

RÉPUBLIQUE ALGÉRIENNE DÉMOCRATIQUE ET POPULAIRE

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université DJILALI BOUNAAMA de KHEMIS MILIANA

Faculté des Sciences et de la Technologie

Département de la Technologie



Mémoire de Fin d'Étude

En vue de l'obtention d'un diplôme de

MASTER EN GÉNIE DES PROCÉDÉS

Spécialité : GÉNIE DE L'ENVIRONNEMENT

***Effets des sels de ferrates de sodium sur le
traitement de l'eau du barrage Sidi M'hamed
Ben Taiba***

Réalisé par :

M^{lle} HADJ-ALIM Chafika.

Encadré par :

M^{me}. MESLI.C

Soutenue le 15/06/2017 devant le jury composé de :

Mr. KHADRAOUI A

Président.

Mr. BOUDECHICHE N

Examineur.

Année Universitaire 2016/2017.

Remerciements

Avant tout, je remercie « ALLAH » le tout puissant qui m'a guidé tout au long de ma vie, qui m'a permis de m'instruire et d'arriver aussi loin dans mes études, qui m'a donné la santé, le courage et la patience pour passer tous les moments difficiles, et qui m'a permis d'achever ce travail.

Mes remerciements vont également à Monsieur KHADRAOUI pour m'avoir fait l'honneur et l'immense plaisir d'accepter de présider le jury.

Je remercie chaleureusement Mr BOUDECHICHE qui a accepté de faire partie du jury et d'examiner ce travail.

Je tiens à présenter mes humbles et sincères remerciements ainsi que toute ma reconnaissance et ma profonde gratitude à ma promotrice Mme MESLI.C, pour tout son dévouement lors de mon encadrement, pour tout son aide et ses précieux conseils et ses encouragements incessants, et surtout pour sa patience et sa compréhension.

Je remercie infiniment tous les personnes de laboratoire d'Algérienne des eaux (ADE) d'Ain Defla et de la station de traitement du barrage d'Arib.

En fin, je remercie tous ceux qui m'ont aidé de près ou de loin, que ce soit par leur amitié, leurs conseils et leur soutien moral.

Qu'ils trouvent dans ces quelques lignes l'expression de mes remerciements les plus vifs.

HADJ-ALIM Chafika

Dédicaces

Après de longues années ce modeste manuscrit voit enfin le jour.

C'est avec un très grand honneur que je dédie ce présent mémoire à :

L'homme de ma vie, mon exemple éternel ce qui s'est toujours sacrifié pour me voir réussir, à toi mon père.

La lumière de mes jours, la source de mes efforts, ma vie et mon bonheur ma mère que j'adore.

Mes chers frères : Chouki et Mouloud

Mes chères sœurs : Abla et Feriel

Mes grands parents qu'ALLAH me les garde.

Tous les membres de ma grande famille pour leur encouragement durant toute ma scolarité.

J'adresse aussi mes remerciements à mon oncle Boualam et Mr Hamouine Salim.

Toute la promotion 2017 de Génie des Procédés et à tous ceux qui me sont chers.

HADJ-ALIM Chafika.

LISTE DES FIGURES

Figure I.1. Présentation de la molécule de ferrate.....	3
Figure I.2. Les trois structures hybrides de résonance d'ion de Fe(VI) dans une solution aqueuse.....	5
Figure I.3. La couleur violette des ferrates.	5
Figure I.4. Diagramme approximatif d'ordre technique de E°-pH des composés les plus abondants de fer.	6
Figure I.5. Montage d'une cellule électrochimique de production des ferrates.....	8
Figure I.6. La couche intermédiaire Fe (III) qui se forme à travers le processus de formation des ferrates.....	9
Figure I.7. Diagramme de Fe ^{VI} avec ses principales applications.....	14
Figure I.8. Barrage Sidi M'hamed Ben Taiba.....	20
Figure I.9. Localisation du barrage Sidi M'hamed Ben Taiba.....	21
Figure II.1. Montage d'électrolyse.....	24
Figure II.2. Montage d'électrolyse à température ambiante.	25
Figure II.3. Montage d'électrolyse à température de 40°C et 60°C.....	25
Figure II.4. Colimétrie par filtration / Test de présomption.....	33
Figure II.5. Colimétrie par filtration : test de confirmation des coliformes totaux.	35
Figure III.1. Variation de la coloration de la solution de ferrate au cours de l'électrolyse.....	37
Figure III.2. Solution des ferrates après 150 minutes d'électrolyse.....	37
Figure III.3. Electrodes après l'électrocoagulation.....	38
Figure III.4. Les électrodes après 150 minutes d'électrolyse à I=0.125A et I=0.5A.	39
Figure III.5. Variation du rendement de formation des ferrates en fonction de la densité du courant pour un temps de 150 minutes et à températures différentes.	42
Figure III.6. Variation du rendement de formation des ferrates en fonction de la densité de courant pour un temps de 150 minutes (16M).	44
Figure III.7. Variation du rendement de production des ferrates en fonction de temps (14M).....	45
Figure III.8. Variation de la concentration des ferrates en fonction du temps (14M).....	46
Figure III.9. Variation du rendement de production des ferrates en fonction du temps (16M).....	47

Figure III.10. Variation de la concentration des ferrates en fonction de temps (16M).....	47
Figure III.11. Variation du rendement en fonction de densité de courant à 5 et 150 minutes (14M).....	48
Figure.III.12. Variation du rendement en fonction de densité de courant à 5 et 150 minutes (16M).....	48
Figure.III.13. Variation du rendement et l'énergie électrique consommée en fonction de temps d'électrolyse (14M).	50
Figure III.14. Variation du rendement et l'énergie électrique consommée en fonction de temps d'électrolyse (16M)	51
Figure.III.15. Variation du rendement et l'énergie électrique consommée en fonction de temps d'électrolyse (KOH 16M).....	52
Figure.III.16. Variation du rendement en fonction de la nature de l'électrolyte (NaOH, KOH 16M), dans les conditions optimales.....	52
Figure IV.1. L'eau de barrage après 30 minutes de décantation avec le coagulant $Al_2(SO_4)_3$	53
Figure IV.2. Variation du rendement en fonction de la dose en coagulant ($Al_2(SO_4)_3$).	54
Figure IV.3. L'eau de barrage après 30 minutes de décantation par le coagulant ($FeCl_3$). .	55
Figure IV.4. Variation du rendement en fonction de dose en coagulant ($FeCl_3$).....	56
Figure IV.5. L'eau de barrage après 30 de la décontation par le coagulant Na_2FeO_4	57
Figure IV.6. Variation du rendement en fonction de dose en coagulant (Na_2FeO_4).....	58
Figure IV.7. Les trois boites de pétri à analyser.	59
Figure IV.8. Résultat d'analyse bactériologique avant l'ajout des ferrates.	60
Figure IV.9. Résultat d'analyse après l'injection des ferrates.	61

LISTE DES TABLEAUX

Tableau I.1. Potentiel redox des oxydants/désinfectants utilisés pour traiter et dépolluer les eaux.....	13
Tableau I.1. La fiche technique du barrage Sidi M'hamed Ben Taiba	22
Tableau II.1. La composition chimique des électrodes en acier.	26
Tableau II.2. Caractéristiques physico-chimiques de l'eau de barrage	29
Tableau III.1. Rendements de l'électrolyse pour les différentes densités de courant à T=25°C.....	40
Tableau III.2. Rendements de l'électrolyse pour les différentes densités de courant à T=40°C.....	41
Tableau III.3. Rendements de l'électrolyse pour les différentes densités de courant à T=60°C.....	41
Tableau III.4. Rendements de l'électrolyse pour les différentes densités de courant à T=25°C.....	42
Tableau III.5. Rendements de l'électrolyse pour les différentes densités de courant à T=40°C.....	43
Tableau III.6. Rendements de l'électrolyse pour les différentes densités de courant à T=60°C.....	43
Tableau III.7. Variation du rendement en fonction des densités de courant pour différentes durées de l'électrolyse (14M).	45
Tableau III.8. Variation du rendement en fonction des densités de courant pour différentes durées de l'électrolyse (16M).	46
Tableau III.9. Variation du rendement de production des ferrates et l'énergie électrique consommée en fonction de temps (14M).....	49
Tableau III.10. Variation du rendement de production des ferrates et l'énergie électrique consommée en fonction de temps (16M).....	50
Tableau III.11. Comparaison du rendement et l'énergie électrique consommée de NaOH et KOH à 5 minutes.....	51
Tableau IV.1. Variation des paramètres physico-chimiques en fonction des doses en coagulant ($Al_2(SO_4)_3$).....	54
Tableau IV.2. Variation des paramètres physico-chimiques en fonction des doses en coagulant ($FeCl_3$).	55
Tableau IV.3. Variation des paramètres physico-chimiques en fonction des doses en coagulant (Na_2FeO_4).	57
Tableau IV.4. Variation des paramètres physico-chimiques avant et après l'ajout des ferrates.....	58

LISTE DES ABRÉVIATIONS

- Abs, A : L'absorbance de la solution de ferrates.
- ADE : Algérienne Des Eaux.
- ANBT : Agence National du Barrage de Transfert.
- C : La concentration de la solution des ferrates (mol/l).
- Ec : Electrocoagulation.
- EC : L'énergie de consommation en (kWh/kg).
- E° : Potentiel standard.
- F : La constante de Faraday ($F=96500 \text{ C mol}^{-1}$).
- f : Le facteur de dilution.
- I : L'intensité de courant (A).
- i : La densité de courant (mA /cm^2).
- L : La distance entre les électrodes (cm).
- m_{exp} : La masse expérimentale de ferrate produite (kg).
- m_{the} : La masse théorique des ferrates synthétisés (kg).
- n : Le nombre d'électron ($n=6$).
- NTU : Nephelometric Turbidity Unit.
- pH : Le potentiel d'Hydrogène.
- R% : Le rendement de la formation des ferrates.
- S : La surface immergée de l'anode.
- T : La température.
- t : La durée de l'électrolyse (h).
- TDS : Le taux des sels dissous.
- TSA : Gélose tryptophane au soja.
- TTC : Chlorure de 2, 3, 5 – triphényltrétrasolium.
- v : Le volume (ml).
- U : Le potentiel (v).
- : Le coefficient d'extinction molaire ($\text{cm}^{-1} \text{ M}^{-1}$).
- max: La longueur d'onde maximale (nm).
- m_c : La différence de la masse de cathode (g).
- m_a : La différence de la masse d'anode (g).

TABLE DES MATIERES

INTRODUCTION GENERALE.....	1
CHAPITRE I	ÉTUDE BIBLIOGRAPHIQUE
I.1.Introduction :.....	3
I.2. Définition :	3
I.3.Historique :.....	4
I.4. Les propriétés des ferrates :.....	4
I.4.1.Les propriétés physiques :.....	4
I.4.1.1. Structure :.....	4
I.4.2. Les propriétés optiques :	5
I.4.2.1. Couleur :.....	5
I.4.2.2. Spectre d'absorption dans le visible :.....	5
I.4.3. Les propriétés chimiques :	6
I.4.3.1. Stabilité :	6
I.5. La production des ferrates :.....	7
I.5.1. Méthode par voie sèche :	7
I.5.2.Méthode par voie humide.:	7
I.5.3.Méthode par voie électrochimique:.....	8
I.5.3.1. Principe :	8
I.6. Paramètres de synthèse électrochimique des ferrates :.....	10
I.6.1.L'électrolyse :.....	10
I.6.2.L'anode :	10
I.6.3.La cathode :	11
I.6.4.La durée de l'électrolyse :	11
I.6.5.La température :	11
I.7. Caractérisation des ferrates :.....	12

I.7.1. Méthode par titrage volumétrique :.....	12
I.7.2. Méthode spectroscopique :.....	12
I.8. Application des ferrates.:.....	13
I.8.1. Traitement et épuration des eaux :	14
I.8.1.1.Coagulation-floculation :	15
I.8.1.2.Oxydation des polluants organiques et inorganiques :.....	16
I.8.1.3.Désinfection :	17
I.8.1.4.Elimination d'arsenic dans l'eau potable :	17
I.8.2. Autres application des ferrates :	18
I.8.2.1.Oxydant dans la destruction des algues :	18
I.8.2.2.Oxydant dans l'élimination du sulfure d'hydrogène :.....	18
I.8.2.3.Oxydant dans les traitements des boues :.....	19
I.8.2.4.Oxydant dans la dégradation des tensioactifs :.....	19
I.9. Généralité sur le barrage de Sidi M'hamed Ben Taiba :.....	20
I.9.1.Présentation du barrage Sidi M'hamed Ben Taiba :.....	20
I.9.2.Situation géographique du barrage Sidi M'hamed Ben Taiba.....	20
I.9.3.Historique du projet :.....	22
I.9.4.Caractéristiques techniques du barrage Sidi M'hamed Ben Taiba:.....	22
I.9.5.Utilisation du barrage Sidi M'hamed Ben Taiba:.....	23

CHAPITRE II

MATÉRIELS ET MÉTHODES

II.1. Dispositif expérimental :.....	24
II.1.1. Réactif utilisé :.....	25
II.1.2. Électrodes :.....	25
II.2. Nettoyage des électrodes en acier:.....	26
II.3. Technique analytique :.....	27
II.4. Caractérisation de l'eau de barrage utilisée :	29
II.5. Les analyses physico-chimiques et bactériologiques de l'eau :.....	29

II.5.1. Analyses physico-chimiques :	29
II.5.1.1. Matériels utilisés :	29
II.5.1.2. Méthodes d'analyses :	29
II.5.2. Analyses bactériologiques :	31
II.5.2.1. Matériels utilisés pour l'échantillonnage:	31
II.5.2.2. Recherche et dénombrement des coliformes par filtration:	32

CHAPITRE III

RÉSULTATS ET DISCUSSION

III.1. Observations et remarques macroscopiques :	37
III.2. Etude de l'influence de l'intensité de courant et de la température :	39
III.3. Etude de l'influence de la densité de courant, la durée d'électrolyse et la concentration d'électrolyse :	44
III.4. Influence du rendement de production des ferrates sur l'énergie électrique consommée :	49
III.5. L'influence du choix de l'électrolyte sur le rendement :	51

CHAPITRE IV

APPLICATION SUR L'EAU DE BARRAGE

IV. Application des ferrates sur l'eau brute du barrage:	53
IV.1. Le procédé de coagulation floculation par Jar-test:	53
IV.1.1. Le coagulant $Al_2(SO_4)_3$:	53
IV.1.2. Le coagulant $FeCl_3$:	55
IV.1.3. Le coagulant Na_2FeO_4 :	56
IV.2. Les analyses physico-chimiques avant et après l'ajout de la solution des ferrates ...	58
IV.3. Les analyses bactériologiques avant et après l'injection des sels de ferrates.....	59
IV.3.1. Analyses bactériologiques de l'eau avant l'ajout des ferrates.....	59
IV.3.2. Analyses bactériologiques de l'eau après l'ajout des ferrates.....	61
CONCLUSION GENERALE	62

الهدف من هذا العمل هو تنفيذ التحليل الكهروكيميائي ملح الحامض الحديدي هيدروكسيد الصوديوم NaOH وذلك لتقييم قدرتها على التخثير التطهير في علاج مياه .

في هذا يتم دراسة معايير معينة لتحديد الظروف المثلى لتركيب الحديديات، وهي كثافة التيار الكهربائي تركيز . أظهرت النتائج أنه يتم الحصول على أفضل عائد إنتاج الحديديات كثافة التيار

قدرها 3,88 / 2 لشدة التيار الكهربائي 0,125 تركيز المحلول 16 / 5 40 درجة مئوية.

لإجراء اختبارات على عينة من مياه سيدي بن طيبة أظهرت أن استخدام الحديديات تصنيعه بعد 30 دقيقة الم تركيز الحديديات 1.15 / 87 تعكر المياه الخام، وحقق تركيز 3.8 / من الحديديات أظهر التطهير الكلي للعينات من بكتريا القولون البرازية، مجموعه نية.

مفتاحية:

التحليل الكهربائي، الحديدات (VI) NaOH مياه التخثير التطهير.

RESUMÉ

L'objectif de ce travail, est la mise en œuvre de la synthèse électrochimique des ferrates (VI), en utilisant le NaOH comme électrolyte, afin d'évaluer son potentiel sur la coagulation et la désinfection dans le traitement de l'eau brute du barrage de Sidi M'hamed Ben Taiba.

A ce propos, certains paramètres sont étudiés pour définir les conditions optimales de la synthèse des ferrates, à savoir, la concentration de l'électrolyte, la densité de courant, le temps de l'électrolyse et la température l'électrolyte. Les résultats obtenus ont montré que le meilleur rendement de production de ferrates est obtenu pour une densité de courant $i=3,88 \text{ mA/cm}^2$ correspondant à une densité de courant de 0,125 A, pour une durée d'électrolyse ne dépassant pas 5 minutes à une température de 40°C.

Par ailleurs, pour les essais effectués sur un échantillon d'eau de barrage brute, prélevés à l'entrée de la station de traitement du barrage Sidi M'hamed Ben Taiba, ils ont montré que l'utilisation des ferrates synthétisés au bout de 30 minutes, correspondant à une concentration en ferrates de 1.15 mg/l, provoquait un abattement d'environ 87% de la turbidité de l'eau brute, et que l'injection d'une concentration en ferrates de 3.8 mg/l a révélé une désinfection totale des échantillons prélevés en coliformes, totaux et *Escherichia coli*.

Mots clés :

Electrolyse, Ferrates(VI), NaOH, eau de barrage, coagulation, désinfection.

ABSTRACT

The objective of this work is the implementation of the electrochemical synthesis of ferrates (VI), using NaOH as an electrolyte, in order to evaluate its potential on coagulation and disinfection in the treatment of raw water from the dam.

In this connection, certain parameters are studied in order to define the optimum conditions for the synthesis of the ferrates, the concentration of the electrolyte, namely the current density, the electrolysis time and the electrolyte temperature. The results obtained show that the best ferrous production efficiency is obtained for a current density $i = 3.88 \text{ mA / cm}^2$ corresponding to a current density of 0.125 A, for an electrolysis time not exceeding 5 minutes at a temperature of 40 ° C.

Furthermore, for tests carried out on a sample of raw barrier water taken at the entrance to the Sidi M'hamed Ben Taiba dam treatment plant, they showed that the use of ferrates synthesized after 30 minutes corresponding to a concentration of Ferrates of 1.15 mg / l resulted in an abatement of approximately 87% of the turbidity of the raw water and injection of a ferrates concentration of 3.8 mg / l revealed complete disinfection of the samples collected from faecal, total and *Escherichia coli coliforms*.

Keywords:

Electrolysis, Ferrates (VI), NaOH, dam water, coagulation, disinfection.

Introduction générale

Dans l'eau et le traitement des eaux, le type de traitement dépend de la qualité de l'eau brute capté : de la simple désinfection, éventuellement couplée à une filtration rapide, à des traitements plus poussés (prétraitement, coagulation, floculation et procédés d'affinage avant désinfection) pour des eaux superficielles ou des eaux souterraines de moins bonne qualité.

Des produits chimiques désinfectants sont utilisés pour détruire les micro-organismes pathogènes (bactéries et virus). On trouve parmi ces produits, le chlore, l'ozone et les ferrates de sodium qui peuvent être une alternative potentielle.

Les espèces de fer hexavalent, connues sous le nom de ferrate, sont connues depuis plus d'un siècle, mais leurs pierres-clés sont toujours étudiées et découvertes [1].

Le fer sous son état d'oxydation +6, plus connu sous le nom de ferrates VI a fait l'objet de nombreuses études du fait de sa nature multifonctionnelle (oxydant, floculant, désinfectant, décolorant, désodorisant, désulfurant ...). Les ferrates apparaissent comme étant un élément important dans le développement de la chimie verte et leurs applications sont de plus en plus variées et innovantes.

Le ferrate (VI) est l'un des produits chimiques les plus puissants, polyvalents et respectueux de l'environnement de l'eau et des eaux usées. Pour cette raison, il existe maintenant un intérêt croissant pour l'utilisation de la technologie innovante d'aquaculture dans l'oxydation des contaminants émergents, des substances toxiques et des microorganismes désactivant qui ont des effets néfastes sur le corps humain dans l'eau et le traitement des eaux usées sans générer de sous-produits nuisibles [2-4].

En une seule dose, le fer super-chargé (6+) remplace de multiples produits chimiques de traitement, car il peut simultanément oxyder, désinfecter et coaguler pour éliminer les agents pathogènes et les contaminants de l'eau et des eaux usées. En raison de ces propriétés uniques du ferrate (VI), ses méthodes de préparation ont été considérées depuis de nombreuses années par différents chercheurs [5-6].

Les méthodes de production de Ferrate (VI) peuvent être divisées en trois catégories principales: (i) synthèse chimique humide, (ii) synthèse chimique sèche et (iii) synthèse

INTRODUCTION GÉNÉRALE

électrochimique. Parmi ces méthodes, la méthode électrochimique présente des avantages tels que la simplicité, la sécurité et l'absence d'hypochlorite. La méthode électrochimique est également plus rentable que d'autres méthodes, car elle ne nécessite pas de produits chimiques coûteux.

Ce mémoire comporte trois chapitres, le premier fournit une étude bibliographique sur les ferrates et leur historique de préparation en particulier et sur les ferrates (VI) alcalins, les méthodes de synthèse de ces derniers et les applications des ferrates. Des généralités sur le barrage de Sidi M'hamed-Ben Taiba (Arib) ont été abordé dans ce même chapitre.

Les appareillages et les méthodes analytiques mis en œuvre dans ce travail sont présentés dans le deuxième chapitre.

Le troisième chapitre est consacré à l'ensemble des résultats acquis au cours des différentes expériences au laboratoire. Les paramètres influant sur le processus de synthèses des ferrates de sodium y sont présentés et discutés.

Le quatrième chapitre regroupe les résultats d'une application des ferrates sur l'eau brute du barrage d'Arib en tant qu'un coagulant/désinfectant.

En fin, ce travail de recherche s'achèvera par une conclusion générale qui résume les principaux résultats obtenus.

I. 1. Introduction

Ce chapitre comporte deux grandes parties : la première propose un état de l'art sur les ferrates, leurs propriétés, l'historique et leurs méthodes de préparation. Cette présentation repose sur les travaux effectués depuis un siècle. L'accent est mis sur l'étude de ferrates (VI) de métaux alcalins. La science des ferrates est assez ancienne, mais bon nombre de ses résultats ont été délaissés et se révèlent seulement maintenant en raison de leur intérêt technique ou environnemental.

