

Licence Sciences et Techniques (LST)

# GENIE CHIMIQUE

PROJET DE FIN D'ETUDES

## BALANCE IONIQUE D'UNE EAU DE PUIITS

Présenté par :

- ◆ BENANDELOUAHID Hamid

Encadré par :

- ◆ Mme LOUKILI Sanae (QEE)
- ◆ Pr IHSSANE Bouchaib (FST)

Soutenu Le 5 Juin 2018 devant le jury composé de :

- Pr B. IHSSANE
- Pr T. SAFFAJ
- Pr H. ZAITAN

Stage effectué à QEE



Année Universitaire 2017 / 2018



# وَبَشِّرِ الصَّادِقِينَ

الَّذِينَ إِذَا أَصَابَهُمُ مُصِيبَةٌ قَالُوا  
إِنَّا لِلَّهِ وَإِنَّا إِلَيْهِ رَاجِعُونَ

## REMERCMENT :

Avant tout développement sur cette expérience professionnelle, il apparaît opportun de commencer ce rapport de stage par des remerciements, à ceux qui nous ont beaucoup appris au cours de ce stage, et même à ceux qui ont eu la gentillesse de faire de ce stage un moment très profitable.

- Mes remerciements vont à Monsieur le directeur FARHAT Kamal de m'avoir accepté au sein de leur laboratoire pour effectuer mon stage pour ses pertinentes observations et remarques qui ont permis l'amélioration de ce travail.
- Je remercie Mme LOUKILI Sanae, pour son information, et qui m'a aidé pour obtenir les notions du laboratoire.
- Mes sincères remerciements s'adressent au Pr Bouchaib IHSSANE professeur à la faculté des sciences et technique de Fès qui n'a épargné aucun effort pour nous porter aide et assistance le long de la réalisation de ce modeste travail, et pour ses conseils qui étaient d'une utilité incontestable.
- Je présente également mes sincères remerciements et reconnaissance à tout le personnel du laboratoire : Kaoutar, Moulai, Mounaim pour les conseils qu'ils ont pu nous prodiguer au cours de ce mois.
- Mes remerciements vont également à messieurs les jury :

## TABLE DES MATIERES

<b>INTRODUCTION</b> .....	1
<b>LABORATOIRE QEE</b> .....	2
<b>1 DESCRIPTION</b> :.....	2
<b>2 CONTROLE ASSURANCE QUALITE</b> .....	2
<b>3 ACTIVITES PRINCIPALES</b> : .....	2
<b>4 ORGANIGRAMME</b> : .....	3
<b>GENERALITE</b> .....	4
<b>1 L'EAU</b> : .....	4
1.1 DEFINITION : .....	4
1.2 QUELQUES CARACTERISTIQUES DE L'EAU : .....	4
1.3 LA COMPOSITION D'EAU : .....	5
<b>2 BALANCE IONIQUE D'EAU</b> : .....	5
2.1 DEFINITION : .....	5
2.2 CALCUL DE LA BALANCE .....	6
<b>ETUDE EXPERIMENTAL</b> .....	7
<b>1 DESCRIPTION DE L'ECHANTILLON</b> .....	7
<b>2 ECHANTILLONNAGE</b> : .....	7
<b>3 MATERIELS, METHODES</b> : .....	7
3.1 MATERIELS .....	7
3.2 METHODES .....	9
3.2.1 <i>pH</i> .....	9
3.2.2 <i>Conductivité</i> .....	10
3.2.3 <i>Titre Hydrotimétrique Total (THT)</i> .....	10
3.2.4 <i>Titre Alcalimétrique simple (TA) et Complet (TAC)</i> .....	12
3.2.5 <i>Dosage de chlorure</i> .....	13
3.2.6 <i>Dosage de Calcium</i> .....	14
3.2.7 <i>Dosage de Sulfate</i> .....	14
3.2.8 <i>Dosage de Nitrate</i> .....	15
3.2.9 <i>Dosage de Nitrite</i> .....	16
3.2.10 <i>Dosage d'Ammonium</i> .....	16
<b>4 LA COMPOSITION IONIQUE D'UNE EAU DE PUIT</b> .....	17
4.1 CONDUCTIVITE.....	17
4.2 LA CONCENTRATION D'IONS DANS L'ECHANTILLON.....	17
<b>5 BALANCE IONIQUE DE L'ECHANTILLON D'EAU</b> .....	22
<b>6 PROPOSITION SUR LA COMPOSITION D'EAU DE PUIT</b> .....	23
<b>CONCLUSION</b> .....	25
<b>LISTE DES REFERENCES</b> .....	27

## LISTE DES FIGURES

<a href="#">Figure 1</a>	Organigramme de QEE	03
<a href="#">Figure 2</a>	La molécule d'eau	04
<a href="#">Figure 3</a>	Conductimètre	07
<a href="#">Figure 4</a>	pH-Mètre	08
<a href="#">Figure 5</a>	Spectrophotomètre	08
<a href="#">Figure 6</a>	Composition ionique d'une eau de puit	20
<a href="#">Figure 7</a>	Composition moléculaire d'une eau de puit	24

## LISTE DES TABLEAUX

<a href="#">Tableau 1</a>	Quelques propriétés physicochimiques de l'eau	07
<a href="#">Tableau 2</a>	Méthodes d'analyse et concentrations des ion en mg/l et mmol/l	19
<a href="#">Tableau 3</a>	Concentrations des ions en méq/l et balance ionique	21
<a href="#">Tableau 4</a>	Les concentrations des ions majeurs	22
<a href="#">Tableau 5</a>	Les molécules produites des réactions anions/cation	22
<a href="#">Tableau 6</a>	Les solubilités des composées proposées	23
<a href="#">Tableau 7</a>	La composition moléculaire proposée d'eau objet d'analyse	23

---

# “ INTRODUCTION

---

## Introduction

L'eau est un élément très important pour la vie en tant que composant de l'écosystème.

Cette ressource qui répond aux besoins fondamentaux de l'homme est un élément clé du développement, puisqu'il représente une grande importance dans les activités humaines à partir de l'agriculture à l'industrie.

Selon l'organisation mondiale de la santé, l'eau potable est définie comme étant une eau que l'on peut boire sans risque pour la santé. C'est une eau exempte de germes pathogènes, de parasites, et des molécules indésirables et toxiques.

L'eau est facilement polluée par une seule goutte d'une substance dangereuse. Avec les activités humaines irresponsables, la pollution générée aujourd'hui pourrait rester pendant des générations.

En effet, les différentes activités qui sont faites, notamment dans le domaine agricole et industriel, affectent les ressources en eau.

Le laboratoire réalise des prélèvements ponctuels en continu 24h sur 24h à l'aide des automates programmables afin de mesurer le débit des rejets liquides, et de faire des analyses chimiques, physico-chimiques et microbiologiques des eaux et aussi réaliser des analyses qui consistent à vérifier la conformité des produits alimentaires à critères bactériologiques et physico-chimiques.

