

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية
REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
وزارة التعليم العالي والبحث العلمي
MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE
SCIENTIFIQUE

جامعة محمد البشير الابراهيمي- برج بوعريريج
UNIVERSITE MOHAMED EL BACHIR EL IBRAHIMI – BORDJ
BOUARRERIDJ



Faculté des Sciences et de la Technologie
Département de Sciences de la Matière

Mémoire Présenté en vue de l'Obtention du Diplôme de Master

Filière : Chimie
Spécialité : Chimie des matériaux

Intitulé

**Elimination du vert de bromocrésol par le procédé
Electro Fenton**

Présenté Par :

**Khalfallah Nassir
Aguida Alaeddine**

Le :juin 2022

Jury de soutenance :

Président	:	Mekhalif Tahar	MCA	Université de BBA
Encadreur	:	Boubatra Mustapha	MCB	Université de BBA
Co-Encadreur	:	Ziani Issam	Doctorant	Université de BBA
Examineur	:	Dilmi Abdelkader	MCB	Université de BBA

Remerciements

Ce travail a été réalisé dans Laboratoire chimie des matériaux l'Université Mohammed El Bachir El-Ibrahimi de Bordj Bou Arreridj.

Nous remercions tout d'abord DIEU (ALLAH) tout puissant de nous avoir donné la force, le courage et la volonté pour pouvoir mener à terme ce travail. Nous tenons grande reconnaissance à notre directeur de mémoire Mr : **Boubatra Mustapha** de nous avoir proposé ce sujet de recherche, pour la qualité de son encadrement, de nous avoir guidé et encouragé durant ce travail, pour toutes les connaissances scientifiques et les conseils qu'elle nous a apporté, pour sa patience, son soutien constant.

Merci également à **Ziani Issam** pour son ouverture d'esprit, sa patience et surtout pour sa bonne humeur, ses conseils, commentaires, encouragements et patience tout le long de ce projet.

Nous remercions aussi Bousadia Faiza et Abd-El-Waheb pour leur collaboration et leur réactivité

Nous saluons vivement tous les enseignants ainsi que tout le personnel du Département Sciences de la Matière de l'université BBA.

Pour terminer, nous voulions remercier tous les membres de nos familles pour leur soutien inconditionnel pendant toutes ces années d'étude.

Dédicace :

On dit souvent que le trajet est aussi important que la destination, on a entamé nos études supérieures à cœur vaillant rien d'impossible à conscience tranquille tout est accessible ; Quand il y a la soif d'apprendre Tout vient à point à qui sait attendre, Aujourd'hui, marque la fin ce cycle et le départ d'un autre, En Souhaitant que le fruit de nos efforts fournis Jour et nuit, nous mène vers le bonheur fleuri et en Espérant des lendemains épiques et Un avenir glorieux et magique.

Je dédie ce modeste travail à :

Mes chers parents et tout ma famille qui vous avez donné sans reprendre, Aucune dédicace ne saurait être assez éloquente pour exprimer ce que vous méritez pour tous les sacrifices toute ma vie. Puisse ce travail témoigner de mon profond amour et vous honorez. Puisse ALLAH, vous préservez et vous accordez santé, longue vie et bonheur.

- Mon encadreur Dr. Boubatra Mustapha, je vous remercie du fond du cœur.

Mon camarade : Ala Eddine,

Mes amis : Boulanoir, Karim, Rachid et Abd Elmoumen , Islam.

Et bien sûr à tous nos collègues de la filière chimie et pl

us particulièrement ceux de la spécialité chimie des matériaux 2021/2022.

A tous les enseignants du département SM qui nous ont accompagnés durant nos études.

Leur présence dans les moments les plus délicats de cette vie. Je vous souhaite un avenir glorieux et joyeux ; Puisse ce travail être une source d'inspiration et de motivation.

Ce travail est dédié à :

- Mes très chers parents en témoignage de l'amour, du respect et la gratitude que je leur porte, qu'ils trouvent ici le fruit de leurs encouragements et sacrifices.*
- Mon frère: Brahim.*
- Mes sœurs: Rahma, Halima*
- Mon camarade : Nassir*
- Mon grand père et ma grande mère.*
- Mes oncles et mes tantes.*
- Mes amies.*
- Mes enseignants du département de chimie.*

Alaeddine Aguida

Sommaire

CHAPITRE II Etude BIBLIOGRAPHIQUE

Introduction générale.....	1
I.1.1. Introduction.....	3
I.1.2. Définition.....	3
I.1.4. Les Sources des colorants.....	4
I.1.4.1. Colorants naturels.....	4
I.1.4.2. Colorants synthétiques.....	4
I.1.5 Nomenclature.....	5
I.1.6. Classification des colorants.....	5
I.6.1 Classification technologique ou (appellation usuelle).....	5
I.1.6.2 Classification technique.....	5
I.1.6.3 Classification chimique.....	5
I.1.7 Utilisation et application des colorants.....	7
I.1.8. Impacts des colorants sur l'environnement et la sante.....	7
I.2.1 Les Méthodes et procédés pour dégrader les colorants.....	9
I.2.1.1 Quelques types des méthodes.....	9
I.2.2. Les procédés d'oxydation avancée POA.....	9
I.2.3 Classification des procédés d'oxydations avancées par les radicaux.....	10
I.2.4. Formation des espèces radicalaires.....	11
I.2.5. Réactivité et mécanisme du radical hydroxyle.....	12
I.2.6 L'utilisation des procédés d'oxydation avancés :.....	13
I.2.7 Les Avantages et Les inconvénients d'oxydation avancée :.....	13
I.3 Types des procédés d'oxydations avancées.....	14
I.3.1 Procédés de Fenton (H_2O_2/Fe^{2+} (Fe^{3+})).....	14
I.3.2. Procédés photochimiques.....	15
I.3.3 Procédés photo Fenton.....	15
I.3.4. Photocatalyse.....	16
I.3.5. Procédé d'électrocoagulation.....	17
I.3.6 : la procédés électro Fenton.....	18
I.3.6.1 définition.....	18
I.3.6.2 Les différents types de procédés Electro Fenton.....	19
I.3.6.3 Configuration des cellules.....	20
II. 1.2.6 .4 : Les réactions chimique des procès EF dans cellule non devisée.....	22
I.3.7 : Comment choisir un POA.....	23
I.3.8 Comparaison des procédés d'oxydation avancés.....	23
Conclusion.....	25

Chapitre II Etude Expérimentale

II.2 Etude expérimentale.....	26
II.2.1 Préparations des solutions.....	26
Préparation des solutions filles.....	26
II.2.2 Réalisation du montage pour la dégradation du vert de bromocrésol.....	27
a) Matériel.....	27
II.2.3 Réacteur Electro-Fenton (E-F).....	28
II.2.3.1 Description du système électrochimique.....	29
I.3 Méthode d'analyse.....	30
Le spectre d'absorption du colorant :.....	32
La droite d'étalonnage :.....	32
Conclusion.....	34

Chapitre III : RESULTAT ET DISCUSSION

Etudes cinétiques.....	36
Optimisation des conditions opératoires pour l'oxydation du colorant vert de bromocrésol par la méthode Electro Fenton.....	36
III.1 Conditions opératoires.....	36
III.2 Les buts de manipulation.....	36
III.3. Etude l'effet de la concentration du colorant.....	38
III.4 Etude de l'effet de la concentration des ions Fe^{2+}	40
III.5 Etude de l'effet du courant.....	43
III.6 Remplacement des ions de Fe^{2+} par des ions de cobalt Co^{2+}	46
III.7 L'effet du mélange des deux cations Fe^{2+} et Co^{2+}	48
Conclusion.....	50
Conclusion générale.....	51
Références.....	53
Résumé.....	55

Liste des figuier

Figure I 1 : les couleurs du vert bromocrésol dans différents zone de pH	8
Figure I 2 : la structure chimique de vert bromocrésol	8
Figure I 3 : des types différents des procédés d'oxydation avancée	10
Figure I.4 : Principe de la réaction photo-Fenton	16
Figure I.5 :Principe de la photocatalyse	17
Figure I.6 : Configuration d'un électro coagulateur	18
Figure I.7 : Schéma d'une cellule non déversée. Réacteur à réservoir agité avec une cathode en feutre de carbone et de l'air comprimé en bulle	20
Figure I.8 : Schéma d'une cellule divisée à trois électrodes à l'échelle du banc avec une membrane cationique Nafion 32. Une anode en Pt de 5 cm ² , une cathode en carbone GDE ou graphite et une électrode de référence ECS	21
Figure I.9 : Schéma représentant les réactions chimiques des procédés EF dans une cellule non devisé ..	22
Figure II 1 : Les solutions filles de vert de bromocrésol	26
Figure II 2 pH-mètre 7310 utilisé pour mesurer le Oh des solutions	27
Figure II 3 Le montage de la cellule électrochimique	28
Figure II 4 : Electrodes en graphite de la cellule électrochimique	29
Figure II 5 principe de la spectroscopie ultraviolette et visible.....	31
Figure II 6 Appareil de spectromètre pour mesuré l'absorption UV-1700 SHIMADZU	31
Figure II 7 Spectre d'absorption du colorant vert de bromocrésol à la concentration de $1.08.10^{-5}$ M	32
Figure II 8 : Droite d'étalonnage pour la mesure de la concentration du colorant VB	33
Figure III 1 Couleur de solution Après dégradation.....	38
Figure III 2 Couleur de la solution avant dégradation.....	38
Figure III 3 Evolution de rendement de la dégradation du VB pour de pH 1.6 en fonction du temps lors du traitement par procédé électro Fenton avec : $FeSO_4 \cdot 7H_2O = 6.95mg$	39
Figure III 4 Constante cinétique de dégradation du VB pour de différents concentration de VB, réactions d'ordre 0.....	39
Figure III 5 Constante cinétique de dégradation du VB pour de différents concentration de VB, réactions d'ordre 1.....	40
Figure III 6 Evolution de rendement de la dégradation du VB pour de pH 1.6 en fonction du temps lors du traitement par procédé Electro Fenton avec : $[VB]=1,08.10^{-5}mol/l$, par Fe^{2+}	41
Figure III 7 Constante cinétique de dégradation du VB pour de différents concentration de Fe^{2+} , réactions d'ordre 0.....	42
Figure III 8 Constante cinétique de dégradation du VB pour de différents concentration de Fe^{2+} , réactions d'ordre.....	42
Figure III 9 Evolution de rendement de la dégradation du VB en fonction du temps en changement du courant	44
Figure III 10 Constante cinétique de dégradation du VB pour de différents courants ordre 0.....	45
Figure III 11 Constante cinétique de dégradation du VB pour de différents courants.ordre 1.....	45
Figure III 12 Evolution de rendement de la dégradation du VB par ions ce Co^{2+} en fonction du temps	46
Figure III 13 Constante cinétique de dégradation du VB pour de différents concentration de VB , les réactions en ordre 1.....	47
Figure III 14 Evolution de rendement de la dégradation du VB en fonction du temps lors du par ions de $[Co^{2+}]$ et $[Fe^{2+}]$	48
Figure III 15 Constante cinétique de dégradation du VB pour différentes concentrations, réactions d'ordre1.....	49

Liste des tableaux

Tableau I 1 : Groupes chromophores et auxochromes classés par l'intensité croissante	4
Tableau 2 : Exemples des colorants avec différente structure chimique	6
Tableau I 3 : Comparaison des pouvoirs oxydants de divers oxydants chimiques	10
Tableau I 4 : Comparaison des potentiels normaux d'oxydoréduction des principaux oxydants utilisés dans le domaine du traitement des eaux	11
Tableau I 5 Les principales réactions d'oxydation des composés organiques par les radicaux $\bullet\text{OH}$	12
Tableau I 7 Avantages et inconvénients des électrodes de différents matières	21
Tableau I.8 Comparaison des procédés d'oxydation avancés	23
Tableau III 1 Condition opératoire et résultats de l'expérience effet de concentration du colorant	38
Tableau III 2 Condition opératoire et résultats de l'expérience effet de concentration du fer	41
Tableau III 3 Condition opératoire et résultats de l'expérience effet de potentiel	43
Tableau III 4 Condition opératoire et résultats de l'expérience échanger les ions de fer II en ions de cobalt Co^{2+}	46
Tableau III 5 Condition opératoire et résultats de l'expérience mixage les ions de fer II et les ions de cobalt Co^{+}	48

Liste des abréviations

- **BC** : bande de conduction
- **BV** : bande de valence
- **COT** : Carbone organique total,
- **ECS** : L'électrode au calomel saturée
- **EF** : Electro Fenton
- **DCO** : Demande chimique en oxygène,
- **DBO** : Demande biologique en oxygène,
- **ED** : Electrodialyse
- **GDE** : Les électrodes à diffusion gazeuse
- **MES** : Matières en suspensions,
- **MMO** : Mixed-metal oxide electrode
- **OER** : Oxygen evolution reaction
- **POA** : Procédés d'Oxydations Avancées
- **UV** : Ultra-violet
- **VB** : vert de bromocrésol

Introduction générale

La limitation des réserves d'eau douce sur la planète, l'augmentation de sa demande pour répondre aux besoins de l'homme la consommation humaine, agricole et industrielle, la priorité donnée à son utilisation dans le domaine public l'utilisation dans l'approvisionnement public et les restrictions imposées au déversement d'effluents dans l'eau l'environnement, rendent nécessaire l'adoption de stratégies visant à rationaliser l'usage des ressources en eau et à l'utilisation des ressources hydriques et l'atténuation des impacts négatifs liés à la génération de les effluents générés par les industries.

Les colorants occupent actuellement une place importante dans le secteur industriel, ils sont largement utilisés dans l'industrie du papier, cosmétique, agroalimentaire et notamment dans l'industrie textile

Cette situation inquiète en particulier les industries qui utilisent l'eau comme matière première.

Par conséquent, beaucoup d'entre eux cherchent des moyens de gérer cette ressource dans leurs processus. La réutilisation de l'eau peut être considérée comme une bonne alternative car elle s'inscrit dans le cadre d'une activité plus globale l'utilisation rationnelle ou efficace de l'eau.

Les industries du textile sont les plus polluants car ils génèrent des effluents chargés en matières organique comme les colorants qui sont généralement non biodégradables. Il est donc nécessaire de rechercher des technologies qui permettant de traiter ces eaux usées et qui garantissent la conformité aux normes environnementales requises.

Dans ce contexte, les procédés d'oxydation avancés (AOP) apparaissent comme un bon moyen de traiter ces effluents et réduire les coûts de production. Ils se caractérisent par la transformation de la grande majorité des contaminants organiques des contaminants organiques en dioxyde de carbone, eau et anions inorganiques, par le biais des réactions de dégradation qui font intervenir des espèces transitoires oxydantes, comme les radicaux hydroxyles.

Le procédé Electro –Fenton a été utilisé dans le cadre de notre projet afin d'éliminer un colorant très récalcitrant et qui est le vert de bromocrésol

Ces rejets : composés surfactants, composés biocides, suspensions solides, agents de dispersion, colorants et métaux traces, sont toxiques pour la plupart des organismes vivants. L'hétérogénéité de leur composition rend difficile voire quasiment impossible l'obtention de taux de pollution inférieur ou égale à celle imposée par les normes environnementales, après traitement par les techniques traditionnelles [1]

Les colorants azoïques sont difficiles à traiter. Ces composés présentent des risques pour l'environnement car lorsqu'ils sont dégradés dans l'eau, ils peuvent générer des composés aromatiques (des amines aromatiques), qui sont dangereuses si elles sont ingérées. Pour cette raison, l'utilisation de ces colorants a été règlementée.

Les procédés d'oxydation avancée (AOP) constituent une alternative prometteuse pour le traitement de ces effluents colorés en général.

Les processus d'oxydation (AOP), se caractérisent par la production de radicaux libres.

Parmi eux, on trouve les processus Electro Fenton, qui s'impliquent la réaction de Fe^{2+} avec H_2O_2 comme source de radicaux hydroxyles, qui sont parmi les agents oxydants les plus puissants. Le procédé électro-Fenton, qui s'effectue à l'intérieur d'une cellule électrochimique, dans laquelle deux électrodes alimentées en courant continu, dans un milieu acide et avec un apport d'ions ferreux.

L'objectif principal de ces mises en œuvre est le suivant : générer des molécules de H_2O_2 "in situ".

Les développements récents dans le domaine du traitement chimique des eaux ont permis une amélioration des procédés de dégradation oxydante de composés organiques en milieu aqueux, grâce à l'application des méthodes catalytiques et photochimiques.

Ce mémoire a eu pour but d'étudier la dégradation des colorants azoïques par procédé d'oxydation avancée (Electro-Fenton). Le vert de bromocrésol est pris comme molécules modèle dans ce travail car il répond aux critères suivants : Solubilité élevée dans l'eau, tension de vapeur faible et analyse par spectrophotométrie UV/visible. Il est utilisé dans plusieurs secteurs (chimie, pharmacologie, médecine, biologie, Textile...).

Ce mémoire s'articule autour des chapitres :

- Le premier chapitre de ce mémoire est consacré à la partie bibliographique, dans, laquelle sont introduites toutes les notions et les définitions sur : les colorants, le vert de bromocrésol et ses propriétés physico-chimiques et ses impacts sur l'environnement et la santé.
Une revue sur les procédés d'oxydation avancée (les différents types de POA ainsi que les mécanismes d'oxydation par les radicaux hydroxyles).
- Le deuxième chapitre traite l'étude expérimentale, il décrit les méthodes et le matériel utilisés ainsi que les que les différentes techniques analytiques utilisées au cours de cette étude.
- Dans le dernier chapitre, nous présentons les résultats et les discussions obtenus dans les différents essais de dégradation du vert de bromocrésol par le procédé électro-fenton, et la détermination des facteurs influençant le processus de dégradation du colorant.
- Nous terminons ce mémoire par une conclusion générale.

Chapitre I
Etude bibliographique

I.1 Généralités sur les colorants

I.1.1. Introduction

Un colorant est une substance colorée, naturelle ou synthétique, la couleur est due à la fraction de lumière non absorbée et qui est réfléchiée et c'est ce qui donne une couleur à la matière.