La deuxième partie présente des généralités sur le barrage de Sidi M'hamed Ben Taiba (Arib).

I.2. Définition

Les ferrates sont des composés qui contiennent du fer sous son état d'oxydation +6 (Figure I.1) [5].

Le Fe(VI) en tant qu'oxydant possède en effet un potentiel d'oxydation ($E^\circ \text{FeO}_4^{2-} / \text{Fe}^{3+} = 2,2\text{V}$) plus élevé que celui de l'ozone ($E^\circ \text{O}_3 / \text{O}_2 = 2,07 \text{ V}$), du peroxyde d'hydrogène ($E^\circ \text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O} = 1,7 \text{ V}$), du permanganate ($E^\circ \text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+} = 1,50 \text{ V}$), et du chlore ($E^\circ \text{Cl}_2 / \text{Cl}^- = 1,36 \text{ V}$) ou encore du chlore.

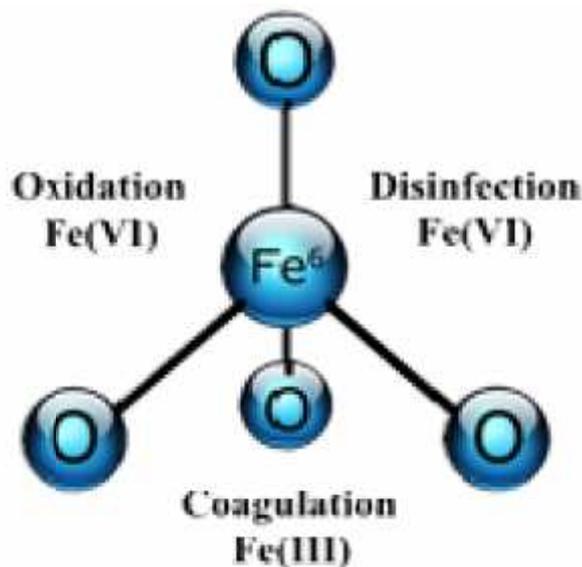


Figure I.1 : Présentation de la molécule de ferrate [5].

I.3. Historique

Un produit de couleur rouge-pourpre a été observé pour la première fois par Stahl [7]. en 1702, lorsqu'il mena une expérimentation en réalisant un mélange de KNO_3 et de fer puis en dissolvant dans l'eau des résidus en fusion. La solution colorée a été identifiée par la suite comme le ferrate de potassium (K_2FeO_4). En 1834, Eckenberg et Becquerel, ont détecté la même couleur lorsqu'ils ont chauffé des minéraux du fer mélangés avec la potasse [8].

En 1841, Poggendorff a noté l'apparition de la couleur pourpre avec l'oxydation anodique d'une électrode de fer dans une solution alcaline forte [9].

La présence de l'état d'oxydation (six) dans les ferrates a été démontrée par diverses méthodes. Il ya eu un accroissement d'intérêt pour les ferrates à partir des années 1950, principalement en raison de son potentiel pour oxyder les composés organiques.

Haber et Pick [10] ont suivis l'influence des différents paramètres sur la formation électrochimique du ferrate (VI). Plusieurs chercheurs ont étudié la production chimique de ferrate (VI) avec accompagnement des procédures de purification, les techniques électrochimiques ont été examinées par Tousek, Helferich et Sharma [11], [2].

Les travaux des trois derniers groupes se sont basés sur l'optimisation des conditions qui donnent un rendement plus élevé pour la synthèse électrochimique des ferrates.

I.4. Les propriétés des ferrates

I.4.1. Les propriétés physiques

I.4.1.1. Structure

Les cristaux des ferrates ont la structure tétraédrique, tels que les quatre atomes d'oxygène sont collés en covalence sur l'atome central de fer dans l'état de l'oxydation +6 [12].

Les ions de Fe(VI) peuvent avoir trois structures hybrides de résonance dans une solution aqueuse comme le montre la figure I.2.

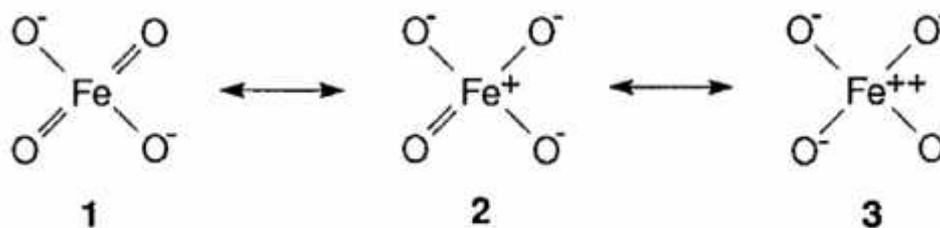


Figure I.2 : Les trois structures hybrides de résonance d'ion de Fe(VI) dans une solution aqueuse [12].

I.4.2. Les propriétés optiques

I.4.2.1. Couleur

L'ion FeO_4^{2-} a la même couleur que l'ion MnO_4^{2-} . Une couleur violette profonde fut observée dans les solutions fortement alcalines [7].

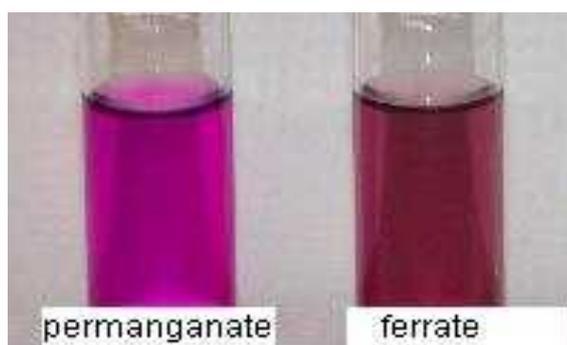


Figure I.3 : La couleur violette des ferrates.

I.4.2.2. Spectre d'absorption dans le visible

La couleur violette caractérisant les solutions fortement alcalines contenant du fer est due à la présence de ferrates (VI) tétraédrique FeO_4^{2-} , avec son pic d'absorption à une longueur d'onde comprise entre 505 et 510 nm et une extinction molaire de 1100 et 1300 $\text{l}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$ pour ces longueurs d'onde [13]. Ce spectre d'absorption est un outil approprié pour l'identification des ferrates, lorsque les échantillons se dissolvent.

I.4.3. Les propriétés chimiques

I.4.3.1. Stabilité

Selon Tsapin [13], les ferrates sont stable dans des solutions fortement alcalines PH>10. Dans le diagramme du E°-pH, où E° est le potentiel d'oxydation du système, sont représentées les zones de stabilité de différentes phases ferrifères (Figure I.4).

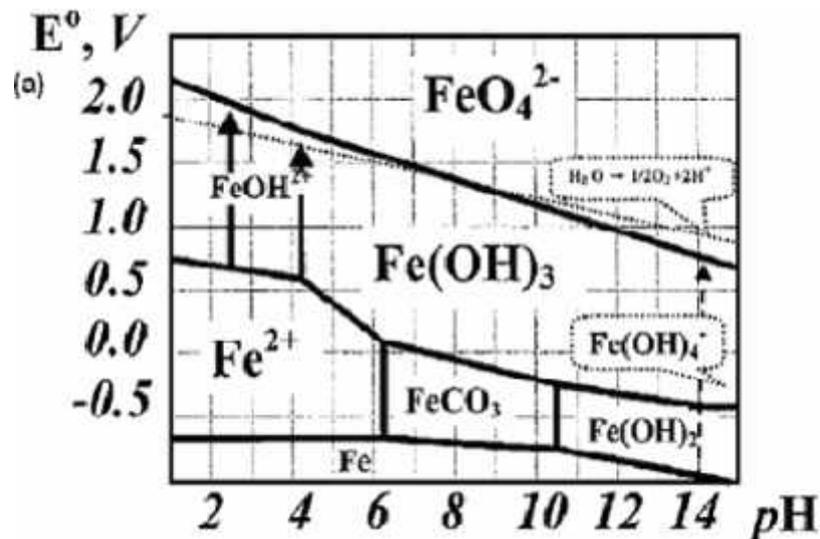
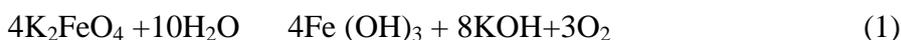


Figure I.4 : Diagramme approximatif d'ordre technique de E°- pH des composés les plus abondants de fer [13].

Les ferrates (VI) occupent la partie supérieure du diagramme.

Lorsque les sels de ferrates se dissolvent dans l'eau, l'oxygène se dégage et l'hydroxyde ferrique précipite. Cela rend la solution de ferrate instable.



Le taux de décomposition des ferrates dépend fortement de leur concentration initiale des ferrates, du pH ainsi que de la température de la solution [14]. Les solutions de ferrates sont d'autant plus stables qu'elles sont plus diluées [15].

Wagner et ses collaborateurs [16] ont étudié les facteurs qui affectent la stabilité des solutions de ferrates.

I.5. La production des ferrates

Pour la synthèse des ferrates, trois méthodes sont utilisées :

1-L'oxydation par voie sèche en chauffant/fondant différents minéraux oxydés du fer sous conditions fortement alcalines et sous courant d'oxygène.

2-L'oxydation par voie humide, en utilisant le sel de Fe(III) en milieu fortement alcalin et en utilisant l'hypochlorite ou le chlore comme oxydant.

3-La méthode électrochimique, par oxydation anodique, en utilisant le fer ou l'alliage de fer comme anode et NaOH ou KOH comme électrolyte [42].

I.5.1. Méthode par voie sèche

L'intérêt croissant de cette voie est qu'elle permet d'éviter la réaction des ferrates avec l'eau. Ce procédé de préparation des ferrates a surtout attiré l'attention comme technologie verte dans le but de recycler divers composés résiduels du fer [17].

L'importance des réactions pour la préparation des ferrates par voie sèche réside principalement dans leur capacité à produire des ferrates alcalins (IV) ou (VI) directement à partir de produits de départ peu coûteux et facilement disponibles (par exemple, l'oxyde de fer ou le fer), sans procédures électrochimiques compliquées ni préparation préliminaire des réactifs [18]. En outre, chacune de ces réactions peut être utilisée pour obtenir des rendements considérables de ferrates (VI) sans utiliser de longues procédures de production des ferrates par voie humide. Malgré les avantages, il faut mentionner que la synthèse par voie sèche à une température supérieure ou égale à 500 °C semble peu convaincante du fait de la faible stabilité thermique des ferrates alcalins. De plus, l'explosivité du milieu réactionnel rend le procédé de synthèse à haute température dangereux [19].

I.5.2. Méthode par voie humide

L'oxydation par voie humide procède par oxydation d'une solution ferrique pour former la solution de ferrate(VI) en milieu fortement alcalin. Comme la solution de ferrate peut se décomposer rapidement, les protocoles de précipitation, ceux de lavage et de séchage sont nécessaires pour obtenir un produit stable et solide [15-20].

La méthode par voie humide, considérée comme la plus pratique, reste cependant très coûteuse [17].

I.5.3. Méthode par voie électrochimique

I.5.3.1. Principe

La première synthèse électrochimique des ferrates (VI), due à Poggendorff reste l'une des plus anciennes et la méthode la plus prometteuse parce qu'elle utilise un processus très simple [8], qui ne nécessite pas de coûteux réactifs chimiques coûteux. La préparation électrochimique des ferrates consiste à placer une anode sacrificielle dans une cellule d'électrolyse, contenant une solution fortement alcaline, telle que NaOH ou KOH, ou les deux ensemble, et en faisant passer un courant électrique servant à oxyder le fer en Fe (VI). Le schéma ci-dessous (Figure I.5) présente le dispositif expérimental pour réaliser la synthèse.

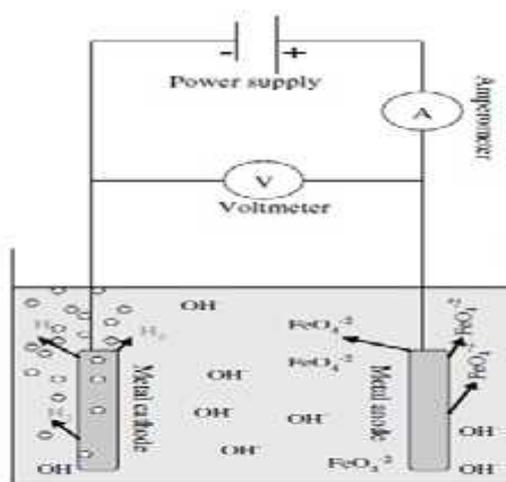


Figure I.5 : Montage d'une cellule électrochimique de production des ferrates [8].

Le principe de base de la production des ferrates est représenté dans les équations suivantes [21-22] :

La réaction d'oxydation au niveau de l'anode :



La réaction de la réduction au niveau de la cathode :



Réaction globale:



Plusieurs étapes sont nécessaires pour assurer la formation des ferrates. Elles peuvent être décrites de la manière suivante :

- 1-La formation des espèces intermédiaires.
- 2-La formation de ferrate.
- 3-La formation d'une couche de passivation qui empêche la production des ferrates.

Shao et al. [23] suggèrent que les réactions intermédiaires qui se déroulent avant la production des ferrates, sont décrites par les réactions (5) et (6). A ce stade, une couche d'oxyde de Fe(III) se forme à la surface de l'anode, correspondant au (point A) figure I.6, c'est le résultat des deux réactions suivantes :



Les charges pourraient migrer de cette couche de passivation, mais peuvent rencontrer une résistance. La dissolution électrochimique peut avoir tendance à se produire sur certains sites actifs, au niveau où la couche d'oxyde est plus mince, puis les sites actifs, se développent en micro trous (point B), comme nous pouvons voir dans la figure 6.

Au niveau de point B, les réactions pouvant avoir lieu sont données par les équations (7) et (8).

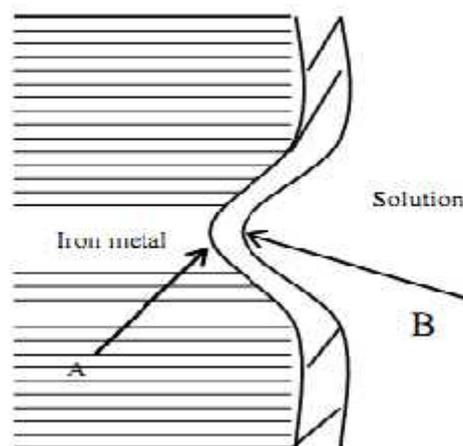


Figure I.6 : La couche intermédiaire Fe (III) qui se forme à travers le processus de formation des ferrates [23].

I.6. Paramètres de synthèse électrochimique des ferrates

I.6.1. L'électrolyte

En raison de la stabilité des ions FeO_4^{2-} et de la baisse du potentiel normal apparent du couple d'oxydoréduction Fe(VI)/Fe(III) aux pH basiques, la synthèse requiert des solutions d'hydroxyde alcalin très concentrées [24].

De nombreuses études ont montré que les rendements d'électrolyse sont meilleurs en utilisant une solution de soude NaOH qu'avec une solution de potasse KOH. D'autres, par contre, ont montré que le KOH donnait des meilleurs résultats que le NaOH [30].

En effet, la nature de l'hydroxyde est considérée comme facteur très important sur le rendement de la synthèse électrochimique des ferrates. La raison principale est la différence de solubilité des sels sodique ou potassique, à alcalinité constante. L'autre raison concerne l'influence de la nature de l'hydroxyde sur la couche d'oxyde formée en surface de l'électrode.

I.6.2. L'anode

Quelle que soit la nature de l'anode (fer, fonte, acier...) la synthèse électrochimique est possible. Cependant, de nombreuses études cherchant à déterminer quelle anode offrait le meilleur rendement ont montré que le rendement d'oxydation du fer en ferrate (VI) est très sensible à la composition de l'anode et particulièrement à sa teneur en carbone.

Ainsi, Denvir et Pletcher [25] remarquent que la coloration violette caractéristique de l'anion FeO_4^{2-} , est beaucoup plus intense avec des alliages riches en carbone. Les autres éléments tels que le manganèse et le silicium ne semblent pas influencer les rendements de synthèse. Bouzek *et al.* [26] étudiant plus précisément l'influence de la spéciation du carbone dans l'électrode en fer (graphite ou carbure), ont observé qu'elle influence la nature des couches d'oxyde-hydroxyde. Ils montrent que les propriétés de la couche d'oxyde (porosité, compacité) diffèrent selon que le carbone est sous forme graphitique ou sous forme de carbure. Le carbure de fer supprime les propriétés passives de la couche par des désintégrations locales, ce qui permet à l'anode d'être continuellement dissoute et oxydée. La couche d'oxyde, plus poreuse, plus désordonnée est donc plus active.

Bouzek et al [27], ont prouvé que la cémentite Fe_3C réagissant sous polarisation anodique avec les ions OH^- , provoque une rupture locale de la couche passive protectrice et la formation d'une couche mince et poreuse qui facilite la synthèse des ferrates.

Dans le cas du fer pur, la couche d'oxyde est compacte, donc moins solubilisable, elle protège plus l'anode contre la dissolution.

Si le carbone est sous forme de graphite, la réaction compétitive (oxydation du solvant en oxygène) est privilégiée. De plus, les auteurs pensent que le graphite peut catalyser la décomposition du ferrate(VI) en Fe III [26-27].

I.6.3. La cathode

Elle peut être en acier, en nickel, en fer ou en alliages tels que Ni-Mo ou Ni-V... [27].

I.6.4. La durée de l'électrolyse

La concentration en Fe(VI) augmente avec le temps, mais elle suit une évolution non linéaire, parce que la couche d'oxyde à l'origine de la passivation, s'épaissit dans le temps et protège l'électrode de la dissolution. De ce fait, la durée de l'électrolyse ne doit pas être trop longue. Il est important de considérer aussi la stabilité des solutions des ferrates (VI) dans ces milieux [17].

I.6.5. La température

La température est un paramètre opérationnel important, dont l'effet sur l'efficacité de la synthèse des ferrates (VI) a été remarqué dans les premières phases de la recherche.

Il existe deux impacts de la température sur la production de ferrate (VI).

Premièrement, une augmentation de la température génère une dépassivation de la surface de l'électrode au cours de la polarisation anodique. Ceci est causé par une amélioration de l'interaction chimique de la couche d'oxo-hydroxyde avec l'anion hydroxyle pendant la formation de produits solubles. La surface fraîche du matériau d'anode en vrac est donc continuellement exposée à l'électrolyte et à la dissolution anodique, et le rendement intégral actuel de l'électrolyse s'augmente. Cette influence positive de la température a déjà été observée par Pick et d'autres auteurs [28-29-30]. Bouzek et al. [31] ont étudié différentes composition de fer et en concluent que le fer pur a la plus forte tendance à former de couche de surface compacte et stable. Une température plus élevée, variant entre 30-50°C selon les conditions d'électrolyse, est nécessaire pour résoudre ce problème. En revanche, en utilisant un matériau d'anode à haute teneur en carbure de fer (Fe₃C) (généralement appelé fonte blanche) d'un rendement relativement élevé, lors de l'électrolyse prolongée, peut être réalisée à une température aussi basse que 20°C.

Deuxièmement, l'impact inverse est que l'augmentation de la température entraîne une amélioration de la cinétique de la décomposition homogène des ferrates [32-33].

I.7. Caractérisation des ferrates (VI)

L'ion Ferrate (VI) a la formule moléculaire FeO_4^{2-} , et sa solution aqueuse a une couleur caractéristique rouge-violet. L'ion FeO_4^{2-} a une structure tétraédrique analogue à la géométrie à l'état solide et les quatre liaisons Fe-O sont équivalentes à caractère covalent [34]. La littérature a révélé qu'il existe deux méthodes principales pour caractériser les ferrates (VI) dans la pratique, la méthode de titrage volumétrique et la méthode par spectroscopie.

I.7.1. Méthode par titrage volumétrique

L'analyse de titrage volumétrique peut déterminer le ferrate avec précision. Considérant que le taux de décomposition de la solution acide ferrate est rapide, une solution tampon est nécessaire pour maintenir le pH de l'échantillon ferrate à 8, ce qui donnera plus de résultats analytiques fiables. Toutefois, les déchets de l'échantillon doivent être stockés et traités spécifiquement en raison de l'existence de chromite résiduelle dans les déchets, si la méthode de titrage de chromite-ferreux a été utilisée.

L'élimination de ces déchets devrait suivre la sécurité en laboratoire et des procédures standard de la santé [19].

I.7.2. Méthode spectroscopique

La solution aqueuse d'ion ferrate a une couleur caractéristique rouge-violet, ce qui correspond au spectre d'absorption visible et le proche d'infrarouge, à environ 500 et 800 nm [35-36]. Le spectre d'absorption de ferrate de potassium à 505 nm a été confirmé par plusieurs chercheurs dans leurs études [37-38]. Parmi toute une série des méthodes de spectroscopie d'émissions /luminescence [39-40] pour la caractérisation de ferrate (VI), l'infrarouge (IR) a attiré plus d'attention car il peut être utilisé pour déterminer les ferrates soit quantitativement ou qualitativement [35-41].

I.8. Applications des ferrates

Les ferrates ont un rôle principal dans l'assainissement des polluants dans les eaux usées et des effluents industriels, grâce à son utilisation proposée comme un solide, non toxique. Le Fe(VI) est un oxydant très puissant [36]. Actuellement, un grand intérêt est porté sur le ferrate(VI) comme oxydant prometteur pour la synthèse organique [42] et comme matériel pour les piles alcalines rechargeables [43].

Les ferrates peuvent oxyder divers polluants synthétiques et organiques, désactiver des micro-organismes nuisibles, coaguler les particules colloïdales et abattre plusieurs métaux (Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} et Cu^{2+}) et des métaux lourds et toxiques (Pb^{2+} , Cd^{2+} , Cr^{3+} et Hg^{2+}). Selon les résultats préliminaires, les déchets liquides radioactifs pourraient être décontaminés par le ferrate de sodium [44].

