

RÉPUBLIQUE ALGÉRIENNE DÉMOCRATIQUE ET POPULAIRE
Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

UNIVERSITÉ de BLIDA 1

Faculté de Technologie

Département de Génie des Procédés



Mémoire

En vue de l'obtention du diplôme de

MASTER EN GENIE DES PROCÉDES

Spécialité : GENIE DES PROCÉDES DES MATERIAUX

Intitulé du mémoire

**Étude paramétrique du procédé d'oxydation
anodique pour l'élimination des polluants
émergents. Dégradation du méthyle orange.**

Présenté par :

BENSMAILI Amine

Encadré par :

AOUDJ Salaheddine (Blida1)

SAHMI Abdelaziz (Khemis Miliana)

Année universitaire 2019/2020

Résumé

Le procédé d'oxydation anodique qui fait partie des Procédés d'Oxydation Avancée (POA). Cette technique basée sur la formation d'entités chimiques très réactives, qui provoquent le cassage des molécules persistantes en molécules biologiquement dégradables.

Pour suivre l'efficacité de ce procédé, nous avons étudié l'effet de nouveaux matériaux constituant les électrodes, l'intensité de courant, distance inter-électrodes, nature et concentration d'électrolytes, la concentration du polluant « méthylorange », le pH du milieu et le barbotage d'oxygène. Les résultats montrent que le couple optimum (Ti/Pt)-(Ti/5WC) distancé de 1 cm, pH 3, $[Na_2SO_4] = 3,5g/L$, l'abattement de dégradation atteint 75,7%, avec une consommation énergétique de 0,09 KWh/g de MO éliminé.

ABSTRACT

The anodic oxidation process which is part of the Advanced Oxidation Processes (POA). This technique is based on the formation of very reactive chemical entities, which cause the breaking of persistent molecules into biologically degradable molecules.

To follow the effectiveness of this process, we studied the effect of new materials constituting the electrodes, the current intensity, and distance between electrodes, nature and concentration of electrolytes, the concentration of the pollutant "methyl orange", the pH medium and oxygen bubbling. The results show that the optimum torque (Ti / Pt)-(Ti / 5WC) separated by 1 cm, pH 3, $[Na_2SO_4] = 3.5 / L$, the degradation reduction reaches 75.7%, with an energy consumption of 0,09 KWh / g of OM eliminated.

ملخص

عملية الأكسدة الأنودية التي هي جزء من عمليات الأكسدة المتقدمة (POA). تعتمد هذه التقنية على تكوين كيانات كيميائية شديدة التفاعل ، والتي تسبب تكسير الجزيئات الثابتة إلى جزيئات قابلة للتحلل بيولوجيًا.

لمتابعة فعالية هذه العملية ، قمنا بدراسة تأثير مواد جديدة التي تشكل الأقطاب الكهربائية ، شدة التيار والمسافة بين الأقطاب الكهربائية ، طبيعة وتركيز الإلكتروليتات ، تركيز الملوث "برتقالي الميثيل" ، و الرقم الهيدروجيني للمحلول ، وإضافة الأكسجين . أظهرت النتائج الأمثل هو باستخدام الزوجين (Ti / Pt) - (Ti / 5WC) مفصولين بمقدار 1 سم ، الرقم الهيدروجيني 3 ، $[Na_2SO_4] = 3.5$ جم / لتر ، يصل انخفاض التدهور إلى 75.7% ، مع استهلاك طاقة قدرها 0,09 كيلو واط / جرام من برتقالي الميثيل.

Remerciements

Avec l'aide et la grâce de Dieu est achevé ce modeste travail que je dédie comme preuve de respect, d'amour, de gratitude, et de reconnaissance à la mémoire de ma tante Zohra ainsi que pour mon oncle Djilali et sa femme victimes du COVID-19(nous somme à Dieu et c'est à lui nous revenons).

Les travaux présentés dans ce manuscrit ont été effectués sous la direction de Monsieur AOUDJ Salaheddine à l'université de Blida1, et Monsieur SAHMI Abdelaziz au Laboratoire de valorisation des substances naturelles (LVSN) de l'université de Khemis Miliana, que je tiens à exprimer mes remerciements pour la confiance qui m'ont accordé, leur apport scientifique, qui ma particulièrement été profitables tout au long de ce mémoire qu'ils trouvent ici l'expression de mes sentiments les plus nobles.

Je tiens à exprimer mes profondes gratitudes à M. S.OZANE président et M^{me} BENLEMMANE.W membres de jury pour l'honneur qu'ils m'ont fait en acceptant de juger mon travail.

Je tiens à remercier vivement Monsieur CHERIF Lounes (consultant au groupe FLY CHEMICALS) et Madame K. BELKACEM (département production industrie Textile), pour m'avoir bénéficié de leurs expériences et compétences.

Sommaire

Liste des abréviations

Liste des illustrations, graphiques et tableaux.

Introduction.....	1
I. Pollution industrielle des eaux	3
I.1 Les eaux usées industrielles	3
I.1.1 L'industrie du textile	3
I.1.2 Généralités sur les colorants.....	4
I.1.2.1 Historique des colorants.....	4
I.1.2.2 Classification chimique des colorants.....	4
I.1.2.3 Impacts des colorants	6
I.1.2.4 -Colorant étudié le méthylorange (MO).....	7
II. Procédés de traitement des rejets liquides	9
II.1 Traitement des eaux usées par procédé physique.....	9
II.1.1 Procédé d'Osiose Inverse	9
II.2 Traitement des eaux usées par procédé physico-chimiques.....	11
II.2.1 Procédé d'Adsorption.....	11
II.3 Traitement des eaux usées par électrocoagulation	12
II.3.1 Mécanismes réactionnels de l'électrocoagulation	14
II.4 Traitement des eaux usées par Photocatalyse.....	15
II.5 Traitement des eaux usées par procédé d'oxydation anodique	17
II.5.1 Oxydation anodique directe.....	18
II.5.2 Oxydation anodique indirecte	20
III. Matériels et méthodes.....	22
III.1 Les produits chimiques.....	22
III.2 Cathodes	23
III.2.1 Anode Titane platiné.....	23
III.3 Dispositif expérimental	24
III.4 Matériels d'analyses	25

III.4.1 Analyse par spectrophotométrie UV-visible.....	25
III.5 Procédure expérimentale	26
IV. Résultats et discussion.....	28
IV.1 Effet du couple d'électrodes anode/cathode.....	28
IV.2 Effet de l'intensité du courant	34
IV.3 Effet de la distance inter-électrode	38
IV.4 Effet de l'électrolyte	40
IV.5 Effet de la concentration d'électrolyte	44
IV.6 Effet de la concentration du polluant	46
IV.7 Effet de pH	49
IV.8 Effet du barbotage d'oxygène	52
Conclusion	54
Annexe	
Références bibliographiques	

Liste des abréviations

Abs : Absorption

Equ : Equation

I: Courant appliqué (A)

OA : Oxydation anodique

POA : Procédé d'oxydation avancée

D_{0λ} : l'absorbance

I₀ : Intensité de l'énergie d'irradiation arrivant sur l'échantillon (Lumière incidente)

I : Intensité de la radiation qui a traversé l'échantillon (Lumière transmise)

ε_λ : Coefficient d'extinction

l : Epaisseur de la cuve

c : Concentration

E_{Abat} : la quantité d'énergie nécessaire pour atteindre un abattement

E_v : L'énergie consommée par le procédé pour un volume réactionnel

% Dég : Le pourcentage de dégradation

T : Le temps

U : le voltage

Liste des illustrations, graphiques et tableaux.

Liste des tableaux

Tableau I-1 : Principaux groupes chromophores et auxochromes, classés par intensité croissante.....	04
Tableau I-2 : Colorants azoïques révélés mutagènes et/ou carcinogènes.....	07
Tableau I-3 : Les caractéristiques physico-chimiques du méthylorange.....	08
Tableau II-1 : Les potentiels d'oxydation des oxydants couramment utilisés.....	18
Tableau II-2 : Couples médiateurs redox les plus utilisés pour l'oxydation anodique indirecte réversible de polluants organiques.....	21
Tableau III-1 : Les produits chimiques utilisés.....	22
Tableau III-2 : les Différentes cathodes utilisées	23
Tableau IV-2 : résultats d'extrapolation d'énergie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel, et le temps de réaction avec (Ti-5WC) comme cathode.....	32
Tableau IV-4 : résultats d'extrapolation d'énergie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel, et le temps de réaction à I=0,3 A.....	36
Tableau IV-5 : Oxydation anodique de quelques polluants récalcitrants.....	37
Tableau IV-7 : Résultats d'énergie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel, et le taux de dégradation pour les différentes distances inter-électrodes....	39
Tableau IV-9 : résultats d'extrapolation d'énergie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel, et le temps de réaction avec Na ₂ SO ₄ comme électrolyte.....	42
Tableau IV-11 : résultats d'extrapolation d'énergie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel, et le temps de réaction avec 3,5 g/l de Na ₂ SO ₄	45
Tableau IV-14 : résultats d'extrapolation d'énergie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel, et le temps de réaction à pH=3.....	51

Liste des Figures

Figure I-1 : les colorants azoïques.....	5
Figure I-2 : les colorants anthraquinoniques.....	5
Figure I-3 : les colorants indigoïdes.....	5
Figure I-4 : les colorants xanthène.....	5
Figure I-5 : les colorants phtalocyanines.....	6
Figure I-6 : Impact des colorants sur l'écosystème.....	6
Figure I-7 : quelques exemples des rejets de l'industrie textile.....	6
Figure II-1 : Principe de séparation par osmose et osmose inverse.....	9
Figure II-2 : Station-d'osmose inverse / Coupe d'une membrane d'osmoseur.....	10
Figure II-3 : colmatage d'une membrane.....	11
Figure II-4 : schéma d'un support adsorbant.....	11
Figure II-5 : Vue au microscope électronique d'un grain de charbon actif.....	12
Figure II-6 : Station de traitement par l'électrocoagulation.....	13
Figure II-7 : Schéma du procédé d'électrocoagulation.....	13
Figure II-8 : schéma du principe de l'électrocoagulation.....	14
Figure II-9 : Principe de base de la photo-catalyse.....	16
Figure II-10 :Schéma montrant les bandes d'un oxyde semi-conducteur.....	16
Figure II-11 : Différents procédés d'oxydation avancée.....	18
Figure II-12 :Processus d'oxydation directe.....	19
Figure II-13 :Processus d'oxydation indirecte.....	20
Figure III-1 : Electrode de titane platiné.....	24
Figure III-2 : Installation expérimentale pour l'oxydation anodique du méthylorange	24
Figure III-3 : Spectrophotomètre UV- visible Thermo GENESYS 10uv.....	25
Figure III-4 : Echantillons de 3ml à chaque demi-heure pendant 3h.....	27
Figure IV-1 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du temps pour les différentes cathodes	29
Figure IV-2 : Le % de dégradation du Méthylorange en fonction du temps pour les différentes cathodes	29
Figure IV-3 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation pour les différentes cathodes.....	30
Figure IV-4 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en	

fonction du taux de dégradation pour les différentes cathodes.....	30
Figure IV-5 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation (Ti/5WC).....	31
Figure IV-6 : L'énergie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du temps de dégradation (Ti/5WC)	31
Figure IV-7 : Spectre d'absorbance de dégradation du méthylorange du couple d'électrodes (Ti/Pt)-(Ti/5WC).....	33
Figure IV-8 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation pour les différentes intensités	34
Figure IV-9 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en fonction du taux de dégradation pour les différentes intensités	34
Figure IV-10 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation à 0.3A	35
Figure IV-11 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du Temps à 0.3A.....	35
Figure IV-12 : Spectre d'absorbance de dégradation du méthylorange à 0.3A.....	37
Figure IV-13 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation pour les différentes distances inter-électrodes.....	38
Figure IV-14 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en fonction du taux de dégradation pour les différentes distances inter-électrodes.....	39
Figure IV-15 : Spectre d'absorbance à la distance inter-électrodes optimale	40
Figure IV-16 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation pour les différents types d'électrolyte	40
Figure IV-17 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en fonction du taux de dégradation pour les différents types d'électrolyte	41
Figure IV -18 : Spectre d'absorbance de dégradation du méthylorange avec NaCl comme électrolyte	41
Figure IV-19 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation avec Na ₂ SO ₄ comme électrolyte	41
Figure IV-20 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du Temps avec Na ₂ SO ₄ comme électrolyte.....	42
Figure IV-21 : Spectre d'absorbance de dégradation du méthylorange avec Na ₂ SO ₄ comme électrolyte	43

Figure IV-22 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation pour les différentes concentrations d'électrolyte....	44
Figure IV-23 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en fonction du taux de dégradation pour les différentes concentrations d'électrolyte	44
Figure IV-24 : Spectre d'absorbance de dégradation du méthylorange avec 3,5g/L Na ₂ SO ₄	46
Figure IV-25 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du temps pour les différentes concentrations de polluant	46
Figure IV-26 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en fonction du temps pour les différentes concentrations de polluant.....	47
Figure IV-27 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction de différentes concentrations dégradées de polluant à 03h de traitement...	47
Figure IV-28 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en fonction des différentes concentrations dégradées de polluant à 03h de traitement.....	48
Figure IV-29 : Spectre d'absorbance de dégradation à 70 ppm du méthylorange.....	48
Figure IV-30 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du temps à différents pH de solution	49
Figure IV-31 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en fonction du temps à différents pH de solution	50
Figure IV-32 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation à pH=3	50
Figure IV-33 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du temps à pH=3	51
Figure IV-34 : Spectre d'absorbance de dégradation du méthylorange à pH 3	52
Figure IV-35 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation avec et sans barbotage d'oxygène	52
Figure IV-36 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en fonction du taux de dégradation avec et sans barbotage d'oxygène.....	53

Introduction

Le développement industriel en Algérie a rendu la situation de l'environnement préoccupante pour tous les intervenants en matière économique, sociale et juridique. En effet, le développement industriel est marqué, ces dernières années, par l'implantation de grandes usines qui déversent leurs rejets liquides dans la nature. Ces rejets industriels contribuent à la déstabilisation de l'équilibre environnemental et la perturbation de l'écosystème local, dans les années à venir.

Le textile est l'industrie visée dans notre travail vue les colorants synthétiques (polluants organiques persistants) employés dans cette dernière, ses rejets dans les rivières nuisent considérablement à faune et la flore. Ainsi, afin de préserver et d'améliorer la qualité de ces eaux, plusieurs techniques et matériaux de traitements physico-chimiques sont mises en œuvre comme: l'adsorption sur différents types de supports solides (charbon actif, argiles...), l'oxydation chimique, la coagulation-floculation et la biodégradation. Cependant, ces traitements se sont avérés soit insuffisants (par rapport aux normes), ou bien trop coûteux (les polluants éliminés devraient subir encore d'autres traitements complémentaires). Compte tenu de cette situation, de nouveaux procédés de dégradation de polluants ont été développés parmi elles les Procédés d'Oxydation Avancés (POA). Celles-ci résident essentiellement en la production in-situ de radicaux hydroxyles, qui sont considérés comme des espèces très réactives et non sélectives vis-à-vis de la plupart des composés organiques. Ces procédés qui sont des plus prometteurs, seront donc appelés à jouer un rôle important dans le processus de décontamination des ressources en eaux, en fournissant un moyen très efficace de minéralisation de ces polluants organiques.

Dans ce contexte, nous nous sommes intéressés au procédé d'Oxydation anodique, qui fait partie des POA, nous avons utilisées de nouveaux matériaux comme électrode pour voir leurs effets sur la dégradation d'un colorant azoïque en l'occurrence le méthylorange (MO). Le choix du méthyle orange comme molécule-modèle est motivée du fait qu'elle fait partie des colorants azoïques qui représentent la catégorie la plus importante des colorants utilisés.

