

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique



Université A. MIRA – BEJAIA
Faculté de Technologie
Département de Génie des Procédés



Mémoire de fin d'études

En vue de l'obtention du diplôme de

MASTER

En Génie des Procédés
Spécialité Génie Chimique

Analyses des eaux de réseau de la ville de Béjaïa et évaluation de leur pouvoir entartrant

Présenté par

M^{elle}. Lynda CHELLI
M^{elle}. Nabila DJOUHRI

Encadreur

M^r .R.KETRANE
M^r .S.KHANTECHE

Soutenu le 30 juin 2013

Devant le jury composé de :

Mr. H.KHERDDINE
Mme. O.SENHADJI
Mr .H.SAOU

Président
Examinatrice
Examineur

Promotion 2013

Remerciements

Avant tout, nous remercions Dieu de nous avoir donné la force et la foi afin de réaliser ce travail.

Les travaux qui ont fait l'objet de ce mémoire ont été effectués au laboratoire de la station centrale de l'Algérienne Des Eaux (ADE) de Béjaia.

Nous tenons à remercier Monsieur *KETRANE Rachid*, notre promoteur, qui nous a proposé ce travail et accepté de nous encadrer. Son avis et ses remarques, ses critiques et ses qualités humaines apportées tout au long de ce travail nous ont été précieuses.

Nous exprimons nos respectueux remerciements à Monsieur *S. KHANTECHE* responsable du laboratoire de l'ADE pour nous avoir accueillis dans son laboratoire, ainsi qu'à Mademoiselle *G.YALA*, chef du laboratoire, pour la réalisation des analyses d'eaux. Qu'ils trouvent ici l'expression de notre vive reconnaissance pour l'aide permanente qu'ils nous ont apportée.

Nous adressons notre profonde reconnaissance à Monsieur *H. KHERDINE* pour l'honneur qu'il nous a fait en acceptant de présider le jury.

Nous exprimons aussi nos reconnaissances aux membres du jury Madame *O. SENHADJI* et Monsieur *H.SAOU* pour l'honneur qu'ils nous font de juger ce mémoire.

Nos remerciements vont à Mademoiselle *Hassiba TEGHIDET* pour son aide.

Nous tenons à remercier vivement nos parents, nos frères et sœurs pour leur amour qui est le meilleur des encouragements.

Enfin, nous réservons un vif remerciement à tous nos amis et à tous ceux qui ont contribué de près ou de loin à la concrétisation de ce travail.

Je dédie ce modeste travail à :

Mes très chers Parents sans leurs amours, leurs sacrifices et leurs encouragements je ne serais jamais arrivée à réussir dans mes études. Je sais bien quelque soit les remerciements que je leurs adresse c'est peu, que Dieu les protège et leur donne la santé et une longue vie.

Mes très chères sœurs Douniazed et Zineb.

Mes très cher frères Kahin et Idir.

Mes grands parents que Dieu les bénisse. .

Ma famille (tantes et oncles, cousins et cousines)

Une spéciale dédicace à *une personne* qui compte beaucoup pour moi.

Ma copine Nabila ainsi que *toute sa famille*

Mes adorables amis.

Lynda



Je dédie ce modeste travail à :

Mes très chers Parents sans leurs amours, leurs sacrifices et leurs encouragements je ne serais jamais arrivée à réussir dans mes études. Je sais bien quelque soit les remerciements que je leurs adresse c'est peu, que Dieu les protège et leur donne la santé et une longue vie.

Mes très cher frères Massinissa, Jugurtha et Tarssinas.

Mon future époux que Dieu le garde pour moi.

Ma famille (tantes et oncles, cousins et cousines)

A ma chère sœur Kahina.

Une spéciale dédicace à *ma grand mère* que j'aime plus que tout et qui n'est plus de ce monde.

Mon amie Lynda ainsi que *toute sa famille*

Mes adorables amis

Nabila



Liste des abréviations

- ADE** : Algérienne Des Eaux.
- AEP** : Alimentation en Eau Potable.
- CCP** : Calco Carbonique Pur.
- DRX** : Diffractométrie de rayon X.
- EDTA** : Acide Ethylène Diamine Tétra acétique.
- NET** : Noir d'ériochrome.
- MEB** : Microscopie Electronique à Balayage
- MES** : Matières En Suspension.
- OMS** : Organisation Mondiale de la Santé.
- P.E.H.D** : Polyéthylène Haute Densité.
- pH** : potentiel hydrogène.
- PP** : poids plein.
- PV** : poids vide.
- TA** : Titre Alcalimétrique.
- TAC** : Titre Alcalimétrique Complet.
- TDS** : Total des Solides Dissous.
- TH** : Titre Hydrotimétrique.
- UCV** : Unités de Couleur Vraie.
- UTN** : Unités de Turbidité Néphalométriques.
- UV** : Ultra Violet.

Liste des figures

Figure I.1: La molécule d'eau	6
Figure I.2: Cycle de l'eau.....	10
Figure II.1: Processus de coagulation-floculation et de sédimentation	21
Figure II.2: Schéma de traitement des eaux potables	24
Figure III.1: Photo MEB du carbonate de calcium sous forme de calcite.....	26
Figure III.2: Photo MEB du carbonate de calcium sous forme d'aragonite.....	26
Figure III.3: Photo MEB du carbonate de calcium sous forme de vaterite	27
Figure III.4: Solubilité apparente du carbonate de calcium en fonction du pH.....	32
Figure III.5: Courbes CA obtenues sur une électrode en or dans une eau CCP à 30°f en présence de MgSO ₄ à différentes concentrations	34
Figure III.6: Évolution du pH en fonction du temps dans une eau CCP à 40°C et à différentes duretés	34
Figure III.7: Évolution du titre calcique en fonction du temps dans une eau CCP à 40°C et à différentes duretés	34
Figure IV.1: Appareil de mesure de la TDS, pH, conductivité, température et la salinité	39
Figure IV.2: Turbidimètre.....	41
Figure IV.3: Spectrophotomètre a UV visible	46
Figure IV.4: Dépôt de calcaire formé dans une conduite	49
Figure V.1: Carte géographique de Bejaia ville.....	51
Figure V.2: Légende des schémas du réseau d'AEP.....	54
Figure V.3: Schéma de réseau d'AEP de la partie Haute Ville	55
Figure V.4: Schéma du réseau d'AEP de la partie Boukhiana (source ADE).....	56
Figure V.5: Barrage Tichi Haff.....	57
Figure V.6: Schéma du Réseau d'AEP partie nord-est de la ville représentant la nature des conduites.....	62
Figure V.7: Schéma de l'équilibre tri-phasique	70
Figure V.8: Organigramme de l'application	75
Figure V.9: Spectre obtenu pour les analyses des échantillons de tartre	83

Liste des tableaux

Tableau I.1: Salinité des différents océans et mers	9
Tableau I.2: Principaux éléments présents dans l'eau.....	13
Tableau II.1: Normes d'eau potable selon l'Algérie et selon l'OMS.....	17
Tableau III.1: Solubilité des différentes formes de carbonate de calcium à deux températures différentes dans une eau pure	19
Tableau III.2: Concentration du CO ₂ dissous exprimé en m mol/l et en mg/l en fonction de la température	30
Tableau III.3: Evolution de la solubilité de CO ₂ en fonction de la température.	30
Tableau III.4: Temps de germination et le titre calcique final pour une eau CCP à différentes duretés.....	31
Tableau V.1: Données statistiques des analyses physico-chimiques des eaux des forages Oued Djemaa et Oued Zitouna (pompe F1 et F2).....	52
Tableau V.2: Données statistiques des analyses physico-chimiques des eaux de la station centrale de Oued Sghir.....	57
Tableau V.3: Données statistiques des analyses physico-chimiques des eaux du barrage de Tichi Haff.....	59
Tableau V.4: Données statistiques des analyses physico-chimiques des eaux de réseau d'AEP (Boukhiana.....)	61
Tableau V.5: Données statistiques des analyses physico-chimiques des eaux de réseau d'AEP (Haute ville	63
Tableau V.6: Résultats d'analyses physico-chimiques effectués pour les eaux de réseau d'AEP de la ville de Bejaia.....	64
Tableau V.7: Goût de l'eau avec différentes concentration de TDS	65
Tableau V.8: Résultats obtenu avec l'application pour les données statistiques de l'eau de la station Central Oued Sghir.....	78
Tableau V.9: Résultats obtenu avec l'application pour les données statistiques de l'eau de Barrage Tichi Haff.....	79
Tableau V.10: Résultats obtenus avec l'application pour les résultats d'analyses physico-chimiques des différentes sources d'eau prélevées en 2013.....	80

Liste des symboles et indices

$^{\circ}\text{C}$: Degré Celsius.

$^{\circ}\text{TH}$: Degré hydrotimétrique.

$^{\circ}\text{f}$: Degré français.

Tg : temps de germination.

N : Normalité.

M : Masse molaire.

F : Facteur de correction.

PE : Prise d'essai.

g : Gaz.

Aq : Dissoute.

K_0 : solubilité molaire.

K_1 : constante de la 1^{ère} dissociation de l'acide carboxylique.

K_2 : constante de la 2^{ème} dissociation de l'acide carboxylique.

K_e : constante d'ionisation de l'eau.

C_T : La concentration totale en carbone inorganique dissous, carbone total.

K_s : Produit de solubilité.

K_0 : constante de solubilité thermodynamique

(A) : activité de A.

γ : Coefficient d'activité.

$[\text{A}]$: Concentration de A.

K' : constante thermodynamique et d'acidité.

β : Coefficient de sursaturation.

T_{Ca} : Titre calcique.

T_{Caf} : Titre calcique final.

T_{Mg} : Titre Magnésien.

T_{Cl} : Titre du chlore.

FI : Force ionique.

f_{ca} : Activité ionique calcique.

f_{HCO_3} : Activité ionique des hydrogénocarbonates.

PVC : Poly Vinyle Chlorite.

Introduction

L'eau est à l'origine de la vie sur terre. Elle est indispensable à la survie des êtres vivants et a façonné, depuis longtemps, notre environnement et directement influencé le mode de vie des hommes.

L'eau recouvre les trois quarts de la surface de notre planète. On la trouve sous multiples formes : pluies, mers, océans, lacs, nappes, souterraines,...etc.

Bien que les cotes des pays du bassin méditerranéen baignent dans les eaux, elles leurs sont très rares. L'Algérie à l'instar d'autres pays est confrontée à la problématique de l'eau. La surcharge du littoral, les disparités entre zones rurales et urbaines, les périodes de sécheresse et l'accroissement de la pollution, sont autant de facteurs qui déstabilisent l'équilibre déjà précaire de l'environnement. Notre pays dispose de ressources en eau très limitées tout au moins au nord où vivent les trois quarts de la population. En plus de cette rareté d'eau et la grande disparité entre le nord qui est arrosé et le sud qui est aride, s'ajoute le problème de la dureté des eaux. En effet, les eaux du sud algérien sont fortement chargées en sels, ce qui conduit à une dureté très élevée [1].

L'eau est un bien des plus précieux pour notre planète et donc pour nous. Peut-être avons-nous oublié qu'ouvrir le robinet et pouvoir bénéficier d'une eau potable a demandé beaucoup d'efforts de production et de distribution pour qu'elle soit accessible au plus grand nombre d'entre nous.

La ville de Béjaïa est approvisionnée en eau potable depuis plusieurs années par les forages Oued Agrioun, Zitouna et les puits Oued Djamaa ainsi que la source bleue [2]. Plusieurs quartiers et cités de la ville de Béjaïa sont confrontés ces dernières années à de grandes perturbations dans l'alimentation en eau potable. Cela est du à une croissance assez importante de la population. Afin de subvenir aux besoins de la population et mettre fin à ce manque d'eau, une autre source de production en eau potable est mise en service depuis 2010 qui est le barrage Tichi Haff alimentant le couloir Akbou-Bejaia.

L'Algérien Des Eaux(ADE) chargé de la répartition d'alimentation en eau potable a subdivisé la ville en deux zones : la partie nord-est est approvisionnée avec l'ancienne source de production, et la partie nord-ouest par le barrage Tichi Haff.

La qualité de l'eau, parvenant à l'abonné est suivie par des analyses physico-chimiques et biologiques quotidiennes via le service laboratoire de l'ADE afin d'assurer une bonne qualité de potabilité de ces eaux.

Le réseau d'alimentation en eau potable de la wilaya de Béjaia s'attache à utiliser des conduites en matériaux adéquats en apportant un soin particulier au choix du revêtement des surfaces en contact avec l'eau potable. Ces matériaux doivent répondre à plusieurs critères, en particulier leurs résistances, leurs compatibilités avec les caractéristiques de l'eau et, plus important encore, leurs conformités sanitaires. Le matériau dominant dans le réseau d'AEP de Béjaia est l'acier car ce réseau a été réalisé en période coloniale et aussi parce que c'est un matériau produit localement. Cependant, les parois des conduites en acier au contact des eaux naturelles ont pour conséquence l'entartrage et la corrosion de ces dernières, d'où la nécessité de les remplacer par d'autres matériaux plus efficaces tel que la fonte ductile et récemment le Poly Ethylène Haute Densité (PEHD).

Les substances en suspension véhiculées par les eaux sont susceptibles de former des dépôts au contact des parois de ces conduites, qui donnent lieu à des revêtements résistants, très adhérents et durs, ces dépôts sont appelés tartre [3].

Le dépôt de tartre observé est formée principalement de carbonate de calcium et l'accumulation de ce dépôt dans des conduites d'eau réduit considérablement leur durée de service et provoque des désagréments et des pertes économiques [3].

L'objectif de ce travail est de collecte des données statistiques relatives à la qualité des eaux de Béjaia. Par ailleurs, ces données sont actualisées en menant une campagne de prélèvement d'eau des différentes sources et leurs analyses.

L'étude est menée dans le but d'estimer le pouvoir entartrant des différentes sources de production d'eau de la ville de Bejaia avec un objectif consistant à déterminer le lien entre les caractéristiques physico-chimiques des eaux et la nature des conduites de réseau d'AEP.

Notre mémoire comporte cinq chapitres et une conclusion générale :

- Nous présenterons au cours du premier chapitre des généralités sur l'origine et les différents types d'eau et les paramètres caractéristiques de la qualité des eaux.
- Dans le deuxième chapitre, différentes étapes de traitement des eaux potable sont exposées.

- Dans le troisième chapitre, quelques rappels et définition sur le phénomène d'entartrage, ses causes, ses conséquences, son mécanisme de formation, les paramètres influençant l'entartrage et les moyens de lutte contre ce phénomène sont représentés.
- Le quatrième chapitre est consacré aux méthodes d'analyse effectuées au niveau du laboratoire de l'ADE de Béjaia ainsi que les calculs effectués.
- Dans le cinquième et dernier chapitre de ce mémoire, sont exposés et réunis l'ensemble des résultats obtenus ainsi que leurs discussions et interprétations.
- A la fin est présentée la conclusion.

1. Présentation de l'algérienne des eaux (ADE)

L'entreprise de la distribution des eaux minérales industrielles d'assainissement de la wilaya de Bejaia (EDEMIA), a été créée le 12 juillet 1987 sous la dénomination EPE de Sétif. Elle devient une unité de traitement des eaux indépendante sous le nom ADE-unité de Béjaïa et prend désormais en charge la gestion de l'eau potable dans 18 communes que gère l'établissement le 30 juin 2004, et en de 2007 elle gère 52 communes.

2. Infrastructures hydraulique

La station centrale compte trois réservoirs de 1000 m³ chacun, trois chaînes de refoulement permettant l'alimentation de la quasi-totalité de la ville de Béjaïa, l'ADE (unité de Béjaïa) dispose également :

- Réservoirs 143 ;
- Forages 31 ;
- Sources 14 ;
- Puits 05 ;
- Groupe électropompe horizontale 89 ;
- Groupe électropompe immergé 45.

3. Mission de l'ADE (unité de Béjaïa)

L'algérienne des eaux (unité de Béjaïa) a pour objectifs :

- La production et la distribution de l'eau ;
- L'exploitation des ressources en eau ;
- Le traitement et le contrôle de la qualité de l'eau ;
- La réalisation de tous les travaux en rapport avec ses activités ;

L'ADE (unité de Béjaïa) gère six secteurs de la wilaya de Bejaia regroupant treize communes et principalement la ville de Bejaia, Oued Ghir, Aoukas, Tizi N'berbère, Kharrata, Souk El-Tnin, Sidi aiche, Melbou, Tichy, Boukhelifa, Tala Hamza, Amizour et Barbacha.

4. Production

En 2004 l'ADE-wilaya de Bejaia a produit 22.000.000 m³.

Les principales sources de production sont :

- Champs de captage Oued-Djamaa et Oued Zitouna.
- Champs de captage Oued Agrouin.
- Forage situé dans la plaine de Soummam.

- Source bleu (Ainser Azegza) à Bordj-Mira.

Les réseaux de canalisation, de production et de distribution totalisent :

- 270 Km de distribution.
- 370 Km en adduction.

5. Distribution :

Plus de 354 200 habitants de la Wilaya de Béjaïa sont alimentés par l'ADE à travers le territoire de 14 communes.

La population totale de la wilaya étant de 958189 répartie en 52 communes.

Le nombre d'abonnés géré au 31 décembre 2004 est de 59342 toutes catégorie confondue se répartissent comme suit :

- Catégorie I : Ménage = 53230
- Catégorie II : Administration = 774
- Catégorie III : Service = 4955
- Catégorie IV : Industrie et tourisme = 362
- Catégorie V : Gros = variable
- Catégorie VI = Livraison par citernes.

6. Traitement et contrôle de la qualité

La chloration apparait comme l'ultime étape d'un processus complexe de prise de conscience de l'importance de la qualité de l'eau potable.

Contrôle effectué au niveau du laboratoire d'ADE :

- **Contrôle bactériologique** : Ce contrôle sert à vérifier la qualité bactériologique de l'eau distribuée, par la recherche de germes indicateurs de la pollution.
- **Contrôle physico-chimique** : Le contrôle physico-chimique consiste à mesurer dans le réseau de distribution les 17 substances inorganiques et les 42 substances organiques.
- **Contrôle de désinfection** : Il consiste à contrôler la teneur en chlore résiduel.

Chapitre I : Généralités sur l'eau

I.1. Définition de l'eau

L'eau est un composé chimique ubiquitaire sur terre, essentiel pour tous les organismes vivants connus. L'eau est un composé chimique simple, liquide à température et pression ambiantes. L'eau est gazeuse au-dessus de 100°C (212°F) et solide en dessous de 0°C (32°F). Sa formule chimique est H₂O, c'est-à-dire que chaque molécule d'eau se compose d'un atome d'oxygène et de deux atomes d'hydrogène. C'est notamment un solvant efficace pour la plupart des corps solides trouvés sur terre, l'eau est quelque fois désigné sous le nom de « solvant universel ».

L'eau, élément indispensable à la vie, est une part essentielle du patrimoine mondial, mais aussi essentielle aux activités humaines (Agricultures, industrielles, domestiques...). Une eau est dite potable ou eau de consommation quand elle satisfait un certain nombre de caractéristiques la rendant propre à la consommation humaine [4].

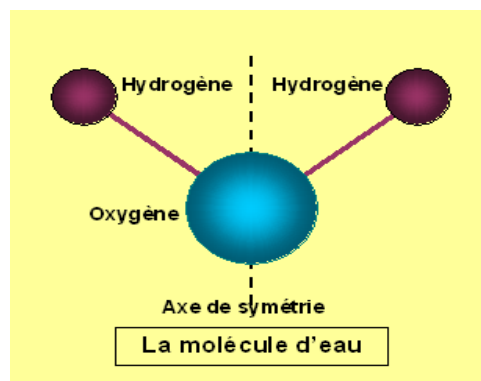


Figure I.1 : la molécule d'eau.

I.2. Origine et différents types d'eau

Sans rentrer dans les détails de l'origine des eaux et les relations entre leur composition, nous pouvons envisager selon le mode de gisement, deux sources principales d'eau :

- les eaux superficielles : les eaux des oueds, des lacs, des océans et des mers ;
- les eaux souterraines accumulées dans les nappes.

Et sans empiéter encore sur les études particulières portant sur les types d'eau, lesquelles établissent précisément une certaine corrélation entre composition et origine, nous pouvons distinguer :

- les eaux naturelles ;

- les eaux potables ;
- les eaux douces ;
- les eaux dures ;
- les eaux plates ;
- les eaux de marais ;
- les eaux saumâtres ;
- les eaux salées.

I.2.1. Eaux naturelles

Les réserves disponibles d'eaux naturelles sont constituées des eaux souterraines (infiltration, nappes), des eaux de surface stagnantes (lacs, retenues de barrage) ou en écoulement (rivières, fleuves) et des eaux de mer [5].

a) Eaux souterraines

Les eaux souterraines sont toutes les eaux se trouvant sous la surface du sol, dans la zone de saturation et en contact direct avec le sol ou le sous-sol et se caractérise par une turbidité faible ou leurs eaux bénéficient de filtration naturelle importante. Comme elle se caractérise par une contamination bactérienne faible, car elle est habituellement à l'abri des sources de pollution.

Par conséquent la dureté est souvent élevé, et les eaux souterraines peuvent être en contact avec des formations rocheuses contenant des métaux bivalents comme le calcium ou magnésium. En plus, dans les eaux souterraines, le fer et le magnésium présentent une concentration élevée [6].

b) Eaux de surfaces

Par opposition aux eaux souterraines, l'eau de surface est l'eau qui se trouve à la surface ou proche de la surface du sol. Dans une zone donnée, il s'agit pour l'essentiel des cours d'eau, des océans, des lacs et des eaux de ruissellement qui s'y trouvent.

Sa température varie en fonction du climat et des saisons. Ces matières en suspension sont variables selon la pluviométrie, la nature et le relief des terres à son voisinage. Sa composition en sels minéraux est variable en fonction du terrain, de la pluviométrie et des rejets. Une eau de surface est ordinairement riche en oxygène et pauvre en dioxyde de carbone [6].

I.2.2. Eaux potables

La notion de potabilité est liée directement à l'alimentation humaine. Une eau naturelle est dite potable si elle présente les qualités suivantes :

- fraîcheur et limpidité ;
- absence d'odeur et de couleur ;
- goût agréable ;
- suffisamment douce, aérée ;
- minéralisation raisonnable ;
- absence de matières organiques et de germes pathogènes [6].

I.2.3. Eaux douces

On parle d'eau douce par opposition aux eaux salées et aux eaux dures [6].

I.2.4. Les eaux plates

Ce sont des eaux caractérisées par un manque total de saveur, pourvu en oxygène, sans fraîcheur naturelle [6].

I.2.5. Eaux dures

Une eau dure incruste à froid ou à chaud les récipients qui la contiennent. La dureté est engendrée par la présence des ions calcium ; magnésium, et un à degré moindre le fer et l'aluminium [6].

I.2.6. Eaux de marais

Les eaux de « marais » ou « tourbier » sont des eaux douces caractérisées par une faible valeur de pH, due à la présence d'acides organiques et qui les rend très corrosives.

On les appelle parfois « eaux rouges » en raison de la présence des particules à base d'oxyde de fer en suspension [6].

I.2.7. Eaux de mers et eaux saumâtres

La salinité observée dans les différents océans ou mers du globe résulte d'un équilibre entre évaporation, pluies et apport des fleuves (salinité faible) d'une part et d'échange d'eau avec les autres mers ou océans auxquels ils sont reliés d'autre part. [6]. Elle est donc très variable comme l'illustre le tableau I.1.

Tableau I.1. Salinité des différents océans et mers [6].

Origine	Salinité (g.L ⁻¹)
Mer Baltique	17
Mer Noir	22 à 25
Océans Atlantique et Pacifique	32 à 38
Mer Méditerranée	37 à 40
Mer Rouge-Golfe Arabique	40 à 47
Mer Morte	270

Une eau saumâtre est une eau dont la teneur en sel est sensiblement inférieure à celle de l'eau de mer. La concentration totale de sel dissous y est généralement comprise entre 1 et 10 g/l alors qu'elle est (en moyenne) de 35 g/l pour l'eau de mer. Dans les estuaires maritimes, la conjonction des courants d'eau douce avec l'eau de mer donne naissance à des poches d'eau saumâtre.

I.3. Cycle de l'eau

Entre les quatre grands réservoirs d'eau de l'hydrosphère que sont les mers et océans, les eaux continentales (superficielles et souterraines), l'atmosphère, et la biosphère, l'échange d'eau est permanent et forme ce que l'on appelle le cycle externe de l'eau. Le moteur de ce cycle en est le soleil : grâce à l'énergie thermique qu'il rayonne, il active et maintient constamment les masses d'eau en mouvement.

Ce cycle se divise en deux parties intimement liées (Figure I.2)

- une partie atmosphérique qui concerne la circulation de l'eau dans l'atmosphère, sous forme de vapeur d'eau essentiellement ;
- une partie terrestre qui concerne l'écoulement de l'eau sur les continents, qu'il soit superficiel ou souterrain [7].