Les potentiels de réduction pour les couples $\text{Cr}^{\text{VI}}/\text{Cr}^{\text{III}}$ et $\text{Mn}^{\text{VII}}/\text{Mn}^{\text{IV}}$ sont significativement faibles par rapport à celui du couple $\text{Fe}^{\text{VI}}/\text{Fe}^{\text{III}}$ [45]. La réduction de $\text{Fe}^{\text{VI}}/\text{Fe}^{\text{III}}$ résultant en un produit non toxique suggère que le ferrate est un « friendly oxydant » pour l'environnement [46]. En milieu acide, le potentiel redox du ferrate (VI) dépasse celui de l'ozone, le plus puissant de tous les oxydants/désinfectants pratiquement utilisés pour traiter et dépolluer les eaux [8].

Tableau I.1 : Potentiel redox des oxydants/désinfectants utilisés pour traiter et dépolluer les eaux [8].

Désinfectant/Oxydant	Réaction	E° , V
Chlore	$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1,358
Acide hypochloreux	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,482
Dioxyde de chlore	$\text{ClO}_2 + \text{e}^- \rightarrow \text{ClO}_2^-$	0,954
Perchlorate	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,398
Ozone	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,076
Peroxyde d'hydrogène	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,776
Oxygène dissous	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,229
Permanganate	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,679
Ferrate (VI)	$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	2,20

Grace à son pouvoir d'oxydation, le ferrate (VI) est devenu une espèce chimique multifonctionnelle utilisée dans plusieurs applications. La gamme d'utilisation des ferrates comprend non seulement le traitement des eaux et des effluents industriels, mais aussi la dégradation des tensioactifs et beaucoup d'autres applications qui restent à découvrir [12]. (Figure I.7).

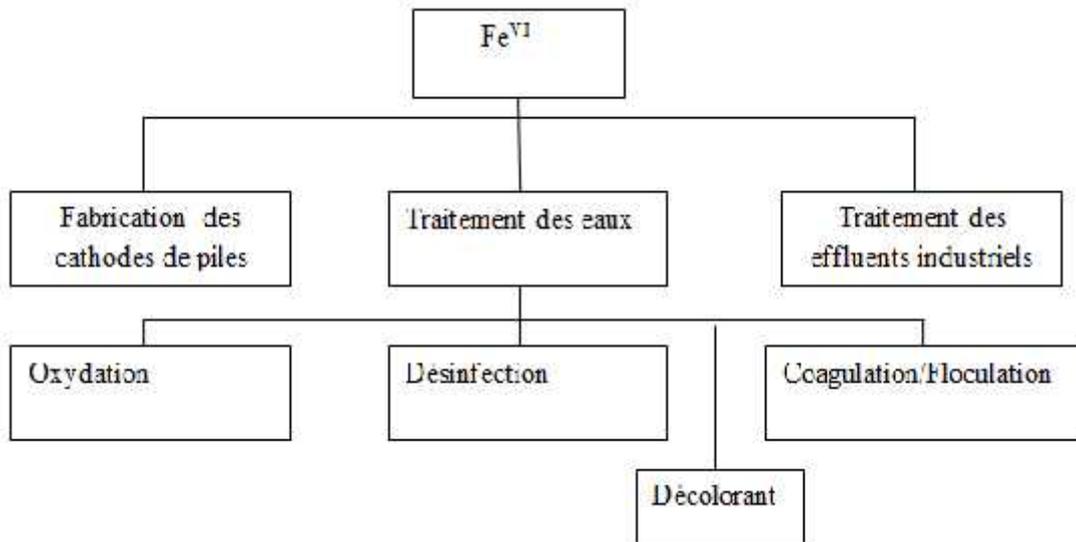


Figure I.7 : Diagramme de Fe(VI) avec ses principales applications.

I.8.1. Traitement et épuration des eaux

Un nombre important de coagulants et oxydant/désinfectant sont utilisées pour traiter les eaux. Les coagulants les plus connus et utilisés sont le sulfate ferrique, le sulfate d'aluminium, ainsi que le chlore ferrique. Les oxydant/désinfectant les plus utilisés sont le chlore, l'hypochlorite de sodium, le dioxyde de chlore et l'ozone.

A une époque où la pollution des eaux croît et où les standards de potabilité se durcissent, il faut disposer de réactifs chimiques qui permettent d'atteindre une qualité d'eau maximale. De tels réactifs doivent détruire les microorganismes, oxyder et dégrader partiellement les impuretés organiques et permettre d'extraire les colloïdes en suspension et les métaux lourds [43]. Un réactif chimique potentiel, remplissant ces critères, pourrait être le ferrate (VI) dont l'utilisation comme réactif multifonctionnel offrirait d'importants avantages en termes de simplicité et de moindre coût (usage d'un seul composé chimique,

d'un seul système de dosage et de mélange, bas coût d'équivalent chimique et production minimale de boues).

En outre, l'utilisation des ferrates dans le traitement des eaux pourrait éviter la formation de réaction produisant des éléments toxiques [8].

La réaction du ferrate(VI) en solution aqueuse montre que:

-) La formation d'hydroxyde ferrique engendre un épisode de piégeage et de coagulation-floculation
-) La réaction engendre un dégagement d'oxygène qui confère des propriétés oxydantes
-) La décomposition de l'ion ferrate produit un milieu basique favorable à la précipitation des métaux lourds.

Le ferrate (VI) présente des propriétés de désinfectant, coagulant, désodorisant, décolorant, désulfurant, déphosphorant [40].

I.8.1.1.Coagulation-floculation

La coagulation consiste à introduire dans l'effluent à traiter un produit capable de décharger les colloïdes généralement électronégatifs et de déstabiliser l'équilibre électrocinétique des particules en suspension .Pour cela, il faut neutraliser ou même inverser les charges des matières en suspension.

La floculation est l'agglomération des colloïdes déchargés. Elle résulte de collisions successives favorisées par une agitation mécanique. Un flocculant est donc surtout un réactif de pontage inter-particulaire qui accroît la vitesse de formation, la cohésion et la densité des floccs.

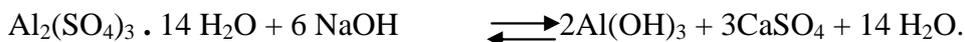
Compte tenu de la charge négative des particules colloïdales contenues dans les eaux, les principaux coagulants sont des cations ajoutés généralement sous forme de produits minéraux comme le sulfate et le chlorure d'aluminium, le sulfate et le chlorure ferrique, le sulfate ferreux ou la chaux combinée au sulfate d'aluminium [46].

Certaines études ont montré que la turbidité résiduelle dans l'eau traitée aux ferrates était plus faible que celle de l'eau traitée par du sulfate ferreux et de nitrate ferrique.

L'avantage des ferrates est de déstabiliser les particules colloïdales en une minute, alors que les sels ferreux et ferriques ne l'achèvent qu'au bout de 30 minutes d'agitation. Cela ouvrirait la possibilité d'utiliser les ferrates comme coagulant de grande efficacité [45].

On a longtemps pensé que ces sels libéraient des ions Al^{3+} et Fe^{3+} qui neutralisaient la force de répulsion entre les particules colloïdales et favorisaient ainsi la coagulation. On sait maintenant que les mécanismes qui entrent en jeu sont plus complexes et que les produits d'hydrolyse des sels d'aluminium et de fer sont des coagulants plus efficaces que les ions eux-mêmes [47].

Lorsqu'on additionne à l'eau les sels d'aluminium. Ces derniers réagissent avec l'alcalinité de l'eau et produisent des hydroxydes, $Al(OH)_3$, insolubles et formant un précipité. Les principales réactions de l'alun sont [47] :



1.8.1.2. Oxydation des polluants organiques et inorganiques

La nécessité d'éliminer les polluants organiques repose sur des critères de priorité selon leur toxicité, mutagénicité ou possible effet cancérigène. Ainsi pour développer le traitement d'eaux industrielles résiduaires, portant ces types de polluants, par le ferrate, divers auteurs ont considéré leur oxydabilité et donc leur élimination potentielle.

De nombreuses études ont montré que diverses variétés d'impuretés organiques peuvent effectivement être oxydées par des ferrates (VI). Les composés organiques étudiés étaient : l'alcool, les composés carboxyliques, les amino-acides, le phénol, les composés inorganiques de l'azote, les mercaptans, la nitrosamine, la thio-urée, les thiosulfates, les oxoanions du chlore et les composés d'hydrazine. Le pourcentage d'oxydation de ces composés dépend de la dose de ferrate(VI). Ainsi, un excès de ferrate accroît l'efficacité de l'abattement des concentrations organiques. Dans plusieurs études, les pourcentages

maximaux d'oxydation par des ferrates ont été atteints lorsque les rapports molaires des ferrates sur les impuretés organiques étaient de 3 à 5 [48].

L'oxydation de plusieurs polluants inorganiques tels que le cyanure, l'ammoniac et le sulfure d'hydrogène a aussi été étudiée [8]. Le ferrate est un oxydant fiable pour la dégradation de cyanure à pH de 8 à 12 et aux températures de 15 à 30°C. Plus de 22% d'ammoniac peut être éliminé, lorsque le rapport molaire de ferrate dans l'ammoniac est supérieur à 1 et 99,9% du sulfure d'hydrogène a été éliminé par le ferrate dans les eaux.

I.8.1.3. Désinfection

La désinfection est le processus servant à tuer les organismes néfastes (bactéries et virus) et à contrôler/ôter les précurseurs d'odeur.

Après la découverte des effets négatifs sur la santé de produits résultants de chloration, plusieurs efforts ont cherché à minimiser leur concentration lors de la désinfection de l'eau potable par le chlore. En considérant cette technologie coûteuse, d'autres désinfectants (comme le brome, l'iode, le dioxyde de chlore et l'ozone) ont été proposés comme alternative au chlore. Cependant, ces alternatives ont également été considérées comme toxiques pour la population. Pour ces raisons, le ferrate de sodium a été étudié comme une meilleure alternative de désinfection des eaux.

Murmann et Robinson [49] furent les premiers à observer les propriétés désinfectantes du ferrate lors d'étude d'efficacité du ferrate comme désinfectant lors de l'anéantissement de deux cultures pures de bactéries de laboratoire. Les critères comme la dose de ferrate, le temps de contact et le pH de l'eau influencent la désinfection par les ferrates. Ainsi, les bactéries ont été complètement détruites à une dose de 0-50 ppm de FeO_4^{2-} , 99,9% des *Escherichia coli* ont été tués, lorsque la dose de fer était de 6 mg.L^{-1} , le pH de l'eau à 8,2 et le temps de contact de sept minutes. Les résultats de cette même étude ont aussi indiqué que la capacité de désinfection du ferrate augmentait remarquablement, lorsque le pH dépasse 8 [49-50].

I.8.1.4. Élimination d'arsenic dans l'eau potable

La contamination des ressources en eau potable est un fléau dans plusieurs régions du monde, où la population court le danger de développer des cancers dus à l'empoisonnement chronique. L'arsenic (III) est plus toxique et mobile que l'arsenic(V).

Donc, il est fortement souhaitable d'oxyder l'espèce As^{III} afin d'immobiliser l'arsenic. En s'appuyant sur ses propriétés oxydantes et coagulantes, le Fe(VI) peut être utilisé comme nouvel agent d'élimination de l'arsenic. Pour diminuer la teneur en arsenic de l'eau potable on utilise le ferrate de potassium [49]. L'oxydation passant par deux étapes produit de l'arsénite ferrique qui n'est pas dissous, précipite et s'installe dans la solution.

I.8.2. Autres applications des ferrates

I.8.2.1. Oxydant dans la destruction des algues

L'eutrophisation des eaux de surface résulte d'un apport excessif en nutriments, particulièrement le phosphate qui stimule la croissance des algues, posant un grave problème écologique. Un prétraitement au ferrate de potassium accélère l'élimination des algues par un processus de sédimentation /coagulation, l'efficacité de l'élimination des algues a remarquablement augmenté lors d'un contact prolongé. L'hydroxyde ferrique dérivant de la décomposition du ferrate a amélioré la coagulation en augmentant la concentration des particules dans l'eau [51].

I.8.2.2. Oxydant dans l'élimination du sulfure d'hydrogène

Le ferrate pourrait aussi être utilisé pour éliminer efficacement le sulfure d'hydrogène dans les solutions aqueuses. Le sulfure d'hydrogène se forme dans de nombreux secteurs de l'activité humaine comme les eaux urbaines et industrielles, l'industrie chimique, l'industrie papetière, les tanneries, les industries, les industries textiles. La production de sulfure d'hydrogène dans les systèmes de collecte des eaux usées pose de sérieux problèmes de maintenance dans les égouts non seulement à cause de la toxicité et l'odeur du gaz, mais aussi à cause de la corrosion produite par les produits d'oxydation du sulfure d'hydrogène sur le béton des égouts [52-53]. Le ferrate peut oxyder le sulfure d'hydrogène en moins d'une seconde, à la différence d'autres oxydants, tels que l'hypochlorite, le permanganate de potassium et de chlore dont la réaction avec le sulfure d'hydrogène ne se produit qu'au bout de cinq minutes [54].

I.8.2.3. Oxydant dans les traitements des boues

Le traitement au ferrate permet de réduire le dégagement d'odeurs désagréables des boues. Celui-ci peut, en effet, oxyder les composés soufrés et ammonies. La qualité des boues traités par du ferrate est aussi améliorée par l'inactivation des microbes pathogènes, la réduction de leur volume et leur plus facile déshydratation. Avec sa puissance d'oxydation, le ferrate peut réduire les composés organiques dangereux dernièrement identifiés comme disrupteurs d'endocrine [55].

I.8.2.4. Oxydant dans la dégradation des tensioactifs

Les agents tensioactifs, appelés aussi surfactants sont des composés organiques dotés d'un groupe hydrophobe et d'un groupe hydrophile. Les tensioactifs sont contenus dans les produits pharmaceutiques, la nourriture, les textiles, les cosmétiques et les détergents.

Les tensioactifs ne sont pas directement toxiques, mais ils altèrent l'arrangement des particules en suspension et la dissolution de l'oxygène atmosphérique dans les eaux naturelles. Le ferrate peut être utilisé pour oxyder les tensioactifs cationiques en produits non toxiques [56].

I.9. Généralité sur le barrage de Sidi M'hamed Ben Taiba

I.9.1. Présentation du barrage Sidi M'hamed Ben Taiba

Le barrage de Sidi M'hamed Ben Taiba est sans doute parmi les plus connus des grands réservoirs que l'Algérie a construits. Il s'agit de l'un des plus importants barrages que compte notre pays compte tenu de la qualité de son eau qui provient, dans la plupart des cas, des oueds Ferhat et El-Had qui sont caractérisés par un grand nombre de sources naturelles, ainsi que des précipitations qui remplissent le barrage dans son intégralité, comme c'est le cas actuellement. Quant à sa situation géographique, comme le montre la Figure I.8, elle est magnifique et joue un rôle très appréciable également dans le domaine du développement touristique, et de la protection de l'environnement aussi [57].



Figure I.8 : Barrage Sidi M'hamed Ben Taiba (Arib) [57].

I.9.2. Situation géographique du barrage Sidi M'hamed Ben Taiba

Le barrage de Sidi M'Hamed Ben Taiba sur l'Oued Ebda, affluent rive droite de l'Oued Chélif, est situé dans la wilaya de Ain Defla, à environ 15 kilomètres au nord-ouest de la ville de Ain Defla.

Le site du barrage se trouve à l'aval immédiat de la confluence des Oueds Ferhat et El Had qui se rejoignent pour former l'Oued Ebda [58].

Ce barrage est mis en service pour la première fois en 2005, alimente en eau potable, au total, six communes de la wilaya.

Également une grande partie de sa capacité de stockage estimée à 75 millions de mètres cube d'eau, est destinée à l'irrigation de pas moins de 8 500 hectares de terres agricoles de la région, notamment le périmètre d'El-Amra et d'El-Abadia [57].

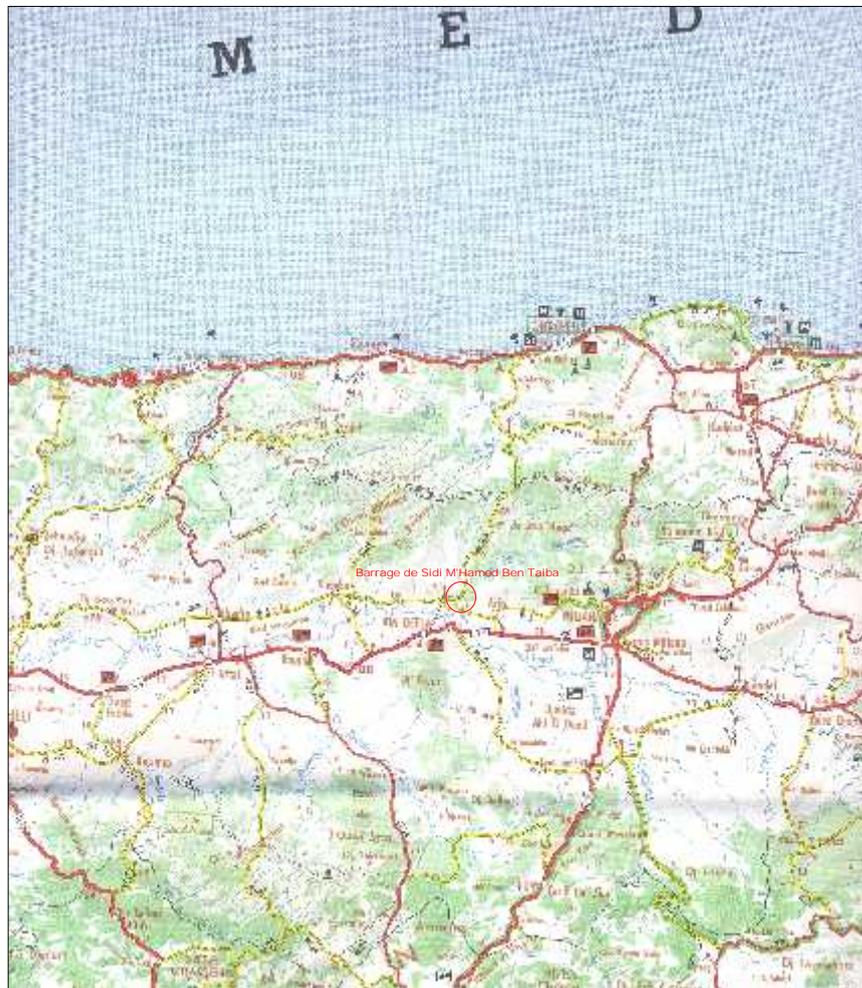


Figure I.9 : Localisation du barrage de Sidi M'Hamed Ben Taiba.

I.9.3. Historique du projet

Les premières études concernant le site du barrage de Sidi M'Hamed Ben Taiba, remontent à 1984 et entrent dans le cadre de l'Étude du Schéma Directeur des Ressources en eau du Chélif (SOGREAH – 1984) qui a abouti à une étude de faisabilité du barrage.

Pour des raisons liées à la situation sécuritaire qui prévalait dans la région du projet, les travaux n'ont effectivement démarré qu'en 1995. Les travaux de génie civil ont été achevés en 2005.

La mise en eau du barrage a commencé en Octobre 2005 et la première fourniture d'eau aux fins d'irrigation a été effectuée en Mai 2005 [58].

I.9.4. Caractéristiques techniques du barrage Sidi M'hamed Ben Taiba

La direction du barrage Sidi M'hamed Ben Taiba nous a fournie les caractéristiques techniques de ce dernier et son bassin versant. Elles sont présentées comme suit dans le tableau I.2.

Tableau I.2 : La fiche technique du barrage Sidi M'hamed Ben Taiba.

Année de construction	1996
Année de Mise en eau	2005
Capacité	75 Mm ³
Capacité dernier levé (2004)	75 hm ³
Apport moyen annuel	76 hm ³
Envasement annuel	0.40 hm ³ /an
Surface du bassin versant	273 km ²
Hauteur	58 m sur fondation
Longueur	370 m
Côte retenue Normale (R.N)	317 m
Côte Plus Hautes Eaux (P.H.E)	322,1 m
Déversoir à SEUIL LIBRE	2157 m ³ /s
Vidange de Fond	53 m ³ /s
Volume de Terrassement	Excavations 1 600 000 m ³
Volume de béton	90 000 m ³

I.9.5. Utilisation du barrage Sidi M'hamed Ben Taiba

-) Alimentation en eau potable et approvisionnement en irrigation l'ensemble des communes d'Aïn Defla, d'El-Khemis, d'Arib, de Mekhatria, d'El-Amra et de Sidi Lakhdar.
-) Irrigation du périmètre d'El Amra – Abadia, dont la superficie est de 8500 hectares.

II.1. Dispositif expérimental

Le dispositif utilisé pour les différentes manipulations, d'une part la production des ferrates en solution et d'autre part pour une application d'oxydation sur l'eau de barrage (prélevée au niveau de la station de traitement de barrage du Sidi M'hamed Ben Taiba), est composé d'un bécher d'électrolyse en verre, sous une agitation magnétique à une vitesse de 50 tours par minute, pendant toute la durée de l'électrolyse.

La cellule d'électrolyse comprend deux électrodes en fer. Les électrodes de même dimension sont plongées dans un bécher de 250 ml de volume et de 6 cm de diamètre.

Pour chaque électrode, la surface immergée (active) est 32.18 cm^2 ($3.8 \times 3.65 \times 0.4$) cm et la distance les séparant est de 1 cm [2].

Le volume de la solution est de 150 ml de NaOH à (14M) ou (16M) [2].

Les électrodes sont branchées à une alimentation en courant continu. On fixe l'intensité du courant et on suit l'évolution de la différence de potentiel.

La température de la solution est mesurée pendant toute la durée de l'opération d'électrolyse à l'aide d'un thermomètre.

