	0,2	mg/L
Substances indésirables		
Nitrates	50	mg/L
Nitrites	0,1	mg/L
Ammonium	0,05 – 0,5	mg/L
Phosphates	0,5	mg/L
Ox.$KMnO_4$ (acide) (MO)	3,5	mg/L
Bore	0,3	mg/L
Fer	0,3	mg/L
Cuivre	0,05 – 1,5	mg/L
Zinc	1 – 5	mg/L
Manganèse	0,5	mg/L
Barium	0,7	mg/L
Phénols	-	-
Fluorure	0,8 – 2	mg/L
Argent	-	-
Carbone organique total	-	-
Azote	2	mg/L
Substances toxiques		
Arsenic	0,05	mg/L
Cadmium	0,01	mg/L
Cyanure	0,05	mg/L
Mercure	0,001	mg/L
Plomb	0,05	mg/L
Chrome	0,05	mg/L
Nickel	0,02	mg/L
Antimoine	0,005	mg/L
Sélénium	0,01	mg/L
Epichlorhydrine	-	µg/L
1.2-dichloroéthane	30	µg/L
Tétrachloroéthyléne	40	µg/L
Benzo (a)pyrène	0,7	µg/L
Benzène	-	µg/L

Tétrachlorure de carbone	2	µg/l
Chlorure de vinyle	5	
Paramètres microbiologiques		
Coliformes totaux	0	N/100 ml
Streptocoques fécaux	0	N/100 ml
Coliformes thermo tolérants	0	N/100 ml
E.coli	0	N/100 ml

I-5) L'entartrage et la dureté de l'eau:

I-5-1) La dureté de l'eau:

La dureté d'une eau est due à la présence d'ions métalliques bivalents Ca^{2+},Mg^{2+}, Fe^{2+}, Mn^{2+}, Sr^{2+}……etc, les plus abondants étant les ions Ca^{2+}et Mg^{2+}.

En pratique, on considère souvent que la dureté totale d'une eau de consommation est égale à la somme de sa dureté calcique et de sa dureté magnésienne(dureté dues aux ions Ca^{2+}et Mg^{2+}).

Les eaux dures présentent cependant deux inconvénients principaux qui, dans certains cas, justifient un traitement d'adoucissement. Etant donné que les ions responsables de la dureté réagissent avec les savons, il y a augmentation de la quantité de savon nécessaire pour la lessive. De plus, les ions calcium, Ca^{2+}, ont tendance à précipiter dans les bouilloires sous forme de carbonate de calcium **[7]**.

I-5-1-1) Les types de dureté:

On classe la dureté d'une eau en deux types: dureté calcique ou dureté magnésienne(classification selon les ions métalliques présents); dureté carbonatée ou dureté non carbonatée(classification selon les anions associés à ces ions métalliques).

I-5-1-1-a)Dureté calcique et magnésienne:

Elle correspond aux ions de calcium Ca^{++}(dureté calcique) et de magnésium Mg^{++}(dureté magnésienne) liés aux anions étrangers (telque:CO_3^{2-}, SO_4^{2-}). Il peut être parfois important de connaître la dureté calcique ou la dureté magnésienne d'une eau. Par exemple, pour calculer la quantité de chaux nécessaire dans les procédés d'adoucissement par addition d'un excès de chaux ou par addition d'un excès de chaux et de soude **[7]**.

I-5-1-1-b) Dureté carbonatée et non carbonatée:

On considère que la dureté carbonatée correspond à la partie de la dureté totale chimiquement équivalente à la quantité de bicarbonates présents dans une eau. Puisque la mesure de la quantité de bicarbonates(exprimée en $CaCO_3$), correspond en général à l'alcanité de l'eau. On peut dire que l'alcanité de la plupart des eaux est égale à leur dureté carbonatée. Les ions bicarbonates ont une certaine importance, puisqu'ils constituent une source d'ions carbonates, lesquels favorisent la précipitation de Ca^{2+} sous la forme de $CaCO_3$ lorsque la température est élevée. Cette précipitation, qui a lieu dans des bouilloires, est régie par les équations suivantes:

$$Ca^{2+} + 2HCO_3^- \longrightarrow CaCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O$$

$$Ca^{2+} + 2HCO_3^- + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2CaCO_3\downarrow + 2\,H_2O$$

Autrefois, on appelait la dureté carbonatée "dureté temporaire" , à cause du fait qu'une ébullition prolongée peut entrainer une précipitation des ions carbonates.

On appelle dureté non carbonnatée la partie de la dureté qui n'est pas chimiquement équivalente à la quantité de carbonates. Ce type de dureté est en général associe aux sulfates, chlorures, nitrates,…….etc.

Autrefois, on appelait la dureté non carbonatée "dureté permanente", à cause du fait qu'on ne peut pas l'éliminer ou la faire précipiter par ébullition **[7]**.

On peut classer la nature de l'eau suivant leur dureté, cette classification est représentée dans le tableau suivant:

Tableau (I-5) : ***classification de la nature de l'eau suivant la dureté.*** **[8]**

La nature de l'eau	La dureté
Eau très douce	0 - 1,5 méq/L
Eau douce	1,5 - 3 méq/L
Eau moyenne	3 - 6 méq/L
Eau dure	6 - 10 méq/L
Eau très dure	Plus que 10 méq/L

Les relations entre la dureté, l'alcanité et les différents ions en solution sont illustrées par la figure suivante:

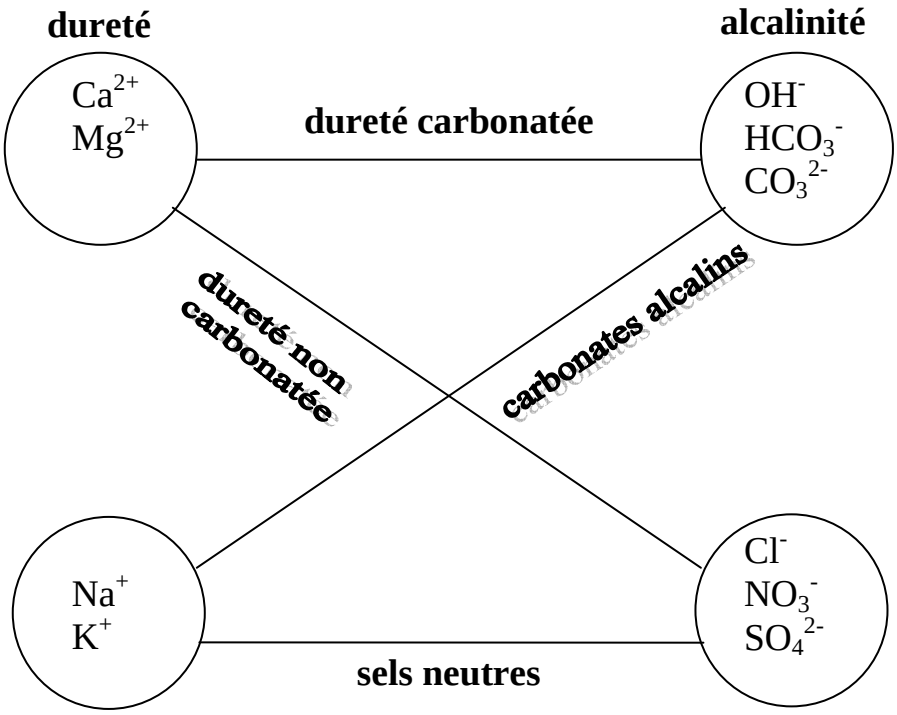


Figure (I-1) : ***Relations entre les divers ions présents dans l'eau.***

I-5-2) L'entartrage et titre alcalimétrique (TA et TAC):

L'alcalinité, indice du pouvoir tampon de l'eau, est étroitement liée à la dureté. L'alcalinité est produite en majeure partie par des anions ou des espèces moléculaires d'acides faibles, principalement l'hydroxyde, le bicarbonate et le carbonate; d'autres espèces, comme les borates, les phosphates, les silicates et les acides organiques, pouvent également y contribuer dans une certains mesure. L'alcalinité est exprimée en quantité équivalente de carbonate de calcium.

L'alcalinité se mesure par la neutralisation d'un certain volume d'eau par une solution diluée d'un acide minéral, le point d'équivalence étant déterminé par des indicateurs colorés. En présence de phénol phtaléine à pH=8,3, on mesure donc les ions hydroxydes et la moitié des carbonates, cette détermination correspond au titre alcalimétrique (TA). En présence de méthylorange à pH=4,3, on mesure donc la somme des ions hydroxydes, des carbonates et des bicarbonates, cette détermination correspend au titre alcalimétrique complet (TAC) **[8]**.

Le tableau (I-6) résume les valeurs des concentrations des différents anions en fonction de TA et TAC.

Tableau (I-6) : ***Concentrations des différents anions en fonction des valeurs respectives du TA et TAC.*** **[8]**

Valeurs respectives du TA et TAC	**$[OH^-]$**	**$[CO_3^{-2}]$**	**$[HCO_3^-]$**
Si TA=0	0	0	TAC
Si TA<TAC/2	0	2TA	TAC-2TA
Si TA=TAC/2	0	TAC	0
Si TA>TAC/2	2 TA-TAC	2(TAC-TA)	0
Si TA=TAC	TAC	0	0

-Si le TA et TAC sont égaux, toute l'alcalinité est due aux hydroxydes (OH^-).

-Si le TA est égal à la moitié du TAC, toute l'alcalinité est due au carbonate.

-Si le TA est nul, toute l'alcalinité est due aux bicarbonates.

-Si le TA est supérieur à la moitié TAC, des carbonates et des hydroxydes sont présents, ce qui explique:

$$TA=[OH^-] + 1/2[CO_3^{2-}]$$

$$TAC=[OH^-] + [CO_3^{2-}]$$

$$[OH^-]=2TA - TAC$$

$$[CO_3^{2-}]=2(TAC - TA)$$

-Si le TA est inférieur à la moitié du TAC, des carbonates et bicarbonates sont présents, ce qui explique:

$$[CO_3^{2-}]=2TA$$

$$[HCO_3^-]=TAC - 2TA$$

I-6) Les indices d'entartrage:

Les eaux de distribution ont des compositions très différentes suivant leur origine. Plusieurs facteurs peuvent aussi avoir une influence sur le pouvoir entartrant de l'eau; parmi ces facteurs on cite: la dureté en calcium, l'alcalinité, la température, le pH, et la qualité de l'eau qui peut être déterminée à partir de certains indices qui sont:

1-6-1) Indice de Langelier ou indice de saturation:

C'est l'étude de l'équilibre carbonique d'une eau calcaire; il fait intervenir tous les équilibres qui existent à une température donnée entre les ions H^+, OH^-, CO_3^-, H_2CO_3, ce qui se ramène à établir une relation entre le pH, le titre hydrométrique calcique, l'alcalinité et la température.

L'indice de saturation de Langelier est égal à la différence entre le pH actuel de l'eau et le pH de saturation (pH auquel elle ne serait ni entartrante ni corrosive) ce pH de saturation pHs s'obtient à partir de la température, la dureté calcaire, l'alcalinité au méthylorange ou l'alcalinité complète (TAC) et la teneur en solides totaux dissous **[2]**.

Le pH de saturation étant connu, Langelier définit un nouveau paramètre sur le tableau (I-7), suivant :

Tableau (I-7) : ***Les paramètres de Langelier*.**

pH de saturation	Tendance de liant
pH- pHs 〉0	Eau entartrante
pH = pHs	Eau neutre
pH- pHs〈0	Eau corrosive

Remarque: La relation de pH de saturation est donnée comme suit:

$$\mathbf{pHs = pCa + palc + C}$$

tel que:

pHs: pH de saturation.

pCa: Logarithme négatif de la concentration de calcium.

palc: Logarithme négatif de la concentration de l'alcalinité.

C: Valeur variante qui déterminée à partir la teneur des sels et la température suivant le diagramme de Langelier.

I-6-2) Indice de Ryznard ou indice de stabilité:

Une autre méthode d'évaluation pour résoudre ce même problème est l'indice de stabilité de Ryznard. C'est un indice empirique destiné pour déterminer le caractère corrosif ou entartrant des eaux **[8]**.

L'indice de Ryznard est donné par la relation suivante:

$$IR = 2pHs - pH$$

Où: pHs est le pH de saturation de Langelier.

L'interprétation suivant l'indice de Ryznard est donnée dans le tableau (I-8):

Tableau (I-8) : *L'indice de Ryznard et les caractères des eaux* [8].

Indice de Ryznard	Comportement de l'eau dans le réseau
4 - 5	Entartrage important
5 - 6	Entartrage faible
6 - 7	Equilibre ou légère corrosivité
7 – 7,5	Légère corrosivité
7,5 – 8,5	Corrosivité notable

I-7) Paramètres de l'entartrage:

Il existe quelques paramètres qui contribuent à la précipitation des sels, ces paramètres sont les suivants **[12]** :

- **La présence de calcaire dans l'eau;**
- **La température de l'eau;**
- **La présence dans l'eau d'éléments favorisants;**
- **Influence de la nature de la canalisation.**

I-7-1) La présence de calcaire dans l'eau:

La présence de sels de calcium et, dans une moindre mesure, de magnésium dans l'eau est le premier facteur qui contribue au caractère entartrant de l'eau. Ainsi, plus la dureté de l'eau est élevée, plus il y a prédisposition au dépôt de calcaire (en fait, de carbonate de

calcium $CaCO_3$ (1)) sur les parois en contacte avec l'eau. Mais la présence de sels de calcium dans l'eau n'est pas à elle seule suffisante pour provoquer l'entartrage.

$$CaCO_3 \rightleftharpoons Ca^{++} + CO_3^{--} \qquad (1)$$

I-7-2) La température de l'eau:

La réaction chimique qui provoque la précipitation du carbonate de calcium est largement favorisée par l'élévation de la température qui, en libérant du gaz carbonique, accélère la précipitation du tartre. Il n'y a pas ou très peu d'entartrage sur les canalisations d'eau froide. En revanche, les circuits d'eaux chaudes sanitaires représentent un terrain favorable à l'entartrage.

I-7-3) La présence dans l'eau d'éléments favorisants:

On a pu constater que deux types d'eaux de composition identique et placées dans les mêmes conditions n'avaient pas forcement le même pouvoir entartrant. Le phénomène tient à la présence dans l'eau en quantité infinitésimale susceptible de déclencher le phénomène d'entartrage. Ainsi, la présence dans l'eau d'ions cuivre ou d'ions zinc freine le dépôt de tartre qui reste en suspension dans l'eau. Les quantités nécessaires sont très faibles, de l'ordre de quelques dizaines à quelques centaines de microgrammes par litre.

I-7-4) Influence de la nature de la canalisation:

Dans le cas des eaux moyennement ou peu entartrantes, le cuivre peut empêcher l'apparition des premières traces de tartre et bloquer ainsi le développement naturel du processus d'entartrage. Le cuivre a donc un avantage décisif sur les autres matériaux avec lesquels il y a toujours amorce d'entartrage.

Dans le cas des eaux très entartrantes, il y a aussi un avantage au cuivre mais d'un autre ordre. Le tartre déposé sur un tube de cuivre contient lui-même des traces de cuivre qui jouent leur rôle bactéricide vis-à-vis des eaux transportées par la canalisation. On sait que le tartre favorise le développement de certaines bactéries comme celles de la légionellose, mais si la canalisation est en cuivre, la présence de ces traces de cuivre dans le tartre va inhiber le risque de prolifération de ces micro-organismes.

I-8) Précipitation du carbonate de calcium :

Le carbonate de calcium est peu soluble, la solubilité apparente du carbonate de calcium en fonction du pH est représentée Figure (I-2). Il commence à précipiter dès pH = 8 à partir de l'anion hydrogénocarbonate **[9]**:

$$HCO_3^- + Ca^{++} + OH^- \rightleftharpoons CaCO_3(s) + H_2O$$

On remarque que la solubilité de carbonate de calcium diminue avec l'élévation de pH.

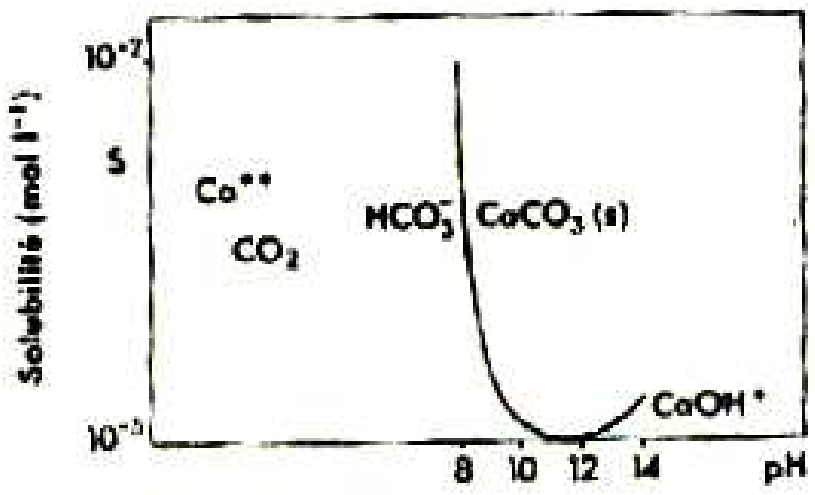


Figure (I-2): ***solubilité apparente du carbonate de calcium en fonction du pH.***

Le tableau (I-9) rassemble les solubilités du carbonate de calcium à deux températures. La solubilité augmente avec la température ce qui est normal. Ceci peut sembler en contradiction avec le fait que l'entartrage est plus important à chaud qu'à froid. En réalité, ce phénomène est en relation avec la diminution de la solubilité du dioxyde de carbone lorsque la température augmente, et avec la dépendance des constantes thermodynamiques avec la température.

Tableau (I-9) : ***Solubilité des différentes variétés de carbonate de calcium dans l'eau..***

	Solubilité ($mg.L^{-1}$)	
Forme cristalline	à 25°c	à 50°c
Calcite	14,33	15,04
Aragonite	15,28	16,17
Carbonate de calcium précipité	14,45	15,15

Le carbonate de calcium est en équilibre en solution avec l'ion calcium et l'ion carbonate suivant la réaction:

$$CaCO_3 \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftharpoons}} Ca^{2+} + CO_3^{2-}$$

Le sens (1) correspond à la dissolution de cristaux de carbonate de calcium; et le sens (2) correspond à l'apparition de cristaux.

Lorsque le minéral est en excès dans un volume d'eau, les concentrations de ses composants ionisés sont liées par la relation:

$$[CO_3^{2-}].[Ca^{2+}] = K_s$$

Où:

K_s : Produit de solubilité.

Si le produit $[CO_3^{2-}].[Ca^{2+}]$ est inférieur à K_s il ne pourra pas y avoir précipitation. Inversement pour avoir précipitation du carbonate de calcium, il est nécessaire d'avoir: $[CO_3^{2-}].[Ca^{2+}] \rangle K_s$.

Généralement, dans un circuit d'eau, on peut écrire en tout point de ce circuit:

$$[CO_3^{2-}].[Ca^{2+}] = \delta . K_s$$

Où δ est le coefficient de sursaturation local de l'eau. En effet trois cas peuvent se présenter en un point:

- $\delta < 1$: l'eau est localement agressive.
- $\delta = 1$: l'eau est localement à l'équilibre.
- $\delta > 1$: l'eau est thermodynamiquement susceptible de précipiter localement le $CaCO_3$ selon le processus de germination croissante citée auparavant.

Les germes de $CaCO_3$ produit peuvent avoir des évolutions variées:

- Le germe va croître et régresser puis redissoudre.
- Le germe va croître et évoluer vers un cristal. On va alors vers un phénomène de précipitation générateur de boues.
- Le germe va être produit au niveau d'une paroi métallique. On sera dans un processus d'entartrage, si la liaison avec la paroi est suffisamment forte.
- Le germe va rester en suspension dans l'eau et être entraîné par l'écoulement.

I-9) Différents types de tartre :

L'analyse de tartre provenant du circuit de refroidissement ou des chaudières et même dans les installations industrielles montre la présence de plusieurs composants.

Parmi les composants fondamentaux qui forment le tartre l'ion bicarbonate (HCO_3^-), l'ion carbonique (CO_3^{2-}), l'ion calcium (Ca^{++}), l'ion magnésium (Mg^{++}) et les sulfates. Généralement il y a deux types de tartre **[10]**:

I-9-1) Tartre alcalin:

Le tartre alcalin est dû principalement à la présence de carbonate et d'hydroxydes, résultant de la décomposition thermique de l'ion bicarbonate (HCO_3^-).

$$2\ HCO_3^- \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_2O + CO_2$$

$$H_2O + CO_3^{2-} \rightleftharpoons 2OH^- + CO_2$$

L'élévation de la température provoque l'élimination du CO_2 donc obligatoirement la formation d'ion CO_3^{2-}, le carbonate de calcium $CaCO_3$ et l'hydroxyde de magnésium $Mg(OH)_2$ se forment, lorsque les ions de calcium, de magnésium et les ions de carbonates et hydroxyde contenus dans l'eau, et de nous donnent respectivement:

$$Ca^{++} + CO_3^{2-} \longrightarrow CaCO_3$$

$$Mg^{++} + 2OH^{-} \longrightarrow Mg(OH)_2$$

La formation du carbonate de calcium solide est maximale aux alentours de 60°C, cela se traduit par une nette diminution de la concentration des ions Ca^{++} en solution, en effet les bicarbonates se transforment en carbonates moins solubles. Au delà de cette température, le solide alcalin commence à disparaître pour céder la place à un autre dépôt de tartre alcalin, l'hydroxyde de magnésium $Mg(OH)_2$ entre 90 - 100 °C. Donc, le degré de formation des ces deux mélanges dépend de la concentration de bicarbonate et de la température de travail (circuit).

I-9-2) Tartre non alcalin

Le type de tartre non alcalin le plus important est composé essentiellement de sulfates et surtout de sulfates de calcium ($CaSO_4$).

Il commence à apparaître d'une façon nette à partir de 100°c. Le sulfate de calcium peut se présenter sous plusieurs formes; dans la nature, il existe trois formes:

- L'anhydride ($CaSO_4$).
- L'hymydrate ($CaSO_4 . 1/2H_2O$).
- Le dihydrate ($CaSO_4 . 2H_2O$).

Le trois formes sont beaucoup plus solubles que le carbonate de calcium et l'hydroxyde de magnésium. Donc, ces tartres ne se forment que dans le cas où la solution serait sursaturée en sulfate de calcium à des températures élevées.

I-9-3)-Autres types de tartres

Il existe autres types de tartres qui sont des variétés minoritaires, parmi ces types on cite:

I-9-3-1) L'oxyde de fer et de cuivre:

Ce type est rencontré généralement dans le cas où un acide est utilisé pour le traitement de l'eau; la corrosion des composants cuivreux et ferreux de l'installation, amène souvent des oxydes de fer et de cuivre à se former dans les tubes.

I-9-3-2) Silicates:

La silice et le silicate de calcium et de magnésium sont insolubles; ces tartres ne se manifestent que pour une eau ayant une concentration élevée.

I-10) Le phénomène d'entartrage et ses effets sur le réseau de distributions des eaux :

Les cations que l'on retrouve le plus fréquement dans la plupart des eaux naturelles continentales sont, par ordre décroissant d'importance, l'ion calcium (Ca^{2+}), l'ion magnésium (Mg^{2+}), l'ion sodium (Na^{+}), puis potasium (K^{+}).

Les cations bivalents et trivalents confèrent aux eaux naturelles des caractéristiques particulières, résultant de la faible solubilité de certains de leurs sels. Ces caractéristiques sont regroupées sous le concept de dureté.

La dureté d'une eau naturelle correspond à la quantité totale d'ions calcium et magnésium qu'elle contient.

Pour connaître les effets de phénomène d'entartrage sur le réseau de distribution des eaux, on prend comme un exemple les réseaux de distributions de la ville de Touggourt. L'enquête sur site a révélé une réduction considérable du diamètre des conduites d'approvisionnement soit 50% en 10ans, passant de 400mm à 200mm.

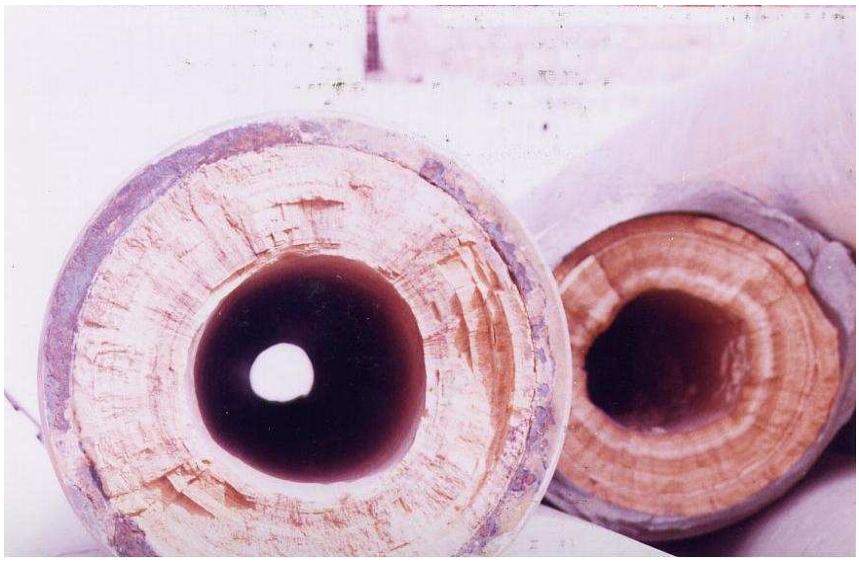


Figure (I-3) : ***Phénomène d'entartrage à l'intérieur des conduites de 400mm dans la zone du complexe hydraulique de la ville de Touggourt.***

En cas de l'obstruction des conduites, le dispositif de fonctionnement est également affecté (soupape, robinet,....) ce qui perturbe le réseau, notamment la diminution du débit, l'élévation de la pression. La figure (I-4) montre un exemple concret de l'obstruction de la moitié du robinet en moins d'une décade (10 ans).

Figure(I-4) : ***Phénomène d'entartrage au niveau du robinet à proximité du complexe hydraulique de la ville de Touggourt.***

Plusieurs sites sont également touchées par ce problèmes, comme l'illustre la figure (I-5) :

Figure(I-5) : ***Phénomène d'entartrage au niveau de l'équipement du réseau de distribution (ville de Touggourt).***

I-10-1) Charges de maintenance du réseau :

La population de la zone de Oued Righ est estimée 135.266 habitants d'après le recensement de 2001. Elle est approvisionnée en eau par un réseau de 431.548 mètres qui a mobilisé pour son entretien et sa rénovation du fait du dépôt des sels un budget de 42.073.489.25 DA (tableau : I-10) durant une décennie.

Tableau(I-10) : ***Charges budgétaires pour la rénovation, la réhabilitation et la maintenance du réseau d'approvisionnement en eau potable dans la région de Touggourt*** **[11].**

Cités affectées	Année de réalisation	Coût de maintenance (DA)	Longueur de conduite (m)	Année de maintenance
Commune de Nezla				
Nezla	1987	4.999.128.00	1400	1999
Sidi Boudjnan	1994	990.054.00	1000	2002
En-Nasr	1992	1.031.413.50	1000	2002
Commune de Touggourt				
Khemisti, Azahra	1987	3.839.492.00	1950	2000
El-Amel	1987	11.842.125.75	5360	2000
Centre ville	1987	1468753200	4245	1998
Amir Abd el-Kader	1987	1.016.379.00	980	2002
Total	42.073.489.25 DA			

On relève du tableau (I-10) que les charges engagées par l'état pour la réfection du réseau de la daïra de Touggourt durant les quatre dernières années ont dépassé 4 milliards de centimes.

La commune de Touggourt a consommé le montant de 35.052.893.75 DA pour la réhabilitation de son réseau. Les cités: Emir Abd el-Kader, El-Amel et le centre de ville ont prélevé plus de 65% du montant global soit 27.546.036.50 DA. Ces dépenses élevées sont justifiées par leur proximité du complexe hydraulique.

Pour la commune de Nezla, le coût réhabilitation du réseau a atteint la somme de 7.020.595.50 DA en moins de 10 ans, où plus de 50%, soit 4.999.128.00 uniquement pour la réfection du réseau de la cité Nezla en 1999 pour 1400 mètres, le reste étant affecté à la maintenance des réseaux des cités : Sidi Boudjnan, En-Nasr en 2002.

CHAPITRE II

Synthèse bibliographique

II-1) Synthèse d'un inhibiteur pour contrôler l'entartrage dans le dessalement de l'eau [20] :

Le composé polyamine polyéther méthylènephosphonate (PAPEMP) est un additif idéal pour les opérations de dessalement parce qu'il contrôle simultanément la formation et la déposition de carbonate de calcium et le sulfate de calcium. Il peut réduire ou éliminer l'utilisation de l'acide et de ce fait limite les risques qui lui sont liés. Il peut économiser le coût d'acide, et protège l'équipement contre la corrosion.

Les données dans le tableau (II-1), cependant, prouvent que PAPEMP reste soluble et ne précipite pas avec le calcium jusqu'à une concentration très élevée de calcium et PAPEMP.

Tableau (II-1) : ***Précipitation d'inhibiteur avec le calcium, T=25 C°, pH=10,2.***

Inhibiteur	(mg/L) précipitation d'inhibiteur / 1000 mg/L de Ca^{++}
Acide polyacrylique (1800 MW)	115
Acide polymaléique	35
AA/AMPS	>1200
AA/SPME/MA	268
HEDP	17
AMP	44
HMDTMP	180
Polymère: AMP-HEDP-AA/AMPS	175
PAPEMP	>40000

La performance du PAPEMP est comparée à d'autres inhibiteurs de carbonate de calcium dans le tableau (II-2); cette étude a été faite à pH=9,0 et à saturation de la calcite 300X.

Tableau (II-2) : ***Comparaison de l'inhibition à sursaturation en calcite 300X*** **[20]**

Inhibiteur	Dose active (mg/L)	Inhibition (%)
Acide polyacrylique (1800 M. Wt)	25	53
HEDP	25	38
AMP	25	41
HMDTMP	25	55
PBTCA	25	57
Polymère: HEDP- AMP- AA/AMPS	25	60
PAPEMP	25	100
PMA	25	47

Les données dans le tableau (II-3) représentent une comparaison entre le PAPEMP et le MPA contre la précipitation d'un mélange de d'hydroxyde de magnésium.