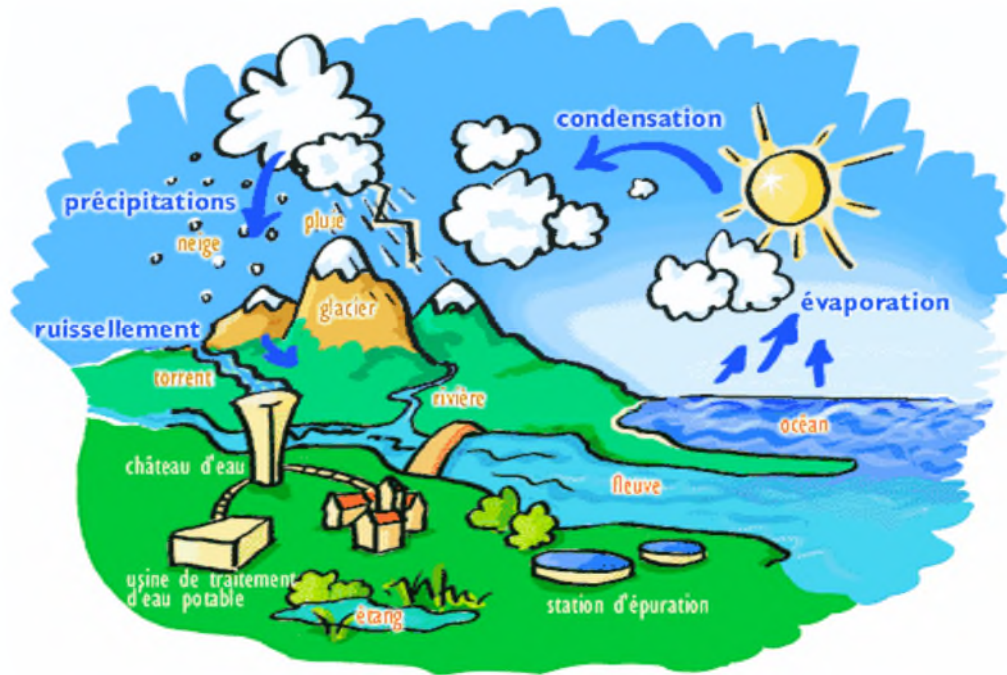


Figure I.2 : Cycle de l'eau.

En résumé, on retiendra les phénomènes suivants :

1. **Evaporation** : chauffée par le soleil, l'eau des océans, des rivières et des lacs s'évapore et monte dans l'atmosphère.
2. **Condensation** : au contact des couches d'air froid de l'atmosphère, la vapeur d'eau se condense en minuscules gouttelettes qui, poussées par les vents, se rassemblent et forment des nuages.
3. **Précipitations** : les nuages déversent leur contenu sur la terre, sous forme de pluie, neige ou grêle.
4. **Ruissellement** : la plus grande partie de l'eau tombe directement dans les océans. Le reste s'infiltré dans le sol (pour former des nappes souterraines qui donnent naissance à des sources) ou ruisselle pour aller grossir les rivières qui à leur tour, vont alimenter les océans. Et le cycle recommence.

I.4. Paramètres caractéristiques de la qualité des eaux :

Les qualités admises d'une eau d'alimentation impliquent la garantie de son innocuité vis-à-vis de l'homme qui est appelé à la consommer.

Une eau potable doit présenter un certain nombre de caractères physiques, chimiques et biologiques et répondre, à certains critères essentiels (incolore, insipide, inodore...) appréciés

par le consommateur. Toutefois, ses qualités ne peuvent pas se définir dans l'absolu, ni d'une manière inconditionnelle. L'Organisation Mondiale de la Santé (OMS) a édicté des normes internationales pour l'eau de boisson [8].

I.4.1. Propriétés organoleptiques

a) La Couleur

Dans l'idéal, l'eau potable doit être claire et incolore. Le changement de couleur d'une eau potable peut être le premier signe d'un problème de qualité. Dans un échantillon d'eau, l'intensité relative d'une couleur est analysée à l'aide d'une échelle arbitraire composée d'unités de couleur vraie (ucv) [9].

b) Goût et Odeur

Les eaux de consommation doivent posséder un goût et une odeur non désagréables. La plupart des eaux, qu'elles soient ou non traitées, dégagent une odeur plus ou moins perceptible et ont une certaine saveur. Ces deux propriétés, purement organoleptiques, sont extrêmement subjectives et il n'existe aucun appareil pour les mesurer. Selon les physiologistes, il n'existe que quatre saveurs fondamentales : salée, sucrée, aigre et amère [9].

c) Turbidité

La turbidité désigne la teneur d'une eau en particules suspendues qui la troublent. C'est la propriété optique la plus importante des eaux naturelles. On mesure la turbidité en unités de turbidité néphalométriques (UTN) à l'aide d'un turbidimètre. Cet instrument envoie un rayon de lumière à travers un échantillon d'eau et mesure la quantité de lumière qui passe à travers l'eau par rapport à la quantité de lumière qui est réfléchiée par les particules dans l'eau [9].

I.4.2. Caractères physico-chimiques

a) Température

Pour l'eau potable, la température maximale acceptable est de 15°C, car on admet que l'eau doit être rafraîchissante. Quand les eaux naturelles sont au dessus de 15°C, il y a risque de croissance accélérée de micro-organismes, d'algues, entraînant des goûts et des odeurs désagréables ainsi qu'une augmentation de couleur et de la turbidité.

Les variations de température saisonnières peuvent affecter les eaux, surtout quand elles sont superficielles [10].

b) pH

C'est une mesure de l'activité des ions H^+ contenus dans une eau. En chimie, par convention, on considère le pH de l'eau pure comme celui qui correspond à la neutralité d'une solution. Autrement dit, toute solution de pH inférieur à 7 (à 25°C) est considérés comme acide et inversement [9].

c) Salinité

La salinité totale d'une eau correspond à la somme des cations et des anions présents exprimée en mg/l [9].

d) Les résidus secs à 180°C

Les Résidus secs obtenus par évaporation, représentent les matières dissoutes et en suspensions d'une eau [9].

e) Dureté ou titre hydrométrique (TH)

La dureté ou titre hydrotimétrique d'une eau est une grandeur reliée à la somme des concentrations en cations métalliques, à l'exception de ceux des métaux alcalins (Na^+ , K^+), dans la plupart des cas, la dureté est surtout due aux ions calcium Ca^{2+} et magnésium Mg^{2+} (ions alcalino-terreux).

Un degré hydrotimétrique ($^{\circ}TH$) correspond à une concentration en ions Ca^{2+} ou Mg^{2+} .

Un degré hydrotimétrique correspond aussi à un degré français ($1^{\circ}F$) [9].

f) Conductivité électrique :

La conductivité des eaux potables est souvent liée à la concentration en sels minéraux dissous. Son unité est exprimée en ($\mu s/cm$) [11].

g) Alcalinité

L'alcalinité d'une eau correspond à la présence des bicarbonates, carbonates et les hydroxydes, elle est mesurée soit par le titre alcalimétrique (TA) ou par le titre alcalimétrique complet (TAC) [11].

h) Titre alcalimétrique (TA) ou titre alcalimétrique complet (TAC)

Les valeurs relatives du TA et du TAC permettent de connaître les teneurs en hydroxydes, carbonates et hydrogénocarbonates contenu dans l'eau.

Le TA permet de déterminer, en bloc, la teneur en hydroxydes et seulement la moitié de celle en carbonate.

La TAC assure la détermination de la teneur en hydrogénocarbonates [3].

i) Chlorure

Les teneurs en chlorures (Cl^-) des eaux sont extrêmement variées et liées principalement à la nature des terrains traversés. Ainsi, les eaux courantes non polluées ont souvent une teneur en chlorures. Dans l'eau, le chlorure n'a ni odeur, ni couleur, mais peut procurer un goût salé [12].

j) Autres principaux éléments présents dans l'eau

En plus du chlorure présent dans l'eau, elle contient aussi d'autres éléments chimiques, cation et anion qui sont décrit sur le tableau suivant [6] :

Tableau I.2. Principaux éléments présents dans l'eau [6].

Cations	Anions
Calcium (Ca^{2+})	Sulfates (SO_4^-)
Magnesium (Mg^{2+})	Nitrates (NO_3^-)
Sodium (Na^+)	Nitrites (NO_2^-)
Potassium (K^+)	Chlorures (Cl^-)
Ammonium (NH_4^+)	Carbonate (CO_3^{2-})

I.4.3. Caractères microbiologiques

Parmi les caractères d'une eau potable, on y trouve les caractères biologiques ou bien bactériologiques. Les microorganismes recherchés dans l'eau de consommation sont les suivants [6] :

a) Germes totaux

Se sont des germes qui se développent dans les milieux aérobies (présence de l'air) sélectifs à des températures de 20°C en 72h ou 37°C en 24h [12].

b) Coliformes totaux

Les coliformes totaux constituent un groupe de bactéries que l'on retrouve fréquemment dans l'environnement, par exemple dans le sol ou la végétation, ainsi que dans les intestins des mammifères, dont les êtres humains. Les coliformes totaux n'entraînent en général aucune maladie, mais leur présence indique qu'une source d'approvisionnement en eau peut être contaminée par des micro-organismes plus nuisibles [12].

c) Coliformes fécaux

Présentent les mêmes propriétés que les coliformes totaux mais ils se développent à 44°C dont l'origine fécale est plus nette [12].

I.4.4. Paramètres indésirables ou toxiques**a) Fer et manganèse**

Ces deux éléments existent dans la plupart des eaux et sont généralement liés ; ils entraînent des conséquences similaires : formation de dépôts, goûts désagréables et prolifération bactérienne.

Bien que nécessaire à la nutrition humaine, le fer et manganèse ne doivent pas dépasser certaines teneurs.

b) Métaux lourds

Certains éléments sont rarement présents dans les eaux à l'état naturel mais sont apportés par les divers rejets. La dose dangereuse est difficile à fixer car la toxicité de ces éléments est surtout d'origine cumulative.

Les principaux d'entre eux sont : argent, cadmium, cuivre, mercure, nickel, plomb, zinc ...ect [6].

I.4.5. Paramètres biologiques**▪ Matières organiques**

Les matières organiques sont dissoutes dans toutes les eaux et même si elles existent seulement sous forme de traces, leur teneur indique une charge de l'eau en matières polluantes [6].

Chapitre II : Traitement des eaux potables

II.1.Introduction

Seules certaines eaux, dites minérales ou de source peuvent être commercialisées et consommées sans traitement. Cependant, pour les eaux de source par fois des traitements comme l'aération, la décantation et la filtration peuvent leur être appliqué.

Toutes les autres eaux du milieu naturel dites 'brutes' ont besoin d'un traitement avant d'être consommées, afin de répondre aux normes en vigueur définissant une eau bonne pour la consommation humaine. Elles sont alors acheminées jusque dans une usine de production d'eau potable.

Le traitement d'une eau brute dépend de sa qualité, liée à son origine, l'eau principale traitée étant les eaux de surface et les eaux souterraines [4].

II.2.Objectif du traitement

Le traitement doit être ajusté à la composition chimique de l'eau captée. Il varie donc d'un site à l'autre. Si, pour certaines eaux, un traitement partiel ou simple tel que la filtration rapide et la désinfestations des eaux suffit, d'autres nécessitent un traitement complet plus ou moins complexe, voire des traitements spécifiques afin d'éliminer les polluants particuliers. Pour définir les objectifs d'un traitement, deux paramètres s'imposent [13].

1. Connaissance de l'eau à traiter

- analyses complètes sur échantillons représentatifs ;
- méthodes d'analyses ;
- méthodes de prélèvements ;
- variations annuelles des caractéristiques de l'eau à traiter avec la connaissance de maxima et minima [13].

2. Définition des objectifs exacts du traitement

Ceux-ci peuvent être répartis en trois groupes :

1-la santé publique, qui implique que l'eau distribuée ne doit apporter aux consommateurs ni substances toxiques (organiques ou minérales), ni organismes pathogènes. Elle doit donc répondre aux normes physico-chimiques et bactériologiques [13].

2-l'agrément du consommateur, qui est différent du premier point car une eau peut être agréable à boire tout en étant dangereuse (source polluée...) il s'agit des qualités organoleptiques.

3-la protection du réseau de distribution, et aussi des installations des usagers (robinetterie, chauffe-eau...) contre l'entartrage et/ou corrosion. Dans tous les pays, ces objectifs se traduisent par une réglementation officielle. Cette dernière est fonction de critères de santé publique, du degré de développement du pays considéré et des progrès de la technologie.

III.3. Normes de traitements

Des normes sont imposées pour une eau de bonne qualité. Selon l'OMS, les normes pour une eau potable sont d'assez large gamme, afin de s'adapter aux nombreux pays sous développés, qui ont une eau de très mauvaise qualité et qui n'ont pas de moyens technologiques afin de suivre les traitements conformes et nécessaires pour rendre une eau potable.

Dans le tableau suivant, des normes d'eau potable selon l'Algérie et selon l'OMS sont données :

Tableau II.1 : Normes d'eau potable selon l'Algérie et selon l'OMS (source ADE).

Paramètre	Unité	Normes Algérienne	Normes OMS
pH	/	6,5 – 8,5	6,5 - 9,2
Température	°C	25	-
Conductivité	µs/cm	2800	-
Résidus sec à 180°C	mg/L	2000	1500
Turbidité	NTU	2	5
Dureté total (TH)	mg/L	500	500
Calcium	mg/L	200	-
Magnésium	mg/L	150	150
Sodium	mg/L	200	-
Potassium	mg/L	20	-
Sulfate	mg/L	400	250
Chlorure	mg/L	500	250
Nitrate	mg/L	50	50
Nitrite	mg/L	0,1	0,1
Aluminium	mg/L	0,2	0,2
Phosphate	mg/L	0,5	0,5
Ammonium	mg/L	0,5	-
Matières organique	mg/L	3	-
Métaux lourds	mg/L	0,3	-
Fer	mg/L	0,3	0,3
Manganèse	mg/L	0,5	0,1

II.4. Filières de traitements des eaux de surface

Pour traiter une eau, il faut généralement combiner plusieurs traitements élémentaires dont les bases peuvent être physiques (techniques séparatives), chimiques (oxydation et désinfection) ou biologiques, qui ont pour effet d'éliminer ces matières en suspension, puis les substances colloïdales et enfin certaines substances dissoutes (minérales ou organiques) [14].

II.4.1. Prétraitements (traitement physique)

Le premier traitement possible est un dégrossissage, ayant pour but d'éliminer les matières de grandes dimensions susceptibles de gêner la mise en œuvre des autres traitements. Il peut comporter :

- un dégrillage :

-permet de protéger les ouvrages aval contre l'arrivée de gros objets susceptibles de provoquer des bouchages dans les tuyauteries de liaison.

-de séparer et d'évacuer facilement les matières volumineuses charriées par l'eau brute.

- un macrotamassage : il est impératif si l'eau charrie des herbes, des feuilles, des débris plastiques.
- un dessablage : il est indispensable quand les appareils de traitements qui suivent sont susceptibles d'être fortement affectés par des quantités notables de sable.
- un déshuilage de surface.
- un débouage : nécessaire quand la quantité de MES de l'eau brute à éliminer (limons, argile...) dépasse la capacité de concentration et d'extraction des décanteurs situés en aval [6].

II.4.2. Traitement primaire

II.4.2.1. Préoxydation

Si les eaux à traiter contiennent beaucoup de matières organiques, ou encore de l'ammoniaque, du fer ou du manganèse, une étape d'oxydation préalable est nécessaire. Elle permet d'éliminer plus facilement ces substances au cours de l'étape suivante dite de clarification, et cela par ajout de produits actifs [6].

a) Aération

Le but de cette opération est de compenser le déficit de l'eau brute en oxygène ou à débarrasser l'eau de gaz indésirable ou en excès (H_2S , CO_2). Cette opération est effectuée à l'atmosphère ce qui induit l'augmentation de la teneur en oxygène de l'eau qui va de pair avec l'élimination du gaz carbonique. Cependant il faut en tenir compte dans le cas d'une eau moyennement ou fortement minéralisées, car l'évasion de CO_2 peut rendre l'eau entartrante. On peut donc choisir une aération sous pression au cours de laquelle la concentration en CO_2 n'évolue pas, tandis que celle en O_2 augmente [6].

b) Oxydation chimique

b.1. Pré chloration

Le chlore est introduit dans l'eau sous forme de chlore gazeux (Cl_2) ou d'hypochlorite de sodium (NaClO). Il se dissout pour former l'acide hypochloreux (HOCl) qui lui-même se dissocie. Lorsque le chlore est introduit dans une eau contenant de l'azote ammoniacal ou des amines il forme dans un premier temps des composés de substitution, le chloramine, une dose précise de chlore détruit ces chloramines en les oxydant en azote gazeux.

Réaction du chlore avec l'eau [6]:

Dissolution – hydrolyse



Tableau II.2: Doses de chlore nécessaire à l'oxydation de 1mg/l de.

	NH_4	Fe	Mn	H_2S	NO_2^-
Cl_2 (mg/l)	7 à 10	0,63	1,3	3,4	1,5

b.2. Préoxydation par les chloramines

L'odeur et la saveur de l'eau ont été améliorées grâce à l'utilisation de chloramines depuis le début du 21^{ème} siècle. Dans certains cas les chloramines sont aussi utilisées pour la désinfection de l'eau. Les chloramines sont fréquemment produites par addition de l'ammoniac dans l'eau contenant du chlore libre (HOCl ou OCl , cela dépendant du pH). La valeur idéale du pH pour cette réaction est de 8,4. Cela signifie que l'eau a légèrement un caractère alcalin.

Mécanisme de réaction:



Les chloramines sont aussi efficaces que le chlore pour la partie qui concerne la désactivation de bactéries ou autres micro-organismes, cependant le mécanisme de réaction est plus lent. Les chloramines comme le chlore sont des agents oxydants. Les chloramines peuvent tuer les bactéries par pénétration de la cellule et blocage du métabolisme [6].

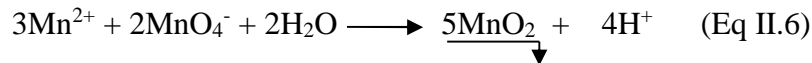
b.3. Préoxydation par le dioxyde de chlore

Le dioxyde de chlore (ou bioxyde de chlore) est un gaz jaune rougeâtre, de formule ClO_2 .

Le dioxyde de chlore élimine les micro-organismes en agissant sur le transport de nutriments à travers la paroi cellulaire, et non en agissant sur les procédés métaboliques directement [6].

b.4. Préoxydation par le permanganate de potassium

Cet oxydant est utilisé tout particulièrement lorsque l'eau brute contient du manganèse qu'il précipite :



Cette réaction est favorisée par un pH élevé, qui augmente la cinétique de la réaction.

Le permanganate de potassium est utilisé pour l'élimination de certains mauvais goûts ou pour lutter contre le développement d'algues dans les ouvrages de clarification [6].

b.5. Préoxydation par l'ozone

L'ozone est de formule chimique O_3 . Grâce à ses excellentes qualités de désinfection et d'oxydation, l'ozone est énormément utilisé pour le traitement de l'eau potable. L'ozone peut être utilisé pour différents objectifs dans les systèmes de traitement, tels que pour une préoxydation, une oxydation intermédiaire ou une désinfection finale. Généralement, il est recommandé d'utiliser l'ozone pour la préoxydation, avant un filtre à sable ou un filtre à charbon actif (GAC). Après l'ozonisation, ces filtres peuvent éliminer la matière organique restante (important pour une désinfection finale) [6].

II.4.3. Clarification

La clarification regroupe les procédés de coagulation-floculation, décantation ou flottation et de la filtration. Le but est d'éliminer les MES (matières en suspension) minérales et organiques d'une eau brute ainsi qu'une partie des matières organiques dissoutes, fraction floculable. Suivant les concentrations des différents éléments indésirables, plusieurs techniques peuvent être mises en œuvre dont [15]:

II.4.3.1. Coagulation-Floculation

Pour une eau brute présentant une légère turbidité, et/ou légèrement colorée, on ajoute un coagulant et éventuellement un floculant. Les doses utilisées doivent être faible, car ces réactifs diminuent la durée des cycles de filtration entre deux lavages.

Le processus de coagulation implique d'ajouter du fer ou de l'aluminium à l'eau comme du sulfate d'aluminium, sulfate ferrique, chlorure ferrique ou des polymères. Ces produits chimiques s'appellent des coagulants et ont une charge positive. La charge positive du coagulant neutralise la charge négative des particules dissoutes et suspendues dans l'eau.

Quand cette réaction se produit, les particules se lient ensemble ou se coagulent (ce processus peut également s'appeler floculation). Les particules plus grosses ou plus lourdes se retrouvent rapidement au fond de l'approvisionnement en eau. Ce processus s'appelle la sédimentation. Le diagramme suivant (Figure II.1) illustre les réactions et les processus de bases qui se produisent durant la coagulation.

La coagulation peut enlever un grand nombre de particules organiques. La coagulation peut également enlever les particules suspendues, y compris les précipités inorganiques, tel que le fer. Par contre, elle n'enlève pas tous les virus et bactéries dans l'eau et elle ne peut pas produire de l'eau potable sûre. C'est, cependant, une étape primaire importante dans le processus de traitement de l'eau parce qu'elle enlève des particules, telle que le carbone organique dissout. Ainsi, moins de chlore est nécessaire pour désinfecter l'eau [15].

Après avoir subi le traitement de coagulation, l'eau va être transférée dans un autre bassin. C'est dans ce bassin où va commencer véritablement l'accrétion. En effet, rien ne s'oppose plus alors au rassemblement des colloïdes neutralisés. Il faut donc maintenir une agitation lente pour favoriser les accrétions. Celle-ci est accélérée par l'ajout d'un polymère c'est-à-dire d'une grande molécule constituée par la répétition d'un motif de base qui emprisonne les matières colloïdales agglomérées et formant ainsi des flocons volumineux qui se déposent par gravité. C'est le floc. Elle est aussi accélérée par une régulation d'un pH optimum pour obtenir la meilleure précipitation possible de l'ensemble des hydroxydes métalliques qui viennent d'apparaître grâce à la réaction de coagulation [15].

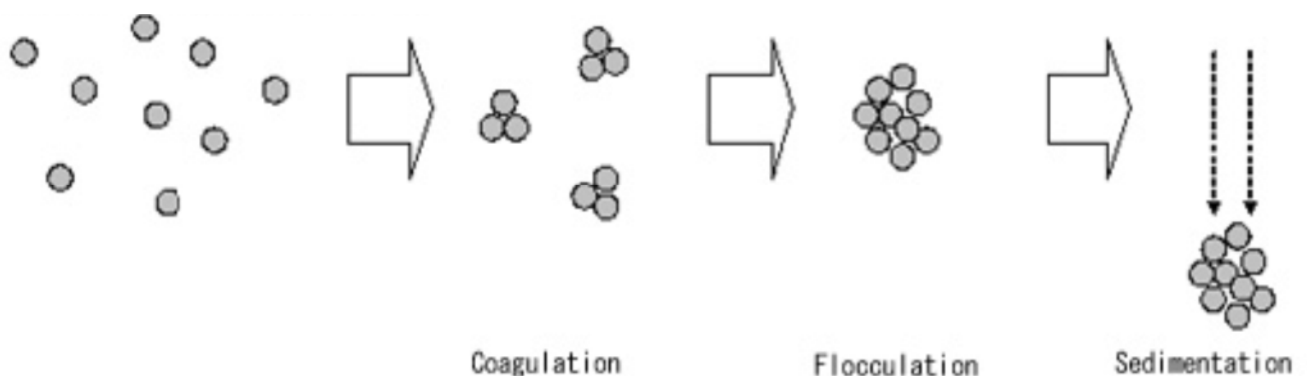


Figure II.1 : Processus de coagulation- floculation et de sédimentation [15].

II.4.3.2. Décantation

Après avoir rassemblé les différentes petites particules en beaucoup plus grosses, il va maintenant falloir faire décanter tout ceci. Dans un corps d'eau immobile les particules en suspension plus lourdes que l'eau sont soumises à leur poids apparent [15].

II.4.3.3. Flottation

Elle permet de séparer les matières rassemblées en flocc comme pour la décantation, mais s'applique aux matières qui ne décantent pas ou très lentement telles que les graisses, hydrocarbures... [16].

II.4.3.5. Filtration

Le système de filtration est composé de filtres avec des tailles différentes et se composent la plupart du temps de gravier, sable et de charbon de bois. Il y a deux types de filtration de base par le sable : la filtration lente par le sable et la filtration rapide par le sable. La filtration lente par le sable est un processus biologique parce qu'elle emploie des bactéries pour traiter l'eau. Les bactéries forment une couche sur la partie supérieure du sable et nettoie l'eau pendant qu'elle traverse, en digérant les contaminants dans l'eau. La couche de bactéries s'appelle le biofilm.

La filtration rapide par le sable est un processus physique qui enlève les solides en suspension dans l'eau. Cette filtration rapide est beaucoup plus répandue parce que les filtres de sable rapide ont des débits assez élevés et exigent peu d'espace pour fonctionner. Durant la filtration, le taux d'écoulement de l'eau peut aller jusqu'à 20 mètres par heure. Les filtres sont généralement nettoyés 2 fois par jour.