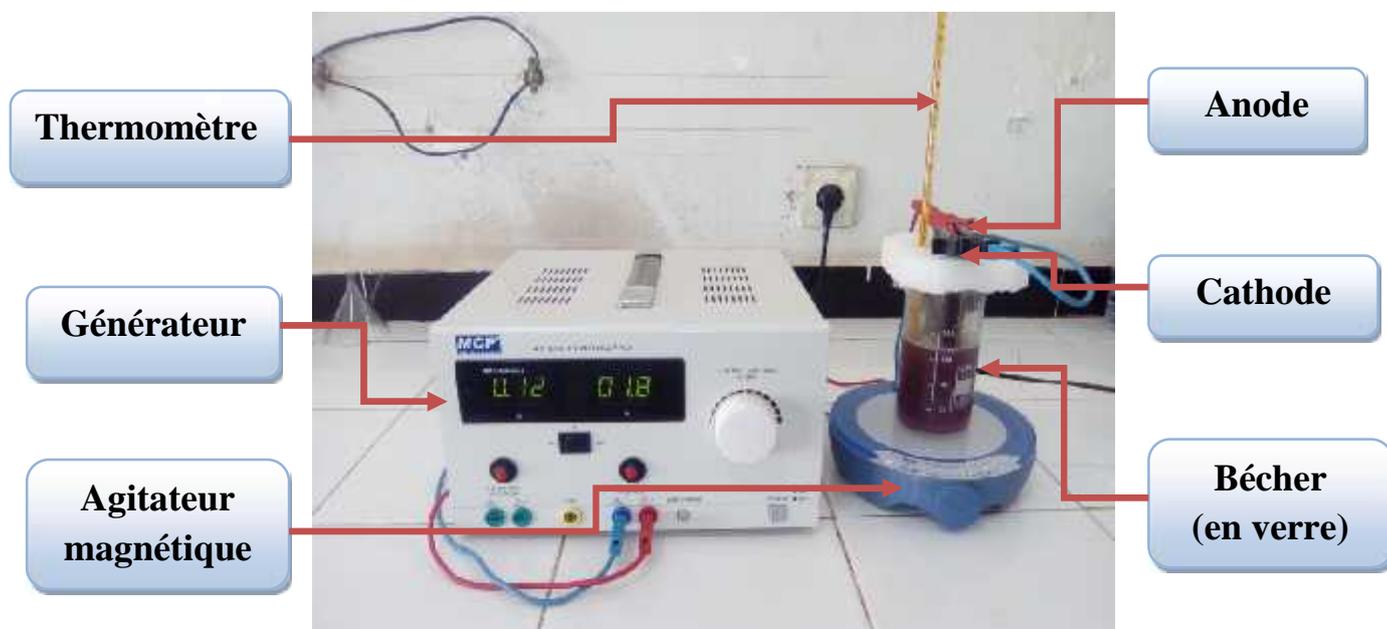


Figure II.1 : Montage d'électrolyse.

Les dispositifs utilisés pour les différentes températures sont :

- L'agitateur magnétique (pour une température ambiante) ;
- Et le bain marie thermostat (pour une température de 40 °C et 60 °C).



Figure II.2 : Montage d'électrolyse à température ambiante.



Figure II.3 : Montage d'électrolyse à température de 40 °C et 60 °C.

La synthèse électrochimique des sels de ferrates a été effectuée dans le laboratoire de Génie des Procédés à l'université de Khmis-Miliana.

II.1.1. Réactif utilisé

L'électrolyte utilisé est de l'hydroxyde de sodium NaOH commercialisé par la société Panreac. Des solutions concentrées à 14 M et 16 M de NaOH sont préparées [19].

La solution est soumise à une agitation magnétique jusqu'à homogénéisation complète de la solution.

II.1.2. Électrodes

D'après la littérature [17] le choix des électrodes est en fonction de la teneur en carbone et la teneur en fer. La teneur en fer varie de 90% à 100% à l'anode, il est souhaitable qu'elle avoisine les 99%.

La composition chimique des électrodes en fer est obtenue au laboratoire de la base logistique de Beni Mered à BLIDA.

Les caractéristiques sont consignées dans le tableau II.1.

Les électrodes utilisées, anode et cathode, ont une teneur en carbone de 0.061%, et une teneur en fer de 99.3%.

Tableau II.1 : La composition chimique des électrodes en Acier.

C%	Si%	Mn%	P%	S%	Cr%	Ni%	Mo%
0.061	0.019	0.300	0.011	0.012	0.0044	0.050	0.0032
Al%	Cu%	Co%	Ti%	Nb%	V%	W%	Pb%
0.061	0.023	0.022	<0.0005	<0.0040	<0.0010	0.0081	<0.0020
Mg%	B%	Sb%	Sn%	Zn%	As%	Bi%	Ta%
<0.0005	0.0026	0.030	0.010	0.0038	0.025	<0.0015	<0.010
Ca%	Ce%	Zr%	La%	Se%	N%	Fe%	
0.0020	<0.0020	<0.0015	0.0005	<0.0020	0.029	99.3	

II.2. Nettoyage des électrodes en acier

Le nettoyage mécanique et chimique des électrodes est nécessaire avant chaque expérience [53], les différentes étapes du nettoyage sont comme suit :

- Polissage à l'aide d'un papier abrasif (pour l'élimination de la couche de passivation après chaque essai).
- Rinçage avec de l'eau.
- Décapage dans une solution d'acide chlorique (HCl à 10%) pendant (3 à 5 min).
- Rinçage avec de l'eau distillée.
- Séchage dans l'étuve à 30°C pendant 20 min.

Les électrodes sont pesées avant et après chaque opération d'électrolyse pour déterminer la dose de fer libérée.

II.3. Technique d'analyse

Vu la non disponibilité des ferrates purs, pour le tracé d'une courbe d'étalonnage, de l'absorbance mesurée en fonction de la concentration des solutions de ferrate obtenue, une première approximation de cette dernière a été effectuée en utilisant la loi de Beer Lambert, tout en respectant les faibles concentrations. Un facteur de dilution de 10 est préconisé.

$$A = LC$$

Où :

A : L'absorbance de la solution de ferrates

: Le coefficient d'extinction molaire ($\text{cm}^{-1} \cdot \text{M}^{-1}$)

L : La distance entre les électrodes (cm).

C : La concentration de la solution de ferrates (M).

L'absorbance UV à une longueur d'onde de 505 nm caractéristique des ions ferrates [9], [24] est mesurée en utilisant un spectrophotomètre Shimadzu 1601, avec une cellule en quartz de 1 cm.

Pour les ferrates, le coefficient d'extinction est de $1100 \text{ cm}^{-1} \text{ M}^{-1}$ à une longueur d'onde de 505 nm [54].

Toute les 5, 15, 30, 60, 90, 120, 150 minutes, un échantillon de 5 ml de la solution de ferrates est prélevé de la solution colorée par pipetage [55]. Une mesure de l'absorbance de cet échantillon est effectuée à une longueur d'onde de 505 nm. Une dilution des échantillons est effectuée pour les fortes absorbances.

Le rendement de l'électrolyse est représenté comme étant le rapport de la masse expérimentale sur la masse théorique, calculé selon la loi de Faraday :

$$R (\%) = (m_{\text{exp}} / m_{\text{th}}) \times 100$$

$$m_{\text{exp}} = A f M / L$$

$$m_{\text{th}} = I t M / n F$$

Alors :

$$R \% = (A \times f \times n \times F) / (I \times t \times L)$$

Avec :

A : L'absorbance à une longueur d'onde de 505 nm.

f: Le facteur de dilution.

n: Le nombre d'électron (n=6).

F: la constante de Faraday (F=96500 C mol⁻¹).

I : L'intensité de courant (A).

: Le coefficient d'extinction molaire (cm⁻¹ M⁻¹).

L : La distance entre électrodes (cm).

M : La masse molaire (g /mol).

De plus :

L'énergie de consommation électrique est calculée par la loi suivante [59] :

$$EC = V.I.t/m_{\text{exp}}$$

Où :

V : Potentiel (v).

I : L'intensité de courant (A).

t : Temps (h).

m_{exp} : masse expérimentale produite (kg).

II.4. Caractérisation de l'eau de barrage utilisée

L'eau de barrage utilisée dans les différents essais est une eau provenant de la station de traitement du barrage Sidi M'hamed Ben Taiba (à l'entrée). Le tableau II.2 regroupe les caractéristiques physico-chimiques des eaux brute et traitée du barrage.

Tableau II.2 : Caractéristiques physico-chimiques de l'eau de barrage.

Paramètres	Eau brute	Eau potable
pH	7.99	7.47
Température (°C)	15	17
TDS (mg/L)	230	262
Oxygène Dissous (mg/L)	7.59	9.26
Conductivité (ms/cm)	475	446
Turbidité (NTU)	7.89	0.71

II.5. Les analyses physico-chimiques et bactériologiques de l'eau

II.5.1. Analyses physico-chimiques

Les modes opératoires des analyses physico-chimiques sont effectuées par le laboratoire d'analyse d'ADE de la wilaya d'Ain Defla.

II.5.1.1. Matériels utilisés

Le matériel utilisé pour les différentes analyses physico-chimiques est constitué de :

- Un pH-mètre, de type EUTECH.
- Un turbidimètre, de type HACH 2100N.
- Un conductimètre, de type HACH sension7.
- Un jar-test, de type ISCO.

II.5.1.2. Méthodes d'analyses

A. Le pH

-) **Principe :** La mesure du potentiel chimique consiste à plonger une électrode de pH reliée à un pH-mètre dans un bécher contenant de l'eau à analyser.

) Mode opératoire

Pour mesurer le pH, on suit les étapes suivantes :

- Etalonnage du pH-mètre,
- Mettre environ 25 ml d'eau à analyser dans un bécher sous agitation magnétique,
- Laisser stabiliser un moment,
- Noter le pH.

B. La conductivité

) Principe : La mesure de ces paramètres physiques consiste à plonger une électrode reliée à un appareil multi-paramètres dans un bécher contenant l'eau à analyser.

) Mode opératoire : Est le même que celui du pH.

C. La turbidité

) Principe : Pour tout échantillon d'eau, la mesure de la lumière diffusée et la lumière transmise permet la détection de matières non dissoutes.

) Mode opératoire :

Les étapes suivantes expliquent comment mesurer la turbidité :

- Remplir une cuvette de mesure propre de l'échantillon à analyser.
- Bien homogénéiser.
- Effectuer rapidement la mesure.

Remarque : il est nécessaire de vérifier l'absence de bulles avant la mesure.

Les résultats sont exprimés en NTU.

D. La coagulation

) Principe : l'ajout d'un réactif coagulant pour l'agglomération des fines particules (colloïdes) contenues dans l'eau afin de former des particules plus volumineuses qui sédimentent par le poids.

) Mode opératoire : Trois coagulants ont été utilisés dans le jar-test, à savoir le FeCl_3 , l' $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ et les sels de ferrates Na_2FeO_4 fraîchement synthétisés.

Pour mesurer la turbidité, on suit ces étapes :

- Mesurer la turbidité initiale de l'eau brute du barrage par un turbidimètre.
- Remplir les 6 béchers du Jar-test d'un litre d'eau brute de barrage.
- Ajouter le coagulant, de dose croissante dans les 6 béchers.
- Faire une agitation rapide à une vitesse de 150 tours pendant 1 minute, suivie d'une agitation lente de 40 tours pendant 20 min.
- Quand l'agitation se termine, laisser les solutions décanter pendant 30 minutes.
- Prélever un échantillon de cette eau décantée et mesurer sa turbidité finale.
- Calculer les rendements d'abattement de la turbidité pour chaque essai.

II.5.2. Analyses bactériologiques

Des analyses bactériologiques ont été effectuées sur des échantillons d'eau de barrage prélevés à l'entrée de la station de traitement.

II.5.2.1. Matériels utilisés pour l'échantillonnage

- Flacon en verre stérile.
- Etuve.
- Pincettes.
- Bec de bunsen.
- Filtre.
- Pipettes pasteur stériles à usage unique.
- Boîte de pétrie.
- Milieux de culture :
 - Gélose TTC
 - TSA
 - Bouillon tryptophane

II.5.2.2. Recherche et dénombrement des Coliformes par filtration

La colimétrie par filtration est une méthode rapide, simple, normalisée mais nécessitant la disponibilité d'une rampe de filtration.

- **Mode opératoire**

Tout d'abord, il faut stériliser un entonnoir à l'aide d'un bec bunsen, puis le refroidir soit avec l'eau à analyser ou bien avec de l'eau distillée stérile. En suite, mettre en place de façon aseptique une membrane de 0.45 µm entre la membrane poreuse et l'entonnoir à l'aide d'une pince stérile et en fin, fixer ce dernier avec la pince correspondante.

- **Dénombrement par filtration**

1. Désinfecter la surface de travail, puis prendre le nombre de milieu de culture nécessaire.
2. Stériliser le fritté à flamme. Stériliser le couvercle, l'intérieur de l'entonnoir et les pincettes à la flamme et les laisser légèrement refroidir.
3. Mettre le filtre sur le filtre du support de filtre.
4. Filtrer l'échantillon. En suite, rincer l'intérieur du support de filtre avec de l'eau, déposer le filtre sur le milieu en faisant attention qu'il n'y ait pas de bulles d'air.
5. Laisser le milieu incubé dans des boîtes de Pétri avec le couvercle vers le haut.

- a) **Recherche des coliformes totaux**

) **Teste de présomption** : pour réaliser ce test il faut :

-Remplir de façon aseptique l'entonnoir avec 100 ml d'eau à analyser.

-Actionner la pompe à vide pour permettre le passage de l'eau à travers la membrane.

-Retirer ensuite la membrane à l'aide d'une pince stérile et la placer dans une boîte de Pétri de 45mm de diamètre contenant de la gélose TTC.

Cette membrane sera incubée à 37°C, pendant 24 heures et servira à la recherche des coliformes totaux.

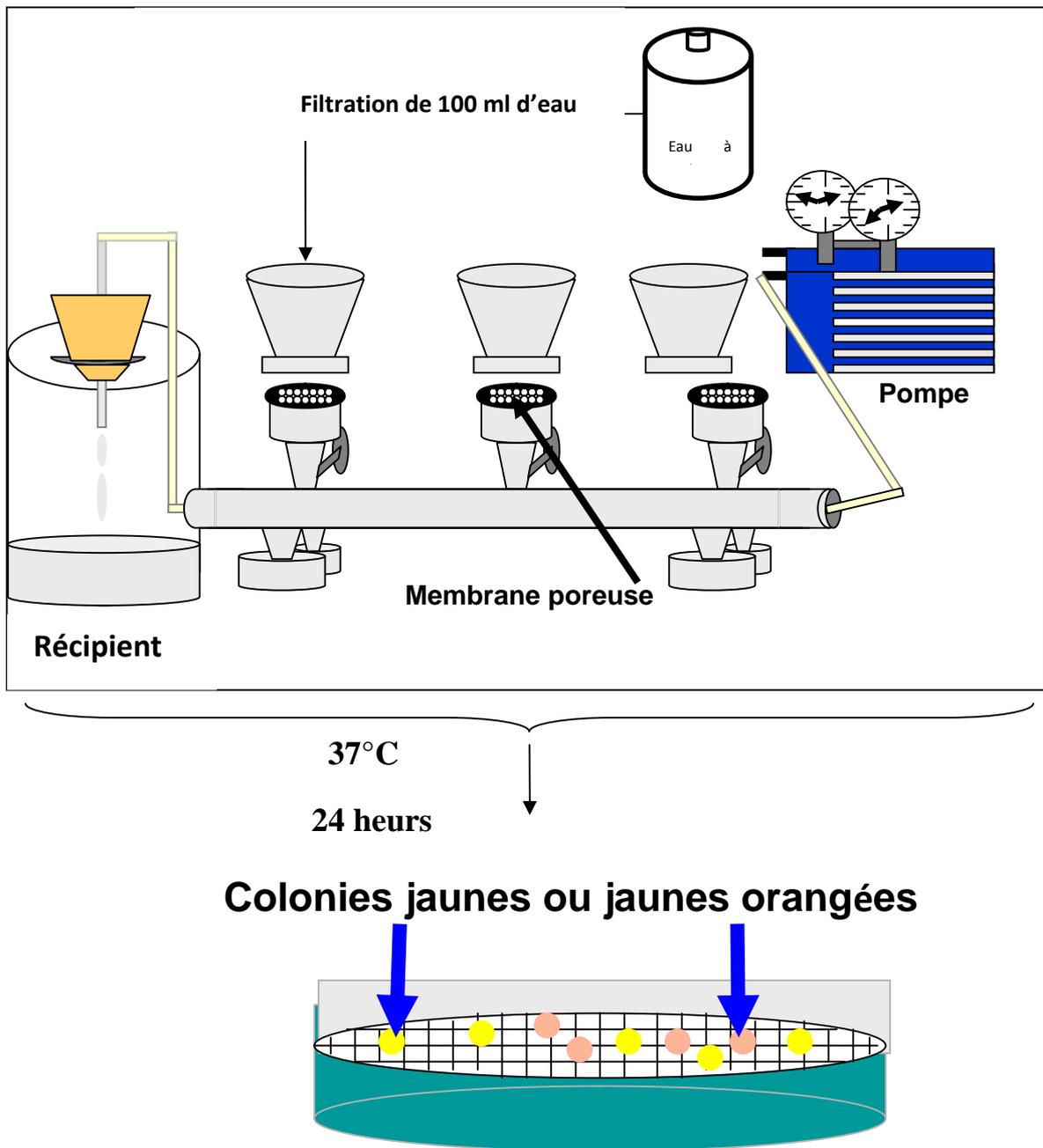


Figure II.4 : Colimétrie par filtration / Test de présomption.

) Lecture et interprétation

Après 24 heures d'incubation, si des coliformes totaux existent dans les échantillons, ils apparaîtront sous forme de petites colonies rondes, de couleur jaunes ou orangées, lisses, légèrement bombées.

Etant donné le caractère sélectif de la gélose TTC, ne pousseront théoriquement que les coliformes.

Ne dénombrer que les boîtes refermant entre 15 et 20 colonies.

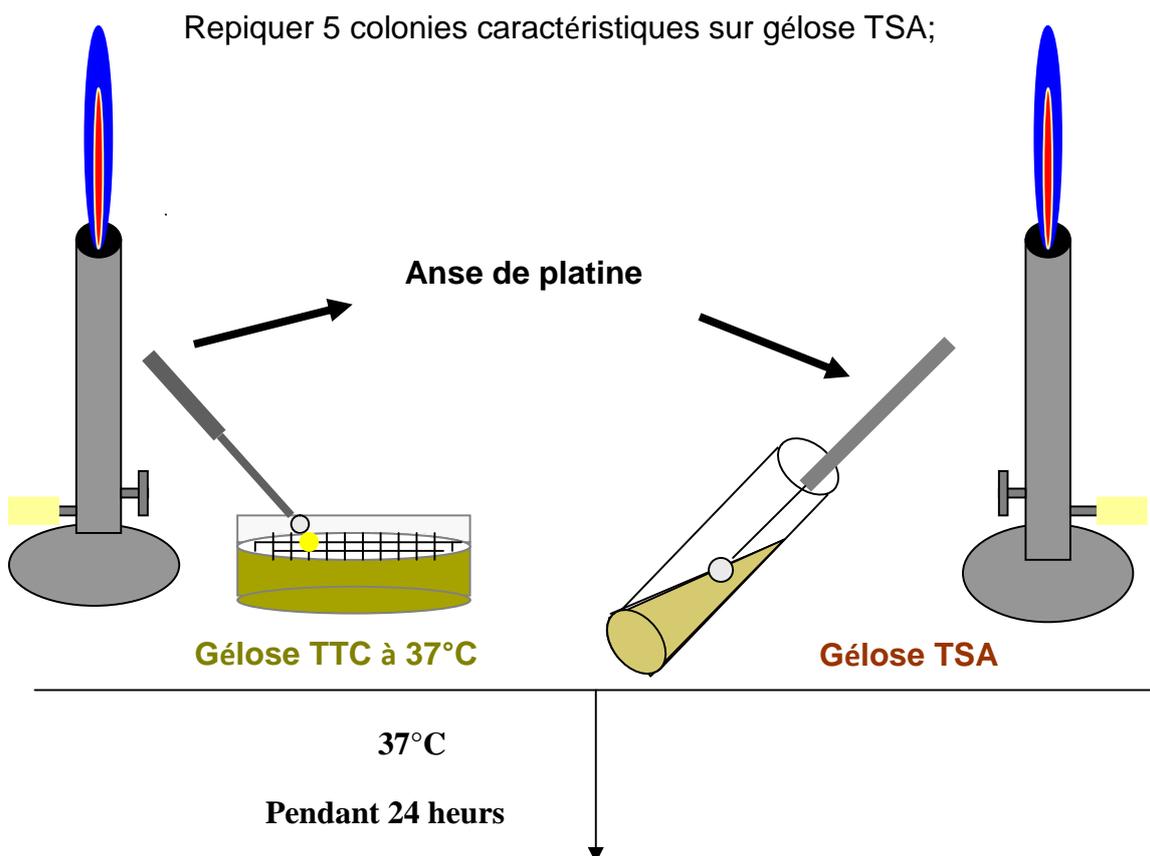
Le nombre de colonies trouvées sera exprimé dans 100 ml d'eau à analyser.

) Test de confirmation

Les boîtes trouvées positives lors du dénombrement des coliformes totaux feront l'objet :

Repiquage à l'aide d'une pipette ou anse de platine dans des tubes contenant le milieu de culture TSA.

Ces tubes seront incubés à 37 C° pendant 24 heures et serviront à la confirmation des coliformes totaux (test d'oxydase) (figure II.5).



Faire le test à l'oxydase à partir de chaque tube TSA.

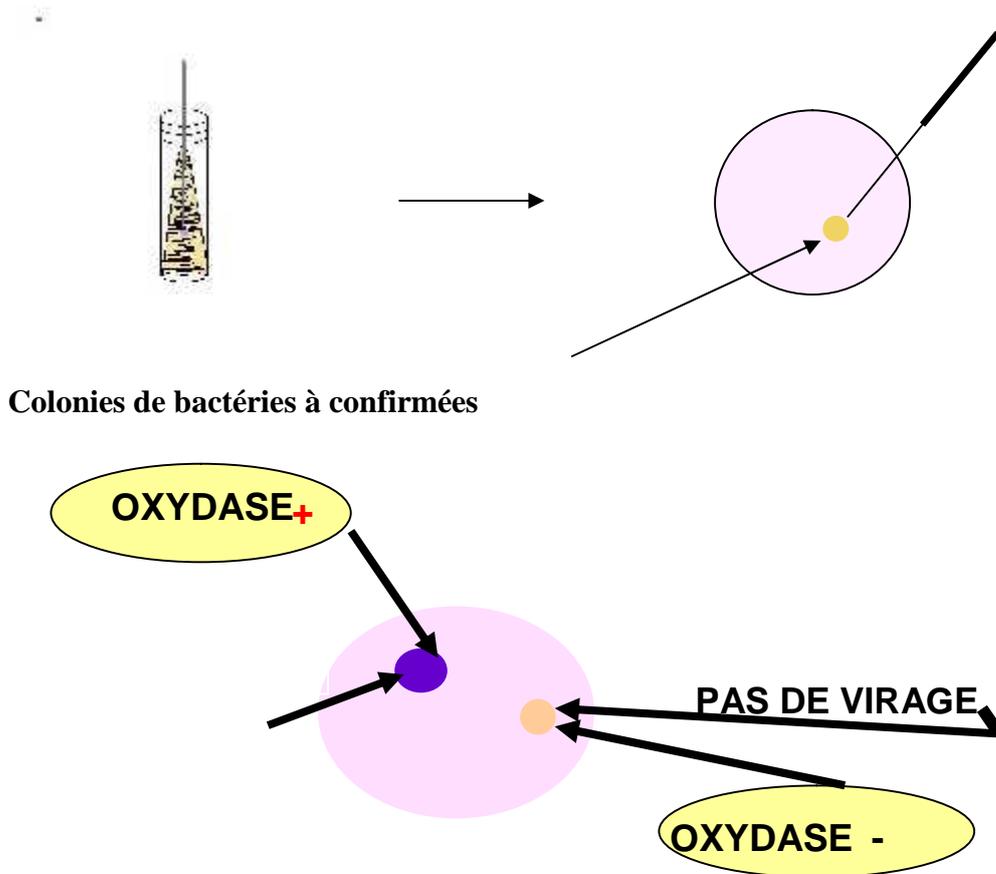


Figure II.5 : Colimétrie par filtration : test de confirmation des coliformes totaux.