La longue histoire de matières colorantes a connu deux périodes, séparés par une année très importante: l'année 1856 pendant la première, période d'utilisation des colorants naturels empruntés: végétal, animal et minéral puis les colorants synthétiques furent tout d'abord appelés de noms de plantes, puis de noms minéraux, les colorants furent ensuite désignés selon la constitution chimique (bleu de méthylène, violet de méthyle, vert naphthalène, etc...) [2].

Généralement Il existe des colorants naturels et d'autre synthétiques... Ces colorants sont utilisés dans différents domaines industriels par exemples : l'industrie agroalimentaire, industrie textile, industrie de peinture, etc.

Les colorants synthétiques doivent répondre à un certain nombre de critères afin de prolonger la durée de vie des produits textiles sur lesquels ils sont appliqués : résistance à l'abrasion, stabilité photolytique des couleurs, résistance à l'oxydation chimique (notamment les détergents) et aux attaques microbiennes. Actuellement, parmi les plus importants polluants, ce sont les colorants, une fois ils dissolvent dans l'eau, ils seront parfois difficiles à traiter car les colorants ont une origine synthétique et une structure moléculaire complexe qui les rend plus stables et difficiles à être biodégradé, Par conséquent, il faut trouver d'autres méthodes plus efficaces et efficaces de décomposition de l'eau contaminée [3].

I.1.2. Définition

Les colorants sont des composés (naturelle ou synthétique) absorbant une partie du spectre lumineux dans le visible (400nm-800nm). La couleur est due à la fraction de lumière non absorbée et qui est réfléchiée et c'est ce qui donne une couleur à la matière. Ils possèdent deux propriétés spécifiques : la couleur et l'aptitude à être fixés sur des supports solides ou liquides.

La molécule colorante étant le chromogène. Plus la facilité du groupe chromophore à donner un électron est grande plus la couleur sera intense. D'autres groupes d'atomes du chromogène peuvent intensifier ou changer la couleur due au les groupes : chromophore, l'auxochrome et la matrice. Les colorants sont constitués principalement d'un assemblage de groupements chromophore (N=N...) et auxochrome (-NH₂) Le reste des atomes de la molécule correspond à la matrice, la troisième partie du colorant [2] [4].

Le tableau I.1 ci-dessous reprend les chromophores et auxochromes habituellement utilisés dans la synthèse des colorants

Tableau I 1 : Groupes chromophores et auxochromes classés par l'intensité croissante [1] [4]

Groupes chromophores	Groupes auxochromes
-N=N- : groupe azoïque	-NH ₂ : Amino
-N=O ou -NO-OH: groupe nitroso	-NHCH ₃ : Methylamino
=C=O : groupe cétonique ou carbonyle	-N(CH ₃) ₂ : Demethylamino
-C=C- : groupe vinyl	-OH : Hydroxyle
-NO ₂ ou =NO-OH	-OR : Alkoxy
>C=S : Sulfure	Groupes donneurs d'électrons

I.1.4. Les Sources des colorants

I.1.4.1. Colorants naturels

Jusqu'à la fin du 19^{ème} siècle, les couleurs ne peuvent être obtenues qu'à partir d'éléments naturels.

La majorité des colorants utilisés sont d'origine végétale, extraits de plantes, d'arbres ou de lichens ou d'insectes tels que les kermès ou les mollusques violets.

Mais le nombre de colorants naturels n'a jamais dépassé les dizaines, parmi lesquels le bleu, dont l'indigo, importé de et les pastels, cultivés dans des pays à climats [2].

- **Classification d'origine naturelle**

- végétale** : indigo, garance, safran, orseille, cachou, curcuma, natrum, pastel, noix de galle, gaude...
- animale** : cochenille, kermès, pourpre ...
- minérale** : oxyde de fer, bleu de Prusse, graphite

I.1.4.2. Colorants synthétiques

La classification chimique des colorants se base sur la structure de leurs molécules et en particulier sur la nature des groupes actifs qu'elles comportent. Le composé coloré doit en outre pouvoir se fixer sur la fibre et, une fois fixé, y rester en résistant au lavage. Se sont alors les propriétés tinctoriales des différents textiles qui conduisent à choisir telle ou telle classe de colorants. Ainsi, on distingue trois types de colorants : [2]

A) Les colorants solubles dans l'eau comme Les colorants directs ou substantif et Les colorants acides...

B)) Colorants pigmentaires Ce sont des composés insolubles dans tous les solvants usuels.

C) Colorant alimentaires

Depuis des temps reculés, l'homme a coloré ses objets afin d'attirer l'attention du consommateur. La coloration permet de redonner aux produits transformés les couleurs qu'ils ont en partie perdues au cours de leur transformation.

Annuellement, plus de 100.000 colorants différents et des pigments comportant 700.000 tonnes de colorant sont produits dans le monde entier, et 8-12% des colorants inutilisés sont directement déchargés dans les jets et les fleuves [2].

I.1.5 Nomenclature

Les colorants sont nommés d'abord par le nom botanique (mauve, fuchsia, garance...) puis par le nom minéral (vert malachite, auramine...).

Par la suite, il a été nommé en fonction de sa composition chimique. Actuellement, les fabricants des colorants demandent la protection de la marque pour différentes classes de colorants en fonction de leur application.

Ainsi, chaque colorant est désigné par sa couleur, sa marque et son code. Ce code est composé de chiffres et de lettres ayant des significations différentes [5].

I.1.6. Classification des colorants

I.6.1 Classification technologique ou (appellation usuelle)

La classification technologique permet à l'utilisateur de connaître le mode d'application du colorant, et donc ses domaines d'utilisation, ses propriétés (solubilité, affinité pour tel type de fibres ou matériaux, nature de la fixation ...) [2].

I.1.6.2 Classification technique

Les colorants utilisés dans l'industrie textile contiennent habituellement des groupes acides sulfoniques qui leur confèrent une hydrosolubilité appropriée et qui permettent à la molécule du colorant de se lier ioniquement aux sites chargés du réseau polymérique du tissu [2].

I.1.6.3 Classification chimique

Le classement des colorants selon leur structure chimique repose sur la nature du groupe chromophore.

Tableau 2 : Exemples des colorants avec différente structure chimique [6] [7].

Type de colorant	Exemple /Structure	Description
<p>Colorants directs</p>	<p>Structure chimique du C.I. Direct Blue 1</p>	<p>Ce sont des colorants solubles dans l'eau (présence de groupements sulfonâtes), se distinguent des colorants acides par leur affinité pour les fibres cellulosiques, Les avantages principaux de ces colorants sont: la grande variété des coloris, leur facilité d'application et leur prix peu onéreux. Par contre, leur inconvénient principal réside dans leur faible solidité au mouillage</p>
<p>Colorants de cuve</p>	<p>Structure chimique du Indigo (C.I. Vat Blue 1)</p>	<p>L'expression « cuve » a été conservée pour désigner toute une série de colorants ayant la caractéristique commune d'être insolubles dans l'eau, mais de se solubiliser par réduction en leuco-dérivés possédant de l'affinité pour les fibres</p>
<p>Colorants réactifs</p>	<p>Structure chimique du C.I. Réactive jaune 13</p>	<p>Ils doivent leur appellation à leur mode de fixation à la fibre. Leur molécule contient un groupement chromophore et une fonction chimique réactive assurant la formation d'une liaison covalente avec les fibres</p>
<p>Colorants azoïques</p>	<p>Structure chimique du C.I. Remazol Black B</p>	<p>Ces colorants sont des bases diazotés couplées à un composé préalablement adsorbé sur la fibre. Ils sont insolubles dans l'eau et se fixent directement sur la fibre</p>

I.1.7 Utilisation et application des colorants

Les grands domaines d'application des colorants sont les suivants : [8]

- ✓ Dans l'industrie textile de la fourrure, du cuir, textile à usage vestimentaire, de décoration, de bâtiment, de transport, textile à usage médicale ...).
- ✓ Dans l'industrie de matières plastiques (pigments).
- ✓ Dans l'industrie du bâtiment : peintures (pigments).
- ✓ Dans l'industrie pharmaceutique (colorants).
- ✓ Dans l'industrie des cosmétiques.
- ✓ Dans l'industrie agroalimentaire (colorants alimentaires).
- ✓ Dans diverses industries utilisées pour des carburants et des huiles.
- ✓ Dans l'imprimerie (encre, papier...).

I.1.8. Impacts des colorants sur l'environnement et la sante

Beaucoup de colorants sont visibles dans l'eau même à de très faibles concentrations. Ainsi, ils contribuent aux problèmes de pollution liés à la génération d'une quantité considérable d'eau usée contenant des colorants résiduels. Le rejet de ces eaux résiduaires dans l'écosystème est une source dramatique de pollution, d'eutrophisation et de perturbation non esthétique dans la vie aquatique et par conséquent présente un danger potentiel de bioaccumulation qui peut affecter l'homme par transport à travers la chaîne alimentaire.

En raison des effets mentionnés ci-dessus, il est clair que les colorants, essentiellement les azoïques, ne devraient pas envahir notre environnement. Par conséquent, il est nécessaire de traiter les eaux résiduaires chargées de colorants jusqu'à leur minéralisation totale [1].

Les impacts sur la santé

Sont dus à certaines capacités de ces colorants qui peuvent :

- Etre mutagènes.
- Etre Génotoxiques.
- Entraîner des cancers de la thyroïde.
- Entraîner des tumeurs des glandes surrénales.
- Contenir des substances cancérigènes.
- Avoir des actions sur le système nerveux central.
- Inhibition ou déficit de certaines enzymes.
- Augmentation de la perméabilité intestinale.

I.1.9 Le vert de Bromocrésol

Le vert de Bromocrésol ou 3,3',5,5'-tétrabromo-m-crésolsulfonephthaléine est un composé aromatique dérivé du triphénylméthane, utilisé comme indicateur coloré de pH, son pKa est de 4,9. Sa teinte sensible est le vert, couleur de ses sels cristallins (souvent des sels de sodium) [9].

Formule $C_{21}H_{14}Br_4O_5S$

Famille du triphénylméthane

Longueur d'onde d'absorption 450 nm

Masse molaire : $698,014 \pm 0,028$ g/mol

Forme acide
jaune

Zone de virage
pH 3,8 à 5,4

Forme basique
bleu

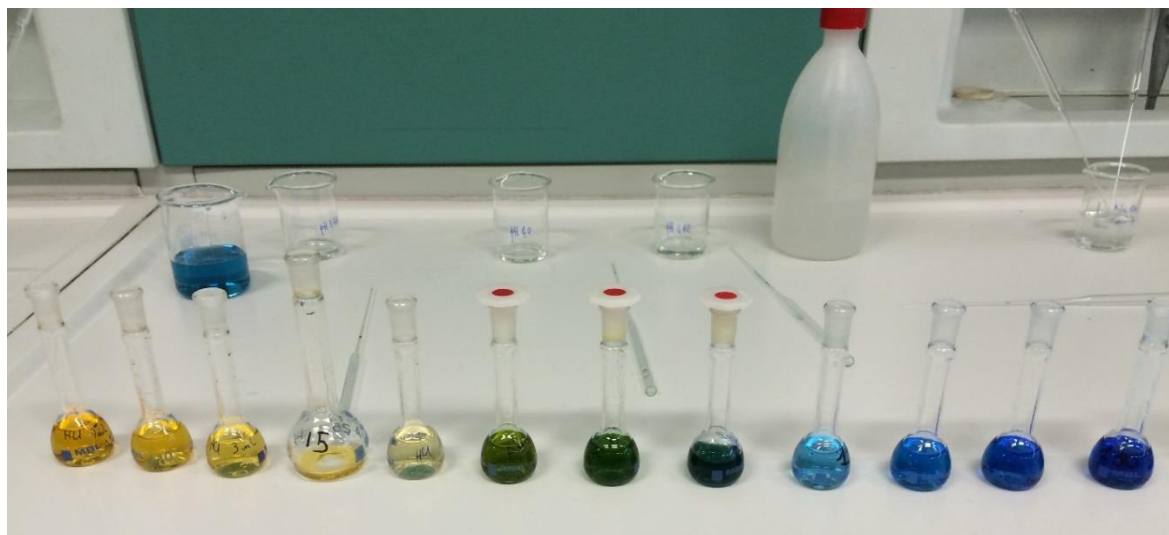


Figure 11 : les couleurs du vert bromocrésol dans différentes zones de pH

Catégorie de danger : Liquide inflammable Catégorie 2 et Lésion oculaire grave/irritation oculaire Catégorie 2

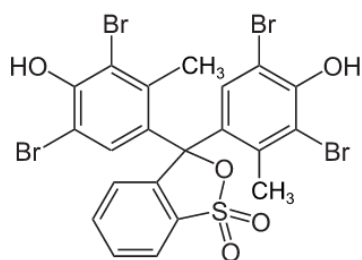


Figure 12 : la structure chimique de vert bromocrésol [9]

I.2.1 Les Méthodes et procédés pour dégrader les colorants

La faible disponibilité d'eau douce, la prise de cœur des imminences et des conséquences causées par la croissance démographique, accompagnées de l'intensification des activités industrielles. Annuellement, plus de 100.000 colorants différents et des pigments comportant 700.000 tonnes de colorant sont produits dans le monde entier, et 8-12% des colorants inutilisés sont directement déchargés dans les jets et les fleuves [2].

Plusieurs méthodes de traitement classiques sont disponibles (comme la biologie, l'adsorption...) pour l'assainissement des eaux usées. On a souvent observé que les polluants qui ne se prêtent pas aux traitements biologiques peuvent également être caractérisés par une stabilité chimique élevée et/ou par une grande difficulté à être complètement minéralisés. Dans ce contexte, les procédés d'oxydation sont conçus pour dégrader les substances bio réfractaires présentes dans les eaux usées. Cependant, la charge de pollution, les limites du procédé et les conditions d'exploitation sont les facteurs clés à prendre en considération lors du choix du procédé d'oxydation le plus approprié pour la dégradation d'un composé particulier. Outre une efficacité de dégradation élevée, les processus d'oxydation directe exigent des conditions d'exploitation spécifiques pour dégrader les composés cibles, ce qui augmentera le coût de fonctionnement du processus [10].

I.2.1.1 Quelques types des méthodes

a. Méthodes Physiques

- Adsorption sur charbon actif
- Filtration membranaire
- Coagulation/floculation

b. Méthodes Chimiques

Les techniques d'oxydation chimique sont généralement appliquées quand les procédés biologiques sont inefficaces. (Le charbon actif et les résines échangeuses d'ions...)

c. Méthodes Biologiques

Les procédés d'épuration par voie biologique sont basés sur la biotransformation microbienne des colorants. En outre, la majorité des colorants sont très stables et non biodégradables [11].

I.2.2. Les procédés d'oxydation avancée POA

Les POA sont des techniques de traitement physicochimiques, ont été proposées pour: soit transformer les polluants organiques en composés moins toxiques qui pourront par la suite subir un traitement biologique, soit minéraliser totalement ces polluants. Il s'agit, la plupart du temps. L'ensemble des POA est basé sur la génération in situ des espèces radicalaires très oxydantes dotées

d'un pouvoir oxydant fort. Les radicaux hydroxyles HO[•] sont les espèces responsables de la minéralisation des polluants organiques Grâce à leur potentiel redox standard élevé de 2,8 eV (Tableau I-3). Contrairement à la molécule d'oxygène appelé oxydant mou, ces radicaux hydroxyles sont très actifs et peu sélectifs. Ils sont donc capables de réagir avec n'importe quel polluant [12].

Tableau I 3 : Comparaison des pouvoirs oxydants de divers oxydants chimiques [4].

Oxydant	Pouvoir oxydant, E°(NHE), V
$2\text{OF}_{2(\text{g})} + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \leftrightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{HF}$	3,29
$\cdot\text{OH} + \text{H}^+ + \text{e}^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}$	2,70
$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07
$\text{HO}_2\cdot + \text{H}^+ + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}_2$	1,44
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \leftrightarrow 2\text{Cl}^-$	1,36
$2\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_2$	1,23

I.2.3 Classification des procédés d'oxydations avancées par les radicaux

Les POA peuvent être regroupés en cinq catégories

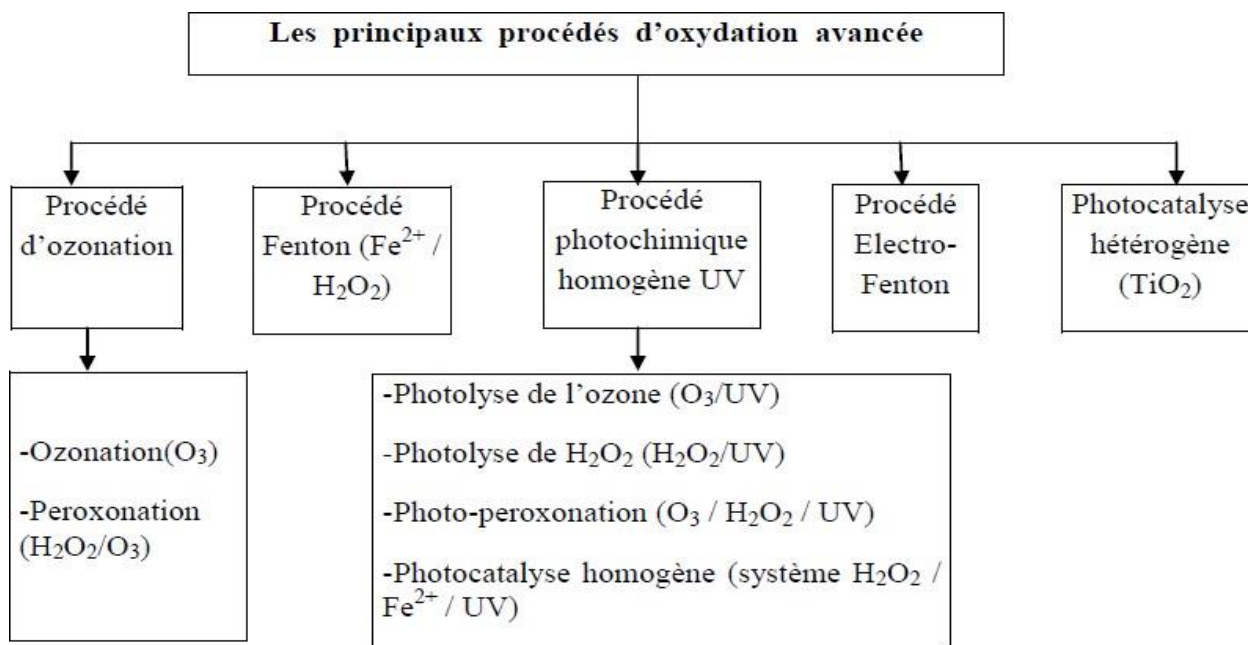


Figure I 3 : Différents types des procédés d'oxydation avancée [15].