Le rapport suivant présente deux parties principales :

La première partie s'intéresse à l'eau, ses caractéristiques, sa composition, ses utilisations, ainsi que la balance ionique.

La seconde partie concerne l'étude d'un échantillon d'une eau de puit, où on va traiter le pH, THT et des différents types de dosage pour vérifier sa balance ionique et pour lui donner une composition approximative.

---

# “ LABORATOIRE QEE

---

Sous ce titre, il y des informations concernant le laboratoire où j'ai passé toute la durée de stage et où j'ai traité mon sujet



## Laboratoire QEE

### 1 Description :

Le laboratoire Qualité Eau Environnement (Q.E.E) est une société à responsabilité limitée créée en 2008. Situé à HAY LALA SOUKAYNA ZOUAGHA – FES, il propose une large gamme de présentations analytiques, de conseils, d'expertises et de formation dans la chimie et la microbiologie des eaux et des aliments.

La partie administrative comporte une direction, un service secrétariat et service de comptabilité. Le laboratoire comporte plusieurs salles d'analyse :

Salle d'analyse microbiologique, salle d'analyses physico-chimiques, salle de stérilisation, salle de stockage et salle lavage.

Depuis sa création, QEE s'est engagé dans une démarche dynamique collective d'amélioration continue fondée sur le savoir-faire et le savoir-être de son personnel en s'orientant vers la mise en place d'une démarche participative de management de la Qualité qui se traduit par la volonté de l'Accréditation NM ISO/CEI 17025 pour les activités d'analyses chimiques et microbiologiques des eaux et d'analyses microbiologiques des aliments. [1]

### 2 Contrôle assurance qualité

Afin de vérifier la justesse des résultats rendus, le laboratoire effectue :

- Plusieurs fois par an des essais inter-laboratoire (EIL) avec BIPEA et RAEMA.
- Carte de contrôle des matériaux de références, des blancs, ...
- Etalonnage de l'ensembles des équipements

### 3 Activités principales :

Le laboratoire QEE, propose ses services dans les domaines suivant :

- Prélèvements :
  - ✓ Prélèvement des eaux (eau de robinet, eau de surface, eau profondes et eaux résiduaires).
  - ✓ Prélèvement des aliments.
  - ✓ Analyses chimiques, physico-chimiques et microbiologiques.

#### 4 Organigramme :

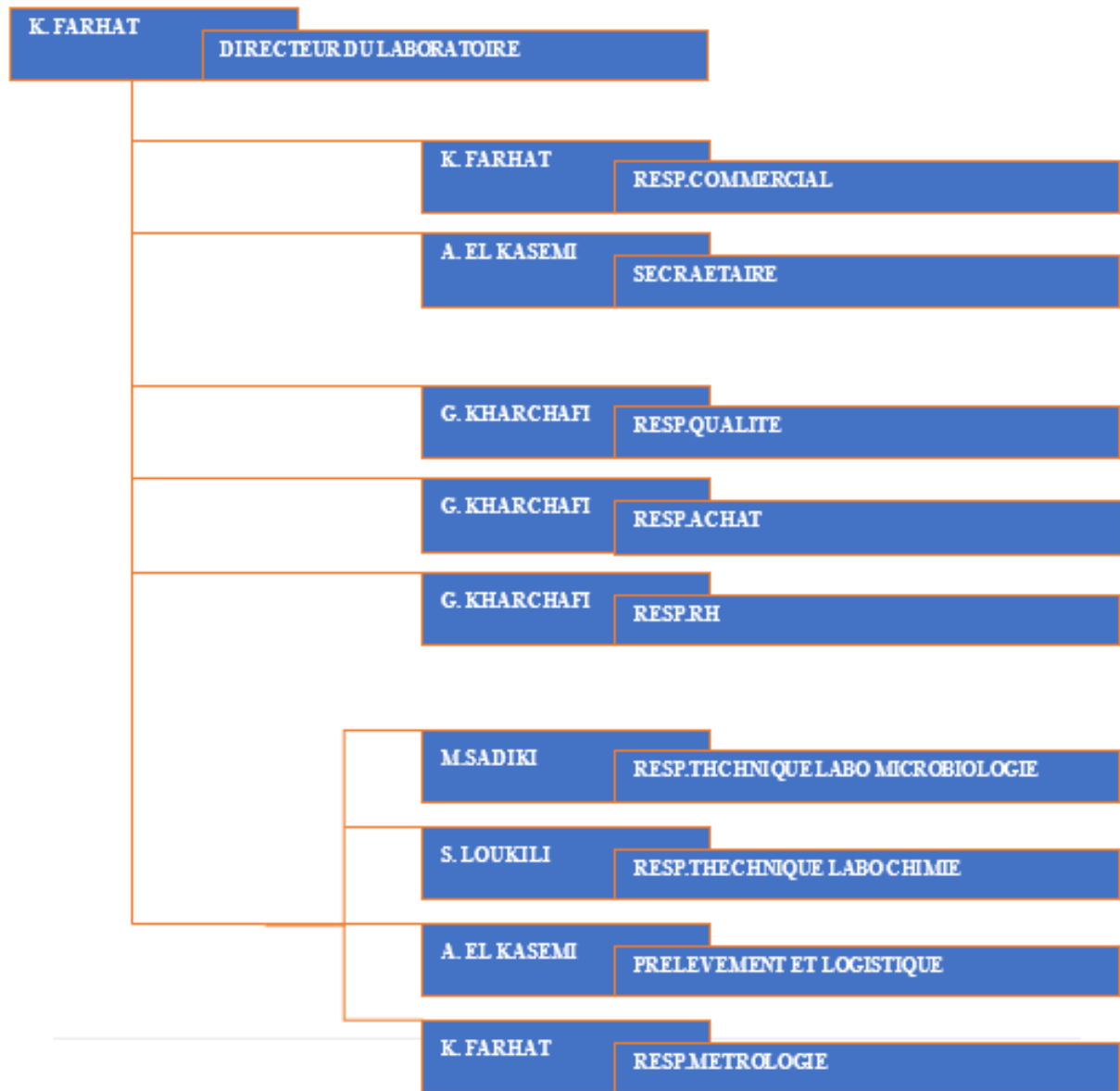


Figure 1 : l'organigramme de QEE

---

# “ GENERALITE

---

Cette partie donne des généralités sur l'eau, ses caractéristiques, sa composition et la relation entre l'eau et mon sujet

## Généralité

### 1 L'eau :

#### 1.1 Définition :

L'eau  $H_2O$  est chimiquement constituée d'un atome d'oxygène (O) relié à deux atomes d'hydrogène (H) par deux liaisons covalentes simples, formant un angle de  $104.5^\circ$  la molécule présente un moment dipolaire élevé qui est de 1.85 debye dû à la forte électronégativité de l'atome d'oxygène.