) Lecture et interprétation :

Sont considérés comme positifs, les tubes présentant des colonies tout au long des stries. Ils seront confirmés par la suite par un test d'oxydase.

La recherche de l'oxydase est confirmée par un virage de couleur au bleu- violet foncé.

a) Confirmation des coliformes fécaux :

Les boîtes trouvées positives lors du dénombrement des coliformes totaux feront l'objet : D'un repiquage à l'aide d'une pipette ou anse de platine dans des tubes contenant un bouillon de tryptophane.

Ces tubes seront incubés à 44C° pendant 24 heures et serviront à la confirmation des coliformes fécaux (recherche de l'indole).

) Lecture et interprétation :

Sont considérés comme positifs, les tubes présentant à la fois :

-Un trouble microbien

-Formation d'une nappe rouge témoin de la production d'indole par les *Escherichias coli* lors de l'adjonction de quelques gouttes du réactif de KOWACS.

III.1. Observations et remarques macroscopiques

D'une manière abrupte, certaines observations au cours des différentes expériences méritent d'être notées. On remarque la formation d'une mousse, tout au début de l'expérience, qui disparaît avec le temps. On note aussi l'apparition d'une coloration violette dans le début de l'opération d'électrolyse, qui devient de plus en plus foncée au cours de la durée de l'opération, comme l'indique les figures III.1 et III.2.

Il est à noter qu'un fort dégagement d'hydrogène est observé au niveau de la cathode. La température durant toute la durée de l'électrolyse n'excède jamais les 25°C.



Figure III.1 : Variation de la coloration de la solution des ferrates au cours de l'électrolyse.



Figure III.2 : Solution des ferrates après 150 minutes d'électrolyse.

Plusieurs paramètres ont été considérés pour assurer dans de bonnes conditions la production des ferrates. Parmi les facteurs les plus influents, nous citerons la durée d'électrolyse, l'intensité de courant et la température de la solution de l'électrolyte.

Les observations visuelles sur les électrodes font apparaître au niveau de l'anode une couche d'oxyde qui commence à se déposer avec le temps et qui correspond la formation des ferrates dans la partie de l'anode immergée dans la solution (figure III.3). Le dégagement d'hydrogène au niveau de la cathode est dû à la réduction des protons (H^+) dans la solution. Il faut citer que la densité de courant appliquée entre les électrodes peut être responsable sur le taux du dépôt noir sur l'anode (figure III.4), Pour cela, un calcul de la quantité d'hydrogène dégagé au niveau de la cathode est fait pour les densités de courant de 3.88 ; 7.77 et 15.54 mA/cm². Les masses théoriques de l'hydrogène sont respectivement de 0.23g ; 0.46g et 0.93g (Annexe A).

On remarque que plus le taux d'hydrogène dégagé est faible (correspondant à la densité de courant $i = 3.88 \text{ mA/cm}^2$), meilleur est le rendement de production de ferrates.

Par ailleurs, en fonction de la durée d'électrolyse, une couche d'oxyde a tendance à se former sur la surface de l'anode. Cette couche de passivation qui se forme, s'épaissit avec le temps et protège ainsi l'électrode de sa dissolution (figure III.3).

A ce titre, la densité de courant est un paramètre à prendre en considération pour limiter cette couche de passivation. En effet, un fort potentiel appliqué implique des réactions parasites.

Donc la diminution de la formation des ferrates est causée par la désactivation accélérée de la surface de l'anode.



Figure III.3 : Electrodes après l'électrolyse.

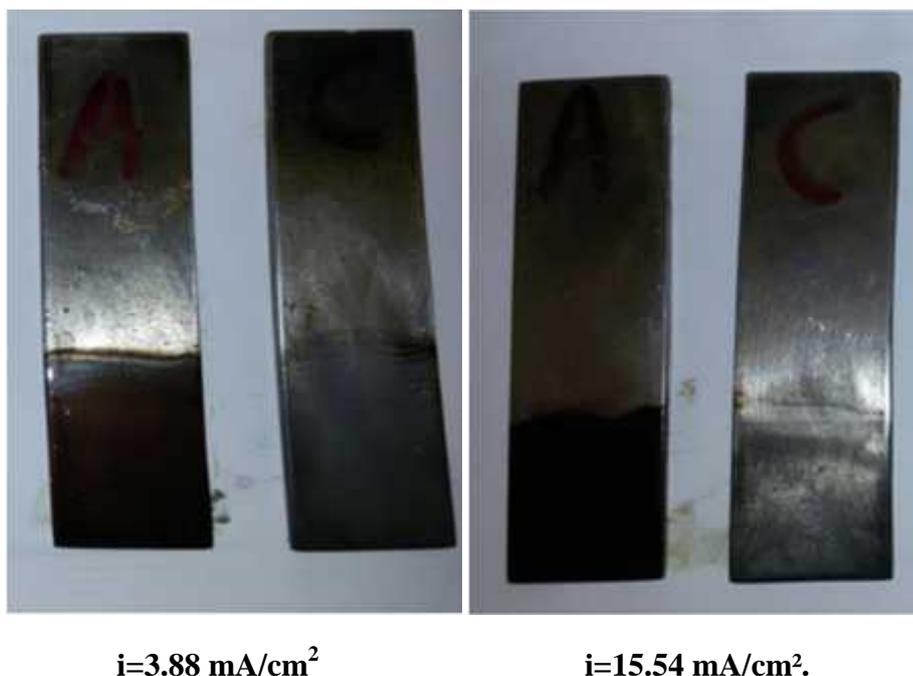


Figure III.4: Les électrodes après 150 minutes d'électrolyse à $i=3.88 \text{ mA/cm}^2$ et $i=15.54 \text{ mA/cm}^2$.

III.2. Etude de l'influence de l'intensité de courant et de la température

Pour étudier l'influence de l'intensité de courant sur la production de ferrates en solution, trois températures différentes ont été utilisées.

Le temps d'électrolyse retenu arbitrairement est de 150 minutes. Le calcul du rendement est représenté comme étant le rapport de la masse expérimentale des ferrates produits sur la masse théorique de ces derniers. Ceci a permis d'établir le choix de la température qui correspond au rendement maximal, et qui correspond à la meilleure production des ferrates en solution.

A cet effet, pour les températures : 25°C , 40°C et 60°C , l'influence de la densité de courant sur le rendement d'électrolyse a été étudiée, permettant ainsi de déterminer la densité de courant optimale, pour laquelle, le rendement d'électrolyse optimale de chaque température a été déterminé.

➤ Pour NaOH 14M :

○ T=25°C

Les rendements calculés de l'électrolyse, dans les conditions opératoires pour la production des ferrates sont présentés dans le tableau III.1.

Tableau III.1 : Rendements de l'électrolyse pour les différentes densités de courant à T=25°C.

I (A)	m _c (g)	m _a (g)	m _{th} (mg)	m _{exp} (mg)	i (mA/cm ²)	R (%)
0.125	0.008	0.063	232.5	51.10	3.88	21.98
0.250	0.001	0.075	465.0	88.90	7.77	19.11
0.500	0.009	0.086	930.0	166.10	15.54	17.86
1.000	0.004	0.097	1865	244.13	31.07	13.09

Avec :

m_c : Différence de masse de la cathode avant et après l'électrolyse.

m_a : Différence de masse de l'anode avant et après l'électrolyse.

m_{th} : masse théorique des ferrates.

m_{exp} : masse expérimentale des ferrates.

(Voir annexe B).

L'analyse des résultats obtenus, en utilisant l'anode en acier, une solution de NaOH à 14M pour une durée d'électrolyse de 150 minutes, nous a permis de définir, que le meilleur rendement de production des ferrates est de l'ordre de 22%, obtenu pour une densité de courant de 3.88 mA/cm², correspondant à une concentration d'environ 2.84.10⁻³ mol/l en ferrates.

○ T=40°C.

En élevant la température de la solution de l'électrolyte à une température de 40°C, on obtient un meilleur rendement de production des ferrates de l'ordre de 45.70 %, pour une densité de courant de 3.88 mA/cm², correspondant à une concentration d'environ 5.90 .10⁻³ mol/l.

Les résultats sont présentés dans le tableau III.2.

Tableau III.2. Rendements de l'électrolyse pour les différentes densités de courant à $T=40^{\circ}\text{C}$.

I (A)	m_c (g)	m_a (g)	m_{th} (g)	m_{exp} (g)	i (mA/cm ²)	R (%)
0.125	0.006	0.07	232.5	106.26	3.88	45.70
0.25	0.01	0.1	465.0	158.19	7.77	34.02
0.5	0.004	0.18	930.0	205.62	15.54	22.11

○ **T=60°C**

A une température de 60°C , le meilleur rendement en ferrates est de 32.55%, pour une densité de courant de 3.88 mA/cm². Les résultats sont présentés dans le tableau III.3.

Tableau III.3 : Rendements de l'électrolyse pour les différentes densités de courant à $T=60^{\circ}\text{C}$.

I (A)	m_c (g)	m_a (g)	m_{th} (g)	m_{exp} (g)	i (mA/cm ²)	R (%)
0.125	0.01	0.06	232.5	75.70	3.88	32.55
0.25	0.014	0.10	465.0	83.61	7.77	17.98
0.5	0.07	0.18	930.0	124.25	15.54	13.36

On remarque que pour une même durée d'électrolyse (150 minutes) à trois températures différentes (25°C , 40°C et 60°C), le rendement en production de ferrates est maximal pour la plus faible densité de courant, à savoir 3.88 mA/cm², correspondant à une intensité appliquée de 0.125 A. La température de 40°C donne les meilleurs rendements en production de ferrates (figure III.5).

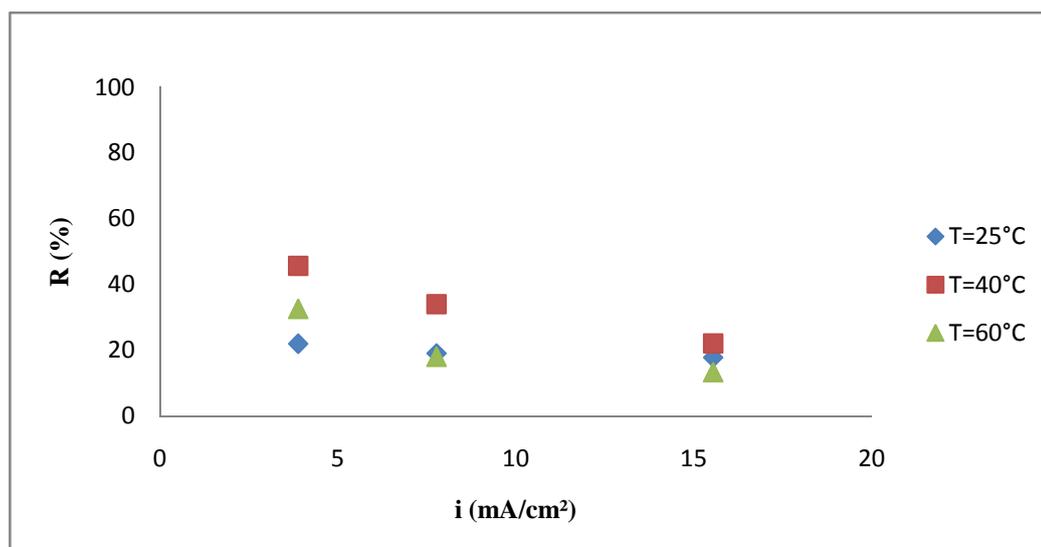


Figure III.5 : Variation du rendement de formation des ferrates en fonction de la densité du courant pour un temps de 150 minutes et à températures différentes.

On remarque que les meilleurs rendements sont obtenus pour la plus faible intensité de courant, aux 3 températures de travail.

➤ **Pour NaOH 16M**

○ **T=25°C**

Les rendements calculés de l'électrolyse dans les conditions opératoires déjà prédéfinies pour la production des ferrates, sont présentés dans le tableau III.4.

Tableau III.4 : Rendements de l'électrolyse pour les différentes densités de courant à T=25°C.

I (A)	m _c (g)	m _a (g)	m _{th} (g)	m _{exp} (g)	i (mA/cm²)	R (%)
0.125	0.006	0.071	232.5	65.36	3.88	28.11
0.25	0.005	0.084	465.0	125.97	7.77	27.09
0.5	0.005	0.096	930.0	184.14	15.54	19.80
1	0.003	0.120	1865	273.78	31.07	14.68

Les résultats obtenus en utilisant le même montage, une solution de NaOH de 16M, pour une durée d'électrolyse de 150 minutes, montrent que le meilleur rendement de production des ferrates de 28.11%, est obtenu pour une densité de courant de 3.88 mA/cm², correspondant à une concentration d'environ $3.63 \cdot 10^{-3}$ mol/l.

○ T=40°C

De la même manière à Température de 40°C, le meilleur rendement de production des ferrates est de 66.80%, pour une densité de courant de 3.88 mA/cm², correspondant à une concentration d'environ 8.62 .10⁻³ mol/l, les résultats sont présentés dans le tableau III.5.

Tableau III.5 : Rendements de l'électrolyse pour les différentes densités de courant à T=40°C.

I (A)	m _c (g)	m _a (g)	m _{th} (g)	m _{exp} (g)	i (mA/cm ²)	R (%)
0.125	0.009	0.08	232.5	155.31	3.88	66.80
0.25	0.003	0.14	465.0	220.27	71.77	47.37
0.5	0.008	0.21	930.0	223.11	15.54	23.99

○ T=60°C

A Température de 60°C, le meilleur rendement de production des ferrates est de 40.46% à 3.88 mA/cm² pour une concentration de 5.22*10⁻³ mol/l, les résultats sont présentés dans le tableau III.6.

Tableau III.6. Rendements de l'électrolyse pour les différentes densités de courant à T=60°C.

I (A)	m _c (g)	m _a (g)	m _{th} (g)	m _{exp} (g)	i (mA/cm ²)	R (%)
0.125	0.01	0.07	232.5	94.07	3.88	40.46
0.25	0.04	0.1	465.0	131.41	7.77	28.26
0.5	0.01	0.17	930.0	174.19	15.54	18.73

Conformément aux résultats obtenus pour les températures de 25°C, 40°C et 60°C, il apparaît que la température de 40°C est favorable à la production de ferrate à une densité de courant de 3.88 mA/cm², équivalente à une intensité appliquée de 0.125 A. Elle présente les meilleurs résultats de synthèse des ferrates (figure III.6).

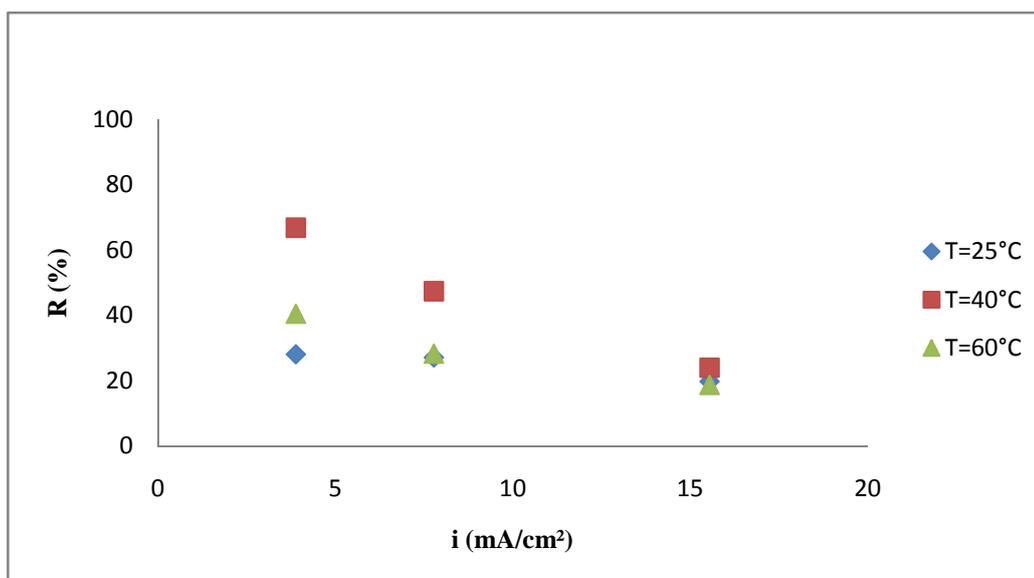


Figure III.6 : Variation du rendement de formation des ferrates en fonction de la densité de courant pour un temps de 150 minutes (16M).

Pour les deux concentrations de NaOH (14M et 16M), on remarque que pour $i = 15.54$ mA/cm², pour les différentes températures appliquées, les rendements en ferrates sont très proches, à la différence, des rendements trouvés à des intensités de courant appliquées plus faibles.

III.3. Etude de l'influence de la densité de courant, la durée d'électrolyse et la concentration d'électrolyte

Suite aux performances des expériences à température de 40°C pour la production des ferrates, comparativement à celles des températures de 25°C et de 60°C, le suivi de la durée de l'électrolyse sur les rendements de production des ferrates est effectué à cette température optimale.

T=40°C

▪ Pour NaOH 14M :

Les résultats obtenus en utilisant une solution de NaOH 14M, indique que le meilleur rendement de production des ferrates est de 77.14%, pour une densité de courant de 3.88 mA/cm². Les résultats sont présentés dans le tableau III.7.

Tableau III.7. Variation du rendement en fonction des densités de courant pour différentes durées de l'électrolyse (14M).

t (min) \ i (mA/cm ²)	5	15	30	60	90	120	150
3.88	77.14	70.04	64.78	58.54	53.31	47.95	45.71
7.77	60.04	58.04	53.53	47.78	41.15	36.45	34.02
15.54	33.60	31.04	28.16	25.90	24.83	23.05	22.11

On remarque une diminution du rendement après les 5 premières minutes, à différentes densités de courant, pour atteindre un pseudo palier, entre 60 et 150 minutes (Figure III.7).

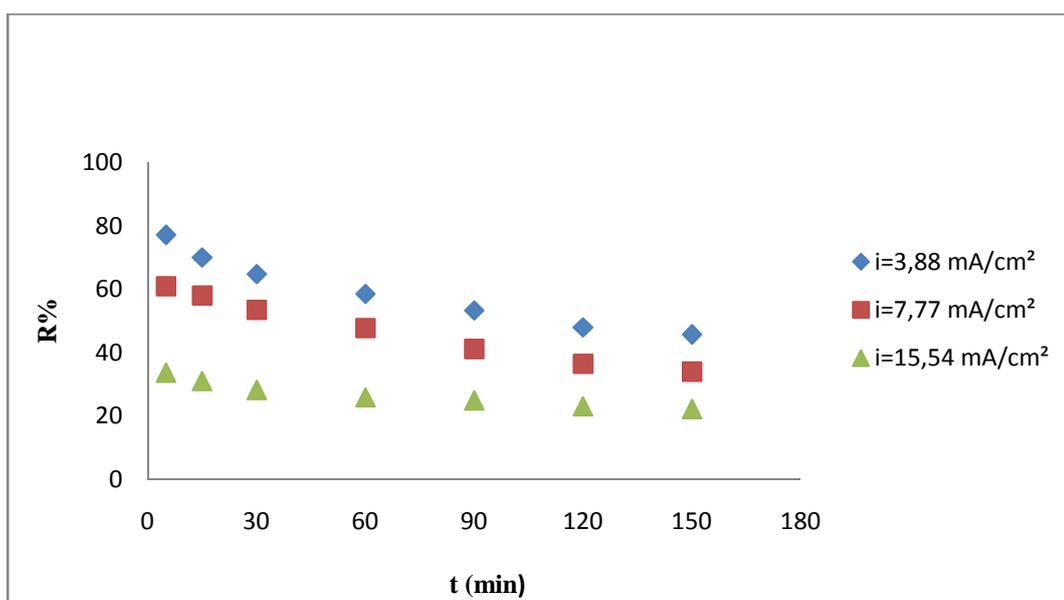


Figure III.7 : Variation du rendement de production des ferrates en fonction de temps (14M).

Pour un temps d'électrolyse variant de 5 à 150 minutes et pour les densités retenues de 3.88 ; 7.77 et 15.54 mA/cm², il apparaît que la concentration des ferrates produite augmente en fonction de la durée de l'électrolyse dans les conditions opératoires citées ultérieurement (Figure III.8).