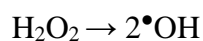
I.2.4. Formation des espèces radicalaires

Les principaux radicaux produits et mis en œuvre par les POA sont les HO[•]. Leur mécanisme de formation est spécifique à chaque procédé. Cependant le plus intéressant de ces radicaux reste le radical hydroxyle HO[•] qui est un puissant oxydant non sélectif possédant un très fort potentiel standard ($E^{\circ}\text{HO}^{\bullet}/\text{H}_2\text{O} = 2,81 \text{ V/ENH}$) comme en atteste le tableau I-4. Il est notamment capable d'oxyder pratiquement tous les composés organiques et inorganiques existants et de désactiver les bactéries, ceci à des vitesses approchant la limite du contrôle des réactions par diffusion ($10^{10} \text{ M}^{-1} \cdot \text{S}^{-1}$) [11].

Tableau I 4 : Comparaison des potentiels normaux d'oxydoréduction des principaux oxydants utilisés dans le domaine du traitement des eaux [13].

Couple Red/Ox	Réaction	Potentiel (V/ENH)
Cl ₂ /Cl ⁻	Cl _{2(g)} + 2 e ⁻ → 2Cl ⁻	1,36
Br ₂ /Br ⁻	Br _{2(g)} + 2 e ⁻ → 2Br ⁻	1,06
I ₂ /I ⁻	I _{2(g)} + 2 e ⁻ → 2I ⁻	0,53
HO [•] /H ₂ O	HO [•] + H ⁺ e ⁻ → H ₂ O	2,81
O ₃ /O ₂	O ₃ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → O ₂ + H ₂ O	2,07
H ₂ O ₂ /H ₂ O	H ₂ O ₂ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → 2H ₂ O	1,77
MnO ₄ ⁻ /Mn ²⁺	MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺ + 5e ⁻ → Mn ²⁺ + 4H ₂ O	1,51
HClO /Cl ⁻	HClO + H ⁺ + 2e ⁻ → Cl ⁻ + 2H ₂ O	1,49
ClO ₂ /ClO ₂ ⁻	ClO ₂ + e ⁻ → ClO ₂ ⁻	0,95
S ₂ O ₈ ²⁻ /SO ₄ ²⁻	S ₂ O ₈ ²⁻ + 2e ⁻ → 2SO ₄ ²⁻	2,05

Il s'agit d'espèces extrêmement réactives caractérisées dans une demi-vie (70 nS dans l'eau) [9-10]



Les radicaux hydroxyles ont canicule choisis dont l'ensemble incontinent oxydants les encore puissants susceptibles d'être appliqués de la dépollution incontinent mer puisqu'ils répondent de seul collectivement pour critères d'exigence ne pas induire de pollution secondaire:

- Non toxiques
- Non corrosifs pour les équipements
- Être le plus rentable possible
- Être relativement simple à manipuler.

Le radical hydroxyle est un oxydant très puissant, c'est l'espèce ayant le pouvoir oxydant le plus élevé après le fluor. Ce pouvoir oxydant très élevé confère au radical hydroxyle la possibilité d'attaquer quasiment tous les substrats organiques, organométalliques et minéraux.

I.2.5. Réactivité et mécanisme du radical hydroxyle

L'objectif des procédés d'oxydation avancée est la minéralisation de la matière organique, c'est-à-dire la conversion du composé cible par les radicaux hydroxyles en dioxyde de carbone, eau et ions inorganiques (en fonction de la nature du composé). En pratique une minéralisation complète n'est pas demandée excepté pour des matériaux extrêmement dangereux. Dans la majorité des cas, il est à la fois plus justifié et plus efficace de réduire l'écotoxicité d'un effluent en détruisant les structures moléculaires persistantes avant d'achever la dépollution par des traitements microbiologiques.

Les radicaux hydroxyles de nature électrophile sont des réactifs non-sélectifs qui réagissent sur le substrat selon trois types de réaction :

- Abstraction d'atome d'hydrogène : $RH + \bullet OH \rightarrow R\bullet + H_2O$.
- Transfert électronique : $RX + \bullet OH \rightarrow RX\bullet + ^-OH$
- Addition électrophile : $ArX + OH\bullet \rightarrow ArX(OH)$

Les réactions d'abstraction d'atome d'hydrogène par $\bullet OH$ sont reconnues pour être d'un ou deux ordres de magnitude inférieurs aux réactions d'addition et de transfert électronique [12].

Tableau I 5 Les principales réactions d'oxydation des composés organiques par les radicaux $\bullet OH$ [11]

<i>Initiation:</i> $RH + OH\bullet \longrightarrow R\bullet + H_2O$	déshydrogénation
<i>Propagation:</i> $R\bullet + R'H \longrightarrow RH + R'\bullet$ $R\bullet + O_2 \longrightarrow ROO\bullet$	déshydrogénation
<i>Terminaison:</i> $R\bullet + R\bullet \longrightarrow R - R$ $R\bullet + \bullet OH \longrightarrow R-OH$ $HO\bullet + \bullet OH \longrightarrow H_2O_2$	oxydoréduction

La réactivité du radical hydroxyle est tributaire de la nature du composé avec lequel il réagit.

Son comportement vis-à-vis des composés organiques est tel qu'il:

1. réagit plus rapidement avec les composés insaturés (éthyléniques et aromatiques) qu'avec les composés aliphatiques. (Le temps de demi-vie des radicaux HO• est estimé inférieur à 70 nS dans l'eau)
2. présente une assez faible réactivité avec les composés aliphatiques tels que les acides organiques (carboxyliques), qui sont des sous-produits d'oxydation,
3. réagit plus rapidement avec les composés organiques que l'ozone moléculaire et sa vitesse de réaction avec les aromatiques porteuses de groupements activant (-OH, -NH₂) est plus élevée qu'avec ceux présentant des groupements désactivant (-NO₂, -CO₂H)4 réagit plus vite avec les aromatiques monosubstituées que les polysubstitués à comme le phénol ou le chlorobenzène [4].

I.2.6 L'utilisation des procédés d'oxydation avancés :

- Pour oxyder des composés minéraux toxiques (oxydation des cyanures provenant des effluents de traitements de surface par exemple).
- Pour oxyder des composés toxiques ou inhibiteurs vis-à-vis des micro-organismes.
- En prétraitement avant un traitement biologique pour augmenter la biodégradabilité (amélioration du rapport DBO/DCO).
- Ou pour minéraliser des polluants organiques dans le cas d'effluents à forte teneur en DCO [14].

I.2.7 Les Avantages et Les inconvénients d'oxydation avancée :

Avantages des procédés d'oxydation avancée :

- Production in situ de radicaux réactifs
- Pas ou peu de produits chimiques utilisés
- Minéralisation des polluants
- Pas de production de boue
- Dégradation rapide

Inconvénients des procédés d'oxydation avancée :

- Procédés émergents
- Problèmes économiques
- Contraintes techniques
- Non adapté au traitement de grands volumes

En comparant les principaux avantages et inconvénients des POA, il ressort que la plupart d'entre eux requièrent des investissements souvent lourds pour les industriels et des frais de fonctionnement élevés. De plus, les taux de dépollution ne sont pas toujours à la hauteur des espérances et les effluents peuvent nécessiter un post traitement soit pour éliminer les réactifs, soit pour terminer le traitement du polluant ou encore pour éliminer les boues formées.

Aujourd'hui les investisseurs demandent des procédés moins consommateurs en énergie électrique, qui limitent la pollution secondaire et réduisent les quantités de réactifs. Il est indispensable de noter qu'un procédé adapté à tout type de matière organique n'existe pas.

L'applicabilité dépend du composé cible, de l'étendue et la gravité de la pollution, de la localisation géographique de la pollution et de l'efficacité d'exécution du POA employé.

Néanmoins certains POA semblent plus aptes que d'autres à traiter la matière organique toxique notamment les colorants. [14].

I.3 Types des procédés d'oxydations avancées

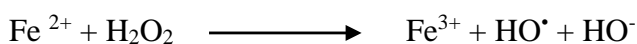
I.3.1 Procèdes de Fenton (H₂O₂/Fe²⁺ (Fe³⁺))

En 1894, Henry. J. FENTON a publié son projet concernant l'oxydation de l'acide tartrique par le peroxyde d'hydrogène (H₂O₂) en présence d'ions ferreux. Il a constaté une augmentation significative du pouvoir oxydant de H₂O₂. Les travaux suivants ont montré que le mélange (Fe²⁺/H₂O₂) nommé

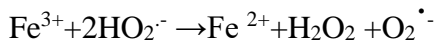
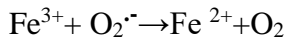
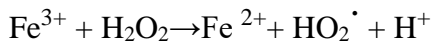
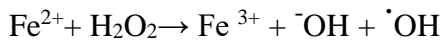
« Réactif de Fenton », est un oxydant puissant pour une large variété de composés organiques notamment des alcools, éthers, colorants, phénols, pesticides et des aromatiques polycycliques.

En 1934, Harber et Weiss avaient constaté que l'oxydant actif généré par la réaction de Fenton est le radical hydroxyle ·OH selon une série de réactions [15].

C'est une décomposition de H₂O₂ catalysée par des sels ferreux ou ferriques (« Fenton » où « Fenton like »). Elle conduit à la formation des radicaux hydroxyles très réactifs.



Le rendement optimal de la réaction de Fenton est obtenu à pH acide (pH = 3). L'activité de fer décroît à pH élevé en raison de la présence des oxo hydroxydes de Fer partiellement inactifs et la formation de précipité hydroxyde ferrique et par conséquent moins de radicaux hydroxyles sont générés [4].



Cette série de réactions présente seulement les réactions majoritaires dans le procédé Fenton où le fer joue le rôle d'un catalyseur.

I.3.2. Procédés photochimiques

Au développement des sources lumineuses, les applications photochimiques dans la dégradation des polluants dangereux deviennent de plus en plus faisables à l'échelle commerciale [15].

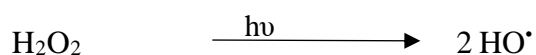
I.3.3 Procédés photo Fenton

Il y a environ deux décennies, on a découvert que l'irradiation des systèmes de réaction de Fenton avec de la lumière UV/Visible accélérât fortement la vitesse de dégradation d'une variété de polluants. Ce comportement lors de l'irradiation est principalement dû à la réduction photochimique de Fe (III) en Fe (II), pour laquelle la réaction nette peut être écrite comme suit : [15] [16]



Des études plus détaillées de la dépendance du pH de la réaction de Fenton ont montré que la gamme optimale de pH est inférieure 3. La raison de cette dépendance du pH devient claire quand on examine la spéciation du Fe (III) en fonction du pH et les spectres d'absorption des espèces de Fe (III) pertinentes à $\text{pH} < 2$ [16].

La combinaison du rayonnement UV et H_2O_2 avec Fe^{2+} ou Fe^{3+} augmente la vitesse de la réaction et les taux de minéralisation. Il présente un système efficace et peu onéreux comparativement avec le système fenton grâce au recyclage du Fe^{2+} par le biais de photo réduction du Fe^{3+} [4] [16].



La réaction de Fenton est donc un processus efficace en présence de Fe (II). Cependant le degré de minéralisation reste limité au fur et à mesure que le Fe (III) se forme. Ainsi l'irradiation dans le domaine spectral de l'UV et/ou du visible augmente la vitesse d'oxydation et le degré de minéralisation [16].

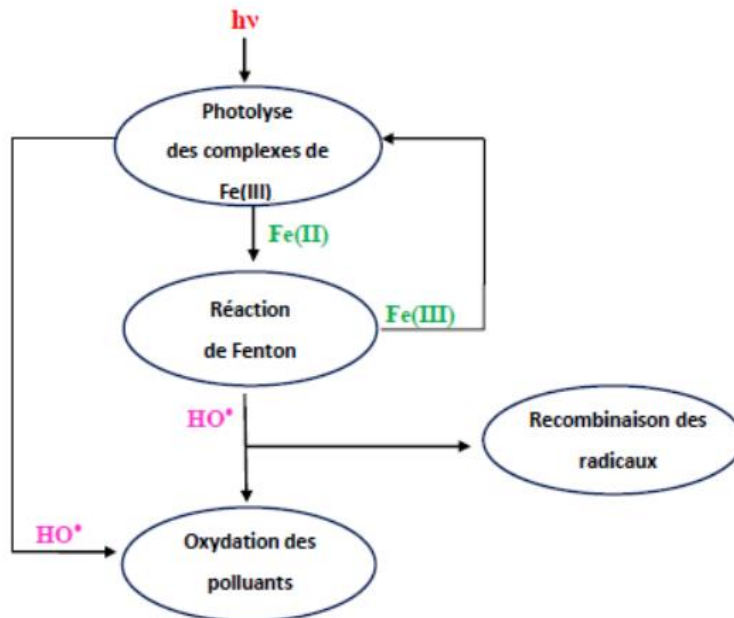


Figure I.4 : Principe de la réaction photo-Fenton

I.3.4. Photocatalyse

Ce procédé est basé sur la présence de semi-conducteurs et de rayonnement UV. La photocatalyse a fait l'objet de plusieurs travaux de recherche et s'est révélée comme étant un procédé très efficace pour la dépollution de l'eau.

Selon la littérature, un grand nombre de substances organiques de tailles, structures et toxicités différentes ont été traitées jusqu'à minéralisation totale en CO₂, H₂O et sels minéraux tels que SO₄²⁻, NO₃⁻ [11] [15].

La photocatalyse hétérogène est une technologie d'oxydation avancée, très efficace pour la dépollution de l'eau qui repose sur l'activation d'un semi-conducteur à l'aide de l'énergie apportée par la lumière de longueur d'onde dans le domaine UV inférieure à 400 nm, convenant à une énergie supérieure ou égale à la largeur de la bande interdite de 3,2 eV (Energie de gap).

Sous l'excitation lumineuse les électrons(e⁻) quittent la bande de valence (BV) pour la bande de conduction (BC) en laissant un site d'oxydation positive noté (H⁺) dans la bande de valence et un site de réduction avec libération d'un (e⁻) dans la bande de conduction.

Les paires (H⁺, e⁻) résultent lors de l'irradiation initient une série des réactions

d'oxydoréduction à l'interface du photo catalyseur afin de produire des radicaux hydroxyles puissants pouvant minéraliser les polluants organiques [11] [15].

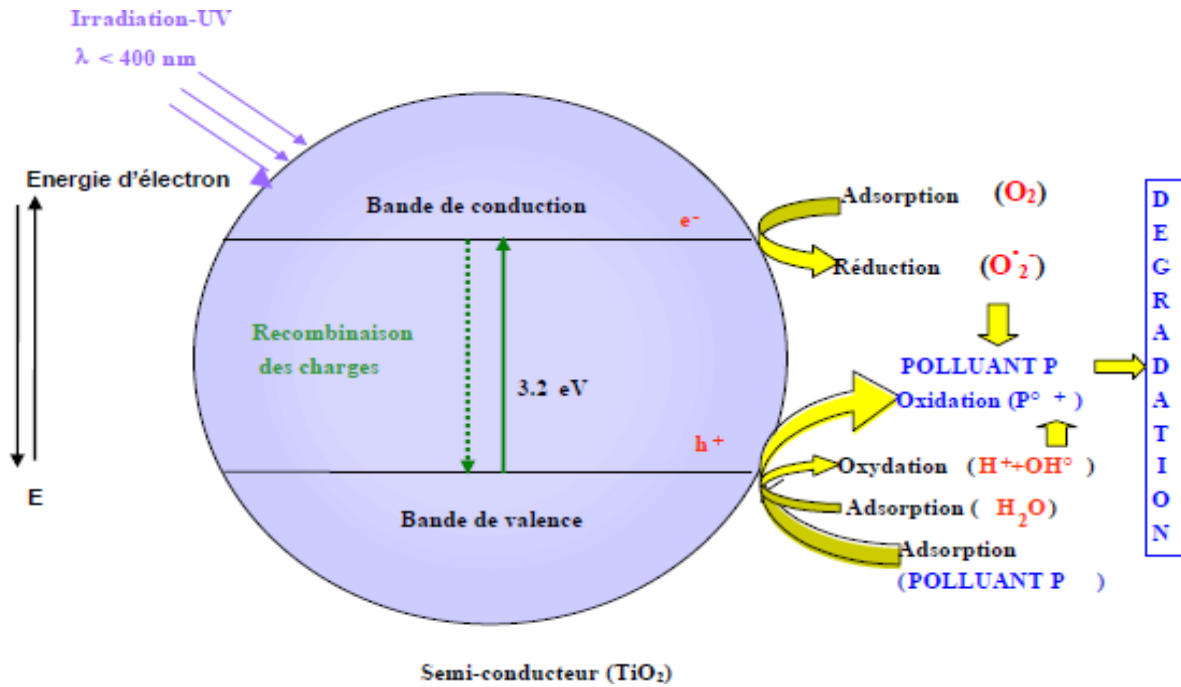


Figure I.5 : Principe de la photocatalyse [4].

I.3.5. Procédé d'électrocoagulation

L'électrocoagulation est un procédé d'électrolyse à électrodes solubles qui met en solution des cations métalliques (Fe^{2+} ou Al^{3+}) provoquant la coagulation des colloïdes.

L'électrolyse a également une action sur les composés solubles oxydables ou réductibles contenus dans l'effluent. Les courants d'ions et de particules chargées créés par le champ électrique augmentent la probabilité de collision entre ions et particules de signes contraires qui migrent en sens opposé. Cette action rassemble les matières en suspension sous forme d'un floc que l'on élimine par un procédé classique (décantation, flottation, filtration). Obtenu sans agitation mécanique et sans apport de produits extérieurs, le floc est plus compact et le volume des boues est beaucoup plus faible qu'avec un procédé de coagulation-floculation chimique [17].