A cet effet, le travail réalisé dans le cadre de ce mémoire est organisé en quatre chapitres :

- ❖ Le premier chapitre consacré à la synthèse bibliographique relative à la Pollution des eaux par l'industrie textile,

- ❖ Le chapitre deux présente quelques techniques d'élimination de composés organique présents dans les eaux ; les procédés d'oxydation avancée en général et l'oxydation anodique en particulier,
- ❖ Le troisième chapitre est consacré à l'ensemble des méthodes expérimentales adoptées, ainsi que le dispositif expérimental de dépollution,
- ❖ Le quatrième chapitre, quant à lui, est consacré à la présentation et la discussion des résultats expérimentaux obtenus

Enfin, une conclusion générale rassemblant les principaux résultats obtenus vient clôturer ce mémoire.

Chapitre I

Pollution de l'eau

I. Pollution industrielle des eaux

I.1 Les eaux usées industrielles

« L'eau pourrait bientôt être plus convoitée que le pétrole » ce constat d'un expert de l'Unesco résume la gravité de la situation. Aujourd'hui, on constate un manque considérable en eau potable dans le monde qui risque de créer des conflits entre plusieurs pays comme exemple : Egypte, Ethiopie et le Soudan.

Les eaux usées industrielles sont très différentes des eaux usées domestiques, leurs caractéristiques varient d'une industrie à l'autre.

En plus des matières organiques, azotées ou phosphorées, elles peuvent contenir :

- des produits toxiques
- des solvants
- des métaux lourds
- des micropolluants organiques
- des hydrocarbures...

Certaines de ces eaux usées font l'objet d'un prétraitement de la part des industriels avant d'être rejetées dans les réseaux de collecte.

I.1.1 L'industrie du textile

L'industrie du textile est d'ailleurs l'une des industries les plus consommatrices d'eau. Les teintures textiles consomment en moyenne 10,95 milliards de litres d'eau par jour et sont responsables de 17 à 20% de la pollution d'eau dans le monde selon (Boucher, 2014), avec une production annuelle de près de 800.000 tonnes selon (Mansour et al., 2011). Elles génèrent des molécules organiques récalcitrantes et toxiques, responsables d'une pollution organoleptique et esthétique, de l'eutrophisation des cours d'eau ainsi que de leur sous-oxygénation. Ces molécules sont aussi bio-accumulables et persistantes. Elles sont susceptibles de causer des problèmes de santé (cancer, dermatoses...) et une fois rejetées dans la nature contaminent les nappes souterraines, les sols, voire la végétation (Jaggi et al., 2010; Guiza et Bagane, 2012) [1].

I.1.2 Généralités sur les colorants

I.1.2.1 Historique des colorants

L'histoire nous rapporte que les colorants existent depuis l'ère des pharaons et même bien avant. Ils étaient utilisés principalement pour les peintures murales ainsi que dans divers objets de la vie quotidienne [2].

Jusqu'à la moitié du 19^{ème} siècle, les colorants appliqués étaient d'origine naturelle: ceux à base de plantes telles que l'alizarine et l'indigo, qui ont toujours servi pour le textile, mais aussi l'oxyde de manganèse, l'hématite et l'encre connus sur les dalles, les toiles et les ustensiles de cuisine [2].

L'industrie des colorants synthétiques a vu le jour en 1856, quand le chimiste W. H Perkin a découvert accidentellement le « mauve » (aniline) en essayant de synthétiser la quinine artificielle pour soigner la malaria, d'où le lancement d'une production après avoir breveté son invention. Depuis ce jour l'apparition de nouveaux colorants n'a cessé d'augmenter surtout après la découverte de la molécule de benzène en 1865 par Kekulé [3]. On dénombre environ 8000 colorants synthétiques chimiquement différents, répertoriés dans la couleur Index sous 40000 dénominations commerciales [4]. Chaque colorant y est classé sous un nom de code indiquant sa classe, sa nuance ainsi qu'un numéro d'ordre.

I.1.2.2 Classification chimique des colorants

Le classement des colorants selon leur structure chimique repose sur la nature du groupe chromophore (tableau I-1) :

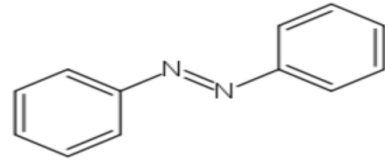
Tableau I 1: Principaux groupes chromophores et auxochromes, classés par intensité croissante.

Groupes chromophores	Groupes auxochromes
Azo (-N=N-)	Amino (-NH ₂)
Nitroso (-NO ou -N-OH)	Méthylamino (-NHCH ₃)
Carbonyl (=C=O)	Diméthylamino (-N(CH ₃) ₂)
Vinyl (-C=C-)	Hydroxyl (-HO)
Nitro (-NO ₂ ou =NO-OH)	Alkoxy (-OR)
Sulfure (>C=S)	Groupes donneurs d'électrons

a) **Les colorants azoïques**

Les colorants "azoïques" sont caractérisés par le groupe fonctionnel azo (-N=N-) unissant deux groupements alkyles ou aryles identiques ou non (azoïque symétrique et dissymétrique). Ces structures qui reposent généralement sur le squelette de l'azobenzène, sont des systèmes aromatiques ou pseudo-aromatiques liés par un groupe chromophore azo [5].

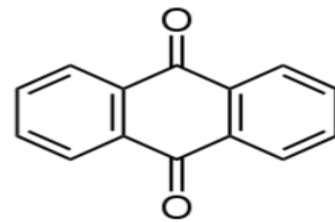
Figure I-1 : les colorants azoïques



b) **Les colorants anthraquinoniques**

D'un point de vue commercial, ces colorants sont les plus importants après les colorants azoïques. Leur formule générale dérivée de l'anthracène montre que le chromophore est un noyau quinonique sur lequel peuvent s'attacher des groupes hydroxyles ou amines [5].

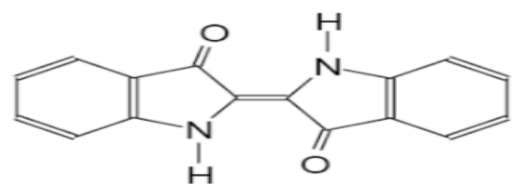
Figure I-2 : les colorants anthraquinoniques



c) **Les colorants indigoïdes**

Ils tirent leur appellation de l'Indigo dont ils dérivent. Ainsi, les homologues sélénié, soufré et oxygéné du Bleu Indigo provoquent d'importants effets hypsochromes avec des coloris pouvant aller de l'orange au turquoise [5].

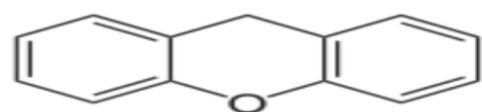
Figure I-3 : les colorants indigoïdes



d) **Les colorants xanthène**

Ces colorants sont dotés d'une intense fluorescence. Le composé le plus connu est la fluorescéine. Peu utilisé en tant que teinture, leur faculté de marqueurs lors d'accident maritime ou de traceurs d'écoulement pour des rivières souterraines est malgré tout bien établie [5].

Figure I-4 : les colorants xanthène



e) Les phtalocyanines

Ils ont une structure complexe basée sur l'atome central de cuivre. Les colorants de ce groupe sont obtenus par réaction du dicyanobenzène en présence d'un halogénure métallique (Cu, Ni, Co, Pt, etc.) [5].

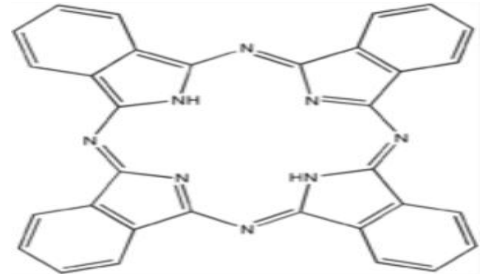


Figure I-5 : les colorants phtalocyanines

I.1.2.3 Impacts des colorants



Figure I-6 Impact des colorants sur l'écosystème

La quantité de produits chimiques et auxiliaires ajoutée en ennoblissement peut s'élever jusqu'à 1kg/kg de textiles traités, ce qui s'avère élevé. Le rejet de ces résiduaire dans l'écosystème, source dramatique de pollution (figures I-6, I-7), d'eutrophisation et de perturbation non esthétique dans la vie aquatique, présente par conséquent un danger potentiel de bioaccumulation qui peut affecter l'homme par transport à travers la chaîne alimentaire [6].



Figure I-7 quelques exemples des rejets de l'industrie textile

Si la plupart des colorants ne sont pas toxiques directement, une portion significative de leurs métabolites l'est. Leurs effets mutagènes, tératogènes ou cancérigènes apparaissent après dégradation de la molécule initiale en sous-produits d'oxydation. Les effets cancérigènes des composés azoïques s'expriment alors, dans certains cas, indirectement par leurs dérivés aminés (Brown et De Vito, 1993; Chung et al., 1981; Ganesh, 1992; IARC, 1982; Rafii et al., 1997) Tableau I-2 [7].

Tableau I-2. Colorants azoïques révélés mutagènes et/ou carcinogènes [7].

Colorants azoïques	Effet mutagène et/ou carcinogène	Références
Soudan I : mono azoïque Soudan II Soudan III diazoïque Soudan IV Rouge de para	Mutagène et carcinogène Carcinogène Carcinogénicité non évaluée Mutagène Mutagène et carcinogène	CHEN (2006)
Colorant azoïques à base de benzidine : vert direct 1 ; noir direct 38 ; rouge direct 17 ; rouge direct 28 ; bleus direct 2	Carcinogènes	GOLKA et al.(2004)
Bleu disperse 373 ; violet disperse 93 et orange disperse 37	Très Mutagène et carcinogène	ALVES DE LIMA et al. (2007)
N,N-diméthyl-4-aminobenzène et N-méthyle-4-aminoazobenzène	Très Mutagène et carcinogène	YAHAGI et al. (1975)
Rouge de méthyle et jaune de méthyle	Très Mutagène	CHUNG et al. (1981)
Bleu disperse 291	Mutagène	UMBUZEIRO et al.(2005)
3-méthyl-diaminoazobenzène	Carcinogène	MEDVEDEV et al. (1988)
Orange de méthyle	Mutagène	QUILLARDET et HIFNUNG (1993) ; BEN MANSOUR et al.(2009a)
Acide violet 7	Mutagène et carcinogène	BEN MANSOUR et al.(2009b,c) ; BEN MANSOUR et al (2010)


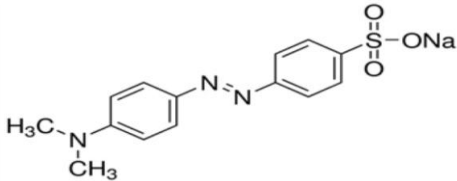
I.1.2.4-Colorant étudié le méthylorange (MO)

Plusieurs industries utilisent des colorants synthétiques pour teindre de différentes manières leurs produits, ce qui conduit à la pollution par le rejet de ces déchets organiques.

En effet, ces colorants doivent être traités pour minimiser leur impact. C'est dans ce contexte que se situe notre travail où le colorant étudié est le méthylorange (MO).

Le méthylorange est classé parmi les colorants azoïques qui sont les plus fréquemment utilisés par l'industrie textile, il appartient à la famille anionique ou acide, aussi appelé Hélianthine de formule chimique $C_{14}H_{14}N_3NaO_3S$. Le Tableau ci-après résume les caractéristiques physico-chimiques du méthylorange. Ce colorant se présente sous forme d'une poudre cristalline d'un jaune orangé. Il est couramment utilisé en chimie comme indicateur coloré pour marquer la présence d'un milieu acide (il vire en rose-rouge) ou d'un milieu basique (il vire en jaune orangé) Tableau I-3.

Tableau I-3: Les caractéristiques physico-chimiques du méthylorange

Nom commercial	Méthylorange
Nom chimique	Orange de Méthyle
Famille	Colorants azoïques
Formule brute	$C_{14}H_{14}N_3NaO_3S$
Solubilité dans l'eau (g.L⁻¹) à 19,85 °C	5,20
Point de fusion	> 300 °C
pH	-
Masse molaire (g.mol⁻¹)	327,33
Masse volumique (g.cm⁻³)	1,28
Absorption maximale λ 1 max. (tampon pH 3,1)	501 - 505 nm
Absorption maximale λ 2 max. (tampon pH 4,4)	466 - 471 nm
Aspect et structure chimique	
	

Chapitre II

Procédés de traitements des rejets liquides

II. Procédés de traitement des rejets liquides

Au cours des dernières années, l'Algérie s'est appuyée sur l'industrie pour lancer sa roue économique, malheureusement, la complexité des processus de fabrication qui sont mis en œuvre nécessitent de grandes quantités de produits chimiques et par conséquent l'utilisation de quantités importantes d'eau. Ces industries génèrent quotidiennement des volumes importants d'eaux usées qui perturbent l'écosystème.

Pour faire face à cette situation, les autorités ont imposés aux industriels de placer des stations d'épurations pour ne pas dépasser les valeurs limites maximales de la teneur en substances nocives pour l'environnement. Ces stations de traitement varient d'un procédé à un autre suivant les caractéristiques de chaque rejet.

II.1 Traitement des eaux usées par procédé physique

II.1.1 Procédé d'Osmose Inverse

Ce procédé s'inspire d'un phénomène physique naturel appelé l'osmose : lorsqu'on met en présence deux solutions de concentration différentes, séparées par une membrane, on observe un déplacement des espèces qui se fait de la solution la moins concentrée à la solution la plus concentrée (schéma a). Si on applique une pression sur la solution la plus concentrée, on observe que ce transfert diminue, et s'arrête même une fois atteinte une pression seuil appelée " pression osmotique " (schéma b). Si la pression appliquée dépasse cette pression seuil, le phénomène s'inverse, et les espèces se déplacent alors du milieu le plus concentré vers le milieu le moins concentré : ce phénomène est appelé osmose inverse (schéma c). Dans le cadre du dessalement de l'eau de mer, la solution diluée est de l'eau pure et la solution concentrée de l'eau de mer. Durant l'osmose inverse, l'eau de mer traverse la membrane séparatrice, se purifiant par la même occasion.

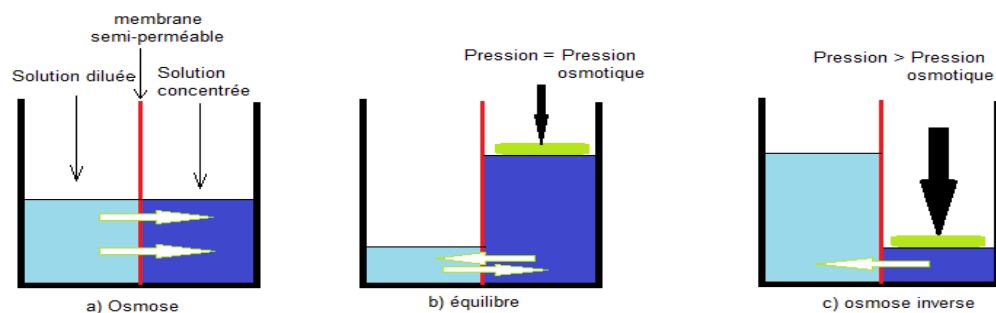


Figure II-1: Principe de séparation par osmose et osmose inverse

L'utilisation des membranes dans le traitement des eaux usées a été à l'origine une technique utilisée par les industriels. Une stricte réglementation leur imposant des taxes élevées pour pouvoir se raccorder au réseau domestique, les a amenés à penser à des nouvelles techniques pour réduire les coûts liés au traitement de leurs eaux. Or, le traitement par membranes leur apporte deux avantages : un traitement poussé des effluents qui permet d'améliorer ses caractéristiques et la possibilité de recycler les eaux résiduaires. Les eaux usées industrielles peuvent avoir quatre origines spécifiques : des eaux provenant du refroidissement, des eaux domestiques, celles issues de lavage et celles provenant des différents process industriels. L'intérêt du traitement membranaire se situe particulièrement sur les eaux utilisées dans le lavage (par exemple de pièces mécaniques dans le domaine métallurgique) et dans les multiples process de type industriel (réactions chimiques par exemple). De nombreuses industries sont concernées par les techniques membranaires pour le traitement de leurs effluents : agroalimentaires, automobiles et mécaniques, pharmaceutiques et biologiques, papetières, pétrolières, textiles et même nucléaires. Il faut noter que le mode d'utilisation des membranes dans le traitement des effluents industriels est à définir au cas par cas pour chaque type d'industrie [8].