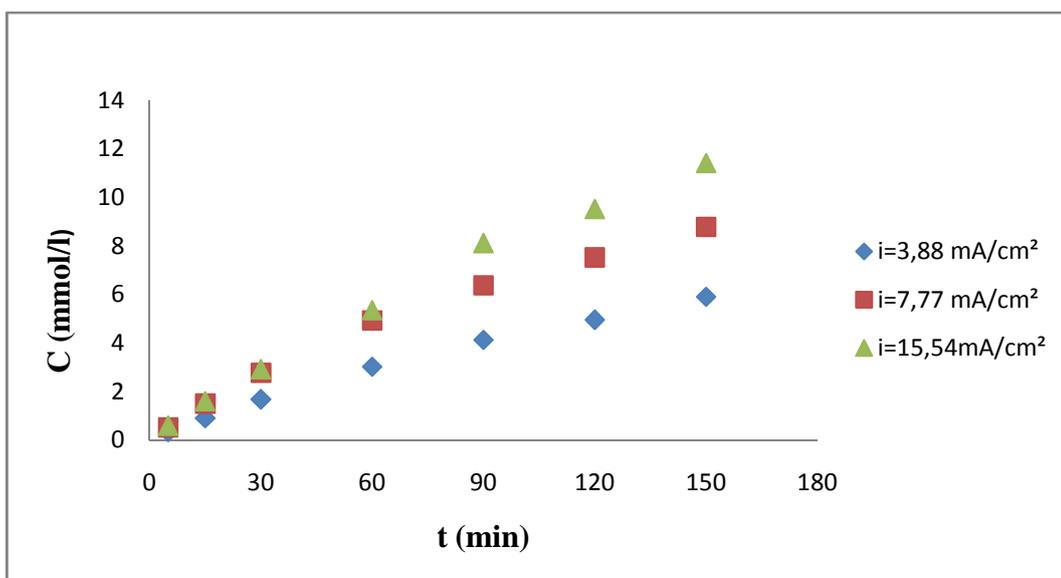


Figure III.8 : Variation de la concentration des ferrates en fonction du temps (14M).

▪ Pour NaOH 16M :

Selon les résultats présentés dans le tableau III.8, le meilleur rendement de production des ferrates est de 84.85%, est obtenu pour une densité de courant de 3.88 mA/cm².

Tableau III.8. Variation du rendement en fonction des densités de courant pour différentes durées de l'électrolyse (16M).

t (min) \ i(mA/cm²)	5	15	30	60	90	120	150
3.88	84.85	81.94	77.23	74.32	70.54	68.19	66.18
7.77	67.82	65.08	61.78	56.59	53.04	50.36	47.37
15.54	42.63	40.21	37.73	33.25	29.72	25.91	23.99

D'après la figure III.9, les rendements pour les densités de courants : 3.88 ; 7.77 et 15.54 mA/cm² sont quasiment supérieur à 23% à une durée de 150 minutes de l'électrolyse. Par contre, pour 3.88 mA/cm² le meilleur rendement égal à 84.85% est obtenu pour un temps de 5 minutes d'électrolyse.

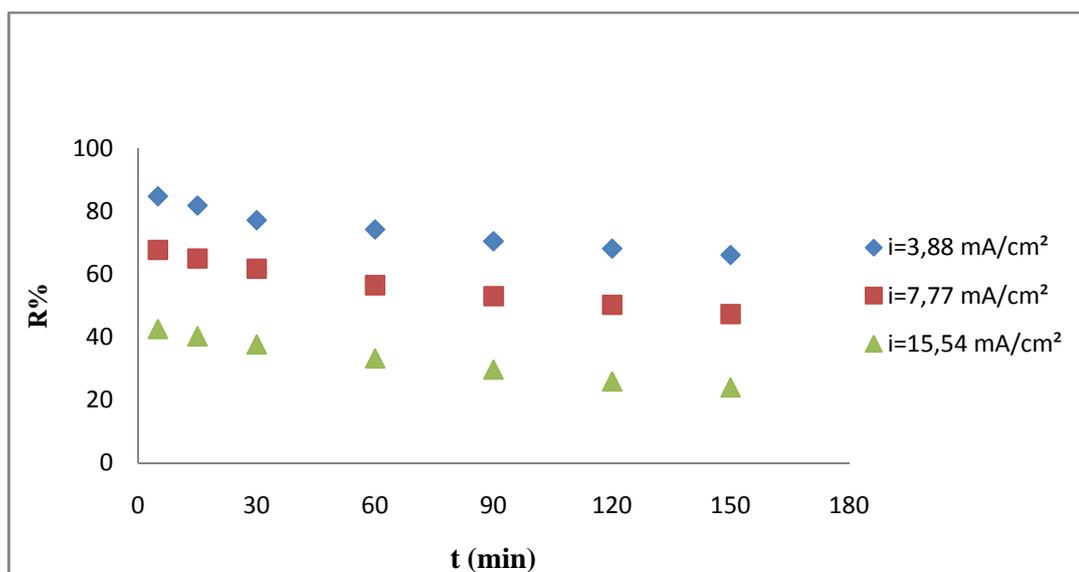


Figure III.9 : Variation du rendement de production des ferrates en fonction du temps (16M).

Selon la figure III.10 on remarque une augmentation de la concentration pendant toute la durée de l'électrolyse (150 minutes).

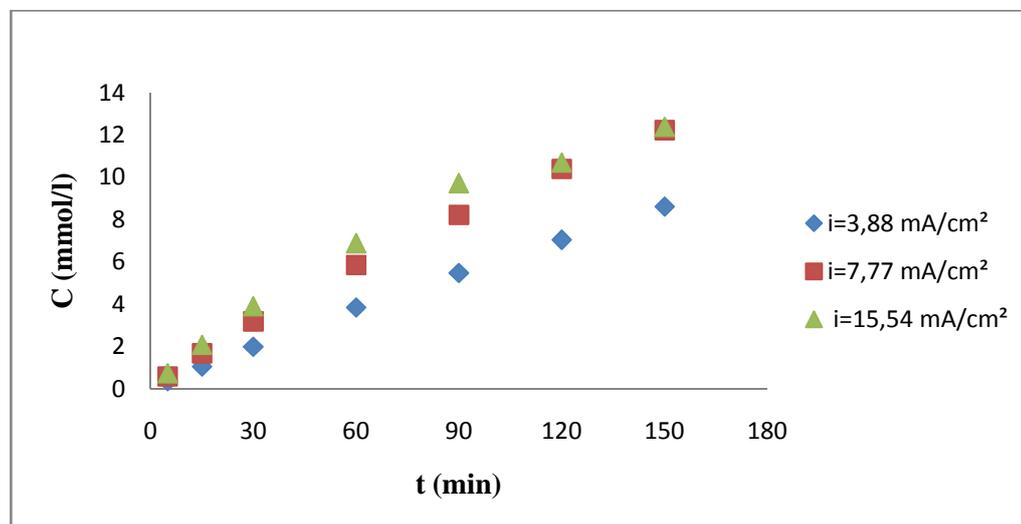


Figure III.10 : Variation de la concentration des ferrates en fonction de temps (16M).

D'après la figure III.11, III.12, on remarque que pour les faibles durées d'électrolyse (5 minutes), le rendement en production des ferrates est le meilleur, comparativement à celui atteint pour des temps plus longs (150 minutes). Ceci est valable pour les différentes

intensités de courant appliquées, et les différentes molarités de NaOH. De plus, pour le NaOH à 16M, on constate une perte d'environ 20 % en production des ferrates à des temps de 150 minutes d'électrolyse, par rapport à des durées de 5 minutes. Ceci est probablement dû à la couche de passivation qui se forme sur l'anode.

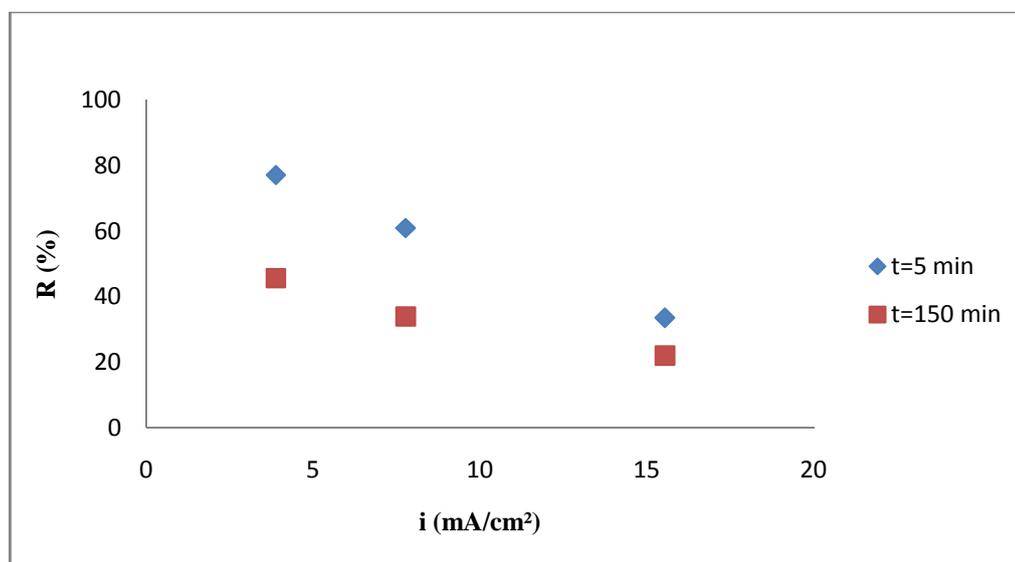


Figure III.11 : Variation du rendement en fonction de densité de courant à 5 et 150 minutes (14M).

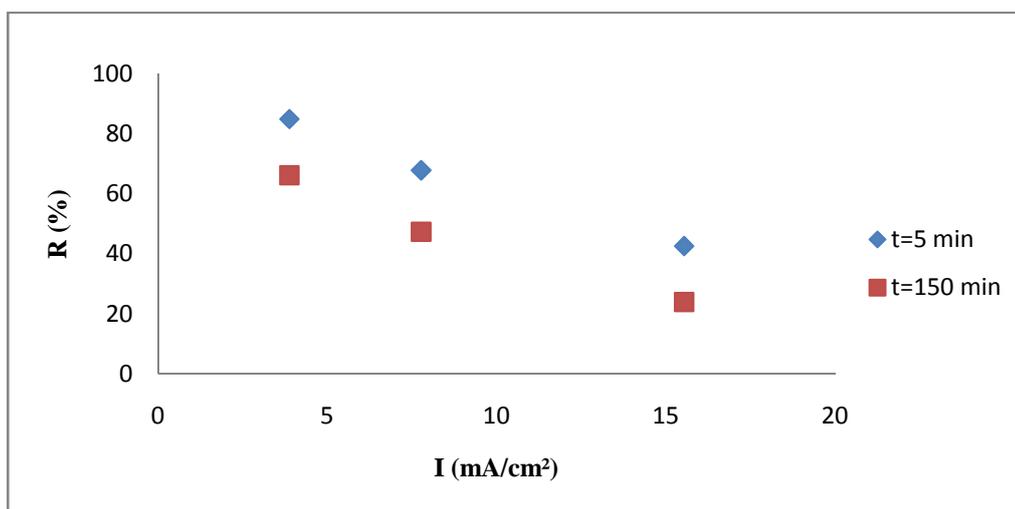


Figure III.12 : Variation du rendement en fonction de densité de courant à 5 et 150 minutes (16M).

Conformément aux résultats expérimentaux obtenus, à différentes molarités, différentes densités de courant et à différents temps, les meilleurs résultats pour la production des ferrates, correspondent à une molarité de 16M, une densité de courant de 3.88 mA/cm² équivalente à une intensité appliquée de 0.125 A, et un temps d'électrolyse de 5 minutes le rendement étant de l'ordre de 84 %.

III.4. Influence du rendement de production des ferrates sur l'énergie électrique consommée

Le 2eme paramètre dont il faut tenir compte pour optimiser le rendement en production des ferrates, est l'énergie électrique consommée.

Les résultats ont montré que les rendements les plus élevés, correspondaient aux plus faibles consommations d'énergie électrique.

Pour ce qui est de la solution à 14M, un rendement de 77.14 engendre une consommation électrique de 3.13 Kwh/Kg. Les résultats sont donnés dans le tableau III.9.

Tableau III.9 : Variation du rendement de production des ferrates et l'énergie électrique consommée en fonction de temps (14M).

t (min)	R%	E (Kwh/Kg)
5	77.14	3.13
15	70.04	3.46
30	64.78	3.73
60	58.54	4.13
90	53.31	4.54
120	47.95	5.04
150	45.71	5.29

La figure III.13 montre que quand le rendement est le plus élevé, l'énergie électrique consommée est la plus basse, par contre, après 60 minutes on remarque une croissance de l'énergie de consommation jusqu'à 5.29 Kwh/Kg avec une décroissance du rendement à 45.71% après 150 minutes d'électrolyse.

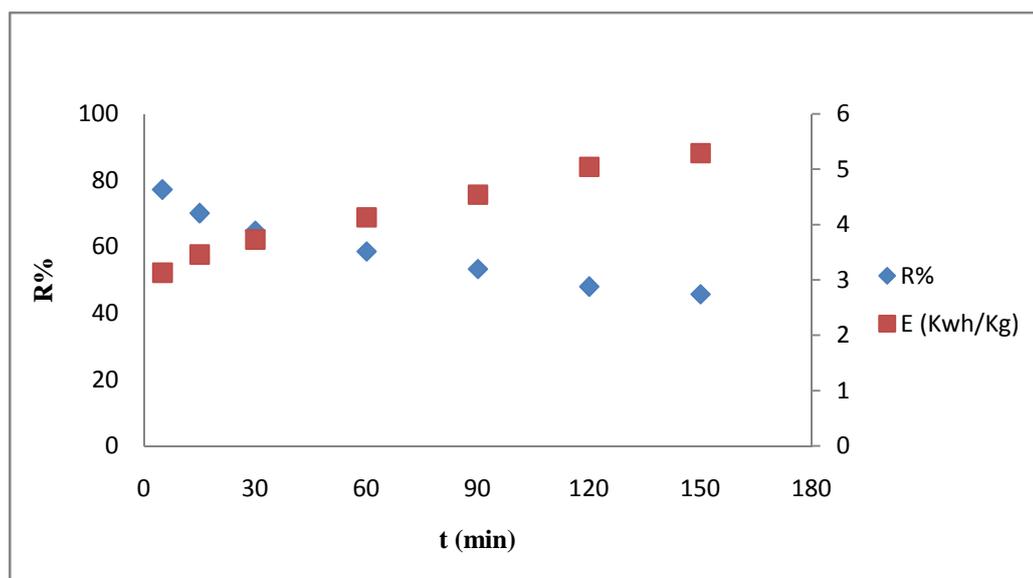


Figure III.13 : Variation du rendement et l'énergie électrique de consommation en fonction de temps d'électrolyse (14M).

Et pour la solution à 16M, le meilleur rendement de 84.85% correspond à une énergie de 2.86 Kwh/Kg, pour une intensité de courant égale à 3.88 mA/cm² et un temps d'électrolyse de 5 minutes tableau III.10.

Tableau III.10 : Variation du rendement de production des ferrates et l'énergie électrique consommée en fonction de temps (16M).

t (min)	R%	E (Kwh/Kg)
5	84.85	2.86
15	81.94	2.95
30	77.23	3.13
60	74.32	3.26
90	70.54	3.43
120	68.19	3.55
150	66.18	3.62

La figure III.14, montre que pour les premières 5 minutes, le rendement de ferrates est le plus élevé, par contre l'énergie électrique consommée est la plus basse, mais après 60 minutes. On remarque aussi une croissance de l'énergie de consommation jusqu'à 3.62 Kwh/Kg, avec une décroissance du rendement à 66.18%, après 120 minutes d'électrolyse.

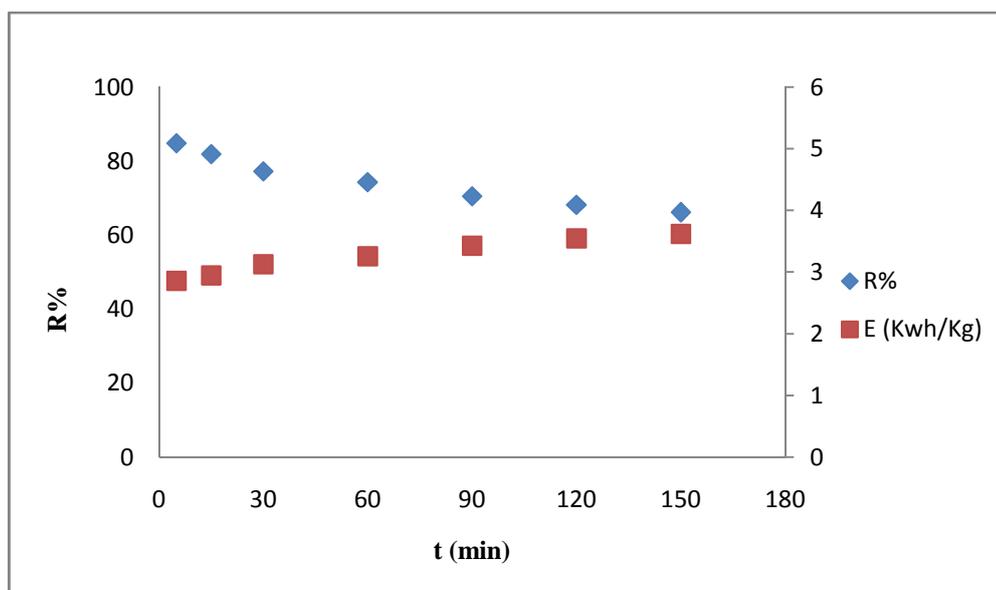


Figure III.14 : Variation du rendement et l'énergie électrique consommée en fonction de temps d'électrolyse (16M).

III.5. L'influence du choix de l'électrolyte sur le rendement

Certains chercheurs [29-30] ont signalé que le NaOH est plus efficace que KOH en tant que l'électrolyte pour la production des ferrates.

Pour étudier l'influence du choix de l'électrolyte sur le rendement de la production des ferrates, on a utilisée une solution de KOH comme électrolyte, et on a fait la comparaison avec les résultats expérimentaux obtenus en utilisant une solution de NaOH, aux mêmes conditions opératoires.

On a travaillé à une intensité de courant de 0.125 A équivalent une densité de 3.88 mA/cm² pour un temps de 150 minutes, pour une solution préparée à 16M, une température de 40°C.

Les essais d'électrolyse ont montré que le NaOH donne des meilleurs rendements de production des ferrates, une augmentation de près de 60% par rapport à ceux produit par le KOH. De même, l'énergie consommée est moins importante, Tableau III.11.

Tableau III.11. Comparaison du rendement et l'énergie électrique consommée de NaOH et KOH à 5 minutes.

Concentration (mol/l) 16	R% NaOH	R% KOH	EC de NaOH (Kwh/Kg)	EC de KOH (Kwh/Kg)
i= 3.88 mA/cm ²	84.85	26.11	2.86	13.42

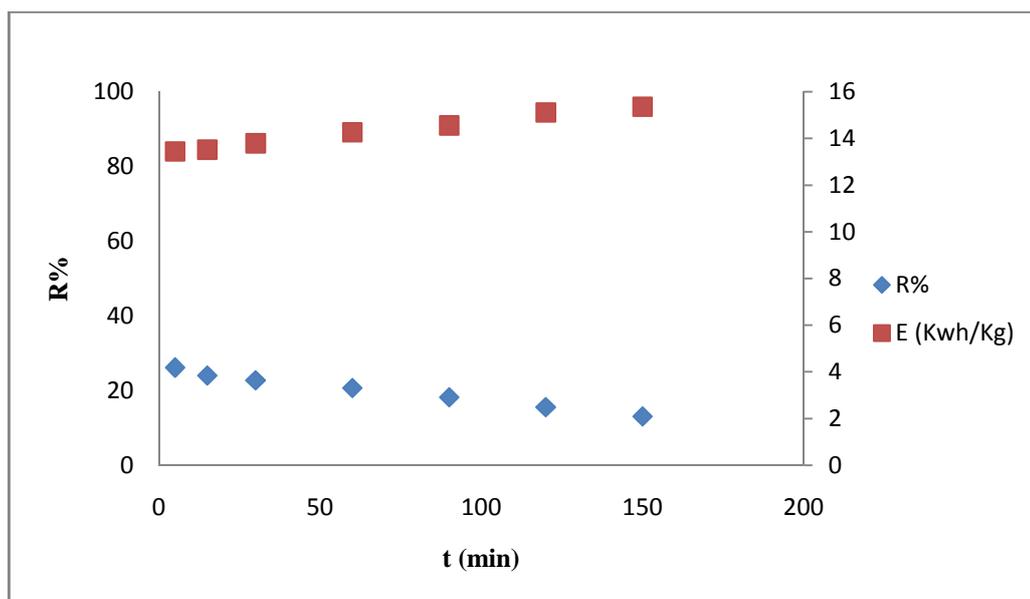


Figure III.15 : Variation du rendement et l'énergie électrique consommée en fonction de temps d'électrolyse (KOH 16M).

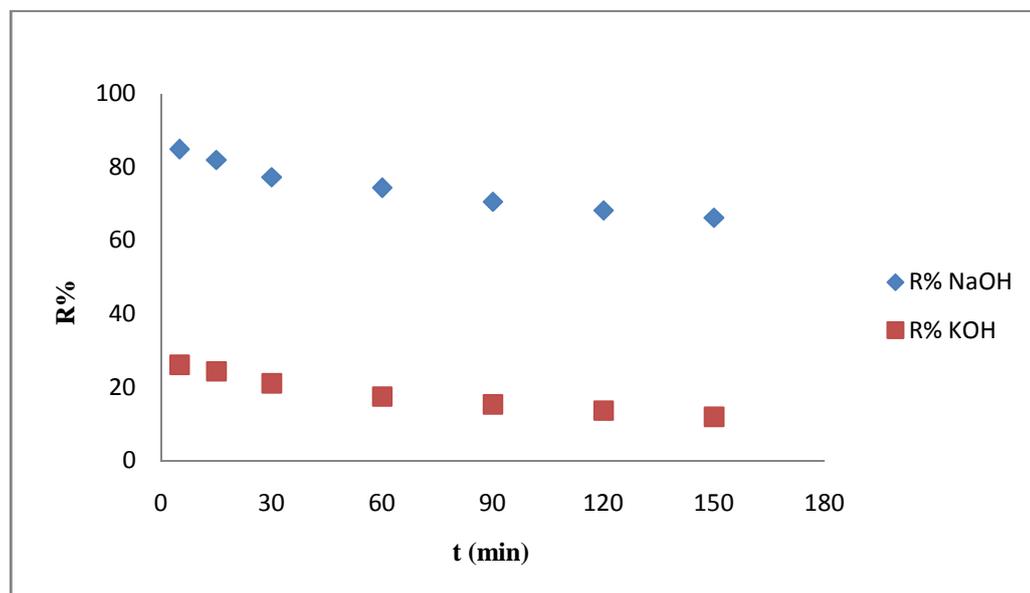


Figure III.16 : Variation du rendement en fonction de la nature de l'électrolyte (NaOH, KOH16M), dans les conditions optimales.