Tableau (II-3) : ***Inhibition d'hydroxyde de magnésium dans l'eau de mer à 90°C***

Inhibiteur	Inhibition (%) à différentes doses en (mg/L)		
	1	2	5
PAPEMP	33	83	100
PMA	50	-	67

A partir de ce résultat on peut dire que le PAPEMP est plus efficace que le PMA pour empêcher la précipitation d'hydroxyde de magnésium.

Donc, l'utilisation de PAPEMP est très répandue, dans le dessalement des eaux, contre la précipitation de carbonate de calcium, sulfate de calcium, sulfate de baryum et strontium, hydroxyde de magnésium, et autres hydroxydes métalliques.

Symboles :

HEDP : acide 1-Hydroxyéthylidène 1-1 diphosphonique;

AMP : Amino tri (acide méthylène phosphonique);

HDMTMP : Hexaméthylène diamine tétra (acide méthylène phosphonique);

PBTCA : Acide 2 phosphonate-2,2,4 tricarboxylique;

AA/AMPS : Copolymère d'acide acrylique et acide 2-acrylamido-2-methylpropylsulfonique;

PAPEMP : Acide polyamino polyéther méthylène phosphonique;

PMA : Acide poly maléique.

II-2) Inhibition de précipitation du carbonate de calcium $CaCO_3$ dans une solution concentrée en NaCl entre 25 – 90°C [21] :

Parmi les nombreuses méthodes antitartres, il existe la méthode de l'inhibition par les additifs chimiques (inhibiteurs) et c'est l'approche la plus économique. Généralement, les inhibiteurs utilisés dans l'industrie incluent les phosphates et polyphosphates, phosphonates organiques, polyacrylates, et autres polymères et copolymères de phosphonates, carboxylates, et solfunates. Le choix des inhibiteurs dépend de la composition de la solution, de compatibilité, de la stabilité et de la température.

Il y a un modèle semi-empirique pour contrôler les dépôts de $BaSO_4$ basé sur la théorie de nucléation et les observations expérimentales. Ce modèle prévoit quel inhibiteur à

employer et son dosage effectif. Un nouveau modèle semi-empirique semblable à celui de $BaSO_4$ a été introduit pour contrôler les dépôts de $CaCO_3$. Les résultats expérimentaux prouvent que la concentration minimum d'un inhibiteur (C_{inh}) peut être obtenu à partir la relation :

$$C_{inh} = f(s) / b_{inh} . \text{Log} [t_{inh} / t_0] \quad (1)$$

Où :

t_{inh} : temps d'inhibition **[s]**;

t_0 : période d'induction de nucléation en l'absence des inhibiteurs **[s]**;

b_{inh} : efficacité de l'inhibiteur **[L/mg]**;

f(s) : facteur de sûreté.

Ce modèle semi-empirique d'inhibiteur peut être appliqué pour contrôler les dépôts de $CaCO_3$ qui a besoin des paramètres généralement mesurés ou calculés, tels que l'indice de saturation (SI), la température (T), le rapport molaire (R) entre le calcium Ca^{++}et le bicarbonate HCO_3^-.

Dans cette étude, les paramètres du modèle sont présentés pour les inhibiteurs généralement utilisés : HEDEP (hydroxyethylidene- 1,1-diphosphonic-acid) et NTMP (nitrilotri [methylene phosphonic] acid). Les résultats expérimentaux montrent que HEDP et NTMP sont les meilleurs inhibiteurs pour le tartre de calcite dans les systèmes examinés.

II-3) L'influence du champ magnétique sur la cristallisation de carbonate de calcium $CaCO_3$ [22] :

$CaCO_3$ se cristallise sous trois formes cristallographiques : calcite, aragonite et vatérite. La calcite est habituellement formée d'un tartre très adhérent tandis que l'aragonite et le vaterite forment un type des cristaux peut adhérent qui est facilement enlevé.

Le traitement magnétique anti-tartre a été connu pendant beaucoup d'années, ce traitement réduit la pollution chimique de l'environnement. Il existe quelques paramètres qui peuvent influer sur l'efficacité de traitement de l'eau avec un champ magnétique comme la température, le pH, la force et la direction du champ appliqué, les impuretés existant dans l'eau.

Dans cette étude une eau synthétique, préparée d'après la méthode de Parsons a été utilisée. La concentration optimale des ions de Ca^{++} est égale à 300 ppm pour obtenir une meilleure réponse au traitement magnétique. Pour prouver l'efficacité du traitement magnétique sur la cristallisation de $CaCO_3$, on utilise différentes tensions du champ magnétique entre 0,5 et 1,3 T, avec un débit de 0,03 l/min de l'eau à traiter qui correspond à une vitesse de 0,1 m/s et à un faible nombre de Reynolds (régime laminaire). La solution résultante est un système d'équilibre de $CaCO_3$-Ca $(HCO_3)_2$-H_2O. Après l'opération de séchage à 70 °C, on obtient les cristaux de carbonate de calcium $CaCO_3$. Ces cristaux ont été analysés avec un diffractomètre à rayons X.

Les résultats de l'analyse montrent qu'il existe une différence dans la quantité de carbonate de calcium $CaCO_3$ si l'eau était traitée avec un champ magnétique.

La figure (II-1) représente les spectres de diffraction de rayon X des cristaux obtenus avec et sans le traitement magnétique; les résultats de l'analyse quantitative sont représentés dans le tableau (II-4).

Donc on peut dire que :

1) Dans l'échantillon, l'aragonite est très sensible pour le traitement magnétique.
2) Les proportions de vatérite sont relativement élevées dans les deux échantillons.

Le vatérite est un cristal de modification métastable, et habituellement se transforme rapidement à la calcite, mais la solution traitée avec le champ magnétique favorise la formation des cristaux de type d'aragonite (peu soluble).

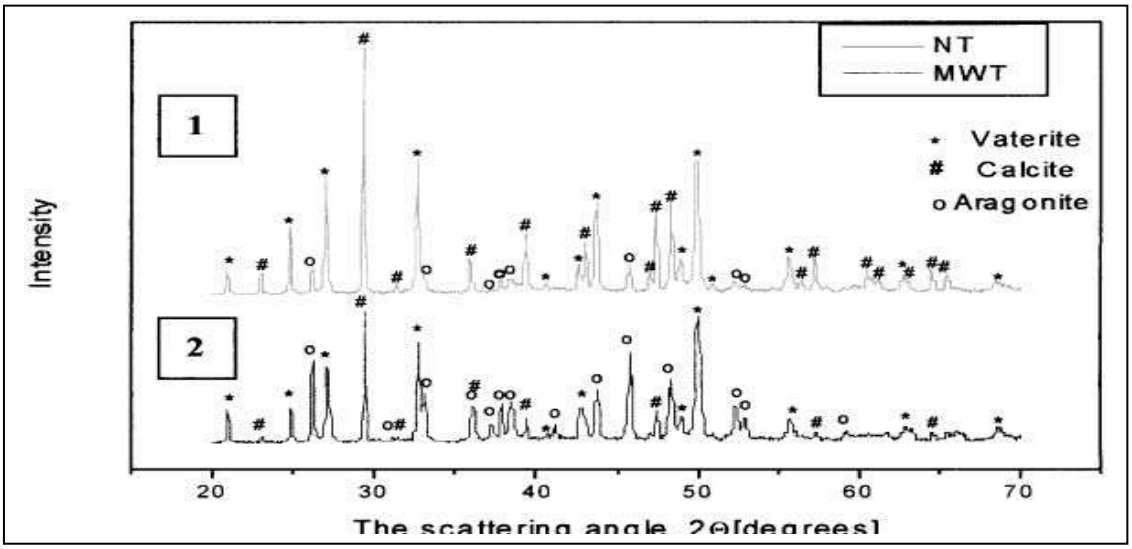


Figure (II-1) : ***Les*** *spectres de diffraction de rayon X pour les échantillons des cristaux $CaCO_3$: (1) sans traitement et (2) avec traitement magnétique de l'eau* **[22]**.

Tableau (II-4) : *Pourcentage massique des différentes formes cristallographiques de carbonate de calcium.*

Type de cristal	Calcite (%)	Aragonite (%)	Vaterite (%)
Echantillon non traité	34	14	52
Echantillon traité	14	44	42

Nous pouvons conclure que les particules du carbonate de calcium ont été cristallisés sous l'action d'un champ magnétique, ils consistent en un mélange d'aragonite et de vaterite.

II-4) L'évaluation de l'effet du Mg^{2+}sur le volume de $CaCO_3$ formé et leur surface de déposition [23] :

Il y a une variété d'ions, telles que le Mg^{2+}, Ba^{2+}, Sr^{2+}, Mn^{2+}, et SO_4^{-2} peut être influencé sur le taux de croissance du carbonate de calcium $CaCO_3$. Plusieurs de ces ions ont l'effet d'empêcher la croissance de la calcite.

Le taux de nucléation des dépôts de $CaCO_3$ peut être affecté par la présence des ions Mg^{2+} dans les compositions de l'eau.

Beaucoup des études ont prouvé que le taux de croissance de calcite peut être empêcher par la présence du Mg^{2+}.

Des expériences ont été effectuées à différents rapports de Mg/Ca. Les compositions des solutions sont représentées dans le tableau (II-5) :

Tableau (II-5) : ***Compositions des solutions utilisées pour tester l'effet de Mg^{2+} sur lla formation des dépots***

:

Concentration de Mg^{2+} (ppm)	0	200	400	600
Le rapport Mg^{2+}/Ca^{2+}	0	0,227	0,445	0,667
Na^+ (ppm)	6873	6305	5738	5170
Mg^{2+} (ppm)	0	200	400	600
Ca^{2+} (ppm)	1440	1440	1440	1440
Cl^- (ppm)	11,871	11,579	11,287	10,995
HCO_3^- (ppm)	2196	2196	2196	2196

Le carbonate de calcium a été précipité spontanément en mélangeant 300 ml de saumure (1) (contenant le Ca^{2+}) et 300 ml de saumure (2) (contenant le HCO_3^-).

Les dépôts de $CaCO_3$ ont été déposés sur la surface active (D = 10 mm) d'un cristalliseur de disque rotatif (RDC).

La figure (II-2) montre l'effet du Mg^{2+} sur la déposition des dépôts. La quantité des dépôts déposée diminue avec l'augmentation de Mg^{2+} dans la solution. A 600 ppm de Mg^{2+}, on n'observe aucune croissance de $CaCO_3$, et le temps d'induction est approximativement de 4 heures.

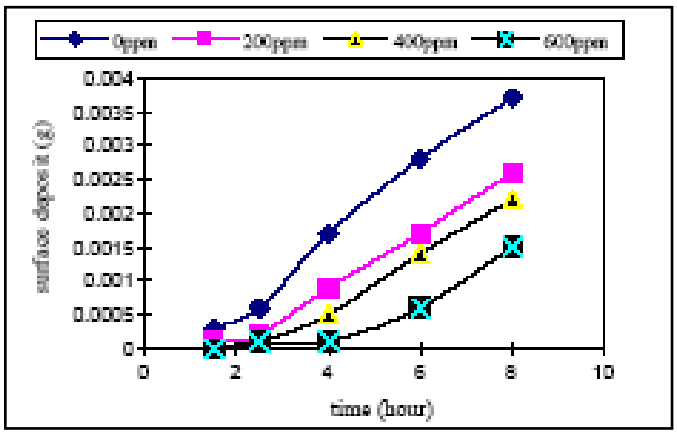


Figure (II-2) : ***L'effet de Mg^{2+} sur la surface de déposition.***

L'efficacité de Mg^{2+} sur le volume des dépôts précipité et la surface de déposition est montrée dans la figure (II-3). L'efficacité d'inhibition est calculée comme suit :

$$\textit{Efficacité d'inhibition (\%)} = (Q_a - Q_p) / Q_a \qquad (2)$$

Où:

Q_a: quantité des dépôts en absence de Mg^{2+}.

Q_p: quantité des dépôts en présence de Mg^{2+}.

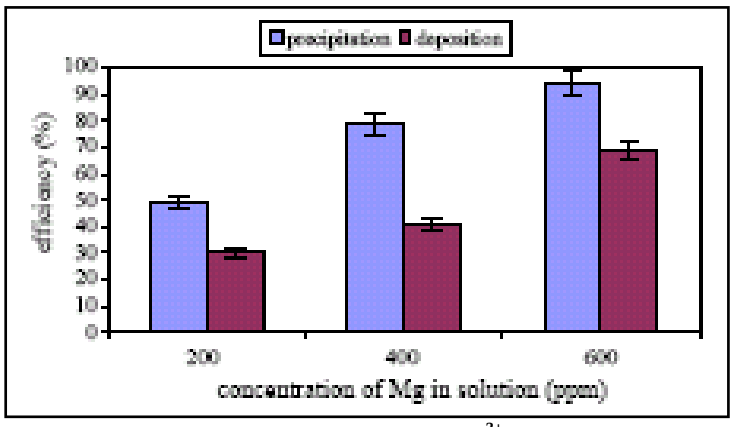


Figure (II-3) : ***L'efficacité d'inhibition de Mg^{2+} sur le volume précipité et la surface de déposition***

Il est clair que les deux processus soient empêchés par le Mg^{2+} mais à un degré différent. Dans la présence de 200, 400, et 600 ppm de Mg^{2+} l'efficacité d'inhibition est 30%, 41%, et 69% pour la surface de déposition et 49%, 79%, et 94% pour le volume précipité des dépôts. Les ions du Mg^{2+}ont apparemment un plus grand effet d'inhibition sur le volume précipité que la surface de déposition.

Les analyses des dépôts avec la microscopie à balayage électronique (SEM : scanning electron microscopy) montrent que :

- En l'absence de Mg^{2+} (0 ppm), les cristaux observés sont constitués principalement en vatérite et peu de calcite.
- En présence de Mg^{2+} (600 ppm), les cristaux de la calcite sont prédominants.

II-5) Traitement magnétique de l'eau pour la prévention contre l'entartrage [24] :

Il y a divers traitements chimiques et physiques pour empêcher la précipitation des sels, on prend par exemple le traitement magnétique qui est l'objectif de cet article **[24]**.

Le dispositif magnétique est représenté dans la figure (II-4). Il s'est composé d'une série de paires d'aimants permanents. L'eau à traiter passe dans une conduite insérée entre les morceaux polaires dans l'opposition de la polarité. Dans cette configuration l'induction magnétique était perpendiculaire à l'écoulement de l'eau. Dans cette étude, le champ magnétique était presque uniforme à une valeur moyenne de 0,16 T.

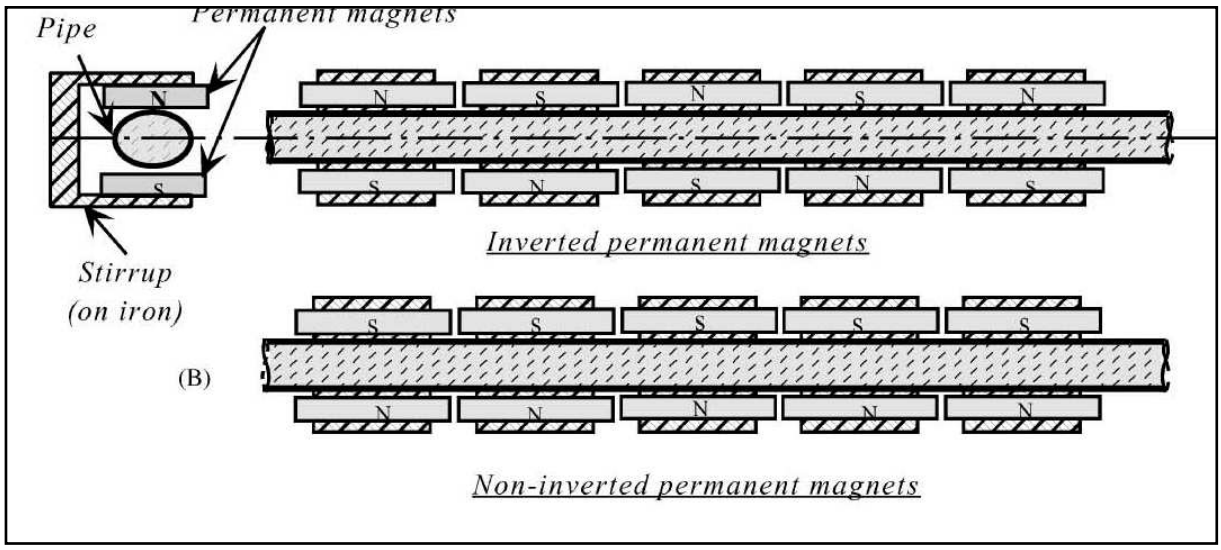


Figure (II-4) : ***Dispositif magnétique.***

L'efficacité, E_m, du traitement magnétique, peut être définie par :

$$\mathbf{E_m = [Ca^{2+}]_i - [Ca^{2+}] / [Ca^{2+}]_i} \text{ en } \mathbf{\%} \qquad (3)$$

Où :

$[Ca^{2+}]_i$: la concentration en calcium à l'entrée du dispositif magnétique;

$[Ca^{2+}]$: la concentration en calcium après le traitement magnétique.

A ce traitement on utilise deux types d'eau; eau carbonique et eau salée, leurs compositions sont données dans le tableau (II-6).

Tableau (II-6) : ***Compositions des eaux à traitées.***

Compositions	$CaCO_3$ (g/L)	$CaCl_2$, 2H2O (g/L)	$NaHCO_3$ (g/L)	Na_2CO_3 (g/L)	NaCl (g/L)	pH
Eau carbonique	0,5					7
Eau salée		1,54	0,168	0,021	30	8

La figure (II-5) représente la variation de la concentration en calcium avec le nombre de passage dans le dispositif magnétique.

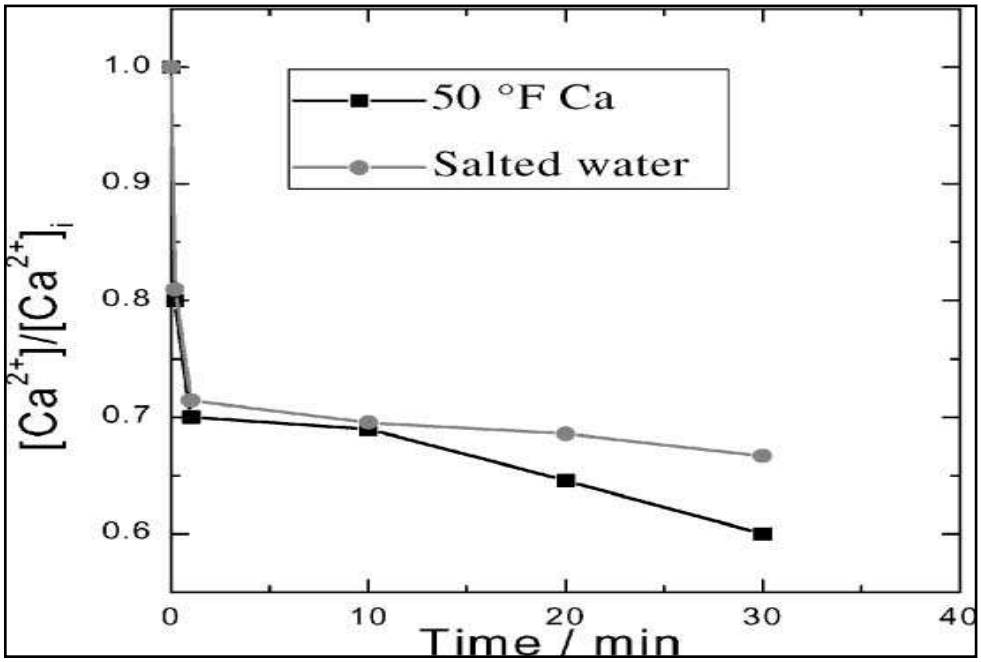


Figure (II-5) : ***Variation de la concentration en calcium en fonction de temps***

Le passage de l'eau dans ce dispositif réduit la concentration du calcium avec un teneur de 20% pour les deux types d'eau. Une minute de circulation est suffisante pour réduire 30% en concentration du calcium libre.

Cette diminution en calcium est en relation avec le dégazage de CO_2, qui entraîne une augmentation de pH et par conséquence, le carbonate de calcium précipite.

II-6) Effet de traitement magnétique de l'eau sur la précipitation homogène et hétérogène de carbonate de calcium [30] :

Dans ce traitement on utilise une qualité d'eau contenant seulement les ions : Ca^{2+}, CO_3^{2-} et HCO_3^- que l'on appelle l'eau calco-carbonique pure (CCP). Un volume V=0,50 dm^3 de l'eau (CCP) a été introduit dans le dispositif expérimental (figure : II-6). Le dispositif magnétique a été décrit en détail dans l'article de C.Gabrielli (2001). L'intensité de champ magnétique est égale à 0,16 T.

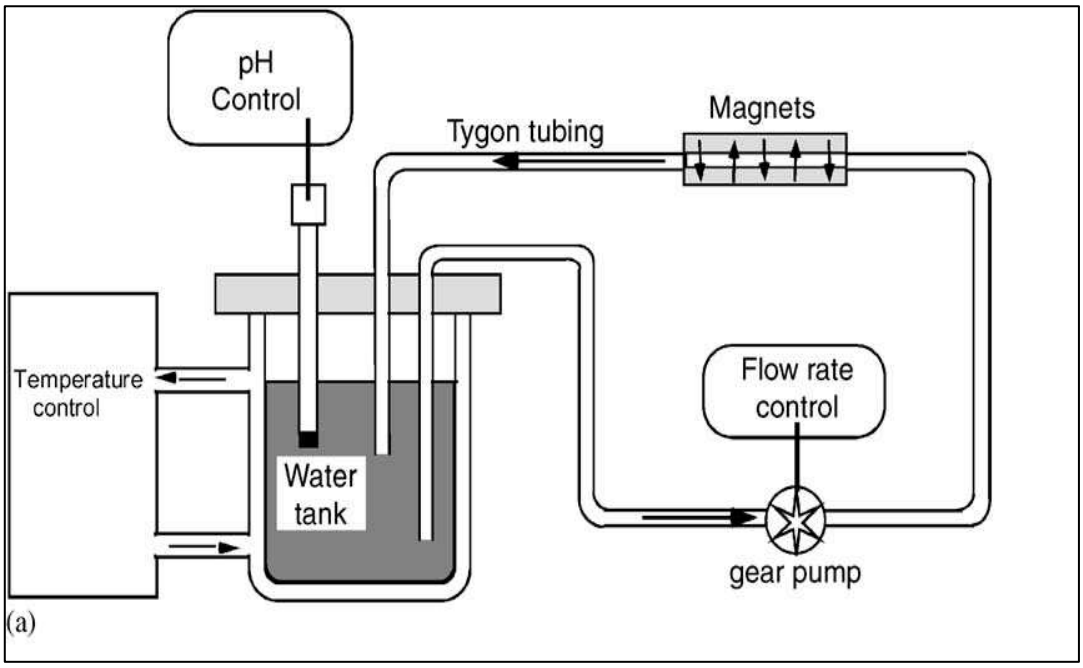


Figure (II-6) : ***Dispositif expérimental de traitement magnétique.***

Dans l'installation d'essai de précipitation (figure : (II-7)), 0,5 dm^3 de l'eau traitée a été placée dans une cellule en polyamide. Cette cellule est immergée dans un bain d'eau thermostatique pour maintenir la température à 30,0 °C. Cette cellule de polyamide donne une bonne affinité pour la précipitation hétérogène de $CaCO_3$. Le dégazage de CO_2 a été provoqué

par un écoulement continu de l'azote pur (N_2) par un diffuseur situé au fond de la cellule. Il faut contrôler le pH de la solution et la conductivité pour détecter le temps de germination. Pour chaque minute, on détermine la concentration en calcium par complexométrie d'EDTA ($0,10^{-3}$ M).

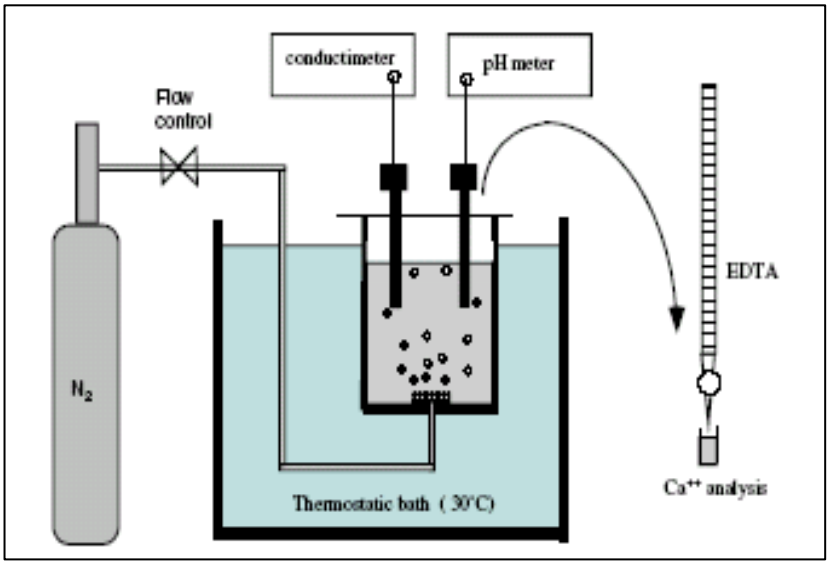


Figure (II-7) : ***Test de précipitation.***

La courbe (II-8) représente les variations du pH et la concentration en calcium en fonction de temps. Le temps de germination t_{ind} est évalué à partir ces deux courbes. Dans ce cas, la sursaturation critique a été atteinte à pH= 8,5 et le temps d'induction était égal à 10,5 minutes.

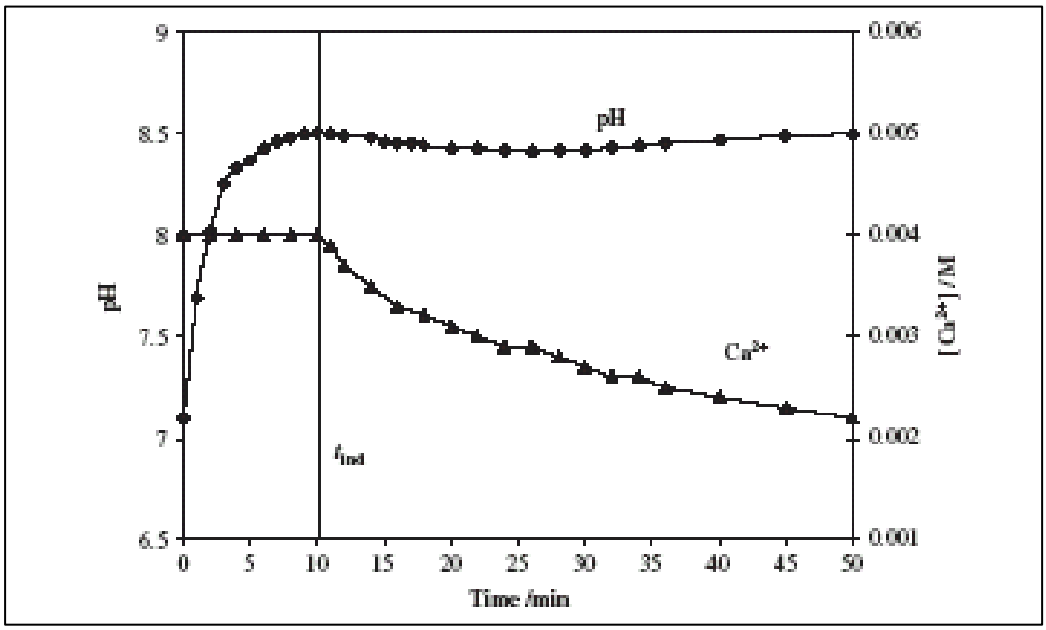


Figure (II-8) : ***Variation de pH et la concentration de calcium en fonction de temps.***

A la fin du traitement, le plein volume a été filtré avec une membrane de nitrate de cellulose, pour séparer et peser la masse m_b de $CaCO_3$ formée par la germination homogène. La masse de $CaCO_3$ m_W déposée sur les parois de la cellule par la germination hétérogène est déduite à partir les valeurs de m_b et $[Ca^{2+}]$.

En présence du champ magnétique, la précipitation de $CaCO_3$ augmente. La quantité de $CaCO_3$ précipitée dans la solution par la germination homogène pendant l'essai de précipitation a été déterminée après la filtration de la solution.

La courbe (II-9) prouve que le pourcentage du carbonate de calcium précipité par la germination homogène augmente avec le pH et avec le débit. Quand le champ magnétique a été appliqué, la quantité de $CaCO_3$ précipitée au sein de la solution était encore plus grande.

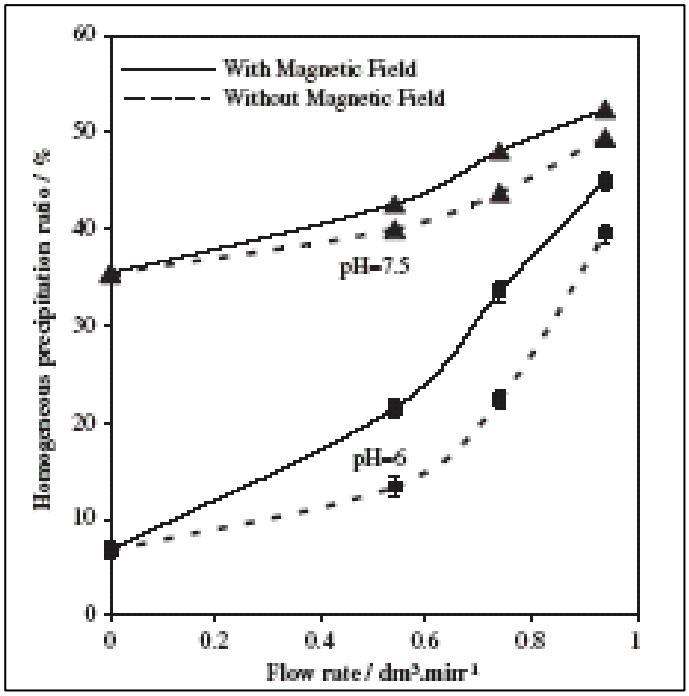


Figure (II-9) : ***Variation de la précipitation homogène de $CaCO_3$ en fonction de pH et le débit de circulation de l'eau.***

En l'absence du champ magnétique, la teneur totale de précipitation égale à 73 %, divisée en 22,2 % pour la précipitation homogène (germination homogène) et 50,8 pour la précipitation hétérogène (germination hétérogène). En présence du champ magnétique, on remarque que la précipitation augmente jusqu'à 84 %, avec l'augmentation de la précipitation homogène 38,9%, par contre la précipitation hétérogène qui est diminuée à 45,1 %.