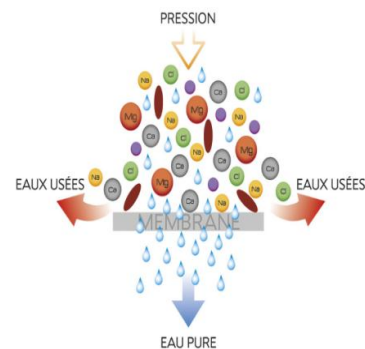


Figure II-2-Station–d’osmose inverse / Coupe d’une membrane d’osmoseur

II.1.1.1 Inconvénients

L'utilisation des membranes présente quelques inconvénients, tels que :

- Sensibilité des membranes (organiques notamment) par rapport à certaines substances ("poisons") se fixant irréversiblement, dénaturant la membrane et dégradant ses performances à terme (d'où l'importance du choix du matériau)
- Sensibilité aux sels et dépôts calciques
- Sensibilité des membranes organiques aux pH extrêmes et aux températures élevées
- Production d'un concentrat (5 à 30% du volume entrant par étage en général) et d'effluents de lavages à retraiter ou à évacuer comme déchet liquide.

- Coûts élevés des installations en investissement et en exploitation (gestion des concentrats et effluents de lavages, main d'œuvre et énergie notamment).
- Essais pilotes préalables indispensables (performances, taux de conversion volumique)
- Prépondérance de l'expérience des fabricants pour un type de pollution donnée [9].

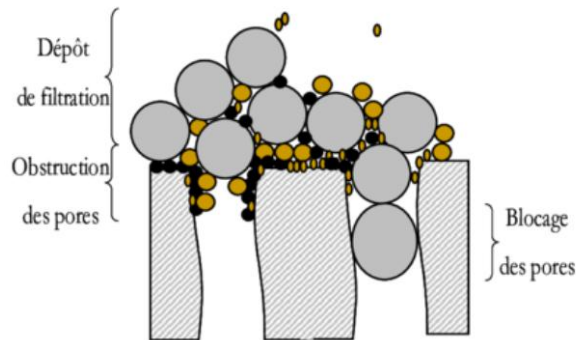


Figure II-3 colmatage d'une membrane

II.2 Traitement des eaux usées par procédé physico-chimiques

II.2.1 Procédé d'Adsorption

L'adsorption définit la propriété de certains matériaux de fixer à leur surface des ions ou des molécules de façon plus ou moins réversible.

Les supports utilisés ont une structure poreuse leur procurant une grande surface spécifique. Les éléments indésirables sont alors liés de façon chimique et physique aux pores du support de filtration. Une fois ce dernier saturé, il faut le régénérer, c'est-à-dire lui appliquer des traitements chimiques et/ou physiques et/ou thermiques afin de casser les liaisons formées avec les éléments adsorbés et lui restituer la totalité ou une fraction de sa capacité d'adsorption.

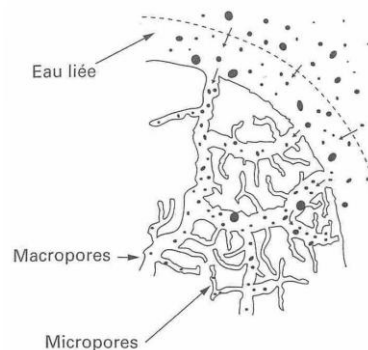


Figure II-4 schéma d'un support adsorbant

Différents produits naturels (zéolithes, argiles, charbon, etc) ou de synthèse peuvent être utilisés pour le traitement par adsorption. Le charbon actif est un média connu pour ses propriétés adsorbantes sur plusieurs éléments organiques et minéraux. Le charbon actif est le résultat d'un traitement thermique en atmosphère contrôlée de divers matériaux naturels (houille, lignite, bois...). Ce traitement ne laisse que le squelette carboné des matériaux et la structure microporeuse résultante est idéale pour le traitement de par sa surface interne très grande (500 à 1500 m²/g).

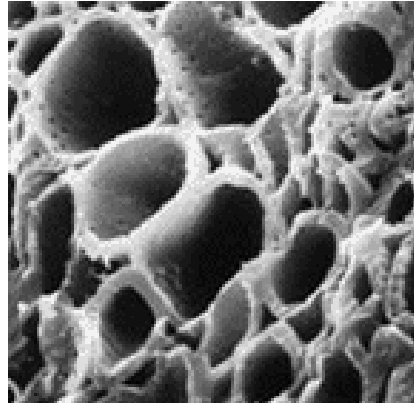


Figure II-5 Vue au microscope électronique d'un grain de charbon actif

II.2.1.1 Inconvénients

L'utilisation de l'adsorption présente quelques inconvénients, présentés comme suit :

- Durée de vie limitée.
- Préfiltration: Les carburants dissous et matières en particules peuvent rapidement encrasser le charbon, nécessitant un prétraitement dans la plupart des cas.
- Coût: Le besoin de remplacer régulièrement le charbon épuisé rend le charbon actif granulé plus cher que le stripping pour des concentrations élevées de contaminants.
- Déchets dangereux : tout le charbon doit être finalement jeté, puisque il ne peut être régénéré qu'un certain nombre de fois, ou pas du tout dans le cas de l'adsorption de métaux ou de résidus d'explosifs. Selon les caractéristiques du charbon épuisé, il peut être jeté comme déchet dangereux, ce qui augmenterait le coût et responsabilité [10].

II.3 Traitement des eaux usées par électrocoagulation

Un réacteur d'électrocoagulation est composé d'une cellule électrochimique, dans laquelle une anode en métal sacrificiel (composé généralement de fer ou d'aluminium) est utilisée pour dépolluer l'eau en générant une dose de coagulant métallique. Le procédé

d'électrocoagulation crée, au sein de l'eau que l'on souhaite épurer, des floccs d'hydroxydes métalliques par électro-dissolution des anodes solubles. Les floccs vont assurer l'adsorption puis la floculation des particules et des composés polluants dissous [11].



Figure II-6 Station de traitement par l'électrocoagulation

Lorsque l'on impose un courant continu entre l'anode et la cathode, un champ électrique se produit. Cela permet de créer un gradient de vitesse affectant toutes les particules chargées notamment les ions et les colloïdes, et facilite leur rencontre et ainsi la coagulation – floculation. D'autre part, en utilisant les anodes de fer ou d'aluminium, on arrive à faire passer en solution des quantités contrôlables d'ions métalliques indispensables à la création de floccs de taille suffisante pour la séparation. L'action directe du champ électrique sur une eau résiduaire permet de créer les conditions d'une bonne coagulation-floculation. L'électrolyse de l'eau entraîne aussi la formation de petites bulles d'oxygène (en quantité très faible) mais surtout d'hydrogène (dont la taille moyenne est inférieure à 100 micromètres), à l'anode et à la cathode respectivement [12].

Le procédé d'électrocoagulation se résume comme suit:

- 1)-électro-dissolution des anodes solubles.
- 2)-La formation des coagulants par l'oxydation électrolytique de métaux sacrificiels et La déstabilisation des contaminants.
- 3) L'agrégation des phases déstabilisées pour former les floccs.

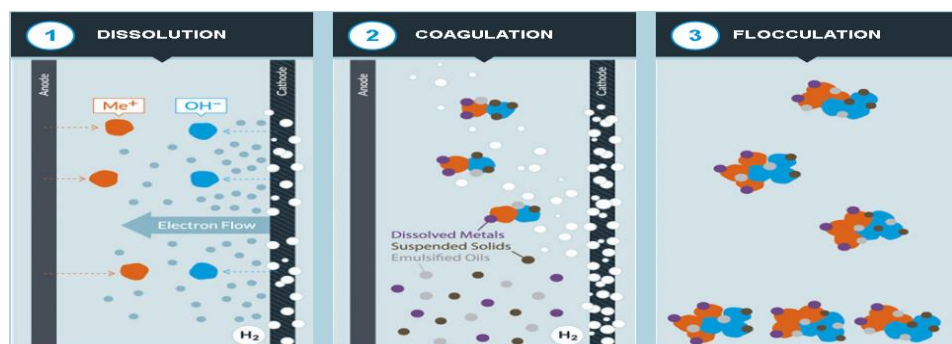


Figure II-7 Schéma du procédé d'électrocoagulation

II.3.1 Mécanismes réactionnels de l'électrocoagulation

Les principales réactions à l'intérieur de la cellule sont des réactions électrochimiques. Dans le cas où l'anode est constituée d'un alliage d'aluminium, les réactions principales aux électrodes sont :

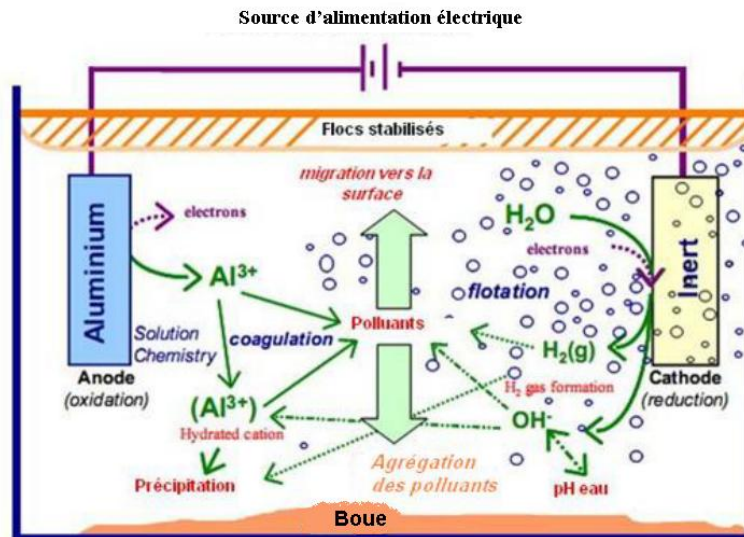
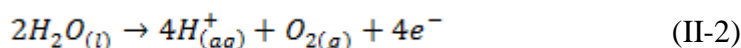


Figure II-8: schéma du principe de l'électrocoagulation

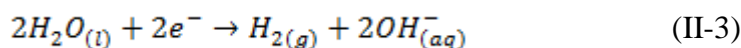
A l'anode : lieu d'oxydation, le métal va passer de l'état solide à l'état ionique selon la réaction (II-1).



Et dans le cas de potentiels très positifs, il peut y avoir formation d'oxygène selon l'équation (II-2).



A la cathode : les réactions pouvant avoir lieu dépendent du pH de la solution à traiter. A des pH neutres ou basiques, l'hydrogène est produit selon la réaction (II-3), alors qu'en milieu acide, l'équation (II-4) décrit le mieux l'évolution de l'hydrogène à la cathode.



Les cations métalliques issus de la solubilisation de l'anode, forment des complexes avec les ions hydroxydes. L'espèce majoritaire dépend du pH du milieu. Ces complexes jouent le rôle de coagulant. Ils s'adsorbent sur les particules et annulent ainsi les charges colloïdales ce qui conduit à déstabiliser l'émulsion. Ce rôle est similaire à celui des coagulants chimiques dans les traitements chimiques classiques. La différence réside donc

dans la source des réactifs qui est chimique pour les procédés classiques et électrochimiques pour l'électrocoagulation [13].

II.3.1.1 Les inconvénients de l'électrocoagulation

Les inconvénients majeurs de l'EC concernent principalement :

1)-La conductivité souvent faible de l'eau polluée et la formation des dépôts sur les électrodes. En effet, la conductivité du rejet doit être suffisante pour permettre le passage du courant sans consommation excessive d'électricité. Lorsque la conductivité de l'eau polluée est trop faible, un rajout du chlorure de sodium comme électrolyte est généralement nécessaire. La présence de certains ions tels que les 24 chlorures, permet d'éviter le phénomène de passivation des électrodes d'aluminium.

2)-Une présence importante d'ions calcium et hydrogénocarbonate provoque l'apparition d'un dépôt de tartre au niveau de la cathode, augmentant ainsi, la résistance de la cellule. Pour faire face à ce problème, la manière la plus simple est de réaliser une inversion périodique de la polarité.

3)-Il est aussi important de prévoir un nettoyage mécanique périodique des électrodes à l'aide de solutions acides. La formation et le dépôt de tartre sur les électrodes représentent une part importante de la consommation électrique du procédé. Il existe même un procédé électrochimique dont le but est de réaliser un détartrage de l'eau potable par dépôt du tartre sur la cathode.

4)- Selon l'application, les étapes finales de séparation des solides doivent être accomplies en utilisant des décanteurs, une flottation à air dissous, une filtration sur support, une ultrafiltration et d'autres technologies pour atteindre les objectifs de qualité de l'eau [14].

II.4 Traitement des eaux usées par Photocatalyse

La photocatalyse hétérogène (Figure II-9) est fondée sur l'absorption, par un semi-conducteur, de photons d'énergie égale ou supérieure à la largeur de la bande interdite ($E_c - E_v$), qui permet de faire passer des électrons de la bande de valence (E_v) à la bande de conduction (E_c). Des lacunes électroniques, communément appelées trous (ou « holes », h^+) sont ainsi générées dans la bande de valence et un système oxydoréducteur est créé (Figure II-10). Si leur durée de vie le permet, les électrons peuvent être transférés à des accepteurs d'électron, tandis que les trous peuvent être comblés par des donneurs d'électron. Pourvu que les espèces chimiques qui en résultent réagissent avant que les

transferts électroniques inverses n'aient lieu, des transformations chimiques dites photocatalytiques peuvent ainsi être engendrées [15].