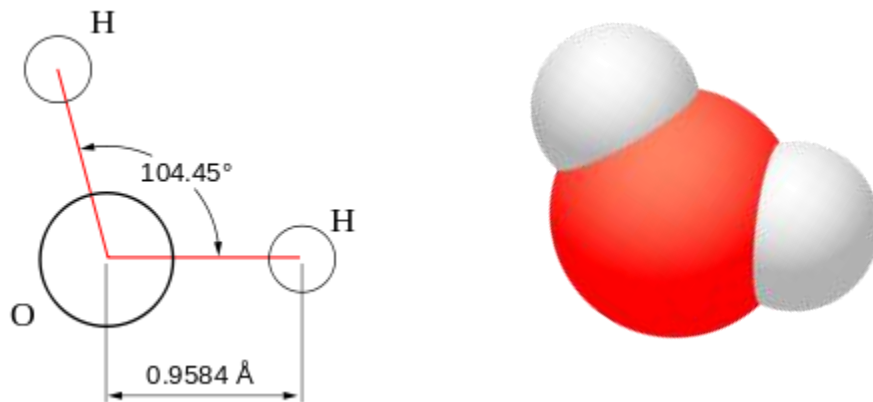


Figure 2 : la molécule d'eau

#### 1.2 Quelques caractéristiques de l'eau :

L'eau est un liquide :

- Transparent,
- Incolore
- Inodore
- Dont la consommation est vitale pour l'ensemble des organismes vivants.

La polarisation de la liaison de la molécule d'eau est à l'origine de nombreuses propriétés remarquables, notamment la formation des liaisons hydrogène qui s'établissent entre l'atome d'hydrogène qui est lié à un hétéroatome chargé négativement et un autre atome, plus électronégatif.

Cette polarisation permet aussi à l'eau de dissoudre des produits ioniques, en particulier les sels, et de les maintenir dans un état ionisé.

Masse molaire	18 g.mol <sup>-1</sup>
T° de solidification	0°C
T° de vaporisation	100°C
Masse volumique	1 g.cm <sup>-3</sup>
Densité à l'état liquide	1,000
Densité à l'état solide	0,917
Moment dipolaire	1,85 debye
pKa	7,00
pH	7,00

Tableau 1 : quelques propriétés physicochimiques de l'eau

### 1.3 La composition d'eau :

L'eau est un liquide contenant plusieurs substances de différentes concentrations, ces substances sont des matières organiques, matières vivants (bactéries, ...) et aussi des sels dissouts sous forme d'ions (Na<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup>, K<sup>+</sup>...). Ils se produisent à partir de la dissolution de certaines roches de sol dans l'eau et aussi viennent de la dissolution de certain gaz de l'atmosphère.

La concentration de ces ions nous aide à déterminer la balance ionique.

## 2 Balance ionique d'eau :

### 2.1 Définition :

Les eaux continentales contiennent naturellement des ions en quantité plus ou moins importante. Ces ions se divisent en cations, à charge positive, et en anions chargés négativement. Dans les cations et anions identifiés dans les eaux, il y a ceux qu'on qualifie de majeurs, comme le calcium (Ca<sup>2+</sup>) ou les bicarbonates (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>), et les mineurs, présents évidemment en faible quantité et souvent le reflet d'eaux particulières ou polluées.

Les cations majeurs comprennent donc le calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ ), le magnésium ( $\text{Mg}^{2+}$ ), le sodium ( $\text{Na}^+$ ) et le potassium ( $\text{K}^+$ ). Dans les anions majeurs, on compte les bicarbonates ( $\text{HCO}_3^-$ ), les chlorures ( $\text{Cl}^-$ ) et les sulfates ( $\text{SO}_4^{2-}$ ).

La balance ionique représente l'équilibre entre les cations et les anions présents dans l'eau

## 2.2 Calcul de la balance

On peut comparer quantitativement les cations et les anions, majeurs et mineurs, présents dans l'eau à l'aide de la balance ionique.

Alors une balance ionique représente la différence entre les anions et les cations, autrement dit, l'équilibre anions-cations qui égal naturellement zéro c-à-d que les anions et les cations sont égaux

Cette balance ionique, effectuée en utilisant une unité commune, l'équivalent par litre (éq/l), permet de vérifier si l'analyse a été bien faite. Dans le cas d'une trop grande différence entre cations et anions, il faut revoir les calculs et/ou les mesures, car une espèce a été peut-être mal estimée ou oubliée.

$$\text{Somme des cations (még/l)} = \text{Somme des anions (még/l)}$$

Le milliéquivalent est une unité représentant la quantité d'éléments dissoute dans un litre d'eau et égale au millième de l'équivalent de cet élément, 1 még/L correspondant à une solution normale diluée mille fois.

---

# “ ETUDE EXPERIMENTALE

---

Cette partie concerne les différentes manipulations appliquées sur un échantillon d'eau pour déterminer des paramètres importants dans le calcul de la balance ionique.

## Etude expérimental

### 1 Description de l'échantillon

Un puit est un terrassement vertical, mécanisé (par forage, havage etc...) ou manuel, permettant l'exploitation d'une nappe d'eau souterraine. Alors une eau de puit est une eau d'origine souterraine.

### 2 Echantillonnage :

Au terrain, la température et le seul paramètre mesuré avant de prélever les échantillons.

L'échantillonnage se fait à l'aide de bouteilles en polyéthylène et en verre, ces échantillons sont acheminés dans une glacière à une température basse pour arrêter les activités métaboliques des organismes dans l'eau.

### 3 Matériels, méthodes :

#### 3.1 Matériels

##### ○ Conductimètre :



Figure 3 : conductimètre

Le conductimètre et un appareil permettant de mesurer une propriété de conductivité électrique d'une solution à l'aide d'une cellule conductimétrie.

##### ➤ Étalonnage :



L'étalonnage de cet appareil se fait à l'aide des solution étalon de différentes valeurs de conductivité, à chaque fois, où on plonge la cellule dans une solution étalon l'appareil mesure la température automatiquement.

La cellule est rincée après chaque mesure.

○ pH-mètre :



Figure 4 : pH-mètre

Le pH-mètre est un appareil, souvent électrique, permettant la mesure du potentiel hydrogène d'une solution

➤ Étalonnage :

L'étalonnage de cet appareil se fait à l'aide des solution étalon de différentes valeurs de pH, parfois trois solutions étalons (pH=4, pH=7, pH=10), à chaque fois on plonge l'électrode dans une solution étalon, l'appareil mesure la température automatiquement.

L'électrode est rincée après chaque mesure.



### ○ Spectrophotomètre UV-Vis (ultraviolet-visible) :

Figure 5 : spectrophotomètre UV-Vis

Spectrophotomètre UV-vis est un appareil lié à un ordinateur, et qui mesure l'absorbance d'un échantillon pour calculer sa concentration.