Les particules qui sont enlevées dans l'eau durant la filtration dépendent de la taille des filtres qui sont utilisés. La filtration lente enlève les bactéries, les virus et les protozoaires et produit essentiellement de l'eau propre. Il est recommandé d'employer un désinfectant comme mesure conservatoire.

La filtration rapide enlève les particules suspendues, comme les bactéries, les virus et les protozoaires. Dans les installations de traitement, la filtration enlève un grand nombre de contaminants, mais exige toujours la désinfection pour produire de l'eau potable sûre. Même si la filtration rapide ne puisse pas enlever toutes les bactéries et les virus, c'est une étape importante dans le processus de traitement. La coagulation et la filtration peuvent enlever les

matières en suspensions et dissoutes, de sorte que la désinfection soit plus réussie avec une quantité réduite de chlore.

Le principe du filtre sous gravier est d'imiter le cycle d'épuration de la nature en utilisant le fond sableux de l'aquarium.

L'eau chargée d'impuretés organiques (essentiellement des déchets solides, des substances ammoniaquées et des nitrites) est entraînée par un courant lent descendant à travers l'épaisseur de gravier. L'eau abandonne au passage ses impuretés solides dans le gravier. Le charbon est une substance qui depuis longtemps est utilisé pour adsorber les impuretés.

Le charbon actif est un carbone qui a une légère charge électrique positive le rendant attirant aux produits chimiques et aux impuretés. Pendant que l'eau traverse le charbon actif, les ions négatifs des contaminants sont attirés sur la surface des granules de carbone.

Les filtres de charbon actif enlèvent/réduisent beaucoup de produits chimiques organiques volatils, pesticides et herbicides, comme le chlore, le benzène, le radon, les dissolvants et d'autres produits chimiques synthétiques trouvés dans l'eau de robinet [16, 17].

II.4.4. Désinfection

C'est la dernière étape, elle élimine tous les micro-organismes qui pourraient être dangereux pour notre santé à l'aide du chlore ou l'eau de javel, qui sont :

La désinfection est l'élimination :

- des bactéries ;
- des virus pathogènes ;
- des bioindicateurs (coliformes fécaux et totaux ...) ;
- de certains parasites [18].

II.4.5. Stérilisation

Stérilisation est la destruction de tous les organismes vivants.

L'eau est stockée dans de grands réservoirs de stockage pour être en suite distribuée [18].

II.5. Comment l'eau potable est-elle acheminée jusqu'aux robinets

L'eau potable, sous pression et dans des tuyaux enterrés, est d'abord acheminée de la station de production jusqu'à un château d'eau ou un autre type de réservoir. Puis elle transite, de ces lieux de stockage jusqu'au pied des bâtiments par le réseau public de distribution d'eau potable [18].

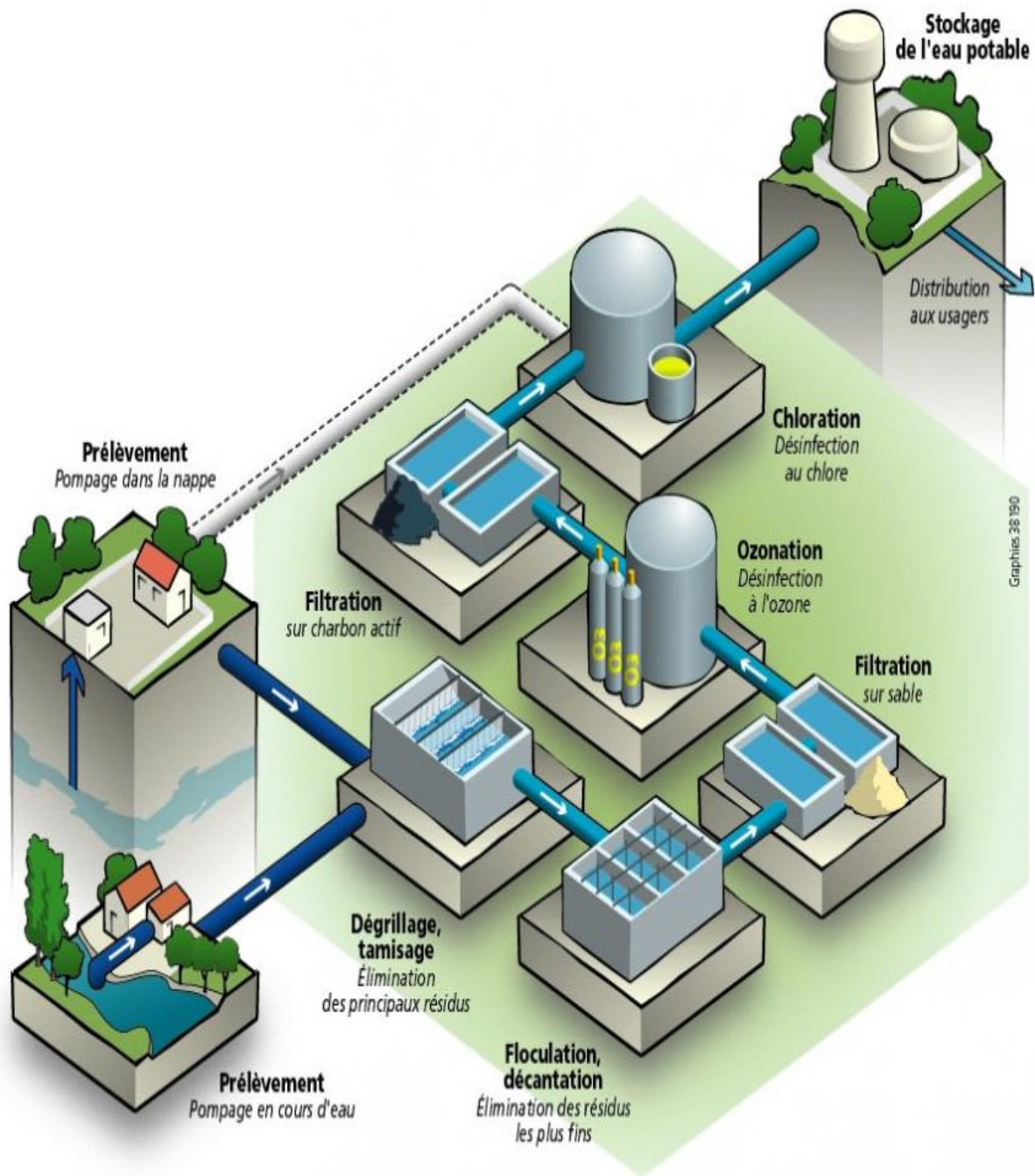


Figure II.2 : schéma de traitement des eaux potables [18].

Chapitre III : Phénomène d'entartrage

III.1. Introduction

Ce chapitre est consacré à la compréhension du phénomène d'entartrage, à la connaissance du mécanisme de formation du carbonate de calcium, et à l'étude des différentes variétés cristallographiques de CaCO_3 . Une synthèse bibliographique sera appréhendée pour une meilleure prise de conscience des différents travaux entrepris touchant à l'effet des différents paramètres influençant la cinétique de croissance du tartre.

III.2. Le tartre et le carbonate de calcium

Le carbonate de calcium (CaCO_3) est le constituant majeur du tartre que l'on trouve dans les canalisations d'eaux et dans différents ouvrages en contact avec les eaux naturelles ou de distribution. Il peut être accompagné de divers sels peu solubles selon l'origine de l'eau, les traitements qu'elle a subit, la température, la nature et l'état de corrosion des tuyauteries. On citera principalement CaSO_4 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ et des sels de divers métaux [19].

III.3. Variétés cristallographiques du carbonate de calcium

Le carbonate de calcium est le principal constituant du tartre et il se présente sous forme anhydre et hydratée.

III.3.1. Formes anhydres

Se distinguant par leur structure cristalline, ces formes anhydres sont peu solubles. Elles sont au nombre de trois : la calcite, l'aragonite et la vaterite.

a) Calcite

La calcite est la forme cristallisée du carbonate de calcium (CaCO_3) qui se transforme en bicarbonate de calcium sous l'action de l'eau et du gaz carbonique. Elle se trouve principalement dans le calcaire quasi-cubique (figure III.1) et représente la variété la plus stable du point de vue thermodynamique car elle est adhérente aux parois [20].



Figure III.1 : Photo MEB du carbonate de calcium sous forme de calcite [20].

b) Aragonite

L'aragonite est la forme la moins stable du point de vue thermodynamique. Sa structure cristalline est peu différente de la calcite avec une maille orthorhombique sous le nom hexagonale et se présente généralement sous forme d'aiguilles plus ou moins allongées (Figure III.2) [21]. Elle est métastable à la température ambiante et peut se transformer en calcite après précipitation à chaud ($T > 70^{\circ}\text{C}$).

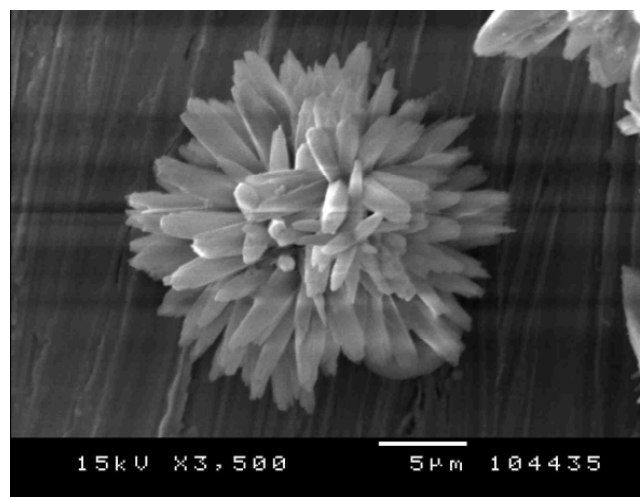


Figure III.2 : Photo MEB du carbonate de calcium sous forme d'aragonite [21].

c) Vatérite

La vatérite est une variété qui se cristallise dans le système hexagonal et présente une grande instabilité au contact de l'eau à température ambiante. Elle est donc la moins stable et pratiquement inexistante à l'état naturel et n'est observable qu'à des températures basses.

Cette variété cristallographique se transforme rapidement en aragonite secondaire au contact de certains types d'eaux. La grande instabilité de cette variété rend la détermination de ses caractéristiques impossibles (Figure III.3) [19].

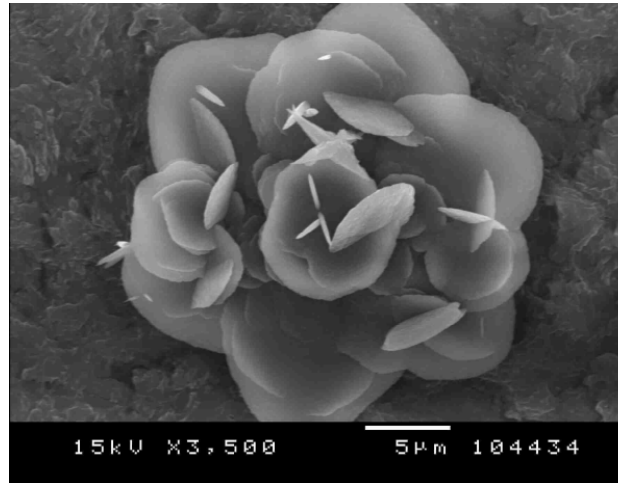


Figure III.3 : Photo MEB du carbonate de calcium sous forme de vatérite [19].

III.3.2. Formes hydratées

On distingue trois types de formes hydratées, à savoir :

- Le carbonate de calcium amorphe ;
- Le carbonate de calcium monohydraté ;
- Le carbonate de calcium hexahydraté.

a) Carbonate de calcium amorphe

Cette forme est peu facilement obtenue par précipitation très rapide d'une solution de carbonate de calcium, c'est-à-dire par une simple évaporation rapide à basse température, on obtient un précipité blanc gélatineux, très hydraté et instable, qui évolue rapidement vers la calcite [22].

b) Carbonate de calcium monohydraté

Le carbonate de calcium monohydraté ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) cristallise dans le système hexagonal. Il a été précipité sous forme de sphérule d'un diamètre de 100 μm . Dans le milieu naturel, ce composé se forme de préférence dans les milieux fortement magnésiens [22].

c) Carbonate de calcium hexahydraté :

Pour la première fois en 1963, Pauly a identifié ce minéral en milieu naturel. Il a une forme très instable au contact de l'eau et cristallise dans le système monoclinique selon un faciès en plaquettes ou sous forme de prisme [22].

III.4. Phénomène d'entartrage

III.4.1. Définition

L'entartrage est un phénomène qui apparaît lorsqu'une surface se trouve au contact de l'eau qualifiée d'incrustante, c'est-à-dire susceptible d'entraîner la formation d'un produit de très faible solubilité sous forme d'un dépôt adhérent [23].

L'échange de CO₂ atmosphérique entre les phases liquides et gazeuses est le principal moteur de tout l'entartrage par CaCO₃ et quelque soient les causes mises en jeu, elles débouchent directement ou indirectement sur la réaction :



III.1)

III.4.2. Causes d'entartrage

La formation du tartre est causée essentiellement par le départ du CO₂ de l'eau dans l'atmosphère. Les eaux dissolvent le CO₂ au contact de l'atmosphère et après hydratation et ionisation, celui-ci donne lieu à une réaction acide contribuant à l'altération chimique des carbonates présents dans les roches sédimentaires au travers des quelles elles s'infiltrent. Ainsi, le CO₂ se dissout et passe en solution sous forme d'hydrogencarbonate beaucoup plus soluble que le carbonate. A la suite d'altération chimique et de l'érosion des sels, les eaux contiennent de la matière en suspension et un certain nombre d'éléments dissous :

- ❖ Des cations tels que Ca²⁺, Na²⁺, Mg²⁺, Fe²⁺, ...
- ❖ Des anions tels que CO₃²⁻, HCO₃⁻, Cl⁻, SO₄²⁻, ...
- ❖ Des gaz dissous, essentiellement CO₂ et O₂,
- ❖ Des matières organiques telles que les acides humiques.

Dans le cas où ces matières en suspension peuvent être éliminées par simple décantation, voire filtration, ou si elles forment des dépôts, cela ne présente pas de problèmes majeurs. Le cas des matières dissoutes est plus délicat. En effet, s'il n'y a pas un traitement préalable, les eaux chargées provoquent la formation des dépôts sur les parois en contact et forment ainsi le tartre. La nature chimique de ces variables varie en fonction des roches préalablement traversées par l'eau. Le tartre est plus fréquemment constitué de composés de :

- ❖ Sels de calcium (carbonate, sulfate),
- ❖ Sels de magnésium (carbonates, hydroxydes),

❖ Silice et silicate (silico-aluminates de calcium et de magnésium) [19, 24, 25].

Cependant le composé majoritaire présent reste le carbonate de calcium [24].

III.4.3. Mécanisme de formation des dépôts

Selon les travaux et les recherches qui sont déjà réalisés [26, 27], le mécanisme de formation du tartre est subdivisé en deux étapes essentielles.

III.4.3.1. Germination

La germination est un processus selon lequel les ions ou les molécules libres en solution se regroupent et s'organisent, formant ce qu'il est convenu d'appeler un germe. La germination peut se dérouler selon deux processus différents : homogène si les germes se développent au sein de la solution et hétérogène si les germes se forment sur un support [27].

III.4.3.2. Croissance cristalline

Après la constitution d'un germe en phase liquide, il va être nourri par la solution par le transfert de matière (croissance homogène). Lorsqu'il se trouve transféré au voisinage d'une paroi métallique qui possède un potentiel négatif, il est attiré et adsorbé sur la surface par effet électrostatique (croissance hétérogène). La migration des ions à travers la couche limite entourant le cristal initiateur va donner naissance à une couche de dépôt (tartre) adhérent à la paroi [3, 27, 28].

D'après CHEN et al. [29], la saturation a un effet important sur la croissance cristalline, la morphologie et la qualité du dépôt formé. La croissance cristalline est favorisée beaucoup plus sur surface métallique (précipitation hétérogène) que dans la solution (précipitation homogène).

III.5. Solubilité du carbonate de calcium dans l'eau

Le calcium dans l'eau est sous la forme d'un cation Ca^{+2} . Comme d'autres cations tel que K^+ , il peut se lier aux anions, notamment le bicarbonate pour former des sels (association d'anion et cation). Ces sels sont plus ou moins solubles dans l'eau à la température et à la pression ordinaire. Par exemple le bicarbonate de calcium est un sel très soluble dans l'eau ; il est donc invisible selon les conditions des réactions chimiques (pression, température, autres élément minéraux en présence) [23].

La solubilité augmente avec la température, ce qui est normal. Ceci pourrait sembler en contradiction avec le fait que l'entartrage est beaucoup plus important à chaud qu'à froid. Le tableau suivant rassemble la solubilité des différentes formes de carbonate de calcium à deux températures différentes dans une eau pure.

Tableau III.1 : Solubilité des différentes formes de carbonate de calcium à deux températures différentes dans une eau pure.

	Solubilité (mg/l)	Solubilité (mg/l)
	A 16°C	A 25°C
Calcite	15,04	14,33
Aragonite	16,17	15,28
CaCO₃ amorphe	15,15	14,40

A haute température les équilibres jouent un rôle important puisqu'il y a dégazage de CO₂, ce qui induit une élévation du **pH**. Le tableau 2 donne la concentration du CO₂ dissous exprimé en m mol/l et en mg/l en fonction de la température [23] :

Tableau III.2 : concentration du CO₂ dissous exprimé en m mol/l et en mg/l en fonction de la température.

	Concentration de CO ₂	Concentration de CO ₂
Température (°C)	mmol/l	mg/l
15	45,5	2,00
20	39,1	1,72
25	34,1	1,50
30	30,0	1,32
35	26,6	1,17

III.6. Paramètres influençant le phénomène d'entartrage

L'entartrage est un phénomène naturel influencé par plusieurs paramètres extérieurs tels que le changement de la pression atmosphérique mais aussi la variation de la température du milieu [19, 25].

Vue la complexité du problème d'entartrage il est difficile de prédire la susceptibilité du dépôt sur la surface solide en contact avec l'eau.

La précipitation du carbonate de calcium est favorisée [23] :

- par l'augmentation de la concentration en calcium liée à un phénomène d'évaporation ;
- par l'augmentation de la température qui joue à la fois sur la diminution du produit de solubilité, et sur la transformation des bicarbonates en carbonates ;
- par l'élévation du pH qui entraîne une augmentation de la concentration en carbonates ;
- par évasion du gaz carbonique par un dégazage lié à une élévation de température ou à une modification de la pression partielle de ce gaz.

De plus :

- le mélange de deux eaux à l'équilibre ne donne pas forcément une eau en équilibre calco-carbonique ;
- une eau à caractère agressif peut devenir entartrante par élévation de température ;
- une eau légèrement entartrante ou à l'équilibre à froid devient très entartrante à chaud.

III.6.1. Influence de la température

D'après TOUZAIN [20], les courbes chronoampérométriques représentant les dépôts de CaCO_3 décroissent plus rapidement à 25°C qu'à 0°C , ce qui montre une précipitation très rapide à hautes températures. D'après Lédion [21], La température affecte également la forme cristallographique des dépôts calcaires. La nature des produits formés à 18°C sont essentiellement de la calcite et de la vaterite, alors qu'à une température de 40°C , il décèle la présence de la vaterite et de la calcite.

III.6.2. Influence de la température sur la concentration en CO_2

Les résultats expérimentaux sur la variation de la solubilité du CO_2 en fonction de la température sont disposés dans le tableau ci-dessous [3].

Tableau III.3 : Evolution de la solubilité de CO_2 en fonction de la température [3].

T ($^\circ\text{C}$)	5	15	25	60
Solubilité du CO_2 (mg /l)	0,82	0,59	0,44	0,21
Solubilité du $\text{CO}_2 \cdot 10^{-5}$ (mol /l)	1,86	1,34	1	0,48

Ces résultats montrent clairement que l'augmentation de la température fait diminuer la solubilité du CO_2 . Une eau chauffée à une certaine température provoque la diffusion du CO_2

vers le milieu extérieur. Le CO_2 chassé fait augmenter le pH de l'eau qui devient de plus en plus basique. Sachant qu'une eau riche en CO_2 provoque une diminution du pH ce qui rend l'eau acide et engendre un effet corrosif.

Par contre, une eau pauvre en CO_2 provoque une augmentation du pH ce qui favorise une précipitation d'un dépôt calcaire (voire le dépôt calcomagnésien).

En principe, pour des hautes températures la solubilité du dépôt calco-carbonique augmente, ce qui induit une diminution du dépôt mais l'expérience a démontré que l'augmentation de la température favorise la précipitation du dépôt. Cette incohérence est due à la diffusion du CO_2 vers le milieu extérieur sous l'effet de la chaleur.

Par ailleurs, il va falloir prendre en compte l'influence du pH sur la solubilité du carbonate de calcium. En effet, le graphe de la figure III.4, montre que la solubilité du CaCO_3 est minimale pour des valeurs de pH comprises entre 8 et 12. Une solubilité minimale traduit une précipitation maximale du carbonate de calcium (dépôt).

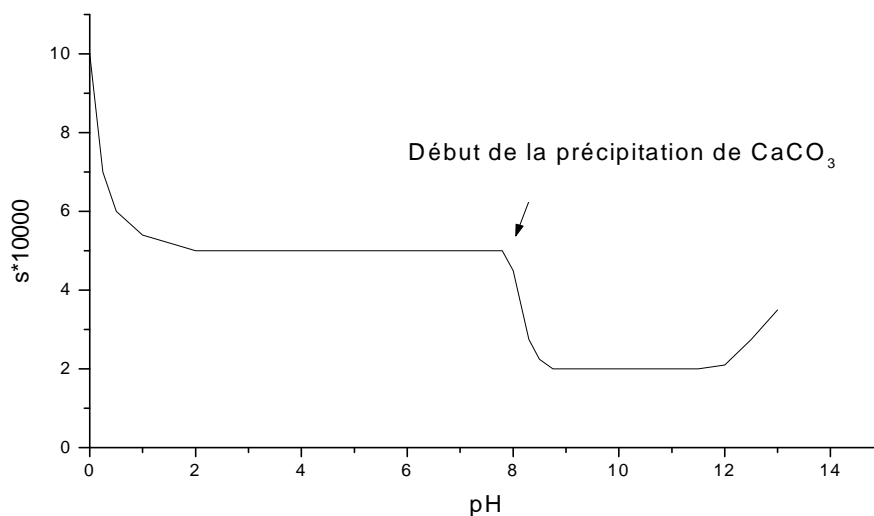


Figure III.4 : solubilité apparente du carbonate de calcium en fonction du pH.

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = 10^{-3} \text{ M [25]}$$

III.6.3. Influence des ions Mg^{2+}

L'ion magnésium est l'un des éléments abondants dans l'eau de mer mais aussi il est connu pour son influence sur le phénomène d'écaillage [30]. D'autre part, son importance dans le milieu marin et le milieu naturel l'ion magnésium a fait l'objet de multiples études. Il est connu pour son effet inhibiteur sur la précipitation et la croissance du dépôt.

Les résultats d'une étude effectuée par chronoampérométrie présentés sur la figure III.6 [30] ont bien confirmé l'effet inhibiteur de Mg^{2+} . En effet, on remarque d'après la figure qu'en présence des ions Mg^{2+} le courant reste constant en revanche ce dernier diminue en absence des ions Mg^{2+} . Le carbonate de calcium précipite exclusivement comme aragonite en présence de quantités significatives des ions Mg^{2+} tandis que la vatérite et la calcite sont également formées mais en l'absence de ses ions, c'est –à-dire que ces derniers facilitent la transformation de la vatérite en aragonite [31].

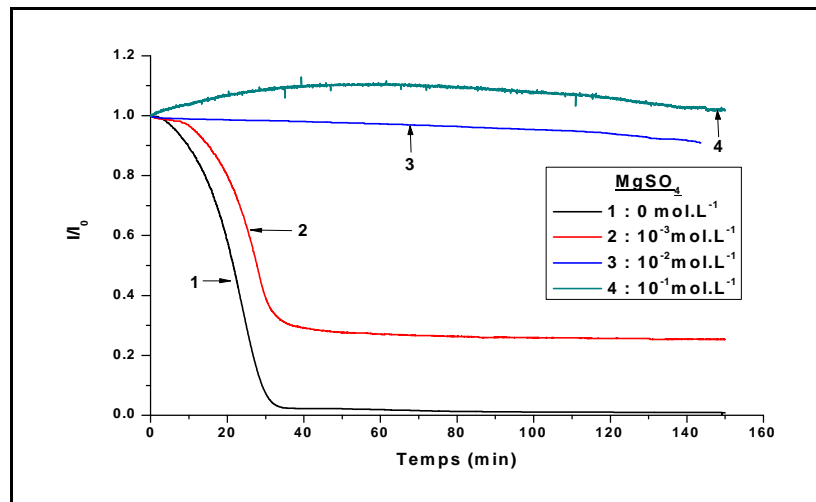


Figure III.6 : Courbes CA obtenues sur une électrode en or dans une eau CCP à 30°C en présence de $MgSO_4$ à différentes concentrations [32].