Ces données expérimentales démontrent que le champ magnétique favorise préférentiellement la précipitation homogène et par conséquent, le champ magnétique inhibe la formation de tartre.

CHAPITRE III

Mécanisme de l'entartrage

III-1) Le système calco-carbonique :

III-1-1) Généralités [10] :

Les eaux naturelles, du fait de leur cheminement dans le sol et au contact de l'atmosphère, contiennent un certain nombre d'éléments dissous :

- ✓ Des cations tels que Ca^{2+}, Na^{+}, K^{+},Mg^{2+},Fe^{2+}
- ✓ Des anions tels que cl^{-},SO_4^{2-},CO_3^{-},HCO_3^{-},NO_3^{-},……etc
- ✓ Des gaz dissous, essentiellement CO_2 et O_2
- ✓ Des colloïdes tel SiO_2.

Parmi ces différents éléments, un certain nombre est susceptible de réagir entre eux au sein d'un système que l'on appelle le système calco-carbonique. La réaction de base, qui illustre toutes ces possibilités de réactions, peut s'écrire :

$$CO_2 + H_2O + CaCO_3 \underset{(b)}{\overset{(a)}{\rightleftharpoons}} Ca\,(HCO_3)_2 \qquad (1)$$

Le CO_2 en provenance d'une phase gazeuse (atmosphère ou rhizosphère) peut se dissoudre dans l'eau et après hydratation et ionisation, donner lieu à une réaction acide qui permet l'attaque du $CaCO_3$ présent dans toutes les roches sédimentaires.

Celui-ci est dissous et passe en solution sous forme d'hydrogénocarbonate beaucoup plus soluble que le carbonate et qui constitue la forme de transport du futur tartre. Cette transformation qui correspond au sens (a) dans la réaction (1) est celle qui correspond au processus de solubilisation des roches sédimentaires dans le sol quand l'eau est au contact de la rhizosphère riche en CO_2. Si par la suite cette eau perd du CO_2 par dégazage et ou échauffement, la réaction (1) peut être déplacée dans le sens (b) et donner lieu à une précipitation de $CaCO_3$ qui, s'il adhère au parois, va constituer le tartre.

Tous les processus d'entartrages par $CaCO_3$ quelles qu'en soient les causes immédiates que nous énumérerons un peu plus loin débouchent directement ou indirectement sur la réaction (1) et l'échange de CO_2 entre phases liquide et gazeuse est le

principe moteur de tout entartrage. Si on veut décrire correctement les équilibres et les cinétiques d'évolution de ces systèmes il est donc essentiel de les considérer comme des système polyphasiques faisant intervenir trois phases simultanément en présence :

a)-une phase gazeuse, généralement constituée d'un mélange (air + CO_2) que l'on peut caractériser par la pression partielle de CO_2: P CO_2.

b)-une phase liquide constituée par l'eau naturelle considérée.

c)-une phase solide constituée des parois de l'appareillage concerné porteuses du tartre en cours de dépôts et des éventuels cristaux apparus en solution.

Les réactions chimiques principales se produisent entre ions en solution dans la phase liquide mais pour se dérouler, elles supposent des échanges de matières avec les deux autres phases, à travers les deux interfaces gaz/liquide et liquide /solide.

L'ensemble de ces réactions chimiques et transferts de matières résultant de ce processus peut se représenter comme en figure (III-1) :

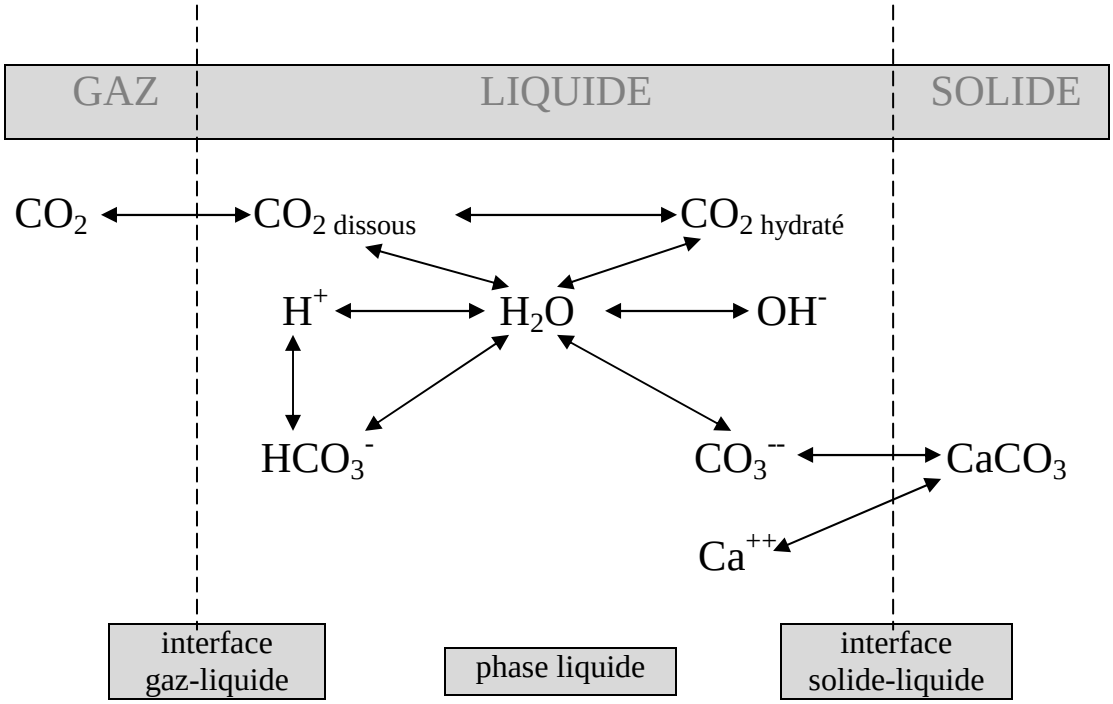


Figure (III-1) : ***Représentation schématique des échanges de matière aux interfaces et des réactions en phase liquide.***

III-1-2) Approche cinétique des évolutions du système calco-carbonique :

On peut modéliser les étapes cinétiques de l'évolution du système calco-carbonique comme sui **[1]** :

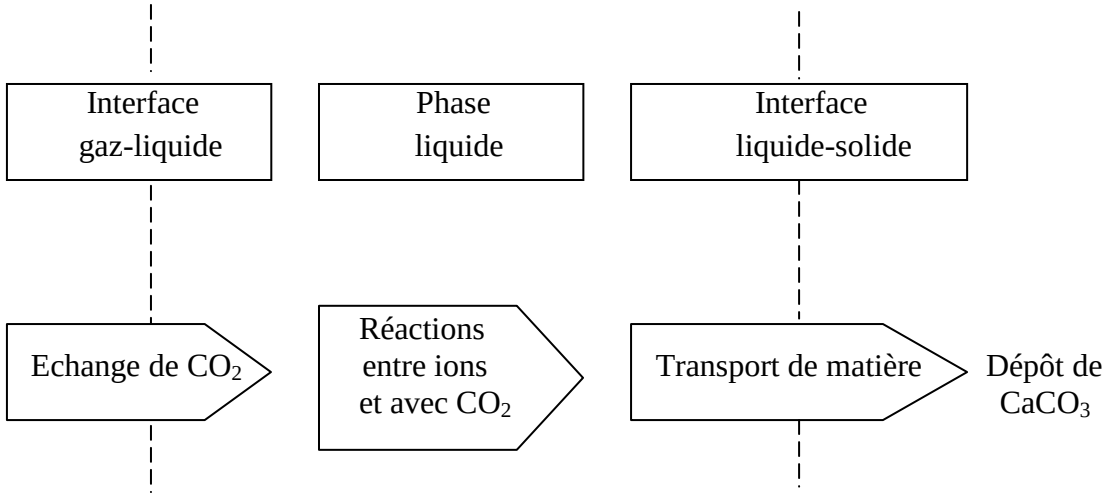


Figure (III-2) : ***Représentation schématique des étapes cinétiques de l'évolution du système calco-carbonique.***

III-1-2-1) Etape (1) : Echange de CO_2 à l'interface Gaz-Liquide :

La première étape qui correspond à la cinétique d'échange de CO_2 à l'interface gaz-liquide obéit, comme tous les échanges de ce type, à des lois bien connues qui permettent par exemple d'exprimer la vitesse de variation de la concentration en CO_2 dissous dans la phase liquide par la relation :

$$\frac{d(CO_2)}{dt} = k_l . \frac{A}{V}\left[(CO_2)^* - (CO_2)\right] \qquad (1)$$

dans laquelle :

k_l : est le coefficient de transfert ramené coté liquide, fonction de la température et de la turbulence de l'interface **[m/s]**.

A : est l'aire de l'interface gaz-liquide **[m^2]**.

V : est le volume de la phase liquide **[m^3]**.

$\frac{A}{V} = a^*$: représente la surface spécifique du système gaz-liquide **[m^{-1}]**.

$a^*.k_l$: est souvent considéré comme le coefficient de transfert global de cet échange.

$(CO_2)^*$: est la concentration en CO_2 dissous dans le liquide lorsque ce liquide est en équilibre de dissolution avec le CO_2 de la phase gaz **[mol/m^3]**.

(CO_2): est la concentration en CO_2 dissous au temps t **[mol/m^3]**.

Donc la vitesse de transfert du CO_2 dépend du potentiel d'échange $\left[(CO_2)^* - (CO_2)\right]$ mais aussi du terme $a^*.k_l$ c'est-à-dire de la température, de la turbulence à l'interface gaz-liquide, et aussi de son état de dispersion caractérisé par le terme $a^* = A/V$.

III-1-2-2) Etape (2) : Les réactions en phase liquide :

La deuxième étape correspond aux réajustements ioniques en phase liquide. Sa vitesse d'évolution peut s'exprimer par les ions de la cinétique chimique en phase homogène. C'est la plus rapide. Son temps de réponse est de l'ordre de la seconde et elle ne saurait en aucun cas constituer l'étape cinétiquement limitante.

A l'issue de cette deuxième étape, les concentrations ioniques en solution et en particulier le produit ionique (CO_3^{--}) (Ca^{++}) ont subi une évolution. Si le produit de solubilité du carbonate se trouve dépassé par ce produit ionique un processus de précipitation peut s'amorcer.

III-1-2-3) Etape (3) : La croissance cristalline :

L'étape de croissance cristalline peut classiquement se subdiviser en :

- **Un processus de transport diffusionnel** à la traversée de la couche limite. Il peut être modélisé par la loi de **Fick** et, dans la mesure où on peut clairement identifier les ions transportés, il débouche sur une cinétique du premier ordre, du type :

$$\frac{dC}{dt} = \frac{S}{V} K_D \left(C - C_{eq}\right) \qquad (2)$$

avec :

S : Surface développée des cristaux en cours de croissance **[m]**.

V : Volume de la solution **[m^3]**.

K_D : Coefficient de transport diffusionnel **[m^2/s]**.

C et C_{eq} : Concentration à l'équilibre thermodynamique de l'ion considéré **[mol/m^3]**.

- **<u>Une cinétique dite de "Réactions de surface",</u>** terme vague qui cache l'ignorance dans laquelle on se trouve quant aux processus chimiques exacts qui se déroulent au voisinage immédiat des faces cristallines, mais qui englobe obligatoirement la déshydratation des ions transportés avant leur inclusion dans le cristal, et éventuellement la déprotonation de HCO_3^-.

Généralement ces deux étapes sont modélisées par un modèle empirique global qui utilise le formalisme de la cinétique chimique et qui est du type :

$$-\frac{d[Ca^{++}]}{dt} = K_T \cdot \left[[Ca^{++}] - [Ca^{++}]_{eq}\right]^n \qquad (3)$$

Donc c'est un modèle à deux paramètres :

- La constante de vitesse globale K_T
- Le pseudo ordre de réaction n

De son coté l'étape de germination résulte de deux processus en parallèle :

- **<u>une germination dite homogène</u>** qui peut se produire au sein de la solution sursaturée si les hasards du déplacement des ions sous l'effet de l'agitation thermique créent au même instant et au même endroit une configuration amorçant l'empilement ordonné du futur cristal. C'est un phénomène hautement improbable mais l'expérience montre que sa probabilité n'est pas nulle et que cela finit toujours par se produire.

- **<u>une germination dite hétérogène</u>** qui se produit au contact des parois du conteneur et qui se traduit par l'implantation d'un cristal adhérent à la paroi, amorce du futur tartre.

En règle générale la germination hétérogène est beaucoup plus rapide que la germination homogène, et ce qui se passe à la paroi est la clé de tout le processus d'entartrage.

Globalement, l'ensemble des étapes de cette évolution peut se représenter comme en figure (III-3) :

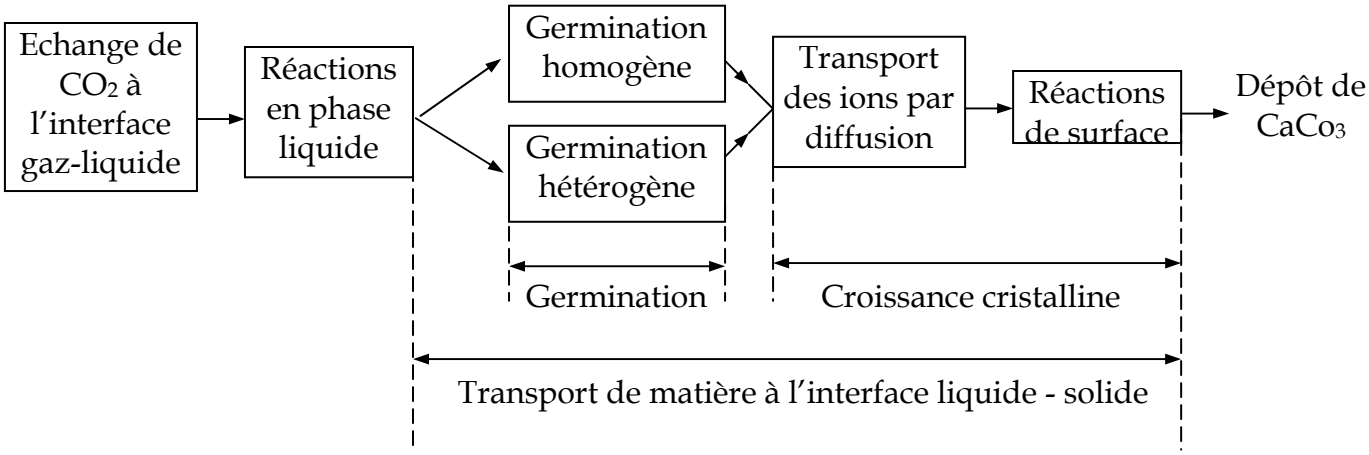


Figure (III-3) : *Schéma développé de toutes les étapes cinétiques de l'évolution du système calco-carbonique.*

III-2) Approche cinétique :

III-2-1) Modèle physique de l'étape de croissance cristalline :

Nous avons distingué plusieurs étapes dans l'évolution du système calco-carbonique conduisant à la formation d'un tartre de $CaCO_3$ et vu que la croissance cristalline intervenait en aval des cinétiques d'échange de CO_2 à l'interface gaz-liquide et des cinétiques chimiques de réajustements ioniques en phase liquide. La croissance cristalline intervient en fin de processus, au niveau des échanges de matière à l'interface liquide-solide, après l'étape de germination dont nous avons souligné le caractère hétérogène dominant dans le cas de $CaCO_3$.

Classiquement, nous avons considéré qu'au cours de leur transport entre la solution sursaturée et le cristal en cours de croissance, les ions constitutifs de ce cristal franchissaient successivement 2 zones concentriques au cristal **[1]**.

1- La couche limite hydraulique constituée d'une zone dans laquelle les molécules de liquide situées près du solide sont liées à ce solide, ce qui ne leur permet que des déplacements limités, parallèlement à la surface de ce solide. Ceci a pour effet

d'éliminer presque totalement la possibilité de transport convectif des ions vers le cristal à nourrir et ne leur permet qu'un transport diffusif correspondant à l'agitation thermique. L'épaisseur de cette première couche est de l'ordre de grandeur du micro. A l'extérieur de cette couche limite, la plus grande liberté de mouvement des molécules du liquide permet un transport convectif sous le contrôle de l'agitation mécanique de la solution. Si cette agitation est suffisante, la turbulence créée assure une concentration uniforme des ions à transporter. C'est celle qui est accessible aux dosages chimiques; nous la noterons **C**.

2- A l'intérieur de cette couche limite et à proximité immédiate des faces cristallines en cours de croissance, on postule l'existence d'une zone de transition, parfois appelée couche d'adsorption, dans laquelle se produisent les transformations nécessaires pour que les ions, transportés par diffusion jusque là, puissent s'inclure dans le réseau cristallin. Ces transformations, regroupées sous l'appellation générique de "Réactions de surface" concernent en premier lieu la nécessaire déshydratation des ions transportés puisque, plus ou moins fortement hydratés en solution, en particulier les cations, ils ne le sont plus dans l'empilement ordonné que constitue le cristal.
Cette déshydratation suppose des échanges énergétiques dont l'importance dépend en particulier, du nombre de molécules d'eau associées à l'ion considéré. L'ordre de grandeur de l'épaisseur de cette couche d'adsorption se chiffre en angströms.

Dans le cas de cristaux réels c'est-à-dire imparfaits il arrive, en présence de certains ions étrangers au système calco-carbonique, que des substitutions puissent se produire de façon aléatoire dans la construction du cristal conduisant à des cristaux non stoechiométriques.

L'une de ces substitutions a particulièrement été bien étudiée, c'est celle de l'ion Ca^{++} par Mg^{++}, en raison des perturbations très importantes observées dans la précipitation de $CaCO_3$ lorsque Mg^{++} est présent :

- Augmentation très nette du temps de germination (**[2]**,**[13]**).
- Diminution de la vitesse de précipitation (**[2]**,**[13]**).
- Changement de faciès de la calcite puis, à plus forte concentration, orientation vers l'aragonite **[14]**.

Ces différentes observations peuvent être expliquées en considérant précisément que l'ion Mg^{++}, plus petit que Ca^{++} et plus fortement hydraté en solution, demande une énergie de déshydratation supérieure avant de pouvoir être inséré dans la structure cristalline **[13]**. Le tableau (III-1) résume quelques données chiffrées relatives à ce problème.

Tableau (III-1) : ***Données numériques concernant les rayons et les énergies d'hydratation de quelques ions.*** **[10]**

Ion	**Rayon ionique en A° (ion déshydraté dans le cristal)**	**Rayon ionique en A° (ion hydraté en solution)**	**Energie d'hydratation Kcal/mole**	**Nombre d'hydratation**
Ca^{++}	0,99			
		3,21		6 5,2 5 et 6
			349	
Mg^{++}	0,65			
		4,65		
				6 6 et 8 6,6
			459	
CO_3^{--}			300	

Une autre réaction pouvant être classée parmi les "réaction de surface" concerne la déprotonation des ions $\mathbf{HCO_3^-}$ transportés par diffusion pour donner un ion $\mathbf{CO_3^{--}}$insérable dans la structure cristalline. La baisse brusque et systématique du pH qui coïncide toujours avec le début de la précipitation et que l'on considère comme l'indice d'une formation du cristal de $\mathbf{CaCO_3}$ non pas directement à partir des ions $\mathbf{Ca^{++}}$ et$\mathbf{CO_3^{--}}$ mais à partir de $\mathbf{Ca^{++}}$ et $\mathbf{HCO_3^-}$ selon:

$$\mathbf{HCO_3^- + Ca^{++} \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + H^+}$$

C'est ainsi qu'on peut être amené à considérer des associations du type"complexe" comme $\mathbf{CaHCO_3^+}$ ou $\mathbf{CaCO_3}$°(ou même ses homologues supérieurs $(\mathbf{CaCO_3°})_n$ mais qui deviennent de plus en plus improbables quand n croit). Ces "complexes" jouent un rôle tout à fait négligeable dans le calcul des équilibres **[2]** parce que très minoritaires devant les autres concentrations ioniques mais il n'est pas impossible qu'ils aient un rôle cinétique non négligeable du fait qu'ils constituent un "préregroupement" local favorable au processus de germination.

Sur la base des valeurs numériques de constantes actuellement admises c'est $\mathbf{CaHCO_3^+}$ qui constitue le complexe le plus abondant dans la zone de pH précédemment considérée. Si on ne néglige pas leur participation possible aussi au processus de croissance cristalline, on peut évidemment envisager leur participation aux "réaction de surface" soit qu'ils se forment transitoirement dans la couche d'adsorption avant de s'insérer dans le cristal selon un processus du type **[1]** :

$$\mathbf{HCO_3^- + Ca^{++} \longrightarrow CaHCO_3^+ \longrightarrow CaCO_3 + H^+}$$

Soit qu'après leur formation en solution, ils participent au transport diffusionnel des éléments constitutifs du cristal et se transforment dans la couche d'adsorption selon :

$$\mathbf{CaHCO_3^+ \longrightarrow CaCO_3 + H^+}$$

D'un point de vue stoechiométrique, ce passage transitoire par la forme "complexée" ne change rien à l'écriture des flux transférés et on retrouve la libération de protons permettant d'expliquer la chute de pH durant la croissance cristalline.

Des chercheurs reprennent cette hypothèse sous une forme légèrement modifiée en considérant la possibilité de réaction d'une paire $\mathbf{CaHCO_3^+}$ directement sur des sites anioniques du cristal en cours de croissance selon des mécanismes du type:

$$\mathbf{CaHCO_3^+ + CO_3^{--}}\ (s) \longrightarrow \mathbf{CaCO_3}\ (s) + \mathbf{HCO_3^-}\ (s)$$

et

$$\mathbf{CaHCO_3^+ + HCO_3^-}\ (s) \longrightarrow \mathbf{CaCO_3}\ (s) + \mathbf{CO_2 + H_2O}$$

$$\mathbf{CaHCO_3^+ + OH^-}\ (s) \longrightarrow \mathbf{CaCO_3}\ (s) + \mathbf{H_2O}$$

Concernant les conditions aux limites : on admet généralement qu'au contact du cristal les concentrations correspondent aux concentrations à l'équilibre thermodynamique et que du coté "extérieur" de la couche d'adsorption, les concentrations des ions migrants correspondent aux concentration intermédiaires C_i relatives au gradient de concentration assurant le transport diffusionnel à la traversée de la couche limite. La Figure (III-4) représente le schéma d'organisation de ce modèle.

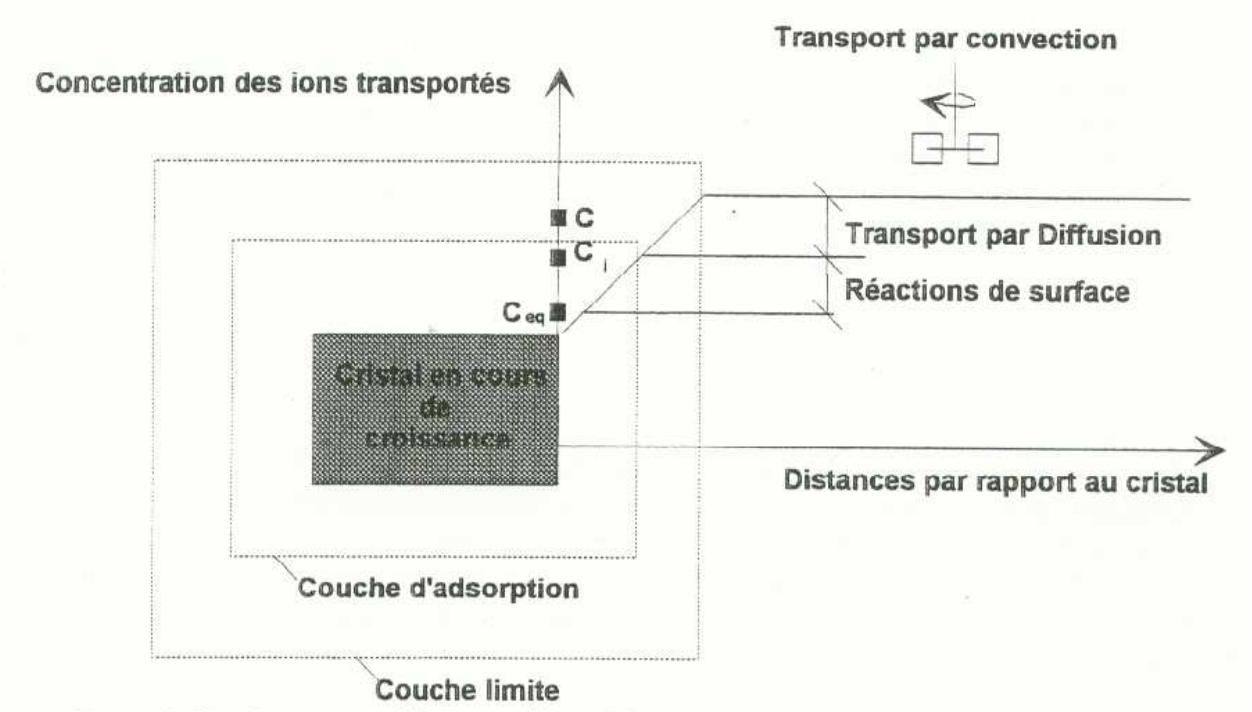


Figure (III-4) : ***Représentation schématique du modèle physique de la phase de croissance cristalline.***

D'un point de vue systémique, les 2 étapes de transport diffusionnel à la traversée de la couche limite et de réaction de surface dans la couche d'adsorption sont placées en série et c'est évidemment la plus lente qui sera cinétiquement limitante de l'ensemble.

III-2-2) Modèle mathématique :

L'évaluation de la vitesse de transport par diffusion à la traversée de la couche limite relève évidemment de la loi de **FICK** avec un potentiel d'échange ($C - C_i$) soit **[10]** :

$$-\frac{dC}{dt} = \frac{S}{V} K_D \left[C - C_i\right] \qquad (1)$$

avec :

S : Surface développée des cristaux en cours de croissance **[m]**.

V : Volume de la solution **[m^3]**.

K_D : Coefficient de transport diffusionnel **[m^2/s]**.

C : Concentration au sein de la solution de l'ion migrant considéré **[mol/m^3]**.

Quand plusieurs ions participent simultanément à un processus de transport diffusionnel et quand ces ions sont présents en solution à des concentrations différentes, c'est évidemment celui qui intervient à la concentration la plus faible qui a le plus de chance d'être limitant. Ici, dans la zone de pH considérée, la condition de neutralité électrique se ramène pratiquement à :

$$2[Ca^{++}] = [HCO_3^-]$$

Pour les raisons indiquées précédemment et c'est donc vis-à-vis de l'ion Ca^{++} qu'il conviendra d'appliquer la loi de **Fick.**

Pour la phase de "réaction de surface" il n'est généralement pas possible de privilégier une des réactions parmi toutes celles qui peuvent siéger à ce niveau et l'usage s'est établi d'effectuer une modélisation empirique sur la base du formalisme de la cinétique chimique en phase homogène. On pose donc, a priori, une équation de vitesse d'ordre n à identifier à partir des résultats expérimentaux, par rapport à l'ion limitant du processus diffusionnel.

Soit :

$$-\frac{dC}{dt} = k_R \left(C_i - C_{eq}\right)^n \qquad (2)$$

Où :

k_R : Constante de vitesse.

n : Le pseudo-ordre de réaction.

C_i et C_{eq} : se réfèrent aux notation indiquées sur la figure II-4.

L'utilisation des équations de vitesse (1) et (2) se heurte toutefois à une difficulté pratique dans la mesure où, dans le cas général, la concentration intermédiaire C_i n'est pas connue. On est donc été amené à généraliser ces 2 équations de vitesse sous la forme d'un modèle plus

général exprimé par rapport au potentiel d'échange global auquel on peut avoir accès : ($C - C_{eq}$). Le modèle ainsi obtenu s'écrit alors :

$$-\frac{dC}{dt} = k_T \left(C - C_{eq}\right)^n \qquad (3)$$

C'est un modèle empirique à 2 paramètres :

-La constante de vitesse globale k_T .

-Le pseudo-ordre de réaction n .

qui peuvent être obtenues par identification à partir des résultats expérimentaux.

En faisant $k_T = k_D \frac{S}{V}$ et $n = 1$ on retrouve la loi de **Fick** et en faisant $k_T = k_R$ et $n \neq 1$ on retrouve la cinétique de "réaction de surface"exprimée par (2).

Ce type de modélisation a été utilisé avec succès par différents auteurs. Quelques uns de ces résultats sont donnés en Tableau (III-3).

Tableau (III-3) : ***Exemples de modélisations satisfaisantes sur la base de l'équation de vitesse (3).*** **[1]**

n	Nature du cristal
1	KCl $CuSO_4$
2	Agcl $CaSO_4$ MgC_2O_4 $BaSO_4$ $BaSO_4$, $PbSO_4$ et $SrSO_4$
3	$BaSO_4$ $SrSO_4$
4	$AgCrO_4$

III-3) Echanges thermiques dans une tour de réfrigération :

III-3-1) Caractérisation des fluides :

III-3-1-1) Fluide réfrigéré [15] :

Dans le cas des réfrigérants humides, le fluide réfrigéré est dans la très grande majorité des cas de l'eau douce, prélevé en lac ou en rivière. Dans ces conditions et compte tenu des températures et des pressions atteintes dans une tour de réfrigération en fonctionnement, il est raisonnable de considérer les propriétés thermodynamiques de l'eau comme constantes.

Toutefois, il est possible de trouver des cas où l'on utilise comme fluide réfrigéré des eaux avec une forte charge saline.