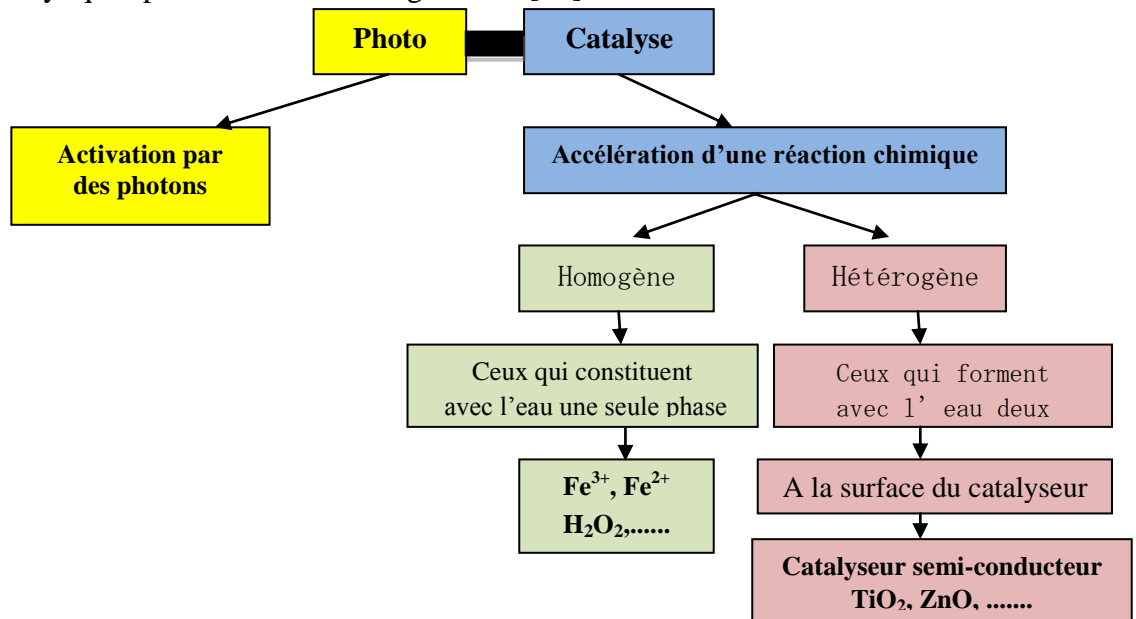


Figure II-9 : Principe de base de la photo-catalyse [16]

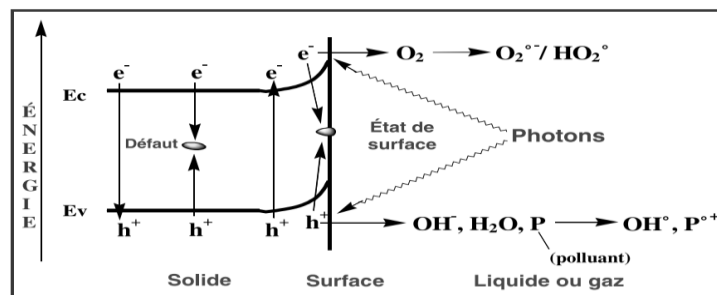
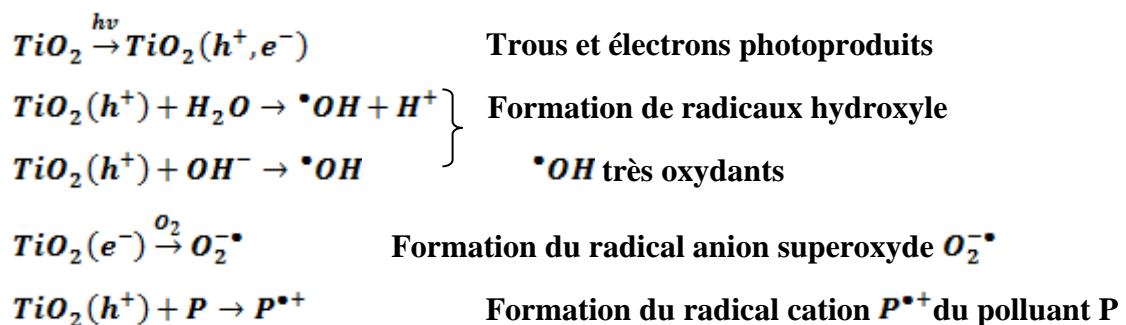


Figure II-10-Schéma montrant les bandes d'un oxyde semi-conducteur

Les équations de formation des espèces réactives à la surface du TiO_2 sont :



L'oxygène moléculaire O_2 étant l'accepteur d'électron le plus probable, il peut être réduit en radical anion superoxyde $\text{O}_2^{\bullet-}$ ou, selon le pH, en sa forme protonée, le radical hydroperoxyde HO_2^{\bullet} ($\text{pK}_a = 4,7$). Ces radicaux sont moins réactifs que le radical HO^{\bullet} vis-à-vis des composés organiques. Néanmoins, ils peuvent réagir entre eux pour former de

l'eau oxygénée, H_2O_2 , ou encore le radical hydroxyle HO^\bullet par des réductions successives. Cependant, la voie la plus directe de formation du radical HO^\bullet est l'oxydation par un trou de H_2O ou d'un ion OH^- adsorbés. Ce radical, l'un des plus réactifs et des moins sélectifs, attaque la plupart des molécules en fournissant d'autres radicaux qui réagissent avec O_2 . En outre, les composés organiques, P, qui ont un potentiel d'oxydoréduction supérieur à EV, peuvent se comporter en donneurs d'électron, ce qui conduit généralement à la formation d'un radical cation $\text{P}^{+\bullet}$.

Ce dernier est susceptible de réagir ensuite, par exemple avec H_2O , $\text{O}_2^{\bullet-}$ et O_2 , voire de se déprotoner s'il est très acide. Enfin, des cations (solution aqueuse) et quelques composés organiques comme CCl_4 ou autres halométhanés peuvent être réduits si leur potentiel d'oxydoréduction est inférieur à EC. Ces divers transferts électroniques sont à la base des transformations chimiques des composés et microorganismes adsorbés ou déposés sur le semi-conducteur. Dans la plupart des applications relatives à la dépollution, l'objectif final idéal est la minéralisation des polluants [17].

➤ **Les inconvénients de la photocatalyse**

- Récupération nécessaire du photo-catalyseur après réaction.
- Efficacité et durée de vie de la lampe limitée.
- Eaux usées troubles posent des problèmes sur la dégradation photo catalytique.

II.5 Traitement des eaux usées par procédé d'oxydation anodique

La raréfaction des ressources en eau et les renforcements des normes de rejet sur les eaux usées nécessitent des méthodes de traitement adaptées. Les traitements biologiques permettent d'éliminer une partie des polluants (fraction biodégradable), mais le recours aux procédés d'oxydation avancée est requis pour le traitement des effluents complexes contenant des molécules toxiques ou peu biodégradables (fraction réfractaire). La particularité de ces procédés tient à la génération dans le milieu aqueux d'entités très réactives et très oxydantes, les radicaux hydroxyles $\bullet\text{OH}$ (Figure II-11). En effet, le radical $\bullet\text{OH}$ ($E^\circ = 2,8 \text{ V/ESH}$ à 25°C) est un oxydant plus puissant que le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 ($E^\circ = 1,77 \text{ V/ESH}$ à 25°C) ou l'ozone O_3 ($E^\circ = 2,07 \text{ V/ESH}$ à 25°C) [18].

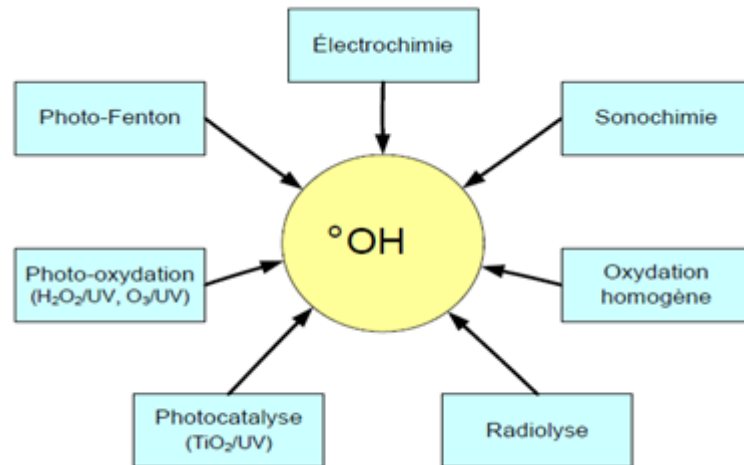


Figure II-11 : Différents procédés d'oxydation avancée

Le tableau II-1 résume les potentiels d'oxydation des oxydants couramment utilisés en milieu aqueux. Ces valeurs montrent que le radical hydroxyle est l'espèce chimique ayant le pouvoir d'oxydation le plus élevé des oxydants chimiques utilisés en milieu aqueux. Il est d'ailleurs l'espèce chimique la plus oxydante, après le fluor ($E^{\circ} = 3,03$ V/ESH à 25 °C). [18]

Tableau II-1 : Les potentiels d'oxydation des oxydants couramment utilisés

oxydant	OH	O_3	H_2O_2	HO_2	MnO_4^-	ClO_2	Cl_2	O_2
Potentiel d'oxydation (V/ESH)	2,80	2,07	1,77	1,70	1,67	1,50	1,36	1,23

Parmi ces procédés, l'électro-oxydation avancée possède l'avantage de ne consommer que des électrons, et non des réactifs chimiques coûteux ou instables. Ainsi elle peut devenir compétitive en désinfection et en traitement de la charge organique, en particulier lorsque les concentrations en polluants sont élevées.

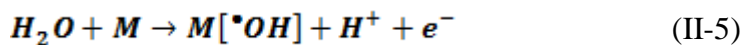
L'oxydation électrochimique présente l'avantage de pouvoir réagir sur les polluants de deux manières différentes, soit de manière directe ou indirecte.

II.5.1 Oxydation anodique directe

Les effluents industriels et les eaux usées municipales peuvent être ainsi traités par action directe du courant électrique au cours de l'électrolyse. Il y a effet direct sur une espèce en solution lorsque l'échange d'électrons s'effectue exclusivement sur l'électrode. Des électrodes insolubles dites à forte surtension d'oxygène (Pt, Ti/IrO₂; Ti/RuO₂; Ti/SnO₂, PbO₂, Gr, etc.) sont couramment utilisées à l'anode, ces électrodes permettent

l'oxydation complète d'un grand nombre de molécules organiques contenues dans les eaux usées. Les sous-produits résultant de l'oxydation anodique sont l'acide carbonique, l'eau et l'ammoniaque et d'autres produits. Dans bien des cas, l'oxydation anodique de polluants organiques ou inorganiques conduit à la formation de composés plus simples, non toxiques ou moins toxiques et biodégradables. Par exemple, à l'anode les phénols sont oxydés en acide maléique, les cyanures en cyanates, les sulfures en sulfates, etc. Il est important de souligner que ces électrodes dites à forte surtension d'oxygène permettent d'oxyder des composés non oxydables chimiquement ou difficilement oxydables. Des molécules réputées non oxydables ou difficilement oxydables chimiquement comme le chrome (III) peuvent être oxydées par voie électrochimique directe. Plusieurs auteurs ont étudié les mécanismes d'oxydation électrochimique des molécules organiques. Par exemple, l'oxydation du phénol s'effectue généralement en deux étapes : [19]

1^{ère} étape : Décharge anodique de l'eau : production de radicaux sur l'électrode M



2e étape : Oxydation de produits organiques R par les radicaux ${}^{\bullet}OH$

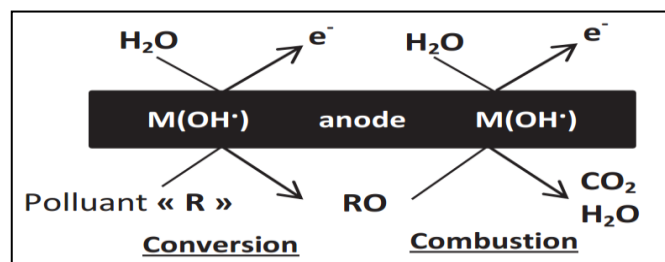
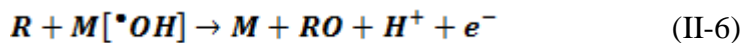


Figure II-12 :Processus d'oxydation directe

Où (M) représente un site actif de l'électrode sur lequel les radicaux peuvent s'adsorber et (RO) le produit organique oxydé. Par ailleurs, l'électrolyse directe peut également avoir un effet sur les bactéries. Une étude réalisée par GARNERONE (1979) indiquait qu'une électrolyse de suspensions concentrées d'*Escherichia coli*, sur des électrodes poreuses en charbon actif aggloméré, entraînait une désactivation des bactéries. Le champ électrique peut aussi avoir une action bactéricide. En effet, de part et d'autre des membranes bactériennes, il existe un champ électrique qui, vu la faible épaisseur de ces membranes, est de l'ordre de quelques centaines de volts par centimètre. Lorsqu'une solution contaminée est soumise à un champ électrique supérieur au champ existant au niveau de la membrane bactérienne, un effet bactéricide est observé [19].

II.5.2 Oxydation anodique indirecte

Dans le cas d'oxydation anodique indirecte, la principale réaction se produisant à l'anode n'est pas la dégradation des polluants organiques présents en solution, mais l'oxydation d'intermédiaires, des réactifs redox, qui se réduiront ensuite dans la solution en oxydant les polluants organiques.

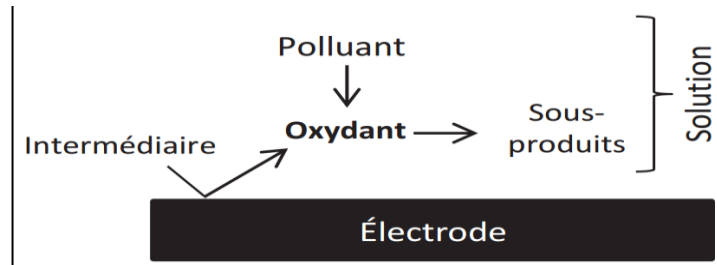


Figure II-13 :Processus d'oxydation indirecte

Le processus d'électro-oxydation indirecte peut être réversible ou irréversible. Pour que les processus d'oxydation anodique indirecte présentent une efficacité maximale, il est nécessaire que : [20]

- le potentiel auquel l'intermédiaire redox oxydant est produit ne soit pas proche de celui correspondant au dégagement d'oxygène car, alors, une grande proportion du courant ne serait pas employée pour la réaction désirée ;
- la vitesse d'électro-génération de l'intermédiaire redox oxydant soit élevée ;
- la vitesse d'oxydation des polluants organiques par l'intermédiaire redox oxydant soit plus élevée que toute réaction compétitive ;
- l'adsorption, à la surface de l'anode, de polluants ou de toute autre espèce, soit minimale sous peine d'avoir une vitesse d'électro-génération de l'intermédiaire redox oxydant fortement ralentie.

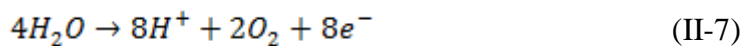
Lors de l'oxydation anodique indirecte réversible, le polluant organique est oxydé en solution par un médiateur, la plupart du temps, un métal de transition porté à sa valence la plus élevée (Tableau II-2). Le médiateur réduit sera ensuite réoxydé à l'anode et pourra participer à un nouveau cycle de dégradation [20].

Tableau II-2 : Couples médiateurs redox les plus utilisés pour l'oxydation anodique indirecte réversible de polluants organiques

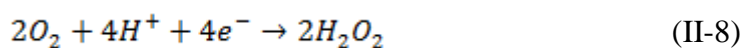
Couple médiateur	Potentiel standard de réduction (V _{vs.SHE})
Ag(I/II)	1.98
Co(II/III)	1.82
Ce(III/IV)	1.44
Fe(II/III)	0.77

Exemple de réactions mises en jeu pour une l'oxydation anodique indirecte réversible :

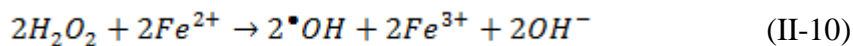
A l'anode



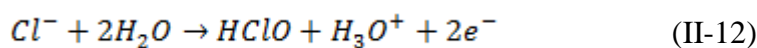
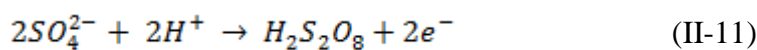
A la cathode



Réaction Fenton



La dégradation par oxydation anodique indirecte peut également être irréversible. Au cours de l'oxydation électrochimique indirecte, les agents oxydants peuvent être: le peroxyde d'hydrogène (H₂O₂), l'acide peroxydisulfurique (H₂S₂O₈), l'ozone (O₃), l'acide hypochloreux (HClO), l'acide hypobromeux (HBrO),.....etc capables de dégrader les composés organiques [21].



Par exemple les ions chlorures présents dans l'effluent peuvent subir une oxydation anodique et conduire à la formation in-situ de l'acide hypochloreux capable de modifier la structure des molécules organiques et inorganiques [22].

Chapitre III

Matériels et méthodes

III. Matériels et méthodes

III.1 Les produits chimiques

Les expériences menées dans le cadre de cette étude ont nécessité les produits chimiques ci-dessous (Tableau III-1) de qualité analytique. Ils ont été utilisés sans purification préalable. Les solutions ont été préparées avec l'eau distillée.