- Avant de mettre l'échantillon dans la chambre de spectrophotomètre UV-Vis, on prépare des solutions témoins contient des concentrations différentes de la molécule objet d'analyse afin d'avoir une courbe d'étalonnage avec une incertitude très faible.

## 3.2 Méthodes

Les méthodes utilisées sont des méthodes : volumétriques, potentiométriques et spectrométrique à l'aide des matériels précédant pour déterminer les paramètres qui vont nous aider à atteindre le but de notre sujet.

La néphélométrie est une technique permet de doser les substances à l'intérieur d'une suspension telle qu'un liquide contenant des particules insolubles qui y sont dispersées. Le néphélomètre est un photomètre.

### 3.2.1 pH [2]

La mesure de pH se fait par la méthode Potentiométrique

- PRINCIPE

La mesure de pH se fait avec le pH – mètre doté d'une électrode de verre.

- MODE OPERATOIRE

- Etalonnage de l'appareil par solutions à pH=4 et pH=7,
- Rinçage de l'électrode par l'eau distillée,
- Mettre l'électrode dans un bécher qui contient de l'échantillon à analyser,
- L'appareil donne directement la valeur du pH.

### 3.2.2 Conductivité [3]

- PRINCIPE

La mesure de conductivité se fait avec le conductimètre, pour vérifier si l'eau conduit de l'électricité ou non et pour savoir s'il est nécessaire de diluer l'échantillon avant le traitement.

- MODE OPERATOIRE

- Etalonnage de l'appareil,
- Rinçage de la cellule par l'eau distillée,
- Mettre de la cellule dans un bécher qui contient de l'échantillon à analyser,
- L'appareil donne directement la valeur de la conductivité en ms/cm ou  $\mu\text{s/cm}$

### 3.2.3 Titre Hydrotimétrique Total (THT) [4]

Détermination de la dureté totale se fait par un dosage volumétrique

- PRINCIPE

La dureté correspond à l'ensemble des ions alcalino-terreux (généralement les ions de calcium et de Magnésium).

Le dosage des ions du calcium et magnésium se fait dans un milieu basique (pH=10) correspond à la solution tampon. En présence de l'indicateur coloré « Le noire ERIOCHROM T » l'existence des ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$  se caractérise par une coloration rouge foncé ou violette.

- MODE OPERATOIRE

- Dans un bécher Mettre 50 mL d'échantillon à analyser,
- Ajouter 4 mL de la solution tampon pH=10,

- Puis ajouter 3 gouttes de noire ERIRIOCHROM T,
  - Si la solution devient bleue ça signifie que l'eau est douce (non dure), TH = 0,
  - Si la solution devient rouge ou violette, on fait le dosage avec la solution EDTA à 0,01 mol /l jusqu'à virage du violet au bleu.
- EXPRESSION DES RESULTATS

La dureté totale THT : la concentration totale en calcium et magnésium (THT) exprimée en mmol/L est donnée par la formule suivante :

$$\text{THT} = \frac{[\text{EDTA}] \times V_{\text{EDTA}}}{V_{\text{ECH}}} \times 10^3 \text{ (en mmol/L)}$$

### 3.2.4 Titre Alcalimétrique simple (TA) et Complet (TAC) [5]

La méthode utilisée est un dosage volumétrique

- **PRINCIPE**

L'échantillon est titré à l'aide d'une solution acide étalonnée à des valeurs fixes, de point de virage 8,3 et 4,5. Les points de virage qui sont déterminés visuellement ou potentiométriquement, sont les points d'équivalences sélectionnés pour les déterminations des trois composantes principales : hydrogénocarbonate, carbonate et hydroxyde.

- ✓ Le point de virage pH 8,3 s'approche par approximation des concentrations équivalente de carbonate et de dioxyde de carbone et représente le titrage d'environ tout l'hydroxyde et de la moitié du carbonate présent.
- ✓ Le point de virage pH 4,5 s'approche par approximation du point d'équivalence pour les ions hydrogène et hydrogénocarbonate et permet la détermination de l'alcalinité totale de l'échantillon.

- **MODE OPERATOIRE**

#### **Détermination de l'alcalinité composite titrable à pH 8,3**

Introduire à l'aide d'une pipette, 100 mL d'échantillon dans un erlenmeyer de 250 mL.

Ajouter 0,1 mL de solution indicatrice de phénolphaléine.

Si aucune coloration rose n'est obtenue, considérer l'alcalinité composite titrable à pH 8,3 (TA) comme nulle.

Si une coloration rose est obtenue, titrer avec l'acide chlorhydrique jusqu'à la disparition de la couleur rose.

Noter le volume  $V_{\text{HCl } 1}$  en mL d'acide consommé. Conserver la solution pour utilisation lors de la détermination de l'alcalinité totale.

#### **Détermination de l'alcalinité totale**

Ajouter 0,1 mL de solution indicatrice de vert de bromocrésol-rouge de méthyle à la solution sur laquelle a été déterminée l'alcalinité titrable à pH 8,3.

Continuer à titrer avec la solution d'acide chlorhydrique appropriée ou jusqu'au changement de la couleur de vert bleu à gris.

Noter le volume total  $V_{\text{HCl } 2}$  en mL d'acide consommé.

- EXPRESSION DES RESULTATS

- Alcalinité composite titrable à pH 8,3 (TA)

$$A_p(\text{TA}) = \frac{[\text{HCl}] \times V_{\text{HCl } 1}}{V_{\text{ECH}}} \times 10^3 \text{ (en mmol de H}^+/\text{L)}$$

$V_{\text{HCl } 1}$  : le volume de HCl pour atteindre un pH de 8,3

- Alcalinité totale (TAC)

$$A_T(\text{TAC}) = \frac{[\text{HCl}] \times V_{\text{HCl } 2}}{V_{\text{ECH}}} \times 10^3 \text{ (en mmol de H}^+/\text{L)}$$

$V_{\text{HCl } 2}$  : le volume de HCl pour atteindre un pH de 4,5

### 3.2.5 Dosage de chlorure [6]

La méthode utilisée est un dosage volumétrique.

- PRINCIPE

Cette méthode consiste à déterminer la quantité de chlorure présent dans l'échantillon par les nitrates d'argent en présence de chromate de potassium comme colorant.

Au cours du dosage la coloration de l'échantillon vire du jaune vers l'orange comme indice de la disparition de chlorure.

- MODE OPERATOIRE

- Préparer un essai 100 mL de l'échantillon, et un autre de blanc,
- Vérifier si le pH est entre 5 et 9,5 si non ajuster en utilisant soit la solution d'acide nitrique, soit la solution de NaOH et noter le volume requis,
- Ajouter 1 mL de chromate de potassium,
- Titrer par les nitrates d'argent 0,02 mol/L et Noter le volume.

- EXPRESSION DES RESULTATS

La teneur en Cl exprimée en mg par litre est donnée par l'expression suivant

$$[\text{Cl}^-] = \frac{V_s - V_b}{V_{\text{ECH}}} \times 35453 \times [\text{AgNO}_3] \text{ (en mg/L)}$$

$V_s$  : volume de la solution  $\text{AgNO}_3$  utilisée pour titrer l'échantillon.