L'électrocoagulation divise par un facteur 4 à 5 l'apport extérieur de réactifs et de salinité par rapport à la coagulation chimique. Dans la comparaison, il faut ajouter à l'accroissement sensible du volume des boues, les effets de l'agitation violente qu'il faut provoquer dans la floculation chimique pour que les colloïdes accèdent à la surface de l'hydroxyde (1 cm³ d'hydroxyde de fer développe 6000 mol de surface) : cette agitation peut disperser le floc [17].

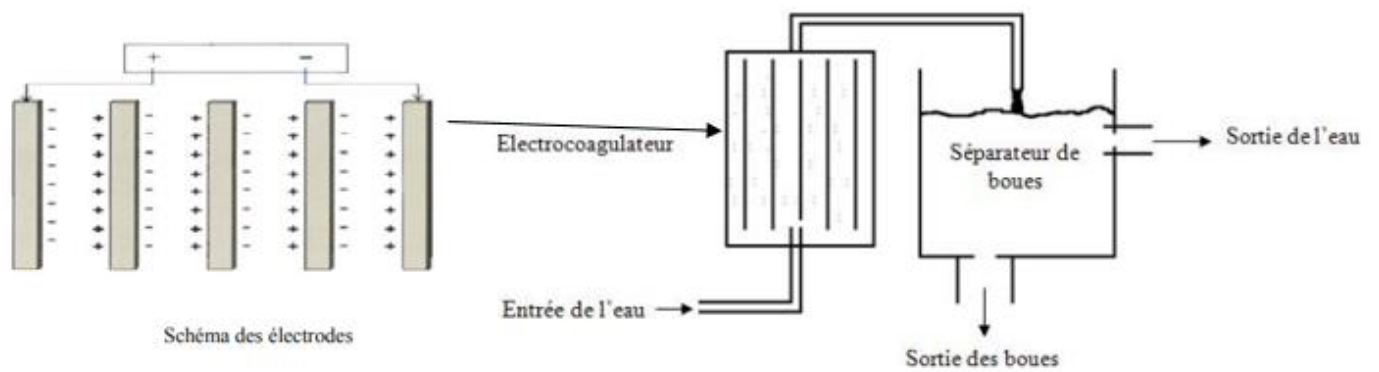


Figure I.6 : Configuration d'un électro coagulateur [17]

I.3.6 : la procédés électro Fenton

I.3.6.1 définition

Le procédé EF a été le premier POA basé sur la chimie de la réaction de Fenton, développé pour décontaminer les pesticides toxiques et persistants, les colorants organiques synthétiques, les produits pharmaceutiques et de soins personnels, ainsi qu'un grand nombre de polluants industriels, généralement dans les eaux usées acides. Depuis que Sudoh et al et les groupes de Brillas et Oturan au milieu des années 1990 ont décrit leurs travaux pionniers, une grande variété de processus connexes, même couplés ou intégrés à d'autres techniques pour améliorer la capacité de dégradation de l'EF, ont été développés et seront détaillés en détail dans les chapitres suivants [18].

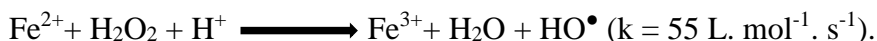
Le procédé Electro-fenton est un procédé d'oxydation avancée (POA) permettant la production de radicaux hydroxyles ($\cdot\text{OH}$). Ces intermédiaires radicalaires très réactifs permettent d'oxyder et d'éliminer efficacement les polluants organiques [1].

Ce procédé réside dans la génération des radicaux hydroxyles en utilisant comme seul réactif l'oxygène (air comprimé) pour former du H_2O_2 par réduction électrochimique. Ce dernier formera des ($\cdot\text{OH}$) par action d'un ion ferreux présent en quantité catalytique et régénéré électrochimiquement [1].

Fenton (Henry John Horstman Fenton) décrivit à 1894 que le fer ferreux favorisait fortement l'oxydation de l'acide maléique par le peroxyde d'hydrogène en milieu acide (Fenton 1894).

Des travaux ultérieurs ont montré que la combinaison de H₂O₂ et de Fe²⁺ nommé "réactif de Fenton", était un oxydant efficace pour une grande variété de substrat organique notamment des alcools, éthers, colorants, phénols, pesticides, aromatiques polycycliques.

Quarante ans plus tard, Haber et Weiss (1934) identifiaient le radical hydroxyle comme étant l'espèce oxydante de la réaction présentée ci-dessous et communément appelée réaction de Fenton



Le réactif de Fenton possède trois caractéristiques attractives pour le traitement des composés organiques [18]

- a) Les radicaux hydroxyles produits dans l'équation $2\text{HO}^\bullet \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$ réagissent très rapidement
- b) Les réactifs sont simples à manipuler et sans danger pour l'environnement,
- c) Les produits finaux (H₂O, CO₂, ions minéraux et hydroxydes ferriques) n'introduisent pas de pollution supplémentaire

Le procédé Electro Fenton est un procédé efficace pour le traitement des colorants synthétiques.

I.3.6.2 Les différents types de procédés Electro Fenton

Les traitements EF peuvent être divisés en quatre types selon l'ajout ou la génération du réactif de Fenton.

- Type 1: le peroxyde d'hydrogène et l'ion ferreux sont tous deux générés par voie électrique.
- Type 2: le radical hydroxyle est généré par le réactif de Fenton ajouté de l'extérieur, et l'ion ferreux est régénéré par la réduction des ions ferriques sur la cathode. Ions ferriques sur la cathode.
- Type 3: l'ion ferreux est ajouté de manière externe, et le peroxyde d'hydrogène est électrogénéré.
- Type 4: le peroxyde d'hydrogène est ajouté de l'extérieur, tandis que l'ion ferreux est électrogénéré.

Comparé aux trois autres types, le dernier type est plus facile à contrôler et peut rapidement obtenir beaucoup de radicaux hydroxyles [19].

I.3.6.3 Configuration des cellules

La technologie EF utilise des cellules électrolytiques divisées et non divisées à trois et deux électrodes dans lesquelles H_2O_2 est continuellement électro généré à la cathode à partir d'une réaction avec O_2 ou l'air. La technologie EF utilise des cellules électrolytiques divisées et non divisées à trois et deux électrodes. La (figure I7) a représenté une cellule à deux électrodes non divisée et agitée. Et la figure I.8 présente une installation à flux de recirculation avec une cellule filtre-presse non divisée à deux électrodes, toutes deux équipées d'un système de filtration. Cellule filtre-presse à deux électrodes, toutes deux équipées d'une cathode GDE.

D'autre part, la figure I.8 montre l'installation typique à deux électrodes divisées. Cellule typique à deux électrodes non divisées avec une cathode en feutre de carbone de grande surface, utilisée dans le groupe d'Oturan pour des études sur la FE [18].

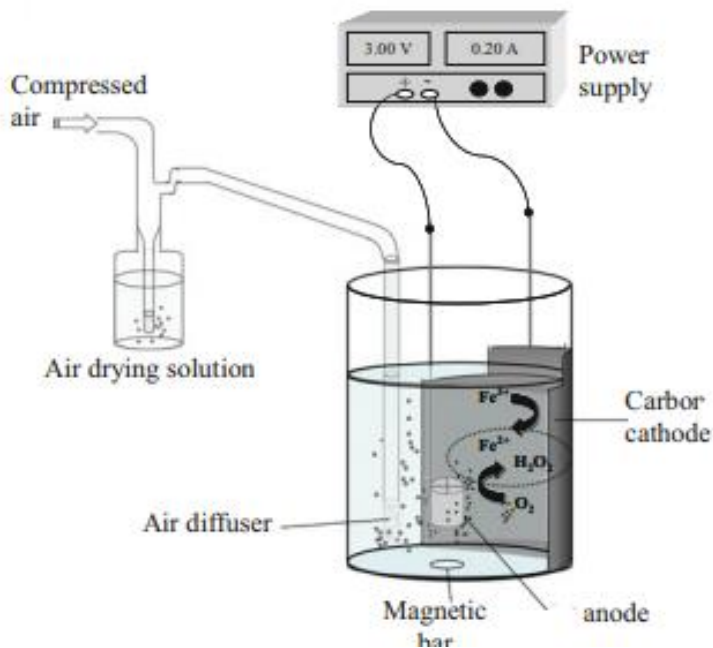


Figure I.7 : Schéma d'une cellule non déversée. Réacteur à réservoir agité avec une cathode en feutre de carbone et de l'air comprimé en bulle [18]

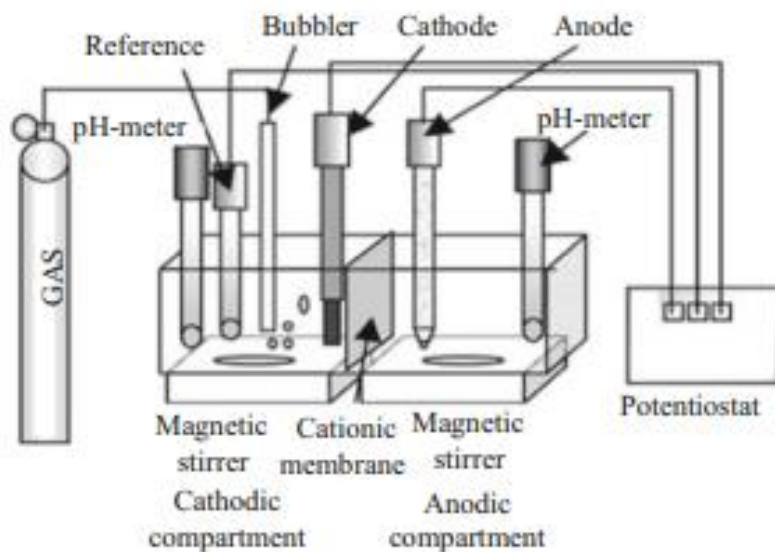


Figure 1.8 : Schéma d'une cellule divisée à trois électrodes à l'échelle du banc avec une membrane cationique Nafion 32. Une anode en Pt de 5 cm², une cathode en carbone GDE ou graphite et une électrode de référence ECS [18].

Avantages et inconvénients des électrodes

Les avantages et inconvénients des électrodes de différents groupes utilisées dans les applications d'oxydation électrochimique de composés organiques

Tableau I 6 Avantages et inconvénients des électrodes de différents matières [20] .

Type d'électrode	Avantages	Inconvénients
Électrodes de métaux nobles (Pt, Au)	Stable dans une large gamme de de potentiels et de pH Excellente répétabilité propriétés Utilisation intensive en laboratoire pour l'étude de nouveaux procédés	Coûteux Faible efficacité de minéralisation Mauvaise utilisation dans le traitement des eaux usées industrielles
Le carbone et le graphite électrodes	Bon marché Utilisation intensive en laboratoire pour l'étude de nouveaux de nouveaux procédés	Taux de corrosion élevé des électrodes taux de corrosion des électrodes Faible minéralisation efficacité Faible sur potentiel vers OER

II. 1.2.6 .4 : Les réactions chimiques des procédés EF dans cellule non divisée

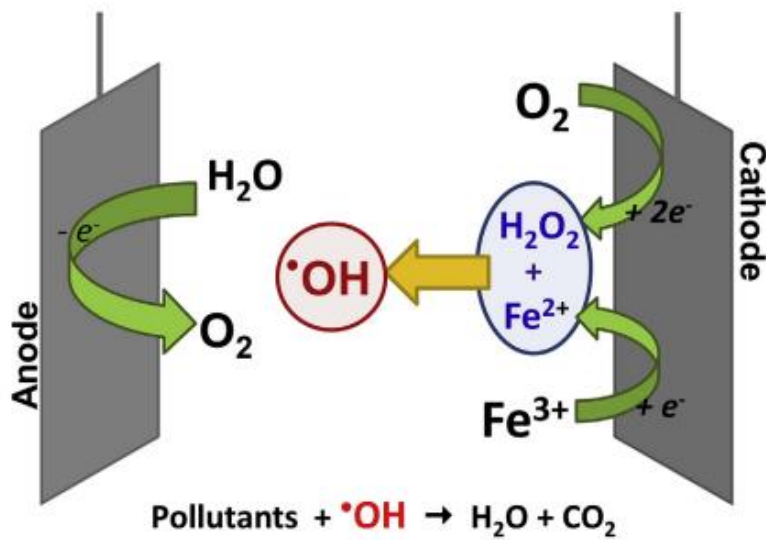
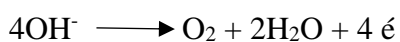
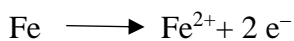


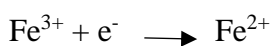
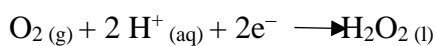
Figure 1.9 : Schéma représentant les réactions chimiques des procédés EF dans une cellule non divisée [6]

Dans l'anode et cathode, Les réactions régissant le processus conventionnel de la FE (cellule non divisée montrant l'évolution de l'O₂ à l'anode).

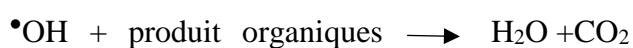
A l'anode:

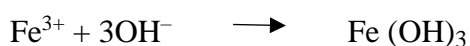


A la cathode:



Dans les eaux usées





I.3.7 : Comment choisir un POA

Il est évident que le choix du procédé approprié doit prendre en compte non seulement les caractéristiques de l'eau à traiter (concentration des substances, complexité de la matrice eau, pH, etc.) mais également l'aspect économique.

Les POA sont généralement recommandés pour le traitement des eaux contenant un taux limité de matière organique (exprimé en demande chimique en oxygène, DCO < 5 g/L) afin d'éviter une consommation excessive de réactifs qui serait trop onéreuse. C'est la raison pour laquelle les POA pourraient trouver des applications dans le traitement des eaux résiduaires industrielles et domestiques. Des études pilote sont en cours d'exploration [21].

I.3.8 Comparaison des procédés d'oxydation avancés

Tableau I.7 Comparaison des procédés d'oxydation avancés [22].

Technique	Avantages	Inconvénients
Ozonation O₃/UV	Oxydant puissant -Production relativement simple -Formation de H ₂ O ₂ .	-Traitement très onéreux -Réactions limitées par le transfert de masse d'O ₃ -Dégradation plus lente que par les radicaux HO• -Minéralisation incomplète -Sous-produits d'oxydation inconnus -Faible pénétration des UV dans eaux troubles
Procédé Fenton	-Oxydant puissant -Décoloration rapide de la solution -Minéralisation des colorants organiques	-Nécessite apport constant en H ₂ O ₂ -Régénération du catalyseur limitée

<p>Photocatalyse hétérogène</p>	<ul style="list-style-type: none"> -Installation simple -Dégradation efficace des composés organiques 	<ul style="list-style-type: none"> -Application industrielle problématique à cause du rendement quantique faible -Limitation par le transfert de masse -Récupération nécessaire du photocatalyseur après réaction -Colmatage des filtres -Efficacité et durée de vie de la lampe limitée -Eaux usées troubles posent des problèmes
<p>Electrocoagulation</p>	<ul style="list-style-type: none"> -Faible quantité de produits chimiques -Élimination efficace des composés organiques -Grande efficacité du courant 	<ul style="list-style-type: none"> -Production de H₂ à la cathode empêche la matière de précipiter -Agglomération d'hydroxydes insolubles Formation de boues -Passivation de l'anode
<p>Electro-Fenton</p>	<ul style="list-style-type: none"> -Pas de réactif chimique excepté un catalyseur métallique (Fe³⁺, Fe²⁺ ...) -Simple d'utilisation -Minéralisation efficace des composés aromatiques 	<ul style="list-style-type: none"> -Efficacité de courant diminue au cours du traitement -Évolution de la réaction parasite de production de H₂ pour des courants trop forts -Précipitation de Fe (III) pour des pH trop élevés

Conclusion

Dans ce chapitre nous avons essayé de faire une synthèse bibliographique sur les colorants, et quelques méthodes de traitement des eaux et la nécessité de la dépollution de ces eaux usées ; Considérant que ce processus et technique de traitement dégrader les molécules jusqu'à la minéralisation afin d'éviter la formation de sous-produits plus dangereux que les composés initiaux et plus particulièrement.

Les procédés d'oxydation avancée répondent à ces critères grâce à l'utilisation d'oxydants puissants (radicaux hydroxyles) capables de décolorer la solution, par destruction des groupes chromophores et réduire le taux de matière organique non biodégradable. Ce chapitre a cherché à démontrer que les radicaux hydroxyles ($\cdot\text{OH}$) sont capables de dégrader la quasi-totalité des polluants organiques persistants à cause de leur pouvoir oxydant très élevé et de leur non sélectivité vis-à-vis des micropolluants organiques.

Chapitre II
Etude Expérimentale

II -1 Introduction

Ce chapitre détaillée les techniques expérimentales employées à savoir, la technique électrochimique le procédé Electro Fenton pour la dégradation des colorants obtenus. Les techniques d'analyse utilisées pour la caractérisation des échantillons sont également décrites dans ce chapitre.

II.2 Etude expérimentale

II.2.1 Préparations des solutions

La solution de colorant vert de bromocrésol utilisée dans le réacteur électrochimique a été préparée comme suit :

Pour la préparation de 500 ml de $1.08 \cdot 10^{-5} \text{M}$, les masses pesées sont :

➤ $m(\text{vert de bromocrésol}) = \text{Masse molaire V B} \times \text{Concentration V B} \times \text{Volume de la solution}$

(Masse molaire = 698.01g/mol)

masse verte de bromocrésol = $698.01 \times 1.08 \times 10^{-5} \times 500 \times 10^{-3} = 3.5 \text{ mg}$

➤ $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142,04 \times 25 \times 10^{-3} \times 500 \times 10^{-3} = 1.77 \text{ g}$

➤ $m(\text{FeSO}_4,7\text{H}_2\text{O}) = 6.95 \text{ mg}$

Préparation des solutions filles

Pour tracer la droite d'étalonnage du colorant vert de bromocrésol, nous avons préparé 3 solutions filles à partir de la solution mère.

- La solution mère a une concentration de $1.08 \cdot 10^{-5} \text{M}$
- Les solutions filles sont préparées par simple dilution.

$S_{0/2}$, $S_{0/4}$, $S_{0/8}$ sont concentration diluée 2 ,4,8 fois a solution mère.