En effet, le courant obtenu en fonction du temps (courbe III.6) est très grand à une concentration de 10^{-1} mol/l et reste stable dès les premiers instants jusqu'à la fin de l'expérience.

A une concentration de 10^{-3} on remarque que le courant obtenue est confondue à sa valeur initial.

A 10^{-3} mol.L⁻¹ (courbe 2 de Figure III.6), le courant résiduel reste toujours important, aux environs 30% du courant initial. Il est possible de parler ici d'une inhibition partielle [32].

III.6.4. Influence des ions Ca^{2+}

La précipitation du dépôt de $CaCO_3$ dépend essentiellement du produit de solubilité qui dépend particulièrement de la concentration en Ca^{2+} . Une étude expérimentale par la technique de dégazage contrôlé [34] a été réalisée en suivant l'évolution du titre calcique en fonction du temps pour des solutions calcocarboniquement pures à 30, 50 et 70°F et à une

température de 30°C (figure III.6). L'objectif de cette étude consiste à comparer le temps de germination (tg) du dépôt en fonction du titre de calcium (TCa).

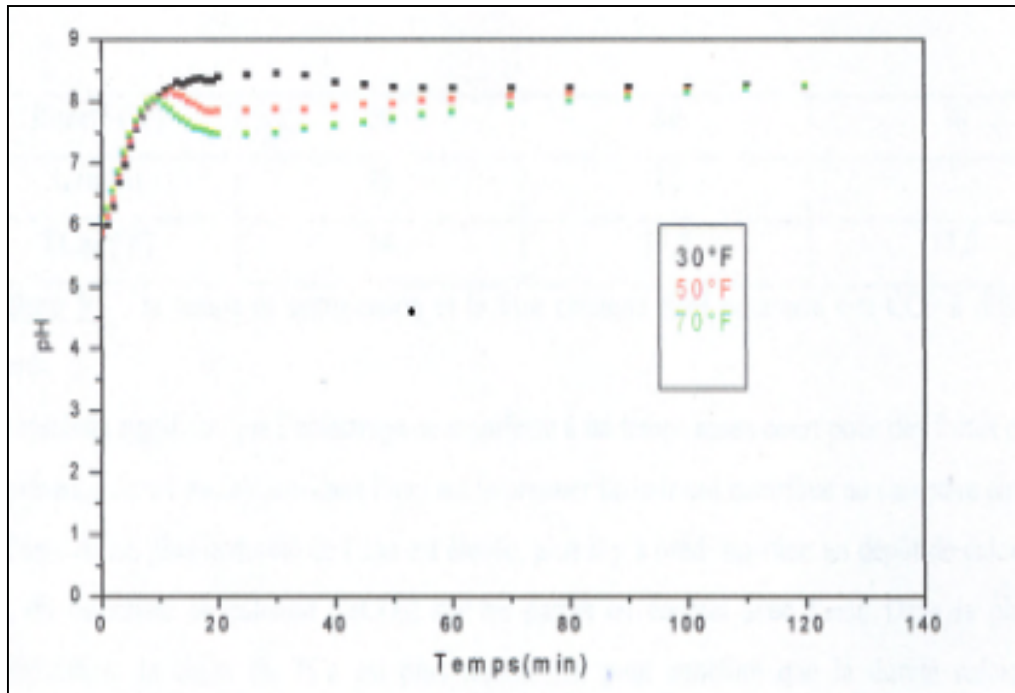


Figure III.7 : Évolution du pH en fonction du temps dans une eau CCP à 40°C et à différentes duretés [34].

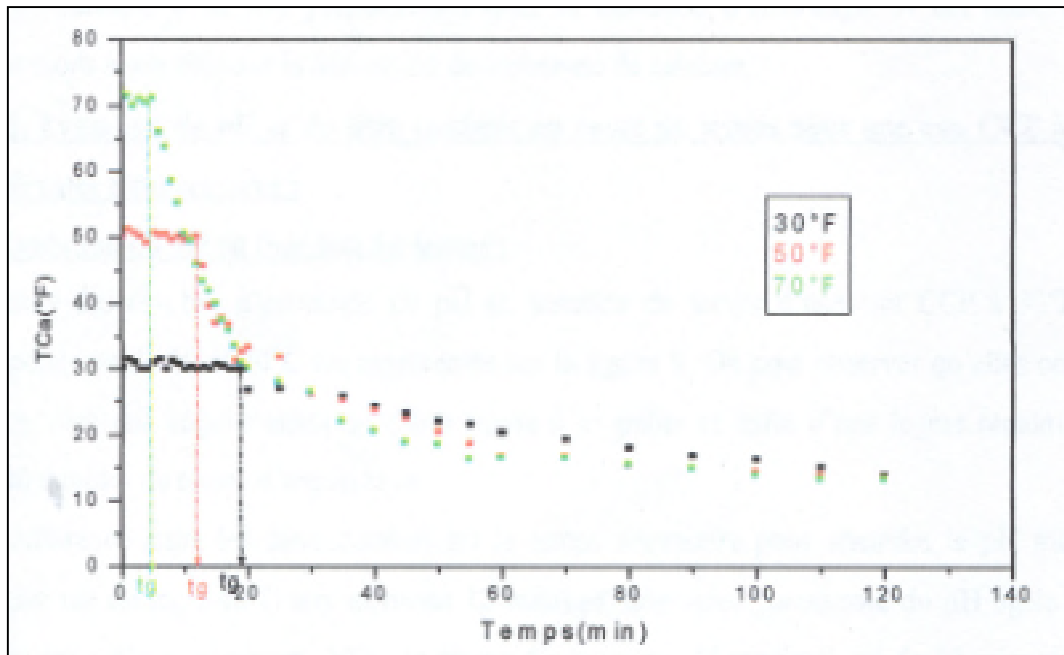


Figure III.8 : Évolution du titre calcique en fonction du temps dans une eau CCP à 40°C et à différentes duretés [34].

La figure III.7 représente les courbes d'évolution du pH en fonction du temps à différentes duretés. Les valeurs maximales de pH sont inversement proportionnelles à la dureté. En effet, les valeurs du pH maximales atteintes pour 70, 50, 30°F sont respectivement 8.04, 8.18 et 8.46. Par ailleurs, la valeur de pH maximale est atteinte plus rapidement quand l'eau est dure. Ceci signifie que la sursaturation est atteinte plus rapidement pour les eaux qui ont une dureté plus élevée.

La figure III.8 désigne la superposition des trois courbes représentant l'évolution du titre calcique en fonction du temps. Elle permet d'estimer le temps de germination t_g pour chaque eau. Le tableau ci-dessous représente les temps de germination ainsi que les titres calciques finaux pour une eau CCP à différentes duretés après deux heures d'expérience.

Ces résultats signifient que l'entartrage se manifeste à un temps assez court pour des fortes duretés. La présence de sels de calcium dans l'eau et le premier facteur qui contribue au caractère entartrant de l'eau. Ainsi, plus la dureté de l'eau est élevée, plus il y a déposition du dépôt calcaire CaCO_3 sur les parois en contact avec l'eau. Dans la phase de cristallisation, la chute du TCa est plus rapide. On peut conclure que la dureté calcique est accélératrice de l'entartrage, elle favorise la précipitation du carbonate de calcium [35].

Tableau III.4: Temps de germination et le titre calcique final pour une eau CCP à différentes duretés [34].

Dureté (°F)	30	50	70
T_g (min)	19	12	5
TC_{af} (°F)	14	13,5	13,5

De plus pour un rapport Mg^{2+}/Ca^{2+} important (2,5) on observe l'influence de Mg^{2+} . Le temps de germination passe de 13 à 26 minutes, tandis que la cinétique de la croissance cristalline est ralentie. Pour un rapport plus faible (1,1) l'influence de Mg^{2+} n'est plus observable. Enfin il confirme que l'ion magnésium facilite la transformation de la vatérite en aragonite et ce quelque soit le rapport [36].

III.7. Conséquences de l'entartrage

Les tartres ont des conséquences néfastes sur les conduites et le fonctionnement des installations. Ces conséquences sont bien connues et sont d'ordre [3,37] :

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

a) Conséquences hydrauliques

L'accumulation d'une épaisseur de tartre sur les équipements conduit à une diminution des sections de passage. En réduisant ces dernières et en dégradant les états de surface, le tartre provoque une augmentation des pertes de charge et par conséquent les dépenses énergétiques liées à la circulation des fluides [3].

b) Conséquences bactériologiques

Ces conséquences peuvent résulter de la présence des bactéries qui sont naturellement présentes dans les réservoirs et les réseaux ainsi que les points de puisage (robinet, pomme de

douche). Elles colonisent fréquemment les réseaux d'eau, notamment les réseaux d'eau chaude sanitaire ainsi que les tours aéro-réfrigérantes [21].

c) Conséquences technologiques

On peut citer la diminution rapide de la limite élastique statique qui cause le risque de rupture des tubes et d'autres causes de fragilisation tel que le fluage du métal [3], le risque de coup de feu qui résulte d'une différence importante entre le coefficient de dilatation du tartre et celui du métal, ainsi que l'alourdissement des structures porteuses des tours de refroidissement, réservoirs,...

L'entartrage peut être à l'origine d'autres conséquences [38] :

- Blocage des organes des manœuvres des robinetteries ;
- Blocage des soupapes de sécurité ;
- Diminution du volume utile des réservoirs ;
- Dégradations des états de surface des appareils sanitaires ;
- Inhibition de la détergence.

d) Conséquences thermiques et énergétiques

Ces conséquences sont dues à la déposition du tartre sur les parois des échangeurs ce qui provoque la diminution de la conductivité thermique qui est le problème majeur rencontré dans les équipements industriels. Le tartre déposé sur la surface où l'échange thermique s'effectue amène la résistance de transfert à croître très rapidement étant donné que le coefficient de conductibilité thermique de ces minéraux est faible [38]

e) Conséquences économiques

La formation du tartre reste un problème économique majeur aussi bien dans l'industrie que dans les installations domestiques du fait qu'il engendre des surcoûts économiques considérables, dus aux coûts de maintenance et de renouvellement de ces installations [1].

III.8. Moyen de lutte contre l'entartrage

Afin de palier au fléau d'entartrage, plusieurs traitements sont préconisés :

- Traitements externes (amont) qui agissent sur les causes.
- Traitements internes (aval) qui agissent sur les conséquences.

Plusieurs voies permettent la lutte contre l'entartrage [1] :

- Empêcher la germination des cristaux par diminution de la concentration en calcium, diminution ou le maintien de la teneur en carbonates (traitement externes).
- Empêcher la croissance des cristaux par l'utilisation des produits inhibiteurs (traitements internes) fondés sur l'emploi d'inhibiteurs d'entartrage et dont l'efficacité est prouvée. Ces produits agissent à des teneurs très faibles (de l'ordre de mg/l) et l'un des modes d'action est leur adsorption 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.

Chapitre IV : Matériels et méthodes

IV. Introduction

Dans ce chapitre, nous allons résumer le protocole analytique suivi ainsi que le matériel utilisé durant la partie pratique de ce mémoire. Tous les essais expérimentaux ont été menés au laboratoire central de l'ADE de Béjaia.

IV.1. Paramètres électrochimiques (partiels) et thermodynamique

La détermination des paramètres électrochimiques, nécessite l'utilisation de certains appareils qui seront cités par la suite :

IV.1.1. Détermination du pH

Le potentiel hydrogène (ou pH) mesure l'activité chimique des ions hydrogènes (H^+) (appelés aussi couramment protons) en solution. Plus couramment, le pH mesure l'acidité ou la basicité d'une solution. Ainsi, dans un milieu aqueux à 25 °C :

- une solution de $pH = 7$ est dite neutre ;
- une solution de $pH < 7$ est dite acide ; plus son pH s'éloigne de 7 (diminue) et plus elle est acide ;
- une solution de $pH > 7$ est dite basique ; plus son pH s'éloigne de 7 (augmente) et plus elle est basique.

IV.1.2. Température

Il est important de connaître la température de l'eau avec précision. En effet, celle-ci joue un rôle dans la solubilité des sels et surtout des gaz, donc dans la détermination du pH et sur la conductivité.

- **Réactifs**

Solution tampon, eau distillée, eau à analyser.

- **Matériels**

Papier absorbant, pissette, bécher, appareil de mesure (Figure II.1).

- **Mode opératoire**

- ✓ Brancher l'appareil, installer les électrodes aux entrées correspondantes sur l'appareil ;
- ✓ Etalonner l'appareil avec la solution tampon et par la suite rincer l'électrode avec l'eau distillée, puis avec l'échantillon à analyser ;

- ✓ Remplir le bécher avec l'eau à analyser ;
- ✓ Emerger l'électrode dans l'échantillon et mettre l'appareil en mode pH et appuyer sur la touche « READ », attendre le signal sonore, puis noter les valeurs du pH et de la température affichée.



Figure IV.1. Appareil de mesure de la TDS, pH, conductivité, température et la salinité.

IV.1.3. Conductivité

La conductivité va déterminer l'ensemble des minéraux présents dans une solution. Elle est exprimée en micro siemens par centimètres ($\mu\text{S}/\text{cm}$).

- **Mode opératoire**

- ✓ Brancher l'électrode correspondant à la mesure, puis rincer cette électrode avec de l'eau distillée, puis avec l'échantillon à analyser ;
- ✓ Emerger l'électrode dans le bécher contenant l'échantillon, mettre en mode conductivité ;
- ✓ Appuyer sur la touche « READ » et la valeur s'affiche.

IV.1.4. Salinité

La salinité désigne la concentration de sels minéraux dissous dans l'eau. Il ne faut pas confondre la salinité avec la dureté de l'eau qui est relative à son dosage en calcium et magnésium.

- **Mode opératoire**

Après avoir noté la conductivité, appuyer de nouveau sur « READ » puis sur la touche « SAL » et noter la valeur affichée.

IV.1.5. TDS

Le TDS signifie total des solides dissous et représente la concentration totale des substances dissoutes dans l'eau. Le TDS est composé de sels inorganiques et de quelques matières organiques. Les sels inorganiques communs trouvés dans l'eau incluent le calcium, le magnésium, le potassium et le sodium qui sont tous des cations et des carbonates, nitrates, bicarbonates, chlorures et sulfates qui sont tous des anions.

- **Mode opératoire**

Une fois la salinité est notée, appuyer une nouvelle fois sur la touche « READ » puis sur la touche « TDS » et noter la valeur affichée.

IV.1.6. Turbidité

La turbidité désigne la teneur d'un fluide en matières qui le troublent. Dans les cours d'eau elle est généralement causée par des matières en suspension et des particules colloïdales qui absorbent, diffusent et/ou réfléchissent la lumière.

La turbidité est exprimée généralement en Néphélométrie Turbidity Unite (NTU).

- **Réactifs et matériels**

Eau à analyser, bécher, turbidimètre représenté sur la figure IV.2 et du papier absorbant.

Mode opératoire :

- Mettre en marche le turbidimètre ;
- Agiter l'échantillon à analyser et remplir la cuve ;
- Essuyer la cuve avec du papier absorbant en le tenant par la partie supérieure avec le plus grand soin afin de ne pas laisser des traces dessus ;
- Introduire la cuve dans son emplacement dans l'appareil et fermer le couvercle ;
- Noter la valeur maximale affichée.



Figure IV.2 : Turbidimètre.

IV.2. Paramètres physico-chimiques

La détermination des paramètres physico-chimiques nécessite l'utilisation de réactifs chimiques et aussi dans certain cas des appareils adéquats, qui seront cités ci-dessous :

IV.2.1. Détermination des chlorures (Cl⁻)

- **Principe**

On fait agir en milieu neutre, pH=6,7 ou 7, une solution à titrer de nitrate d'argent sur une prise d'essai connue de solution titrée de chlorure de sodium.

La réaction se fait en présence de chromate de potassium.



- **Réactifs**

- Solution de nitrate d'argent à 0,01 N ;
- Solution de chlorures à 71 mg/l ;
- Indicateur coloré K₂CrO₄ à 10 %.

- **Mode opératoire**

- Prendre 5ml d'eau à analyser ;
- Ajouter 2 gouttes de K₂CrO₄ (coloration jaunâtre) ;
- Titrer avec AgNO₃ à 0,01 N jusqu'à coloration brunâtre.

Expression des résultats

$$F.G = \frac{V_{AgNO_3} \times N_{AgNO_3} \times M_{Cl}}{PE} \quad \text{Eq (IV.3)}$$

$$F.G = \frac{V_{AgNO_3} \times 0,01 \times 35,5 \times F}{5} \quad \text{Eq (IV.4)}$$

Donc

$$F.G = V_{AgNO_3} \times 99,4 \quad \text{Eq (IV.5)}$$

V_{AgNO_3} : volume d'AgNO₃ nécessaire pour le dosage de l'échantillon.

N_{AgNO_3} : normalité d'AgNO₃.

M_{Cl} : masse molaire des chlorures.

F : facteur de correction du titre d'AgNO₃.

PE : prise d'essai.

Pour le F : - prendre 5 ml de la solution mère à 71 mg/l.

-ajouter 2 gouttes de l'indicateur coloré.

-doser par AgNO₃ à 0,01 N jusqu'au virage (couleur brunâtre).

$$F = \frac{1}{V_{AgNO_3}} \quad \text{Eq (IV.6)}$$

IV.2.2. Détermination du résidu sec

- **Principe**

La détermination des résidus permet d'estimer la teneur en matières dissoutes et en suspension d'une eau. C'est le résidu total. Si l'eau est filtrée préalablement à la mesure, le résidu correspond alors aux matières dissoutes.

- **Matériel**

-Capsule en porcelaine ;

-Balance analytique ;

-Etuve réglable.

- **Mode opératoire**

-Tarer une capsule préalablement lavée, rincée à l'eau distillée et desséchée ;

-Prélever 100 ml d'eau à analyser dans une fiole jaugée et la déverser dans la capsule ;

-Porter cette dernière à l'étuve à 180 °C pendant 24 heures ;

-Laisser refroidir pendant ¼ heure au dessiccateur ;

-Peser immédiatement et rapidement.

- **Expression des résultats**

Les résultats sont donnés en mg/l.

La balance nous donne des résultats en gramme, et on a :

$$\begin{array}{l} (PP - PV) \times 1000 \rightarrow 0,1l \\ Rs(mg) \rightarrow 1l \end{array} \quad \Longrightarrow \quad RS(mg / l) = (PP - PV) \times 10 \times 1000 \quad \text{Eq (IV.7)}$$

Avec : **-PP** : est le poids plein de la capsule.

-PV : est le poids vide de la capsule.

Remarque :

Les eaux contenant des matières en suspension (turbides) doivent être filtrées.

IV.2.3. Détermination de la dureté totale ou titre hydrotimétrique (TH)

- **Principe**

La dureté totale d'une eau est définie comme la quantité d'ions calcium Ca^{2+} (dureté calcique) et magnésium Mg^{2+} (dureté magnésienne) présents dans cette eau. Elle s'exprime en °TH (degré hydrotimétrique).

a. Dureté totale

C'est la concentration totale en ions calcium et magnésium. Elle se détermine par titrage par l'EDTA à pH = 10, en utilisant le NET (noir d'ériochrome) comme indicateur de fin de réaction. Elle s'exprime en mg/l.

b. Dureté calcique

C'est la concentration en ion calcium. Elle se détermine par titrage par l'EDTA à pH > 12 afin de faire précipiter l'hydroxyde de magnésium, en utilisant le murexide comme indicateur de fin de réaction.

c. Dureté magnésienne

C'est la concentration en ion magnésium. Elle se détermine par titrage par l'EDTA à pH = 10. Après avoir fait précipité les ions calcium sous forme d'oxalate de calcium et en utilisant, le NET comme indicateur de fin de réaction.

Remarque :

L'EDTA (acide éthylène diamine tétra acétique) de formule $C_{10}H_{16}N_2O_8$, se lie à des ions métalliques pour donner des complexes donnant une couleur à la solution en présence d'un indicateur coloré.

- **Réactifs**

- Solution d'eau (échantillon) 25 ml ;
- solution ammoniacale tampon (NH₄OH) d'un pH de 10,1 ;
- Indicateur coloré NET (deux pincées) ;
- Solution EDTA à 0,02 N.

- **Mode opératoire**

- Prendre 25 ml de l'eau à analyser ;
- Ajouter 1ml de la solution ammoniacale tampon ;
- Une pincée de l'indicateur coloré NET de couleur mauve ;
- Titrer avec la solution d'EDTA à 0,02 N jusqu'à l'obtention d'une couleur bleu front, on obtient le volume de l'EDTA (V_{EDTA}).

- **Expression des résultats**

$$TH = \frac{N_{EDTA} \times V_{EDTA} \times M_{CaCO_3}}{PE} \quad \text{Eq (IV.8)}$$

N_{EDTA}: Normalité de la solution.

M_{CaCO₃}: masse molaire de CaCO₃.

PE : prise d'essai.

IV.2.4. Détermination du calcium Ca²⁺ et du magnésium Mg²⁺

- **Principe**

Le calcium est dosé avec une solution aqueuse d'EDTA à pH compris entre 12 et 13. Ce dosage se fait en présence de MUREXIDE. L'EDTA réagit d'abord avec les ions calcium libres, puis avec les ions calcium combiné avec l'indicateur coloré, qui va alors de la couleur rouge à la couleur violette.

- **Réactifs**

- solution d'E.D.T.A N/50 (C₁₀ H₁₄ Na₂ O₈ 2H₂O) à 0,02 N ;
- solution d'hydroxyde d'ammonium (NH₄OH) pH =10,1 ;
- solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) à 2 N.

- **Mode opératoire**

- prendre 25 ml de l'échantillon (l'eau) à analyser ;
- ajouter 2 ml de la solution d'hydroxyde de sodium ;
- ajouter une pincée de MUREXIDE ;

-titrer avec l'EDTA jusqu'au point d'équivalence. Noter V_{EDTA} .

- **Expression des résultats**

$$[Ca^{2+}] = \frac{N_{EDTA} \times V_{EDTA} \times M_{CaCO_3}}{PE} \quad \text{Eq (IV.9)}$$

Avec :

- $[Ca^{2+}]$: concentration de Ca^{2+} en mg/l de $CaCO_3$.

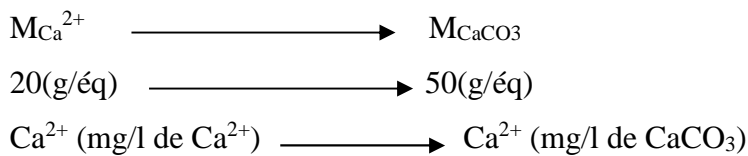
- N_{EDTA} : normalité de l'EDTA = 0,02 N.

- M_{CaCO_3} : masse équivalente de $CaCO_3 = 50 \text{ g/mol} = 50 \cdot 10^{-3} \text{ mg/mol}$.

- PE : prise d'échantillon = 25 ml.

- V_{EDTA} : volume de l'EDTA utilisé lors du titrage.

Pour la conversion de la masse des ions Ca^{2+} et Mg^{2+} de mg/l de $CaCO_3$ à mg/l de Ca^{2+} et mg/l de Mg^{2+} on procède aux calculs comme suit :



$$TH = [Ca^{2+}] + [Mg^{2+}] \rightarrow [Mg^{2+}] = TH - [Ca^{2+}] \quad \text{Eq (IV.10)}$$

Avec $[Mg^{2+}]$ en mg/l de $CaCO_3$



IV.2.5. Détermination des ions de fer

- **Principe**

L'ion ferreux (Fe^{2+}) forme avec la phénanthroline, un complexe rouge qui est utilisé pour la détermination de faibles concentrations de fer.

- **Réactifs**

-40 ml de l'eau distillée (solution témoin) ;

-40 ml de l'échantillon (eau à analyser) ;

-2ml solution d'acétate (solution tompan) ;

-1ml de chlorhydrate d'hydroxylamine ;

-2ml phénanthroline.

- **Mode opératoire**

-introduire dans une fiole jaugée 40 ml de la solution témoin (eau distillée) ;

-dans une autre fiole, introduire 40 ml de l'échantillon (eau) ;

-ajouter à chaque fiole 2ml de tampon acétate ;

-ajouter 1ml de chlorhydrate d'hydroxylamine ;

-ajouter 2ml de phénanthroline ;

-ajuster ensuite avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge ;

-laisser à l'obscurité pendant 20 minutes ;

-les introduire dans des cuves, et dans un spectrophotomètre, représenté sur la figure IV.1 étalonné au par avant, et lire la concentration des ions du fer présents dans l'échantillon d'eau.



Figure IV.3 : Spectrophotomètre UV visible.

IV.2.1. Détermination de l'alcalinité

- **Principe**

Les valeurs relatives du TA (titre alcalimétrique) et du TAC (titre alcalimétrique complet) permettent de connaître les teneurs en hydroxydes, carbonates ou hydrogénocarbonates contenus dans l'eau.

La détermination du TA et du TAC s'effectue à l'aide de deux dosages acido-basiques successifs :

Le TA de l'eau analysée sera déterminé lors du premier dosage par de l'acide chlorhydrique

(HCl) en présence de phénolphtaléine. Les hydroxydes et la moitié des carbonates vont être neutralisés. Le TA correspondra au volume d'HCl utilisé pour le virage de la phénolphtaléine (Du rose à l'incolore).