$V_b$  : volume de la solution  $\text{AgNO}_3$  utilisée pour titrer le blanc.

### 3.2.6 Dosage de Calcium [7]

La méthode utilisée est le dosage volumétrique.

- PRINCIPE

Dosage des ions de calcium avec une solution EDTA à un pH entre 12 et 13 en présence de l'acide calcéone carboxylique, qui forme un complexe rouge avec le calcium, est utilisé comme indicateur. Le magnésium est précipité sous forme d'hydroxyde et n'interfère pas lors du dosage.

- MODE OPERATOIRE

- Introduire 50 mL de l'échantillon dans un bécher de 250 mL,
- Ajouter 2 mL de la solution NaOH 2N,
- Ajouter 0,2 g d'indicateur calcéone,
- Vérifier si le pH est entre 12 et 13, si non corriger par la solution de NaOH
- Mélanger et doser par l'EDTA 0,01 mol/L
- Continuer à ajouter jusqu'à ce que la couleur devienne nettement bleu
- Noter le volume ajouter.

- EXPRESSION DES RESULTATS

La concentration de calcium exprimée en mg/L est donnée par la formule :

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{[\text{EDTA}] \times V_{\text{EDTA}}}{V_{\text{ECH}}} \times 40,08 \times 10^3 \text{ (en mg/L tq } 1^\circ\text{f} = 4\text{mg de Ca}^{2+}\text{)}$$

### 3.2.7 Dosage de Sulfate [8]

Méthode spectrophotométrique

- PRINCIPE

- Précipitation des ions sulfates en présence de chlorure de baryum en milieu chlorhydrique à l'état de sulfate de baryum.
- Stabilisation du précipité à l'aide d'un agent stabilisant.

- Mesurage spectrophotométrique de la solution d'essai à une longueur d'onde de 650 nm.
- Détermination de la concentration à l'aide d'une courbe d'étalonnage.

- **MODE OPERATOIRE**

➤ Etalonnage : Dans une série de fioles jaugées de 50 mL introduire :

N° des fioles	T	I	II	III	IV	V	VI
V. Solution étalon de $\text{SO}_4^{2-}$ (mL)	0	1	3	5	7	9	10
V. Eau distillée (mL)	50	49	47	45	43	41	40
V. HCl 10% (mL)	1	1	1	1	1	1	1
V. Solution de chlorure de baryum (mL)	5	5	5	5	5	5	5
Concentration de $\text{SO}_4^{2-}$ (mg/L)	0	3	9	15	21	27	30

Tableau 1 : les solutions de la courbe d'étalonnage des sulfates

Note : le T° des réactifs et des échantillons pour analyses doit être supérieure à 20°C.

- Agiter énergiquement 2 ou 3 fois et laisser reposer les solutions pendant 15 min au moins.
- Agiter à nouveau et faire les lectures à  $\lambda=650$  nm dans des cuves de longueur de 10 mm en utilisant comme référence la solution témoin.

### 3.2.8 Dosage de Nitrate [9]

La méthode utilisée pour le dosage des ions ammoniums est la spectrophotométrie.

- **PRINCIPE**

En présence de l'acide sulfosalicylique (formé par réaction entre le salicylate de sodium et l'acide sulfurique) les nitrates donnent en présence d'un alcali (EDTA et l'hydroxyde de sodium) un complexe stable coloré en jaune d'un dosage spectrophotométrique à une  $\lambda=415$  nm.

- **MODE OPERATOIRE**

- Prendre 10 ml d'échantillon à analyser dans un erlenmeyer
- Ajouter 0,2 ml de l'acide acétique  $\text{CH}_3\text{COOH}$  et 0,5 ml d'azoture de sodium  $\text{N}_3\text{Na}$
- Mettre l'erlenmeyer dans l'étuve à 75-80 C° jusqu'à vaporisation
- Ajouter ensuite 1 ml de solution salicylate de sodium, mélanger et évaporer à nouveau à sec (l'étuve), puis ajouter 1 ml d'acide sulfurique concentré



- Après 10 min ajouter 15 ml d'eau distillée puis 20 ml de la solution alcali (EDTA + NaOH) qui développe une coloration jaune
- On fait ensuite la lecture au spectrophotomètre à  $\lambda=415$  nm

### 3.2.9 Dosage de Nitrite [10]

La méthode utilisée est la spectrométrie d'absorption moléculaire

- PRINCIPE

La diazotation de l' amino-4-benzènesulfonamide par les nitrites en milieu acide et sa copulation avec le déchlorure de N-(naphtyle-1) diamino-1 ,2 éthane, donne un complexe coloré en pourpre susceptible d'un dosage spectrophotométrique

- MODE OPERATOIRE

- Mettre 50 ml d'échantillon à analyser dans une fiole jaugée,
- Ajouter 1 ml du réactif de diazotation,
- S'il ne donne pas une coloration rose, alors il n'y a pas des nitrites dans l'échantillon,
- S'il donne une coloration, on fait la lecture avec le spectrophotomètre.

### 3.2.10 Dosage d'Ammonium [11]

La méthode utilisée pour le dosage des ions ammoniums est la spectrophotométrie.

- PRINCIPE

En milieu alcalin et en présence de NITROPRUSSATE de sodium (qui agit comme un catalyseur), les ions d'ammoniums ( $\text{NH}_4^+$ ) traités par une solution de chlore et de phénol donnent du bleu d'indo- phénol susceptible d'un dosage spectrophotométrique.

- MODE OPERATOIRE

- Prendre 50 ml d'eau à analyser,
- Ajouter 4ml de la solution actifs (solution de NITROPRUSSATE de SODIUM et de PHENOL), et 4 ml de la solution chlorée et Agiter.
  - S'il donne une coloration jaune la concentration de  $\text{NH}_4^+$  est inférieure à 0,001.
  - S'il ne donne pas la coloration jaune, on place à l'obscurité pendant 6h au moins, puis on effectue la lecture au spectrophotomètre à  $\lambda=630$  nm.