IV. Application des ferrates sur l'eau brute du barrage

IV.1. Le procédé de coagulation floculation par Jar test

Pour vérifier l'efficacité des sels de ferrates comme coagulant, des essais sur jar-test ont été fait par l'ajout des différents coagulants à différentes concentrations.

IV.1.1. Le coagulant $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

On remplit les six béchers de jar test par 1 litre d'eau brute du barrage chacun, puis on injecte des concentrations de sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ d'une façon croissante et on lance l'agitation rapide (150 tours pendant 1 min), suivi d'une agitation lente (40 tours pendant 20 min). En fin, on laisse décanter pendant une durée de 30 minutes.

Après cette manipulation, et selon le principe du jar-test les paramètres suivants : turbidité, conductivité et pH doivent être mesuré (Tableau IV.1).

Le même mode opératoire est appliqué pour les deux autres coagulants à une température ambiante.



Figure IV.1 : L'eau de barrage après 30 minutes de décantation avec le coagulant $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Tableau IV.1 : Variation des paramètres physico-chimiques en fonction des doses en coagulant ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$).

$[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3]$ (mg/l)	0	5	10	15	20	25	30	35	40	50
Turbidité (NTU)	6.85	3.67	3.25	2.81	2.37	2.01	1.46	1.13	1.21	1.62
R (%)	2.56	47.79	53.76	60.02	66.28	71.40	79.23	83.91	82.78	76.95
Conductivité ($\text{mS}\cdot\text{cm}^{-1}$)	443	425	410	394	386	373	366	351	342	330
pH	8.07	8.02	7.75	7.60	7.54	7.47	7.40	7.32	7.27	7.19

Les résultats présentés dans le tableau IV.1 montre que l'augmentation de la dose ajoutée de sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ a provoqué une diminution de la turbidité jusqu'à une dose avoisinant les 35 mg/l en coagulant. Après cela, on remarque une augmentation de la turbidité causé par la saturation de l'eau par le sulfate d'Aluminium.

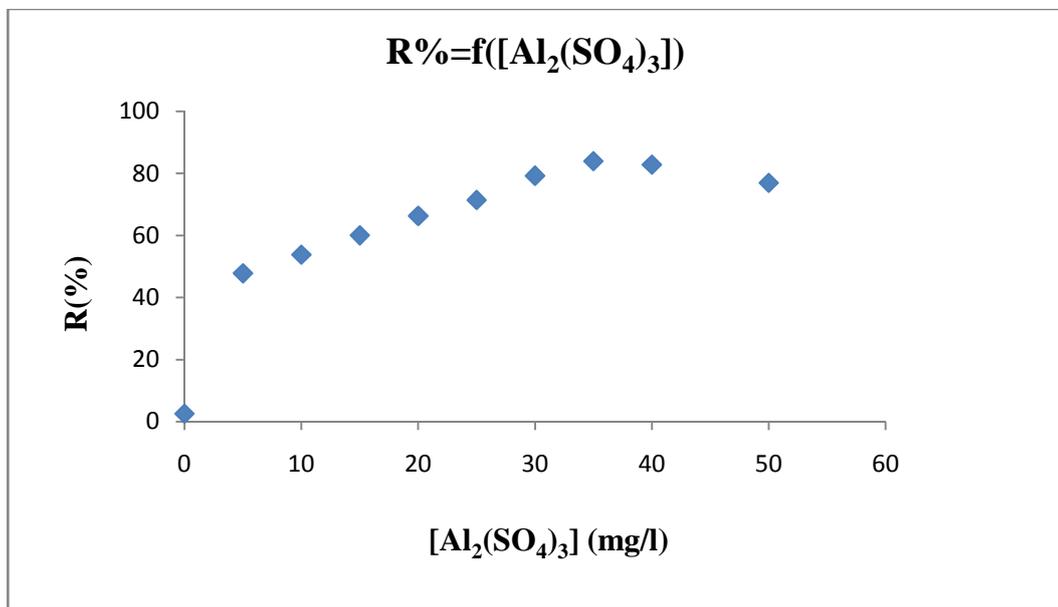


Figure IV.2 : Variation du rendement en fonction de la dose en coagulant ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$).

D'après la figure IV.2, on constate que le meilleur rendement de 83.91% est obtenu pour une concentration de 35 mg/l de coagulant.

D'où :

$$R\% = \frac{t_i - t_f}{t_i} \times 100$$

IV.1.2. Le coagulant FeCl₃



Figure IV.3 : L'eau de barrage après 30 minutes de décantation par le coagulant (FeCl₃).

Le tableau suivant représente les résultats des analyses effectués sur l'eau de barrage après 30 min de décantation par le coagulant FeCl₃.

Tableau IV.2 : Variation des paramètres physico-chimiques en fonction des doses en coagulant (FeCl₃).

[FeCl ₃] (mg/l)	0	5	10	15	20	25	30	35	40	50
Turbidité (NTU)	7.44	3.53	2.67	1.39	0.91	0.72	0.6	0.95	1.39	1.57
R (%)	2.10	53.55	64.86	81.71	88.02	90.51	91.71	87.5	81.71	79.34
Conductivité (mS·cm ⁻¹)	446	412	388	365	355	327	336	362	407	415
pH	7.89	7.80	7.71	7.60	7.52	7.37	7.29	7.11	7.02	6.92

Selon les résultats obtenus dans le tableau IV.3, on observe une diminution de la turbidité jusqu'à la dose 30 mg/l du chlore ferrique (FeCl_3), et à partir de la dose 35 mg/l la turbidité commence à augmenter.

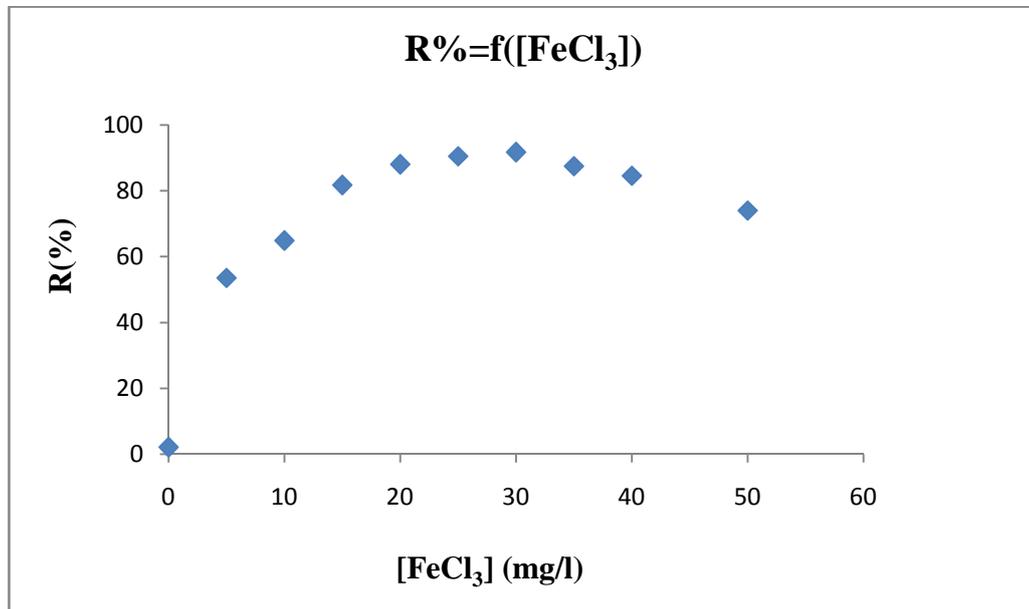


Figure IV.4 : Variation du rendement en fonction de dose en coagulant (FeCl_3).

D'après cette figure, on remarque que le meilleur rendement est de 91.71% en abattement de la turbidité résiduelle.

IV.1.3. Le coagulant Na_2FeO_4

Pour faire cette manipulation, on prépare des sels de ferrates (Na_2FeO_4) aux conditions opératoires optimales trouvées précédemment à savoir ($i=3.88 \text{ mA/cm}^2$, $M=16 \text{ mol/l}$, $T=40^\circ\text{C}$). Le prélèvement des sels de ferrates a été effectué après 60 minutes d'électrolyse ($\text{Abs}=0.4223$, $C=3.84 \text{ mmol/l}$ correspondant à $C_M=0.46\text{g/l}$).

En suite, on injecte différents volumes de cette solution des sels de ferrates, correspondant à des concentrations différentes dans les six béchers du jar test. (Voir l'annexe D).



Figure IV.5 : l'eau de barrage après 30 min de la décontation par le coagulant Na_2FeO_4 .

Le tableau IV.3 résume les résultats trouvés.

Tableau IV.3 : Variation des paramètres physico-chimiques en fonction des doses en coagulant (Na_2FeO_4).

$[\text{Na}_2\text{FeO}_4]$ (mg/l)	0	0.46	0.69	0.92	1.15	1.38	1.61	1.84	2.07	2.76
Turbidité (NTU)	7.89	3.59	2.17	1.56	1.01	1.25	1.48	1.91	2.45	3.51
R (%)	3.19	55.95	73.37	80.85	87.60	84.66	80.24	76.56	69.93	56.93
Conductivité ($\text{mS}\cdot\text{cm}^{-1}$)	475	668	713	751	772	796	809	834	878	901
pH	8	10.18	11.47	11.68	11.75	11.97	12.07	12.10	12.14	12.25

Selon les résultats présentés dans le tableau IV.3, on remarque une diminution de la turbidité jusqu'à 1.01 NTU par l'ajout de 1.15 mg/l de sel de ferrate, correspondant au meilleur rendement d'élimination de la turbidité de l'ordre de 87.60%.

On observe aussi une augmentation de la conductivité et du pH qui est causé par l'ajout des ferrates (synthétisés dans une solution fortement alcaline de 16M en NaOH), et les complexes formés tels que $\text{FeOH}_{(3)}$ et les ions Fe^{3+} .

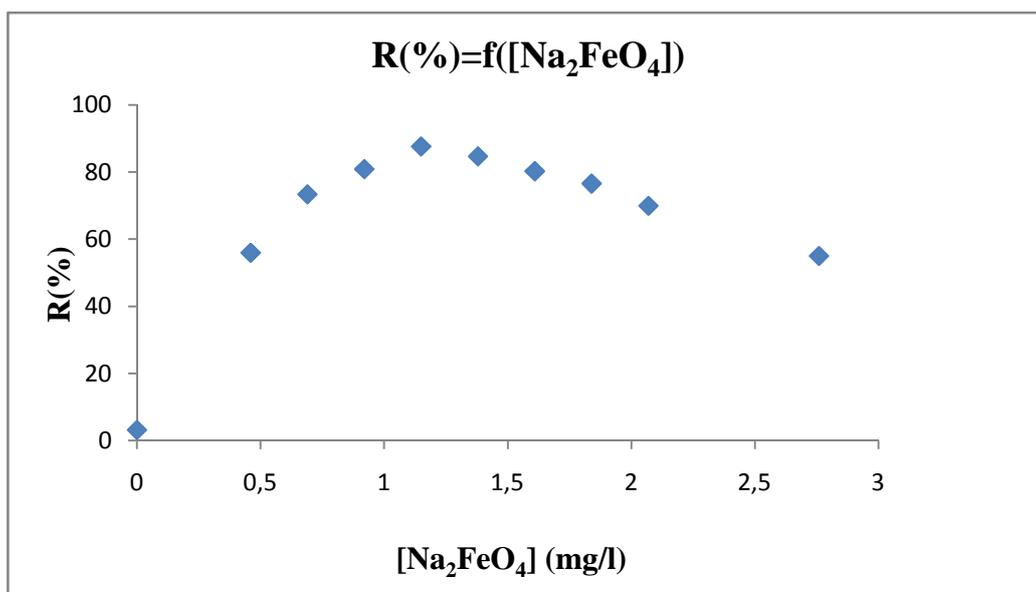


Figure IV.6 : Variation du rendement en fonction de dose en coagulant (Na_2FeO_4).

Après la comparaison des résultats obtenus par les trois coagulants, on constate que le sel de ferrate est le meilleur coagulant, à très faible concentration par rapport aux autres coagulants.

IV.2. Les analyses physico-chimiques avant et après l'ajout de la solution des ferrates

Après avoir déterminé la dose optimum de Na_2FeO_4 (1.15 mg/l) à injecter à l'échantillon d'eau de barrage nous avons obtenus les résultats suivants concernant certains paramètres physico-chimiques. (Tableau IV.4)

Tableau IV.4 : Variation des paramètres physico-chimiques avant et après l'ajout des ferrates.

Paramètres	Sans ferrates	Avec ferrates [1.15mg/l]
pH	7.91	11.75
Température (°C)	19	19
Oxygène Dissous (mg/l)	6.69	6.94
Conductivité ($mS \cdot cm^{-1}$)	443	772
TDS (mg/l)	235	498
Turbidité (NTU)	7.42	1.01
DBO ₅ (mg/l)	10	2

D'après ces résultats, on remarque une diminution de la turbidité et de la DBO₅. Ainsi qu'une augmentation du TDS et de la conductivité. Cette augmentation est due à l'injection des ferrates, et les complexes formés tels que FeOH₍₃₎ et les ions Fe³⁺.

IV.3. Les analyses bactériologiques avant et après l'injection des sels de ferrates

L'examen de l'eau destinée à la consommation humaine est d'une importance capitale, car elle mesure l'absence ou non de micro-organismes présents dans l'eau, qui peuvent être nocif pour la santé.

Pour voir l'effet et l'efficacité de la solution des ferrates injectés dans l'eau brute du barrage Sidi M'hamed Ben Taiba, on s'est basé beaucoup plus sur les bactéries indicatrices de contamination fécale.

IV.3.1. Analyses bactériologiques de l'eau avant l'ajout des ferrates

Le but de cette analyse bactériologique est de rechercher et dénombrer les éventuelles colonies de coliformes totaux et fécaux et les *Escherichia coli* contenus dans l'eau brute du barrage.

) La rampe de filtration

On fait la filtration de l'échantillon d'eau, puis on met un peu de milieu de culture Tergitol dans les deux boîtes de pétri (pour la recherche des coliformes totaux et fécaux), pour la troisième boîte de pétri on met un peu de milieu de culture Slanetz (pour la recherche des streptocoques fécaux), puis on ajoute le filtrat (eau à analyser) dans les 3 boîtes de pétri.

La première et la troisième boîte de pétri (coliformes totaux et streptocoques fécaux) sont incubés à 37°C pendant 24 h à 48 h. La deuxième boîte de pétri (coliformes fécaux) est incubé à 44°C pendant 24 h.



Figure IV.7 : Les trois boîtes de pétri à analyser.

▪ **Test de présomption**

Après 24 h d'incubation, la lecture a démontré une présence des petites colonies jaunes, ce qui confirme la présence des coliformes totaux et fécaux.

On a remarqué 7 colonies jaunes dans la 1^{er} boîte et 4 colonies jaunes dans la 2^{ème} boîte.



Figure IV.8 : Résultat d'analyse bactériologique avant l'ajout des ferrates.

On a observé l'absence des colonies rouges dans la 3^{ème} boîte de pétri, ce qui indique l'absence des streptocoques fécaux.

IV.3.2. Analyses bactériologiques de l'eau après l'ajout des ferrates

Pour voir l'efficacité des sels de ferrates comme désinfectant, l'analyse bactériologique des bactéries indicatrices de contamination fécale, a été faite en injectant sur les échantillons d'eau de barrage brute (250 ml), 5 ml de la solution des ferrates, correspondant à une concentration de 3.8 mg/l obtenue pendant les 60 premières minutes de la synthèse.

- **Test de présomption**

Après 24 h d'incubation à une température de 37°C et 44°C, la lecture a montré une absence totale des colonies, donc l'absence des coliformes totaux, fécaux et les *Escherichia coli*, ce qui indique que les bactéries ont été complètement détruites.



Figure IV.9 : Résultat d'analyse après l'injection des ferrates.

Conclusion générale

Les ferrates (VI) sont les composés les plus puissants de tous les oxydants/désinfectants et décolorant pratiquement utilisé pour le traitement des eaux.

Dans une première étape une synthèse électrochimique des ferrates est effectuée en utilisant le NaOH comme électrolyte. Certains paramètres sont étudiés pour définir les conditions optimales de la synthèse des ferrates à savoir, la densité de courant, la durée de l'électrolyse, la concentration de l'électrolyte, et la température du milieu.

En effet, comparativement entre les résultats obtenus pour les températures : 25°C, 40°C et 60°C, il apparaît qu'une température de 40°C est très favorable à la production des ferrates, permettant au bout de 5 minutes d'électrolyse, d'obtenir un rendement de 84.85% pour une densité de courant i de 3,88 mA/cm², correspondant à une intensité $I=0.125$ A et une concentration d'électrolyte 16 M.

Ces paramètres permettent d'obtenir le meilleur rendement en ferrates et la plus basse consommation en énergie électrique.

En ce qui concerne les échantillons prélevés d'eau brute du barrage d'Arib, un rendement d'élimination de la turbidité de l'eau de l'ordre de 87% est obtenu uniquement avec 1.15 mg/l des ferrates, comparativement aux deux autres coagulants dont la dose respective pour chacun d'eux est environs 35 mg/l pour Al₂(SO₄)₃ et de 30 mg/l pour FeCl₃.

De plus, une concentration de 3.8 mg/l de ferrate injecté, a révélé une désinfection totale des échantillons prélevés, à savoir l'élimination totale des coliformes totaux et fécaux ainsi que les *Escherichia coli*.

On peut donc conclure que les sels de ferrates sont des très bons coagulants et désinfectants dans le traitement des eaux potables.

En perspective, on peut :

- Utiliser un mélange d'électrolyte (NaOH avec KOH), ou d'autres électrolytes tel que le Ba(OH)₂ et Li(OH)₂
- Utiliser des électrodes de nature différente telle que la fonte.

RÉFÉRENCES BIBLIOGRAPHIQUES

Références Bibliographiques

- [1]. V. K. Sharma, *J. Environ. Manage.*, 92.1051, « Oxidation of inorganic contaminants by ferrates (VI, V, and IV) kinetics and mechanisms: A review », 2011.
- [2]. V. K. Sharma, M. Sohn, G. A. K. Anquandah and N. Nesnas, *Chemosphere*, 87.644, 2012.
- [3]. G. A. K. Anquandah, V. K. Sharma, V. R. Panditi, P. R. Gardinali, H. Kim and M. A. Oturan, *Chemosphere*, 91.105, 2013.
- [4]. J.Q. Jiang, Z. Zhou and O. Pahl, *Sep. Purif. Technol.*, 88.95, 2012.
- [5]. Graham Hill ; John Holman *Chemistry in context* (5th ed.). Nelson Thornes p.202. ISBN 0-17-448276-0,2000.
- [6]. W. He, J. Wang, C. Yang and J. Zhang, *Electrochim. Acta*, 51.2006.
- [7]. Stahl G.E., "Opusculumchimicophysico-medium, HalaeMagdeburgiae", p. 742, 1715.
- [8].Tousek J: «Electrochemical production of sodium ferrate» Coll.Czech Chem.Commun.27.pp.914-919, 1962.
- [9]. Poggendorf J.C «Pogg. Ann; 54»,p.161, 1841.
- [10]. J.G. Ibanez, M. Tellez-Giron, D. Alvarez and E. Garcia-Pintor, Laboratory Experimentson: «The electrochemical remediation of the environment. Part Microscale production of ferrate», *J. Chem. Educ.*, 81251-254, 2004.
- [11]. Helfrich B. Lang K: «Uber salze der eisensaure» *Z.Anorg.allg. Chem.*263,pp.169-174,1950.
- [12]. B.E. Norcross, W.C. Lewis, H. Gai, N.A. Noureldin and D.G. Lee« The oxydation of secondary alcohols by potassium tetraoxoferrate(VI) », *Canad.J. Chem.*, 75 129-139 1997.

RÉFÉRENCES BIBLIOGRAPHIQUES

- [13]. Tsapin A.I., Goldfeld M.G., McDonald G.D., Neelson K.H., Moskovitz B., Solheid P., Kemner K.M., Kelly S.D., Orlandini K.A., "Iron (VI): Hypothetical candidate for the Martian oxidant", *Icarus* 147, pp. 68–78, 2000.
- [14]. Johnson M.D., Sharma V.K., "Kinetics and mechanism of the reduction of ferrate by one-electron reductants", *Inorg.Chim.Acta*, 293, pp. 229-233, 1999.
- [15]. Schreyer J.M., Thompson G.W., Ockerman, L.T., "Potassium ferrate(VI)", *Inorg.Synthesis*, 4, pp. 164-169, 1953.
- [16]. Wagner W.F., Gump J.R., Hurt E.N., "Factors affecting the stability of aqueous potassium ferrate (VI) solutions", *Anal.Chem.*, 24, pp.1497–1498, 1952.
- [17]. Lee Y.H., M. Cho., Kim J.Y., Yoon J., "Chemistry of ferrate (Fe(VI)) in aqueous solution and its application as a green chemical", *J.Ind.Eng.Chem.*, 10, pp.161-171, 2004.
- [18]. Thompson, J. A., "Process for preparing alkali metal ferrates", Brevet américain, No. 4551326, No. Application: 468487, Date de dépôt: 22 février 1983, Date de publication : 5 novembre 1985.
- [19]. Jiang J.Q., Lloyd B., "Progress in the development and use of ferrate (VI) salt as an oxidant and coagulant for water and wastewater treatment", *Water Research*, 36, pp. 1397-1408, 2002.
- [20]. Ockerman L.T., Schreyer J.M., "Preparation of sodium ferrate (VI)", *J.Am.Chem.Soc.*, 73, p.5479, 1951.
- [21]. Bouzek, K., Rousar, I., "The study of electrochemical preparation of ferrate(VI) Using alternating current superimposed on the direct current. Frequency dependence of current yields". *Electrochem.Acta* 38 (13), 1717–1720-1993.
- [22]. Licht, S., Tel-Vered, R., Halperin, L., "Direct electrochemical of solid ferrate and super-iron battery". *Electrochem.Commun.* 4 (11), 933–937-2002.