Le TAC quant à lui, sera déterminé lors d'un second dosage par de l'HCl en présence de méthylorange. Dans ce cas, toutes les espèces basiques sont neutralisées. On connaît ainsi la totalité des hydroxydes $[\text{OH}^-]$, des carbonates $[\text{CO}_3^{2-}]$ et bicarbonates $[\text{HCO}_3^-]$. Le TAC correspondra au volume d'HCl utilisé pour le virage de méthylorange (de l'orange au rose orangé).

- **Réactifs**

- 25 ml de l'échantillon (eau à analyser) ;
- indicateur coloré (phénolphtaléine) pour le TA et méthylorange pour le TAC ;
- solution de HCl à 0,02 N.

- **Mode opératoire**

- dans un bécher, prendre 25 ml de l'eau à analyser, les introduire dans un erlenmeyer ;
- ajouter deux gouttes de phénolphtaléine dans le cas de la détermination de TA et deux gouttes de méthylorange dans le cas de la détermination de TAC ;
- titrer jusqu'au point de virage, noter V_{HCl} .

- **Expression des résultats**

Au point d'équivalence, la loi de neutralisation est : $N_{\text{HCl}}V_{\text{HCl}} = N_{\text{PE}}V_{\text{PE}}$.

$$N_{\text{PE}} = \frac{N_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}} \times M_{\text{eq}}}{V_{\text{PE}}} \quad \text{Eq (IV.11)}$$

Avec : - N_{PE} : normalité de l'échantillon = TAC en mg/l de CaCO_3

- V_{PE} : volume de prise d'échantillon = 25 ml.

- N_{HCl} : normalité de l'acide (HCl) = 0,02 N.

- V_{HCl} : volume de l'acide utilisé lors du titrage.

$$M_{\text{eq}} = \frac{M_{\text{CaCO}_3}}{\text{Valence}(2-)} = \frac{100}{2} = 50 \text{ g/mol} \quad \text{Eq (IV.12)}$$

IV.3. Caractérisation de l'échantillon de dépôt de tartre formé dans la conduite d'eau potable récupérée dans la commune d'Oued Ghir :

Les analyses sont effectuées afin de déterminer la forme cristallographique de l'échantillon de tartre, sa structure et ses propriétés par diffraction des rayons X.

IV.3.1. Diffractométrie de rayon X :

La diffractométrie de rayons X (DRX, on utilise aussi souvent l'abréviation anglaise XRD pour *X-ray diffraction*) est une technique d'analyse fondée sur la diffraction des rayons X sur la matière. Elle a pour but de caractériser la nature et la structure des produits cristallisés.

La diffraction n'ayant lieu que sur la matière cristalline, on parle aussi de radiocristallographie. Pour les matériaux non-cristallins, on parle de diffusion. La diffraction fait partie des méthodes de diffusion élastique.

L'appareil de mesure s'appelle un diffractomètre. Les données collectées forment le diagramme de diffraction ou diffractogramme.

IV.3.2. Champ d'application

La diffractométrie de rayons X est une méthode d'analyse physico-chimique. Elle ne fonctionne que sur la matière cristallisée (minéraux, métaux, céramiques, polymères semi-cristallins, produits organiques cristallisés), mais pas sur la matière amorphe (liquides, polymères amorphes, verres) ; toutefois, la matière amorphe diffuse les rayons X, et elle peut être partiellement cristallisée, la technique peut donc se révéler utile dans ces cas-là. Par contre, elle permet de reconnaître des produits ayant la même composition chimique brute, mais une forme de cristallisation différente.

IV.3.3. Matières premières et matériels utilisés

L'échantillon du dépôt de tartre dans la conduite d'eau potable d'Oued Ghir (Béjaia) a été récupéré. On peut distinguer deux zones de couleurs différentes : une zone de clair noté « C » et l'autre foncée notée « F ».

Par la suite une prise de dépôt de chaque partie a été broyée finement jusqu'à obtenir une poudre.

Les analyses par la DRX ont été menées sur un Diffractomètre RX(X-Pert PROPAN analytical, X Pert Data collector « User.1 » de l'université de Béjaia.

Les échantillons sont mis sous forme de disques de 10 mm de diamètre et 2 mm d'épaisseur. Les enregistrements ont été réalisés à température contrôlée au moyen du diffractomètre RX à 2θ entre 0 et 80° .

L'épaisseur du dépôt de tartre est de 12mm.



Figure IV.4 : Dépôt de calcaire formé dans une conduite.

Chapitre V : Résultats et discussion

Le réseau d'alimentation en eau potable de la ville de Béjaia est subdivisé par la direction des eaux de cette ville en deux principales parties, qui sont le nord est (l'ancienne ville, Sidi Ahmed,...) et le nord ouest (Boukhiana, Ighil ouazoug,...). La figure V.1 représentant la carte géographique de la ville de Béjaia, montre les deux parties de la ville.

V.1. Recherche des données statistiques des eaux potables de la ville de Béjaia

Une étude statistique a été effectuée au niveau du laboratoire de l'ADE de Béjaia. Les résultats d'analyse de l'eau des cinq dernières années concernant la station centrale Oued Sghir située dans la ville de Béjaia, le forage Oued Zitouna et les puits Oued Djemaa.

Nous nous sommes également intéressés à la collecte de données statistiques relatives à la qualité des eaux du barrage de Tichi Haff depuis sa mise en fonctionnement en 2010.

L'eau provenant des forages alimente essentiellement l'ancienne ville et l'eau provenant du barrage alimente quant à elle le reste de la ville.

L'étude statistique a été menée dans le but de faire une comparaison générale, des eaux d'AEP de la ville de Béjaia, et en déduire la qualité physico-chimique de ces dernières, ainsi que leur pouvoir entartrant.

V.1.2. Données statistiques du forage Oued Zitouna et des puits Oued Djemaa

Le forage Oued Zitouna est situé à Tichy, et les puits de forage Oued Djemaa sont situés à Souk El Tenine. Les deux forages sont mélangés à leur sortie et alimentent la station centrale d'Oued Sghir avec des conduites en fonte ductile ou acier d'un diamètre de 600 mm.

Les eaux des forages Oued Agrioun, situé à la commune de Tichy, et de la Source Bleue située à Bordj Mira sont mélangées et alimentent la station centrale Oued Sghir avec des conduites d'un diamètre de 700 mm.

Les données statistiques des analyses physico-chimiques effectuées pour les eaux de forage Oued Zitouna (pompe F1 et F2) ainsi que le forage Oued Djemaa sont présentés sur le tableau V.1.

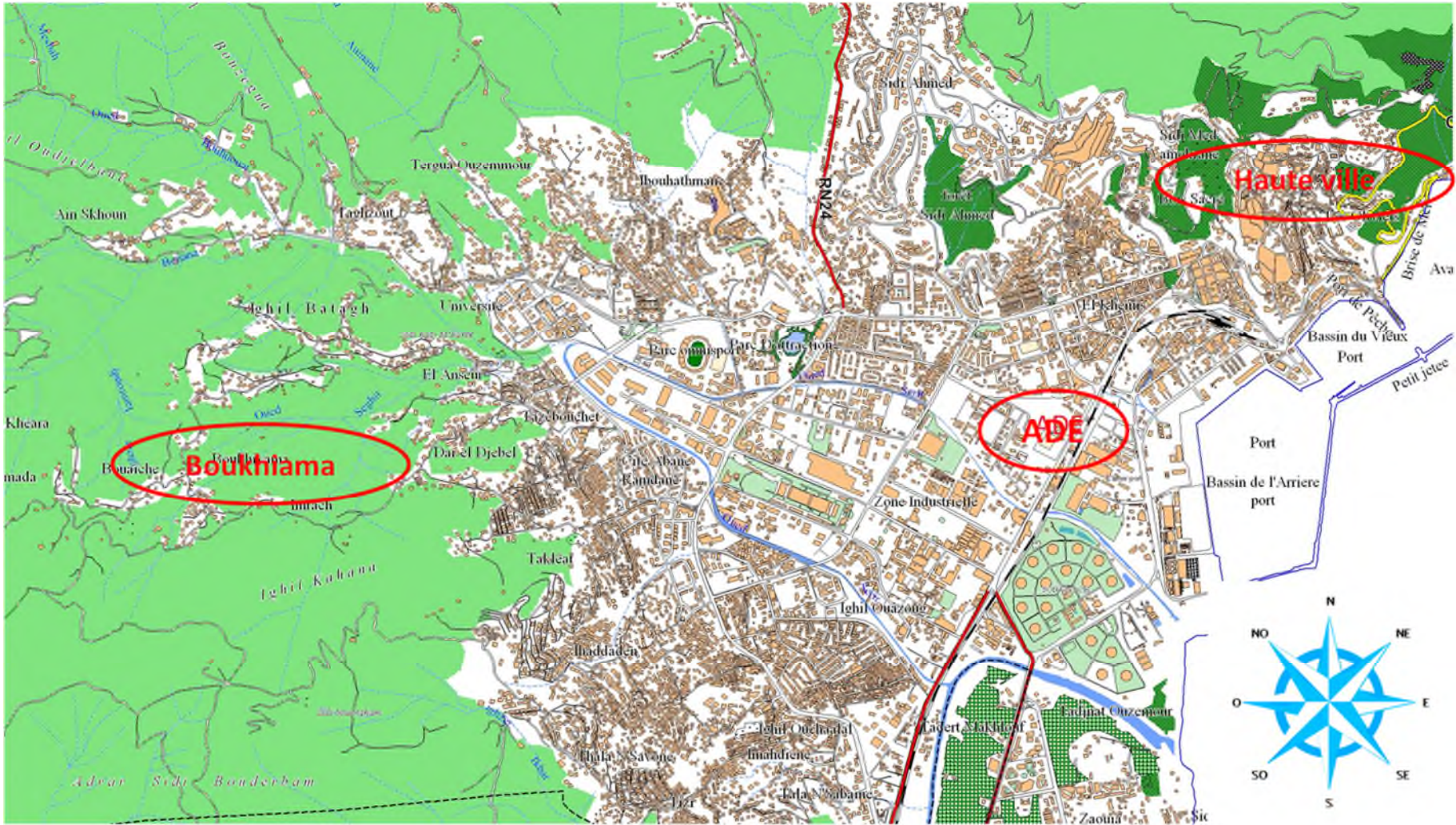


Figure V.1 : Carte géographique de Béjaia ville.

Tableau V.1 : Données statistiques des analyses physico-chimiques des eaux des forages Oued Djemaa et Oued Zitouna (pompe F1 et F2).

	forages	pH	Conductivité ($\mu\text{s}/\text{cm}$)	T ($^{\circ}\text{C}$)	Turbidité (NTU)	TAC ($^{\circ}\text{f}$)	TH (mg/l)	Cl^- (mg/l)	Ca^{2+} (mg/l)	Mg^{2+} (mg/l)	Rs (mg/l)	Fe^{2+} (mg/l)
2008	Oued djemaa	7,26	1368	21,6	0,165	60	580	47	142	54	900	
	F1 (Oued zitouna)	7,94	708	19,8	<5	/	/	/	/	/	/	/
	F2 (Oued zitouna)	/	/	/	/	/	/	/	/	/	/	/
2009	Oued djemaa	/	/	/	/	/	/	/	/	/	/	/
	F1 (Oued zitouna)	7,35	586	17	<5	/	/	/	/	/	/	/
	F2 (Oued zitouna)	7,79	565	15,8	<5	/	/	/	/	/	/	/
2010	Oued djemaa	6,56	1175	/	0,235	26	36,4	104	139	4	/	0,01
	F1 (Oued zitouna)	6,56	647	/	0,466	19,4	37,2	25	107	25	/	0,02
	F2 (Oued zitouna)	6,81	623	/	0,22	18,8	32,8	30	96	21	/	0
2011	Oued djemaa	7,29	1052	/	1,79	23,2	58	139,1	168	39	/	/
	F1 (Oued zitouna)	7,82	560	/	3,07	19,6	34,8	59,6	96	16,45	/	/
	F2 (Oued zitouna)	/	/	/	/	/	/	/	/	/	/	/
2012	Oued djemaa	7,35	1172	/	1,32	22	57,2		147	49,37	780	0,14
	F1 (Oued zitouna)	7,5	844	/	0,598	16	30	29,8	92,8	16,5	870	0,055
	F2 (Oued zitouna)	7,56	643	/	0,311	17,2	38,4	/	106	29,04	351	0,106

V.1.3. Données statistiques de la station centrale Oued Sghir

La station Oued Sghir est alimentée par les trois forages (Oued Agrioun, Oued Zitouna et Oued Djemaa) et la source bleue. Les conduites transportant les eaux des forages et les eaux de la source bleue sont mélangés une fois arrivées à la station et sont introduites dans deux réservoirs d'une capacité de 1000 m³ chacun. Ce mélange alimente alors la partie nord-est de la ville de Bejaia (ancienne ville).

Le schéma de réseau d'AEP de cette partie est représenté sur la figure V.3.

La station est aussi alimentée par le barrage Tichi Haff depuis 2010. Ces eaux de barrage alimentant la partie nord-ouest de la ville (Boukhiana, Ighil Ouazoug,...).

Le schéma du réseau d'AEP de cette partie est représenté sur la figure V.4.

Les données statistiques des analyses physico-chimiques effectuées pour les eaux de la station (mélange des forages) sont présentées sur le tableau V.2.

V.1.4. Données statistiques du barrage Tichi Haff

Les eaux de barrage de Tichi Haff sont destinées à l'alimentation en eau potable du couloir Akbou-Béjaia pour 47 millions de m³/an et l'irrigation pour un volume de 43 hm³/an.

Le barrage est composé des ouvrages suivants :

- 1- Barrage voûte de Tichi-Haff d'une hauteur de 90 m avec une capacité de 80 millions de m³.
- 2- Une station de traitement d'une capacité de 120 000 m³/jour d'eau traitée
- 3- Réservoirs de stockage d'une capacité totale de 42 000 m³

Quelques photos du barrage en été prises sur les lieux lors de la sortie pédagogique effectuée le 20-05-2013 (figure V.5)

Les données statistiques des analyses physico-chimiques effectuées pour les eaux de barrage des deux dernières années sont présentées sur le tableau V.3.

V.1.5. Données statistiques des eaux de réseau alimentant Boukhiana et la haute ville

Le choix des eaux de réseau de Boukhiana et la haute ville est basé sur deux critères, l'altitude qui engendre une variation de pression et la distance entre le point de distribution (Station Oued Sghir) et le bout de chaîne (point d'arrivée), qui nous informera sur l'influence de la nature des conduites d'eau sur les paramètres physico-chimiques

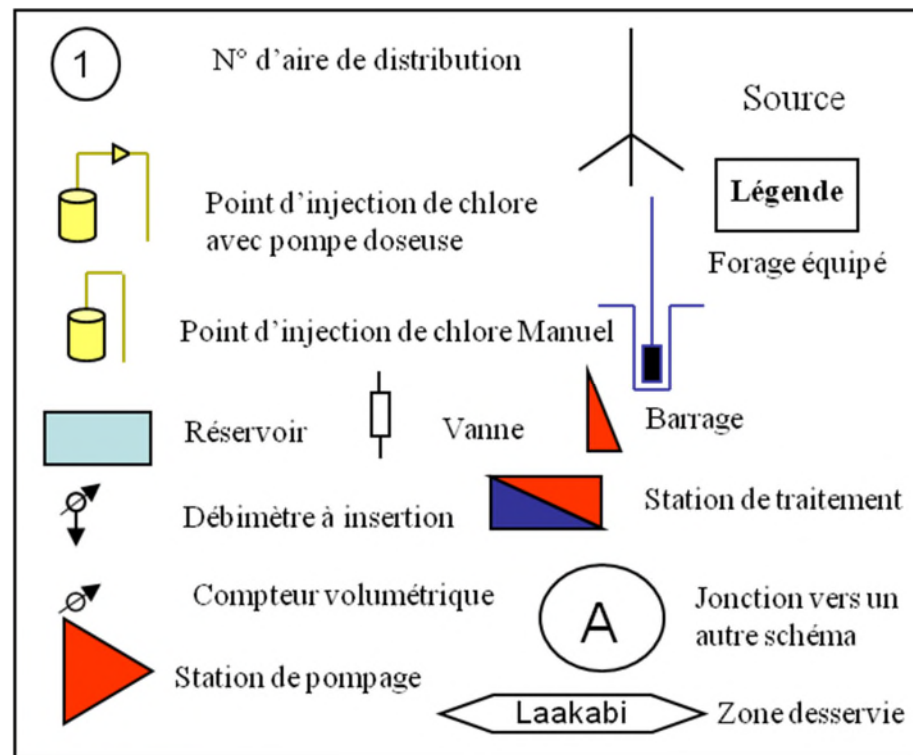


Figure V.2 : légende des schémas du réseau d'AEP.

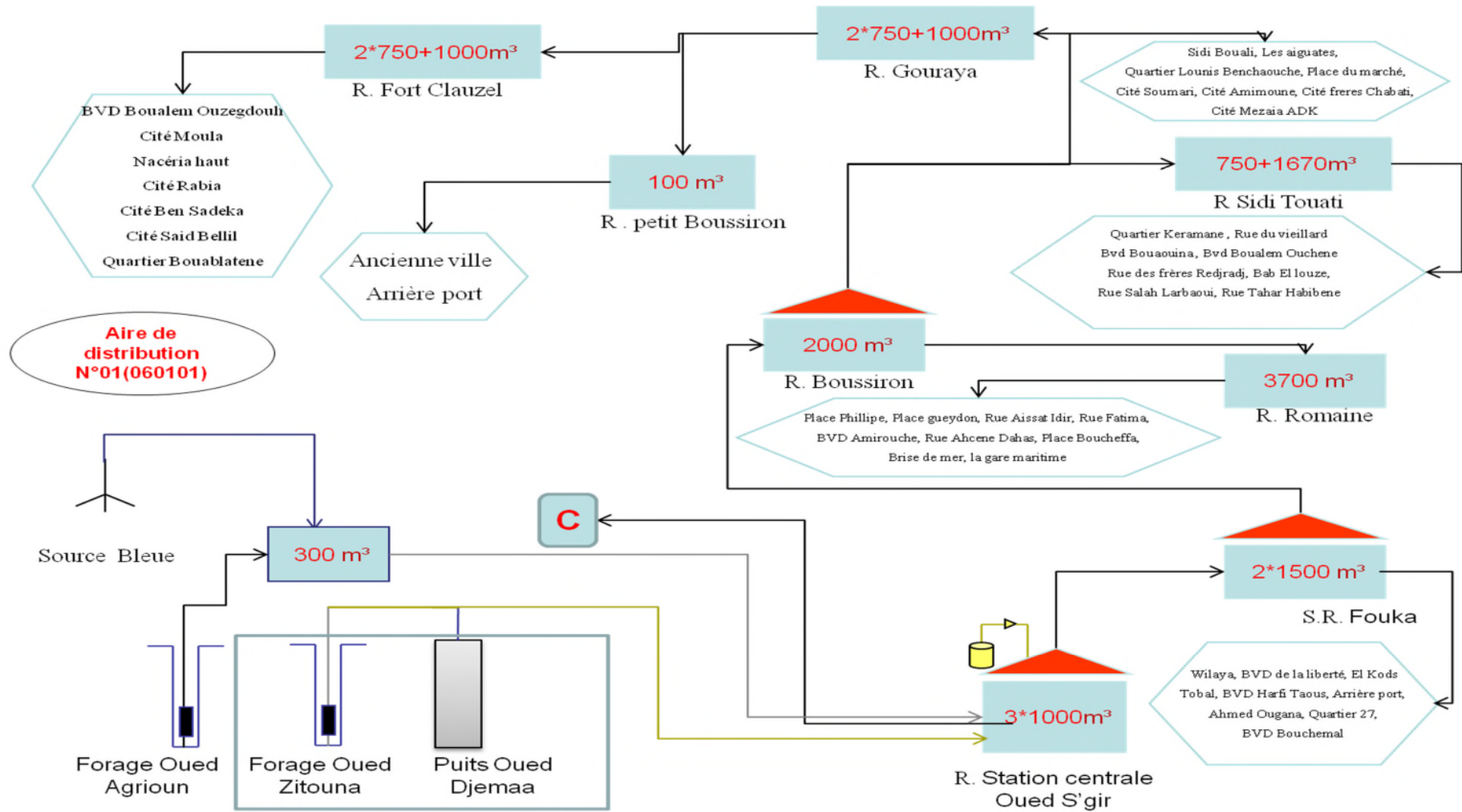


Figure V.3 : Schéma de réseau d'AEP de la partie haute Ville.

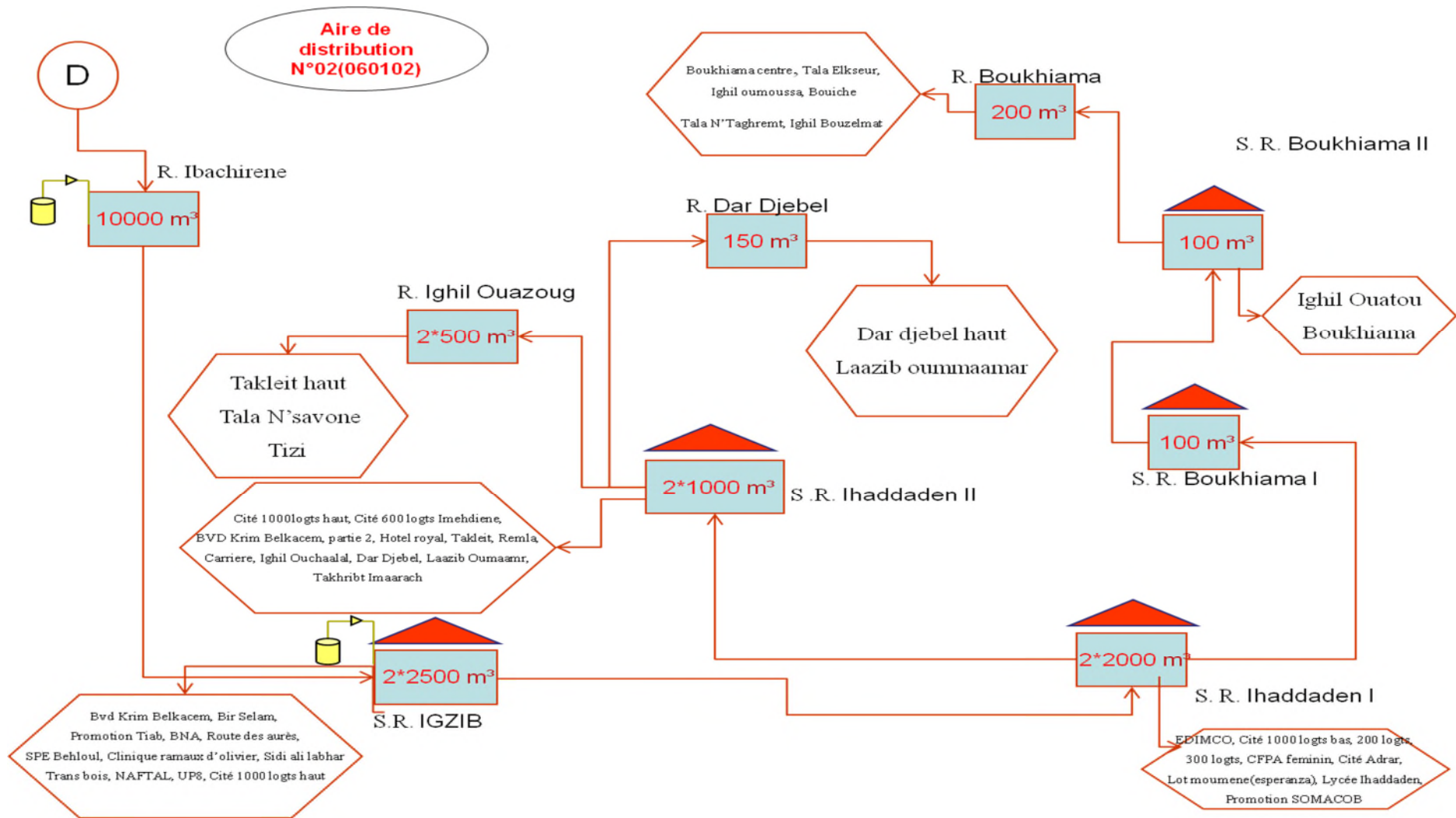


Figure V.4: Schéma de réseau d'AEP de la partie Boukhiana (source ADE).

Tableau V.2: Données statistiques des analyses physico-chimiques des eaux de la station centrale de Oued Sghir.