## 4 La composition ionique d'une eau de puit

### 4.1 Conductivité

La connectivité de l'échantillon est 776  $\mu\text{s/cm}$

### 4.2 La concentration d'ions dans l'échantillon

- Concentration de  $\text{H}^+$

Cette concentration et calculer à partir de la valeur de pH, qui égal à 7,77

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,77$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7,77}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,698 \times 10^{-5} \text{ mmol/L}$$

- Concentration de  $\text{OH}^-$

Cette concentration et calculer à partir de la valeur de la concentration de  $\text{H}_3\text{O}^+$

$$K_e = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{1,698 \times 10^{-8}}$$

$$[\text{OH}^-] = 5,889 \times 10^{-4} \text{ mmol/L}$$

- Concentration de  $\text{Cl}^-$

Le volume de  $\text{AgNO}_3$  utilisée pour titrer l'échantillon ( $V_s$ ) = 11.6 mL

Et le volume de  $\text{AgNO}_3$  utilisée pour titrer le blanc ( $V_b$ ) = 0.5 mL

La concentration de la solution de  $\text{AgNO}_3$  égal à 0.02 mol/L

$$[\text{Cl}^-] = \frac{V_s - V_b}{V_{\text{ECH}}} \times 35453 \times [\text{AgNO}_3]$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{11,6 - 0,5}{100} \times 35453 \times 0,02$$

$$[\text{Cl}^-] = 78,70566 \text{ mg/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{72,32412}{35,453}$$

$$[\text{Cl}^-] = 2,22 \text{ mmol/L}$$

- Concentration de  $\text{SO}_4^{2-}$

A partir de la courbe d'étalonnage de sulfate, la concentration correspondante à l'échantillon égal à 10.2 mg/L

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 10,2 \text{ mg/L}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{10,2}{96,06}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,10618364 \text{ mmol/L}$$

- Concentration de  $\text{NO}_3^-$

A partir de la courbe d'étalonnage de nitrates, la concentration correspondante à l'échantillon diluée 5 fois égal à 3.9 mg/L

$$[\text{NO}_3^-] = 3,9 \times 5 \times 4,427 = 86,3265 \text{ mg/L}$$

$$[\text{NO}_3^-] = \frac{86,3265}{62,0049}$$

$$[\text{NO}_3^-] = 1,39225287 \text{ mmol/L}$$

- Concentration de  $\text{NO}_2^-$

A partir de la courbe d'étalonnage de sulfate, la concentration correspondante à l'échantillon égal à 0.0382 mg/L

$$[\text{NO}_2^-] = 0,0382 \times 3,29$$

$$[\text{NO}_2^-] = 0,12568 \text{ mg/L}$$

$$[\text{NO}_2^-] = \frac{0,12568}{46,0055}$$

$$[\text{NO}_2^-] = 0,0027318 \text{ mmol/L}$$

- Concentration de  $\text{HCO}_3^-$

L'Alcalinité total (TAC) de l'échantillon  $\neq 0$

Le volume de HCl utilisé pour le titrage égal à 4.4 mL.

$$\text{TAC} = \frac{[\text{HCl}] \times V_{\text{HCl}2}}{V_{\text{ECH}}} \times 10^3$$

$$\text{TAC} = \frac{0,1 \times 4,4}{100} \times 10^3$$

$$\text{TAC} = 4,4 \text{ mmol/L}$$

$$[\text{HCO}_3^-] = \text{TAC}$$

$$[\text{HCO}_3^-] = 4,4 \text{ mmol/L}$$

- Concentration de  $\text{CO}_3^{2-}$

L'Alcalinité composite (TA) de l'échantillon égal à 0

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 0 \text{ mg/L}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 0 \text{ mmol/L}$$

- Concentration de  $\text{NH}_4^+$

A partir de la courbe d'étalonnage d'ammonium, la concentration correspondante à l'échantillon égal à 0.152 mg/L

$$[\text{NH}_4^+] = 0,152 \times 1,288$$

$$[\text{NH}_4^+] = 0,195776 \text{ mg/L}$$

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{0,195776}{18,03846}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 0,01085325 \text{ mmol/L}$$

- Concentration de  $\text{Ca}^{2+}$

Le volume d'EDTA utilisée pour titrer l'échantillon  $V = 0.94 \text{ mL}$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{0,01 \times 9,4}{50} \times 10^3$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 1,82 \text{ mmol/L}$$

- Concentration de  $\text{Mg}^{2+}$

La concentration de  $\text{Mg}^{2+}$  est calculé à partir de l'équation de THT suivante :

$$[\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}] = \text{THT}$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = \text{THT} - [\text{Ca}^{2+}]$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{[\text{EDTA}] \times V_{\text{EDTA}}}{V_{\text{ECH}}} \times 10^3 - [\text{Ca}^{2+}]$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{0,01 \times 15,2}{50} \times 10^3 - 1,81$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = 2,98 - 1,82 = 1,16 \text{ mmol/L}$$

- Concentration de  $\text{Na}^+$

La concentration de  $\text{Na}^+$  et calculée à partir de la concentration de  $\text{Cl}^-$

$$[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-]$$

$$[\text{Na}^+] = 2,22 \text{ mmol/L}$$

Ions	Méthode d'analyse	Concentration en mg/L	Masse molaire	Concentration en mmol/L
H <sup>+</sup>	Potentiométrique	0.000	1.008	0.000
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Spectrométrie	0.196	18.038	0.011
Ca <sup>2+</sup>	Dosage volumétrique	72.942	40.078	1.820
Mg <sup>2+</sup>	À partir de THT	28.194	24.305	1.160
Na <sup>+</sup>	À partir de [Cl <sup>-</sup> ]	51.037	22.990	2.220
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Dosage volumétrique	268.474	61.017	4.400
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Dosage volumétrique	0.000	60.010	0.000
Cl <sup>-</sup>	Dosage volumétrique	78.706	35.453	2.220
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Spectrophotométrie	10.200	96.060	0.106
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Spectrophotométrie	86.327	62.005	1.392
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Spectrophotométrie	0.126	46.006	0.003
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Dosage volumétrique	0.000	94.971	0.000
OH <sup>-</sup>	Potentiométrique	0.010	17.008	0.001

Tableau 2 : résumé des résultats des analyses

D'après le tableau 2, on constate une différence de concentrations des ions présents dans l'eau objet d'analyse.

Parmi ces ions, on trouve ceux qui ont des concentrations plus élevées et d'autres sont présents avec des concentrations faibles, parfois nulles.

Les ions à concentrations élevées sont des ions majeurs, par contre les ions à faibles concentrations sont des ions mineurs.

On constate que les ions Na<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup> et Mg<sup>2+</sup> représentent les cations majeurs, par contre les anions majeurs sont HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup> et NO<sub>3</sub><sup>-</sup>.

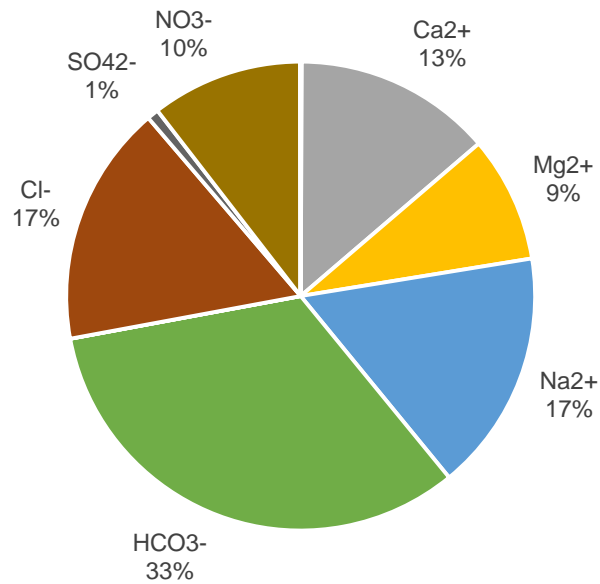


Figure 6: Composition ionique de cette eau

Les données du tableau 2 sont représentées par la figure 6.,

On distingue la présence de certains ions qui caractérisent ce type des eaux, comme  $Mg^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $HCO_3^-$  conséquence de la dissolution des roches de sol avec l'eau, cette présence ne joue pas sur la conformité de cette eau.