$S_0 = 1.08 \cdot 10^{-5} \text{M}$. $S_{0/2} = 0.54 \cdot 10^{-5} \text{M}$ $S_{0/4} = 0.2710^{-5} \text{M}$ $S_{0/8} = 0.13 \cdot 10^{-5} \text{M}$

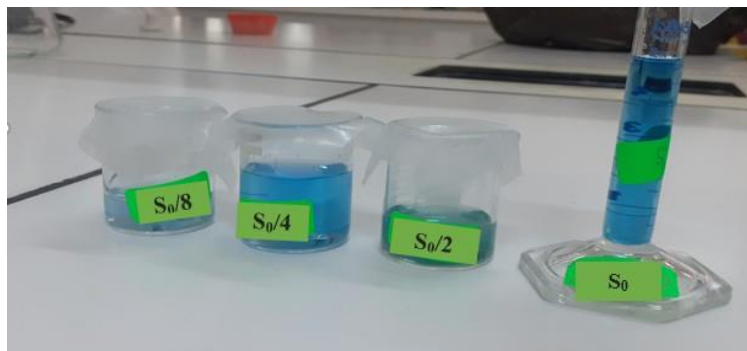


Figure II 1 : Les solutions filles de vert de bromocrésol

II.2 Réalisation du montage pour la dégradation du vert de bromocrésol

a) Matériel

- 1- Pompe d'air
- 2- pH-mètre
- 3- Électrodes (Cathode/ Anode) en graphite
- 4- Générateur
- 5- Agitateur magnétique

b) Mode opératoire

La dégradation des colorants par le procédé électro-Fenton a été réalisée à température ambiante dans une cellule électrochimique non divisée à deux électrodes (Fig. II.2). L'électrode de travail consiste en carbone (Fig. II 3) dans un cristalliseur en verre et éviter son contact avec le électrodes et assurer une bonne conductivité entre l'électrode et le milieu.

Une concentration de $2.5 \cdot 10^{-2}$ mol/L de sulfate de sodium (Na_2SO_4) est ajoutée à la solution comme électrolyte de support. Le sulfate de fer servant de catalyseur à la réaction de Fenton est ajouté au milieu réactionnel avant le début d'électrolyse.

Le pH de cette solution est ensuite inférieur à 3 par addition d'acide sulfurique H_2SO_4 (0.1 N) (pH optimal pour le procédé électro-Fenton). En effet, pH acide égale 3, le fer ferreux est présent dans la solution sous sa forme libre Fe^{2+} . A pH neutre égal à 7, on favorise la formation des complexes $\text{Fe}(\text{OH})^+$ et $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Si on travaille à pH supérieur à 8, on favorise la précipitation du fer sous la forme $\text{Fe}(\text{OH})^+$

Les solutions sont homogénéisées par un barreau magnétique tournant à une vitesse de 350 tr/min. Le courant appliqué entre ces deux électrodes est imposé par un générateur d'électricité a 40mA.



Figure II 2 pH-mètre 7310 et solutions étalons

II.2.3 Réacteur Electro-Fenton (E-F)

La réaction Fenton est basée sur la présence du peroxyde d'hydrogène (libération des radicaux OH.) et des ions ferreux(II) (catalyseurs).

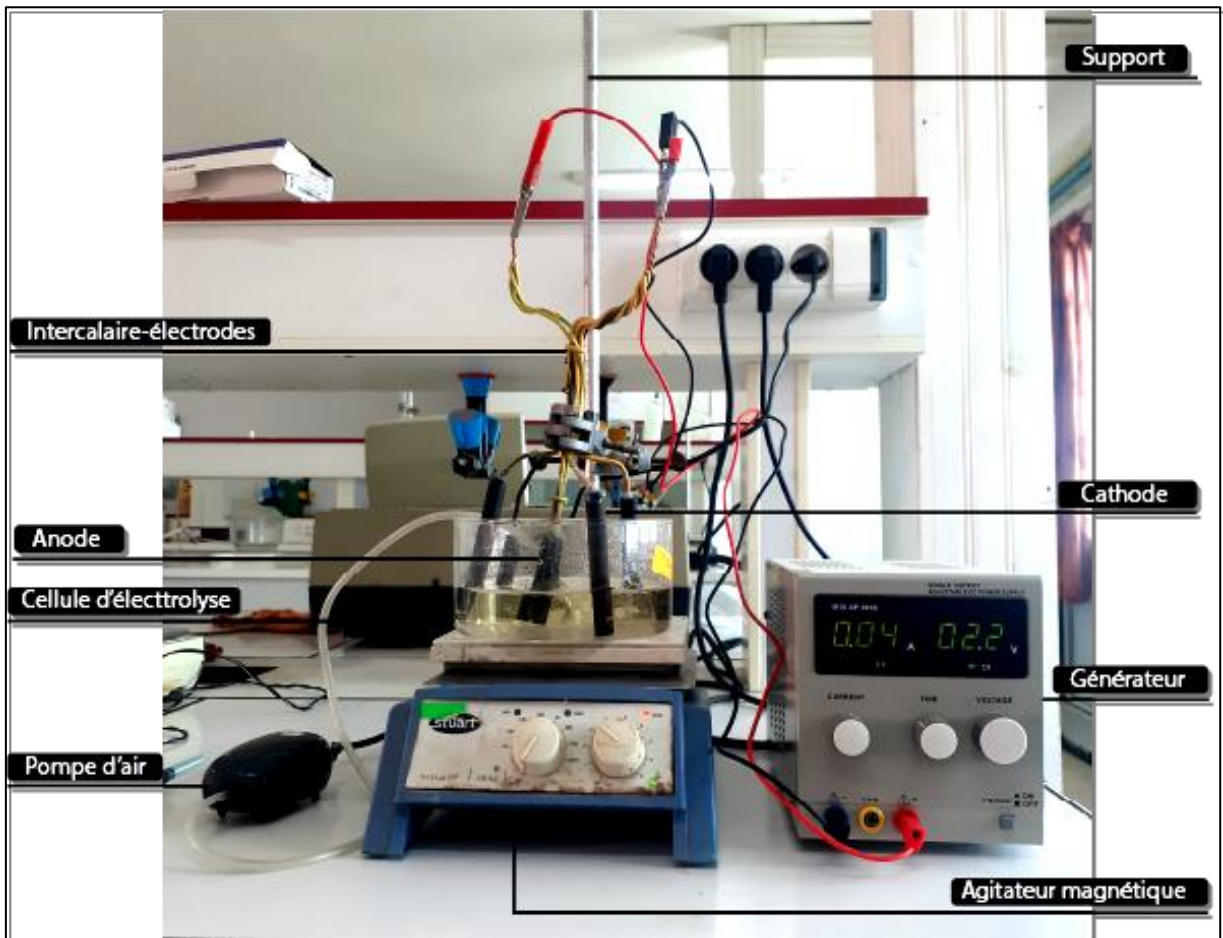


Figure II 3 Le montage de la cellule électrochimique utilisée

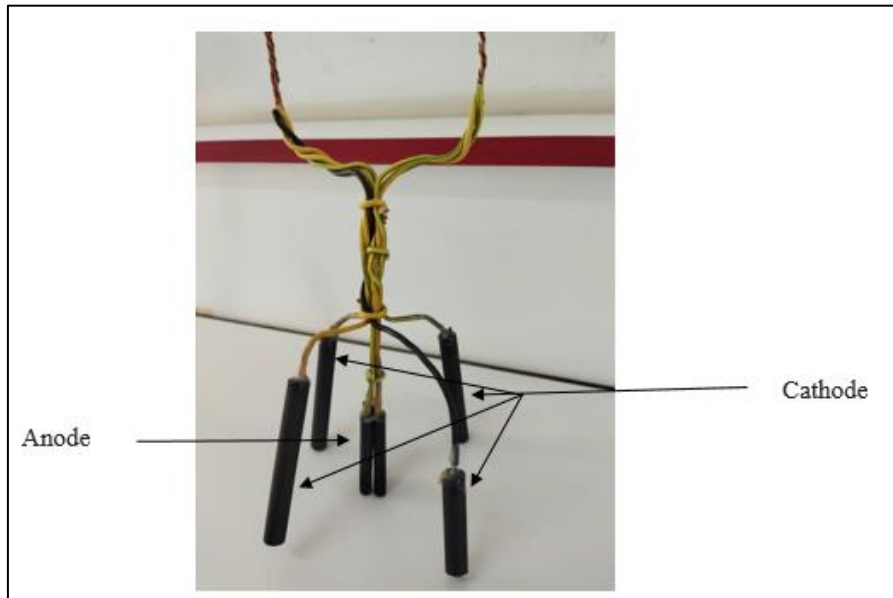


Figure II 4 : Electrodes en graphite de la cellule électrochimique utilisée

II.2.3.1 Description du système électrochimique

La dégradation de la matière organique par procédé électro-Fenton a été réalisée dans une cellule électrochimique non divisée. La cellule a été conçue par nous dans notre laboratoire et avec des moyens locaux et simples (figure III.4), pour préparer la cellule électrochimique:

- Nous apportons des colonnes en carbone de différentes longueurs 10cm et 5 cm au diamètre 1cm et 0.5cm successive (Provenant d'une usine de piles), puis nous perçons leurs bases environ 2cm, ensuite nous insérons un fil de cuivre dans la trou est fixée par colle adhésive. La cathode en surface de $(4 \times 39.5 \text{ cm}^2)$. L'anode en surface de $(3 \times 12.3 \text{ cm}^2)$. La Cathode placée en mode circulaire et l'anode dans le milieu, avec l'agitation cela garantit que les électrons sont distribués dans toute la solution et les interactions se produisent partout. La grande surface de cathode évite n'importe quel rassemblement des électrons à un seul endroit causé par le colmatage.
- La surface de l'électrode est un facteur important dans la conductivité électrique, lorsque la taille est grande, la surface réactive sera grande. Donc plus de sites actifs conséquents augmentent la vitesse des réactions et diminuent le temps de dégradation.

La cellule électrochimique est alimentée par un générateur d'électricité continue, de capacité maximale de 1000 ml (figure II-3).

La solution est barbotée avec de l'air avant et durant toutes les expériences à l'aide d'une pompe type aquarium, à température ambiante, afin d'assurer la saturation du milieu en oxygène. Le choix de ces

matériaux est justifié par la disponibilité, le faible prix et la disponibilité de leurs applications à l'échelle industrielle. Une concentration de 50 mM de sel de sulfate de sodium (Na_2SO_4), est ajoutée la solution comme électrolyte de support. La solution est homogénéisée par un barreau magnétique. Les prélèvements des échantillons ont été effectués manuellement par des micropipettes chaque cinq minutes.

I.3 Méthode d'analyse

La spectroscopie d'absorption ultra-violette visible est à la fois une méthode d'analyse quantitative et qualitative. Elle est essentiellement fondée sur le phénomène d'absorption d'énergie lumineuse par une substance. Les radiations électromagnétiques peuvent être variées, dans notre cas, nous intéresserons ici qu'à celles qui font intervenir le phénomène d'absorption. Lorsqu'une molécule absorbe une partie d'énergie de la radiation électromagnétique, cette absorption d'énergie est automatiquement accompagnée d'une transition électronique d'un niveau fondamental à un niveau d'énergie supérieur. Ces changements dans la structure électronique se produisant à l'échelle moléculaire de la matière sont fidèlement décrits par la relation suivante :

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu.$$

Lorsqu'un rayonnement monochromatique traverse un milieu (une solution), une partie de son énergie peut être absorbée par ce milieu. A cet effet on trouve la loi de BEER LAMBERT qui s'exprime par la relation suivante : $I = I_0 e^{-\epsilon \cdot l \cdot c}$ Ou par $A = \epsilon \cdot C \cdot l$

I_0 et I : Intensité du rayonnement avant et après avoir traversé le milieu absorbant respectivement

A : Absorbance. l : épaisseur de la cellule optique C : la concentration de soluté

ϵ : coefficient de d'extinction spécifique du soluté (chromophore)

Appareillage et fonctionnement

L'appareillage est assez simple et extrêmement robuste. Il ne nécessite pas d'entretien fréquent à part celui de la cuve (amovible) qui doit être parfaitement propre et sans rayures. Il existe également des cuves jetables pour une plus grande facilité d'entretien. Il est constitué d'une lampe (source du rayonnement) émettant dans tout le spectre UV-visible (lampe avec filament de tungstène, ou à arc au xénon par exemple), d'un monochromateur et d'un détecteur du rayonnement final. Le monochromateur permet de sélectionner les longueurs d'onde de travail. Il est basé sur le principe d'un réseau de diffraction permettant de séparer les longueurs d'onde à la manière d'un prisme. Pour

un bon fonctionnement, la lampe doit être régulièrement changée. Le réseau de diffraction doit être vérifié afin de s'assurer qu'il n'y a pas un décalage entre la longueur d'onde demandée et la longueur d'onde réelle. Pour ce faire au moins une fois par an, des filtres très précis sont placés à la place de la cuve et l'on vérifie que la longueur d'onde détectée correspond bien à la longueur d'onde théorique.

La détermination des longueurs d'onde des rayonnements électromagnétiques absorbés se fait grâce à l'utilisation d'un spectrophotomètre. L'appareil le plus utilisé est le spectrophotomètre mono-faisceau, dont le schéma de principe est présenté ci-dessous [23].

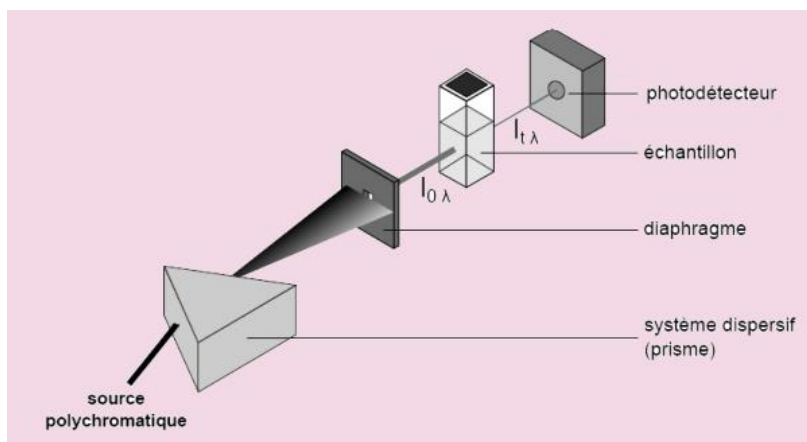


Figure II 5 principe de la spectroscopie ultraviolette et visible



Figure II 6 Appareil de spectromètre pour mesuré l'absorption UV-1700 SHIMADZU

Les différents échantillons de vert de bromocrésol prélevés au cours du traitement par électro – Fenton ont été analysés par un spectrophotomètre à une longueur d'onde égale à 446 nm correspondante au

maximum d'absorbance du colorant (figure II 7). L'évolution de la concentration au cours du traitement est calculée à partir de la courbe de calibration construite à partir des étalons, par application de la loi de Beer – Lambert.

Le spectre d'absorption du colorant :

Le spectre d'absorption de la molécule du colorant présente un maximum d'absorption à $\lambda = 446$ nm. La mesure de λ max a été faite avec la solution de concentrations $1,08 \cdot 10^{-5}$ mg/L en colorant VB

Dans la figure II-7, on observe que λ max de la couleur VB est de 446nm. Sur la base de ce résultat, on a établi la courbe d'étalonnage de l'appareil avec la couleur utilisée afin de déterminer les domaines de concentrations pour lesquelles la loi B er-Lambert est respectée.

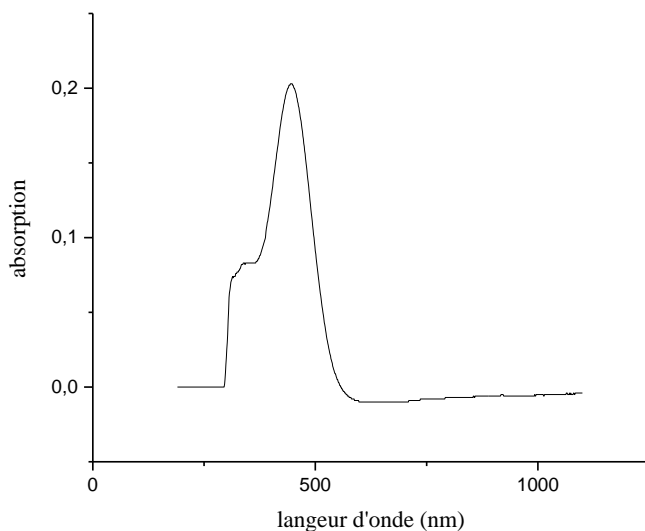


Figure II 7 Spectre d'absorption du colorant vert de bromocrésol à la concentration de $1,08 \cdot 10^{-5}$ M

La droite d'étalonnage :

La droite d'étalonnage est un moyen efficace utilis e pour déterminer les différentes Concentrations des produits à partir de l'absorbance. Pour établir la courbe d'étalonnage, le domaine des concentrations en colorant variant entre $0,13 \cdot 10^{-5}$ M et $1,08 \cdot 10^{-5}$ M

A titre d'exemple, des valeurs absorbance = f (Concentration) sont présentées sur la Figure II-8.

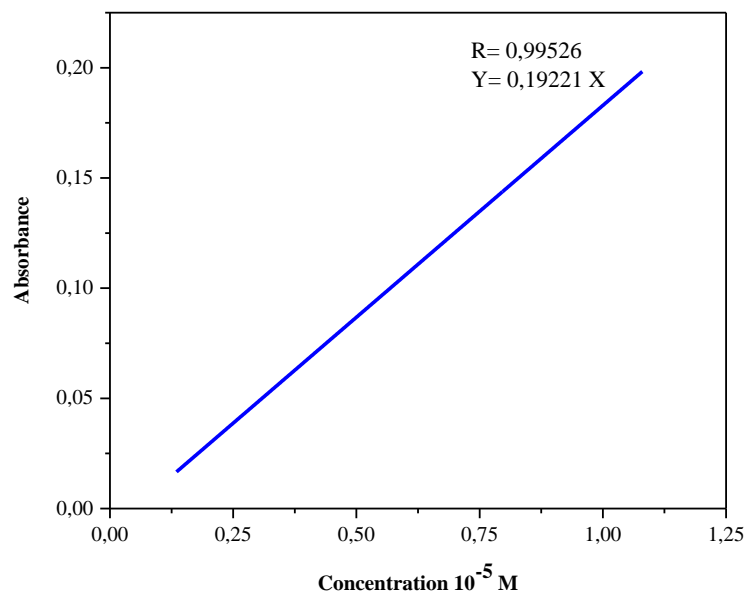


Figure II 8 : Droite d'étalonnage pour la mesure de la concentration du colorant VB

Conclusion

Dans ce chapitre, nous avons discuté de la manière de mener l'expérience Electro Fenton à partir des conditions de l'expérience, des solutions et du matériel utilisé.