Ans	mois	pH	Conductivité ($\mu\text{s}/\text{cm}$)	T ($^{\circ}\text{C}$)	TDS (mg/l)	Salinité mg/l	Turbidité (NTU)	Cl_2 (mg/l)	TAC ($^{\circ}\text{f}$)	TH (mg/l)	Cl^- (mg/l)	Ca^{2+} (mg/l)	Mg^{2+} (mg/l)	Rs (mg/l)
2008	03	7,53	769	18	375	0,4	0,437	0,6	26	388	64	98	35	582
	08	7,07	781	22,1	420	0,4	<5	0,5	20	320	90	96	19	511
	12	7,54	909	12,2	441	0,5	<5	0,4	20,4	360	56	112	67	/
2009	03	7,73	819	16,1	399	0,4	<5	0,4	15,6	352	53	104	22,26	/
	08	7,72	794	24,3	388	0,4	/	0,4	24,4	332	52	94,4	23,04	582
	12	7,7	797	16	388	0,4	0,432	0,5	25,6	280	51	104	53	/
2010	03	6,99	768	17	374	0,4	0,262	/	52,5	396	52	109	30	/
	08	7,14	776	20,5	379	0,4	1,5	0,5	22,8	460	60	70	68	/
	12	6,94	792	15,9	386	0,4	0,192	0,5	/	408	55	112	30,79	/
2011	03	7,37	692	15,3	353	0,3	0,757	/	36	396	46	89,6	41,6	/
	08	7,77	594	25,6	288	0,3	0,491	/	20	380	64	104	29	/
	12	7,87	679	23	339	0,4	0,721	/	/	/	/	/	/	/
2012	02	7,62	677	14,9	335	0,4	0,278	/	22,8	416	89,5	99,2	23,8	/
	05	7,58	918	18,4	459	0,5	0,715	/	20,4	502	119,28	118	54,2	/
	11	7,5	757	22,4	369	0,4	0,323	/	22,4	396	48	101	34,8	490



Figure V.5: Barrage Tichi Haff.

Tableau V.3: Données statistiques des analyses physico-chimiques des eaux du barrage de Tichi Haff.

Année	Nbre	pH	Conductivité ($\mu\text{s}/\text{cm}$)	Turbidité (NTU)	TAC (°f)	HCO ₃ (mg/l)	TH (°f)	Ca ²⁺ (mg/l)	Mg ²⁺ (mg/l)	Cl ⁻ (mg/l)	NO ₂ (mg/l)	Fe (mg/l)	NH ₄ ⁺ (mg/l)
2011	min	7,73	1259	0,392	2	210	22,7	123	37	130	0,005	/	/
	max	8,14	1580	2,75	24,2	295	62	166,4	67,7	204	/	/	/
	moy	7,95	1373	1,05	17,92	246	51,93	144,17	49,26	160,22	/	/	/
2012	min	7,01	722	0,337	16	202,52	14	40	10	79,52	/	0,032	0
	max	8,43	1490	5,78	24,4	253	60,4	168	55	389	/	0,129	0,092
	moy	7,8	1200	1,42	19,42	236,425	44,25	108,17	34,32	186,5	/	0,074	0,022

a) Village Boukhiana

Boukhiana est alimentée par l'eau de barrage. La distance entre le point de distribution et le village est d'environ 7Km. La nature des conduites du réseau d'AEP est totalement en acier.

Les données statistiques des analyses physico-chimiques effectuées pour les eaux de réseau du village Boukhiana sont présentées sur le tableau V.4.

b) Haute Ville

La partie haute ville comporte sept réservoirs de capacités différentes mentionnées sur la figure V.3. La nature des conduites de transfert (point de livraison jusqu'au point de distribution c'est-à-dire les réservoirs), les conduites de cette partie de la ville est une combinaison d'acier, de fonte ductile et de P.E.H.D (polyéthylène haute densité) comme le montre la figure V.6.

Les données statistiques des analyses physico-chimiques effectuées pour les eaux de réseau de la haute ville sont présentées sur le tableau V.5.

V.1.6. Nature des conduites de réseaux d'alimentation en eau potable de la ville de Béjaia

Les matières dominantes dans le réseau d'AEP au niveau de la ville de Béjaia sont l'Acier et ce depuis plusieurs années. La fonte ductile et le polyéthylène à haute densité (PEHD) ont été utilisés récemment pour certaines parties de la ville.

▪ Caractéristique des matériaux des conduites :**-Acier**

C'est un alliage métallique, il est constitué d'au moins deux éléments, le fer, très majoritaire, et le carbone, dans des proportions comprises entre 0,02 et 2 % en masse

-Fonte Ductile

C'est un alliage de fer, carbone et silicium. La fonte ductile est depuis des décennies un matériau très prisé pour les conduites de tuyaux d'adduction d'eau et de gaz et d'assainissement des eaux usées grâce à sa grande solidité et à son élasticité.

-Polyéthylène haute densité

Le polyéthylène permet la réalisation de canalisations semi-rigides de couleur noire. On l'utilise pour l'adduction d'eau et le raccordement à l'évacuation des appareils ménagers. Le polyéthylène présente une excellente tenue aux acides et aux températures élevées. Le PEHD est aussi utilisé pour les conduites de gaz.

Tableau V.4 : Données statistiques des analyses physico-chimiques des eaux de réseau d'AEP de Boukhiam.

Année	Mois	pH	Conductivité ($\mu\text{s}/\text{cm}$)	T ($^{\circ}\text{C}$)	TDS (mg/l)	Salinité (mg/l)	Turbidité (NTU)
2010	Janvier	7,87	1002	15,1	481	0,5	0,5
	Février	7,65	794	14,4	386	0,4	0,231
	Mars	7,88	1025	11,6	499	0,5	0,313
	Mai	7,59	792	23,3	386	0,4	0,221
	Septembre	8	1377	23,3	683	0,7	2,14
	Octobre	7,85	1116	25,1	549	0,5	0,919
2012	juillet	8,2	1050	24,9	525	0,16	0,575
	Novembre	8,2	1343	17,6	666	0,7	0,95
	Décembre	8,08	1336	18,9	661	0,7	0,687



Figure V.6 : Schéma du réseau d'AEP de la partie nord-est de la ville représentant la nature des conduites (source ADE).



PEHD



Fonte ductile



Acier

Tableau V.5 : Données statistiques des analyses physico-chimiques des eaux de réseau d'AEP de la haute ville.

Années	mois	pH	Conductivité ($\mu\text{s}/\text{cm}$)	T ($^{\circ}\text{C}$)	TDS (mg/l)	Salinité (mg/l)	Turbidité (NTU)	Cl ₂ (mg/l)
2008	Janvier	8	784	16,9	382	0,4	0,285	0,3
	Février	8,39	777	18	379	0,4	0,291	0,6
	Mars	7,21	772	18	376	0,4	1,46	0,5
	Avril	8,31	790	19,1	385	0,4	0,698	0,4
	Mai	7,97	828	20,4	405	0,4	0,368	0,4
	Juin	8,27	823	26,9	402	0,4	0,471	0,4
2009	Janvier	7,86	787	16,8	388	0,4	<5	0,6
	Février	8,04	784	14,7	381	0,4	<5	0,4
	Avril	8,17	741	18,2	361	0,3	/	0,6
	Juin	7,21	691	13,3	385	0,4	/	0,4
	Décembre	7,88	793	20,5	368	0,3	0,465	0,6
2010	Janvier	7,87	1002	15,1	481	0,5	0,5	0,4
	Février	7,65	794	14,4	386	0,4	0,231	0,3
	Mars	7,88	1025	11,6	499	0,5	0,313	0,5
	Avril	7,59	792	23,3	386	0,4	0,221	0,5
	Mai	8	1377	23,2	683	0,7	2,14	0
	Octobre	7,85	1116	25,1	549	0,5	0,919	0
2011	Janvier	7,99	816	16,4	398	0,4	0,387	0,6
	Mars	7,91	872	18,8	425	0,4	0,342	0,3
	Mai	7,94	781	23,7	381	0,4	0,778	0,4
	Juin	7,75	806	23,9	394	0,4	0,332	/
	Novembre	7,85	1466	18,2	726	0,7	0,577	0
	Décembre	7,77	723	22,1	352	0,3	0,254	0,6
2012	Février	7,88	653	14,6	326	0,4	0,367	/
	Juin	7,5	647	23,9	323	0,3	0,954	/
	Septembre	7,76	/	26,4	/	/	2,38	/
	Novembre	7,85	756	17,6	360	0,4	0,564	/

V.2. Résultats des analyses physico-chimiques des eaux de la ville de Béjaia

Dans ce paragraphe, nous présenterons les résultats des analyses physico-chimiques effectuées au niveau du laboratoire de l'ADE, durant la période de stage allant du mois de mars au mois d'avril 2013. Les eaux qui ont été analysées sont toutes les eaux dont les données statistiques ont été collectées.

Par ailleurs, les eaux de forage MOHEDEB situé au bord de la RN 12 (Oued Ghir) ont été collectées et analysées au laboratoire. Ce forage sert d'appoint pour alimenter la région en eau potable. Ces analyses ont été effectuées pour expliquer la formation du tartre retrouvé dans une conduite raccordée à ce forage.

Tableau V.6: Résultats d'analyses physico-chimiques effectués pour les eaux de réseau d'AEP de la ville de Béjaia

Sources Paramètre	Station (forages + source Bleu)	Haute Ville	Tichi-Haff (eau traitée)	Boukhiana	Forage MOHADEB
pH	7,10	8,07	7,98	8,10	7,6
T (°C)	18,5	15,4	18,2	21,5	18,5
Conductivité ($\mu\text{s}/\text{cm}$)	751	732	1315	1335	2520
TDS (mg/l)	366	356	650	656	1279
salinité (mg/1000)	0,4	0,4	0,6	0,6	1,25
Turbidité (NTU)	1,62	0,507	0,599	3,39	<5
Cl ⁻ (mg/l)	59,64	69,6	109,3	124,25	524,33
TAC (mg/l de CaCO ₃)	368	224	224	248	310
TH (mg/l de CaCO ₃)	360	376	608	548	863
Ca ²⁺ (mg/l de Ca ²⁺)	94,4	97,6	130	128	216
Mg ²⁺ (mg/l de Mg ²⁺)	30,008	32	68,7	63,88	76,95
Fer (mg/l)	/	0,042	0,074	0,088	0,12
Résidus secs à 180 °C	/	450	815	860	1838
HCO ₃ ⁻ (mg/l de CaCO ₃)	448,96	273,28	273,28	302,56	378,2
TA (mg/l de CaCO ₃)	0	0	0	0	0

a) Le pH

Les valeurs de pH obtenus lors des analyses, sont dans la gamme de 7,1 à 8,1, conformes aux normes algériennes qui sont dans l'intervalle de 6,5-8,5. Cependant on constate une différence de pH entre le point de distribution (station centrale) et les points d'arrivés, c'est-à-dire chez l'abonné, pour les deux parties de la ville.

L'acheminement discontinu de l'eau provoque une variation de pression de CO₂ ce qui cause l'augmentation de pH. Par ailleurs, l'élévation de la température provoque elle aussi un dégagement de CO₂ rendant ainsi l'eau basique.

b) Température

La température enregistrée pour chaque eau analysée varie entre 15,4 et 21,5°C. Elles sont conformes aux normes, c'est-à-dire, ne dépassant pas la norme algérienne qui est de 25°C.

c) TDS, salinité et conductivité

La TDS, la salinité et la conductivité sont trois paramètres qui sont liés entre eux d'une manière proportionnelle et qui définissent les matières solides dissoutes dans l'eau. Ces trois paramètres donnent une idée générale sur la minéralisation de l'eau. Les valeurs obtenues sont dans les normes. Ces trois paramètres ne présentent pas un danger concret sur la santé de l'homme, mais comme le montre le tableau ci-dessous, des valeurs élevées de la TDS affectent le goût de l'eau.

Tableau V.7 : Goût de l'eau avec différentes concentration de TDS

Niveau de TDS (mg/l)	Evaluation
Moins de 300	Excellent
300-600	Bien
600-900	Passable
900-1200	Faible
Plus de 1200	Inacceptable

d) Turbidité

La turbidité est un paramètre désignant la teneur d'une eau en particules suspendues la rendant ainsi trouble. Les résultats obtenus pour la station centrale, la haute ville et le barrage Tichi Haff sont dans les normes. Par contre pour les eaux de forage MOHADEB et du village Boukhiana, les valeurs de la turbidité dépassent la norme algérienne qui est limitée à 2 NTU. Mais la turbidité ou bien les types de particules en suspension qu'on rencontre le plus souvent dans les eaux naturelles ne sont pas considérés comme présentant des risques chimiques importants.

e) Titre alcalimétrique (TA)

Le TA est nul pour toutes les analyses. Comme cela a été dit précédemment le TA représente la quantité des bases fortes dans l'eau. Le pH des eaux analysées ne dépassant pas 8,3, c'est-à-dire un pH non basique, explique donc que ces dernières ne contiennent pas de bases fortes.

f) Titre alcalimétrique complet (TAC)

La valeur maximale à ne pas dépasser pour le TAC est de 500 mg/l de CaCO_3 . Le TAC des résultats obtenus sont dans la gamme de 200 mg/l alors ils sont conformes aux normes (algériennes et OMS).

g) Dureté totale ou titre hydrotimétrique (TH)

La norme concernant le TH est de 500 mg/l de CaCO_3 . Les valeurs du TH des eaux d'AEP de la partie nord-est de la ville sont dans les normes. Par contre pour les valeurs du TH de la partie nord-ouest de la ville dépassent les normes ainsi que pour les eaux de Forage MOHADEB. Le TH étant la somme des concentrations des ions Ca^{2+} et Mg^{2+} , donc une diminution du TH au cours de l'acheminement entre le point de distribution et d'arrivée est traduit par une consommation de ces ions. Sachant que l'ion Ca^{2+} est un composant principal du tartre, on dira alors que ces ions sont déposés sur les parois des conduites.

h) Résidu sec à 180 °C

Les valeurs des résidus secs à 180 °C sont conformes aux normes. Le résidu sec représente les matières solides en suspension et ces matières jouent un rôle dans la formation de tartre. C'est le lieu passe l'initiation à la formation du dépôt de carbonate de calcium.

En effet plus l'eau contient de matières en suspension plus la germination du carbonate de calcium est favorisée.

a) Fer

Le fer est un oligoélément, c'est-à-dire, un élément nécessaire pour le corps humain mais à de très faibles quantités. Toutes les eaux analysées contiennent du fer, à une valeur qui ne dépasse pas la norme (0,3 mg/l).

V.3. Estimation du pouvoir entartrant des eaux de la ville de Béjaia

Une eau peut être entartrante ou bien calcifiante, comme elle peut être agressive, cela dépend d'un paramètre appelé coefficient de sursaturation β . Dans cette partie nous allons développer des équations nous permettant par la suite de calculer ce coefficient de sursaturation β définit comme suit [39] :

$$Ks = \beta [Ca^{2+}] [CO_3^{2-}] \quad \text{Eq (V.1)}$$

Ou : Ks = constante de solubilité ;

β = coefficient de sursaturation ;

$[Ca^{2+}]$ = concentration des ions Ca^{2+} ;

$[CO_3^{2-}]$ = concentration des ions CO_3^{2-} .

V.3.1. Equilibres carboniques et calcocarboniques dans les eaux naturelles

V.3.1.1. Equilibres carboniques

a) Equilibres entre les éléments présents dans la phase gazeuse et liquide

Ce sont les équilibres de dissolution ou d'évasion des gaz atmosphériques (oxygène azote-dioxyde de carbone) [40].



De tels équilibres sont régis par la loi d'Henry.

b) Equilibres entre les éléments présents dans la phase liquide

Ces équilibres concernant principalement le dioxyde de carbone CO_2

Hydratation du dioxyde de carbone en acide carbonique, biacide faible, de formule H_2CO_3 [39]



- Dissociation de l'acide carbonique en ions hydrogénocarbonates et en hydrogène



- Dissociation de l'ion hydrogénocarbonate en ions carbonates et hydrogène



Il y a lieu de considérer aussi le solvant eau, qui est dissocié en ions hydrogène et hydroxyde :



Chacun de ces équilibres est régi par la loi d'action de masse, qui établit une relation entre les concentrations des ions ou molécules entrant dans l'équilibre.

Ces relations sont les suivantes :

- Pour l'hydratation du dioxyde de carbone



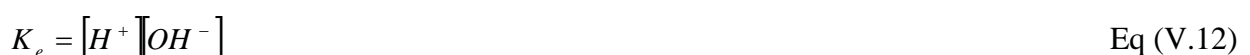
- Pour la dissociation de l'acide carbonique



- Pour la dissociation de l'ion hydrogénocarbonate



- Pour la dissociation de l'eau



Dans chacune des relations de dissociation fait apparaître une « constante » K . La valeur de cette constante dépend de la température de l'eau et aussi de la force ionique de la solution, c'est-à-dire des concentrations de tous les ions qui pèsent dans la balance ionique.

c) Equilibre entre des éléments présents dans les phases liquide et solide

Il s'agit de l'équilibre de dissociation ou de formation du carbonate de calcium [39] :



Cet équilibre est lui aussi régi par la loi d'action de masse.

V.3.1.2. Equilibre calcocarbonique

L'échange de CO_2 entre la phase liquide et la phase gazeuse est le principal moteur de tout entartrage. Si on veut décrire correctement les équilibres et les cinétiques d'évolution de ce système, il est donc essentiel de le considérer comme un système polyphasique faisant intervenir trois phases simultanément en présence [40] :

- Une phase gazeuse constituant l'issue principal de CO_2 ;
- Une phase liquide où se déroulent toutes les réactions chimiques ;
- Une phase solide constituée par le dépôt en cours de formation lorsque les eaux conduisent à l'entartrage.

L'existence simultanée de trois phases implique l'existence de deux interfaces (figure V.7) où se situent les résistances de transfert principales conditionnant les cinétiques limitantes et la vitesse d'évolution globale du système. La recherche des conditions d'équilibre thermodynamique de système $CaCO_3$ - CO_2 - H_2O est un problème classique mettant en considération 7 inconnues indépendantes, qui vont être présentées par la suite avec leurs relations d'équilibre.

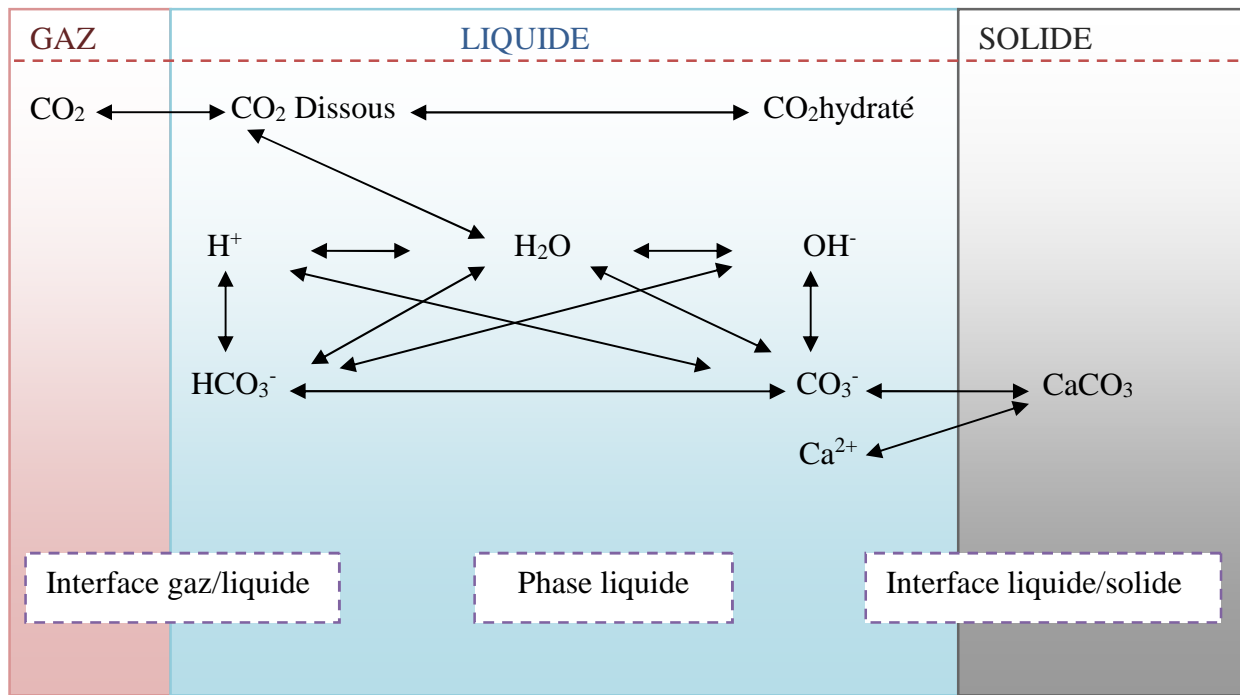


Figure V.7 : Schéma de l'équilibre tri-phasique

a- Interface gaz /liquide

En présence de CO_2 gaz, le CO_2 dissous échange avec le CO_2 gaz:



Où g et aq se réfèrent aux phases gaz et aqueuse respectivement. Bien que la concentration en CO_2 (aq) soit largement supérieure à celle de H_2CO_3 dissous (d'un facteur de 10^3), nous noterons la concentration de tous les CO_2 dissous par $[H_2CO_3]$.

La condition d'équilibre entre les phases est quantifiée par la solubilité molaire K_0 (Loi d'Henry) :

$$K_0 = \frac{[H_2CO_3]}{P_{CO_2}} \quad \text{Eq (V.16)}$$

Où la pression partielle du CO_2 atmosphérique P_{CO_2} , est exprimée en atm, K_0 est la solubilité molaire en mol/L.atm, et $[H_2CO_3]$ est la concentration en CO_2 dissous.

Dans la phase liquide

Une partie de CO_2 dissous va s'hydrater puis s'ioniser en donnant lieu aux ions HCO_3^- et CO_3^{2-} qui seront caractérisés par leurs activités (HCO_3^-) et (CO_3^{2-}).

Les réactions de dissociation sont :



L'application de la loi d'action de masse à ces deux réactions d'ionisation permet alors d'introduire les relations suivantes :

$$K_1 = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \quad \text{Eq (V.19)}$$

$$K_2 = \frac{[\text{CO}_3^{2-}][\text{H}^+]}{[\text{HCO}_3^-]} \quad \text{Eq (V.20)}$$

Où K_1 et K_2 sont, respectivement, les constantes de la 1^{ère} et de la 2^{ème} dissociation de l'acide carboxylique. Ces ionisations libèrent des ions H^+ et des ions OH^- dont les activités sont reliées par la constante d'ionisation de l'eau (Eq V.20).

$$K_e = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \quad \text{Eq (V.21)}$$

La concentration en $[\text{H}^+]$ est généralement donnée au travers de la valeur du pH, définie comme son logarithme inverse :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{Eq (V.22)}$$

Ces concentrations ioniques doivent évidemment respecté la condition de neutralité électrique de la solution exprimée par la relation suivante :

$$2[\text{Ca}^{2+}] + [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] + 2[\text{CO}_3^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] \quad \text{Eq (V.23)}$$

La concentration totale en carbone inorganique dissous, carbone total (C_T) :

$$C_T = [\text{CO}_{2(aq)}] + [\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_3^{2-}] \quad \text{Eq (V.24)}$$

b- Interface solide / liquide

Les équilibres qui vont s'établir peuvent s'exprimer par le produit de solubilité du composé solide le moins soluble qui peut se former en combinant entre eux les anions et les cations présents. À priori le carbonate de calcium est le moins soluble parmi les sels carbonatés, il déterminera les conditions de précipitation. Par conséquent son produit de solubilité sera tenu en compte

$$K_s = [Ca^{2+}]_{eq} [CO_3^{2-}]_{eq} \quad \text{Eq (V.25)}$$

V.3.1.3. Constantes d'équilibres

Fondamentalement, toutes les valeurs de solubilité et constantes de dissociation sont dépendantes de la température. Toutefois, les valeurs de K dépendent aussi des concentrations en solutés, parce que la formation d'ions complexes entre les ions carboniques et les ions et molécules dans la solution empêche les molécules et les ions de prendre part aux réactions d'équilibre thermodynamique. Ainsi, dans l'équation thermodynamique, les concentrations doivent être remplacées par leurs activités, qui sont plus faibles. La constante de solubilité thermodynamique est [40] :

$$K'_0 = \frac{(H_2CO_3)}{P_{CO_2}} = \frac{\gamma_{H_2CO_3} [H_2CO_3]}{P_{CO_2}} \quad \text{Eq (V.26)}$$

▪ Coefficient d'activité

Soit un ion, chargé positivement ou négativement, de valence z. son activité (A) est reliée à sa concentration [A] par la formule suivante :

$$(A) = \gamma[A] \quad \text{Eq (V.27)}$$

On aura donc les constantes thermodynamiques et d'acidité apparente (dissociation) de la première et seconde dissociations de l'acide carbonique comme suite :

$$K'_1 = \frac{(H^+)(HCO_3^-)}{(H_2CO_3)} = \frac{\gamma_H [H^+] \cdot \gamma_{HCO_3^-} [HCO_3^-]}{\gamma_{H_2CO_3} [H_2CO_3]} \quad \text{Eq (V.28)}$$

Et

$$K'_2 = \frac{(H^+)(CO_3^{2-})}{(HCO_3^-)} = \frac{\gamma_H [H^+] \cdot \gamma_{CO_3^{2-}} [CO_3^{2-}]}{\gamma_{HCO_3^-} [HCO_3^-]} \quad \text{Eq (V.29)}$$

Pour des raisons pratiques, les valeurs des constantes de dissociation sont généralement données par :

$$pK = -\log K \text{ ou } K = 10^{-pK}$$

V.3.1.4. Concentration en acide carbonique

La distribution des espèces de l'acide carbonique dissous dans une eau pure peut être spécifiée comme une fonction du carbone inorganique total dissous. A partir des équations précédentes, nous obtenons [41] :

$$[H_2CO_3] = K_0 \cdot P_{CO_2} \quad \text{Eq (V.30)}$$

$$[H_2CO_3] = \frac{[H^+]}{K_1} [HCO_3^-] \quad \text{Eq (V.31)}$$

$$[CO_3^{2-}] = \frac{K_2}{[H^+]} [HCO_3^-] \quad \text{Eq (V.32)}$$

Ce qui donne

$$C_T = \left(\frac{[H^+]}{K_1} + 1 + \frac{K_2}{[H^+]} \right) \cdot [HCO_3^-] \quad \text{Eq (V.33)}$$

Les concentrations fractionnées peuvent être maintenant données en fonction de la teneur en carbone total:

$$[H_2CO_3] = [CO_{2(aq)}] = \frac{[H^+]^2}{[H^+]^2 + [H^+]K_1 + K_1K_2} * C_T \quad \text{Eq (V.34)}$$

$$[HCO_3^-] = \frac{[H^+]K_1}{[H^+]^2 + [H^+]K_1 + K_1K_2} * C_T \quad \text{Eq (V.35)}$$

$$[CO_3^{2-}] = \frac{K_1K_2}{[H^+]^2 + [H^+]K_1 + K_1K_2} * C_T \quad \text{Eq (V.36)}$$

V.3.1.5. Calcul de coefficient de sursaturation (β)

Si l'eau n'est pas en équilibre thermodynamique avec le carbonate de calcium, on définit un coefficient β de sursaturation d'une eau. Le coefficient de sursaturation est défini comme le rapport du produit d'activité ionique par le produit de solubilité [28] :

$$\beta = \frac{(CO_3^{2-})(Ca^{2+})}{K_s} = \frac{PAI}{K_s} \quad \text{Eq (V.37)}$$

$$(Ca^{2+}) = \gamma_{Ca^{2+}} \cdot [Ca^{2+}] \quad \text{Eq (V.38)}$$

$$(CO_3^{2-}) = (HCO_3^-)10^{pH-pK_2} = \gamma_b [HCO_3^-]10^{pH-pK_2} \quad \text{Eq (V.39)}$$

Tel que si :

$\beta=1$: l'eau est à l'équilibre calcocarbonique.