Par contre, la présence de  $NO_3^-$  avec une valeur qui dépasse la norme rendre cette eau inconsommable.

## 5 Balance ionique de l'échantillon d'eau

D'après les résultats précédant, on calcule la balance ionique de l'échantillon après convertir les concentrations des ions du tableau 2 à l'unité spécifique de la balance ionique qui est le méq/L (milliéquivalent/l).

Ions	Concentration en mg/L	Masse molaire	Concentration en mmol/L	Nombre d'équivalents	Nombre de mol équivalent	%
H <sup>+</sup>	0.000	1.008	0.000	1	0.000	0.000%
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	0.196	18.038	0.011	1	0.011	0.066%
Ca <sup>2+</sup>	72.942	40.078	1.820	2	3.640	22.170%
Mg <sup>2+</sup>	28.194	24.305	1.160	2	2.320	14.130%
Na <sup>+</sup>	51.037	22.990	2.220	1	2.220	13.521%
<b>Somme +</b>					<b>8.191</b>	<b>49.887%</b>
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	268.474	61.017	4.400	1	4.400	26.799%
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	0.000	60.010	0.000	2	0.000	0.000%
Cl <sup>-</sup>	78.706	35.453	2.220	1	2.220	13.521%
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	10.200	96.060	0.106	2	0.212	1.293%
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	86.327	62.005	1.392	1	1.392	8.480%
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	0.126	46.006	0.003	1	0.003	0.017%
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	0.000	94.971	0.000	3	0.000	0.000%
OH <sup>-</sup>	0.010	17.008	0.001	1	0.001	0.004%
<b>Somme -</b>					<b>8.228</b>	<b>50.113%</b>
<b>Total</b>					<b>16.419</b>	
<b>Balance Ionique</b>					<b>0.037</b>	
% de différence entre cations et anions					0.226%	
<b>Rapport %</b>					<b>99.549%</b>	

Tableau 3 : la balance ionique et les pourcentages des ions dans l'échantillon

D'après les résultats suivants, on peut constater qu'une différence des concentrations est toujours existée, où il y a des ions majeurs et d'autre mineurs.

La somme des anions et celle des cations de cette eau, sont notamment proche par une valeur de 0.037 et le rapport de l'un sur l'autre représente un pourcentage de 99.6%.

La valeur 0.037 (3.7%) représente la balance ionique correspondant à l'eau objet d'analyse.

## 6 Proposition sur la composition d'eau de puit

Le tableau suivant représente les ions majeurs d'eau objet d'analyse :

Ions	Concentration en mmol/L	Nombre de mol
Ca <sup>2+</sup>	1.82	0.00182
Mg <sup>2+</sup>	1.16	0.00116
Na <sup>+</sup>	2.22	0.00222
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	0.01085326	0.00001
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	4.4	0.00440
Cl <sup>-</sup>	2.22	0.00222
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	0.10618364	0.00011
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	1.39225287	0.00139

Tableau 4 : nombre de mole des ions présent dans l'échantillon

À partir des ions présents dans l'eau objet d'étude, on peut déduire une de plusieurs compositions moléculaires possible à l'aide du tableau suivant :

		ANIONS			
m*C + n*A		HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
CATIONS	Ca <sup>2+</sup>	Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	CaCl <sub>2</sub>	CaSO <sub>4</sub>	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
	Mg <sup>2+</sup>	Mg(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	MgCl <sub>2</sub>	MgSO <sub>4</sub>	Mg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
	Na <sup>+</sup>	NaHCO <sub>3</sub>	NaCl	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	NaNO <sub>3</sub>
	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> HCO <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> Cl	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>

Tableau 5 : la composition possible de cette eau

« m et n » : les coefficients stœchiométriques correspondants au cations (C) et anions (A).

Exemple :  $1\text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^- \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  m=1, n=2

Avant de calculer les quantités des composés du tableau 3, il faut vérifier si ces composés sont solubles dans l'eau et naturellement trouvables dans la nature.



Le tableau suivant représente la solubilité de chaque élément de la composition proposée par une concentration massique exprimé en g/100ml à une température de 20°C

composés possible	Solubilité en g/100 ml 20°C
Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	16,6
CaCl <sub>2</sub>	74,5
CaSO <sub>4</sub>	0,21
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	121,2
Mg(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	0,0077
MgCl <sub>2</sub>	54,6
MgSO <sub>4</sub>	33,7
Mg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	69,5
NaHCO <sub>3</sub>	9,6
NaCl	35,9
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	19,5
NaNO <sub>3</sub>	87,6
NH <sub>4</sub> HCO <sub>3</sub>	21,7

Tableau 6 : la solubilité des composés proposés à 20°C

La composition proposée pour cette eau est représentée dans le tableau suivant :

Composé	Composition	
	Nombre de mol	Pourcentage
Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	7.294E-04	14.00%
CaCl <sub>2</sub>	5.995E-04	11.50%
CaSO <sub>4</sub>	8.495E-05	1.63%
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	4.061E-04	7.79%
Mg(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	5.588E-04	10.72%
MgCl <sub>2</sub>	2.900E-04	5.57%
MgSO <sub>4</sub>	2.124E-05	0.41%
Mg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	2.900E-04	5.57%
NaHCO <sub>3</sub>	1.779E-03	34.14%
NaCl	4.410E-04	8.46%
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0	0.00%
NaNO <sub>3</sub>	0	0.00%
NH <sub>4</sub> HCO <sub>3</sub>	1.085E-05	0.21%
TOT	5.211E-03	100.00%
Reset des ions	Nombre de mol	% par rapport à TOT des ions majeurs
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	3.377E-05	0.25%

Tableau 7 : le pourcentage de des composés proposés

Le tableau 7 représente la concentration des différentes composées où ces concentrations