Nous avons conçu une nouvelle électrode en graphite à grande surface et ceci nous a permis de trouver des résultats reproductibles et avec un rendement de dégradation meilleur.

Chapitre III
Résultats et discussions

Etudes cinétiques

Des études cinétiques ont été réalisées afin de modéliser l'efficacité du procédé Electro-Fenton dans la dégradation du colorant VB. Les profils de concentration des composés de dégradation sélectionnés ont été ajustés par une équation cinétique appropriée et les constantes de vitesse ont été calculées à l'aide du logiciel Origin 9.5 (2012). L'ajusteur de courbe Origin utilise une procédure itérative, basée sur l'algorithme de Marquardt-Levenberg, qui recherche les valeurs des paramètres qui minimisent la somme des différences au carré entre les valeurs observées et prédites de la variable dépendante.

Au cours de notre travail de recherche, on a étudié les conditions optimales de la dégradation du colorant (pH, la nature et la concentration de l'électrolyte support, la température, la densité de courant imposé et la nature de l'électrode. Signalons toutefois que ces conditions opératoires ont été fixées en utilisant une électrode en graphite.

Optimisation des conditions opératoires pour l'oxydation du colorant vert de bromocrésol par la méthode Electro Fenton

III.1 Conditions opératoires

- pH inférieur à 3 ajusté par H₂SO₄.
- Electrolyte support Na₂SO₄.
- Température ambiante.
- Volume 500 ml pour toutes les expériences.

III.2 Les buts de manipulation

Élimination du colorant VB. En agissant sur quelques paramètres expérimentaux comme :

- ✓ L'effet de concentration du colorant.
- ✓ L'effet de concentration des ions Fe²⁺.
- ✓ L'effet de courant électrique.
- ✓ L'effet de cobalt Co²⁺.

Dans l'étude des mécanismes d'oxydation, nous avons montré que la cinétique d'oxydation du colorant VB par le réactif de Electro Fenton en excès suivait une loi d'ordre et pouvait être exprimée par :

Pour order $\alpha=0$

$$V = \frac{-[C]}{-dt} = kc^\alpha$$

$$\frac{-d[C]}{-dt} = k \quad \longrightarrow \quad -d[C] = dt. k$$

Par intégration $\int_{C_0}^C dC = k \int_{t_0}^t dt$

$C_0 - C = kt$ (La constante de la vitesse k est exprimée en mole/litre/second (mol/l .S)).

Pour ordre $\alpha=1$

$$V = \frac{-[C]}{-dt} = kC^1 \longrightarrow \frac{-d[C]}{-dt} = kC \longrightarrow \frac{-[C]}{C} = k dt .$$

$$\int_{C_0}^C \frac{dC}{C} = k \int_{t_0}^t dt \longrightarrow \ln \left(\frac{C_0}{C} \right) = kt \quad (\text{La constante de vitesse k est exprimée en } (S^{-1})).$$

Pour ordre $\alpha=2$

$$V = \frac{-[C]}{-dt} = kC^2 \longrightarrow \frac{-[C]}{-dt} = kC^2 \longrightarrow \frac{-[C]}{C^2} = k dt$$

$$\int_{C_0}^C \frac{dC}{C^2} = k \int_{t_0}^t dt \longrightarrow -\left(\frac{1}{C} - \frac{1}{C_0}\right) = kt \quad (k \text{ s'exprime en } (\text{mol}^{-1} .\text{S}^{-1})).$$

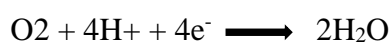
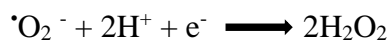
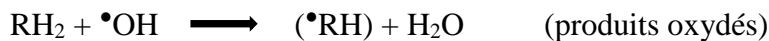
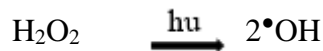
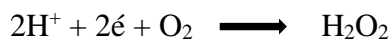
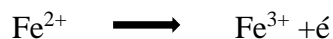
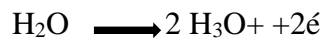
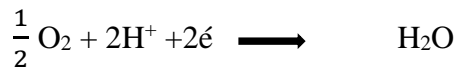
C_0 : concentration initiale de solution k : La constante de la vitesse

t_0 Temp initial =0.

Nous avons donc tracé la cinétique d'oxydation du VB selon l'équation ci-dessus et nous avons déterminé expérimentalement leur constante de vitesse d'oxydation K.

Les réactions possibles

Dans un milieu acide et à Haut potentiel



(Na^+ , SO_4^{2-}) sont électrolytes support ni pas réagir avec autre réactifs dans la solution

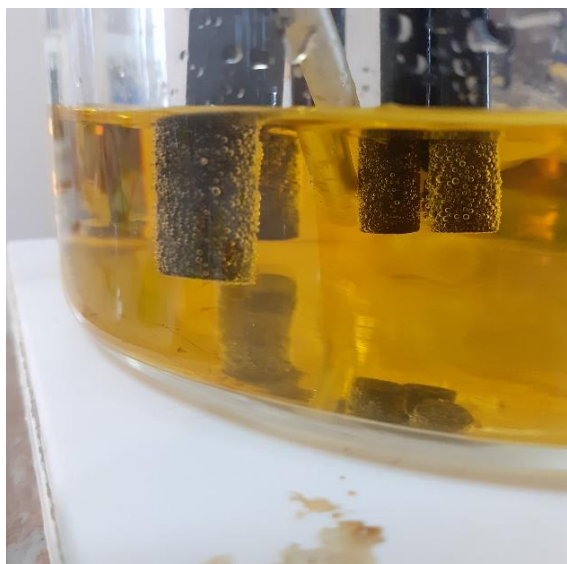


Figure III 1 Couleur de la solution avant dégradation



Figure III 2 Couleur de solution Après dégradation

III.3. Etude l'effet de la concentration du colorant

Pour étudier l'effet de la concentration initiale en colorant sur la vitesse de décoloration, des solutions de VB à des concentrations allant de $1.08 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ à 0.13510^{-5} M en milieu acide ont été traitées en présence de catalyseur Fe^{2+} (6.95 mg), et à un courant de 40 mA.

L'étude de la cinétique de réaction dans cette étape a démontré que l'augmentation de la concentration de colorant entraîne une diminution de la constante de vitesse de la réaction. Comme illustré dans le tableau III.1, à des concentrations plus faibles, la constante de vitesse est plus élevée. Au début de la réaction, dans tous les états, la vitesse de réaction était rapide et ralentie avec le temps. La réaction de dégradation du colorant dans la présente étude suit une pseudo équation du premier ordre. Il a été observé que le taux de dégradation le plus élevé était obtenu à la plus faible concentration de colorant ($1.08 \cdot 10^{-5} \text{ M}$), qui était $= 0.1115 \times 10^{-4} \text{ mn}^{-1}$ et près de sept fois supérieur au taux à la plus forte concentration de colorant (0.13510^{-5} M). (voir figure III.3, figure III.4 et figure III.5).

Tableau III 1 Condition opératoire et résultats de l'expérience effet de concentration du colorant

Conditions opératoires				Résultats		
Concentration mol/l	Courant (A)	pH	($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) (mg)	Ordre de réaction	K app (min^{-1})	R ²
$1.08 \cdot 10^{-5}$	40mA	1.6	6.95mg	0	0.1115	0.95526
0.5410^{-5}	40mA	1.6	6.95mg	1	0.01244	0.98186
0.2710^{-5}	40mA	1.6	6.95mg	0	0.00176	0.98077
0.13510^{-5}	40mA	1.6	6.95mg	1	0.0148	0.95149

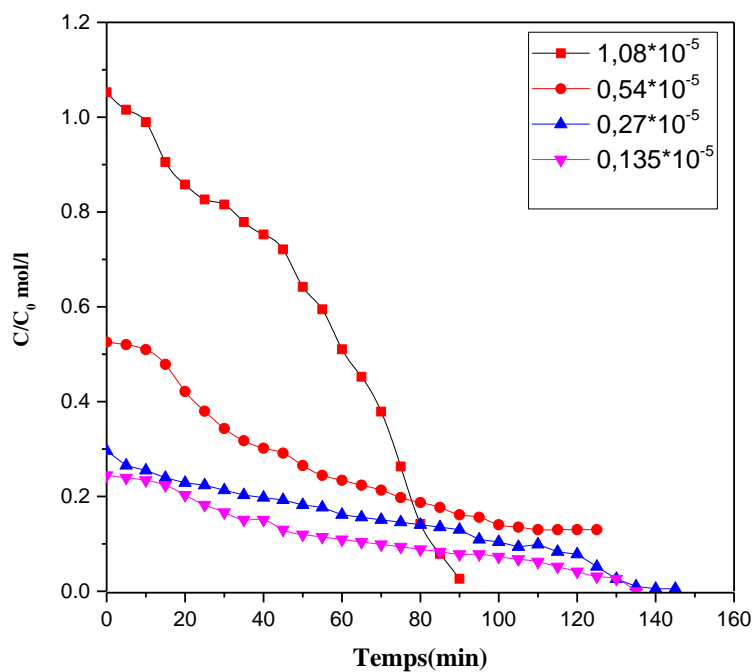


Figure III 3 Evolution de rendement de la dégradation du VB en fonction du temps

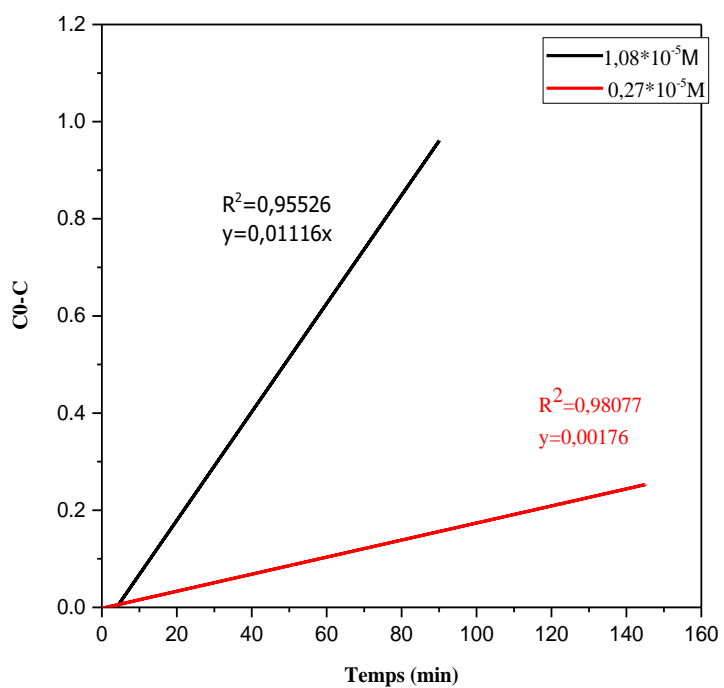


Figure III 4 Constante cinétique de dégradation du VB pour de différentes concentrations de VB, réactions d'ordre 0

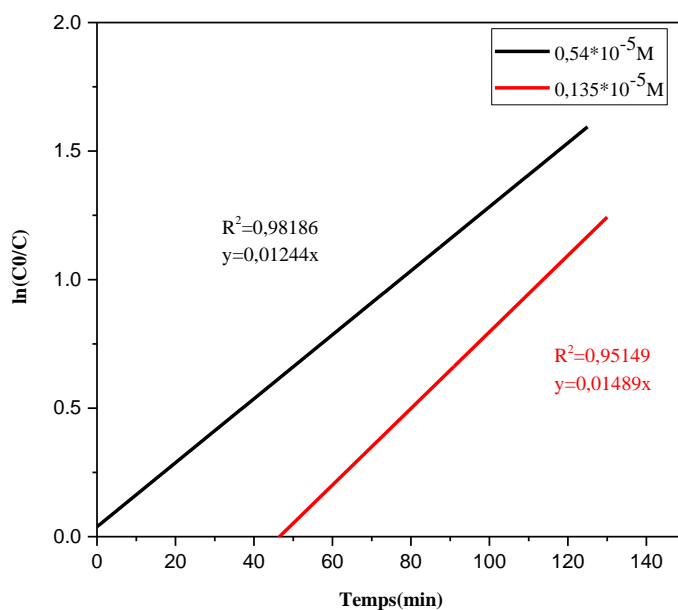


Figure III 5 Constante cinétique de dégradation du VB pour de différentes concentrations de VB, réactions d'ordre 1.

On observe la dégradation de ($1.08 \cdot 10^{-5}$; $0.54 \cdot 10^{-5}$ et $0.135 \cdot 10^{-5}$) mol/l presque total à 90 min, 140min et 145 min successivement et le rendement de dégradation de ($1.08 \cdot 10^{-5}$; $0.54 \cdot 10^{-5}$ et $0.135 \cdot 10^{-5}$) mol/ environ 95% à 99 % et 99% pour $0.27 \cdot 10^{-5}$ mol/l.

La concentration de $0.135 \cdot 10^{-5}$ M possède le meilleur résultat que $1.08 \cdot 10^{-5}$ et $0.27 \cdot 10^{-5}$ mol/l.

La constante k de vitesse apparente de $0.135 \cdot 10^{-5}$ était plus élevée pour une concentration de VB par rapport les autres opérations. Elle était 2 fois plus élevée pour la concentration de $0.27 \cdot 10^{-5}$ M.

La *figure III 2* et le *tableau III 1* illustrent ces résultats. La réaction de dégradation du colorant dans la présente étude suit une pseudo équation du premier ordre.

III.4 Etude de l'effet de la concentration des ions Fe^{2+}

Les ions Fe^{2+} ajoutés comme catalyseur jouent un rôle important dans le procédé EF dans lequel la dégradation a lieu efficacement. La figure III.7 illustre l'effet de la concentration de Fe^{2+} sur la dégradation du colorant au cours du processus EF. Ces ions aident à l'activation de H_2O_2 et à leur tour aident à la production de radicaux OH° conduisant à l'amélioration de l'efficacité de la dégradation comme le montre l'Equation ci-dessous. La masse des ions Fe^{2+} varie entre 3.5 et 13 mg.



Les essais ont été effectués en utilisant une concentration de VB de $1.08.10^{-5}$ mol/L. le courant est fixé et changé la concentration de ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$)

L'absorbance a été lue à $\lambda=446$ nm. Les figures (III 6, III 7, III 8) et le tableau III 2 présentent les résultats obtenus.

Tableau III 2 Condition opératoire et résultats de l'expérience effet de concentration du fer

Condition opératoire				Résultats		
Concentration mol/l	Courant (A)	pH	($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) (mg)	Ordre de réaction	K app(min^{-1})	R ²
$1.08.10^{-5}$	40mA	1.6	3.5 mg	1	0.01291	0.98991
$1.08.10^{-5}$	40mA	1.6	6.95mg	0	0.01115	0.95526
$1.08.10^{-5}$	40mA	1.6	13mg	1	0.01472	0.97223
$1.08.10^{-5}$	40mA	1.6	21 mg	1	0.01295	0.98991

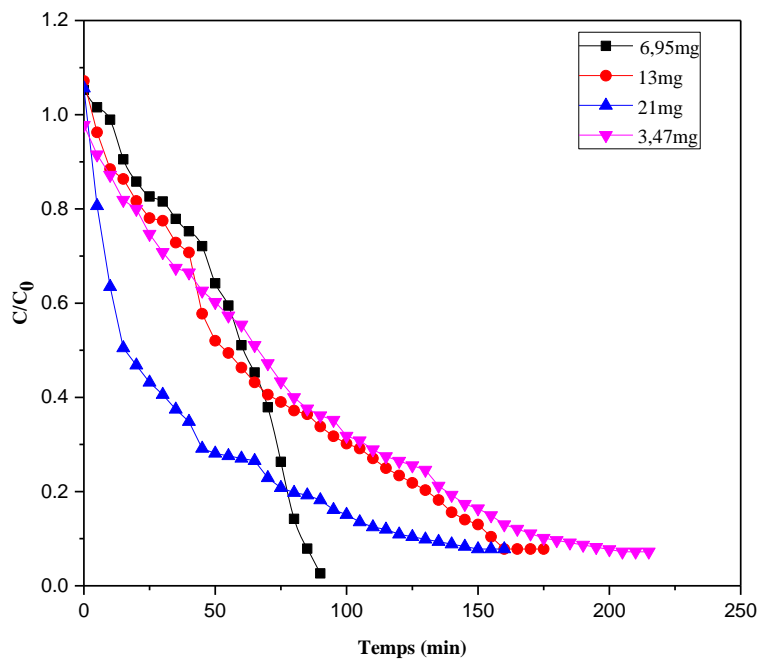


Figure III 6 Evolution de rendement de la dégradation du VB en fonction du temps

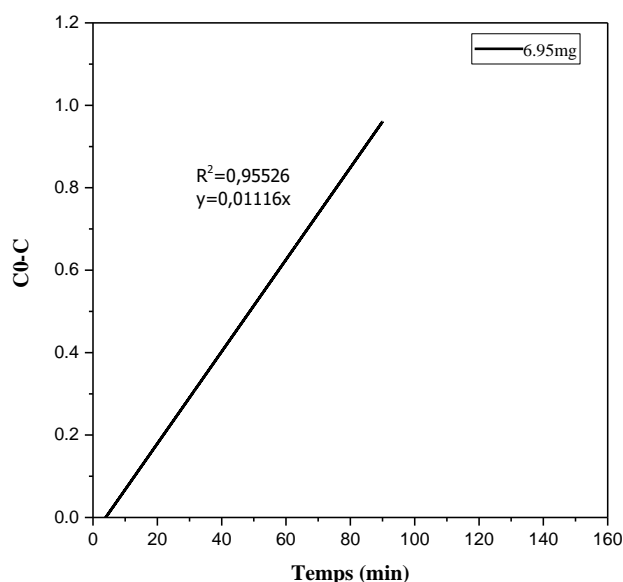


Figure III 7 Constante cinétique de dégradation du VB pour de différentes concentrations de $[Fe^{2+}]$ réactions d'ordre 0

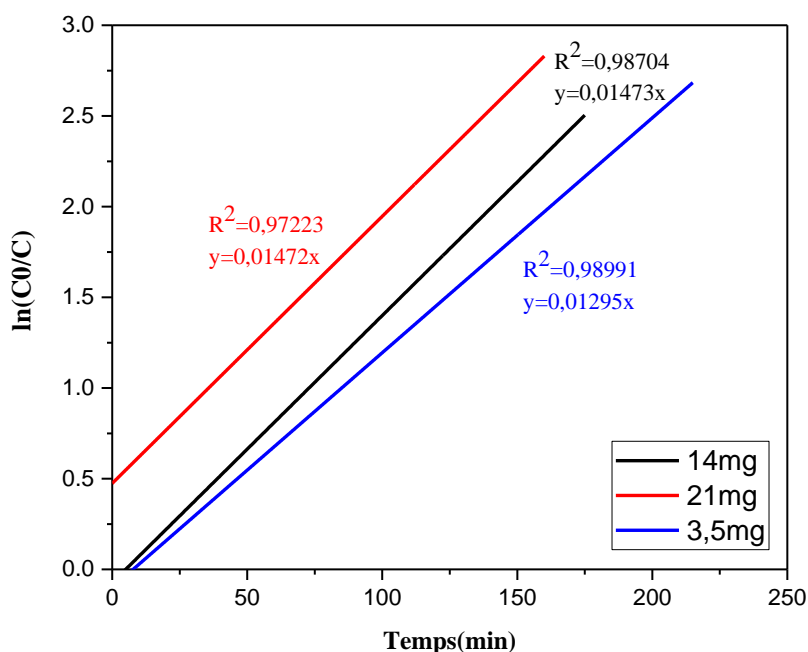


Figure III 8 Constante cinétique de dégradation du VB pour de différentes concentrations de $[Fe^{2+}]$ réactions d'ordre 1

L'étude cinétique montre que la réaction est d'ordre 1, pour $[Fe^{2+}] = 21mg/l$ Il en ressort que la réaction plus rapide avec un rendement pour un ratio égale a 90% au bout 125min de traitement la constante de vitesse apparente est également plus importante pour cette valeur 0.01472.