$\beta<1$: L'eau est dite agressive, elle peut dissoudre le carbonate de calcium.

$\beta>1$: L'eau est sursaturée, et elle peut déposer du carbonate de calcium. Elle est dite calcifiante.

$\beta>40$: Il y a précipitation spontanée du carbonate de calcium. Lorsque le dépôt de $CaCO_3$ adhère fortement aux parois, les eaux sont dites incrustantes.

V.3.2. Présentation de l'application Excel

Une application sur Excel est mise en œuvre par Monsieur Ketrane.R dans le but de calculer la valeur du coefficient de sursaturation β qui est un indicateur sur le pouvoir entartrant de l'eau. Afin de déterminer ce coefficient, des modèles mathématiques basés sur des notions de chimie analytique, ont été conçus ultérieurement, ils sont reliés l'un à l'autre avec un ordre bien précis. Cette application nécessite un certain nombre de paramètres d'entrées comme le montre l'organigramme suivant :

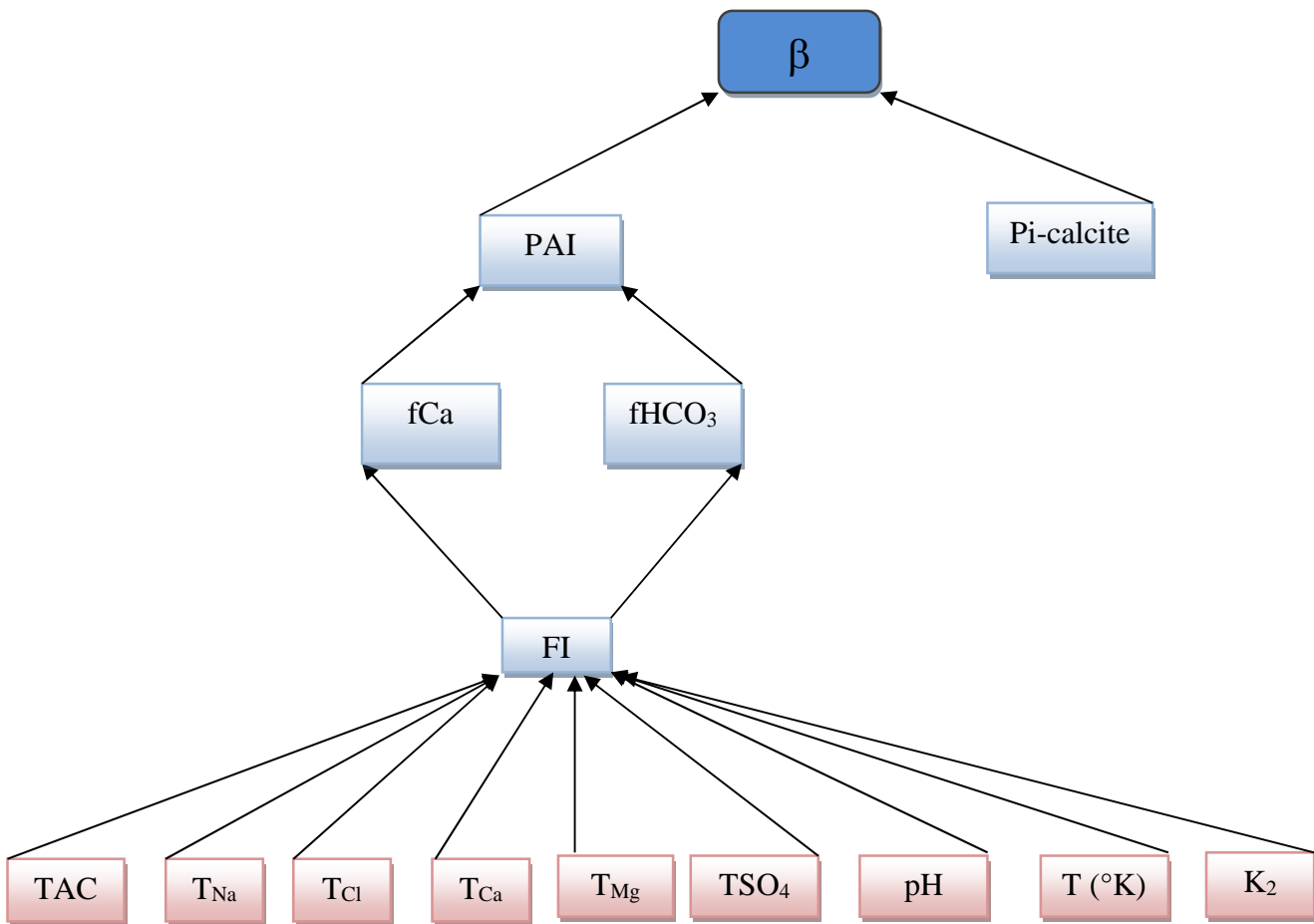


Figure V.8 : Organigramme de l'application

V.3.3. Expressions des paramètres

Sur cette application, plusieurs facteurs intervenant, sont soit des constantes déjà calculées ultérieurement, des paramètres expérimentaux déterminés lors des analyses effectuées et des paramètres calculés à l'aide de ces derniers.

a) Constantes

- **pi calcite** : produit de solubilité de la calcite.
- **K** : constante d'équilibre caractérise l'état d'équilibre d'une réaction. Elle représente donc un état qui ne peut pas évoluer de manière spontanée. La valeur de la constante d'équilibre dépend uniquement de la réaction chimique considérée et de la température. Les constantes d'équilibre sont généralement données à 25 °C.
- **Coefficient d'Henry** : dépend de la nature du gaz, de la température et du liquide.

b) Paramètres déterminés lors des analyses physico-chimiques

On commence par introduire nos données comme le pH, la température et les différents titres qui ont comme unité mg/l qu'on a convertie en degré français (°f) comme suit :

- **TAC (Titre Alcalimétrique Complet)**

1°F \longrightarrow 10 mg/l de CaCO_3

- **TCa (Titre calcique)**

1°F \longrightarrow 4mg/ l de Ca^{2+}

- **TMg (Titre Magnésien)**

1°F \longrightarrow 2,4 mg/ l de Mg^{2+}

- **TCl (Titre du chlore)**

1°F \longrightarrow 7,1 mg/ l de Cl^-

Ces variables sont introduites dans les formules suivantes :

1- Force ionique (FI)

La force ionique notée (FI), est l'un des principaux facteurs influençant l'activité des ions en solution aqueuse.

$$FI = 0,0001 \times (TAC + T_{Na} + T_{Cl} + 2T_{Ca} + 2T_{Mg} + 2T_{SO_4}) \quad \text{Eq (V.40)}$$

2- Activité ionique calcique (fca)

$$f_{Ca} = 10^{-(1,82 \times 1000000 \times (80 \times T)^{-1,5} \times 4\sqrt{(FI)} / (1 + \sqrt{(FI)})} \quad \text{Eq (V.41)}$$

3- Activité ionique des hydrogencarbonates (f HCO₃)

$$f_{HCO_3} = 10^{(-1,82 \times 1000000 \times (80 \times T)^{-1,5} \times \sqrt{(FI)} / (1 + \sqrt{(FI)} + 0,3 \times FI)} \quad \text{Eq (V.42)}$$

Pour les autres forces on a les relations suivantes :

$$f_{Cl^-} = f_{HCO_3^-}$$

$$f_{Na^+} = f_{HCO_3^-}$$

$$f_{SO_4^{2-}} = f_{Ca^{2+}}$$

$$f_{Mg^{2+}} = f_{Ca^{2+}}$$

4- Produit d'Activité Ionique (PAI)

$$PAI = 0,00000001 \times Tca \times TAC \times f_{Ca} \times f_{HCO_3} \times 10^{(pH-K2)} \quad \text{Eq (V.43)}$$

5- coefficient de sursaturation (β)

$$\beta = \frac{PAI}{P_{calcite}} \quad \text{Eq (V.44)}$$

6- Pression de CO₂

$$P_{CO_2} = Coef_{d'He} \times 0.0002 \times TAC \times f_{HCO_3} \times 10^{(K1-pH)} \quad \text{Eq (V.45)}$$

V.3.4. Exploitation de l'application Excel

Les calculs obtenus en utilisant l'application, sont représentés sur les tableaux suivant :

Tableau V.7. Représentant les données statistiques de la station centrale Oued Sghir

Tableau V.8. Représentant les données statistiques de l'eau de Barrage Tichi Haff

Tableau V.9. Représentant les résultats d'analyses physico-chimiques de l'année 2013

Tableau V.7: Résultats obtenus avec l'application pour les données statistiques de l'eau de la station centrale de Oued Sghir.

année	pH	Tca (°f)	TAC (°f)	PAI	beta(β)	FI	PCO2	TMg (°f)	TSO4 (°f)	TNa (°f)	TCl- (°f)
2008	7,53	24,5	26	2,9138E-08	9,4297791	0,011317	0,01948857	14,58	0	0	9,01
	7,07	24	20	7,76897E-09	2,51422854	0,009649	0,04283159	7,91	0	0	12,67
	7,54	28	20,4	2,59178E-08	8,38763816	0,01401	0,0151391	27,91	0	0	7,88
2009	7,73	26	15,6	2,98796E-08	9,66977594	0,00936	0,00726764	9,27	0	0	7,46
	7,72	23,6	24,4	4,16736E-08	13,4865932	0,009812	0,01172741	9,6	0	0	7,32
	7,7	26	25,6	4,43051E-08	14,338232	0,012894	0,01309011	22,08	0	0	7,18
2010	6,99	27,25	52,5	1,84373E-08	5,96675847	0,013932	0,13866545	12,5	0	0	7,32
	7,14	17,5	22,8	7,39721E-09	2,39392029	0,012291	0,04229417	28,33	0	0	8,45
2011	7,37	22,4	36	2,52329E-08	8,16597108	0,012193	0,03916058	17,33	0	0	6,47
	7,77	26	20	4,20202E-08	13,5987542	0,010517	0,00861839	12,08	0	0	9,01
2012	7,62	24,8	22,8	3,19422E-08	10,3372948	0,010465	0,01378255	9,91	0	0	12,43
	7,58	29,5	20,4	3,01856E-08	9,76880289	0,014136	0,01388092	22,58	0	0	16,8
	7,5	25,25	22,4	2,43762E-08	7,8887489	0,010866	0,01798454	14,5	0	0	6,76
K1	K2	fCa	fHCO3	fMg	fCl-	fNa	fSO4	coef d'HE D	Picalcite	T(°C)	T(°K)
6,26	10,08	0,69583363	1,16623253	0,695833635	1,16623253	1,16623253	0,69583363	59,84	3,09E-09	18	291
6,26	10,08	0,71676924	1,15534753	0,716769236	1,15534753	1,15534753	0,71676924	59,84	3,09E-09	22,1	295,1
6,26	10,08	0,6657816	1,18153933	0,665781601	1,18153933	1,18153933	0,6657816	59,84	3,09E-09	12,2	285,2
6,26	10,08	0,71779363	1,14880773	0,717793628	1,14880773	1,14880773	0,71779363	59,84	3,09E-09	16,1	289,1
6,26	10,08	0,71571174	1,15821923	0,715711739	1,15821923	1,15821923	0,71571174	59,84	3,09E-09	24,3	297,3
6,26	10,08	0,67846767	1,17674299	0,678467665	1,17674299	1,17674299	0,67846767	59,84	3,09E-09	16	289
6,26	10,08	0,66888853	1,18518838	0,668888527	1,18518838	1,18518838	0,66888853	59,84	3,09E-09	17	290
6,26	10,08	0,6866592	1,17577448	0,686659203	1,17577448	1,17577448	0,6866592	59,84	3,09E-09	20,5	293,5
6,26	10,08	0,68526841	1,17091424	0,685268412	1,17091424	1,17091424	0,68526841	59,84	3,09E-09	15,3	288,3
6,26	10,08	0,70802663	1,16513077	0,70802663	1,16513077	1,16513077	0,70802663	59,84	3,09E-09	25,6	298,6
6,26	10,08	0,70400496	1,15710597	0,704004965	1,15710597	1,15710597	0,70400496	59,84	3,09E-09	14,9	287,9
6,26	10,08	0,66765367	1,18786314	0,667653668	1,18786314	1,18786314	0,66765367	59,84	3,09E-09	18,4	291,4
6,26	10,08	0,70274449	1,16581534	0,702744491	1,16581534	1,16581534	0,70274449	59,84	3,09E-09	22,4	295,4

 Représente le mois de Mars

 Représente le mois d'Aout

 Représente le mois de Décembre

Tableau V.8 : Résultats obtenus avec l'application pour les données statistiques de l'eau de barrage de Tichi Haff.

année	pH	Tca (°f)	TAC (°f)	PAI	beta	FI	PCO2	TMg (°f)	TSO4 (°f)	TNa (°f)	TCl- (°f)
2011	7,73	30,75	20	2,615E-08	8,46267302	0,013062	0,00624329	15,41	0	0	18,3
	8,14	41,6	24,2	9,5181E-08	30,80300484	0,019253	0,00278542	28,2	0	0	28,73
	7,95	36,04	17,92	4,302E-08	13,92229672	0,01536	0,00329981	20,52	0	0	22,56
2012	7,01	10	16	1,6568E-09	0,536196715	0,005552	0,02865266	4,16	0	0	11,2
	8,43	42	24,4	1,8263E-07	59,10469515	0,020902	0,00142224	22,92	0	0	54,78
	7,8	27,04	19,42	2,639E-08	8,540505853	0,012836	0,00517114	14,3	0	0	26,26
K1	K2	fCa	fHCO3	fMg	fCl-	fNa	fSO4	coef d'HE D	Picalcite	T(°C)	T(°K)
6,26	10,08	0,61830012	0,7697711	0,61830012	0,769771096	0,7697711	0,61830012	59,84	3,09E-09	20	293
6,26	10,08	0,5643644	0,72954698	0,5643644	0,729546979	0,72954698	0,5643644	59,84	3,09E-09	20	293
6,26	10,08	0,59619422	0,75357906	0,59619422	0,753579056	0,75357906	0,59619422	59,84	3,09E-09	20	293
6,26	10,08	0,72295177	0,84144033	0,72295177	0,841440334	0,84144033	0,72295177	59,84	3,09E-09	20	293
6,26	10,08	0,55252236	0,72037974	0,55252236	0,720379739	0,72037974	0,55252236	59,84	3,09E-09	20	293
6,26	10,08	0,62064168	0,77146323	0,62064168	0,771463226	0,77146323	0,62064168	59,84	3,09E-09	20	293




-  Représente la valeur Minimale
-  Représente la valeur Maximale
-  Représente la valeur Moyenne

Tableau V.9 : Résultats obtenus avec l'application pour les résultats d'analyses physico-chimiques des différentes sources d'eau prélevées en 2013.

temps	pH	Tca(°f)	TAC(°f)	PAI	beta(β)	FI	PCO2	TMg (°f)	TSO4 (°f)	TNa (°f)	TCl- (°f)
Station	7,1	23,6	36,8	1,31E-08	4,23E+00	0,01174	0,07250498	12,5	0	0	8,4
Haute ville	8,07	24,4	22,4	7,69E-08	2,49E+01	0,010766	0,00469217	13,33	0	0	9,8
Tichi haff	7,98	32,5	22,4	7,92E-08	2,56E+01	0,016003	0,00595418	28,62	0	0	15,39
Boukhiana	8,1	32	24,8	1,15E-07	3,73E+01	0,015916	0,00501088	26,43	0	0	17,5
F-Mouhadab	7,6	54	31	6,93E-08	2,24E+01	0,027696		32,06	0	0	73,84
K1	K2	fCa	fHCO3	fMg	fCl-	fNa	fSO4	coef d'HE D	Picalcite	T(°C)	T(°K)
6,26	10,08	0,6302561	1,13893365	0,6302561	1,13893365	1,13893365	0,6302561	59,84	3,09E-09	18,5	291,5
6,26	10,08	0,63701191	1,13006594	0,63701191	1,13006594	1,13006594	0,63701191	59,84	3,09E-09	15,4	288,4
6,26	10,08	0,58761846	1,1656075	0,58761846	1,1656075	1,1656075	0,58761846	59,84	3,09E-09	18,2	291,2
6,26	10,08	0,59363478	1,16799368	0,59363478	1,16799368	1,16799368	0,59363478	59,84	3,09E-09	21,5	294,5
6,26	10,08	0,50852586	1,22941732	0,50852586	1,22941732	1,22941732	0,50852586	59,84	3,09E-09	18,55	291,55



Station (Mélange des Forages)



Barrage Tichi Haff



Forage MOUHADEB



Haute Ville



Boukhiana

▪ Discussion des résultats statistiques de l'eau de la station centrale de Oued Sghir

En Mars 2008, 2009, 2011 et 2012, les eaux de la station centrale ont un pH moyen de 7,56, un TAC moyen de 25 °f, un titre calcique moyen de 25 °f et une température moyenne de 16 °C. Le coefficient de sursaturation (β) obtenu est aux alentours de 9. Quand à l'année 2010, le pH est de 6,99 et le TAC a augmenté jusqu'à la valeur de 52,5 °f qui a conduit à une valeur de β de 5,99 qui est inférieure aux autres valeurs. Ceci est expliqué par la diminution du pH et l'augmentation du TAC de l'eau.

En aout 2009, 2011 et 2012, le pH moyen est 7,7, Un TAC moyen de 21 °f, un TA moyen de 26 °f et une température moyenne de 22 °C. Le β obtenu est aux alentours de 9. Pour les années 2008 et 2010, une diminution du pH est observé atteignant une valeur moyenne de 7,1 de même pour le β qui a atteint une valeur de 2.

Au mois de décembre, le coefficient de sursaturation varie en fonction du pH.

En comparant les résultats statistiques, on constatera que la variation de coefficient de sursaturation est due à la diminution du pH. Le paramètre pH dépend quant à lui essentiellement des paramètres climatiques (température, pluviométrie,...).

▪ Discussion des résultats statistiques de l'eau de barrage de Tichi Haff

Ici on a comme données les valeurs minimum et maximum obtenues lors d'une analyse annuelle d'un échantillon de l'eau de barrage. Pour la température une moyenne de 20 °C est prise, pour effectuer les calculs avec l'application Excel. On constate que pour des valeurs minimales de pH, le coefficient de sursaturation est assez petit, et pour des valeurs maximales de pH qui atteignent 8,4, on obtient un β très élevé. Ceci confirme la tendance observée précédemment à savoir que le coefficient de sursaturation varie proportionnellement avec le pH de l'eau.

▪ Discussion des résultats d'analyses des eaux prélevées en 2013**a) Mélange d'eau (forages + source bleue) alimentant la haute ville**

La haute ville étant alimentée par le mélange d'eau de forages et de la source bleue, on peut remarquer que la valeur du pH de l'eau prélevée dans un domicile de la haute ville est nettement plus élevée (pH=8,07) que le pH de l'eau prélevée au niveau de la station centrale (pH=7,1). La valeur du coefficient de sursaturation suit la même tendance, $\beta=24,9$ pour la haute ville et $\beta=4,32$ pour la station centrale.

b) Eaux de barrage alimentant Boukhiana

Boukhiana étant alimentée par les eaux de barrage Tichi Haff, on peut remarquer que la valeur du pH de l'eau prélevée dans un domicile de Boukhiana est plus élevée (pH=8,1) que le pH de l'eau de barrage (eau traitée) de pH=7,98. La valeur du coefficient de sursaturation suit la même tendance, $\beta=37,3$ pour Boukhiana et $\beta=25,6$ pour le barrage.

c) Eaux de forage MOHADEB (Oued Ghir)

Les eaux de forage MOHADEB ont un coefficient de sursaturation de 26,8.

Le coefficient de sursaturation renseigne sur le pouvoir entartrant d'une eau. En effet, plus le coefficient de sursaturation d'une eau est élevé plus l'eau est dite entartrante.

A l'issue de nos résultats expérimentaux, il est aisé de déduire que l'eau de barrage de Tichi Haff est plus entartrante que celle des forages et de la source bleue. Par ailleurs, il est à noter que le coefficient de sursaturation de l'eau est nettement plus élevé entre le point de distribution et le point de prélèvement, c'est-à-dire chez l'abonné (station centrale-haute ville et réservoir centrale de distribution-Boukhiana)

Cette énorme augmentation est probablement dû au fait que la ville de Béjaia ne soit pas alimentée en eau d'une manière continue. Cette discontinuité (cycle ouverture-fermeture des vannes) peut en effet engendrer un dégazage de l'eau (départ de CO_2) suite aux variations de pression (cycle surpression-dépression) qui va avoir un impact direct sur le pH de l'eau et par conséquent sur le coefficient de sursaturation de l'eau.

Des histogrammes sont représentés dans l'annexe, afin de voir l'évolution de β selon les années ensuite selon les saisons, les histogrammes obtenus ne présentent aucune tendance particulière.

V.4. Cas d'une conduite entartrée

Un dépôt de tartre est retrouvé dans une conduite provenant du forage MOHADEB situé au bord de la RN 12 (Oued Ghir) Bejaia, cette dernière est prise comme échantillon dans le but de faire l'analyse du tartre formé.

V.4.1. Caractérisation des dépôts formés dans la conduite d'eau

La nature de la conduite obtenue est en PVC (polychlorure de vinyle) dont les dimensions sont :

- Diamètre extérieur de la conduite : 11cm ;
- Diamètre intérieur de la conduite : 10cm ;
- Une épaisseur de 12 mm de dépôt de tartre s'est formé dans la conduite au bout de presque 10 ans, représenté sur la figure IV.4.

Sur le dépôt de tartre prélevé, il y a apparition de différentes couches, qui sont différenciées à l'œil nu. Ces différentes couches peuvent être expliqués par :

- ✓ Changement de températures dû aux saisons et le fait nuit et jour.
- ✓ L'eau coule en discontinu donc il y'a variation de la pression ce qui provoque le dégagement de CO₂ et ainsi formation d'un dépôt.

Aussi l'apparition de deux parties sur le dépôt formé, une partie de couleur foncée et l'autre de couleur clair.

Un échantillon est pris pour la partie foncée et pour la partie claire et analyser par diffraction au rayon X.

V.4.2. Caractérisation du dépôt formé par DRX

Les spectres obtenus lors de l'analyse par diffraction au rayon X sont représentés sur la figure V.9.