Ces fortes salinités ont alors une influence sur certaines propriétés physiques de l'eau comme :

- La masse volumique,
- La chaleur massique,
- La pression de vapeur saturante,
- La viscosité,
- La conductibilité thermique.

III-3-1-2) Fluide de refroidissement :

L'air, qui est la source froide principale des réfrigérants atmosphériques est, en fait, constitué d'un mélange gazeux :

- **L'air sec,** mélange de plusieurs gaz dont on considère les concentrations constantes et dont le mélange a le comportement d'un gaz parfait.
- **La vapeur d'eau,**

Ce mélange est assimilé à une solution idéale et à ce titre des grandeurs thermodynamiques comme l'enthalpie et donc les chaleurs massiques sont additives. L'état thermodynamique de ce mélange est défini par :

- La pression P de l'air humide,
- La température T, aussi nommée "température sèche",
- Une grandeur donnant teneur en vapeur d'eau.

III-3-2) Equations régissant les échanges thermiques dans une tour de réfrigération :

L'eau qui est répartie dans une tour de réfrigération, par l'intermédiaire de disperseurs, s'écoule sous la seule action de la force gravitationnelle sur le corps d'échange. Cet écoulement peut alors se faire sous forme : **[15]**

- De goutte, on utilise des lattes ou des caillebotis en matière plastique.
- De film, dans ce cas l'eau s'écoule sur des feuilles en chlorure de polyvinyle (polyvinyl chloride PVC) ou en polypropylène qui peuvent avoir des formes très variables.

Dans un cas comme dans l'autre le but est d'obtenir une aire interfaciale entre l'air et l'eau la plus importante possible.

Les calories sont alors évacuées selon trois mécanismes différents (figure III-5) :

- Par conduction,
- Par convection,
- Par changement de phase.

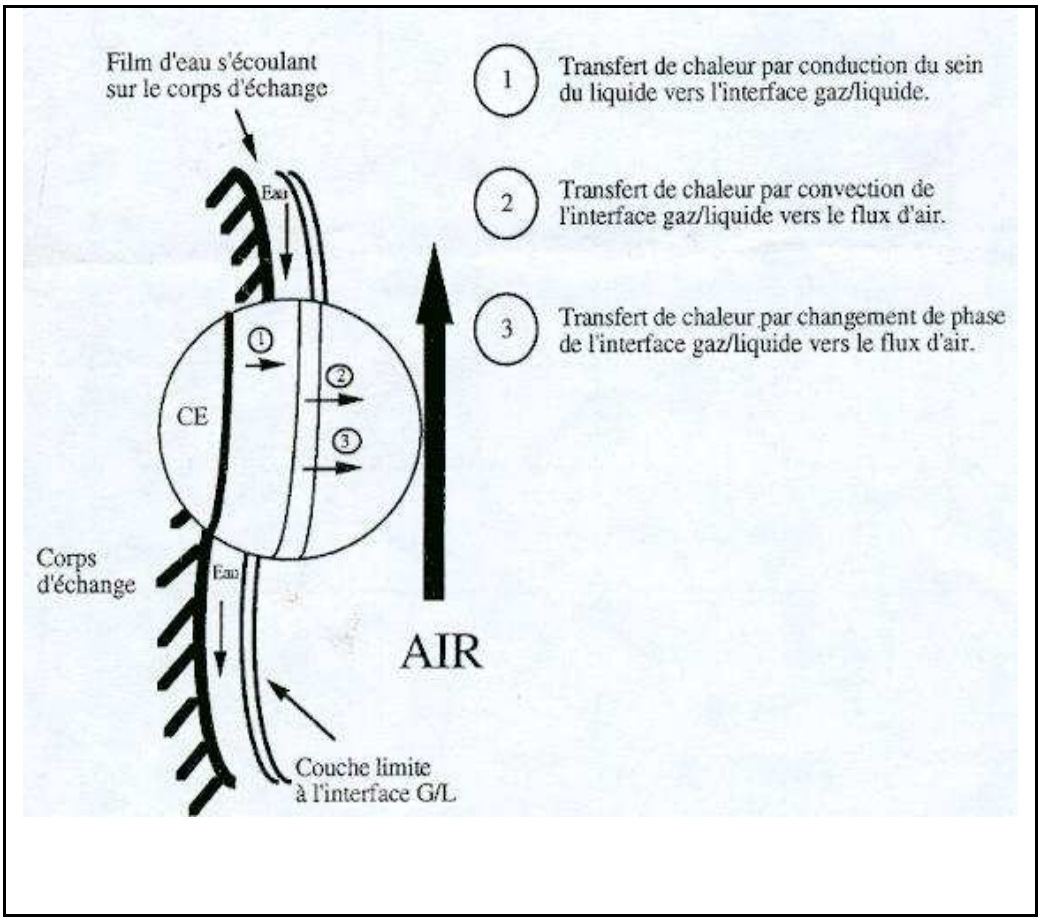


Figure (III-5) : ***Mécanisme intervenant au cours des échanges de chaleur dans un réfrigérant humide.***

III-3-2-1) Mécanisme de transfert thermique dans une tour de réfrigération :

a) Transfert de chaleur par conduction :

Ce mode d'échange tend à une distribution homogène, au sein du liquide, de l'énergie cinétique moyenne des diverses particules par diffusion des zones où la valeur moyenne de cette énergie –c'est-à-dire la température- est élevée, vers les zones où elle est plus faible **[16]**.

Ce mode de transfert intervient à l'échelle microscopique, dans le cas de la réfrigération humide, ce mécanisme permet de transférer la chaleur du sein du film liquide vers l'interface gaz/liquide selon l'équation **[17]** :

$$k_L.a.dz.(\theta_L - \theta_f) = q_L.C_{PL}.d\theta_L \qquad (1)$$

avec :

k_L : Coefficient de transfert thermique coté liquide **[W/m.°C]**,

a : Surface de contact entre l'air et l'eau **[m^2]**,

θ_L : Température du liquide **[°C]**,

θ_f : Température à l'interface **L/G [°C**],

q_L : Débit liquide **[L/h]**,

C_{PL} : Chaleur massique du liquide **[J/Kg.K]**.

b) Transfert de chaleur par convection :

Le transfert de chaleur par convection est un mécanisme qui se produit au niveau macroscopique. Il intervient principalement lorsque les milieux considérés ont une grande liberté de mouvement, ce qui est le cas avec les liquides et les gaz. Les fluides peuvent alors transporter des quantités de chaleur directement liées à leurs capacités calorifiques **[15]**.

Dans le cas qui nous intéresse, le transfert de chaleur par convection a lieu de l'interface gaz/liquide vers le flux d'air. Le moteur de cet échange est la différence de température existant entre l'eau s'écoulant sur le corps d'échange et le flux d'air circulant à contre-courant, on peut l'exprimer selon la relation **[16]** :

$$k_G.a.dz.(\theta_f - t_A) = q_A.C_{PA}.dt_A \qquad (2)$$

avec :

$$C_{PA} = C_{Pa} + x.C_{PV}$$

k_G : Coefficient de transfert thermique coté gaz **[W/m .°C]**,

t_A : Température de l'air **[°C]**,

q_A : Débit gazeux **[L/h]**,

C_{PA} : Chaleur massique du gaz **[J/Kg.K]**,

C_{PV} : Chaleur massique du vapeur **[J/Kg.K],**

a : Surface de contact entre l'air et l'eau **[m^2]**,

x : Rapport de mélange ou humidité absolue

c) Transfert de chaleur par changement de phase :

Le transfert de chaleur par changement de phase s'accompagne d'un transfert de matière. Si nous prenons l'exemple du film d'eau circulant au contact d'un courant d'air la concentration en vapeur à l'interface gaz/liquide correspond à l'état de saturation à la température du liquide. La pression partielle en vapeur d'eau de l'air étant inférieure à la pression saturante à la surface du liquide, il se crée un gradient de pression entraînant un transfert de masse par diffusion de "la couche limite de diffusion" **[16]** vers le courant d'air.

Le transfert de masse s'accompagne d'un transfert de chaleur, appelé "transfert de chaleur latente ", il s'effectue de "la couche limite thermique"**[16]** vers le flux d'air.
On peut alors écrire **[17]** :

$$k_V.\rho.a.dz.(x_f - x) = q_A.dx \qquad (3)$$

avec :

k_V : Coefficient de transfert thermique coté vapeur **[W/m.°C]**,

ρ : Masse volumique de l'air **[Kg/m^3],**

x_f : Rapport de mélange ou humidité absolue à l'interface **L/G**.

III-3-2-2) Equations régissant les échanges thermiques :

Nous avons dénombré trois mécanismes différents de transfert de chaleur ayant lieu dans une tour de réfrigération. En fait, le transfert par conduction est négligé devant les deux autres, on suppose que la température est uniforme dans le film liquide et égale à la température de l'eau à l'interface gaz/liquide **[15]**.

Pour établir le système d'équations régissant les échanges de chaleur se produisant à la traversée d'un corps d'échange, il est nécessaire de faire un certain nombre d'hypothèses **[18]** :

- Il y a égalité des surfaces de transfert de masse et de chaleur,
- La pression de saturation de la vapeur d'eau est petite par rapport à la pression atmosphérique.

Les bilans de matière et d'énergie sur l'eau nous permettent d'écrire :

- **Bilan massique :**

Si on suppose que les pertes en eau par entraînement vésiculaire sont nulles, la variation du débit d'eau est uniquement due aux pertes par évaporation à la traversée du corps d'échange.
Soit :

$$dq'_{me} = q'_{ma}.dx \qquad (4)$$

où :

q'_{me} : Débit massique de liquide **[Kg/h]**,

q'_{ma} : Débit massique d'air **[Kg/h]**.

- **Bilan énergétique :**

L'énergie gagnée par l'air lors de son passage dans la tour est égale à l'énergie perdue par l'eau par convection et par changement de phase.

Soit :

$$q'_{ma}.dH_a = a.(t_E - t_A).a.dV + H_V.dq'_{me} \qquad (5)$$

avec :

$$dq'_{me} = q'_{ma}.dx \tag{6}$$

d'où on déduit :

$$d\theta = \frac{q'_{ma}}{q'_{me}}\left(\frac{1}{C_{Pe}}dH_a - d\theta.dx\right) \tag{7}$$

tel que :

H_a : Enthalpie de l'air **[KJ/Kg],**

H_V : Enthalpie de vapeur **[KJ/Kg],**

t_E : Température de l'eau **[K]**.

C_{pe} : Chaleur massique à pression constante de l'eau **[J/Kg.K]**

L'air qui entre dans la tour voit son humidité absolue (x) augmenter progressivement jusqu'à atteindre la saturation. Il faut donc distinguer deux cas concernant le comportement de l'air dans le corps d'échange :

- L'air est sous-saturé en vapeur d'eau,
- L'air est saturé en vapeur d'eau.

Compte tenu des hypothèses formulées précédemment, on établit deux couples d'équations supplémentaires selon l'état de l'air vis-à-vis de sa teneur en vapeur d'eau.

Ainsi, on peut écrire :

- <u>Air sous-saturé :</u>

$$\frac{dx}{dz} = \frac{1}{Z}\frac{K_a V}{q'_{ma}}\left(x_{se} - x\right) \tag{8}$$

$$\frac{dH_a}{dz} = \frac{1}{Z}\frac{K_a V}{q'_{ma}}\left\{\left(Hse - H_a\right) + \left(L_a - 1\right)\left(H_{se} - H_a - H_V\left(X_{se} - X\right)\right)\right\} \tag{9}$$

- Air saturé:

$$\frac{dx}{dz} = \frac{1}{Z}\frac{K_a V}{q'_{ma}}\left(X_{se} - X_{sa}\right) \qquad (10)$$

$$\frac{dH_a}{dz} = \frac{1}{Z}\frac{K_a V}{q'_{ma}}\left\{\left(H_{se} - H_a\right) + \left(L_e - 1\right)\left[H_{se} - H_a - H_V\left(X_{se} - X_{sa}\right)\right] + Cpe.L_e.\theta.\left(X - X_{sa}\right)\right\} \qquad (11)$$

où :

x_{se} : Humidité absolue à saturation de l'eau,

L_e : Chaleur latente de l'eau **[J/Kg]**,

H_{se} : Enthalpie de saturation de l'eau **[KJ/Kg].**

III-3-3) Influence de la formation des dépôts sur le fonctionnement d'une tour de réfrigération :

La formation et l'accumulation de dépôts sur les corps d'échange des tours de réfrigération peuvent perturber de façon importante le fonctionnement d'une tour. L'apparition de ces dépôts est la conséquence de plusieurs phénomènes dont nous essayerons d'analyser l'importance relative.

Il s'agit de la formation de tartre par précipitation de carbonate de calcium, du piégeage de particules solides en suspension dans l'eau par les garnissages et de la prolifération d'organismes vivants qui trouvent dans une tour de réfrigération des conditions propices à leur développement.

Les nuisances occasionnées par ces dépôts sont principalement de deux types **[15]** :

1°) L'augmentation de la surcharge pondérale, due à ces dépôts, s'exerçant sur les structures qui soutiennent le corps d'échange ne peut dépasser une certaine limite sans risquer une rupture de ces structures. Lorsque la masse de dépôt a atteint ce niveau critique, l'exploitant est alors obligé de nettoyer, voire de remplacer le garnissage.

2°) La présence de ces dépôts est également à l'origine d'une perte des performances thermiques de la tour. Des études ont montré que pour un type de garnissage l'efficacité

thermique de la tour pouvait chuter de 30 à 50 % pour une masse de dépôts de 240 Kg/m^3. En faite cette diminution des performances thermique est due à une dégradation du coefficient d'échange thermique (KaV / L) en fonction de la prise de poids.

Nous avons vu que l'échange thermique dans un réfrigérant humide se fait principalement par changement de phase, or il est intéressant de noter l'analogie qui existe entre les échanges de matière à l'interface gaz/liquide lors de ce changement de phase et les échanges de matière à l'interface liquide/solide qui ont lieu dans les processus de précipitation. Ainsi, l'optimisation d'un corps d'échange du point de vue des échanges thermiques s'accompagnera d'une optimisation vis-à-vis de la formation de tartre.

CHAPITRE IV

Les procédés antitartres

IV) Les procédés utilisés pour éliminer le tartre :

Les considérations purement thermodynamiques sont incapables de prévoir si une eau va être entartrante et avec quelle importance; en effet, les solutions peuvent être sursaturées en carbonate de calcium ($CaCO_3$) et la cinétique de la précipitation joue un rôle fondamental.

Parmi les principaux procédés on peut distinguer les procédés chimiques et les procédés physiques

IV-1) Les procédés chimiques antitartres :

Les techniques utilisées pour éliminer les ions responsables de la formation du tartre sont les suivantes :

IV-1-1) La décarbonatation :

La décarbonatation est un précédé chimique de lutte contre l'entartrage, qui consiste à éliminer complètement ou partiellement les ions carboniques (CO_3^{2-}) et les ions bicarboniques (HCO_3^-) qui sont la cause fondamentale de la formation de tartre. Il existe quelques techniques de décarbonatation :

IV-1-1-1) La décarbonatation acide :

Cette méthode permet la décomposition des bicarboniques par un acide fort. L'acide le plus souvent utilisé est l'acide sulfurique (H_2SO_4) dont la réaction de principe est la suivante **[10]** :

$$Ca(HCO_3^-)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow SO_4^{2-} + Ca^{2+} + 2CO_2 + 2\,H_2O$$

Cette technique présente l'avantage qui ne nécessite aucun appareillage de grande dimension, et l'inconvénient dans le fait qu'il transpose un phénomène d'entartrage en un phénomène de corrosion pour les raisons suivantes:

- abaissement du pH de l'eau
- augmentation de la teneur en sel d'acide fort

Donc un tel traitement impose l'emploi des produits anti-corrosifs, efficaces dont les doses, sont déterminées par des essais préliminaires.

IV-1-1-2) La décarbonatation à la chaux ou à la soude :

Les principaux procédés de ce type sont les suivants **[7]** :

- Procédé par addition de la chaux seulement
- Procédé par addition de la chaux et de la soude
- Procédé par addition d'un excès de la chaux
- Procédé par addition d'un excès de la chaux et de la soude

a) Procédé par addition de la chaux seulement :

Ce procédé est basé sur l'utilisation de la chaux et permet de réduire la concentration d'ions calcium d'une eau, n'exerce aucune influence sur la dureté non carbonatée et sur la dureté magnésienne. L'équation chimique qui régit la réaction sur laquelle repose ce procédé est la suivante :

$$Ca(HCO_3^-)_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2\,CaCO_3\downarrow + 2\,H_2O$$

b) Procédé par addition de la chaux et de la soude :

Ce procédé basé sur l'utilisation de la chaux et de la soude, Na_2CO_3, permet de réduire la dureté non carbonatée d'une eau. Les équations chimiques qui régissent les réactions sur lesquelles repose ce procédé sont les suivantes :

$$Ca(HCO_3^-)_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$$

$$Na_2CO_3 + Ca\,SO_4 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + Na_2SO_4$$

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaOH$$

$$2NaOH + Ca(HCO_3^-)_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + Na_2CO_3 + 2\,H_2O$$

c) Procédés par addition d'un excès de chaux :

On utilise le procédé par addition d'un excès de chaux pour réduire la dureté carbonatée associée à du calcium et à du magnésium. Lorsqu'on ajoute suffisamment de chaux, le magnésium se combine avec des ions hydroxydes pour former un précipité de $Mg(OH)_2$. L'addition d'un excès de chaux, permet de réduire la solubilité du $Mg\,(OH)_2$.

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

$$Ca(HCO_3^-)_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2CaCO_3 \downarrow + 2H_2O$$

$$Mg(OH)_2 + 2Ca(OH)_2 \longrightarrow Mg(OH)_2 \downarrow + 2CaCO_3 \downarrow + 2H_2O$$

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow$$

d) Procédé par addition d'un excès de chaux et de soude :

Ce procédé, le plus général, permet dans un premier temps de réduire la dureté carbonatée associée au calcium et au magnésium (excès de chaux) et, dans un deuxième temps, de réduire la dureté non carbonatée (soude). On combine donc ici deux des procédés présentés ci-dessus : l'excès de chaux permet d'obtenir la précipitation du magnésium et la soude, celle de la dureté non carbonatée. Les équations chimiques qui régissent les réactions sur lesquelles repose ce procédé sont les mêmes que celles relatives aux deux procédés dont celui-ci découle.

IV-1-2) Les procédés par échanges d'ions :

L'échange d'ions est un procédé par lequel, dans certaines conditions, une substance insoluble (résine) attire un ion positif ou négatif d'une solution et rejette un autre ion de même signe. La réaction générale sur laquelle repose ce phénomène est la suivante **[19]** :

$$n(R^- A^+) + B^{n+} \rightleftharpoons R_n^- B^{n+} + nA^+$$

Où :

R^- : radical anionique faisant partie de la résine échangeuse d'ions.

A^+ : ions fixés sur la résine neuve.

B^{n+} : ions en solution.

La plupart des résines utilisées de nos jours sont des matières synthétiques produites à partir d'un polymère (habituellement, des chaînes de polystyrène reliées entre elles par du divnylebènzene). On peut les classer en deux catégories : les résines échangeuses de cations et les résines échangeuses d'anions.

IV-1-2-1) Résines échangeuses de cations :

On peut subdiviser les résines échangeuses de cations en deux groupes :

a) Echangeur de cations fortement acides : Ils sont caractérisés par la présence de radicaux sulfoniques, HSO3-, dont les acidités sont voisines de celles de l'acide sulfurique. Ces résines peuvent briser les liaisons des sels neutres et en libérer les acides des associés. L'équation suivante, présente une réaction typique observée lors de l'utilisation d'un échangeur de cation fortement acide :

$$2\,(R\text{-}SO_3H) + Ca^{2+} \longrightarrow (R\text{-}SO_3)_2Ca + 2H^+$$

Lorsque la résine est saturée d'ions calcium, on doit la régénérer à l'aide d'une solution de HCl ou de H_2SO_4. On a alors la réaction de régénération suivante:

$$(R\text{-}SO_3)_2Ca + H_2SO_4 \longrightarrow (R\text{-}SO_3H) + CaSO_4$$

b) Echangeur de cations faiblement acides : La réaction typique de cet échangeur est représentée comme suit :

$$2(R\text{-}COOH) + Ca^{2+} \longrightarrow (R\text{-}COO)_2\,Ca + 2H^+$$

Lorsque cette résine est saturée on peut la régénérer à l'aide d'une solution concentrée de HCL ou de H_2SO_4. On a alors :

$$(R\text{-}COO)_2\,Ca + H_2SO_4 \longrightarrow 2(R\text{-}COOH) + CaSO_4$$

IV-1-2-2) Résines échangeuses d'anions :

On peut également subdiviser les résines échangeuses d'anions en deux groupes:

a) Echangeurs d'anions fortement basiques : le fait que ces résines puissent libérer les bases de leurs sels constitue la seule façon d'éliminer la silice des eaux de bouilloires. On

retrouve des résines qui réagissent au cycle de l'ion hydroxyle; les réactions sont alors les suivantes:

$$2(R\text{-}NR_3OH) + SO^{4-} \longrightarrow (R\text{-}NR_3)_2SO_4 + 2OH^-$$

$$R\text{-}NR_3OH + Nacl \longrightarrow R\text{-}NR_3cL + NaOH^-$$

On peut régénérer ces résines à l'aide d'une solution de NaOH ; on a alors :

$$R\text{-}NR_3cl + NaOH \longrightarrow R\text{-}NR_3OH + Nacl$$

b) Echangeurs d'anions faiblement basiques : Ces résines ne fixent pas les acides faibles comme le H_2CO_3; elles sont donc surtout efficaces pour l'élimination des acides forts. Certaines résines faiblement basiques réagissent au cycle de l'ion hydroxyle; ainsi.

$$2(R\text{-}NH_3OH) + SO_4^{2-} \longrightarrow (R\text{-}NH_3)_2SO_4 + 2OH^-$$

On peut régénérer ces résines à l'aide d'une solution concentrée de NaOH de NH_4OH ou de Na_2CO_3; on a alors:

$$(R\text{-}NH_3)_2SO_4^{2-} + 2\,NaOH \longrightarrow 2(R\text{-}NH_3OH)_2 + Na_2SO_4$$

IV-1-3) Procédé d'utilisation des inhibiteurs chimiques :

Ce procédé s'attaque directement au temps et au type de germination. A cet effet, on utilise des produits (inhibiteurs) qui retardent l'apparition des germes (temps de germination plus long que le temps de séjour de l'eau dans le circuit), qui favorisent la formation de cristaux peu adhérents (germination homogène) et/ou qui diminuent la vitesse de croissance des cristaux. **[10]**

IV-1-3-1) Mode d'action des inhibiteurs :

Ils s'adsorbent de façon sélective sur les sites de croissance des cristaux. Cette adsorption altère le mécanisme de croissance de sorte que les cristaux se développent plus lentement et sont fortement déformés. Ceci entraîne un retard à la croissance du cristal, ce qui

diminue la quantité de dépôt sur les surfaces à protéger. La déformation de la structure du cristal provoque une diminution de l'adhérence du solide ainsi formé, ce qui contribue à réduire l'incrustation. Ce mode d'action est différent de la complexation qui nécessiterait une quantité d'inhibiteur en proportion stochiométrique avec les ions calcium. Or, l'effet tartrifuge se manifeste à des concentrations inférieures à 1/1000 de celles en ions calcium présents en solution ce qui exclut la complexation quantitative de ces ions en solution **[12]**.

IV-1-3-2) Classification des différentes familles d'inhibiteur :

La plupart de ces produits peuvent se regrouper en familles ayant un groupement ou une architecture comme par exemple à la base des propriétés tartrifuges **[2]**.

a) Les organo-phosphonates :

Les organo-phosphonates caractérisés par un ou plusieurs groupements fonctionnels associés à un radical organique. Ces produits manifestent une susceptibilité moindre à l'hydrolyse. Les organo-phosphonates sont utilisés sous formes d'acide ou sous forme totalement ou partiellement salifiée, en général par Na^+, K^+, NH_4^+, un grand nombre de ces composés possède un pouvoir tartrifuge vis-à-vis des carbonates de calcium, c'est ainsi que FLEZCH et NEWMAN **[2]** donnent pour un certain nombre de ces composés les concentrations seuil, suivant le tableau (IV-1) :

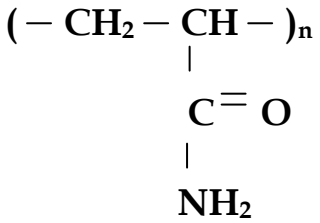
Tableau (IV-1) : ***Récapitulatif des effets inhibiteurs des différents composés de phosphore.***

Inhibiteur	Concentration Seuil
Glysrophate	10^{-3} à 10^{-4} mol/L
ADP (Adinozme di phosphate)	10^{-4} à 10^{-5} mol/L
ATP (Adinozme tri phosphate)	10^{-3} à 10^{-4} mol/L
Trimetaphosphate	10^{-4} à 10^{-5} mol/L
Pyrophosphate	10^{-5} à 10^{-6} mol/L
Hexametaphosphate	Inférieur à 10^{-7} mol/L
Thiamine pyrophosphate	10^{-3} à 10^{-4} mol/L
Tripolyphosphate	10^{-3} à 10^{-4} mol/L
Longue chaîne de poly phosphate	Inférieur à 10^{-7} mol/L

b) Les polymères organiques :

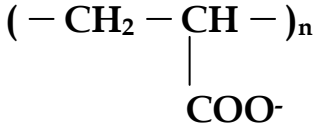
Un certain nombre de macromolécules qui sont utilisées en traitement des eaux comme floculants, présentent aussi des propriétés tartrifuges, parmi ces macromolécules, on peut distinguer :

- **Les polymères non ioniques;** comme le polyacrylamide :

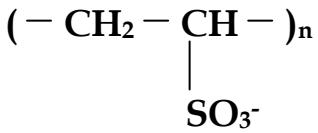


Polyacrylamide

- **Les polymères anioniques :** comme;



Polyacrylique



Polyvinylesulfoniques

c) Les phosphates condensés :

Il existe trois types des phosphates condensés :

- Poly-phosphate (accumulation linéaire de phosphates PO_4^{3-})
- Ultra phosphate (accumulation dispersé de phosphates PO_4^{3-})
- Méta phosphate (accumulation suivant l'état cyclique de phosphate PO_4^{3-}).

III-1-3-3) L'effet de seuil :

Des doses infinitésimales de quelques (g/m^3), ont la propriété de retarder la précipitation des sels insolubles $CaSO_4$, $CaCO_3$, et $Mg(OH)_2$. Dans la précipitation, on distingue trois périodes distinctes comme le montre la Figure (III-1) **[2]** :

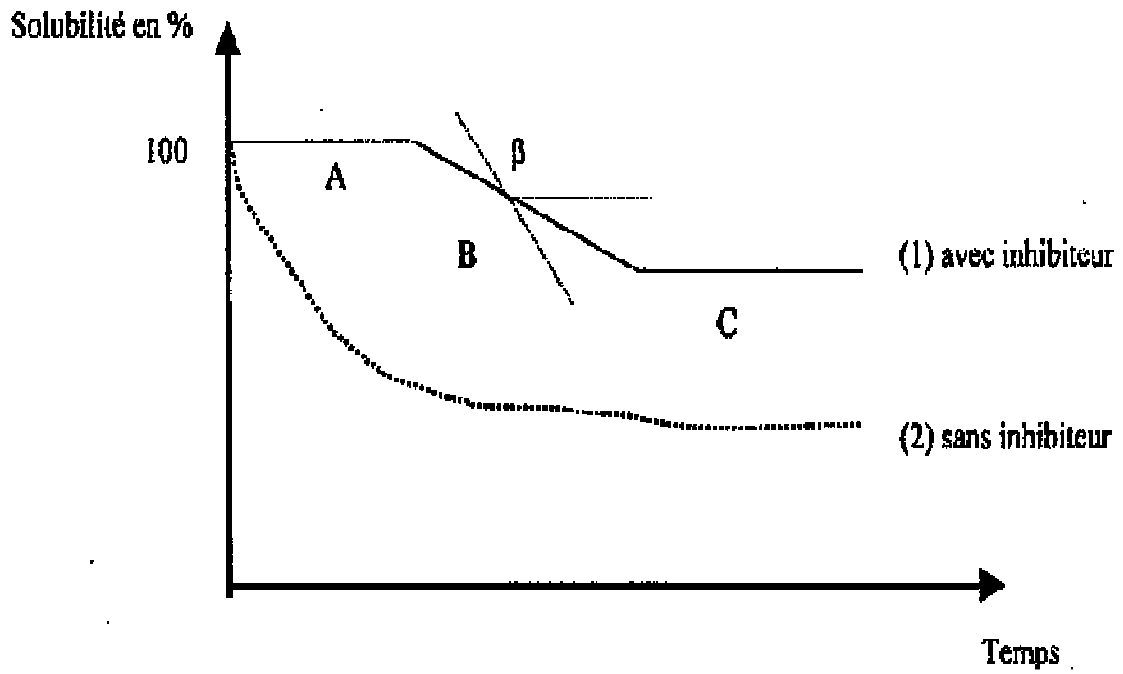


Figure (IV-1) : ***La solubilité des sels en fonction du temps*** **[2].**

-Période (A) : C'est la période de latence dite de germination; les inhibiteurs les plus efficaces allongent cette période de latence et retardent la précipitation au-delà du temps de séjour dans les installations industrielles. Ces effets de seuil sont spectaculaires avec les acides phosphoriques et carboxyliques sur le sulfate de calcium.

-Période (B) : C'est la période de croissance des cristaux, les inhibiteurs influent également sur cette période en diminuant la vitesse de croissance.

-Période (C) : C'est l'équilibre de précipitation sous l'influence d'un inhibiteur; le niveau d'équilibre sera notamment supérieur au niveau d'équilibre atteint sans inhibiteur et correspondant au produit de solubilité.

IV-1-3-4) L'effet des sels de Zinc et de Cuivre :

Les diverses observations parfois très anciennes ont permis de supposer que les ions zinc et cuivre pouvaient jouer un rôle inhibiteur dans le phénomène d'entartrage. Quelle que soit la famille à laquelle appartiennent ces tartrifuges, ils ne sont généralement pas utilisés seuls, mais le plus souvent inclus dans des formulations complexes associées **[2]**.