RÉFÉRENCES BIBLIOGRAPHIQUES

- [23]. Shao, H.B., Wang, J.M., He, W.C., Zhang, J.Q., Cao, C.N., "EIS analysis on the anodic dissolution kinetics of pure iron in a highly alkaline solution". *Electrochem. Commun.* 7, 1429–1433, 2005.
- [24]. Denvir A., Pletcher D., "Electrochemical generation of ferrate. Part II: Influence of anode composition", *J. Appl. Electrochem.*, 26, pp. 823-827, 1996.
- [25]. Denvir A., Pletcher D., "Electrochemical generation of ferrate. Part I: Dissolution of an iron wool bed anode", *J. Appl. Electrochem.*, 26, pp. 815-822, 1996
- [26]. Bouzek K., Rousar I., "Influence of anode material on current yield during ferrate (VI) production by anodic iron dissolution Part I: Current efficiency during anodic dissolution of grey cast iron to ferrate (VI) in concentrated alkali hydroxide solutions", *J. Appl. Electrochem.*, 26, pp. 919-923, 1996.
- [27]. Bouzek K., Schmidt M.J., Wragg A.A., "Influence of electrolyte composition on current yield during ferrate (VI) production by anodic iron dissolution", *Electrochem. Commun.*, 1, pp. 370-374, 1999.
- [28]. Bouzek K., Schmidt M.J., Wragg A.A.: «Influence of the stability of electrochemically-prepared ferrate solution.» *J. Chem. Tech. Biotech.*, 74, pp. 1188-1194, 1999.
- [29]. Bouzek K., Schmidt M.J., «Electrochemical ferrate production-anode material aspects» *Institution of Chemical Engineers Symposium Series*, 145, pp. 153-160, 1999.
- [30]. Kulikov LA, Perfilev YD, Kopelev NS. « The iron charge state in solid cesium ferrate(VI) deduced from mossbauer absorption and emission-spectroscopy. » *J Phys Chem Solids* 56:1089–94. 1995.
- [31]. G.A. Bailie, K. Bouzek, P. Lukašek, I. Roušar, A.A. Wragg, *J. Chem. Technol. Biotechnol.* 66, 35; 1996.

RÉFÉRENCES BIBLIOGRAPHIQUES

- [32]. M Alsheyab , J Jiang , C Stanford «On-line production of ferrate with an electrochemical method and its potential application for wastewater treatment – A review». *Journal of Environmental Management* 90 1350–1356 . 2009.
- [33]. Hoppe ML, Schlemper EO, Murmann RK." Structure of dipotassiumferrate (VI)". *Acta Crystallogr B*; 38:2237–9, 1982.
- [34].Carrington A, Schonland D, Symons MCR. "Structure and reactivity of the oxyanions of transition metals. Part IV. Some relations between electronic spectra and structure". *J Chem Soc* 659–65; 1957.
- [35].Wood RH. "The heat, free energy and entropy of the ferrate (VI) ion". *J Am Chem Soc*80:2038–41; 1958.
- [36].Carr JD, Kelter PB, Ericson AT. "Ferrate (VI) oxidation of nitrilotriacetic acid". *Environ Sci Technol* 15: 184–7; 1981.
- [37]. Jia HD, Yang XL, Yang Y, Gao Y."Direct spectrophotometric determination of ferrate (VI)". *Chin J Anal Chem*27:617; 1999.
- [38]. Kamnev AA, Ezhov BB. "Electron spectroscopy of soluble anodic oxidation products of iron in alkaline solutions". *Sov Electrochem(English Translation of Elektro-Khimia)* 24:1027–9; 1989.
- [39].Bouzek K, Nejezchleba M. "In situ mossbauer study of the passive layer formed on the iron anode in alkaline electrolyte". *Collect Czech Chem Commun*; 64: 2044–60. 1999.
- [40].Griffith WP. "Infrared spectra of the tetrahedral oxyanions of the transition metals". *J Chem Soc (A)*:1;467–68 ; 1966.
- [41]. Etleva Ostrosi : « Synthèse des ferrates en utilisant le chlore comme oxydant » université de Nancy. Thèse de doctorat 15 octobre 2007.
- [42]. Licht S., Wang B.H., Ghosh S., "Energetic iron (VI) chemistry: The super-iron battery", *Science*, 285, pp. 1039-1042, 1999.
- [43]. Weast R.C., " In Handbook of Chemistry and Physics "(51 ed.), CRC Press, Cleveland, OH (1970–1971), p. 111, 1971.

RÉFÉRENCES BIBLIOGRAPHIQUES

- [44]. Sharma V.K., "Potassium ferrate VI: an environmentally friendly oxidant", *Advan. Environ. Res.*, 6, pp. 143-156, 2002.
- [45]. Gray K.A., Waite T.D., "Coagulation and precipitation studies of the ferrate (VI) ion", National meeting of the Am. Chem. Soc., Env. Chem. Div., Washington D.C., 23, pp. 135-138, 1983.
- [46]. Johnson M.D., Hornstein B.J., "Unexpected selectivity in the oxidation of arylamines with ferrate-preliminary mechanistic consideration", *Chem. Commun.*, 8, pp. 965-966, 1996.
- [47]. Raymond Desjondins, "Traitement des eaux", 1997.
- [48]. Waite T.D., Gilbert M., "Oxidative destruction of phenol and other organic water residuals by iron (VI) ferrate", *J. Water Pollut. Control Fed.*, 50, pp. 543-551, 1978.
- [49]. Murmann R.K., Robinson P.R., "Experiments utilising FeO₂-4 for purifying water", *Water Research*, 8, pp. 543-547, 1974.
- [50]. Vogels C.M., Johnson M.D., "Arsenic remediation in drinking waters using ferrate and ferrous ions", Technical completion report, Account number 01423922, New Mexico Wat.Res.Inst., New Mexico State University, 19 pages, 1998.
- [51]. Ma J., Liu W., "Effectiveness of ferrate (VI) preoxidation in enhancing the coagulation of surface waters", *Water Research*, 36, pp. 4959-4962, 2002.
- [52]. Hoffmann M.R., "Kinetics and mechanism of oxidation of hydrogen sulphide by hydrogen sulphide in acidic solution", *J. Env. Sci. Tech.*, 11, pp. 61-66, 1977.
- [53]. Kotronarou A., Hoffman M.R., "Catalytic autoxidation of Hydrogensulphide in wastewater", *J. Env. Sci. Tech.*, 25, pp. 1153-1160, 1991.
- [54]. Cadena F., Peters R.W., "Evaluation of chemical oxidizers for hydrogen sulphide control", *J. Water Pollut. Control Fed.*, 60, pp. 1259-1263, 1988.
- [55]. Kim H., Sharma V.K., "Innovative [Iron(VI)] technology in sludge treatment", *Proceed.Int.Symp., Prague*, pp. 83-92, 2004.

RÉFÉRENCES BIBLIOGRAPHIQUES

[56]. Eng Y.Y., Sharma V.K., Ray A.K., “Ferrate (VI): Green chemistry oxidant for degradation of cationic surfactant”, *Chemosphere*, 63, pp. 1785-1790, 2005.

[57]. Chenaoui Ahmed, « Journées Mondiale de L'eau et de L'arbre à Ain Defla », compagnes de sensibilisation et de reboisement au barrage Sidi M'hamed Ben Taiba, LIBERTE, le 26.03.2017.

[58]. Agence Nationale de Barrage et Transfert, 2013.

[59]. M Alsheyab, J Jiang, Cecile S: «Electrochemical generation of ferrate (VI): Determination of optimum conditions» 178, 2010.

LISTE DES ANNEXES

ANNEXE A

Calcul de la masse d'hydrogène:

Pour calculer la masse d'hydrogène dégagé par la cathode on utilise la loi de Faraday comme suit :

$$m_h = ItM/nF$$

m_h : la masse d'hydrogène dégagé (g).

I : intensité de courant (A).

t : temps d'électrolyse (s).

M : la masse molaire d'hydrogène (g /mol) ; M=1 g /mol.

N : nombre d'électron de ferrate (n=6).

F : constante de Faraday (F= 96500 C mol⁻¹).

➤ Pour une intensité de courant I=0.125A

$$m_h = 0.125 \times 150 \times 60 \times 120 / 96500 \times 6$$

$$m_h = 0.23g$$

➤ Pour une intensité de courant I=0.25A

$$m_h = 0.46g$$

➤ Pour une intensité de courant I=0.5A

$$m_h = 0.93g$$

ANNEXE B

Différence de masse des électrodes avant et après l'électrolyse :

➤ Pour I=0.125 , C=14M , T=25°C.

$$m_a = m_{ai} - m_{af} = 0.063g.$$

$$m_c = m_{ci} - m_{cf} = 0.008g.$$

Selon la loi de Faraday :

La masse théorique des ferrates :

$$m_{th} = ItM/nF$$

Où :

m_{th} : la masse théorique (g).

I : intensité de courant (A).

M : la masse molaire du ferrate ($M=120 \text{ g mol}^{-1}$).

n : nombre d'électron ($n=6$).

F : constante de faraday (96500 C mol^{-1}).

t : le temps d'électrolyse (s).

➤ Pour $I=0.125\text{A}$ et $t=5 \text{ min}$

$$m_{th} = (0.125 \times 5 \times 60 \times 120) / 6 \times 96500$$

$$m_{th} = 7.75 \times 10^{-3} \text{ g.}$$

Par la loi de Beer Lambert:

$$A = LC \quad C = A / L$$

$$C = Af / L$$

f : facteur de dilution.

$$= 1100 \text{ cm}^{-1} \text{ M}^{-1}, L = 1 \text{ cm.}$$

$$C = 0,1430 / 1100 \times 1 = 0.13 \times 10^{-3} \text{ M.}$$

La masse expérimentale des ferrates :

$$C = m_{exp} / MV.$$

C : la concentration (mol).

m_{exp} : la masse expérimentale des ferrates (g).

M : la masse molaire de l'ion ferrate (VI) (g/mol); $M=120 \text{ g/mol}$.

V : volume de l'électrolyte (l) égal à 150 ml.

$$m_{exp} = C \times V \times M = 0.13 \times 10^{-3} \times 150 \times 10^{-3} \times 120.$$

$$m_{exp} = 2.34 \times 10^{-3} \text{ g.}$$

Le rendement en ferrates :

$$R\% = (m_{exp} / m_{th}) \times 100.$$

R% : le rendement de la formation des ferrates.

m_{exp} : la masse expérimentale des ferrates.

m_{th} : la masse théorique des ferrates.

$$R\% = (2.34 / 7.75) \times 100 = 30.19\%.$$

La densité de courant:

$$i=I/S.$$

i: densité de courant.

I : l'intensité de courant.

S : la surface immergée de l'électrode.

$$i= 0.125 \times 10^3 / 32.18.$$

$$i= 3.88 \text{ mA/cm}^2.$$

ANNEXE C

Les tableaux de la variation du rendement en fonction des certains facteurs à température :

❖ **Ambiante T=25±1°C.**

1. 14M I=0.125 A U=1.9V i=3.88 mA/cm².

t (min)	Abs	C (mmol/l)	$m_{\text{exp}} * 10^{-3} \text{ (g)}$	$m_{\text{th}} * 10^{-3} \text{ (g)}$	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,1430	0,13	2,34	07,75	30,19	8,46
15	0,4087	0,37	6,68	23,25	28,77	8,89
30	0,7825	0,71	12,80	46,50	27,54	9,28
60	0,1467	1,33	24,00	93,00	25,81	9,90
90	0,2091	1,9	34,21	139,5	24,53	10,41
120	0,2580	2,34	42,22	186,0	22,7	11,25
150	0,3123	2,84	51,10	232,5	21,98	11,62

2. 14M I=0.25 A U=2V i=7.77 mA/cm².

t (min)	Abs	C (mmol/l)	$m_{\text{exp}} * 10^{-3} \text{ (g)}$	$m_{\text{th}} * 10^{-3} \text{ (g)}$	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,2750	0,25	4,5	15,50	29,03	9,26
15	0,7823	0,71	12,80	46,50	27,53	9,77
30	0,1529	1,39	25,02	93,00	26,91	9,99
60	0,2774	2,52	45,40	186,0	24,41	11,01
90	0,3943	3,58	64,53	279,0	23,13	11,62
120	0,4796	4,36	78,49	372,0	21,1	12,74
150	0,5433	4,94	88,90	465,0	19,12	14,06

3. 14M**I=0.5 A****U=2.1V****i=15.54 mA/cm².**

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,5058	0,46	8,28	31,00	26,7	9,72
15	0,1454	1,32	23,80	93,00	25,6	5,15
30	0,2773	2,52	45,38	186,0	24,4	8,43
60	0,5088	4,62	83,25	372,0	22,38	10,88
90	0,6930	6,30	113,49	558,0	20,34	13,89
120	0,8575	7,79	140,31	744,0	18,86	15,68
150	0,5075	9,23	166,10	930,0	17,86	12,38

4. 14M**I=1 A****U=2.2V****i=31.07 mA/cm².**

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,8639	0,78	14,14	62,00	22,8	12,97
15	0,2375	2,16	38,87	186	20,9	14,15
30	0,4146	3,77	67,84	373	18,19	16,21
60	0,7599	6,91	124,36	746	16,67	17,69
90	0,5091	9,26	166,62	1119	14,89	18,81
120	0,6172	11,22	202,02	1492	13,54	21,78
150	0,7459	13,56	244,13	1865	13,09	22,53

5. 16M**I=0.125 A****U=2V****i=3.88 mA/cm².**

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,1862	0,16	2,88	07,75	37,16	7,23
15	0,5010	0,45	8,20	23,25	35,26	7,62
30	0,9388	0,85	15,36	46,50	33,04	8,14
60	0,1724	1,57	28,21	93,00	30,34	8,86
90	0,2549	2,31	41,72	139,5	29,91	8,99
120	0,3300	3,00	54,00	186,0	29,03	9,26
150	0,3994	3,63	65,36	232,5	28,11	9,56

6. 16M**I=0.25 A****U=2V****i=7.77 mA/cm².**

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,3300	0,30	5,40	15,50	34,84	7,71
15	0,9539	0,86	15,61	46,50	33,57	8,01
30	0,1819	1,65	29,78	93,00	32,02	8,39
60	0,3347	3,04	54,78	186,0	29,45	9,12
90	0,4809	4,37	78,71	279,0	28,21	9,53
120	0,6268	5,70	102,56	372,0	27,57	9,75
150	0,7698	7,00	125,97	465,0	27,09	9,92

7. 16M I=0.5 A U=2V i=15.54 mA/cm².

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,5266	0,48	8,62	31,00	27,8	9,67
15	0,1511	1,37	24,74	93,00	26,6	10,10
30	0,2864	2,60	46,87	186,0	25,2	10,67
60	0,5478	4,98	89,65	372,0	24,1	11,15
90	0,7707	7,00	126,12	558,0	22,59	11,89
120	0,9566	8,70	156,53	744,0	21,04	12,78
150	0,5626	10,23	184,14	930,0	19,8	13,58

8. 16M I=1 A U=2.3V i=31.07 mA/cm².

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,8714	0,79	14,26	62,00	23	13,44
15	0,2523	2,29	41,29	186	20,2	13,93
30	0,4265	3,88	69,79	373	18,71	16,48
60	0,8005	7,28	131,00	746	17,56	17,56
90	0,5645	10,26	184,75	1119	16,51	18,67
120	0,7239	13,16	236,93	1492	15,88	19,41
150	0,8365	15,21	273,78	1865	14,68	21,00

❖ T=40°C

9. 14M I=0.125 A U=1.8V i=3.88 mA/cm².

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,3653	0,33	5,98	07,75	77,14	3,13
15	0,9951	0,90	16,28	23,25	70,04	3,46
30	0,1840	1,67	30,12	46,50	64,78	3,73
60	0,3327	3,02	54,44	93,00	58,54	4,13
90	0,4544	4,13	74,36	139,5	53,31	4,54
120	0,5450	4,95	89,19	186,0	47,95	5,04
150	0,6494	5,90	106,26	232,5	45,71	5,29

10. 14M I=0.25 A U=2V i=7.77 mA/cm².

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,5776	0,52	9,45	15,50	60,98	4,41
15	0,1649	1,5	26,99	46,50	58,04	4,63
30	0,3042	2,77	49,78	93,00	53,53	5,02
60	0,5431	4,93	88,87	186,0	47,78	5,63
90	0,7016	6,38	114,81	279,0	41,15	6,53
120	0,8286	7,53	135,59	372,0	36,45	7,38
150	0,9667	8,79	158,19	465,0	34,02	7,90

11. 14M**I=0.5 A****U=2.2V****i=15.54mA/cm².**

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,6365	0,58	10,42	31,00	33,6	8,80
15	0,1764	1,6	28,86	93,00	31,04	9,53
30	0,3200	2,91	52,31	186,0	28,16	10,51
60	0,5887	5,35	96,35	372,0	25,9	11,42
90	0,8922	8,11	146	558,0	24,83	11,30
120	0,5240	9,52	171,49	744,0	23,05	12,83
150	0,6282	11,42	205,62	930,0	22,11	13,37

12. 16M**I=0.125 A****U=1.8V****i=3.88 mA/cm².**

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,4018	0,36	6,56	07,75	84,85	2,86
15	0,1164	1,05	19,05	23,25	81,94	2,95
30	0,2194	1,99	35,91	46,50	77,23	3,13
60	0,4223	3,84	69,12	93,00	74,32	3,26
90	0,6013	5,47	98,40	139,5	70,54	3,43
120	0,7750	7,04	126,83	186,0	68,19	3,55
150	0,9491	8,62	155,31	232,5	66,18	3,62

13. 16M**I=0.25 A****U=2V****i=7.77 mA/cm².**

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,6424	0,58	10,51	15,50	67,82	3,96
15	0,1849	1,68	30,26	46,50	65,08	4,13
30	0,3511	3,19	57,45	93,00	61,78	4,35
60	0,6432	5,85	105,25	186,0	56,59	4,75
90	0,9043	8,22	147,98	279,0	53,04	5,07
120	0,5724	10,40	187,33	372,0	50,36	5,39
150	0,6730	12,23	220,27	465,0	47,37	5,67

14. 16M**I=0.5 A****U=2.2V****i=15.54 mA/cm².**

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,8076	0,73	13,21	31,00	42,63	6,94
15	0,2285	2,08	37,39	93,00	40,21	7,35
30	0,4288	3,90	70,18	186,0	37,73	7,84
60	0,7558	6,87	123,69	372,0	33,25	8,89
90	0,5339	9,71	174,75	558,0	29,72	9,44
120	0,5890	10,70	192,77	744,0	25,91	11,41
150	0,6817	12,39	223,11	930,0	23,99	12,33

❖ T=60°C

15. 14M I=0.125 A U=1.7V i=3.88 mA/cm².

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,4141	0,37	6,78	07,75	77,43	2,61
15	0,1160	1,05	18,98	23,25	71,65	2,80
30	0,2121	1,92	34,71	46,50	64,65	3,06
60	0,3434	3,12	56,20	93,00	55,43	3,78
90	0,4128	3,75	67,56	139,5	48,43	4,72
120	0,4566	4,15	74,71	186,0	40,17	5,69
150	0,4626	4,21	75,70	232,5	32,56	7,02

16. 14M I=0.25 A U=1.8V i=7.77 mA/cm².

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,6228	0,56	10,19	15,50	65,75	3,68
15	0,1727	1,57	28,25	46,50	60,76	3,98
30	0,3020	2,74	49,41	93,00	53,13	4,55
60	0,46,33	4,21	75,81	186,0	40,76	5,94
90	0,4999	4,54	81,80	279,0	29,32	7,87
120	0,5242	4,77	85,78	372,0	23,06	10,49
150	0,5109	4,64	83,61	465,0	17,98	13,46

17. 14M I=0.5 A U=2V i=15.54 mA/cm².

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,6820	0,62	11,16	31,00	36	7,47
15	0,1978	1,80	32,36	93,00	34,8	7,73
30	0,3471	3,16	56,80	186,0	30,54	8,80
60	0,5708	5,19	93,40	372,0	25,11	10,71
90	0,7161	6,51	117,18	558,0	21	12,80
120	0,7729	7,03	126,48	744,0	17	15,81
150	0,7592	6,90	124,25	930,0	13,36	20,12

18. 16M I=0.125 A U=1.7V i=3.88 mA/cm².

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,4384	0,4	7,17	07,75	82,57	2,47
15	0,1237	1,12	20,24	23,25	77,09	2,62
30	0,2262	2,06	37,02	46,50	69,61	2,87
60	0,3809	3,46	62,33	93,00	57,02	3,41
90	0,4752	4,32	77,75	139,5	50,74	4,10
120	0,5245	4,77	85,84	186,0	46,15	4,95
150	0,5748	5,22	94,07	232,5	40,46	5,65

19. 16M**I=0.25 A****U=1.8V****i=7.77 mA/cm².**

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,7577	0,69	12,4	15,50	75	3,02
15	0,2156	1,96	35,28	46,50	65,87	3,19
30	0,3809	3,46	62,34	93,00	57,03	3,61
60	0,6038	5,48	98,80	186,0	49,12	4,55
90	0,7502	6,82	122,76	279,0	41	5,50
120	0,7877	7,16	128,34	372,0	34,65	7,01
150	0,8031	7,30	131,41	465,0	28,26	8,56

20. 16M**I=0.5 A****U=1.9V****i=15.54 mA/cm².**

t (min)	Abs	C (mmol/l)	m _{exp} *10 ⁻³ (g)	m _{th} *10 ⁻³ (g)	R%	E (Kwh/Kg)
5	0,9889	0,9	16,18	31,00	52,2	4,89
15	0,2716	2,47	44,45	93,00	47,8	5,34
30	0,4694	4,27	76,82	186,0	41,3	6,18
60	0,7529	6,84	123,21	372,0	33,12	7,71
90	0,9012	8,19	147,48	558,0	26,43	9,66
120	0,9875	8,98	161,60	744,0	21,72	11,76
150	0,5322	9,67	174,19	930,0	18,73	13,63

ANNEXE D**Les concentrations massiques des sels de ferrates :**

Avec:

$$C_M = C \cdot M$$

C_M: Concentration massique des ferrates (g/l)

C : Concentration molaire des ferrates (mol/l)

M : La masse molaire des ferrates (g/mol) ; 120 g/mol.

AN :

$$C_M = 3.84 \cdot 10^{-3} \cdot 120$$

$$C_{M(0)} = 0.46 \text{ g/l.}$$

Pour un volume de 1ml en ferrates :

$$0.46 \text{ g/l} \longrightarrow 1000 \text{ ml}$$

$$C_M \longrightarrow 1 \text{ ml}$$

$$C_M = 0.46 \text{ mg/l.}$$