Pour des ratios inferieurs nous avons un ralentissement de la réaction.

L'évolution de rendement de dégradation en fonction de temps nous a permis des remarques suivantes :

- Dans l'intervalle du temps (0-75min) l'évolution du rendement de dégradation de concentration 21mg/l est plus rapide que les autres ; l'arrive à 80% dans 75min.
 - Dans l'intervalle du temps (75-90 min) l'évolution du rendement de dégradation de concentration 6.95mg est plus rapide de celle de 21mg qui atteint 99% au bout 90min.
 - Au bout de 200min les trois concentrations (3-14-21mg/l) ont un rendement maximal égal à 90%
- On peut dire qu'une forte diminution de la concentration de fer ne avons pas les résultats souhaités, pour un optimal effet, la concentration d'ions de fer égale à 21mg/l équivalent le meilleur résultat en termes d'élimination de la couleur de la solution, que ce soit en durée ou en efficacité.
- Nous remarquons que la constante de vitesse ne varie pas linéairement avec la masse de fer.
 - pour choisir une meilleure masse on utilise le rapport: k/α ($[VB]$ reste) ; la meilleur masse ce qui possède le rapport supérieur et ainsi de suite.

- | | |
|----------------------------|--|
| 1) $0.01291/0.95 = 0.259$ | } de ces rapports on peut dire que la meilleure masse de fer est
6,95mg |
| 2) $0.01115/0.99 = 1.115$ | |
| 3) $0.01472/0.05 = 0.294$ | |
| 4) $0.01295/0.005 = 0.260$ | |

III.5 Etude de l'effet du courant

La densité de courant est un paramètre important dans le traitement électrochimique. Dans ce processus, la densité de courant contrôle le radical hydroxyle, la génération de peroxyde d'hydrogène et la génération d'ions de fer.

Dans tous les mécanismes d'oxydation de la méthode électrochimique, le courant a été considérée comme le paramètre important. L'influence de la densité de courant a été examinée dans la plage de 40 à 100 mA. Les résultats sont représentés par le tableau III.3 et les figures III.9 jusqu'à III.11 . Les données des graphiques montrent qu'il y a une augmentation progressive du taux de dégradation avec l'augmentation du courant. L'augmentation de la densité de courant améliore le pouvoir d'oxydation qui à son tour contribue à la plus grande production de H_2O_2 et conduit à la génération de plus de quantités de radicaux hydroxyles.

Les essais ont effectués en utilisant une concentration de VB de $1.08 \cdot 10^{-5} \text{ molL}^{-1}$. Et changé le courant. la concentration de $(FeSO_4 \cdot 7H_2O)$ est fixé.

L'absorbance a été lue à $\lambda=446 \text{ nm}$. Les figures (III 9, III 10, III 11) et le tableau III 3 présentent les résultats obtenus.

Tableau III 3 Condition opératoire et résultats de l'expérience effet de potentiel

Condition opératoire				Résultats		
Concentration mol/l	Courant (A)	pH	(FeSO ₄ ,7H ₂ O) (mg)	Ordre de réaction	Kapp(min ⁻¹)	R ²
1.08.10 ⁻⁵	40mA	1.6	6.95mg	0	0.01116	0.95526
1.08.10 ⁻⁵	60mA	1.6	6.95mg	1	0.01971	0.98321
1.08.10 ⁻⁵	80mA	1.6	6.95mg	1	0.1766	0.98662
1.08.10 ⁻⁵	100mA	1.6	6.95mg	1	0.01179	0.98093

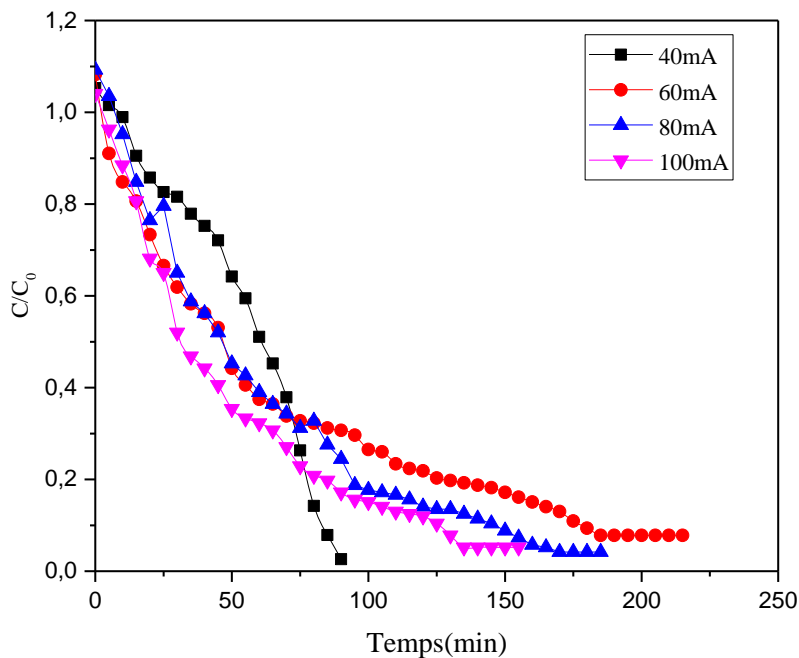


Figure III 9 Evolution de rendement de la dégradation du VB en fonction du temps

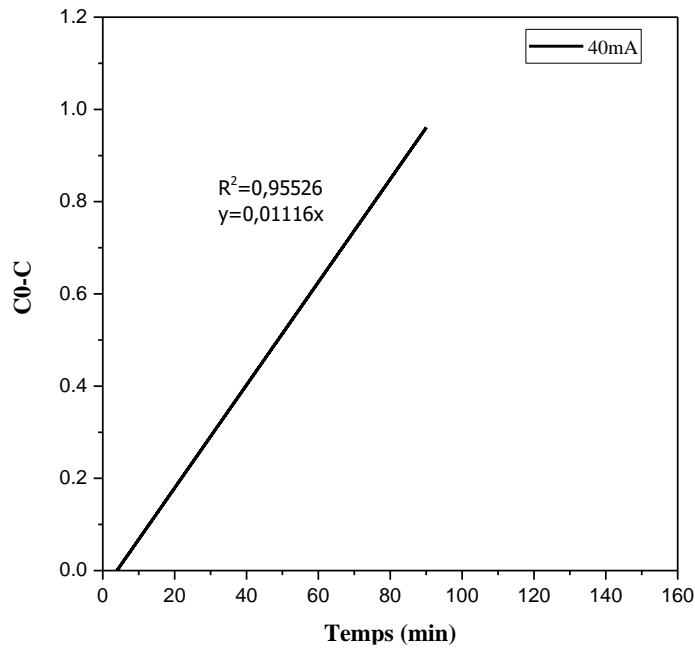


Figure III 10 Constante cinétique de dégradation du VB pour de différents courants d'ordre 0.

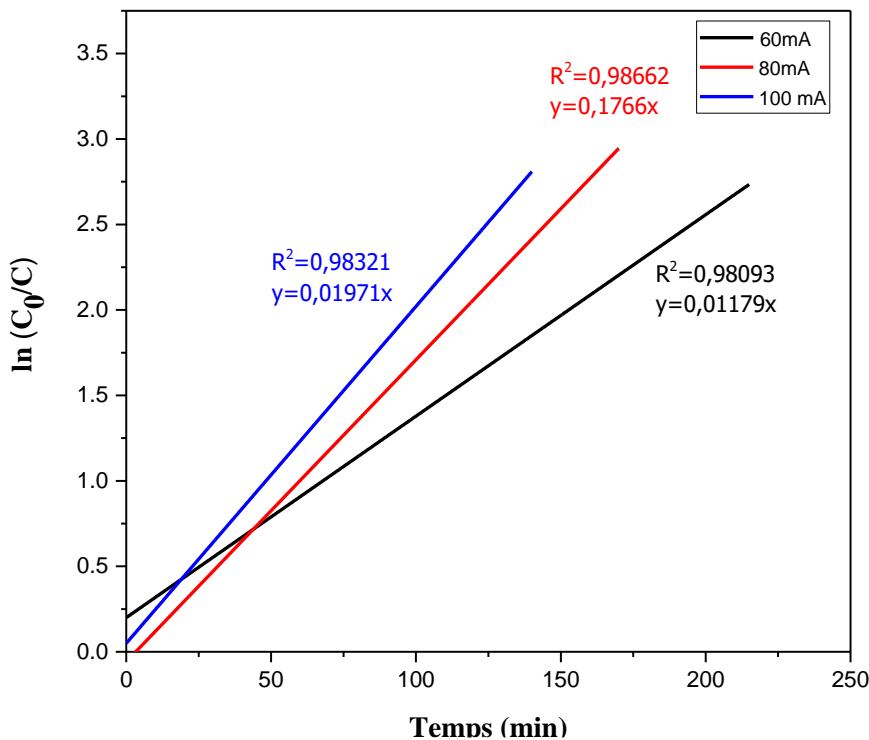


Figure III 10 Constante cinétique de dégradation du VB pour de différents courants. d'ordre 1.

Ces résultats montrent que le rendement et la vitesse d'oxydation du VB augmente avec l'augmentation du courant appliqué, en variant l'intensité du courant de 40 mA à 100 mA, nous avons constaté que le taux de dégradation ça se situe entre 97% à 98% pour des valeurs de 80 à 100 mA. à l'exception 60 mA une diminution de la dégradation a été notée enivrent (95 % de dégradation). Dans un premier temps, cette amélioration sur l'accélération de la vitesse de dégradation s'explique par la vitesse de production du réactif Fenton (Fe^{2+})

D'autre part la diminution de la vitesse de dégradation peut être expliquée par l'accélération de réactions parasites telle que l'évolution de H₂ (réduction de l'eau)

III.6 Remplacement des ions de Fe²⁺ par des ions de cobalt Co²⁺

Les essais ont été effectués en utilisant une concentration de VB de 1.08.10⁻⁵ mol/L. Et changé les ions de Fe²⁺ en ions de cobalt Co²⁺.

L'absorbance a été lue à λ=446 nm. Les figure (III 12et III 13) et le tableau III 4 présentent les résultats obtenus.

Tableau III 3 Condition opératoire et résultats de l'expérience échanger les ions de fer II en ions de cobalt Co²⁺.

Condition opératoire				Résultats		
Concentration mol/l	Courant	pH	(CoSO ₄) (mg)	Ordre de réactions	Kapp(min ⁻¹)	R ²
1.08.10 ⁻⁵	40mA	0.6	3.5mg	1	0.0067	0.9782
1.08.10 ⁻⁵	40mA	0.6	7mg	1	0.0065	0.9833
1.08.10 ⁻⁵	40mA	0.6	14mg	1	0.0081	0.98942
1.08.10 ⁻⁵	40mA	0.6	21mg	1	0.01	0.9889

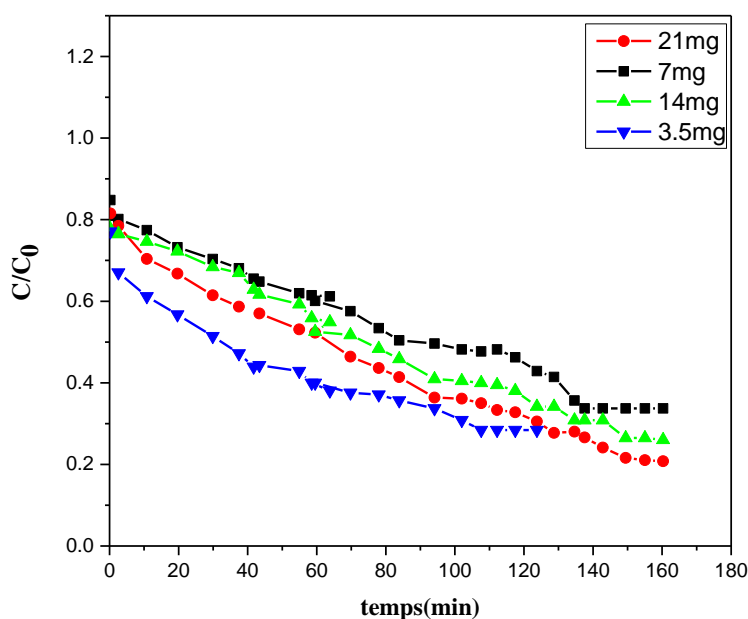


Figure III 12 Evolution de rendement de la dégradation du VB par diffèrent concentration d'ions [Co²⁺] en fonction du temps

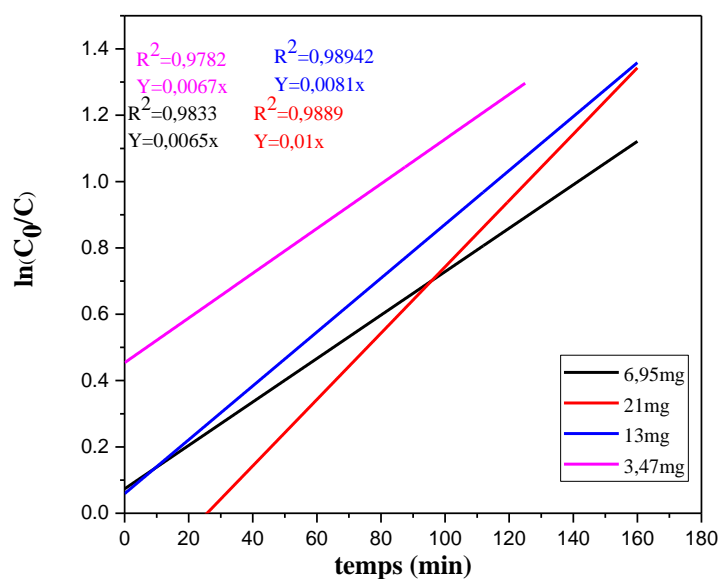


Figure III 13 Constante cinétique de dégradation du VB pour de différentes concentrations de [Co²⁺], les réactions en ordre 1.

L'efficacité du traitement par procédé Electro Fenton nécessite la présence à la fois du peroxyde d'hydrogène et d'un ion métallique susceptible de le décomposer en radicaux hydroxyles et jouant le rôle de catalyseur était parvenue à cette même conclusion.

Le système cobalt a été largement utilisé pour la dégradation du colorant VB par le procédé Fenton. L'étude cinétique a montré que la réaction est d'ordre 1, pour [Co²⁺] = 21 mg/l. Il en ressort que la réaction est plus rapide avec un rendement final de 80%. La décoloration limitée au bout de 140 min. La constante de vitesse apparente est également plus importante, nous avons une baisse du rendement et un ralentissement de la réaction pour toutes les concentrations de Co²⁺, le rendement atteint environ 80% au bout de (120-160 min)

On peut dire qu'une forte diminution de la concentration du Cobalt ne donne pas les résultats souhaités, et pour un effet optimal, la concentration d'ions de Cobalt II doit être proportionnelle 21 mg/l pour, donc l'augmentation des ions de cobalt donner meilleur résultat en termes d'élimination de la couleur de la solution, que ce soit en durée ou en efficacité.

III.7 L'effet du mélange des deux cations Fe^{2+} et Co^{2+}

Les deux cations Fe^{2+} et Co^{2+} ont été utilisés ensemble pour étudier leur synergie. Les essais ont été effectués en utilisant une concentration de VB de $1.08.10^{-5}$ mol/l. le courant est fixé avec mélange des ions de Fe^{2+} et ions de cobalt Co^{2+} .

Les absorbances ont été lues en utilisation la longueur d'onde $\lambda=446$ nm. Les figure (III 14, III 15) et le tableau III 3 présentent les résultats obtenus.

Tableau III 8 Condition opératoire et résultats de l'expérience mixage les ions de fer II et les ions de cobalt Co^{+} .