IV-1-3-5) Effet dispersant :

L'effet dispersant concerne principalement la partie carboxylique pour un certain nombre de sels particulièrement insolubles; le phosphate trissodique, l'hydroxyde de magnésium ou de carbonate de calcium.

Les acides phosphoriques et carboxyliques ont la propriété d'absorber sur les sites actifs de premiers cristaux qui apparaissent, perturbant ainsi les édifices cristallins dans leur développement **[12]**.

IV-2) Les procédés physiques antitartres :

IV-2-1) Electrodialyse :

L'électrodialyse est le transfert d'ions sous l'influence d'un courant électrique continu à travers une membrane perméable aux ions et imperméable au solvant. Donc les membranes d'électrodialyse sont des membranes à exclusion ionique qui possèdent une perméabilité sélective soit aux cations, soit aux anions. Elles sont caractérisées par la présence de groupements fonctionnels ionisés. Le signe de la charge de ces groupements détermine le signe opposé de la charge des ions susceptibles de traverser la membrane.

Chaque membrane porte donc des groupes ionisés fixés sur la structure et dont la charge est neutralisée par un ion mobile de signe contraire ou contre ion.

Les différents types de membranes sont **[19]** :

A) Membranes homopolaires : Comportant des groupes ionisés de même signe :

- Anionique lorsqu'elles laissent passer les anions;
- Cationique lorsqu'elles laissent passer les cations.

B) Membranes bipolaires : Comme deux feuillets accolés, l'un anionique, l'autre cationique, elle permettent le dissociation de l'eau en ses ions. Elles peuvent être classées suivant leur mode de préparation :

- **membranes hétérogènes :** Obtenus à partir de résines échangeuses d'ions de granulométrie très fine mélangées à un liant (pvc), le mélange obtenu est étalé sur un tissu en polyster.

- **membranes homogènes :** Obtenus par introduction d'un groupement fonctionnel sur un support inerte.

IV-2-2) L'adoucissement électrochimique :

L'adoucissement électrochimique est un procédé qui joue le rôle d'empêcher toute précipitation du carbonate de calcium, ce qui exige l'abaissement fort de dureté des eaux, donc il est préconisé d'installer un adoucisseur électrochimique.

L'adoucissement électrochimique consiste à effectuer une macro électrolyse de l'eau entre une anode à la surface de laquelle a lieu l'oxydation de l'oxygène des anions hydrogénocarbonate (HCO_3^-) en oxygène moléculaire avec production de dioxyde de carbone selon **[27]** :

$$4HCO_3^- \longrightarrow O_2\,(g) + 4CO_2\,(g) + 2H_2O + 4e^- \qquad (I)$$

Et une cathode où l'hydrogène H^+ de l'anion HCO_3^- est réduit en hydrogène selon :

$$4HCO_3^- + 2Ca^{++} + 2\,e^- \longrightarrow 2H_2\,(g) + 2CaCO_3\,(s) \downarrow \qquad (II)$$

Globalement, l'électrolyse réalise la réaction électrochimique suivante : (I) + (II)

$$4\,Ca^{++} + 8\,HCO_3^- \longrightarrow 4CO_2\,(g) + 2H_2\,(g) + 4\,CaCO_3 \downarrow + 2H_2O$$

IV-2-3) Microélectrolyse de l'eau :

La méthode a été étudiée par Gabriel et al, par Rosset et al, dans le cas de l'appareil Eautonic, par Leroy pour l'appareil DES Alpha 2 **[9]**.

IV-2-3-1) Appareil Eautonic :

Il réalise une microélectrolyse de l'eau entre une cathode en acier inoxydable qui constitue la cuve cylindrique à travers laquelle circule l'eau à traiter et une anode en titane. Un boîtier électronique envoie aux bornes de la cuve une tension continue à laquelle est superposée une tension alternative de faible amplitude (40 mV) et d'une fréquence de 100 Hz.

Cet appareil a fait l'objet d'une étude détaillée, essentiellement par comparaison de l'eau traitée et de l'eau brute par chronoampérométrie à potentiel imposé. De très nombreux essais ont été effectués par chronoampérométrie et démontrent l'effet de l'Eautonic. On constate que

le temps d'entartrage T_E augmente à la suite du traitement, ce qui indique une eau moins entartrante, donc il y a une diminution de l'indice d'entartrage.

On peut se demander si le traitement Eautonic modifie d'autres caractéristiques macroscopiques de l'eau telles que la dureté, le pH, la résistivité et la composition chimique :

- On observe une légère diminution de la dureté de l'eau. Celle-ci est toutefois insuffisante pour expliquer la diminution importante de l'indice d'entartrage.

- L'influence sur le pH est très faible. Entre l'eau non traitée et l'eau traitée on a observe une augmentation peu significative. Le sens de la variation est toutefois en accord avec la génération d'ions OH^-.

- Encore l'influence sur la résistivité est peu significative, on observe une diminution de valeur de résistivité. On remarque que le sens de variation est en accord avec la légère augmentation de pH de l'eau (ce qui la rend plus conductrice).

- Tous ces effets n'ont aucune influence sur la composition chimique de l'eau.

IV-2-3-2) Appareil DES Alpha 2 :

Cet appareil comporte une cuve de traitement où circule l'eau. Elle est munie d'une électrode cylindrique de 70 mm de diamètre et d'une électrode coaxiale constituée d'une tige métallique de 10 mm de diamètre. Un générateur électronique permet d'appliquer aux électrodes une tension variable en fonction du temps semblable à des décharges de condensateur dont la fréquence dépend de débit d'eau traversant la cuve.

Les expériences montrent que le temps d'entartrage T_E de l'eau traitée à l'aide de l'appareil "DES Alpha 2" est beaucoup plus grand que celui obtenu avec de l'eau non traitée. De plus, aucune modification significative sur la composition de l'eau, on note seulement une légère augmentation de la turbidité de l'eau.

IV-2-4) Ondes électromagnétiques :

La méthode consiste à envoyer des ondes électromagnétiques de moyenne fréquence dans une antenne bobinée à spires jointives sur une canalisation transportant l'eau à traitée. Les appareils correspondants, de construction très aisée, sont peu onéreux tant à la fabrication qu'au coût de fonctionnement et, de ce fait, sont fabriqués avec des variantes mineures (essentiellement la fréquence des ondes électromagnétiques) par de nombreux constructeurs**[9]**.

IV-2-5) Aimants permanents :

Le procédé consiste à faire passer l'eau à traiter à travers une succession d'aimants permanents. Certains fabricants insistent sur l'importance d'un cheminement hélicoïdal de l'eau à travers les aimants ainsi que sur la présence de restriction de débit en sorte que le débit de l'eau varie le long de son trajet dans les aimants.

Les aimants permanents ont la composition suivante : fer (51%) – cobalt (24%) – nickel (14%) – aluminium (8%) – cuivre (3%). Une installation type génère une induction magnétique de 2,5 à 2500 gauss. Les auteurs considèrent que ce champ magnétique a une action sur la diminution des dimensions des particules de carbonate de calcium. Or des cristaux plus gros ont moins tendance à s'agglomérer que des cristaux de petite taille d'où un tartre moins incrustant.

Le champ magnétique aurait un effet sur la vitesse de croissance des faces externes des cristaux, d'où des modifications morphologiques et cristallographiques (prépondérance de l'aragonite après un traitement magnétique).

On conclut que les appareils magnétiques n'auraient un rôle que sur les germes d'entartrage préexistants **[9]**.

Remarque : Une question intéressante est la suivante : toutes les eaux sont-elles traitables, physiquement et comment déterminer ?

Des chercheurs ont proposé d'effectuer, successivement, sans renouveler l'eau, deux essais d'entartrage accéléré. Le temps d'entartrage du premier essai est désigné par T1; celui

du deuxième essai, réalisé immédiatement après le premier est désigné par R1. Trois cas sont alors possibles **[9]** :

A : R1 〉 T1 : l'eau contenait des germes incrustants; ils ont été consommés dans le premier essai aussi R1 est plus grand que T1; ce type d'eau est traitable par un procédé physique.

B : R1 〈 T1 : l'eau contenait des substances inhibitrices de l'entartrage; elles ont été consommées au cours du premier essai; l'eau est devenue plus entartrante. Ce type d'eau n'est pas traitable par un procédé physique.

C : R1 = T1 : l'eau contenait beaucoup de substances inhibitrices de l'entartrage; elles ne sont pas consommées de manière appréciable par le premier essai. Une telle eau est, à priori, peu entartrante. Elle n'est pas traitable par un procédé physique (elle n'a pas à être traitée).

CHAPITRE V

Etude expérimentale

V-1) Introduction :

Dans la partie expérimentale, des analyses physico-chimiques d'eau de l'albien pour chaque forage (Sidi Mahdi II, Hassi Ben Abdallah, et El-Hadab) ont été effectuées. Il est très important de faire des analyses sur les dépôts pour connaître leurs compositions. Il existe plusieurs procédés antitartres (procédés chimiques et physiques), notre objectif est de trouver la méthode la plus efficace pour empêcher la formation de dépôts de tartres.

V-2) Les analyses des eaux :

Les prélèvements ont concerné les régions de Touggourt, Hassi Ben Abdallâh, El-Hadab. Nous avons choisi de prélever des échantillons des eaux souterraines de l'albien.

Les prélèvements sont manuels. Les échantillons sont prélevés dans des flacons de plastique de 1500ml de capacité, avant son remplissage le flacon est rincé soigneusement avec de l'eau de l'ouvrage.

Lorsqu'il s'agit d'un forage d'irrigation l'échantillon est pris directement à la tête du forage, mais lorsqu'il s'agit d'un château d'eau on arrête tout d'abord la javellisation, il faut vidanger soigneusement la conduite pour que l'échantillon soit réellement représentatif de l'eau de forage.

Toutes les analyses physico-chimiques d'eau de l'albien ont été effectuées au niveau du laboratoire des analyses physico-chimiques et bactériologiques de l'EPDEMIA à Laghouat.

Les caractéristiques techniques des forages considérés sont représentées dans le tableau suivant :

Tableau (V-1) : ***Caractéristiques techniques des forages considérés*** **[6].**

Forage	**Profondeur** (m)	**Année**	**Débit Mobilisé** (L/s)	**Température** (°C)	**Débit Exploité** (L/s)	**Pression** (bar)
Sidi Mehdi II (Touggourt)	1978	1974	200	55	150	24
El-Hadab (I) (Ouargla)	1335	1974	286	51	150	24
Hassi Ben Abdallah (Ouargla)	1760	1972	250	59	150	25

V-2-1) Techniques de mesures [3] :

V-2-1-1) Mesures de pH :

Le pH est en relation étroite avec la concentration des ions hydrogène (H^+) présents dans l'eau. Les ions H^+ présents dans les eaux naturelles sont dus à des causes diverses en particulier l'ionisation de l'acide carbonique et de ses sels.

L'électrode de verre est universellement employée pour la mesure du pH des eaux, car elle ne modifie pas l'équilibre ou les concentrations gazeuses, et d'autre part elle est insensible au groupe oxydo-réducteurs.

- **Principe de fonctionnement :**

La différence de potentiel existant entre une électrode verre et une électrode de référence (Calomel-KCl saturé) plongeant dans une même solution, est une fonction linéaire du pH de celle-ci. En effet, d'après les lois de NERNST, le potentiel de l'électrode est proportionnel à l'activité des ions H^+présents par la relation **[3]**:

$$E = E_0 + (2{,}3\ R\ T/n\ F) \log a_{H+} \qquad (1)$$

Où;

E : potentiel mesuré (volt)

E_0 : constante dépendant du choix d'électrode de référence et solution interne (Volt)

R : représente la constante des gaz (J/mole.K)

T : température absolue (K)

n : charge de l'ion

F : nombre de Faraday (F= 96500 coulombs)

a_{H+} : activité de l'ion H^+.

- **Mode opératoire :**

Après avoir étalonné le PH-mètre par les deux solutions tampons et avoir mesuré la température de l'échantillon; ajuster le régulateur de température sur les valeurs trouvées de température, plonger les deux électrodes dans l'échantillon et attendre jusqu'à ce que la valeur de pH se stabilise. Le pH de l'échantillon considéré est directement lu sur l'appareil. La précision de l'appareil est de +/- 0,01 (1%).

V-2-1-2) Dosage de calcium (Ca^{++}) :

- **Principe :**

Le dosage du calcium est réalisé par la méthode complexomètrique utilisant l'acide Ethylène-Diamine-Tetracétique (EDTA) en présence d'un indicateur coloré (le Calcon) et d'un agent masquant pour le fer (Triéthanolamine TEA).

- **Mode opératoire :**

Prélever 50 ml d'eau à analyser. Chauffer la prise d'essai à une température d'environ 60 °C. Ajouter 5 ml de solution tampon (pH: 9,5 - 10) et quelque gouttes d'indicateur coloré (calcon). Ajouter la quantité nécessaire de solution d'EDTA pour avoir le virage au bleu. Noter le volume, la formule utilisée pour calculer les ions de calcium est la suivante :

$$Ca\ (mg) = \frac{(V.\ M)_{EDTA}.\ 40{,}08}{V_p} \qquad (2)$$

Où :

V : volume de l'EDTA utilisé pour le dosage du Ca^{++}en ml,

M : masse molaire de l'EDTA (g/mol),

V_p : volume pipeté de l'échantillon (ml).

V-2-1-3) Mesure du titre hydrométrique total (TH) :

- **Principe :**

Toutes les eaux naturelles contiennent à des concentrations plus ou moins élevées des sels de métaux alcalino-terreux calcium et magnésium qui donnent à l'eau sa dureté. La dureté totale correspond à la somme de tous les ions alcalino-terreux présents indépendamment de l'anion présent.

Les alcalino-terreux présents dans l'eau sont amenés à former un complexe du type chélate par le sel disodique de l'acide éthylène – diaminetétracitique. La disparition des dernières traces d'éléments libres à doser est décelée par le virage d'un indicateur spécifique. En milieu convenablement tamponné pour empêcher la précipitation du magnésium, la méthode permet de doser la somme des ions calcium et magnésium.

- **Mode opératoire :**

Prélever 100 ml d'eau à analyser. Chauffer la prise d'essai à une température d'environ 60 °C. Ajouter 5 ml de solution tampon (pH : 9,5 – 10) et une quinzaine de gouttes d'indicateur coloré. Verser la solution d'EDTA jusqu'au virage du rouge vineux au bleu vert. Soit V le volume de solution d'EDTA versé. Pour une prise d'essai de 100 ml, la dureté totale, exprimée en degrés français (°F) sera égale à V et à 2V/ 10 en milliéquivalents.

V-2-1-4) Dosage de magnésium (Mg^{++}) :

La différence entre la dureté totale et la dureté calcique donne directement la dureté magnésienne de l'eau analysée.

V-2-1-5) Dosage de potassium (K^+) et sodium (Na^+) :

- **Principe :**

Le dosage de potassium (K^+), et de sodium (Na^+) est réalisé par spectrophotométrie de flamme dont le principe est le suivant :

Lorsque les atomes d'un élément sont excités par une flamme, ils émettent des radiations de longueur d'onde déterminée dont l'intensité peut être mesurée par spectrophotométrie. La concentration initiale du cation à doser est déduite de la valeur absolue de l'intensité de l'émission spectrale mesurée.

Dans ce cas précis nous procédons par l'établissement de courbes d'étalonnages qui nous permettent la détermination des concentrations des éléments existant dans nos échantillons.

- **Mode opératoire :**

Pour déterminer les concentrations de sodium (Na^+) et de potassium (K^+), on introduit successivement dans des fioles jaugées à 1000 ml : 50, 40, 30, 20, 15, 10, 5 et 2 ml de la solution mère en (Na^+) et de (K^+) et on complète exactement à 1000 ml par de l'eau distillée. On obtient des solutions étalons contenant respectivement : 500, 400, 300, 200, 150, 100, 50 et 20 mg/l de Na^+ et de K^+. On régle la spectrophotométrie de flamme et on analyse toutes les solutions étalons. Les courbes étalons construis à partir des solutions étalons donnent directement le teneur en Na^+ et K^+ exprimées en mg/l.

V-2-1-6) Dosage des chlorures (Cl^-) :

- **Principe :**

On précipite en milieu neutre les ions (Cl^-) par des cations (Ag^+) en présence de chromate de potassium; l'apparition de la teinte rouge due au chromate d'argent indique la fin de la réaction, pour pH supérieure à 8 , on corrige celui-ci à l'acide nitrique dilué.

- **Mode opératoire :**

Sur un échantillon de 100 ml convenablement neutralisé, on ajoute 3 gouttes de chromate de potassium (10%), on titre avec une solution de nitrate d'argent (N/10) jusqu'à l'apparition de la teinte rouge du chromate d'argent. Soit V le volume de nitrate d'argent utilisé.

Donc :

$$\mathbf{Cl^- \ (mg/l) = V.\ 35{,}5} \qquad (3)$$

V-2-1-7) Dosage des sulfates (SO_4^{--}) :

La méthode de titrage est basée sur la précipitation des sulfates sous forme de sulfate de baryum par l'addition de chlorure de baryum.

$$Ba^{++} + SO_4^{--} \longrightarrow BaSO_4 \downarrow$$

On utilise les réactifs suivants :

- Acide chlorhydrique (HCl) à 10%;
- Hélianthine (méthylorange) à 1%.

Evaporer doucement en évitant les projections, de préférence au bain-marie. Calciner. Laisser refroidir dans un dessiccateur et peser. Soit P le poids de sulfate de baryum trouvé.

Pour une prise d'essai de 100 ml, on peut calculer la teneur en sulfates exprimée en (mg/l) par la relation suivante :

$$\mathbf{SO_4^{--} \ (mg/l) = P \times 10 \times 0{,}41155} \qquad (4)$$

V-2-1-8) Mesure de l'alcalinité (OH^-, CO_3^{--}, HCO_3^-) :

- **Principe :**

Ces déterminations sont basées sur la neutralisation d'un certain volume d'eau par un acide minéral dilué, en présence d'un indicateur coloré.

- **Mode opératoire :**

Pour mesurer l'alcalinité de l'eau on utilise comme un réactif l'acide chlorhydrique et le pH mètre.

Le titre alcalimétrique simple (TA) est calculé à pH =8,3, on ajoute l'acide chlorhydrique à l'échantillon analysé (50 ml) en petite quantité jusqu'à atteindre la valeur de pH= 8,3 et on mesure le volume de l'acide ajouté V_1.

Le titre alcalimétrique complet (TAC) est calculé à pH=4,3, on mesure aussi le volume de l'acide ajouté V_2 pour atteindre le pH=4,3.

Les concentrations des ions (OH^-, CO_3^{2-}, HCO_3^-) sont données par les expressions représentées dans le tableau suivant :

Tableau (V-2) : ***Mesure de l'alcalinité de l'eau.***

$HCO_3^- = (V_2 \times N \times 61 \times 1000)/Ve$ $CO_3^{--} = 0$ $OH^- = 0$	$V_1 = 0$
$HCO_3^- = [(2\ V_1 - V_2) \times N \times 61 \times 1000]/Ve$ $CO_3^{--} = [(2\ V_1) \times N \times 60 \times 1000]/Ve$ $OH^- = 0$	$V_1 < 1/2\ V_2$
$HCO_3^- = 0$ $CO_3^{--} = [(2\ V_1) \times N \times 60 \times 1000]/Ve$ $OH^- = 0$	$V_1 = 1/2V_2$
$HCO_3^- = 0$ $CO_3^{--} = [(2\ V_2 - V_1) \times N \times 60 \times 1000]/Ve$ $OH^- = [(2\ V_1 - V_2) \times N \times 17 \times 1000]$	$V_1 > 1/2\ V_2$
$HCO_3^- = 0$ $CO_3^{--} = 0$ $OH^- = Ve/ (V_2 \times N \times 17 \times 1000)$	$V_1 = V_2$

Pour calculer les valeurs de TA et TAC, on utilise les relations suivantes :

$$TA = (V_1 \times N \times 1000)/ Ve \quad (meq/l)$$

$$TAC = (V_2 \times N \times 1000)/ Ve \quad (meq/l)$$

Où :

Ve : volume de l'échantillon en (ml);

V_1 : volume d'acide titrant pour les carbonates (ml);

V_2 : volume d'acide titrant pour les bicarbonates (ml);

N : normalité de l'acide.

V-2-2) Résultats des analyses physico-chimiques des eaux :

Les résultats des analyses physico-chimiques ont pu être compilés en tableaux relatifs à chaque forage.

V-2-2-1) L'analyse d'eau de l'albien de Sidi Mahdi II :

- **Nom du forage :** Sidi Mahdi II / Touggourt.
- **Date de prélèvement :** 26/ 03/ 2005.

Tableau (V-3) : ***Analyse d'eau de l'albien de Sidi Mahdi II*** **.**

Eléments	mg/L	méq/L
Ca^{2+}	282	14,08
Mg^{2+}	82,8	6,81
Na^{+}	322	14
K^{+}	35,7	0,915
La somme des cations	35,81 méq/L	
Cl^{-}	513	14,46
SO_4^{2-}	881	18,34
HCO_3^{-}	94,3	1,54
NO_3^{-}	0,4	0,006
La somme des anions	34,36 méq/L	
Résidus secs	2716 mg/L	
Conductivité	3,58 ms/cm	
pH	7,8	
TH (°F)	104,5	
Minéralisation	2450 mg/L	
Turbidité (NTU)	0,45	
TDS	1846 mg/L	
Salinité	1,9 g/L	

V-2-2-2) L'analyse d'eau de l'albien de Hassi Ben Abdallâh :

- **Nom du forage :** Hassi Ben Abdallah/ Ouargla.
- **Date de prélèvement :** 28/ 03/ 2005.

Tableau (V-4) : ***Analyse d'eau de l'albien de Hassi Ben Abdallah.***

Eléments	mg/L	méq/L
Ca^{2+}	217	10,83
Mg^{2+}	60,4	4,97
Na^{+}	243	10,56
K^{+}	28,7	0,735
La somme des cations	27,09 méq/L	
Cl^{-}	391	11,03
SO_4^{2-}	660	13,73
HCO_3^{-}	119,41	1,96
NO_3^{-}	0,3	0,005
La somme des anions	26,72	
Résidus secs	2068 mg/L	
Conductivité	2,81 ms/cm	
pH	7,3	
TH (°F)	79	
Minéralisation	1922 mg/L	
Turbidité (NTU)	1,13	
TDS	1435 mg/L	
Salinité	1,4 g/L	

V-2-2-3) L'analyse d'eau de l'albien d'El-Hadab :

- **Nom du forage :** El-Hadab / Ouargla.
- **Date de prélèvement :** 28/ 03/ 2005.

Tableau (V-5) : ***Analyse d'eau de l'albien d'El-Hadab*.**

Eléments	mg/L	méq/L
Ca^{2+}	230	11,48
Mg^{2+}	60,5	4,98
Na^{+}	241	10,5
K^{+}	28,1	0,72
La somme des cations	25,51 méq/L	
Cl^{-}	378,3	10,67
SO_4^{2-}	653	13,59
HCO_3^{-}	121,3	2,00
NO_3^{-}	0,3	0,005
La somme des anions	26,26 méq/L	
Résidus secs	1888 mg/L	
Conductivité	2,63 ms/cm	
pH	7,2	
TH (°F)	82,5	
Minéralisation	1805 mg/L	
Turbidité (NTU)	0,23	
TDS	1335 mg/L	
Salinité	1,3 g/L	

V-2-3) Interprétation des résultats :

Ces résultats ont fait l'objet d'une discussion sur les variations des principaux paramètres physico-chimiques (pH, température, conductivité, minéralisation, ions chimiques).

Pour tous les échantillons, la valeur du pH est supérieure à celle de la neutralité, donc c'est un pH basique qui a pour effet de favoriser la formation du tartre **[10]**.

La valeur de titre alcalimétrique (TA) est forcement nulle, et on voit que le pH est souvent inférieur à 8,3, donc notre prélèvement présente aussi un caractère alcalin bicarbonaté**[8]**.

Les températures des eaux de l'albien sont toujours très élevées et dépassent 50°C, ce qui nécessite un refroidissement avant l'utilisation pour la consommation.

Au-delà de cette température, l'eau perd le gaz carbonique (CO_2), et donne lieu à une précipitation de carbonate de calcium qui adhère aux parois et va constituer le tartre **[10]**.

Pour tous les échantillons, la valeur de la conductivité varie entre 2,63 et 3,58 ms/cm. Ces valeurs très élevées de la conductivité correspondent une minéralisation élevée. De plus, elles correspondent à des valeurs de minéralisation totale dépassant les normes de l'O.M.S (soit 500 mg/l).

D'après les normes de potabilité des eaux établies par l'O.M.S, on remarque que pour tous les échantillons prélevés, le titre hydrotimétrique dépasse 50°F; ce qui montre que tous les eaux de cette région sont très dures.

Les ions dominants sont le plus souvent les chlorures et les sulfates parmi les anions et le calcium et le magnésium parmi les cations.

V-3) Composition des dépôts :

Un des principaux problèmes liés à l'exploitation des eaux géothermales est la précipitation de tartre dans les refroidisseurs et les conduites de distribution. En quelques années le diamètre intérieur des conduites est réduit d'une manière importante, et on voit aussi que le taux de bouchage peut atteindre 86 % au bout d'une duré de quatre ans pour une conduite de diamètre initial de 150 mm (tableau : V-6) **[12]**.

Tableau (V-6) : ***Evolution du diamètre des canalisations transportant les eaux géothermales en fonction du temps et pourcentage de bouchage.***

Diamètre initial de la canalisation (mm)	Après une année		Après deux années		Après trois années		Après quatre années	
	mm	% de bouchage	mm	% de bouchage	mm	% de bouchage	mm	% de bouchage
150	130	13,3	90	40	60	60	20	86,7
200	180	11,1	140	30	110	45	70	65
250	230	8	190	24	160	36	120	52
300	280	6,7	240	20	210	30	170	43,3

Donc il est très important de faire des analyses physiques et chimiques sur les dépôts pour connaître leurs compositions.

V-3-1) Analyse des dépôts par diffraction X :

La diffraction des rayons X consiste à appliquer un rayonnement de la longueur d'onde des rayons X ($0,1 < \lambda < 10$ nm) sur un échantillon de dépôt. Le rayonnement pénètre le cristal, où il y a absorption d'une partie de l'énergie et excitation des atomes avec émissions de radiations dans toutes les directions. Les radiations émises par des plans atomiques qui sont en phase vont engendrer un faisceau cohérent qui pourra être détecté **[32]**. La condition pour que les radiations soient en phase s'exprime par la loi de Bragg :

$$n\lambda = 2\,d\sin\theta$$

n : Nombre entier correspondant à l'ordre de la diffraction ;

λ : Longueur d'onde du rayonnement utilisé (µm) ;

d : Espace basal (synonyme : espace atomique, ou inter - réticulaire), en angströms (A) ;

θ : Angle de diffraction, en degré.

La diffractométrie X permet de déterminer qualitativement la partie cristallisée des dépôts, l'essai est effectué au laboratoire de physique de l'université Amar Thelidji de Laghouat. L'appareil utilisé est un diffractomètre X'PERT PRO couplé à un système

informatique permettant l'exploitation et le tracé des résultats acquis (l'intensité en fonction d'angle de diffraction θ), où l'intensité (counts) est proportionnelle au nombre des photons X.

Des spectres des dépôts prélevés sur différents sites (Touggourt, Hassi Ben Abdallah, et El-Hadab) sont réalisés comme suit :

- Figure (V-1) : Echantillon de Tougourt.
- Figure (V-2) : Echantillon de El-Hadab.
- Figure (V-3) : Echantillon de Hassi Ben Abdallah.

Les résultats de ces analyses montrent que les principaux sels qui composent ces dépôts sont les suivants :

- Carbonate de calcium $CaCO_3$
- Hydroxyde de magnésium $Mg(OH)_2$
- Oxyde de fer Fe_2O_3
- Carbonate de sodium Na_2CO_3

On peut également observer une très bonne concordance entre les raies des dépôts et celles de l'aragonite. La cristallisation du tartre sous forme d'aragonite est due à la température élevée de l'eau car l'aragonite précipite préférentiellement lorsque la température est supérieure à 55 °C ce qui est le cas des forages considérés **[25]**.