Tableau III-1 Les produits chimiques utilisés

Nom du produit	Formule chimique	Fournisseur
Méthylorange, 95%	$C_{14}H_{14}N_3NaO_3S$	BIOCHEM Chemopharma
Acide sulfurique, 98%	H_2SO_4	BIOCHEM Chemopharma
Sulfate de sodium, 99,5%	Na_2SO_4	BIOCHEM Chemopharma
Hydroxyde de sodium, 98%	$NaOH$	BIOCHEM Chemopharma
Nitrate de sodium, 99%	$NaNO_3$	Coprochim Eurl
chlorure de sodium, 99,5	$NaCl$	BIOCHEM Chemopharma
Sulfate d'argent 99,5%	Ag_2SO_4	BIOCHEM Chemopharma
Dichromate de potassium	$K_2Cr_2O_7$	Panreac quimica

III.2 Cathodes

Les cathodes utilisées pendant notre optimisation sont présentées sur le tableau III-2 suivant :

Tableau III-2 les Différentes cathodes utilisées

Désignation	Symbole	Photo
Titane/Tungstène, Carbone	Ti/5WC	
Tungstène/Cuivre	W/20Cu	
Tungstène, carbone, Nickel	WCR8	
Tungstène, carbone/Soufre	WC01/S01	
Titane	Ti(800)	
Graphite	C	
Diamant syn	C	

III.3 Anode Titane platiné

Une anode en titane platinée « Ti/Pt » (figure III-1) est simplement une anode en titane revêtue d'oxydes de platine ou de platine. Les anodes en titane platinées agissent comme des anodes inertes et sont non consommables et durables. Ces anodes sont insolubles dans l'électrolyte dans les conditions présentées en électrolyse. Contrairement aux anodes en carbone, les anodes en titane platinées ne se corrodent pas pendant le

processus de réduction de l'aluminium et ne dégagent pas de CO_2 , mais plutôt d'oxygène pur. Certains des avantages des anodes en titane platinées sont:

- Augmentation du débit avec des temps de placage réduits
- Réduction ou élimination de processus secondaires, tels que le broyage
- La géométrie de l'anode reste constante dans le temps, permettant des résultats de placage optimisés et cohérents
- Longue durée de vie
- Faible entretien
- Économie d'énergie et poids léger

Quelques applications où ces anodes sont utilisées

- Stations d'épuration
- Electro-synthèse
- Production de chlorate et de perchlorate
- Électro-chloration
- Galvanoplastie et protection cathodique [23].



Figure III-1 Electrode de titane platiné

III.4 Dispositif expérimental

L'électrolyse est réalisée dans une cellule électrochimique (Figure III-2) à un seul compartiment de capacité 250 ml relié à un générateur de courant (Model MCP M10-AD360-5- Ac & Dc Power Supply) et muni d'une faible agitation. Le pH est contrôlé à l'aide d'un pH mètre type CRISON PH25.

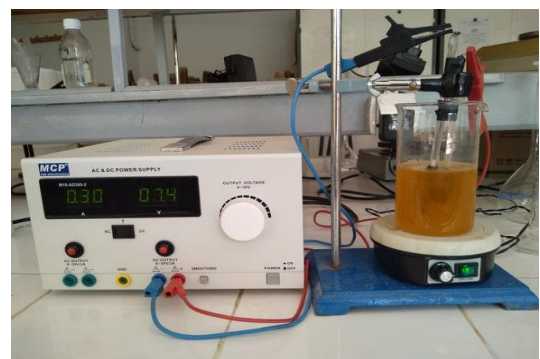
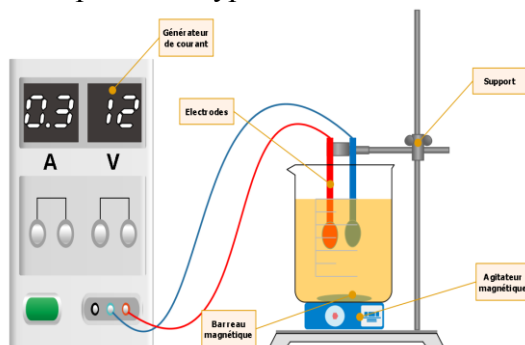


Figure III-2 : Installation expérimentale pour l'oxydation anodique du méthylorange

III.5 Matériels d'analyses

III.5.1 Analyse par spectrophotométrie UV-visible

La spectrophotométrie UV-visible est une technique analytique fondée sur l'étude de l'intensité de la lumière traversant une solution colorée, dans un domaine d'application comprise entre 200 et 800 nm [24]. Le résultat correspond à des spectres d'émission ou d'absorption [25]; il est obtenu par un spectrophotomètre à une lumière sensiblement monochromatique, ou le chromophore. Il est caractérisé par la longueur d'onde la plus absorbée (λ_{\max}), et l'aptitude la plus importante à absorber les photons à cette longueur d'onde (λ_{\max}) [26].

Le spectrophotomètre est un appareil permettant de mesurer l'absorbance d'une solution, pour différentes longueurs d'ondes [27]. La loi de Beer-Lambert sert à établir une relation entre l'absorbance, l'épaisseur de l'échantillon et la concentration des espèces absorbantes. Cette relation s'écrit :

$$D_{0\lambda} = \log \frac{I_0}{I} = \varepsilon_{\lambda} l c \quad (\text{III-1})$$

$D_{0\lambda}$: l'absorbance

I_0 : Intensité de l'énergie d'irradiation arrivant sur l'échantillon (Lumière incidente)

I : Intensité de la radiation qui a traversé l'échantillon (Lumière transmise)

ε_{λ} : Coefficient d'extinction (mol⁻¹.cm⁻¹.L)

l : Epaisseur de la cuve (cm)

c : Concentration (mol/L)

Les mesures ont été réalisées à l'aide d'un spectrophotomètre « Thermo GENESYS 10uv » (Figure III-3). Les mesures d'absorbance ont été appliquées aux solutions prélevées dans des conditions opératoires bien définies.



Figure III-3 Spectrophotomètre UV- visible Thermo GENESYS 10uv

La consommation énergétique : est un autre paramètre important qui permet de déterminer le coût d'un procédé électrochimique [28].

Deux types d'énergies sont calculés dans notre étude :

1. E_{Abat} (Wh/ppm) est la quantité d'énergie nécessaire pour atteindre un abattement particulier du méthylorange (III- 3). En d'autres termes, c'est la quantité d'énergie consommée (Wh) pour éliminer une ppm du méthylorange. Ce paramètre est basé sur Le temps (t) en heures, le voltage (U) en volt, l'Intensité (I) en A, et l'abattement (ppm).

$$E_{Abat} = \frac{U.I.t}{Abat} \quad (III- 3)$$

2. E_v (Wh/m³) est L'énergie consommée par le procédé pour un volume réactionnel (III- 4) C'est la quantité d'énergie consommée (Wh) pour traiter un volume de 1 m³ de solution durant un intervalle de temps (t) en heurs,(le voltage (U) en volt et l'Intensité (I) en A).

$$E_v = \frac{U.I.t}{V} \quad (III- 4)$$

III.6 Procédure expérimentale

- ✓ La solution mère est préparée par la dissolution du poids de méthylorange et 3.5g de sulfate de sodium dans 1 litre d'eau distillée.
- ✓ Nous remplissons notre cellule électrochimique par 250mL de la solution mère, après nous relions les deux électrodes à notre générateur de courant, et nous la plaçons sur une plaque d'agitation magnétique.
- ✓ Puisque la nature des électrodes et l'intensité de courant ainsi que la distance inter-électrodes influent fortement le rendement et l'énergie consommée par le procédé nous avons donc choisi ces paramètres comme étant les premiers facteurs d'étude.
- ✓ Le deuxième facteur influe la dégradation du méthylorange à savoir la nature de l'électrolyte est ensuite défini.
- ✓ Un troisième facteur est attribué à la concentration de l'électrolyte afin de minimiser l'énergie dissipée.

- ✓ Un quatrième facteur est attribué à la concentration du méthylorange car en cherche à traiter le plus de polluant avec le moins d'énergie possible.
- ✓ Un cinquième facteur est consacré à l'étude de l'effet du pH sur l'énergie et le rendement du procédé mis en œuvre.
- ✓ Le dernier facteur est consacré à l'étude de l'effet du barbotage d'oxygène sur le procédé.
- ✓ La cinétique et dégradation du méthylorange a été suivie par l'analyse UV-visible en prenant des échantillons de 3ml à chaque demi-heure pendant 3h (Figure III-4).

Afin de réaliser des analyses reproductibles, il est nécessaire de ne pas bloquer l'agitation au moment du prélèvement des échantillons, pour éviter la condensation de radical ou favoriser le contact radical/polluant dans le réacteur.



Figure III-4 : échantillons de 3ml à chaque demi-heure pendant 3h.

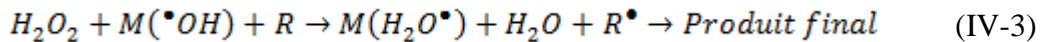
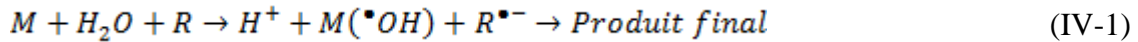
Chapitre IV

Résultats et discussion

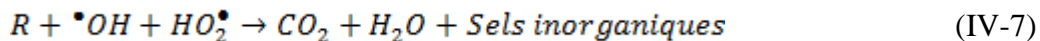
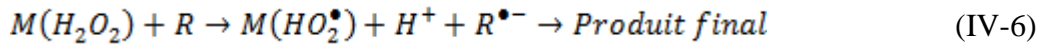
IV. Résultats et discussion

IV.1 Effet du couple d'électrodes anode/cathode

L'oxydation anodique d'une molécule organique (R) sur un matériau d'anode (M) produit les réactions radicalaires suivantes :



Bien que pour l'oxydation anodique c'est le matériau d'anode qui soit plus significatif, le matériau de la cathode peut toutefois influencer sur le rendement du procédé.



La production continue de H_2O_2 en milieu aqueux est assurée par la réduction de l'oxygène moléculaire au niveau de la cathode. L'oxygène est facilement réduit à la cathode pour générer du peroxyde d'hydrogène. Le critère fondamental du choix du matériau d'électrode doit tenir compte d'une forte surtension de dégagement d'hydrogène pour la cathode et une surtension élevée d'évolution d' O_2 pour l'anode.

Afin de déterminer le couple d'électrodes conduisant à la meilleure performance du procédé mis en œuvre, une série de tests vise à identifier le type de cathode le plus approprié pour la dégradation du Méthylorange lors du traitement par le procédé d'oxydation électrochimique. Pour ce faire, sept (07) types de matériaux composite (Ti/5WC, W/20Cu, WCR8, WC01/S01, Ti(800), C (graphite) et C (diamant syn)) agencés en cathodes ont été expérimentés.

Pour ce faire, un volume réactionnel de 250ml, la solution à traiter est constituée de 10 mg/L de MO et 3,5 g/l de Na_2SO_4 ; l'intensité du courant a été fixée à 300 mA, pH naturel de la solution (pH 7), distance inter-électrodes 1cm, et la durée de traitement à 3h.

Les résultats de la cinétique de dégradation sont présentés sur les figures suivantes :

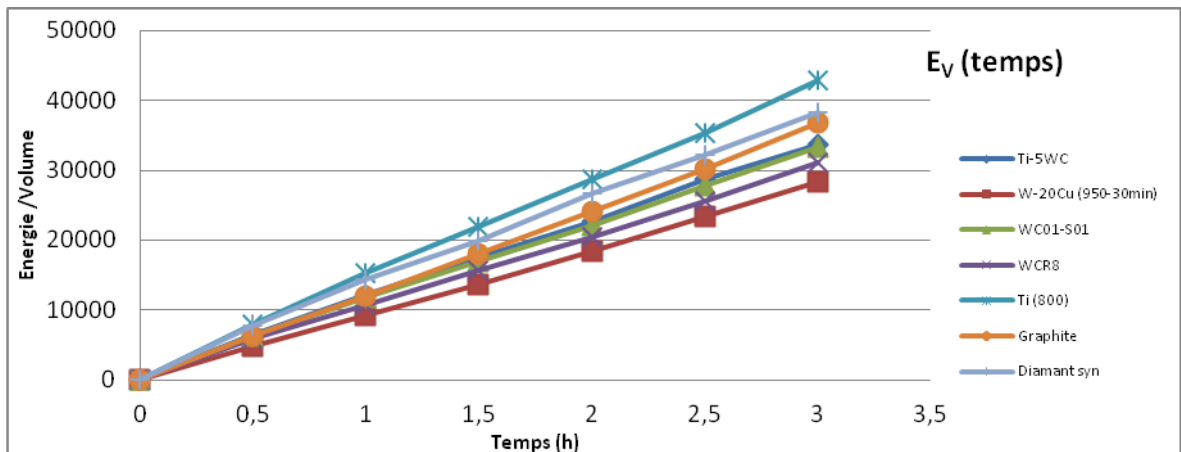


Figure IV-1 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du temps pour les différentes cathodes ([MO]= 10 mg/L, [Na₂SO₄]= 3,5 g/l, I= 0.3A, pH 7, d=1 cm).

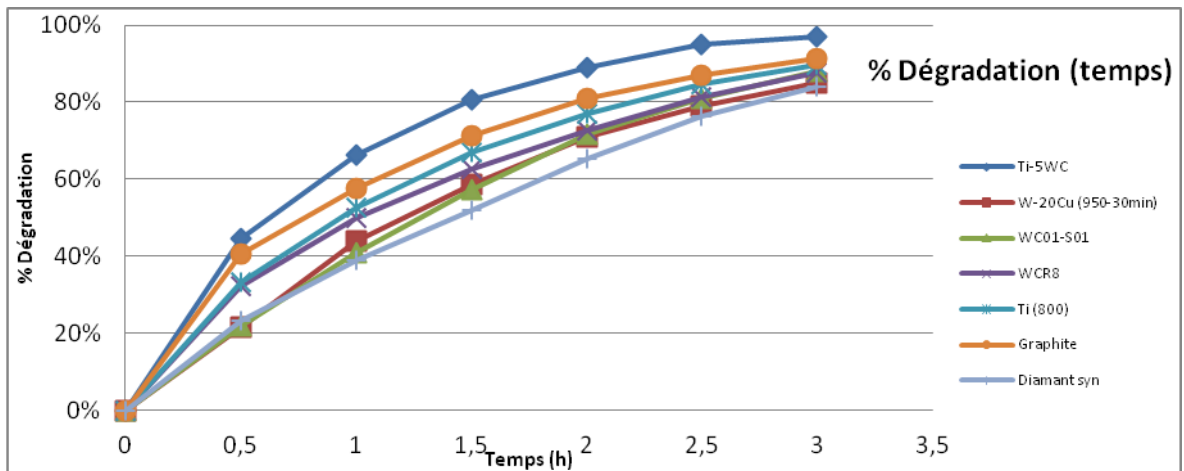


Figure IV-2 : Le pourcentage de dégradation du Méthylorange en fonction du temps pour les différentes cathodes ([MO]= 10 mg/L, [Na₂SO₄]= 3,5 g/l, I=0.3 A, pH 7, d=1 cm).

On remarque à partir des deux figures (IV-1, IV-2) que le couple d'électrodes qui consomme le moins d'énergie pendant le temps du traitement est (Ti/Pt)-(W-20Cu), mais par contre celle qui dégrade le plus de polluant est (Ti/Pt)-(Ti-5WC).

L'efficacité du couple (Anode /cathode) sera évaluée de sorte qu'on dégrade la plus grande masse de polluant avec le moins d'énergie possible, pour cela nous avons combiné les deux réponses dans un seul graphe comme suit :

- L'énergie consommée par le procédé électrochimique par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation ($E_v(\%dég)$).

- L'énergie consommée par le procédé électrochimique par rapport à l'abattement en fonction du taux de dégradation ($E_{\text{Abat}}(\% \text{dég})$).