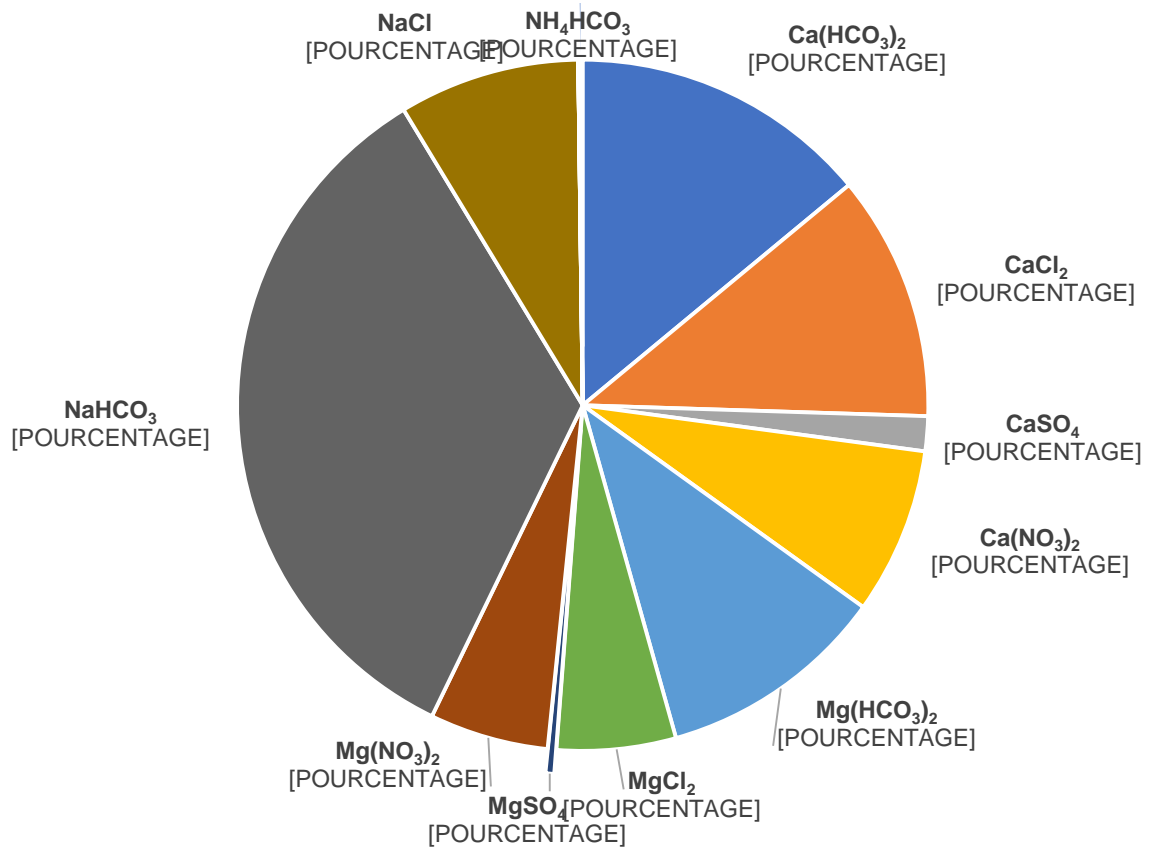


Figure 7: composition moléculaire

sont compatibles avec les solubilités présentée dans le tableau 6.

Les données du tableau 7 sont représentées par la figure 7

Elle représente la quantité des éléments de la composition proposée, ses composées sont solubles dans l'eau d'une part et présent dans le sol d'autre part et alors ils rendent la composition plus possible.

---

# CONCLUSION

---

---

## Conclusion

Dans cette étude on a réalisé plusieurs analyses pour déterminer la balance ionique d'un échantillon d'eau de puit.

Après étalonnage de certains appareils comme le conductimètre, le pH-mètre et le spectrophotomètre, on a déterminé les concentrations des ions en utilisant des méthodes volumétrique, potentiométrique et spectrophotométrique ceci pour calculer la balance ionique de cette eau.

Certains ions qui viennent de la dissolution des roches du sol dans l'eau a été déterminés, comme les ions  $Mg^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $HCO_3^-$ , avec des quantités a la norme.

Ceci pour calculer la balance ionique de cette eau, où on a trouvé une valeur de  $3.7\% < 5\%$  qui nous a permet de vérifier la conformité de cette eau.

Enfin on a proposé une composition d'un sol avant sa dissolution dans l'eau à partir des ions trouvés et leurs concentrations, cette composition a été conforme avec les solubilités des composés et avec l'existence de ses composés dans le sol.

La dure était suffisante pour traiter ce sujet qui représente une petite partie de l'étude des ions dans l'eau, mais j'aimerais virement si c'était un peu langue pour étudier d'autre phénomène en relation avec la balance ionique comme la relation entre la balance ionique et la pollution d'eau.

Ce stage m'a permis de faire le rapprochement entre les cours théoriques et ce qui se fait dans le monde professionnel, il m'a permis de renfoncer ma personnalité et d'acquérir de nouvelles compétences qui vont me servir dans mon cursus professionnel.

### English version

In this study, several analyses were performed to determine the ionic balance of a well water sample.

After calibrating conductivity meter, pH meter and spectrophotometer, we've determinate the ions concentration using volumetric, potentiometric and spectrophotometric methods, then calculate the ionic balance of our well water sample.

We've detect some ions that came from the dissolution of soil rocks in the water such as  $Mg^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $HCO_3^-$  ions with a respectable amount.

then we've calculate the ionic balance and we found 3.7% <5% as value, so that make us sure that our sample is good and drinkable.

Finally, a composition was proposed from the ions concentrations, this one was accordance with compounds solubility and their existence in soil rocks.

The time was enough to treat this subject who represent a small part of ions in water study but, I would like if it was a little longer to study other phenomenon in relation with the subject like the relation between the pollution and the ionic balance.

The internship allowed me to build a relation between the theoretical courses and the professional world and to reinforce my personality and to acquire new skills which will put me in the right way of my professional life

## LISTE DES REFERENCES

[01]	Des informations sur QEE dans leur site web laboqee.com	02
[02]	NF T 90-008 Février 2001 : Qualité de l'eau : détermination du pH	09
[03]	ISO 7888-1985 : Qualité de l'eau : détermination de la conductivité électrique	09
[04]	NF T 90-003 Août 1984 : Essais des eaux : détermination de la concentration totale en calcium et magnésium –méthode titrimétrique à l'EDTA.	10
[05]	NM ISO 9963-1 Février 2001 : Qualité de l'eau : détermination de l'alcalinité - partie1 : détermination de l'alcalinité totale et composite.	11
[06]	NF ISO 9297 février 2000 : Qualité de l'eau : dosage des chlorures –titrage au nitrate d'argent avec du chromate comme indicateur (Méthode de Mohr).	12
[07]	NF T 90-016 Aout 1984 : Essais des eaux : dosage du calcium-méthode titré-métrique à l'EDTA.	13
[08]	NF T 90-040 Septembre 1986 : Essais des eaux : dosage des ions sulfates-méthode spectrophotométrique	13
[09]	Méthode de Rodier	14
[10]	NF EN 26777 Mai 1993 : Qualité de l'eau : dosage des nitrites – méthode par spectrométrie d'absorption moléculaire.	15
[11]	NM ISO 7150-1 1999 : Qualité de l'eau : Dosage de l'ammonium – Méthode spectrométrique manuelle	15