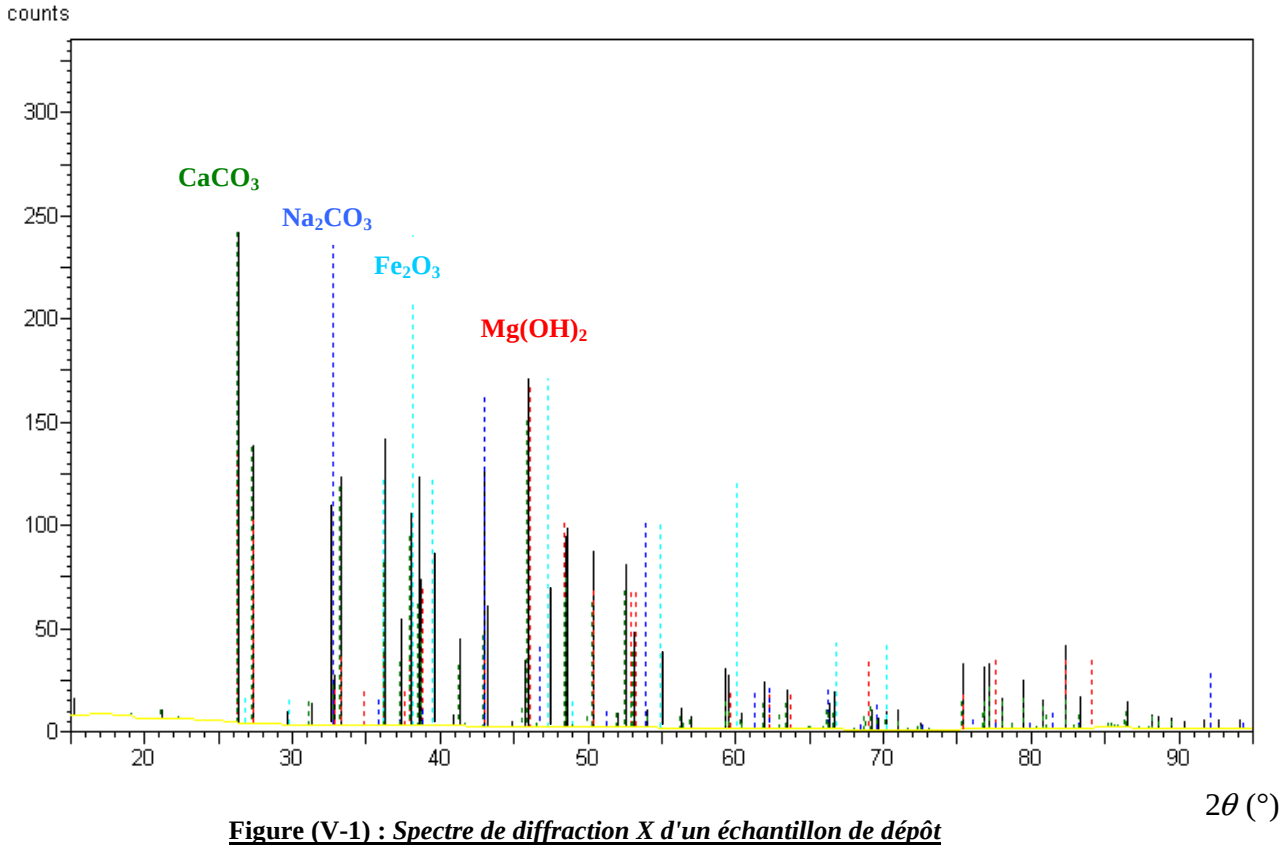


Figure (V-1) : ***Spectre de diffraction X d'un échantillon de dépôt provenant de Sidi MaHdi II (Touggourt).***

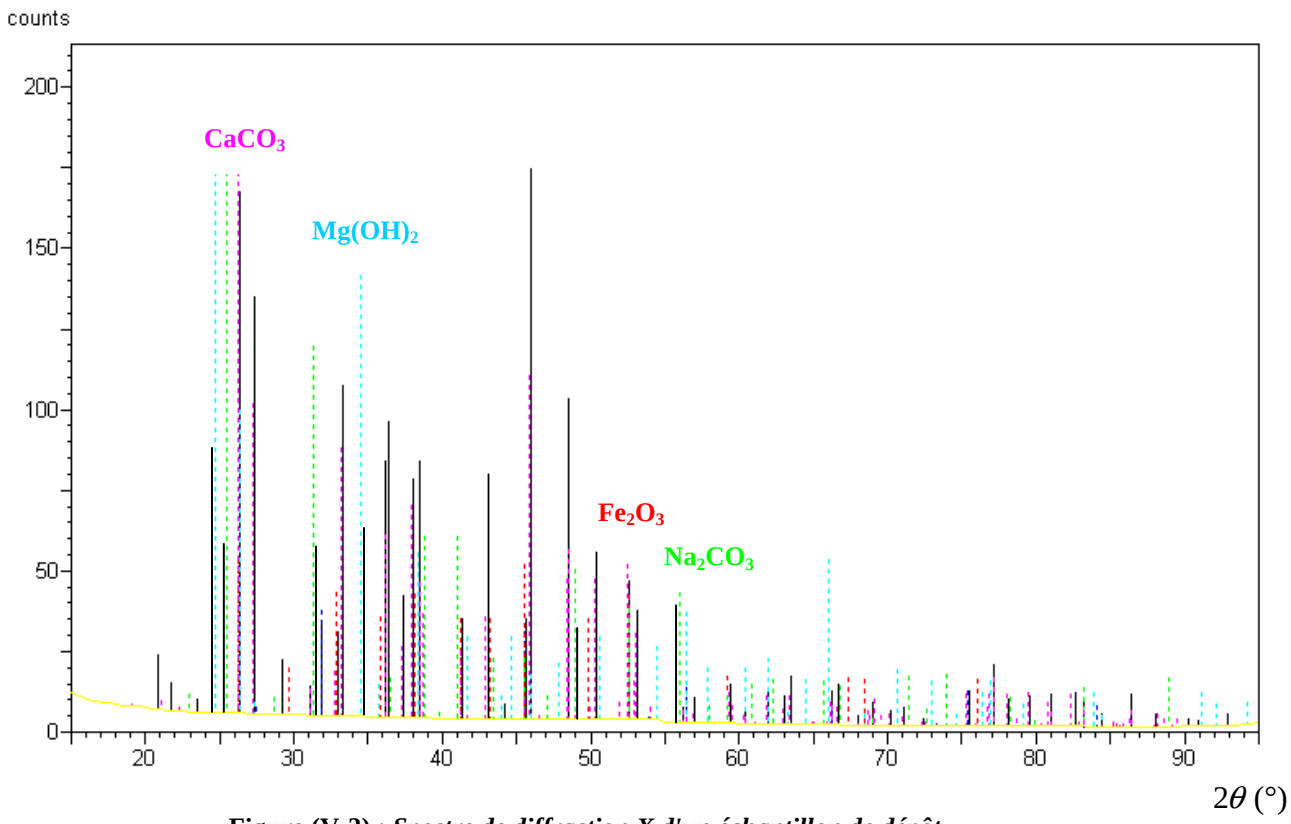


Figure (V-2) : ***Spectre de diffraction X d'un échantillon de dépôt provenant d'El-Hadab (Ouargla).***

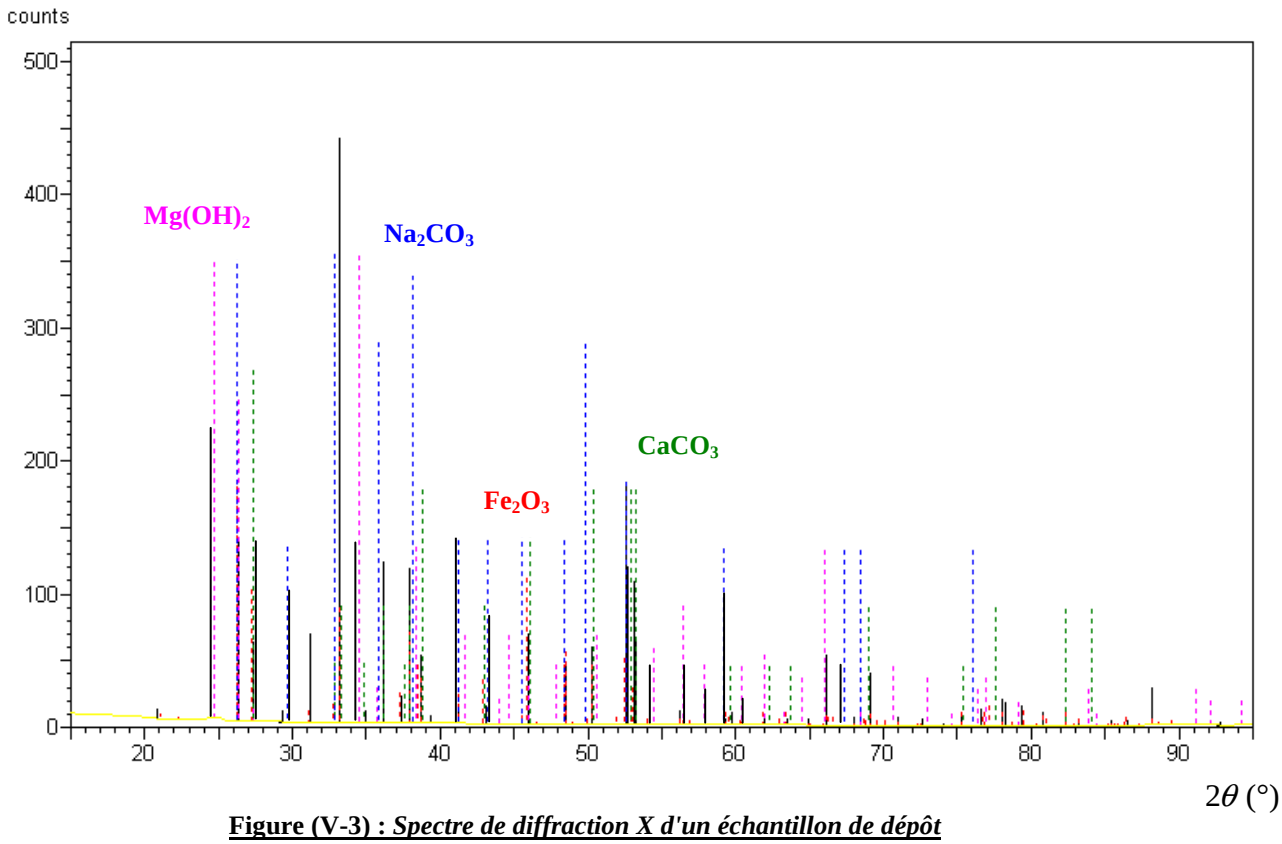


Figure (V-3) : ***Spectre de diffraction X d'un échantillon de dépôt provenant de Hassi Ben Abdallah (Ouargla).***

V-3-2) Analyse chimique des dépôts :

Pour faire une analyse quantitative de ces sels qui composent le tartre, on prend un échantillon de 0,5 g de tartre broyé, puis on ajoute 10 ml d'acide nitrique (HNO_3) et on laisse le mélange en réaction pendant 24 heures. Puis on complète exactement à 1000 ml par de l'eau distillée et on filtre. Par la suite on fait une analyse chimique des principaux éléments (Ca^{++}, Mg^{++}, Fe^{++}, et Na^{+}).

Pour déterminer la masse des sels précipités et leurs teneurs dans chaque échantillon, on utilise les relations suivantes **[31]** :

$$\text{Masse du sel (g)} = \frac{\text{Concentration massique d'élément x Masse molaire du sel}}{\text{Masse molaire de l'élément}}$$

$$\text{Teneur du sel (\%)} = \frac{\text{Masse du sel précipité}}{\text{Masse totale du tartre}}$$

Les résultats d'analyse chimique obtenus sont représentés dans les tableaux suivants :

Tableau (V-7) : ***Composition chimique de dépôt de tartre recueillis sur une conduite d'eau géothermale sur le site de Touggourt.***

Eléments	Concentration massique (mg/L)	Type de sel précipité	Masse du sel précipité (g)	Teneur du sel précipité (%)
Ca^{++}	174,7	$CaCO_3$	0,4368	87,36
Mg^{++}	19,3	$Mg(OH)_2$	0,0466	9,32
Fe^{++}	0,4	Fe_2O_3	0,0011	0,22
Na^{+}	1,1	Na_2CO_3	0,0051	1,02

Tableau (V-8) : ***Composition chimique de dépôt de tartre recueillis sur une conduite d'eau géothermale sur le site de El-Hadab.***

Eléments	Concentration massique (mg/L)	Type de sel précipité	Masse du sel précipité (g)	Teneur du sel précipité (%)
Ca^{++}	164,3	$CaCO_3$	0,4108	82,16
Mg^{++}	23,2	$Mg(OH)_2$	0,0561	11,22
Fe^{++}	4,1	Fe_2O_3	0,0117	2,34
Na^{+}	1,2	Na_2CO_3	0,0055	1,1

Tableau (V-9) : ***Composition chimique de dépôt de tartre recueillis sur une conduite d'eau géothermale sur le site de Hassi Ben Abdallah.***

Eléments	Concentration massique (mg/L)	Type de sel précipité	Masse du sel précipité (g)	Teneur du sel précipité (%)
Ca^{++}	171,5	$CaCO_3$	0,4288	85,76
Mg^{++}	17,3	$Mg(OH)_2$	0,0418	8,36
Fe^{++}	3	Fe_2O_3	0,0086	1,72
Na^{+}	2,5	Na_2CO_3	0,0115	2,3

L'analyse chimique des dépôts de chaque forage (Sidi Mahdi II, El-Hadab, et Hassi Ben Abdallah) révèle qu'ils sont essentiellement composés de carbonate de calcium $CaCO_3$ avec des teneurs comprises entre 82 et 87 %. Le carbonate de calcium précipite en raison de l'augmentation du pH de l'eau à la sortie du forage par dégagement de dioxyde de carbone CO_2 et parce que les eaux de nos forages sont riches en calcium Ca^{++}.

On trouve également, d'autres types des sels comme l'hydroxyde de magnésium $Mg(OH)_2$, l'oxyde de fer Fe_2O_3 et le carbonate de sodium $NaCO_3$, mais avec teneurs très faibles par rapport à la teneur du carbonate de calcium.

V-4) Traitement des eaux par l'utilisation d'hexamétaphosphate de sodium :

V-4-1) Définition :

- L'hexamétaphosphate de sodium (HMPNa) est une poudre blanche, sa formule générale est $(NaPO_3)_6$, ce produit est soluble dans l'eau, la structure développée de l'hexamétaphosphate de sodium est schématisée comme suit :

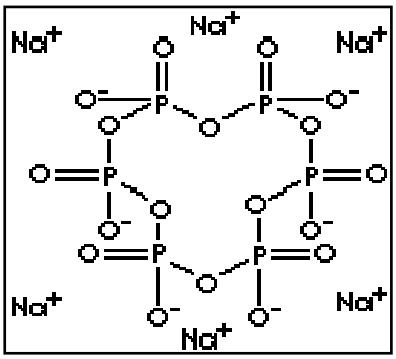


Figure (V-4) : ***La structure développée de l'hexamétaphosphate de sodium***

- On peut rassembler les propriétés chimiques les plus importantes d'hexamétaphosphate de sodium dans le tableau ci-dessous :

Tableau (V-10) : ***Propriétés chimiques d'hexamétaphosphate de sodium***

Eléments	Concentration
Phosphore P_2O_5	(56,5 – 68)
Fluor	10 ppm
Plomb	5 ppm
Arsenic	3 ppm
Métaux lourds	10 ppm
Phosphate	8 %
pH	6,8 – 7,3

- L'hexamétaphosphate de sodium forme des complexes solubles dans l'eau avec les ions métalliques tels que calcium, magnésium, fer, pour empêcher la formation des sels insolubles. On prend par exemple la réaction d'hexamétaphosphate de sodium avec l'ion de calcium **[26]** :

$$Ca^{2+} + [Na_2(PO_3)_6^{4-}] \rightleftharpoons [Na_2Ca(PO_3)_6^{2-}]$$

V-4-2) Traitement de l'eau de Sidi Mahdi II :

V-4-2-1) Résultats des analyses :

Après l'injection des différentes doses de l'hexamétaphosphate de sodium, on fait des analyses des éléments suivants : la dureté totale TH; conductivité électrique; et le pH, les résultats des analyses sont donnés dans le tableau ci-dessous :

Tableau (V-11) : ***Résultat de traitement de l'eau de Sidi Mahdi avec HMPNa.***

HMPNa (ppm)	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3	3,5	4
TH (°F)	104,5	79	74	71	67,5	62	53	54	47
Conductivité électrique (mS/cm)	3,58	3,63	3,62	3,57	2,98	2,77	2,59	2,50	2,46
pH	7,8	8	8,38	7,4	7,6	7,48	7,3	7,45	7,35

Donc, on peut tracer les courbes de variation de ces éléments avec la dose d'hexamétaphosphate de sodium injectée.

V-4-2-2) Courbe de variation de la dureté totale en fonction de la dose de HMPNa :

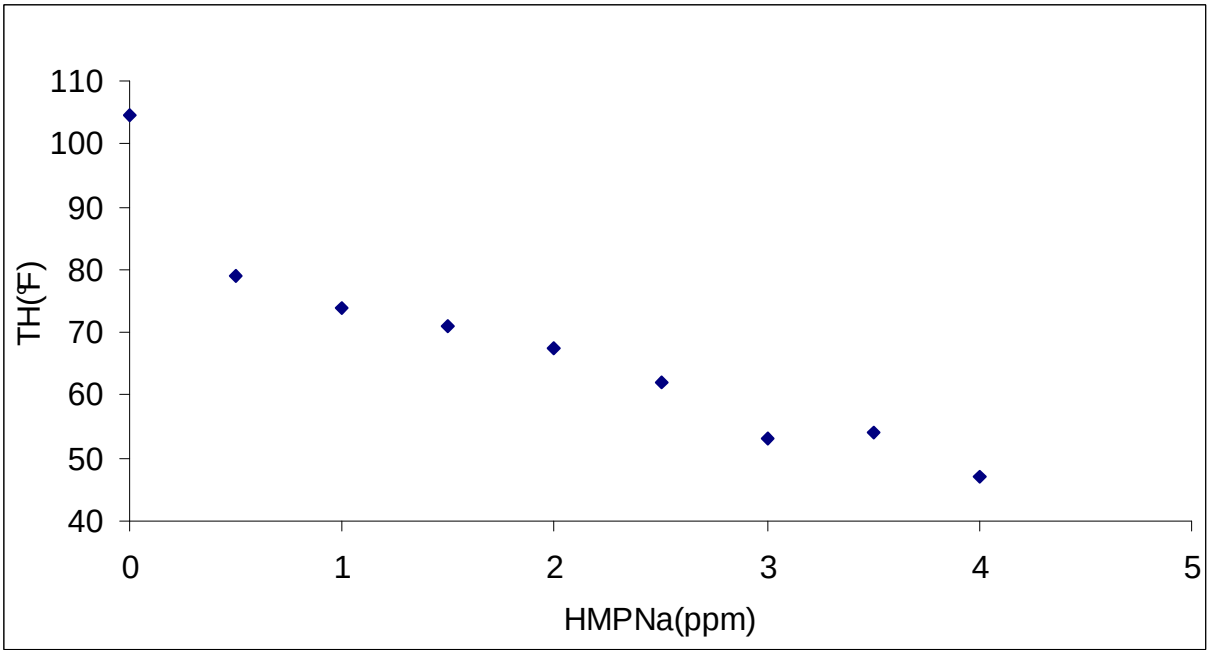


Figure (V-5) : ***Variation da la dureté totale en fonction de HMPNa (eau de Sidi Mahdi II).***

V-4-2-3) Courbe de variation de la conductivité électrique en fonction de la dose de HMPNa :

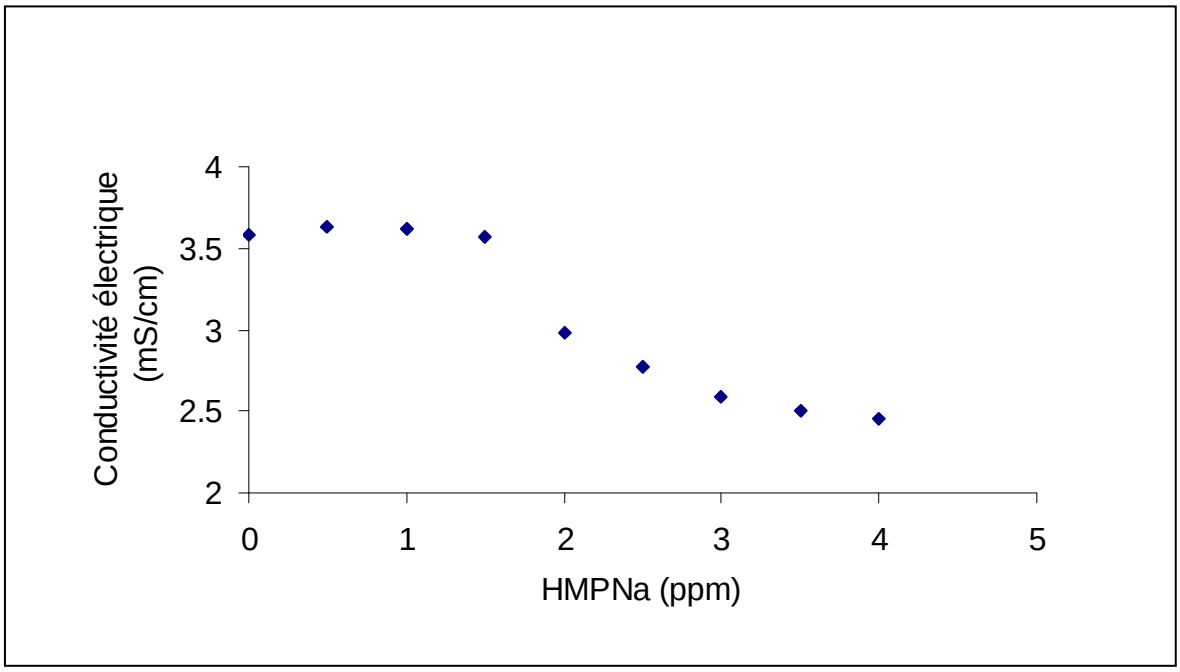


Figure (V-6) : ***Variation de la conductivité électrique en fonction de HMPNa (eau de Sidi Mahdi II).***

V-4-2-4) Courbe de variation de pH en fonction de la dose de HMPNa :

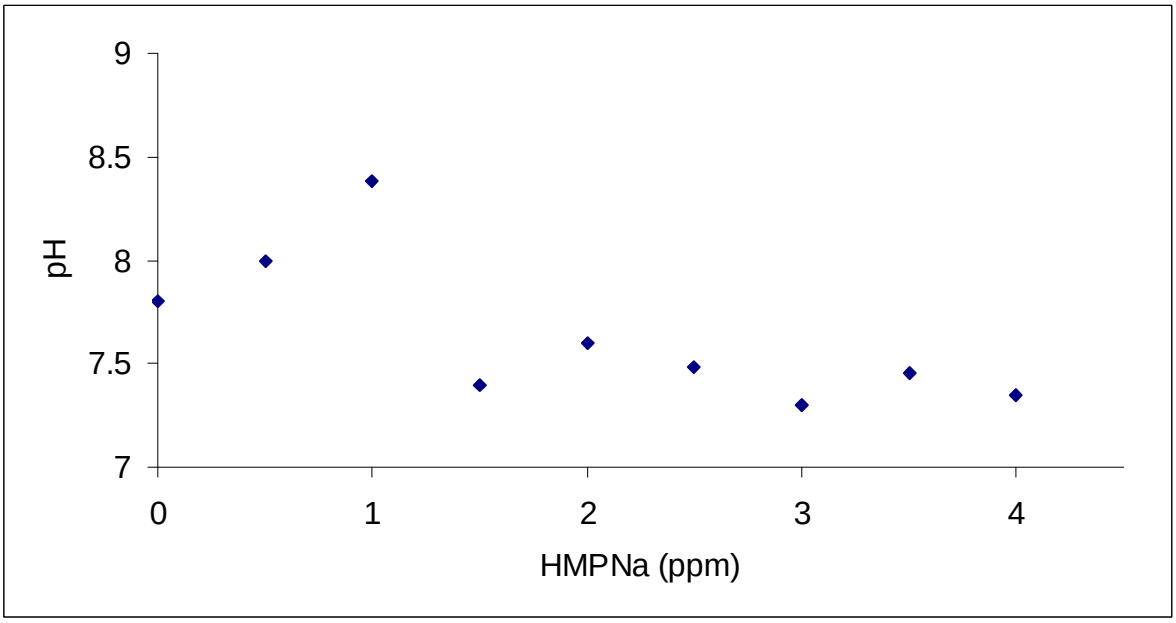


Figure (V-7) : ***Variation de pH en fonction de HMPNa (eau de Sidi Mahdi II).***

V-4-3) Traitement de l'eau de Hassi Ben Abdallah :

V-4-3-1) Résultats des analyses :

Les résultats des analyses sont représentés dans le tableau (V-12) :

Tableau (V-12) : ***Résultat de traitement de l'eau de Hassi ben Abdallah avec HMPNa.***

HMPNa (ppm)	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3	3,5
TH (°F)	79	78,5	75,5	65	64	52,5	52	49
Conductivité électrique (mS/cm)	2,81	2,97	2,65	2,18	2,20	2,15	2,22	2,19
pH	7,3	8,4	7,53	7,35	7,42	7,38	7,33	7,25

V-4-3-2) Courbe de variation de la dureté totale en fonction de la dose de HMPNa :

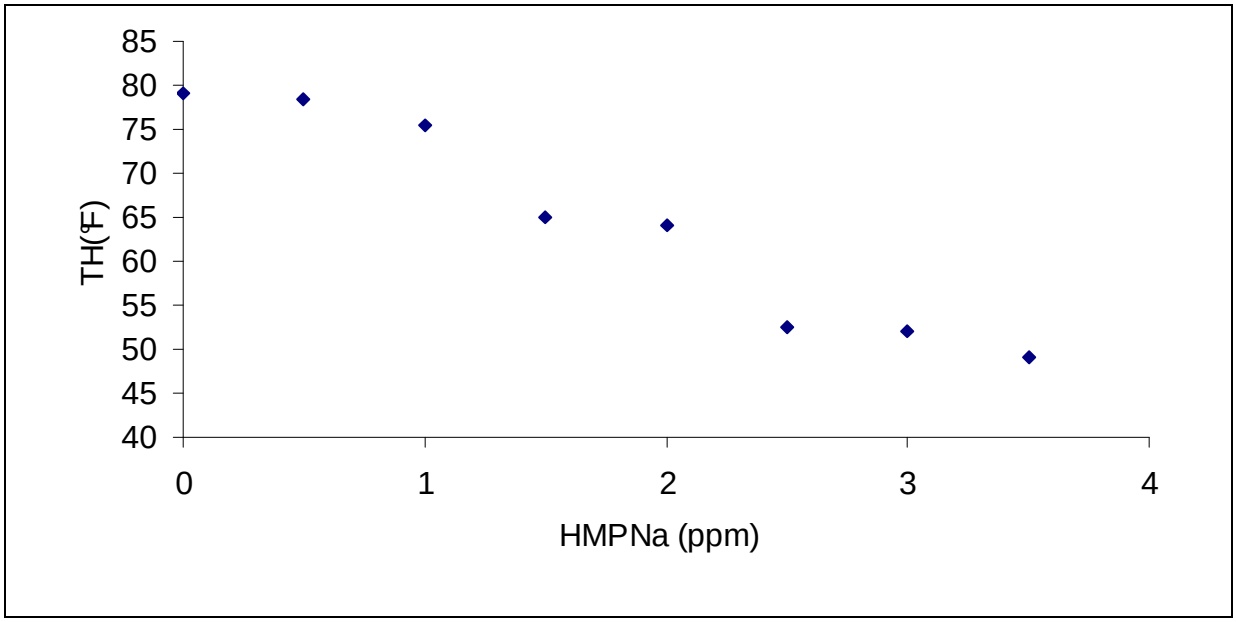


Figure (V-8) : ***Variation da la dureté totale en fonction de HMPNa (eau de Hassi Ben Abdallah)***

V-4-3-3) Courbe de variation de la conductivité électrique en fonction de la dose de HMPNa :

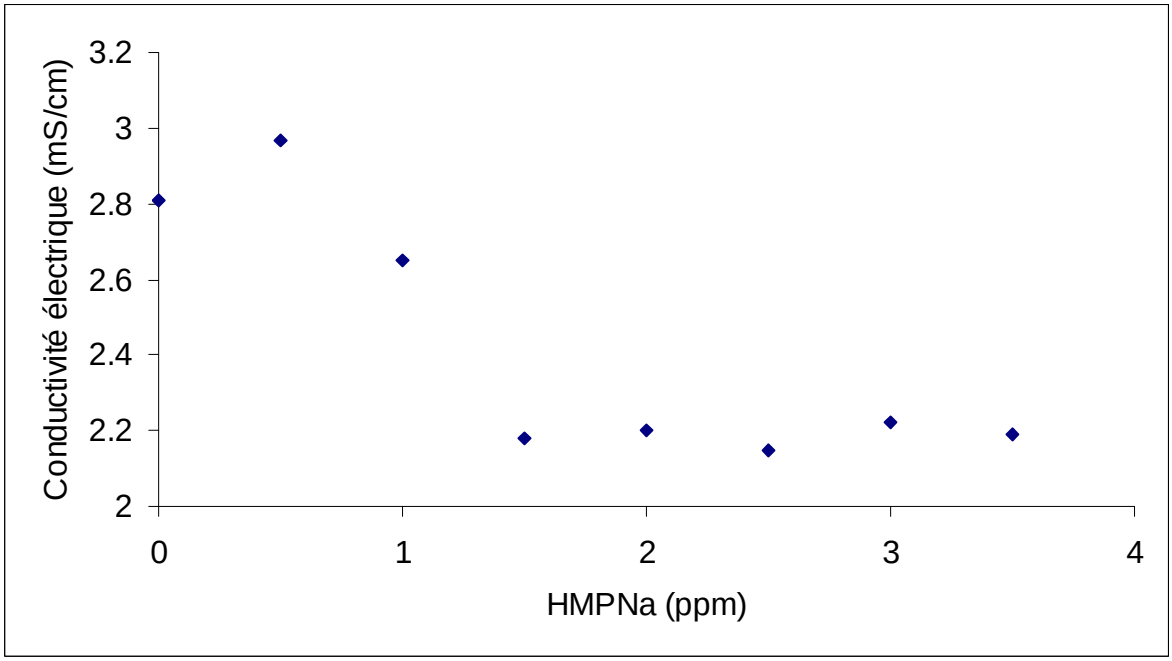


Figure (V-9) : ***Variation de la conductivité électrique en fonction de HMPNa (eau de Hassi Ben Abdallah)***

V-4-3-4) Courbe de variation de pH en fonction de la dose de HMPNa :