Les résultats obtenus sont représentés sur les figures IV-(3,4) suivantes et détaillées sur le tableau IV-1 (annexe) :

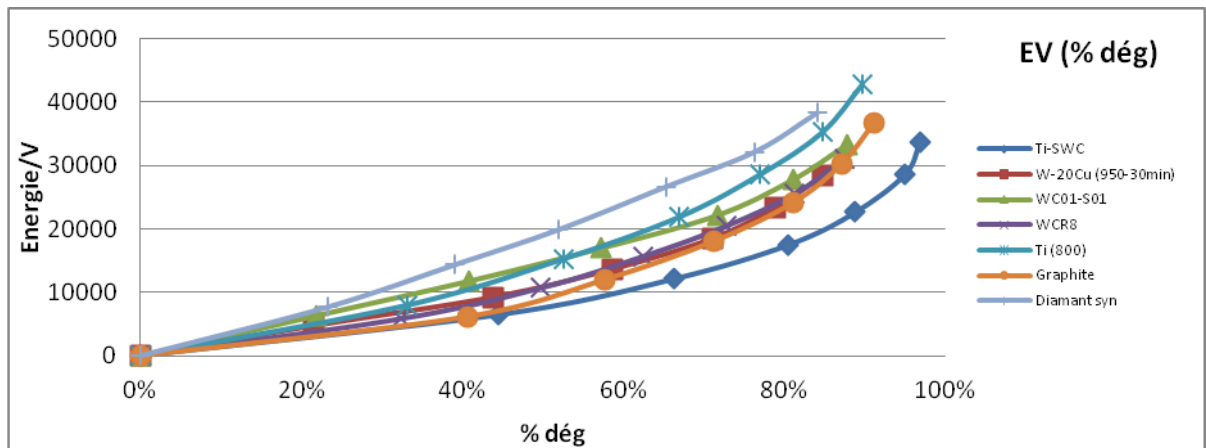


Figure IV-3 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation pour les différentes cathodes ($[\text{MO}] = 10 \text{ mg/L}$, $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 3,5 \text{ g/l}$, $I = 0,3 \text{ A}$, $\text{pH} 7$, $d = 1 \text{ cm}$).

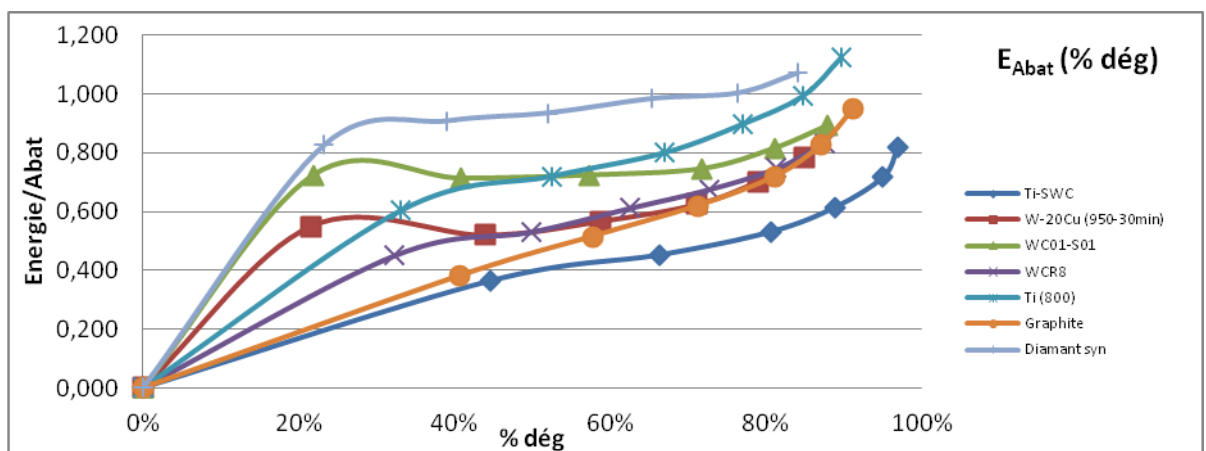


Figure IV-4 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en fonction du taux de dégradation pour les différentes cathodes ($[\text{MO}] = 10 \text{ mg/L}$, $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 3,5 \text{ g/l}$, $I = 0,3 \text{ A}$, $\text{pH} 7$, $d = 1 \text{ cm}$).

Les résultats enregistrés sur les figures (IV-3, IV-4) montrent que la cathode Ti/5WC présente des énergies [$E_V(\% \text{dég})$, $E_{\text{Abat}}(\% \text{dég})$] les plus faibles avec un taux de dégradation de 97% par rapport au autres cathodes.

Pour confirmer nos résultats, on procède à une extrapolation de l'énergie E_V (%dég) de la cathode Ti/5WC en fonction des (%dég) des autres cathodes et déduire après de l'équation $T(E_V)$ le temps nécessaire pour atteindre ces taux voir les figures (IV-5, IV-6) :

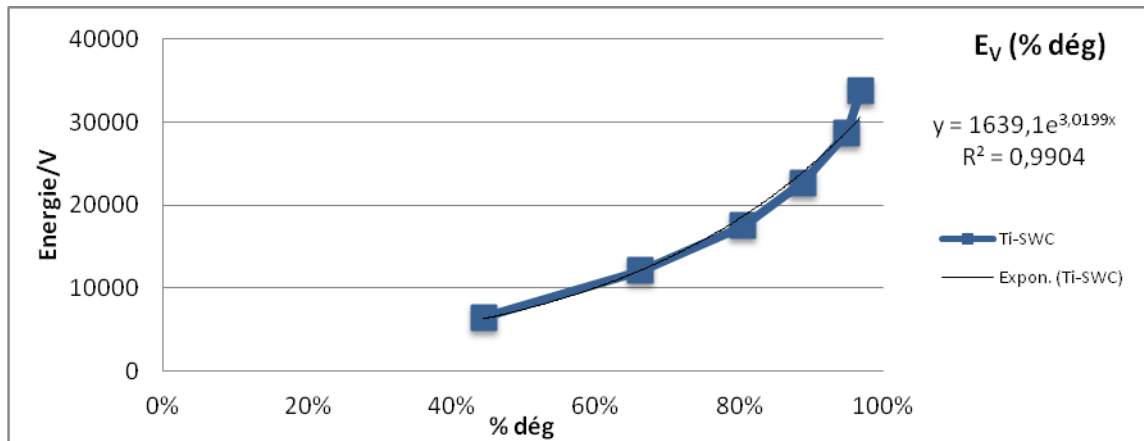


Figure IV-5: Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation (Ti/5WC) ([MO]= 10 mg/L, [Na₂SO₄]= 3,5 g/l, I=0.3 A, pH 7, d=1 cm).

A partir de la figure IV-5 on détermine l'équation (IV-8) qui relie l'Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation du Méthylorange lorsqu'on utilise la cathode (Ti/5WC) :

$$E_V = 1639,1 * e^{3,0199 * (\%dég)} \quad (IV-8)$$

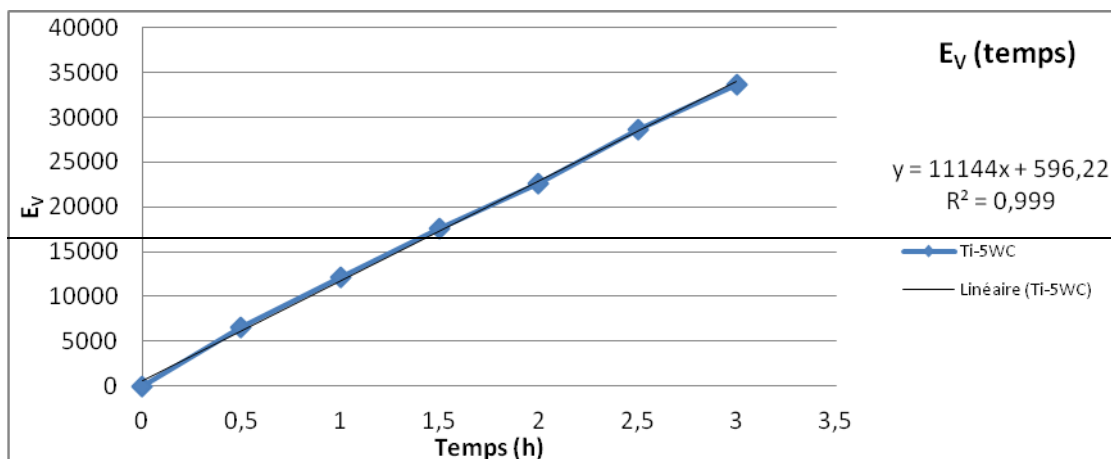


Figure IV-6: L'énergie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du temps de dégradation (Ti/5WC) ([MO]= 10 mg/L, [Na₂SO₄]= 3,5 g/l, I=0.3A, pH 7, d=1 cm).

A partir de la figure IV-6 on détermine l'équation (IV-9) qui relie le temps de dégradation du Méthylorange en fonction de l'Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel lorsqu'on utilise la cathode (Ti/5WC) :

$$T = (E_v - 596,22)/11144 \quad (\text{IV-9})$$

Les résultats d'extrapolation de l'Energie consommée par le procédé et le temps de dégradation du Méthylorange en fonction de cette Energie sont représentés sur le tableau IV-2 suivant :

Tableau IV-2: résultats d'extrapolation d'énergie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel, et le temps de réaction avec (Ti-5WC) comme cathode.

Cathode	E_v (wh/m ³)	%dég	Extrapolation Ti-5WC	
			Equ (IV-8) (wh/m ³)	Equ (IV-9) (h)
Ti-5WC	33702,128	97%	30532,97855	2,69
W-20Cu (950-30min)	28340,426	85%	21278,33096	1,86
WC01-S01	33319,149	88%	23311,8274	2,04
WCR8	31021,277	88%	23035,94569	2,01
TI800	42893,617	90%	24643,60615	2,16
Graphite	36765,957	91%	25743,16421	2,26
Diamant syn	38297,872	84%	20777,6781	1,81

En remarque que :

- 1- Le procédé avec la cathode (Ti/5WC) consomme moins d'énergie pour atteindre les taux de dégradation des autres cathodes.
- 2- Le procédé avec la cathode (Ti/5WC) atteint les taux de dégradation des autres cathodes dans un temps moindre.

D'après les résultats enregistrés, nous constatons que le meilleur compromis est obtenu avec l'utilisation du couple d'électrode Ti/Pt-Ti/5WC avec un rendement de dégradation de 97 % et un cout énergétique de 0.818 kWh/g. Ceci est en accord avec le pouvoir d'oxydation élevé de Ti/Pt. De plus, le Ti/Pt est privilégié aux autres types d'électrodes car il ne libère pas d'ions métalliques toxiques dans la solution comme c'est le cas du PbO₂. Selon Belkacem et al.[29], les $\bullet\text{OH}$ formés à la surface du Ti/Pt restent essentiellement libres (physisorption) où ils attaquent de manière directe et non sélective les composés organiques. L'utilisation d'une anode en Ti/Pt conduit à la formation d'une

quantité élevée de radicaux hydroxyles, et par conséquent, permet une minéralisation plus efficace des solutions traitées.

Par ailleurs, nous avons constaté que l'énergie consommée est plus faible lorsque la cathode est en Ti/5WC ; ceci pourrait s'expliquer par le fait que pour ce matériau composite les bandes de conduction et de valence se chevauchent et par conséquent le gap est pratiquement nul et donc une meilleure conduction. Selon Dolisy[30], Ti/5WC étant un supraconducteur intégré de type 1 (pas d'état mixte entre le supra et le normal) possédant une transition brutale et un très bon diamagnétisme ('Effet Meissner'), il transite vers un état normal et retrouve une perméabilité positive. Les supraconducteurs sont destinés à remplacer les âmes conductrices conventionnelles comme le cuivre ou l'aluminium. Ils sont largement utilisés pour des applications de transport d'énergie. Pour comparaison, la densité de courant admissible d'un ruban supraconducteur peut atteindre 1000 A/mm² soit 200 fois plus élevée que la densité de courant dans le cuivre, fixée habituellement à 5 A/mm². L'électrode de Ti/5WC, composée d'un alliage de deux métaux de transition (Titane et Tungstène), possède un caractère super-conducteur, et par conséquent un comportement conductible vis-à-vis du courant électrique. Ceci a eu pour conséquence la réduction ou la diminution du potentiel et donc du rendement énergétique. Ce qui nous a conduits à choisir le couple d'électrodes (Ti/Pt)-(Ti/5WC) pour la suite des expériences d'optimisation des paramètres.

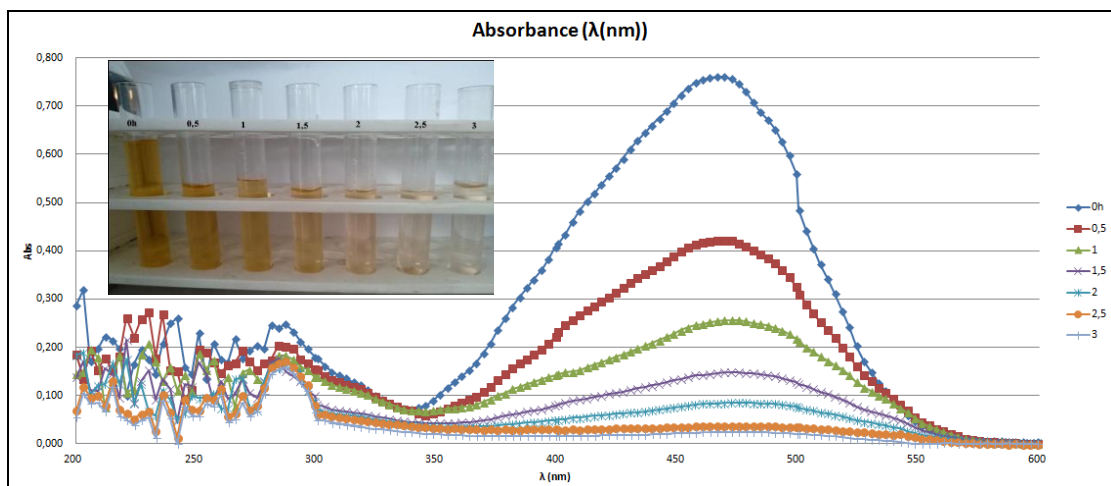


Figure IV-7 : Spectre d'absorbance de dégradation du méthylorange du couple d'électrodes (Ti/Pt)-(Ti/5WC) ([MO]= 10 mg/L, [Na₂SO₄]= 3,5 g/l, I=0.3A, pH 7, d=1 cm).

IV.2 Effet de l'intensité du courant

L'effet de l'intensité du courant sur la cinétique de dégradation a été étudié sur le couple d'électrode préalablement optimisé (Ti/Pt)-(Ti/5WC) pour des intensités de courant variant de 100, 300 et 500 mA, un volume réactionnel de 250ml, à des concentrations de 10 mg/L de Méthylorange et 3,5 g/l de Na_2SO_4 ; pH naturel de la solution (pH 7) et la durée de traitement à 3 h.

Les résultats obtenus sont présentés sur les Figures (IV-8, IV-9), et détaillées sur le tableau IV-3 (annexe)

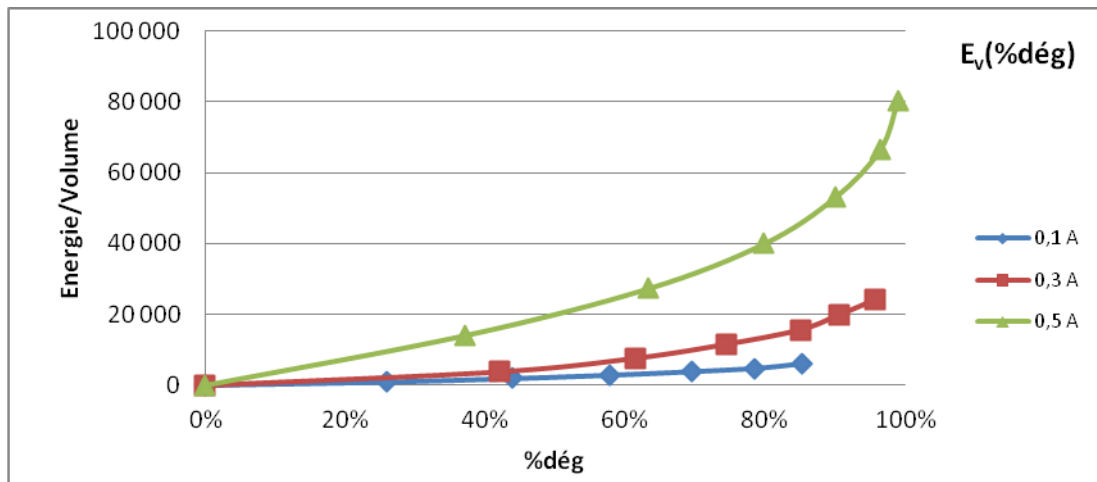


Figure IV-8 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation pour les différentes intensités ($[\text{MO}] = 10\text{mg/L}$, $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 3,5\text{g/l}$, $I = [0,1, 0,3, 0,5]\text{A}$, pH 7, $d = 1\text{ cm}$).