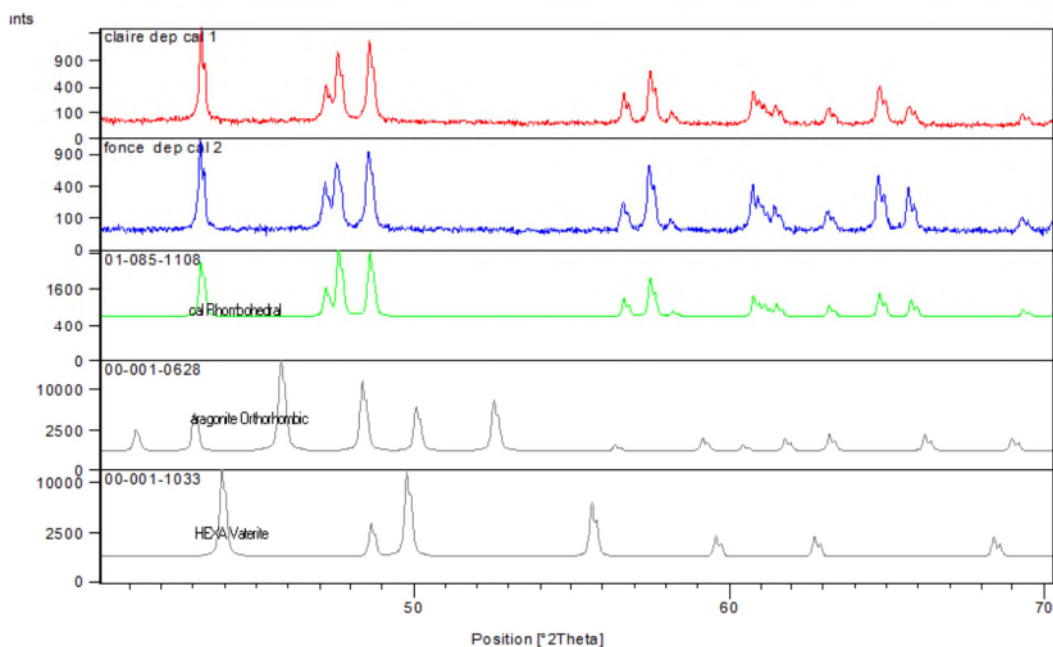


Figure V.9 : Diffractogramme des échantillons de tartre.

On peut remarquer que les diffractogrammes obtenus pour la zone claire et la zone foncée du dépôt formé dans la conduite d'eau se confondent à celui de la calcite. Ceci permet d'affirmer que le dépôt formé est du carbonate de calcium précipité sous forme de calcite avec absence des autres formes cristallographiques anhydre (aragonite et vaterite).

Il est à noter, que les dépôts formés de couleur claire et de couleur foncée ont été analysés séparément pour expliquer la différence de couleur par la présence d'éléments tels que le fer qui pourrait éventuellement être de cette couleur. La diffraction des rayons X n'a décelé aucun élément pouvant contenir du fer. Une analyse par spectrophotométrie d'absorption atomique s'avère nécessaire. Malheureusement cela n'a pas pu être fait faute de moyen.

Conclusion

Le travail présenté dans ce mémoire est une contribution à la compréhension d'une préoccupation nationale qui est l'alimentation des populations en eau potable et à l'un des problèmes lié à la distribution de l'eau à savoir l'entartrage des conduites d'eau.

L'objectif principal de ce travail était d'estimer l'entartrage des conduites d'adduction d'eau potable de l'ensemble du réseau de la ville de Béjaia. Pour cela, une série d'analyses physico-chimiques des eaux alimentant la ville de Béjaia a été menée. L'entartrage étant un phénomène naturel très lent, une étude statistique sur la qualité physico-chimique de ces eaux s'est avérée plus que nécessaire. Un autre paramètre important rentrant en jeu dans l'entartrage des conduites d'adduction d'eau est la nature des matériaux de ces dernières. Il s'avère que le réseau d'adduction d'eau potable de la ville de Béjaia est dans sa globalité très ancien et le matériau le plus utilisé étant l'acier et parfois de la fonte ductile et que récemment le Poly éthylène haute densité (PEHD) est de plus en plus utilisé comme matériau des conduites d'eau. Malgré toutes les investigations menées sur le terrain, ces dernières n'ont malheureusement pas permis de cartographier d'une manière précise la répartition géographique de l'ensemble de ces matériaux dans le réseau d'eau potable de la ville de Béjaia.

Ainsi à l'issue de cette étude les conclusions suivantes peuvent être tirées :

- la ville de Béjaia est alimentée en eau potable par deux sources de production différentes : forages et source bleue d'une part et le barrage de Tichi Haff depuis 2010 d'autre part.
- la qualité physico-chimique des différentes eaux de la ville est dans les normes et leur consommation ne présente aucun risque sur la santé.

Par ailleurs, le pouvoir entartrant des eaux de réseau de la ville de Béjaia a été estimé grâce au développement et à la mise en œuvre d'une application sous Excel qui modélise les équations des équilibres calcocarboniques qui est un système tri-phasique très complexe. Le calcul du coefficient de sursaturation de l'eau β obtenu suite à l'introduction de données expérimentales et le déroulement de l'application a permis d'estimer la tendance d'une eau à former du tartre.

Ainsi :

- le pouvoir entartrant des eaux de la station centrale de Oued Sghir varie et n'a pas de tendance particulière selon les saisons ou selon les années comme cela a été démontré lors du tracé des histogrammes.
- le pouvoir entartrant des eaux potables de la ville de Bejaia, issues du barrage de Tichi Haff sont plus entartrantes et plus dures que celles des autres sources de production.
- plus on s'éloigne de la station centrale de Oued Sghir, plus le pouvoir entartrant de l'eau augmente considérablement. Ceci a été vérifié dans le cas de l'eau arrivée chez l'abonné de la haute ville et du village Boukhiamia. Ceci pourrait s'expliquer par le fait que l'alimentation en eau potable se fait en mode discontinu, ce qui engendre une succession de surpressions et de dépressions qui induit le départ du CO_2 de l'eau responsable de l'entartrage naturel. La variation de la température due à l'effet du jour et nuit ainsi que la nature du matériau contribue également au phénomène. Le PEHD est en effet beaucoup moins entartrant que les matériaux en acier ou en fonte.

Dans le cas du forage MOHADEB (Oued Ghir), quelques paramètres physico-chimiques dépassent les normes algériennes et celles de l'OMS, mais ce dernier ne sert que d'appoint en cas de rupture d'alimentation en eau. En effet, l'eau de ce forage est dure avec un coefficient de sursaturation β très élevé. L'analyse du dépôt de tartre formé dans une conduite alimentée par cette eau a montré qu'il est composé de carbonate de calcium précipité sous forme de calcite.

En fin quelques perspectives peuvent être dégagées :

- l'adoucissement des eaux du barrage de Tichi Haff pour les rendre moins chargées, c'est-à-dire, moins dures et donc moins entartrantes ;
- la rénovation des conduites de réseau d'AEP de la ville de Bejaia et l'élimination progressive des conduites en acier en les remplaçant par les conduites en PEHD.

Références

- [1] H.TEGHIDET, « Contribution a l'étude de l'entartrage par voie électrochimique : influence de différents paramètres sur la cinétique de déposition du tartre », mémoire de Magister, Université de Bejaia, (2004).
- [2] A.KETTAB, la ressource en eau en Algérie, stratégie, en jeux et vision, Desalination, 136, pp.25-33, (2001).
- [3] Henri Roque, « Fondement théorique du traitement chimique des eaux » vol. I et II, technique et documentation, Lavoisier, Paris (1990).
- [4] Technique de la gestion et de la distribution de l'eau ; édition (2009).
- [5] DESJARDINS, (1990).
- [6] DEGREMONT, « Mémento technique de l'eau », Deuxième édition Tom1, (2005).
- [7] A.DENAT, P.DENAT, F.SAMMUT, « L'EPURATION DE L'EAU », Centre de formation de l'eau.
- [8] A.KHADRAOUI, S.TALEB, « Qualité des eaux dans le sud algérien (potabilité-pollution et impact sur le milieu) », (2008).
- [9] Dégremont, « Mémento technique de l'eau », Première édition, (1952).
- [10] A. Dupont, Hydrologie-captage et traitement des eaux, HYDRAULIQUE, Tome 1, Ed 5, Paris (1981).
- [11] H.TARDATH et J.P.BEAUDRY, « chimie des eaux, les griffons d'argile », (1984).
- [12] H.OUAHRANI, « Suivie de la stabilité des paramètres physico-chimiques et bactériologiques de l'eau », Université de Bejaia, (2012).
- [13] A.KETTAB (Docteur d'état en hydraulique, maître de conférence à l'E.N.P), « Traitement des eaux (les eaux potables) », (1992).
- [14] Saaoui, Bouzid, « Adduction et dimensionnement de la station de traitement des eaux de barrage de Tichi Haff », mémoire de fin d'étude, Université de Bejaia, (2005).
- [15] Cooperative Research Centre for Water Quality and Treatment, Consumer's Guide to Drinking Water. (December 2006).
- [16] DEGREMONT, « Mémento technique de l'eau », Deuxième édition Tom2, (2005).
- [17] Jean RODIER, l'analyse de l'eau, eaux naturelles, eaux résiduaires, eau de mer 8 ème édition, (1996), Edition DUNOD, Paris.1983p.
- [18] Formation/Traitement de l'Eau Etabli par : Hodnia KABOUYA Responsable Affaires.
- [19] K.WALHA, « Procédés de lutte contre l'entartrage par les eaux géothermales du sud de Tunisie », thèse de Doctorat, Université de Sfax (TUNISIE), (1999).

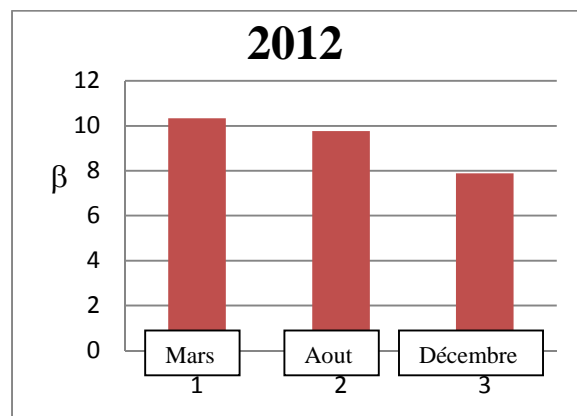
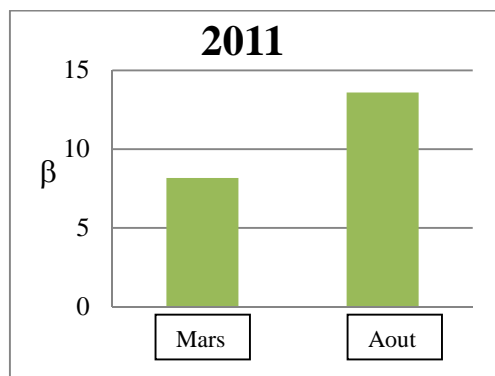
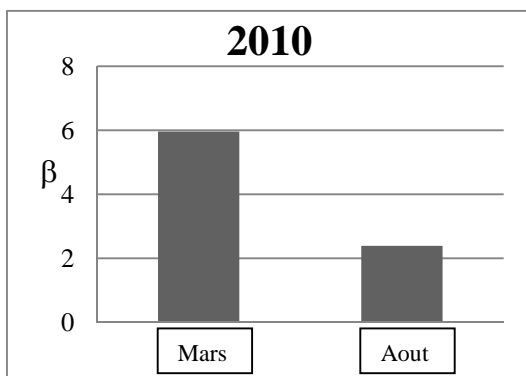
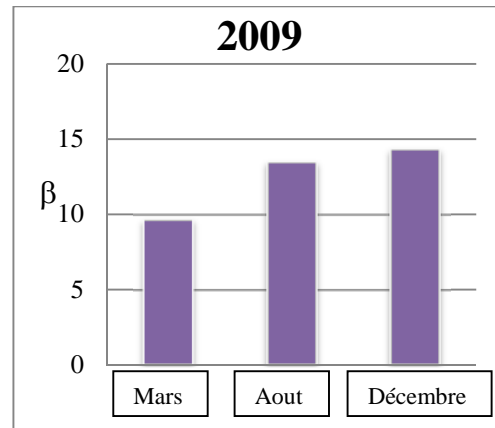
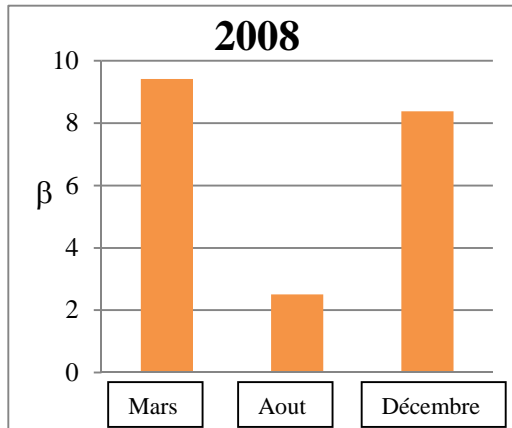
- [20] C. KRAUSS, « Couches polycristallines orientées d'aragonite biomimétique, synthétisées par voie électrochimique », Thèse de doctorat. Université de Caen-basse Normandie (France), (2009).
- [21] Y. P. LIN, P. C. SINGER, «Inhibition of calcite crystal growth by polyphosphate», J. Water research 39, (2005)4835-4843.
- [22] L.N.PLUMMER and E.BUSENBERG (The solubilities of calcite, aragonite and vaterite in CO₂-H₂O solutions between 0 to 90°C, and an evaluation of the aqueous model for the system CaCO₃-CO₂-H₂O) *Geochemist. Et Geochemist. Acta* 46, (1982) 1011-1040.
- [23] M.TLILI, « étude des mécanismes de précipitation de carbonate de calcium. Application à l'entartrage », thèse de doctorat, université de SFAX(TUNISIE), (2002).
- [24] F. Ismail, D. Mohammedi, B. Talbi, M. Djeha ; « Lutte contre l'entartrage de l'installation multi-étage de dessalement d'eau de mer de l'ENIP-Skikde », synthèse N° 02 juin (1997),
- [25] G. POINDESSOUS, « Etude de la germination – croissance du carbonate de calcium par voie électrochimique. Influence de la teneur en oxygène et de transport de matière, Thèse de Doctorat, université de Paris VI, (1998).
- [26] C.HORT, A.MARTIN-DOMINGUEZ, M.ROLA et H.ROQUES ; « Contribution à l'étude des phénomènes d'entartrage, 4^{ème} partie : Etude de l'étape de germination ».Tribune de l'eau, 6, pp3-27, (1995).
- [27] S, PATEL, M.A.FINAN, « New antifoulants for deposit control in MSF and MED plants, *Desalination*, 124(1999)63-74.
- [28] H.ELFIL, H. ROQUE, « Contribution à l'étude du phénomène d'entartrage par les eaux géothermales. Paris I : étude du phénomène sur site et comparaison avec le système calcocarbonique pur », *J. La société de Chimique Tunisie*, Vol.4, N°9, (2001)1063-1077.
- [29] T.CHEN, A.NEVILLE, T.M.YUAN, « Calcium carbonate scale formation assessing in the presence of copper and zinc by various chemical processus», *Desalination* 206(2007) 185-197.
- [30] R. KETRANE, L. LELEYTER, F. BARAUD, M. JEANNIN, O. GIL, B. SAIDANI «Characterization of natural scale deposits formed in southern Algeria groundwater. Effect of its major ions on calcium carbonate precipitation» *desalination* (p.6) (2010).
- [31] M. M. Tlili, H. Elfil, M. Ben Amor ; « L'inhibition chimique de l'entartrage : Détermination de la concentration efficace d'inhibiteurs par les techniques LCGE et CEG ». *Cahier de l'Association Scientifique Européenne pour l'eau et la santé. Volume 6-N°1-(2001)* p. 29 à 39.

- [32] R. KETRANE, «Analyse du phénomène d'entartrage et de son inhibition : effet des ions majeurs présents dans les eaux du sud Algérien». Thèse de Doctorat, Université de Bejaïa (2010).
- [33] D.KEDDACHE, Z .BALIT, «Étude de l'efficacité d'un inhibiteur d'entartrage à base de phosphonate par la méthode de dégazage contrôlé LCGE. Effet du substrat». Mémoire de DEUA, Université de Bejaïa (2008).
- [34] N.ZAIDI, S.SKLAB « étude de l'efficacité de l'inhibiteur d'entartrage MEDHYBIT NE par la technique de dégazage contrôlé. Effet de la dureté, de la température et du substrat » Mémoire de DEUA, Université de Bejaïa (2009).
- [35] S. CHAMEBREK, M. BEZZI ; «Conception et réalisation d'une installation d'étude du phénomène d'entartrage par la méthode de dégazage contrôlé LCGE. Influence de certains paramètres ». Mémoire d'ingénieur, Université de Bejaia (2005).
- [36] G. PHILLIPONEAU, « influence de divers facteurs (dépôt calcomagnésien, présence de sulfate, H₂S ou HS⁻, teneur en cuivre) sur le comportement électrochimique et mécanique d'acier faiblement alliés, polarisé cathodiquement ou non en milieu de type marin », Thèse de doctorat, Paris IV, (1982).
- [37] A. Ait Aissa ; « Conception et réalisation d'une installation du traitement antitartre et étude cinétique de l'inhibition de l'entartrage » ; Mémoire de Magister, université de Bejaia, (2005).
- [38] LENNTECH « Traitement de l'eau et l'entartrage des installations » (2000).
- [39] L.Legrand, G. poirier and P. Leroy, les équilibres carboniques et l'équilibre calco-carbonique dans les eaux naturelles, Eyrolles, Paris, (1983).
- [40] B.Hamrounia, M. Dhahbib.Calco-carbonic equilibrium calculation. Desalination 152 (2002) 167–174.
- [41] H.ROQUES, Fondements théoriques du traitement chimique des eaux. Technique et Documentation, Paris, (1990).

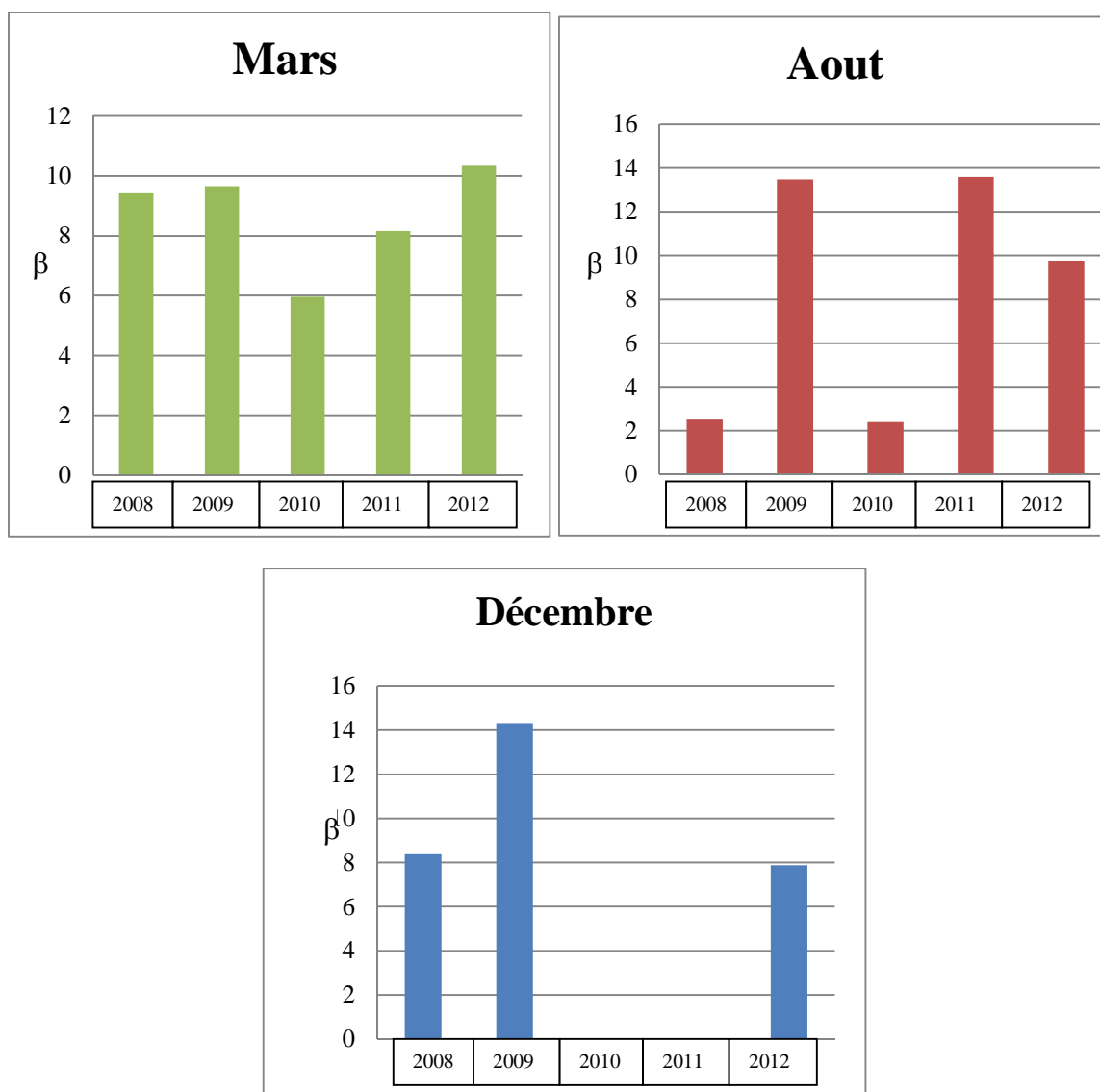
Annexe

Représentation graphique des données statistiques

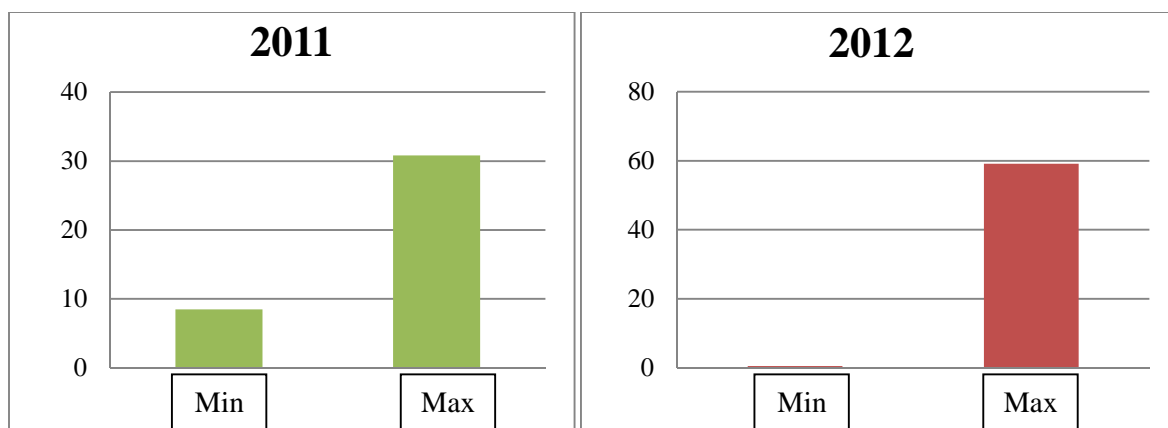
- Evolution de β pour les mois de Mars, Aout et Décembre (les eaux de la station centrale de Oued Sghir)



- Evolution de β au cours des mois de mars, aout et décembre



- Evolution de β pour les années 2011 et 2012 pour l'eau de barrage Tichi Haff



- Evolution de β selon le minimum et le maximum pour l'eau de barrage Tichi Haff



Résumé

Le travail présenté dans ce mémoire est une contribution à la compréhension d'une préoccupation nationale qui est l'alimentation des populations en eau potable et à l'un des problèmes lié à la distribution de l'eau à savoir l'entartrage des conduites d'eau.

A fin d'estimer l'entartrage des conduites d'adduction d'eau potable de l'ensemble du réseau de la ville de Béjaia, un coefficient de sursaturation (β) qui est un indicateur sur le pouvoir entartrant d'une eau est déterminé grâce au développement et à la mise en œuvre d'une application sous Excel qui modélise les équations des équilibres calcocarboniques. Pour cela une série d'analyses physico-chimiques et une étude statistique de ces eaux a été menée.

L'étude a démontré que, la qualité physico-chimique des différentes eaux de la ville est dans les normes. Le pouvoir entartrant varie et n'a pas de tendance particulière selon les saisons ou selon les années cependant le pouvoir entartrant des eaux potables de la ville de Bejaia, issues du barrage de Tichi Haff sont plus entartrantes et plus dures.

Mots clés : Entartrage, Coefficient de sursaturation, Equilibres calcocarboniques, pouvoir entartrant.

Abstract

The research present is a contribution to understanding a national worry, that is, the feeding population with drinkable water and the problem linked distribution of this water, the scaling of water main.

In order to estimate the scaling of water main on distributing network water drinkable of Bejaia city, a coefficient of supersaturating indicatory on power scaling is determinate with development of an application on Excel, that modeling the equation of calco-carbonique equilibrium.

For this, a succession of analysis physic-chemical and a statistical research are deed. The results obtained are: a quality physic-chemical of various water on Bejaia city are in norm, the power scaling change but he have note propensity according to season or year and the water outlet barrage Tichi Haff are more scaling and more hardness.

Keywords: scaling, coefficient of supersaturating, calco-carbonique equilibrium, power scaling