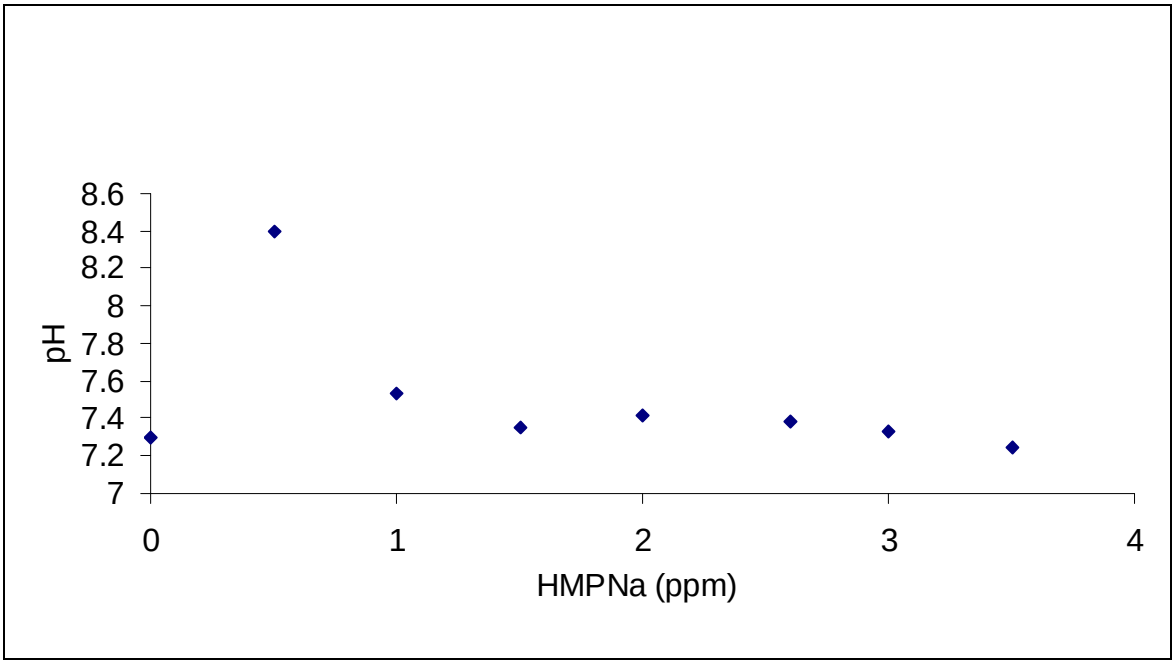


Figure (V-10) : ***Variation de pH en fonction de HMPNa (eau de Hassi Ben Abdallah).***

V-4-4) Traitement de l'eau d'El-Hadab :

V-4-4-1) Résultats des analyses :

Tableau (V-13) : ***Résultat de traitement de l'eau d'El-Hadab avec HMPNa.***

HMPNa (ppm)	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3
TH (°F)	82,5	80	63	66,5	55	53,5	45
Conductivité électrique (mS/cm)	2,63	3,27	2,65	2,64	2,60	2,41	2,35
pH	7,2	8,24	7,85	7,8	7,71	7,92	7.43

V-4-4-2) Courbe de variation de la dureté totale en fonction de la dose de HMPNa :

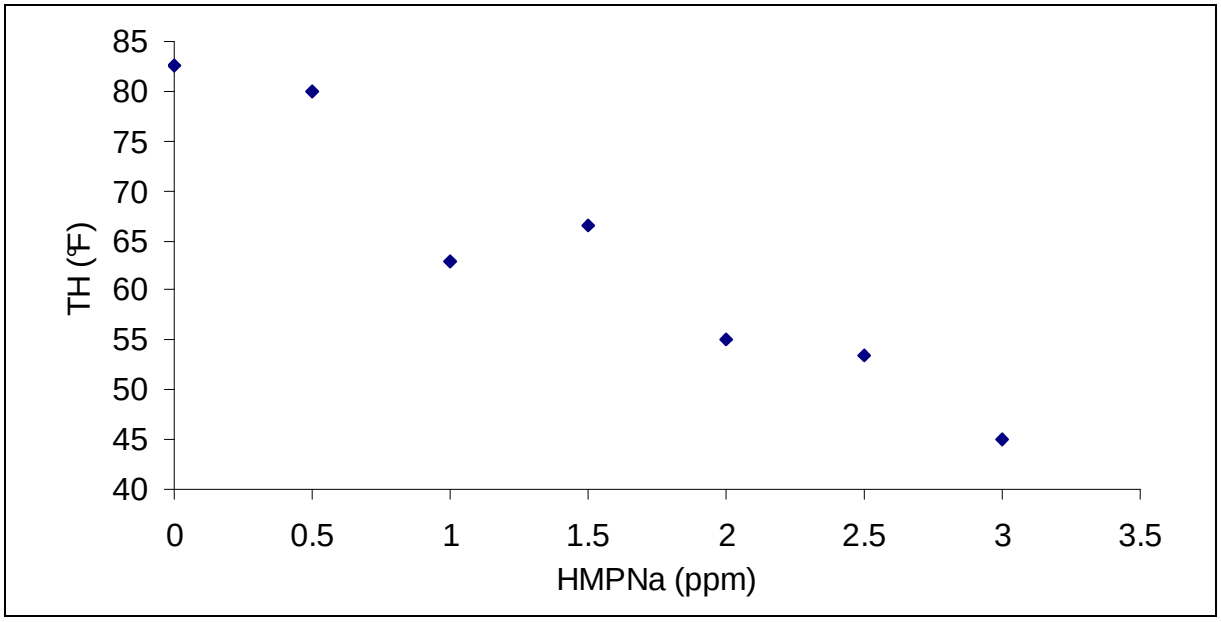


Figure (V-11) : ***Variation de la dureté totale en fonction de HMPNa (eau d'El-Hadab).***

V-4-4-3) Courbe de variation de la conductivité électrique en fonction de la dose de HMPNa :

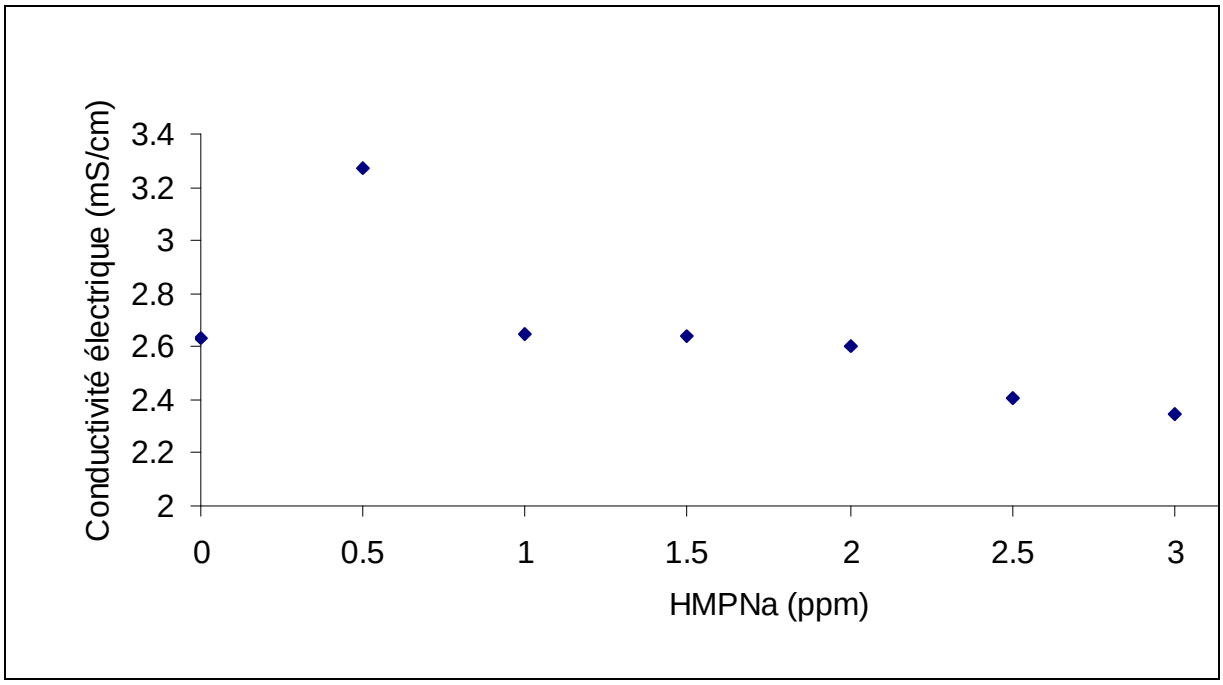


Figure (V-12) : ***Variation de la conductivité électrique en fonction de HMPNa (eau d'El-Hadab).***

V-4-4-4) Courbe de variation de pH en fonction de la dose de HMPNa :

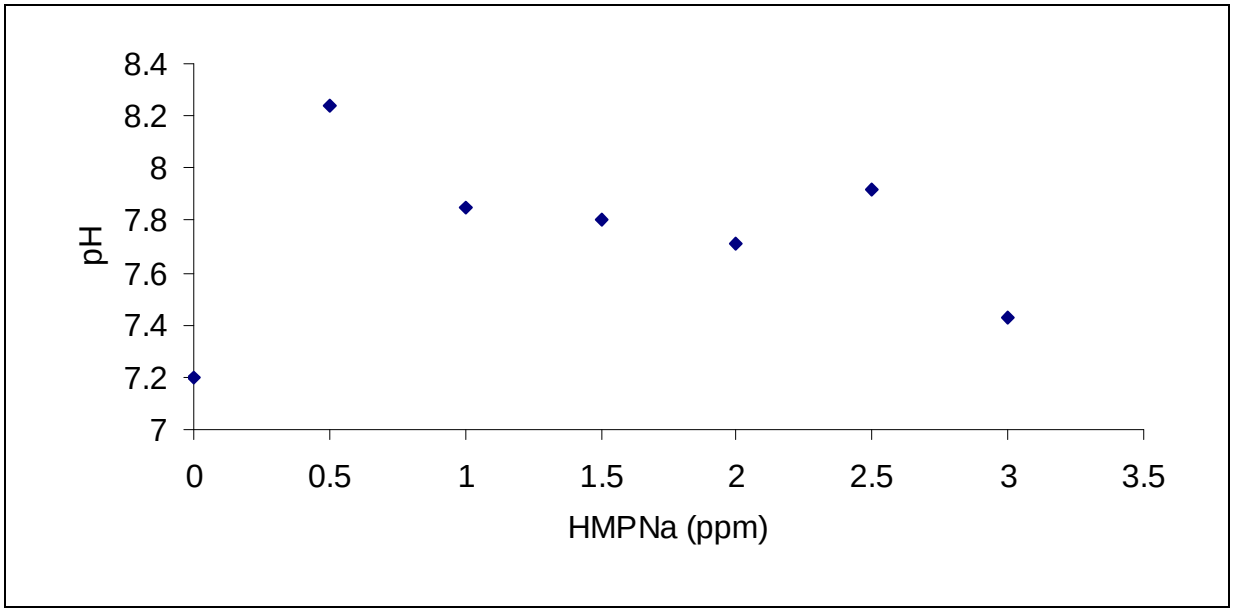


Figure (V-13) : ***Variation de pH en fonction de HMPNa (eau d'El-Hadab).***

V-4-5) Interprétation des résultats :

A partir de ces résultats expérimentaux, on peut noter les remarques suivantes :

- La concentration d'hexamétaphosphate de sodium ajoutée pour obtenir une valeur acceptable de la dureté totale de l'eau varie selon la qualité de l'eau. Par exemple, pour l'eau de Sidi Mahdi II (Touggourt) qui est très dure que les autres eaux à traiter, la quantité d'hexamétaphosphate de sodium suffisante est de l'enivrent de 4ppm, cette dose permet d'obtenir une valeur de 47 °F de la dureté totale de l'eau. Cette dernière valeur est trouvée dans la gamme des valeurs autorisées des normes internationales de l'eau potable **[6]**.

- Donc la présence dans l'eau et avec des concentrations très petites de l'ordre de (g/m^3) d'hexamétaphosphate de sodium inhibe la formation de tartre (précipitation de calcaire). Ainsi, l'hexamétaphosphate de sodium séquestre les cations métalliques, et les empêchent de se lier à des anions sous forme des sels insolubles **[26]**. Parmi ces cations on aura le calcium (Ca^{++}) et le magnésium (Mg^{++}).

- Pour les variations de pH en fonction de la dose d'hexamétaphosphate de sodium injectée, on remarque une augmentation jusqu'à une valeur maximale de 8,4 dans le cas de l'eau de Sidi Mahdi (II), pour la suite on remarque que les valeurs de pH diminuent graduellement avec l'augmentation de la dose de l'inhibiteur jusqu'à une valeur minimale qui est égale à 7,25 dans le cas de l'eau de Hassi Ben Abdallah.

- On remarque aussi que la conductivité électrique de l'eau varie suivant la dose d'hexamétaphosphate de sodium injectée. On prend par exemple le cas de l'eau de Sidi Mahdi (II) parce que c'est l'eau qui possède la valeur la plus grande de la conductivité électrique que les autres eaux, on constate une valeur de 3,58 mS/cm dans le cas initial c'est-à-dire avant le traitement des eaux par l'inhibiteur. Après l'injection des premières doses d'hexamétaphosphate de sodium, on remarque une augmentation dans la valeur de la conductivité électrique jusqu'à une valeur maximale 3,62 mS/cm, ensuite la conductivité commence à diminuer jusqu'à la stabilisation dans la valeur de 2,36 mS/cm après un injection de 4 ppm d'hexamétaphosphate de sodium.

V-5) Traitement physique antitartre :

V-5-1) L'analyse physico-chimique d'eau de l'albien de Tigdidine avant le traitement :

L'analyse physico-chimique d'eau de l'albien de Tigdidine (Djamaa) a été effectuée au niveau du laboratoire des analyses physico-chimiques et bactériologiques de l'EPDEMIA à Laghouat. Les résultats d'analyses physico-chimiques sont représentés dans le tableau suivant :

- **Nom du forage :** Tigdidine / Djamaa.
- **Date de prélèvement :** 19/ 04/ 2006.

Tableau (V-14) : ***Analyse d'eau de l'albien de Tigdidine (Djamaa).***

Eléments	mg/L	méq/L
Ca^{2+}	245	12,23
Mg^{2+}	84,7	6,97
Na^{+}	310	13,48
K^{+}	34,9	0,895
La somme des cations	33,58 méq/L	
Cl^{-}	515,1	14,51
SO_4^{2-}	766	15,96
HCO_3^{-}	108	1,77
NO_3^{-}	0,3	0,005
La somme des anions	32,25 méq/L	
Résidus secs	2176 mg/L	
Conductivité	2,89 ms/cm	
pH	7,53	
TH (°F)	96	
Minéralisation	2294 mg/L	
Turbidité (NTU)	0,58	
TDS	1756 mg/L	
Salinité	1,7 g/L	

D'après cette analyse on peut affirmer que :

L'eau de Tigdidine est très chargée en anions (sulfates SO_4^{2-}et chlorures Cl^-), et sa teneur en calcium Ca^{2+}et en magnésium Mg^{2+} est très élevée. Cette eau est d'une saumâtre salinité 1,7 g/L. Le titre hydrotimétrique TH dépasse les normes de potabilité des eaux ; ce qui montre que l'eau de cette région est très dure. Le pH est basique, il a pour effet de favoriser la formation du tartre **[10]**. Alors toutes les conditions sont favorables pour la formation des cristaux et le développement du phénomène d'entartrage.

V-5-2) Analyse des dépôts :

La région de Tigdidine est également touchée par le problème de bouchage des conduites de distribution (figure V-14) :

Figure (V-14) : ***Phénomène d'entartrage à l'intérieur de la conduite de distribution de l'eau (Tigdidine).***

V-5-2-1) Analyse des dépôts par diffraction X :

L'essai est effectué au laboratoire de physique de l'université Amar Thelidji de Laghouat. L'appareil utilisé est un diffractomètre X'PERT PRO couplé à un système informatique permettant l'exploitation et le tracé des résultats obtenus. Le spectre obtenu est représenté dans la figure (V-15).

Le résultat de cette analyse montre que les principaux sels qui composent ces dépôts sont les suivants :

- Carbonate de calcium $CaCO_3$
- Hydroxyde de magnésium $Mg(OH)_2$
- Oxyde de fer Fe_2O_3
- Carbonate de sodium Na_2CO_3

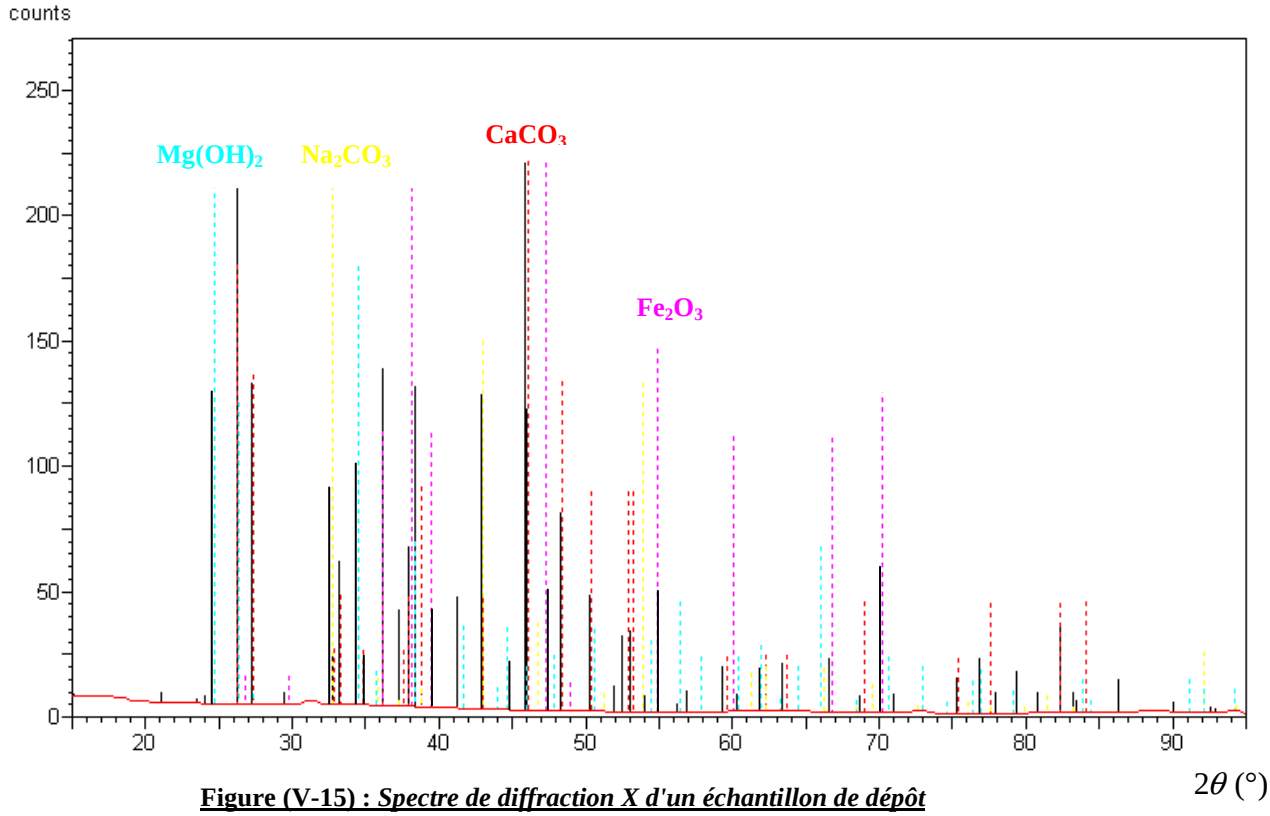


Figure (V-15) : ***Spectre de diffraction X d'un échantillon de dépôt provenant de Tigdidine (Djamaa).***

V-5-2-2) Analyse chimique des dépôts :

On emploie le même procédé qui est déjà utilisé dans les analyses chimiques des autres dépôts **[31]**. Le résultat obtenu est tabulé dans le tableau (V-15). On remarque que ce tartre est constitué majoritairement de carbonate de calcium avec un teneure de 88,1 %, on trouve également d'autres types des sels comme l'hydroxyde de magnésium $Mg(OH)_2$, l'oxyde de fer Fe_2O_3 et le carbonate de sodium Na_2CO3, mais avec des teneurs très faibles par rapport à la teneur du carbonate de calcium.

Tableau (V-15) : ***Composition chimique de dépôt de tartre recueillis sur une conduite d'eau géothermale sur le site de Tigdidine (Djamaa).***

Eléments	Concentration massique (mg/L)	Type de sel précipité	Masse du sel précipité (g)	Teneur du sel précipité (%)
Ca^{++}	176,4	$CaCO_3$	0,4405	88,1
Mg^{++}	13,7	$Mg\ (OH)_2$	0,0329	6,58
Fe^{++}	1,9	Fe_2O_3	0,0054	1,08
Na^{+}	0,7	Na_2CO_3	0,0032	0,64

V-5-3) Traitement magnétique de l'eau du Tigdidine :

A partir de l'analyse physico-chimique de l'eau et l'analyse de dépôt, il est indispensable de faire un traitement de l'eau pour empêcher la formation de tartre. A cet effet un test avec le champ magnétique a été effectué pour montrer son effet sur le phénomène d'entartrage.

On fait une étude sur site au niveau de forage de Tigdidine (Djamaa). L'appareil utilisé dans ce traitement magnétique anticalcaire est appelé "elan série E – El" (figure (V-16)). Le principe de fonctionnement consiste à transmettre grâce à un système électronique un courant en basse tension à deux fils enroulés autour de la canalisation d'eau à traiter (figure (V-17)). La programmation du logiciel de l'appareil permet la mise en service immédiate de ce dernier, sans qu'aucune autre opération de programmation ne soit nécessaire **[28]**.

Figure (V-16) : ***Appareil anticalcaire "elan" installé au réfrigérant de Tigdidine (Djamaa).***

Figure (V-17) : ***Emplacement l'appareil Elan.***

V-5-3-1) L'analyse physico-chimique d'eau de l'albien de Tigdidine après le traitement :

On effectue un prélèvement d'eau après le traitement magnétique, et on fait une analyse physico-chimique sur cet échantillon. Le résultat d'analyse est représenté dans le tableau suivant :

- **Nom du forage :** Tigdidine / Djamaa.
- **Date de prélèvement :** 19/ 04/ 2006.

Tableau (V-16) : ***Analyse d'eau de l'albien de Tigdidine après le traitement.***

Eléments	mg/L	méq/L
Ca^{2+}	158	7,88
Mg^{2+}	79,3	6,52
Na^{+}	299	13
K^{+}	33,7	0,86
La somme des cations	28,26 méq/L	
Cl^{-}	482	13,58
SO_4^{2-}	714	14,87
HCO_3^{-}	56	0,92
NO_3^{-}	0,3	0,005
La somme des anions	29,38 méq/L	
Résidus secs	2364 mg/L	
Conductivité	2,36 ms/cm	
pH	7,25	
TH (°F)	72	
Minéralisation	2048 mg/L	
Turbidité (NTU)	0,93	
TDS	1899 mg/L	
Salinité	1,6 g/L	

V-5-3-2) Interprétation de résultat :

On constate que les ions calcium Ca^{2+} et bicarbonates HCO_3^- diminuent après le traitement magnétique avec une quantité très importante, par contre pour les concentrations des autres ions qui diminuent avec faibles quantités.

On peut expliquer la diminution des concentrations de calcium Ca^{2+} et du bicarbonate HCO_3^- par la formation de carbonate de calcium $CaCO_3$ à partir ces deux ions (Ca^{2+} et HCO_3^-). Le mécanisme réactionnel de cette formation de $CaCO_3$ peut s'écrire comme suit (**[24],[34]**) :

$$Ca^{2+} + HCO_3^- + OH^- \rightleftharpoons CaCO_3\,(s) + H_2O$$

Il y a une hypothèse a été proposée pour expliquer l'effet de champ magnétique, l'application d'un champ magnétique produit une force que l'on appelle la force de Lorentz ($\vec{F}$):

$$\vec{F} = q\ \vec{V} \times \vec{B}$$

tel que :

q : la charge appliquée par l'ion en coulomb;

$\vec{V}$: vitesse de la particule chargée en m/s;

$\vec{B}$: champ magnétique en tesla.

Cette force est exercée sur les ions mobiles (calcium, magnésium, bicarbonate,….etc.) accélère les associations entre les ions **[33]**.

Le champ magnétique appliqué donne une déprotonation rapide de proton de l'ion bicarbonate HCO_3^- **[30],** et par conséquence, on observe la formation de carbonate de calcium:

$$HCO_3^- \longrightarrow H^+ + CO_3^{--}$$

Pendant la cristallisation de carbonate de calcium, et en présence d'un champ magnétique, la majorité des particules se composent d'un mélange des cristaux d'aragonite et de vatérite moins incrustants **[30]**.

Des chercheurs montrent que la force de Lorentz est le responsable des changements de la cristallisation **[22]**.

La conductivité électrique de l'eau diminue aussi après ce traitement puisque les concentrations des différents ions diminuent et surtout les ions de calcium et de bicarbonate.

On remarque aussi que le pH diminue selon ce traitement à cause de la diminution de l'alcalinité de l'eau traitée **[29]**.

V-6) Comparaison entre le procédé chimique et le procédé physique :

D'après les résultats obtenus par l'utilisation de l'hexamétaphosphate de sodium (procédé chimique) comme un inhibiteur chimique de tartre d'une part, et d'autre part par l'utilisation de champ magnétique (procédé physique), on peut noter ce que suit :

- L'hexamétaphosphate de sodium diminue la dureté de l'eau et inhibe la formation de tartre (précipitation de calcaire). Ainsi, l'hexamétaphosphate de sodium séquestre les cations métalliques, et les empêchent de se lier à des anions sous forme des sels insolubles **[26]**. Parmi ces cations on aura le calcium (Ca^{++}) et le magnésium (Mg^{++}).

- L'application de champ magnétique produit la force de Lorentz, cette force donne une déprotonation rapide de proton des ions HCO_3^- et accélère les associations entre les ions (entre le calcium et le bicarbonate par exemple) **[33]**. Pendant la cristallisation de carbonate de calcium, et en présence d'un champ magnétique, la majorité des particules se composent d'un mélange des cristaux d'aragonite et de vatérite moins incrustants **[30]**.

- Pour déterminer la méthode la plus efficace sur le phénomène de précipitation de tartre, on calcul l'efficacité de chaque traitement (chimique et physique), l'efficacité E (%) est calculé par la relation suivante **[24]** :

$$E\ (\%) = ([Ca^{2+}]_i - [Ca^{2+}]) / [Ca^{2+}]_i.$$

Où :

$[Ca^{2+}]_i$: La concentration en calcium avant le traitement,

$[Ca^{2+}]$: La concentration en calcium après le traitement.

Les calculs sont présentés dans le tableau suivant :

Tableau (V-17) : ***Comparaison entre l'efficacité du procédé chimique et procédé physique antitartre***

Procédé antitartre	Nom du forage	$[Ca^{2+}]_i$ (mg/L)	$[Ca^{2+}]$ (mg/L)	Efficacité d'inhibition E (%)
Procédé chimique (inhibiteur)	Sidi Mahdi II (Touggourt)	282	110	60,99
	Hassi Ben Abdallah (Ouargla)	217	124	42,85
	El-Hadab (Ouargla)	82,5	113	50,87
Procédé physique (champ magnétique)	Tigdidine (Djamaa)	245	158	35,51

- Donc, les deux traitements antitartres sont efficaces, mais d'après les résultats expérimentaux, l'efficacité de traitement chimique compris entre 42 et 60 % et le traitement physique donne une efficacité de 35 %. Alors, on peut dire que le procédé chimique (inhibiteurs) est plus efficace que le procédé physique (champ magnétique) sur le phénomène d'entartrage.

- Pour utiliser l'inhibiteur chimique de tartre (hexamétaphosphate de sodium), il faut respecter la dose autorisée, car cet inhibiteur contient de l'arsenic (3 ppm) **[26]**.

- Le champ magnétique conserve la qualité de l'eau avec un degré plus grand que l'hexamétaphosphate de sodium **[30]**.

Conclusion générale

Conclusion générale

D'après les analyses physico-chimiques des eaux pour les quatre sites (Sidi Mahdi II, Hassi Ben Abdallah, El-Hadab et Tigdidine), il est clair que tous les facteurs sont favorables pour la formation de tartre dans les conduites et les dispositifs de distribution. On peut citer ces facteurs comme suit :

- La température de l'eau (dépasse 50°C),
- Le pH basique de l'eau,
- La dureté totale très élevée,
- Les concentrations des ions métalliques, comme le calcium Ca^{++}et le magnésium Mg^{++}, sont très élevées.

L'analyse des dépôts par diffractométrie à rayons X montre l'existence des dépôts suivants:

- Carbonate de calcium $\mathbf{CaCO_3}$
- Hydroxyde de magnésium $\mathbf{Mg(OH)_2}$
- Oxyde de fer $\mathbf{Fe_2O_3}$
- Carbonate de sodium $\mathbf{Na_2CO3}$

L'analyse chimique des dépôts révèle qu'ils sont essentiellement composés de carbonate de calcium $CaCO_3$ avec des teneurs comprises entre 82 et 88 %.

Le traitement chimique antitartre par l'utilisation d'hexamétaphosphate de sodium comme un inhibiteur de tartre donne un bon résultat contre le phénomène d'entartrage, où l'addition d'hexamétaphosphate de sodium -avec des quantités infinitésimales- réduire la dureté totale de l'eau, et forme des complexes solubles avec les ions métalliques (Ca^{++}, Mg^{++},…), pour empêcher la formation de tartre. L'efficacité de ce traitement compris entre 42 et 60 %.

Des tests physiques ont été effectués par l'utilisation d'un appareil qui produit un champ magnétique, le résultat expérimental montre l'efficacité de champ magnétique sur le phénomène de précipitation de tartre, où le champ magnétique favorise la formation des cristaux moins incrustants. Le traitement physique donne une efficacité de 35 %.

D'après les résultats expérimentaux, on peut dire que le procédé chimique (inhibiteurs) est plus efficace que le procédé physique (champ magnétique) sur le phénomène d'entartrage.

Recommandations

Recommandations

Les recherches scientifique sont continuées jusqu'à maintenant pour résoudre le problème de précipitation de tartre et bouchage des conduites de distribution de l'eau.

La solution de ce problème doit être efficace d'un côté et économique de l'autre côté, de plus, il faut éviter les problèmes de santé.

On fait une série des expériences pour la contribution à l'étude des phénomènes d'entartrage, et on compare l'efficacité de la méthode chimique antitartre (injection d'un inhibiteur de tartre : hexamétaphosphate de sodium) par rapport à l'efficacité de la méthode physique (champ magnétique).

Pour l'enrichissement de ce travail, on peut donner quelques propositions :

- C'est mieux, si on choisir plusieurs types des inhibiteurs de tartre, puis on fait des expériences de détartrage pour chaque type, et en fin on sélectionne l'inhibiteur le plus efficace contre le phénomène d'entartrage.