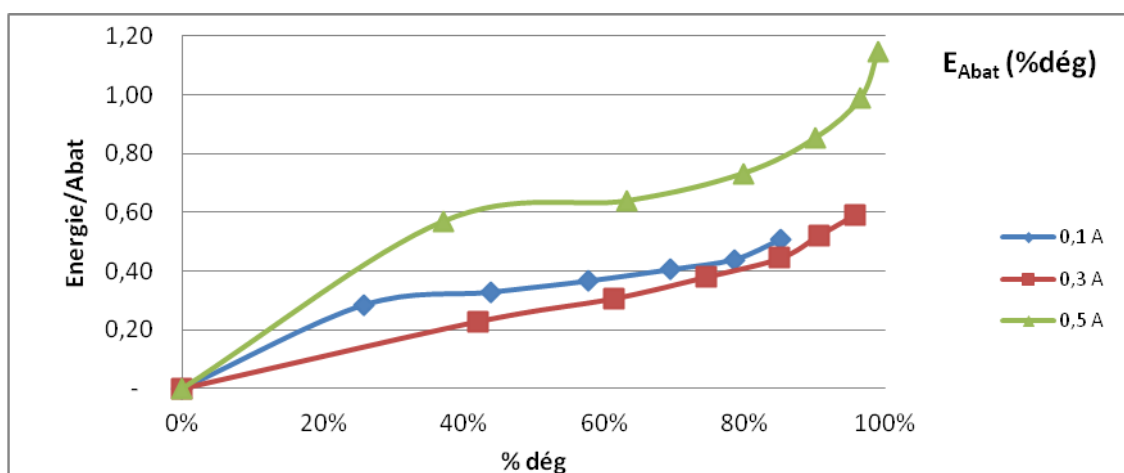


Figure IV-9 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en fonction du taux de dégradation pour les différentes intensités ($[\text{MO}] = 10\text{mg/L}$, $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 3,5\text{g/l}$, $I = [0,1, 0,3, 0,5]\text{A}$, pH 7, $d = 1\text{ cm}$).

On remarque que :

- 1- A partir de la figure IV-8 Le procédé à 300mA consomme un peu plus d'énergie qu'à 100mA mais le taux de dégradation a augmenté de 10,5%. Par contre, à 500mA la consommation est très importante.
- 2- A partir de la figure IV-9 Le procédé à 300mA consomme le moins d'énergie par rapport à 100mA et 500mA.

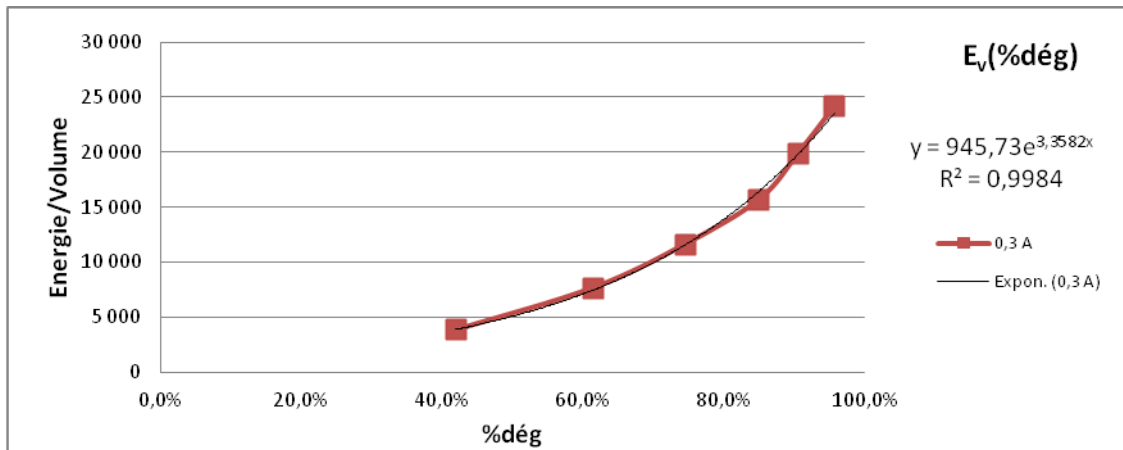


Figure IV-10: Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation à ([MO]= 10 mg/L, [Na₂SO₄]= 3,5 g/l, I=0.3A, pH 7, d=1cm).

A partir de la figure IV-10 on détermine l'équation (IV-10) qui relie l'énergie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation du Méthylorange lorsqu'on utilise une intensité de 300mA :

$$E_V = 945,73 * e^{3,3582 * (\%dég)} \quad (IV-10)$$

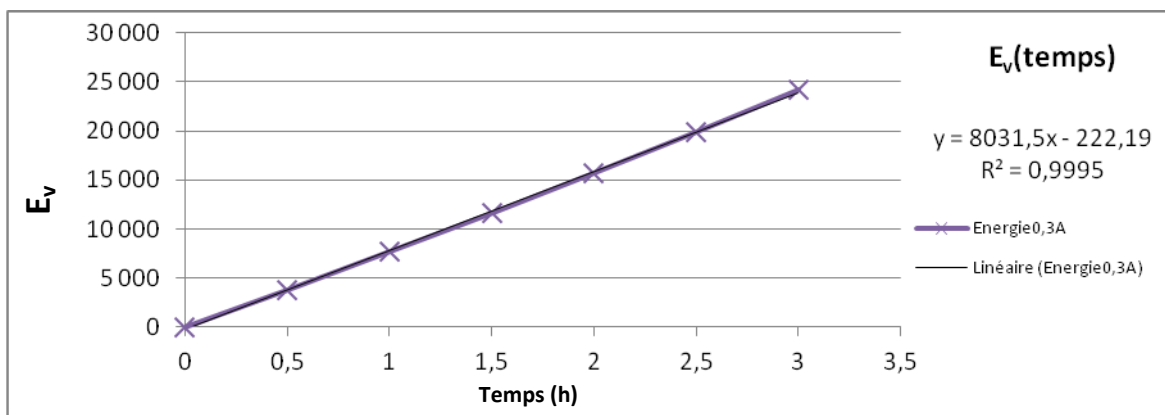


Figure IV-11: Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du Temps à ([MO]= 10 mg/L, [Na₂SO₄]= 3,5 g/l, I=0.3A, pH 7, d=1 cm).

A partir de la figure IV-11 on détermine l'équation (IV-11) qui relie le temps de dégradation du Méthylorange en fonction l'Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel lorsqu'on utilise une intensité de 300mA :

$$T = (E_v + 222,19) / 8031,5 \quad (\text{IV-11})$$

Les résultats d'extrapolation de l'Energie consommée par le procédé et le temps de dégradation du Méthylorange en fonction de cette Energie sont représentés sur le tableau IV-4 suivant :

Tableau IV-4 : résultats d'extrapolation d'énergie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel, et le temps de réaction à I=300mA.

Intensité	E _v (wh/m ³)	% dég	Extrapolation 300mA	
			Equ (IV-10) (wh/m ³)	Equ (IV-11) (h)
0,1A	6 127,66	85,2%	16533,97	2,09
0,3A	24 127,66	95,7%	23559,93	2,96
0,5A	80 425,53	99,0%	26261,67	3,30

A partir des résultats enregistrés lors de cette série de traitement, on constate qu'une augmentation de l'intensité du courant de 100 à 500 mA est suivie d'une augmentation de l'énergie consommée par le traitement (de 6127,66 Wh/m³ à 80425,53 Wh/ m³) et du taux d'abattement (de 85,2% à 99,0%), l'intensité optimale doit être choisie en fonction des énergies consommés, du taux de dégradation ainsi que le temps nécessaire pour atteindre ces taux.

Lors de l'extrapolation du traitement à 300mA on constate une augmentation d'énergie par rapport à 100mA mais par contre, le temps de traitement a diminué considérablement (2,09h) qui veut dire qu'à des cycles de traitement de 03h à 300mA il nous reste 0,91h pour traité plus de produit qu'à 100mA. Pour l'extrapolation par rapport à 500mA l'énergie consommée est très faible pour une augmentation du temps de traitement de 0,3h.

D'après les résultats enregistrés, nous constatons que le rendement augmente en fonction de l'intensité de courant et ce dernier est proportionnel à la surproduction des

radicaux essentiellement $\cdot\text{OH}$ [31]. Les meilleures conditions correspondent à la plus grande valeur du rendement de dégradation et étroitement une énergie consommée minimale.

Les figures IV(8,9) montrent que, les taux de dégradation et de minéralisation augmentent avec l'augmentation de l'intensité du courant. Ce résultat est en accord avec celui obtenu par plusieurs chercheurs pour l'oxydation électrochimique, utilisant une cathode en acier inoxydable, de diverses molécules organiques récalcitrantes (Tableau IV-5) [32-35]. Cependant, d'après le tableau IV-4, il apparaît que le passage de 300 mA à 500 mA conduit à une augmentation peu significative des taux de dégradation (3%) pour une consommation triple en énergie (24 à 80). Aussi, avec l'augmentation de l'intensité du courant, les pertes par effet Joule sont plus importantes. De ce fait, 300 mA sera considérée comme la valeur optimale pour l'intensité de courant le spectre d'absorbance est représenté sur la figure IV-12.

Tableau IV-5. Oxydation anodique de quelques polluants récalcitrants

Conditions opératoires	Rendement de minéralisation	Référence
[Bisphenol A] ₀ = 20 mg L ⁻¹ ; Na ₂ SO ₄ ~ 0.1M ; pH= 6, Couple BDD-acier, temps de traitement= 4 h.	100% à I= 35.7 mA.cm ⁻² et 50% à I= 14.3 mA.cm ⁻²	Muruganathan et al. (2008) [32]
[17β estradiol (E2)] = 500 µg.L ⁻¹ Couple BDD-acier, Na ₂ SO ₄ = 0.1 M, I= 24 mA.cm ⁻² , temps de traitement= 40 min.	100%	Muruganathan et al. (2007) [33]
[Ibuprofène] = 0,2 mM, Couple BDD-acier inoxydable, I= 0.5 A, temps de traitement= 90 min.	99%	Gherardini et al. [34]
[Ibuprofène] = 0,2 mM, Couple Pt-acier inoxydable, I= 0.5 A, temps de traitement= 3 h.	96%	Loaiza et al. [35]

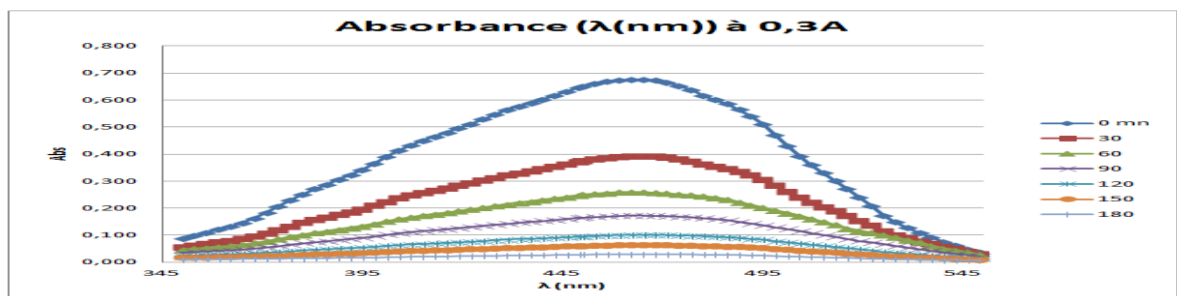


Figure IV-12 : Spectre d'absorbance de dégradation du méthylorange à ([MO]=10mg/L, [Na₂SO₄]=3,5g/l, I=0.3A, pH 7, d=1 cm).

IV.3 Effet de la distance inter-électrode

L'espacement entre les électrodes influe sur le voltage nécessaire au passage du courant dans le milieu à traiter. Une étude entreprise par Feng et al. [36], démontre que plus l'espacement entre les électrodes est grand plus la consommation énergétique est importante. Modirshahla et al. [37] et Kamara [38] ont déterminé, que plus l'espacement entre les électrodes est faible, meilleur est l'élimination du polluant. Toutefois, une faible distance inter électrode peut accroître fortement la densité de courant et induire un court-circuit. Ces auteurs privilégient donc un espacement entre les électrodes de l'ordre de 1 et 2 cm, malgré une augmentation de la résistance ohmique. A cet effet, nous avons testé trois distances inter électrodes, en l'occurrence 1, 2 et 3 cm avec un volume réactionnel de 250ml, à des concentrations de 10 mg/L de Méthylorange et 3,5 g/l de Na_2SO_4 , une intensité de courant déjà optimisée à 300mA, à pH naturel de la solution (pH 7) et une durée de traitement de 3 h.

Les résultats obtenus sont illustrés sur les Figures (IV-13, IV-14), et détaillées sur le tableau IV-6 (annexe)

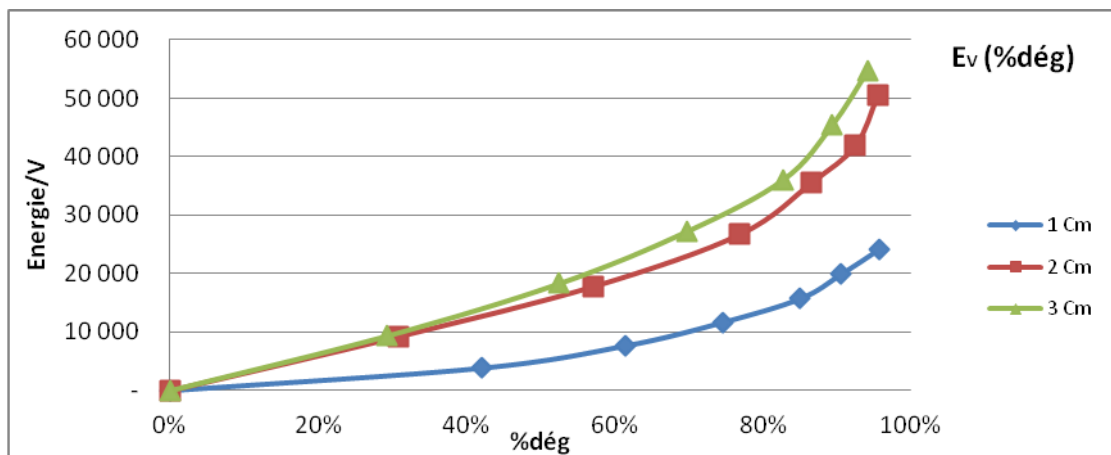


Figure IV-13 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation pour les différentes distances inter-électrodes ([MO]= 10 mg/L, [Na₂SO₄]= 3,5 g/l, I=0.3A, pH 7, d=[1, 2, 3] cm).

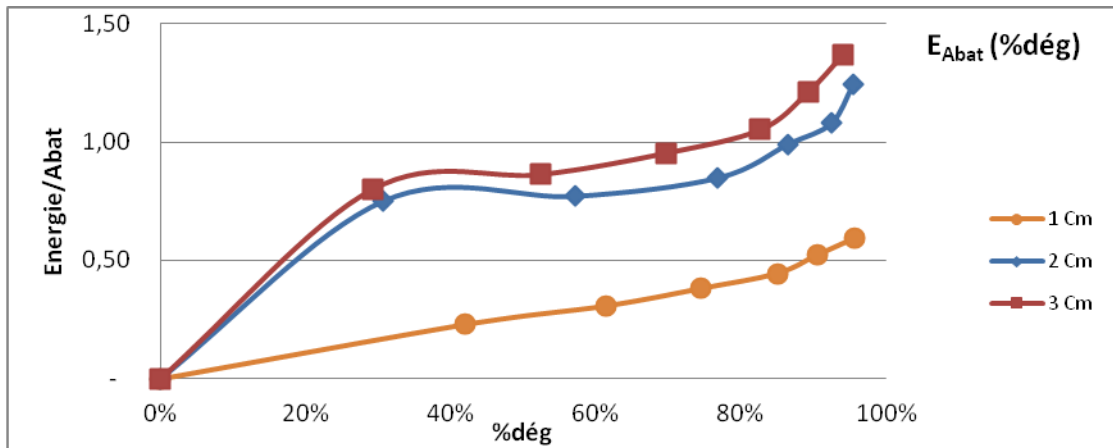


Figure IV-14 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en fonction du taux de dégradation pour les différentes distances inter-électrodes ([MO]= 10 mg/L, [Na₂SO₄]= 3,5 g/l, I=0.3A, pH 7, d=[1, 2, 3] cm).