Condition opératoire				Résultats		
Concentration mol/l	Courant	pH	Masse de $(\text{FeSO}_4, 7\text{H}_2\text{O})$ Et (CoSO_4) , (mg)	Ordre de réaction	K app(min^{-1})	R ²
$1.08.10^{-5}$	40mA	0.6	15mg de $(\text{FeSO}_4, 7\text{H}_2\text{O})$ + 15mg de (CoSO_4) ,	1	0.00679	0.95526

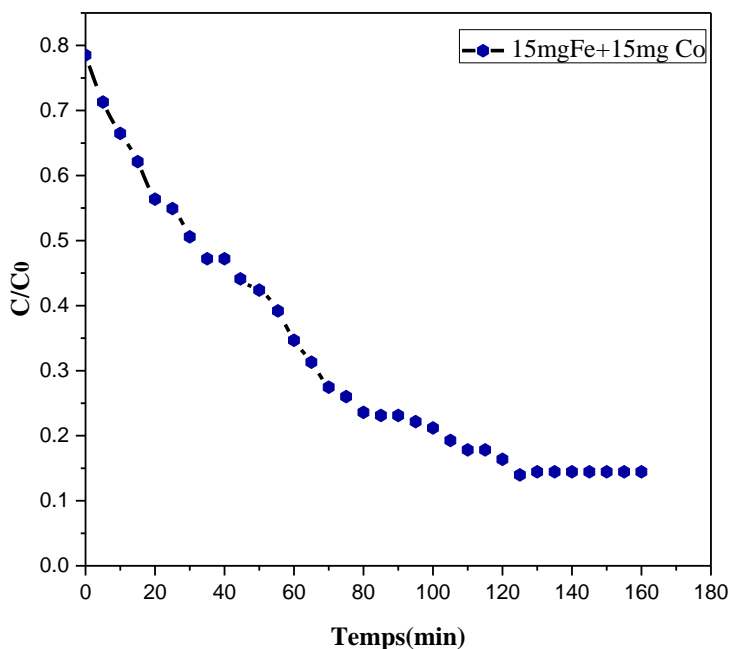


Figure III 14 Evolution de rendement de la dégradation du VB en fonction du temps lors du par ions de $[\text{Co}^{2+}]$ et $[\text{Fe}^{2+}]$

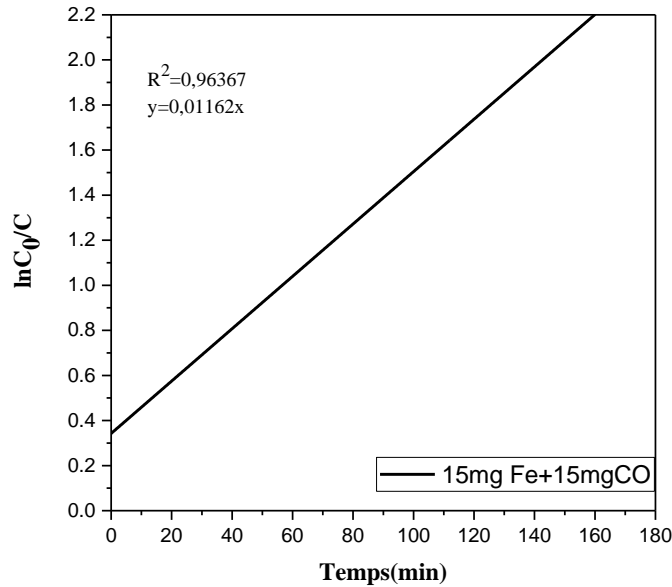


Figure III 15 Cinétique de dégradation du VB pour de mixte concentration de ($[Fe^{2+}]+[Co^{2+}]$) en fonction du temps, réactions d'ordre 1

L'étude cinétique a montré que la réaction était d'ordre 1 liée avec la concentration.

Il en ressort que la réaction est plus rapide avec un rendement égale à 85 %. Nous avons au bout 120 min de traitement, une décoloration ne pas totale. Une baisse du rendement et un ralentissement de la réaction (70-120 min)

On peut dire que le mélange des ions Fe^{2+} et des ions Co^{2+} ne donne pas un effet optimal, au début il y avait une accélération de la dégradation dans les 50 premières minutes, elle s'est ralentie au-delà des 110 minutes, au cours desquelles il y a plusieurs étapes de stabilité et l'absence de toute réaction de dégradation jusqu'à ce que le rendement de dégradation se termine à 85 % dans une longue période.

Conclusion

Dans cette partie, les résultats ont montré que le procédé Electro-Fenton était un succès à tous égards, même en modifiant les paramètres expérimentaux, ce qui avait un léger effet sur le résultat final. De plus, les ions de Fer pouvaient être remplacés par d'autres ions métalliques, et les résultats étaient proches les uns des autres, ce qui signifie que leur mélange ne signifie pas nécessairement que l'efficacité augmentera.

L'efficacité du traitement par procédé Electro Fenton nécessite la présence à la fois du peroxyde d'hydrogène et d'un ion métallique susceptible dans ce cas on a utilisé mixture de deux ions métalliques

L'étude cinétique a montré que la réaction était d'ordre 1.

Il en ressort que la réaction est plus rapide avec un rendement de ratio égal à 85 %. Nous avons au bout 120 min de traitement, une décoloration totale. La constante de vitesse apparente est également plus importante pour ce ratio 0.0679, nous avons une baisse du rendement et un ralentissement de la réaction (40-120 min)

On peut dire que le mélange des ions Fe^{2+} et des ions Co^{2+} ne donne pas un effet optimal, au début il y avait une accélération de la détérioration dans les 40 premières minutes, elle s'est ralentie au-delà des 40 minutes, au cours desquelles il y a plusieurs étapes de stabilité et l'absence de toute réaction de détérioration jusqu'à ce que le rendement de détérioration se termine à 85 % dans une longue période.

Conclusion générale

Aux lumières des résultats expérimentaux, nous pouvons conclure que le procédé d'oxydation avancée Electro Fenton utilisé dans notre travail est très efficace pour dégrader des molécules de colorant comme le vert de bromocrésol qui un colorant azoïque donc très récalcitrant aux méthodes traditionnelles de traitement. Cette dégradation d VB est effectuée par l'action oxydante des radicaux hydroxyles produits dans le milieu à traiter de façon catalytique. Ces radicaux sont capables de dégrader la quasi-totalité des polluants organiques persistants à cause de leur pouvoir oxydant très élevé, de leur grande réactivité et de leur non sélectivité vis-à-vis des substances organiques.

Au cours de ce travail, l'étude a porté sur les solutions aqueuses de vert de bromocrésol avec des concentrations initiales de $1.08.10^{-5}$ M à 0.13510^{-5} M, en variant les paramètres qui influent sur l'efficacité des procédés étudiés tel que : [VB], $[Fe^{2+}]$ Les résultats obtenus montrent que la dégradation du VB par le procédé Electro Fenton augmente avec l'augmentation de la concentration de l'oxydant. L'efficacité de la dégradation diminue en raison de la consommation des radicaux. OH par le peroxyde d'hydrogène en excès.

L'efficacité du traitement par procédé Electro Fenton nécessite la présence à la fois du peroxyde d'hydrogène et d'un ion métallique susceptible de le décomposer en radicaux hydroxyles et jouant le rôle de catalyseur était parvenue à cette même conclusion

L'étude cinétique a montré que la réaction était d'ordre 1, pour $[Fe^{2+}] = 14\text{mg/l}$. Il en ressort que la réaction plus rapide avec un rendement total pour un ratio égal à 100%. Nous avons au bout 90 min de traitement, total de décoloration. La constante de vitesse apparente est également plus importante pour ce ratio 0.1472. Pour des ratios plus importants, nous avons une baisse de rendement et un ralentissement de la réaction pour les autres concentrations de ferreux II de constat est également fait lorsque le rendement environ 90% a (150-200 min)

On peut dire qu'une forte augmentation ou diminution de la concentration de fer ne donne pas les mêmes résultats souhaités, et pour un optimal effet, la concentration d'ions de fer doit être proportionnelle 13mg/l pour donner le meilleur résultat en termes d'élimination de la couleur de la solution, que ce soit en durée ou en efficacité

L'efficacité du traitement par procédé Electro Fenton nécessite la présence à la fois du peroxyde d'hydrogène et d'un ion métallique susceptible dans ce cas on a utilisé mixture de deux ions métalliques

L'étude cinétique a montré que la réaction était d'ordre 1.

Il en ressort que la réaction plus rapide avec un rendement de ratio égal à 85 %. Nous avons au bout 120 min de traitement, la décoloration arrêter. La constante de vitesse apparente est également plus importante pour ce ratio 0.0679, nous avons une baisse de rendement et un ralentissement de la réaction (40-120 min)

On peut dire que le mélange des ions Fe^{2+} et des ions Co^{2+} ne donne pas un effet optimal, au début il y avait une accélération de la détérioration dans les 40 premières minutes, elle s'est ralentie au-delà des 40 minutes, au cours desquelles il y a plusieurs étapes de stabilité et l'absence de toute réaction de détérioration jusqu'à ce que le rendement de détérioration se termine à 85 % dans une longue période.

La disparition complète du VB ne dépasse pas 90 min d'électrolyse dans les conditions optimales. Enfin, les résultats obtenus montrent d'une part le colorant VB peuvent être facilement oxydés par le procédé électro-Fenton pour de larges gammes de concentration en substrat, et d'autre part que les performances du procédé électro-Fenton pouvaient être améliorées par optimisation des paramètres expérimentaux, les principaux étant le courant appliqué, la concentration initiale du support électrolyte et la concentration de [VB].

Références

- [1] I. Labib, «ETUDE DE LA CINÉTIQUE DE DÉGRADATION PHOTOCATALYTIQUE DE QUELQUES COLORANTS SYNTHÉTIQUES,» UNIVERSITÉ SAAD DAHLAB DE BLIDA, Septembre 2006.
- [2] K. CHAYMA, «Étude de l'adsorption de bleu de méthylène sur charbon préparé à partir des coques des noyaux d'olives, Université Mohamed Khider de Biskra Faculté des sciences et de la technologie Département de chimie industriel,» lundi 28 septembre 2020.
- [3] B. M. N. E. «Possibilité d'élimination d'un colorant diazoïque (rouge congo) par coagulation-floculation, Université Mohamed khider –Biskra,» p. 3, Juillet 2019.
- [4] G. Farah, «Oxydation des colorants par les procédés d'oxydation avancée sur des catalyseurs à base de la montmorillonite modifiée, UNIVERSITÉ DE TLEMCEM, FACULTE DES SCIENCES – DEPARTEMENT DE CHIMIE,» 19/06/2017.
- [5] K. H. Bentaiba Fatiha, «EFFET DU PONTAGE ET DOPAGE SUR LA DÉGRADATION DE CERTAINS COLORANTS SYNTHÉTIQUES,» chez *Le 3ème Séminaire International sur les Energies Nouvelles et Renouvelables*, Ghardaïa – Algérie, 13 et 14 Octobre 2014.
- [6] Moutaouakkil, A., Zeroual, Y., Blaghen, M., «Décoloration et biodégradation du colorant azoïque toxique Rouge de Méthyle par Enterobacter agglomérants, congrès de biochimie,» Mai 2002.
- [7] Said Benkhaya, Ahmed Elharfi, Sara el harfi, «Classifications, properties and applications of textile dyes, university IbnTofail, Kénitra-Morocco.,» 01, 2017.
- [8] K. Hunger, (éd.) 2003. *Industrial dyes: Chemistry, properties, applications*. Weinheim (Allemagne): Wiley-VCH Verlag GmbH & Co. KGaA, 03, 2003.
- [9] B. S. Brant, «Fisher Scientific,» Solution de vert de bromocrésol, 2022. [En ligne]. Available: <https://www.fishersci.fr/shop/products/bromocresol-solution-1/11484669>. [Accès le 12/04/2022].
- [10] R. A. Suresh C. Ameta, *ADVANCED OXIDATION PROCESSES FOR WASTEWATER TREATMENT*, Emerging Green Chemical Technology, C. Janco, Éd., Academic Press is an imprint of Elsevier, 2018.
- [11] S. HAMMAMI, «Étude de dégradation des colorants de textile par les procédés d'oxydation avancée. Application à la dépollution des rejets industriels,» Université de Marne la Vallée 12, 12, 2008.
- [12] Z. R. SALAH, «Élimination d'un polluant organique par photodégradation par des photo-inducteurs en phase homogène et hétérogène, UNIVERSITÉ MENTOURI DE CONSTANTINE, DEPARTEMENT DE CHIMIE,» 31/10/2010, p 21.
- [13] S. DALHATOU, «Sadou Dalhatou. Application des techniques d'oxydation avancée pour la dépollution des effluents organiques dans les eaux de rejets industriels : cas des savonneries. Autre. Université de Grenoble.,» 15, 03, 2016.
- [14] S. Chergui – Bouafia et R. Alloune, «Procédé d'oxydation avancée pour le traitement des eaux usées,» *Revue des Energies Renouvelables ICRES-07 Tlemcen* (2007) 163 – 170, (2007).
- [15] G. Hafida, «ÉLIMINATION DU 4-NITROPHENOL PAR DES PROCÉDÉS D'OXYDATION AVANCÉE, Université Abou Bakr Belkaïd, TLEMCEM,» 14 / 12 / 2011.
- [16] Amilcar Machulek Jr., Frank H. Quina, Fabio Gozzi, Volnir O. Silva, Leidi C. Friedrich and José E. F. Moraes, *Fundamental Mechanistic Studies of the Photo-Fenton Reaction for the Degradation of Organic Pollutants*, 02, 24 2012.

- [17] S. BESSIOUD, «TRAITEMENT D'UNE EAU DE SURFACE PAR ELECTROCOAGULATION, Université 08 mai 1945 Guelma,» 2010, p 28-33.
- [18] M. Z. M. A. Oturan, The Handbook of Environmental Chemistry (Electro-Fenton Process), Oturan, Minghua Zhou Mehmet A., vol. 61, 2018.
- [19] H.-q. L. a. L.-m. R. Yan Wang, «Organic matter removal from mother liquor of gas field wastewater by electro-Fenton process with the addition of H₂O₂: effect of initial pH,» 28 October 2019.
- [20] M. Sillanpää, Advanced Water Treatment , Electrochemical Methods, Susan Dennis, 08,01,2020.
- [21] Bradu, Corina & Olaru, Elena Alina & Magureanu, Monica & grégorio, Crini., «Procédés d'oxydation avancée pour le traitement des eaux,» 01,2017, pp. p. 417-445.
- [22] Nadjet, HAMOUR Fariza RAMDANI, «Elimination d'un polluant organique « 4-nitrophenol » par la photo-catalyse hétérogène en présence de TiO₂-SiO₂, Université A. MIRA - Béjaïa,» 12 / 10 / 2020.
- [23] T. Mekhalif, METH0DES SPECTROSCOPIQUES D'ANALYSE,, Cours pour les Mastères I Chimie des Matériaux : Techniques d'Analyse Physico-chimique II, UNIVERSITE DE BBA DEPARTEMENT DES SCIENCES DE LA MATIERE, 2021.

Résumé

L'utilisation de procédés d'oxydation avancés (PAO) tels que le procédé Electro Fenton est une bonne alternative pour oxyder les composés organiques qui provoquent la contamination des effluents aqueux de l'industrie textile, principalement les composés AZO.

L'oxydation avec un mélange de peroxyde d'hydrogène et de sels de fer ou de cobalt en milieu acide. Les concentrations des réactifs utilisés sont optimisées afin d'obtenir une plus grande quantité de radicaux hydroxyles responsables de la décoloration et de la dégradation du colorant vert de bromocrésol avec le sulfate de sodium comme électrolyte support, des électrodes à grande surface en graphite, et l'ajout de sels catalyseurs de fer ou de cobalt qui formeront des radicaux l'hydroxyles selon le procédé Electro-Fenton. Les radicaux hydroxyles décolorent et dégradent la matière organique du vert de bromocrésol. Les études de la cinétique de décoloration et de dégradation sont suivies par le des mesures spectroscopiques UV-Visible.

Mots clés : Vert de bromocrésol, procédé d'oxydation avancée(POA), Electro Fenton, colorants, contamination, cinétique de dégradation.

ملخص

يعد استخدام عمليات الأكسدة المتقدمة (PAO) مثل عملية Electro Fenton بديلاً جيداً لأكسدة المركبات العضوية التي تسبب تلوث النفايات السائلة المائية من صناعة النسيج ، وخاصة مركبات AZO. الأكسدة بمزيج من بيروكسيد الهيدروجين وأملاح الحديد أو الكوبالت في وسط حمضي. تم تحسين تركيزات الكواشف المستخدمة من أجل الحصول على كمية أكبر من جذور الهيدروكسيل المسؤولة عن تلون وتدهور صبغة البروموكريزول الخضراء مع كبريتات الصوديوم كإلكتروليت داعم ، وأقطاب جرافيت كبيرة المساحة ، وإضافة أملاح محفز من الحديد أو الكوبالت الذي سيشكل جذور الهيدروكسيل وفقاً لعملية Electro-Fenton. تغير جذور الهيدروكسيل لون المادة العضوية في البروموكريزول الأخضر وتتحلل منها. تتبع الدراسات الخاصة بحركية تغير اللون والتدهور قياسات طيفية للأشعة المرئية وفوق البنفسجية.

الكلمات المفتاحية: البروموكريزول الأخضر ، عملية الأكسدة المتقدمة (POA) ، إلكتروليت ، الأصباغ ، التلوث ، حركية التحلل

Abstract

The use of advanced oxidation processes (AOP) such as the Electro Fenton process is a good alternative to oxidize organic compounds that cause contamination of aqueous effluents in the textile industry, mainly AZO compounds.

Oxidation with a mixture of hydrogen peroxide and iron or cobalt salts in an acidic medium. The concentrations of the reagents used are optimized in order to obtain a greater quantity of hydroxyl radicals responsible for the decoloration and degradation of the bromocresol green dye with sodium sulphate as electrolyte support , electrodes with a large graphite surface, and the addition of catalytic salts of iron or cobalt which will form hydroxyl radicals according to the Electro-Fenton process. The hydroxyl radicals decolorize and degrade the organic matter of bromocresol green. The studies of the kinetics of decoloration and degradation are followed by the UV-Visible spectroscopic measurements.

Keywords: Bromocresol green, advanced oxidation process, (AOP), Electro Fenton, dyes, contamination, degradation kinetics