- On peut aussi tester l'efficacité d'un inhibiteur à différentes températures pour trouver l'inhibiteur la plus résistant et qui conserve ses propriétés d'inhibition.

- Dans le teste physique antitartre (l'utilisation de champ magnétique), le débit de l'eau a été constante, donc, on propose de varie le débit de l'eau pour connaître l'influence de variation de débit sur l'efficacité de champ magnétique sur le phénomène d'entartrage.

Références bibliographiques

Références bibliographiques

[1] C. Hort ; Contribution à l'étude des phénomènes d'entartrage : influence des solides en contact avec le liquide sur la cinétique de précipitation ; Thèse de doctorat INSA Toulouse (1994).

[2] H. Roques ; Fondements théoriques du traitement chimique des eaux ; Technique et Documentation – Paris (1990).

[3] J. Rodier ; L'analyse de l'eau ; Bordas – Paris (1984).

[4] J. Bontoux ; Introduction à l'étude des eaux douces : eaux naturelles eaux usées et de boisson ; Editions Technip – Paris (1993).

[5] J. Bernard ; Mémento technique de l'eau ; Edition Paris – France (1989).

[6] Document de l'ANRH ; (Rapport technique : les forages).

[7] R. Desjardins ; Le traitement des eaux ; Technique et Documentation – Paris (1997).

[8] F. Berné, J. Cordonnier ; Traitement des eaux ; Editions Technip – Paris (1991).

[9] R. Rosset ; Les procédés physiques antitartre : mythe ou réalité ? ; L'actualité chimique – Janvier – Février 1992, p : 125 – 148.

[10] M. Aljandra – Dominguez ; Contribution à l'étude des mécanismes d'entartrage : influence de la matière humique dans l'inhibition de la croissance cristalline du carbonate de calcium ; Thèse de doctorat INSA Toulouse (1994).

[11] Document de la complexe hydraulique de Touggourt (2002).

[12] R. Rosset, F. Nguyen, K. Walha, M. Ben Amor et A. Daoud ; L'entartrage par les eaux géothermales du Sud – Tunisien ; TSM numéro 11 – Novembre 1996, p : 67 – 73.

[13] H. Roques ; Contribution à l'étude statique et cinétique du système H_2O – CO_2 – $CaCO_3$; Thèse de doctorat INP Toulouse (1964).

[14] P. Cabrol ; Contribution à l'étude du concrétion carbonaté des grottes du sud de la France ; Thèse 3ème cycle Montpellier (1978).

[15] L. Dedieu ; Etude expérimentale de l'entartrage des corps d'échange de réfrigérants industriels ; Thèse de doctorat INSA Toulouse (1997).

[16] E. Rieutord ; Initiation aux transferts thermiques ; Technique et Documentation – Paris (1990).

[17] C. Hort, A. Martin – Dominguez, C. Rabut et H. Roques ; contribution à l'étude des phénomènes d'entartrage : les cinétiques de croissance cristalline ; Tribune de l'eau – Janvier – Février 1995, p : 31 – 55.

[18] C. Bourillot, J. Grange ; Les réfrigérants atmosphériques industriels ; Editions Eyrolles – Paris (1991).

[19] Mohand – Saïd Ouali ; Traitement des eaux ; Office des publications universitaires – Alger (2001).

[20] S.Jasbir ; A novel inhibitor for scale control in water desalination ; Desalination 124 (1999) 43 – 50.

[21] He. Shiliang, Amy T. Kan, B. Mason ; Inhibition of calcium carbonate precipitation in NaCl brines from 25 to 90 °C ; Applied Geochemistry 14 (1999) 17 – 25.

[22] S. Kobe, G. Drazic, P. J. Mcguiness, J. Strazisar ; The influence of the magnetic field on the crystallisation form of calcium carbonate and the testing of a magnetic water – treatment device ; Journal of magnetic and magnetic materials 236 (2001) 71 – 76.

[23] T. Chen, A. Neville, M. Yuan ; Assessing the effect of Mg^{2+} on $CaCO_3$ scale formation – bulk precipitation and surface deposition ; Journal of crystal growth 275 (2005) e1341 – e1347.

[24] C. Gabrielli, R. Jaouhari, G. Maurin, M. Keddam ; Magnetic water treatment for scale prevention ; Wat. Res. Vol 35 (2001) 3249 – 3259.

[25] R. Rosset, S. Douville, M. Ben Amor et K. Walha ; L'inhibition de l'entartrage par les eaux géothermales du Sud – Tunisien ; Revue des sciences de l'eau 12/4 (1999) 753 – 764.

[26] F. Andreola, E. Castellini, T. Manfredini, M. Romagnoli ; the role of sodium hexametaphosphate in the dissolution process of kaolinite and kaolin ; Journal of the European ceramic society 24 (2004) 2113 – 2124.

[27] F. Hui, J. Lédion ; Evaluation methods for the scaling power of water ; Journal European of water quality T 33 (2002) 1278 – 1290.

[28] Manuale d'uso : "Elan -apparecchi anticalcare- seie E-El" (2005) 4 – 21.

[29] Y. Berger ; "Manuel de traitement des eaux d'injection" ; Editions Technip – Paris (1990).

[30] F. Alimi, M. Tlili, C. Gabrielli, G. Maurin, M. Ben Amor ; Effect of a magnetic water treatement on homogeneous and heterogeneous precipitation of calcium carbonate ; Water Research 40 (2006) 1941 – 1950.

[31] V. Alexéev ; Analyse quantitative ; Editions Mir – Moscou (1980).

[32] J. Protas ; Diffraction des rayonnements : Introduction aux concepts et méthodes ; Editions Technip – Paris (1997).

[33] S. Baker. J et S. Judd ; Magnetic Amelioration of scale formation ; Water Research 30 (1996) 247 – 260.

[34] P. Valée ; Etude de l'effet de champs électromagnétiques basse fréquence sur les propriétés physico-chimiques de l'eau ; Thèse de doctorat de l'université Pierre et Marie Curie – paris (2004).

Annexes

Annexe 1

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE

E.P.D.E.M.I.A.
48 Route de Djelfa BP 299 LAGHOUAT
Tél:(029) 90.48.32 - Fax:(029) 92.70.53

N°50/A/2005

ANALYSE D' EAU DE Touggourt

Demandeur		Koriba Bakhti			Lieu: Sidi Mahdi II Touggourt		
Nature point d'eau		Forage	Profondeur	/	BACTERIOLOGIE		
Date de prélèvement		26/03/2005	T°C	/	Numérotation des		
Date d'envoi		29/03/2005	N° Echt	358	germes totaux		
Ca en mg/litre (Calcium)		282	Balance	14,08	Coliformes		
Mg en mg/litre (Magnésium)		82,8	cations	6,81	Escherichia coli	Colonies	
Na en mg/litre (Sodium)		322	mé/l	14	Streptocoques	pour	
K en mg/litre (Potassium)		35,7	35,81	0,915	fecaux	100 ml	
Cl en mg/litre (Chlorures)		513	Balance	14,46	Sulfito-réducteurs		
SO_4 en mg/litre (Sulfates)		881	anions	18,34	Bactériophage		
CO_3 en mg/litre (Carbonate)		/	mé/l	/	fécaux		
HCO_3 en mg/litre(Bicarbonate)		94,3		1,54	Autres germes		
NO_3en mg/litre (Nitrates)		0.4	34,36	0.006	Turbidité en NTU	0.45	
Conductivité			Minéralisation		TDS en mg/Litre	1846	
en 1/10 ms/cm à 25°C		3,58	2450 mg/l		Salinité ‰	1,9	
Résidu sec à 105°C			Somme des ions		TEST CHLORE en mg/l	/	
		2716 mg/L	2211,2 mg/l		Couleur 436nm	4,5 m-1	
T.H	T.A.C	T.A	S.A.F	I.S	T=23,6 °C PH= 7,8		
104,5 °F	/	/	/	/	/		
Nitrite NO2		/		Cu lib		INTERPRETATION DE L'ANALYSE	
Ammonium NH4		/	Eléments	Cu comb		Potabilité chimique :	
CO2 Libre			toxiques	Cu total		Mediocre à mauvaise	
CO2 Total			ou	Zinc			
Pourcentage de			indésirables	Mn			
saturation en O_2 %			mg/litre	Aluminium		Eau non javellisée.	
Oxygène dissous O_2		/		Ozone		(normes:0,2 - 0,4 mg/ Litre)	
Fer total				Iode			
Matiéres en suspension				Brome			
Fer dissous				SiO2dissoute			
pH (Laboratoire)		7,8		Sulfite		Laghouat le: 09/04/2005	
						Service laboratoire	
Cations	Ca=12,75%	Mg= 3,74%	Na=14,56%	K=1,61%		A. Abdellaoui	
Anions	Cl=23,20%	SO4=39,84%	HCO_3=4,26	NO3=0,018%			
Faciés de l'eau:							
Potabilité chimique		Mediocre à mauvaise					

* Prélèvement par le demandeur.

Annexe 2

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE

E.P.D.E.M.I.A.
48 Route de Djelfa BP 299 LAGHOUAT
Tél:(029) 90.48.32 - Fax:(029) 92.70.53

N°50/A/2005

ANALYSE D' EAU DE HASSI BEN ABDALLAH

Demandeur		Koriba Bakhti			Lieu: Hassi Ben Abdallah Ouargla		
Nature point d'eau		Forage	Profondeur	/	BACTERIOLOGIE		
Date de prélèvement		28/03/2005	T°C	/	Numérotation des		
Date d'envoi		29/03/2005	N° Echt	359	germes totaux		
Ca en mg/litre (Calcium)		217	Balance	10,83	Coliformes		
Mg en mg/litre (Magnésium)		60,4	cations	4,97	Escherichia coli	Colonies	
Na en mg/litre (Sodium)		243	mé/l	10,56	Streptocoques	pour	
K en mg/litre (Potassium)		28,7	27,09	0,735	fecaux	100 ml	
Cl en mg/litre (Chlorures)		391	Balance	11,03	Sulfito-réducteurs		
SO_4 en mg/litre (Sulfates)		660	anions	13,73	Bactériophage		
CO_3 en mg/litre (Carbonate)		/	mé/l	/	fécaux		
HCO_3 en mg/litre(Bicarbonate)		119,41		1,96	Autres germes		
NO_3en mg/litre (Nitrates)		0,3	26,72	0,005	Turbidité en NTU	1,13	
Conductivité			Minéralisation		TDS en mg/Litre	1435	
en 1/10 ms/cm à 25°C		2,81	1922 mg/l		Salinité ‰	1,4	
Résidu sec à 105°C			Somme des ions		TEST CHLORE en mg/l	/	
		2068 mg/L	1719,81 mg/l		Couleur 436nm	6,0 m-1	
T.H	T.A.C	T.A	S.A.F	I.S	T=22,5 °C PH= 7,3		
79 °F	/	/	/	/	/		
Nitrite NO2		/		Cu lib		INTERPRETATION DE L'ANALYSE	
Ammonium NH4		/	Eléments	Cu comb		Potabilité chimique :	
CO2 Libre			toxiques	Cu total		Mediocre à mauvaise	
CO2 Total			ou	Zinc			
Pourcentage de			indésirables	Mn			
saturation en O_2 %			mg/litre	Aluminium		Eau non javellisée.	
Oxygène dissous O_2		/		Ozone		(normes:0,2 - 0,4 mg/ Litre)	
Fer total				Iode			
Matiéres en suspension				Brome			
Fer dissous				SiO2dissoute			
pH (Laboratoire)		7,3		Sulfite		Laghouat le: 09/04/2005	
						Service laboratoire	
Cations	Ca=12,62%	Mg= 3,51%	Na=14,13%	K=1,67%		A. Abdellaoui	
Anions	Cl=22,73%	SO4=38,37%	HCO_3=6,94	NO3=0,017%			
Faciés de l'eau:							
Potabilité chimique		Mediocre à mauvaise					

* Prélèvement par le demandeur.

Annexe 3

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE

E.P.D.E.M.I.A.
48 Route de Djelfa BP 299 LAGHOUAT
Tél:(029) 90.48.32 - Fax:(029) 92.70.53

N°50/A/2005

**ANALYSE D' EAU D'EL-HADAB **

Demandeur		Koriba Bakhti			Lieu: El-Hadab Ouargla		
Nature point d'eau		Forage	Profondeur	/	BACTERIOLOGIE		
Date de prélèvement		28/03/2005	T°C	/	Numérotation des		
Date d'envoi		29/03/2005	N° Echt	360	germes totaux		
Ca en mg/litre (Calcium)		230	Balance	11,48	Coliformes		
Mg en mg/litre (Magnésium)		60,5	cations	4,98	Escherichia coli	Colonies	
Na en mg/litre (Sodium)		241	mé/l	10,5	Streptocoques	pour	
K en mg/litre (Potassium)		28,1	25,51	0,72	fecaux	100 ml	
Cl en mg/litre (Chlorures)		378,3	Balance	10,67	Sulfito-réducteurs		
SO_4 en mg/litre (Sulfates)		653	anions	13,59	Bactériophage		
CO_3 en mg/litre (Carbonate)		/	mé/l	/	fécaux		
HCO_3 en mg/litre(Bicarbonate)		121,3		2,00	Autres germes		
NO_3en mg/litre (Nitrates)		0,3	26,26	0,005	Turbidité en NTU	0,23	
Conductivité			Minéralisation		TDS en mg/Litre	1335	
en 1/10 ms/cm à 25°C		2,63	1805 mg/l		Salinité ‰	1,3	
Résidu sec à 105°C			Somme des ions		TEST CHLORE en mg/l	/	
		1888 mg/L	1712,5 mg/l		Couleur 436nm	4,5 m-1	
T.H	T.A.C	T.A	S.A.F	I.S	T=22,4 °C PH= 7,2		
82,5 °F	/	/	/	/	/		
Nitrite NO2		/		Cu lib		INTERPRETATION DE L'ANALYSE	
Ammonium NH4		/	Eléments	Cu comb		Potabilité chimique :	
CO2 Libre			toxiques	Cu total		Mediocre à mauvaise	
CO2 Total			ou	Zinc			
Pourcentage de			indésirables	Mn			
saturation en O_2 %			mg/litre	Aluminium		Eau non javellisée.	
Oxygène dissous O_2		/		Ozone		(normes:0,2 - 0,4 mg/ Litre)	
Fer total				Iode			
Matiéres en suspension				Brome			
Fer dissous				SiO2dissoute			
pH (Laboratoire)		7,2		Sulfite		Laghouat le: 09/04/2005	
						Service laboratoire	
Cations	Ca=13,43%	Mg= 3,53%	Na=14,07%	K=1,64%		A. Abdellaoui	
Anions	Cl=22,09%	SO4=38,13%	HCO3=7,08	NO3=0,017%			
Faciés de l'eau:							
Potabilité chimique		Mediocre à mauvaise					
* Prélèvement par le demandeur.							

Annexe 4

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE

E.P.D.E.M.I.A.
48 Route de Djelfa BP 299 LAGHOUAT
Tél:(029) 90.48.32 - Fax:(029) 92.70.53

N°50/A/2005

ANALYSE D' EAU DE TIGDIDINE DJAMAA

Demandeur		Koriba Bakhti			Lieu: Tigdidine Djamaa		
Nature point d'eau		Forage	Profondeur	/	BACTERIOLOGIE		
Date de prélèvement		19/04/2006	T°C	/	Numérotation des		
Date d'envoi		22/04/2006	N° Echt	289	germes totaux		
Ca en mg/litre (Calcium)		245	Balance	12,23	Coliformes		
Mg en mg/litre (Magnésium)		84,7	cations	6,97	Escherichia coli	Colonies	
Na en mg/litre (Sodium)		310	mé/l	13,48	Streptocoques	pour	
K en mg/litre (Potassium)		34,9	27,09	0,895	fecaux	100 ml	
Cl en mg/litre (Chlorures)		515,1	Balance	14,51	Sulfito-réducteurs		
SO_4 en mg/litre (Sulfates)		766	anions	15,96	Bactériophage		
CO_3 en mg/litre (Carbonate)		/	mé/l	/	fécaux		
HCO_3 en mg/litre(Bicarbonate)		108		1,77	Autres germes		
NO_3en mg/litre (Nitrates)		0,3	26,72	0,005	Turbidité en NTU	0,58	
Conductivité			Minéralisation		TDS en mg/Litre	1756	
en 1/10 ms/cm à 25°C		2,89	2294 mg/l		Salinité ‰	1,7	
Résidu sec à 105°C			Somme des ions		TEST CHLORE en mg/l	/	
		2176 mg/L	2064 mg/l		Couleur 436nm	/	
T.H	T.A.C	T.A	S.A.F	I.S	T=22,8 °C PH= 7,53		
96 °F	/	/	/	/	/		
Nitrite NO2		/		Cu lib		INTERPRETATION DE L'ANALYSE	
Ammonium NH4		/	Eléments	Cu comb		Potabilité chimique :	
CO2 Libre			toxiques	Cu total		Mediocre à mauvaise	
CO2 Total			ou	Zinc			
Pourcentage de			indésirables	Mn			
saturation en O_2 %			mg/litre	Aluminium		Eau non javellisée.	
Oxygène dissous O_2		/		Ozone		(normes:0,2 - 0,4 mg/ Litre)	
Fer total				Iode			
Matiéres en suspension				Brome			
Fer dissous				SiO2dissoute			
pH (Laboratoire)		7,53		Sulfite		Laghouat le: 30/04/2006	
						Service laboratoire	
Cations	Ca=11,87%	Mg= 4,10%	Na=15,01%	K=1,69%		A. Abdellaoui	
Anions	Cl=24,95%	SO4=37,11%	HCO_3=5,23	NO3=0,015%			
Faciés de l'eau:							
Potabilité chimique		Mediocre à mauvaise					

* Prélèvement par le demandeur.

Annexe 5

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE

E.P.D.E.M.I.A.
48 Route de Djelfa BP 299 LAGHOUAT
Tél:(029) 90.48.32 - Fax:(029) 92.70.53

N°50/A/2005

ANALYSE D' EAU DE TIGDIDINE DJAMAA

Demandeur		Koriba Bakhti			Lieu: Tigdidine Djamaa		
Nature point d'eau		Forage	Profondeur	/	BACTERIOLOGIE		
Date de prélèvement		19/04/2006	T°C	/	Numérotation des		
Date d'envoi		22/04/2006	N° Echt	290	germes totaux		
Ca en mg/litre (Calcium)		158	Balance	7,88	Coliformes		
Mg en mg/litre (Magnésium)		79,3	cations	6,52	Escherichia coli	Colonies	
Na en mg/litre (Sodium)		299	mé/l	13	Streptocoques	pour	
K en mg/litre (Potassium)		33,7	28,26	0,86	fecaux	100 ml	
Cl en mg/litre (Chlorures)		482	Balance	13,58	Sulfito-réducteurs		
SO_4 en mg/litre (Sulfates)		714	anions	14,87	Bactériophage		
CO_3 en mg/litre (Carbonate)		/	mé/l	/	fécaux		
HCO_3 en mg/litre(Bicarbonate)		56		0,92	Autres germes		
NO_3en mg/litre (Nitrates)		0,3	29,38	0,005	Turbidité en NTU	0,93	
Conductivité			Minéralisation		TDS en mg/Litre	1899	
en 1/10 ms/cm à 25°C		2,36	2048 mg/l		Salinité ‰	1,6	
Résidu sec à 105°C			Somme des ions		TEST CHLORE en mg/l	/	
		2364 mg/L	1822,3 mg/l		Couleur 436nm	/	
T.H	T.A.C	T.A	S.A.F	I.S	T=24,1 °C PH= 7,25		
72 °F	/	/	/	/	/		
Nitrite NO2		/		Cu lib		INTERPRETATION DE L'ANALYSE	
Ammonium NH4		/	Eléments	Cu comb		Potabilité chimique :	
CO2 Libre			toxiques	Cu total		Mediocre à mauvaise	
CO2 Total			ou	Zinc			
Pourcentage de			indésirables	Mn			
saturation en O_2 %			mg/litre	Aluminium		Eau non javellisée.	
Oxygène dissous O_2		/		Ozone		(normes:0,2 - 0,4 mg/ Litre)	
Fer total				Iode			
Matiéres en suspension				Brome			
Fer dissous				SiO2dissoute			
pH (Laboratoire)		7,25		Sulfite		Laghouat le: 30/04/2006	
						Service laboratoire	
Cations	Ca=8,67%	Mg= 4,35%	Na=16,40%	K=1,85%		A. Abdellaoui	
Anions	Cl=26,45%	SO4=39,18%	HCO3=3,07	NO3=0,016%			
Faciés de l'eau:							
Potabilité chimique		Mediocre à mauvaise					

* Prélèvement par le demandeur.

Annexe 6

Diffractomètre de rayon X (X'PERT PRO).

Principe de fonctionnement :

La méthode consiste à exposer un réseau cristallin à des rayons X sous différents angles (selon les
différents plans réticulaires) et de la mesurer l'angle de la diffraction pour chacun de ces plans.

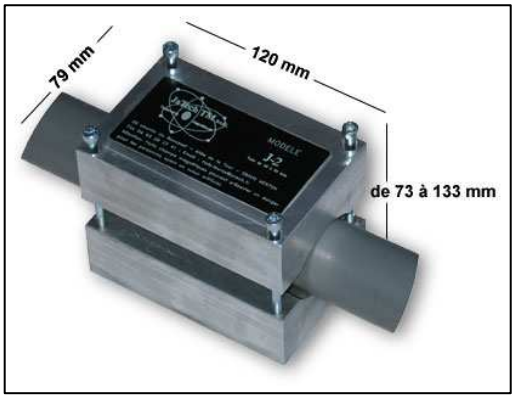
Les résultats sont représentés sur un spectre donnant plusieurs pics caractéristiques selon le nombre des plans réticulaires exposés.

Annexe 7

Refroidisseur du Sidi Mahdi (Touggourt).

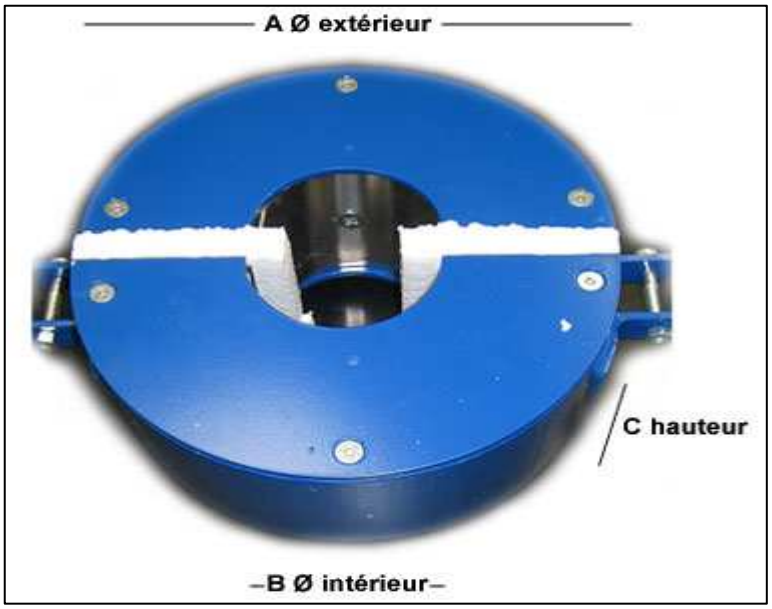
Refroidisseur du Tigdidine (Djamaa).

Annexe 8



Appareil magnétique antitartre "Ja Tech" : modèle J-1.

Appareil magnétique antitartre "Ja Tech" modèle J-2.



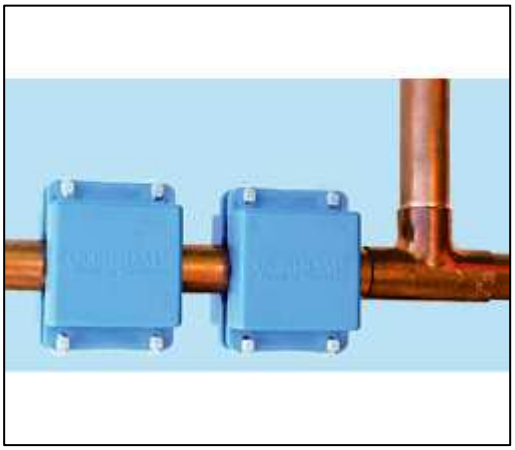
Appareil magnétique antitartre "JA-3 à JA-8.

Modèle	Ø extérieur "A" mm	Ø intérieur "B" mm	Épaisseur "C" mm	Ø tube
JA-3	203	90	110	3"
JA-4	203	115	140	4"
JA-5	244	139	140	5"
JA-6	244	168	140	6"
JA-8	323	200	140	8"

Annexe 9

Appareil magnétique antitartre "PROFI-KALKSCHUTZ".

Appareil magnétique antitartre "Master Confort".



Paire d'antitartre magnétique

الملخّص:

من أكبر المشاكل التي يعاني منها الجنوب الجزائري هو مشكل ترسب الأملاح داخل قنوات توزيع المياه الصالحة للشرب ومنشآت الري. ومن أهم المناطق المتضررة يمكن أن نذكر: ورقلة, تقرت و الوادي. هذه الترسبات هي نتيجة لتوفر عدة عوامل أهمها هو عسرة مياه هذه المناطق وذلك لاحتوائها على كمية كبيرة من العناصر المسؤولة عن الخشونة مثل الكالسيوم، المغنزيوم والحديد، كما لا ننسى العوامل الأخرى المساعدة في عملية الترسب مثل درجة حرارة الماء التي تفوق 50 °م و pH الماء القاعدي.

لمنع ترسب هذه الأملاح هناك عدة طرق يمكن تقسيمها إلى طرق كيميائية وطرق فيزيائية. خلال هذه الدراسة إخترنا نوعين من الطرق، الطريقة الأولى كيميائية والثانية فيزيائية وهذا من أجل إثبات أيهما تملك فعالية أكبر ضد ظاهرة الترسبات. بالنسبة للطريقة الكيميائية إستعملنا تقنية إضافة الموانع حيث إستعملنا مركب الهكساميتافوسفات الصوديوم، أما بالنسبة للطريقة الفيزيائية فقد إستعملنا جهاز ينتج حقل مغناطيسي اسم هذا الجهاز "Elan "

من خلال النتائج المتحصل عليها يمكن تدوين الملاحظات التالية:

- كل من الطريقتين أعطى نتائج إيجابية لمنع حدوث ترسب الأملاح,
- إستعمال طريقة حقن المانع له فعالية أكبر مقارنة مع إستعمال طريقة الحقل المغناطيسي,
- عند إستعمال المانع يجب عدم تجاوز الجرعات المسموح بها وذلك للمحافظة على صلاحية الماء للشرب,
- إستعمال الحقل المغناطيسي يحافظ أكثر على صلاحية الماء للشرب مقارنة مع إستعمال الموانع.

الكلمات المفتاحية: كربونات الكالسيوم, ترسّبات, مبرّد هوائي, أنابيب, مانع, مبادل الحرارة, طرق منع الترسّب, الكترولبز, الأمواج الكهرومغناطيسية, أمواج فوق الصوتية, المغناطيس.

Résumé

Parmi les plus grands problèmes dont souffre le Sud Algérien est le problème de précipitation des sels dans les canalisations de distribution de l'eau potable et dans les installations d'irrigation. Parmi les régions les plus touchées, on peut citer : Ouargla, Touggourt et El-Oued. Ces précipitations sont le résultat de plusieurs facteurs dont les plus importants sont: la dureté très élevée des eaux de ces régions; la température de l'eau qui dépasse 50 °C et le pH basique de l'eau.

Pour empêcher cette précipitation, il y a plusieurs méthodes qui se départagent en méthodes chimiques et méthodes physiques. Dans cette étude, on a choisi deux types de méthodes : la première chimique et la deuxième physique; pour prouver laquelle des deux méthodes est la plus efficace contre le phénomène d'entartrage. En ce qui concerne la première méthode chimique, on a utilisé la technique d'injection d'inhibiteurs, on a utilisé l'hexamétaphosphate de sodium. Pour la seconde méthode, on a employé un appareil engendrant un champ magnétique appelé "Elan".

D'après les résultats obtenus, on peut mentionner les observations suivantes :

- Les deux méthodes ont donné des résultats positifs à empêcher la précipitation de tartre;
- L'emploi de l'injection d'inhibiteur a une plus grande efficacité en comparaison avec l'emploi de la méthode du champ magnétique;
- Dans l'utilisation de l'inhibiteur, il ne faut pas dépasser la dose tolérée pour sauvegarder l'eau potable;
- L'usage du champ magnétique assure une eau beaucoup plus potable par rapport à l'emploi des inhibiteurs.

Mots-clés : Carbonate de calcium, entartrage, réfrigérant atmosphérique, conduites, inhibiteur, échangeur de chaleur, méthodes de détartrage, électrolyse, ondes électromagnétiques, ondes ultrasonores, aimants.

Abstract

One of biggest problem, which suffer the south of Algeria, is sedimentation of salts in pipes of suitable water distribution, and irrigation installations. The most damaged regions are Ouargla, Touggourt and El-Ouad. These sedimentations is a result of many factors which are: the hardness of water in these regions because it contains a big quantity of elements responsible of hardness like calcium, magnesium and iron; temperature more than 50 °C and basic pH of water.

To avoid the sedimentation of salts, there are many processes to share in chemical and physical processes. In this study we choice two kinds of processes, first one chemical and the second is physical, that's for proving which one is more efficient against the sedimentation phenomenon ; for the chemical process we used a technique of adding inhibitors, and for physical process we used a machine which produce a magnetic field, and that machine is called "Elan".

From the results obtained, we can write:

- Both of the processes gave a positive results to avoid the sedimentation of salts,
- The use of injecting inhibitors is more efficient than the use of magnetic field,
- Which using inhibitor, you mustn't exceed the gulps allowed, for protecting the competence of good water,
- The use of magnetic field keeps the competence of good water much more than the use of inhibitor.

Key words: Calcium carbonate, scale, atmospheric cooling, pipes, inhibitor, heat exchanger, methods ofdescaling,electrolyze, electromagnetic waves, ultrasonic waves, magnets.