Les résultats de traitement du méthylorange pour les différentes distances sont représentés sur le tableau IV-7 suivant :

Tableau IV-7 : Résultats d'énergie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel, et le taux de dégradation pour les différentes distances inter-électrodes.

Distance	E_V (wh/m ³)	% dég
1 cm	24 127,66	95,7%
2 cm	50 553,19	95,5%
3 cm	54 765,96	94,1%

Nous observons que plus la distance inter électrode est faible, meilleure est l'élimination de polluant. En effet quand cette distance diminue, la résistance de milieu diminue, ce qui a pour conséquence une augmentation du rendement énergétique (l'oxydation anodique est directement proportionnelle à l'intensité imposée et à la durée d'électrolyse), c'est-à-dire une plus grande génération de radical ($\cdot\text{OH}$), donc une meilleure élimination de la matière organique. Par ailleurs, quand la distance inter électrode est faible, les particules et les radicaux ont plus de chance d'entrer en contact (probabilité de contact polluant-radical), donc une meilleure efficacité d'élimination. Cependant, d'après le tableau 04, il apparait que le passage de 1 cm à 3 cm conduit à une légère diminution des taux de dégradation ($\approx 1\%$) pour une consommation double en énergie. Aussi, l'énergie consommée croît avec l'augmentation de la distance inter électrode. Cette augmentation

peut être expliquée par les mêmes phénomènes présentés précédemment, la consommation énergétique étant directement liée à la résistance du milieu, donc au potentiel d'électrode. De ce fait, 1 cm sera pris comme la distance inter-électrodes optimale (Figure IV-15) pour la suite des expériences.

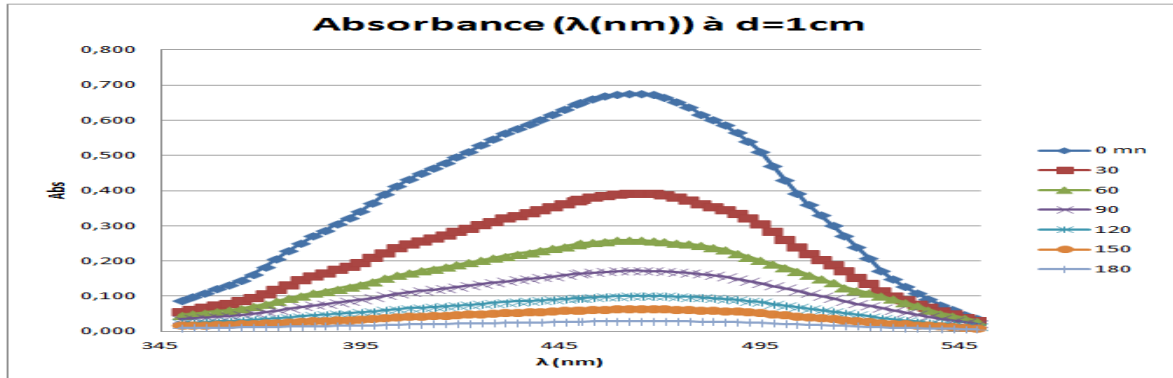


Figure IV-15 : Spectre d'absorbance à la distance inter-électrodes optimale ($[MO]= 10 \text{ mg/L}$, $[Na_2SO_4]= 3,5 \text{ g/l}$, $I=0.3A$, $pH 7$, $d=1cm$).

IV.4 Effet de l'électrolyte

La conductivité électrique de l'eau est un facteur qui influence la qualité de traitement électrolytique de l'effluent à traiter puisqu'il facilite le passage du courant électrique et assure un bon transfert des ions à travers la solution (Nidheesh et al., 2012) [39]. Dans la présente étude, nous avons examiné 3 types d'électrolytes ayant le même cation Na^+ , en l'occurrence, $NaCl$, Na_2SO_4 , $NaNO_3$ à des concentrations de $3,5g/l$, un volume réactionnel de $250ml$, à des concentrations de 10 mg/L de Méthylorange, une intensité de courant et distance inter-électrode préalablement optimisés, pH naturel de la solution ($pH 7$) et la durée de traitement de 3 h .

Les résultats sont reportés sur les Figures (IV-16, IV-17) et détaillées sur le tableau IV-8 (annexe).

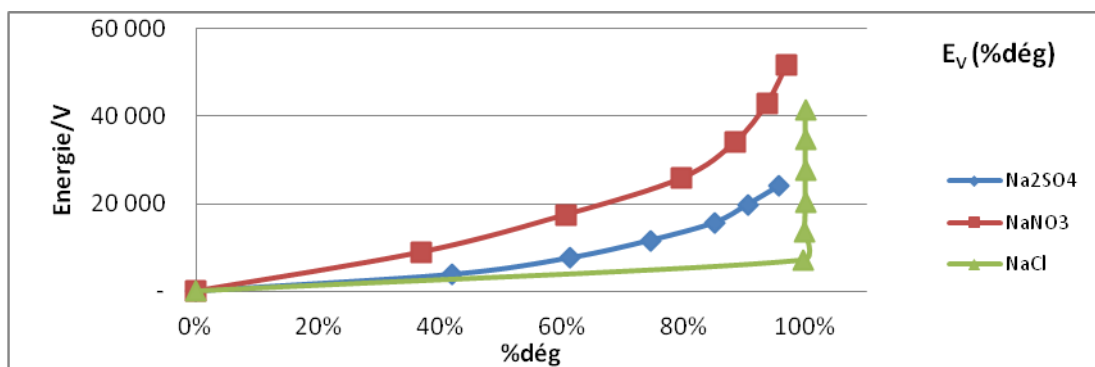


Figure IV-16 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation pour les différents types d'électrolyte ($[MO]= 10 \text{ mg/L}$, $[Na_2SO_4/NaNO_3/NaCl]=3,5 \text{ g/l}$, $I=0.3A$, $pH 7$, $d=1 \text{ cm}$).

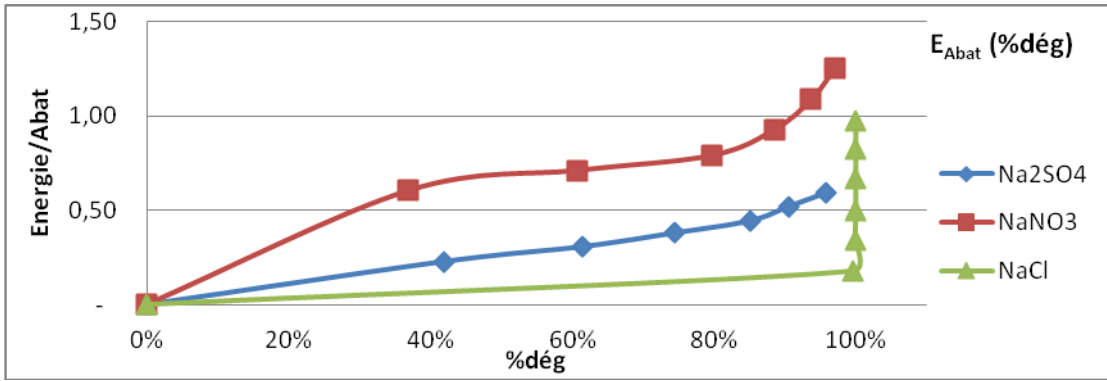


Figure IV-17 : Energie consommée par le procédé par rapport à l’abattement en fonction du taux de dégradation pour les différents types d’électrolyte ([MO]= 10 mg/L, [Na₂SO₄/NaNO₃/NaCl]= 3,5 g/l, I=0.3A, pH 7, d=1 cm).

En remarque des figures IV-(16,17) que :

- 1- Pour l’électrolyte NaCl, il y a dégradation totale du méthylorange à 01h de traitement (figure IV-18) avec formation d’un sous-produit d’oxydation suivant le spectre A(λ) à λ=293nm.
- 2- Le procédé avec Na₂SO₄ consomme moins d’énergie par rapport à NaNO₃.

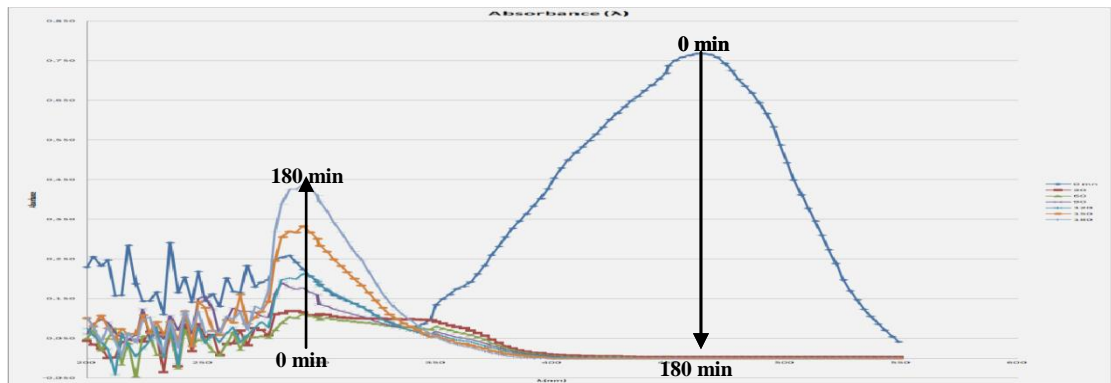


Figure IV-18 : Spectre d’absorbance de dégradation du méthylorange avec NaCl comme électrolyte ([MO]= 10 mg/L, [NaCl]= 3,5 g/l, I=0.3A, pH 7, d=1 cm).

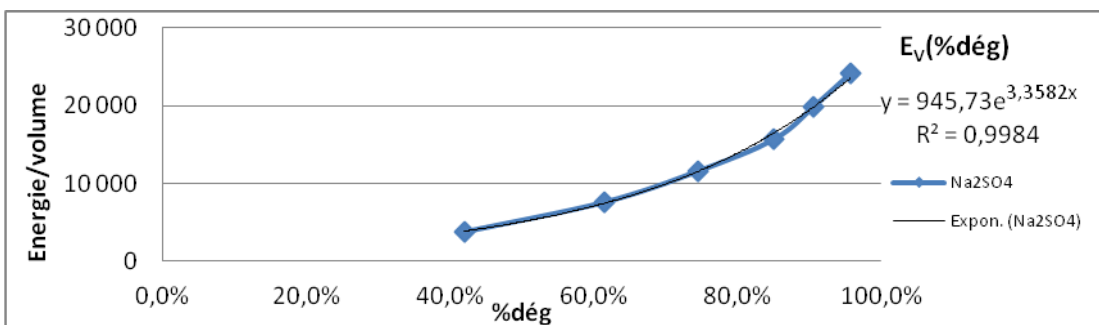


Figure IV-19: Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation avec Na₂SO₄ comme électrolyte ([MO]= 10 mg/L, [Na₂SO₄]=3,5 g/l, I=0.3A, pH 7, d=1 cm).

A partir de la figure (IV-19), on détermine l'équation (IV-12) qui relie l'Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation du Méthylorange lorsqu'on utilise Na_2SO_4 comme électrolyte :

$$E_V = 945,73 e^{3,3582 * (\% \text{ dég})} \quad (\text{IV-12})$$

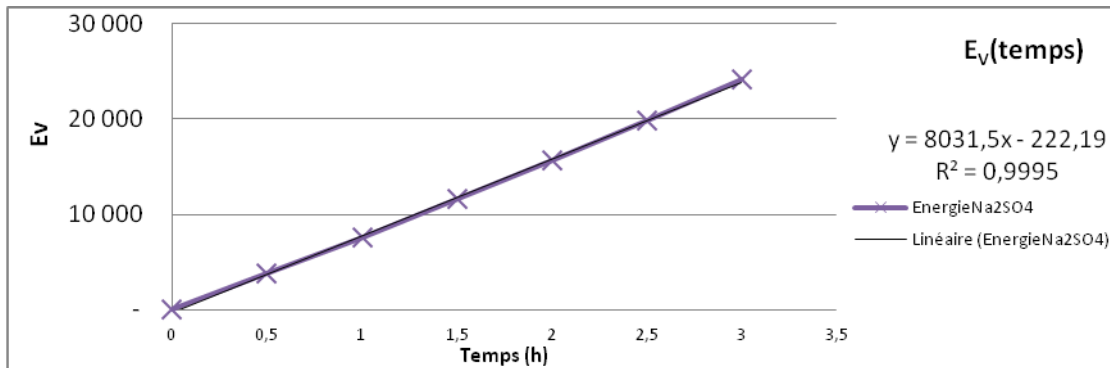


Figure IV -20: Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du Temps avec Na_2SO_4 comme électrolyte ($[\text{MO}] = 10 \text{ mg/L}$, $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 3,5 \text{ g/l}$, $I = 0,3\text{A}$, $\text{pH} 7$, $d = 1 \text{ cm}$).

A partir de la figure IV-20 on détermine l'équation (IV-13) qui relie le temps de dégradation du Méthylorange en fonction l'Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel lorsqu'on utilise Na_2SO_4 comme électrolyte :

$$T = (E_V + 222,19)/8031,5 \quad (\text{IV-13})$$

Les résultats d'extrapolation de l'Energie consommée par le procédé et le temps de dégradation du Méthylorange en fonction de cette Energie sont représentés sur le tableau IV-9 suivant :

Tableau IV-9: résultats d'extrapolation d'énergie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel, et le temps de réaction avec Na_2SO_4 comme électrolyte.

Electrolyte	$E_V(\text{wh/m}^3)$	% dég	Extrapolation	
			Equ (IV-12) (wh/m^3)	Equ (IV-13) (h)
Na_2SO_4	24 127,66	95,7%	23560,67437	2,96
NaNO_3	51 702,13	97,0%	24564,62095	3,09
NaCl	41 361,70	100,0%	27177,83733	3,41

A partir des résultats enregistrés lors de cette série de traitement, on constate que pour le NaCl nous avons 100% de dégradation, par contre formation d'un autre produit

(figure IV-18), ce qui nous pousse à l'éliminer du choix d'électrolyte. Pour les deux autres, on remarque qu'avec Na_2SO_4 on consomme moins d'énergie qu'avec NaNO_3 .

Lors de l'extrapolation du traitement avec Na_2SO_4 comme électrolyte on constate que nous pouvons atteindre les taux de dégradation des autres électrolytes avec moins d'énergies et un peu plus du temps de traitement.

Les figures (IV-16, IV-17) mettent en évidence une plus grande efficacité de Na_2SO_4 par rapport à NaCl et NaNO_3 . Ce résultat est en accord à ceux observés par Muruganathan et al. [40] et Ling Feng [41] sur la minéralisation du ketoprofène par oxydation anodique utilisant une électrode en BDD. Avec l'utilisation de Na_2SO_4 , l'augmentation de l'efficacité du procédé pourrait être expliquée par une dégradation supplémentaire de l'ibuprofène par les espèces $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ formés dans la solution. En effet, les ions SO_4^{2-} sont facilement oxydés à l'anode pour former des ions persulfate équation (IV-14), et de par leur réactivité élevée ils pourraient réagir avec les composés organiques et ainsi contribuer à leur dégradation de [42]. Par ailleurs, selon Chachou et al. [43], comparés aux autres anions, l'efficacité de Na_2SO_4 est due à la grande conductivité de l'ion sulfate (SO_4^{2-}) qui permet un meilleur transfert des charges. En conséquence, Na_2SO_4 a été choisi comme l'électrolyte optimal pour le reste de l'étude expérimentale. Le spectre optimum d'absorbance est représenté sur la figure IV-21.

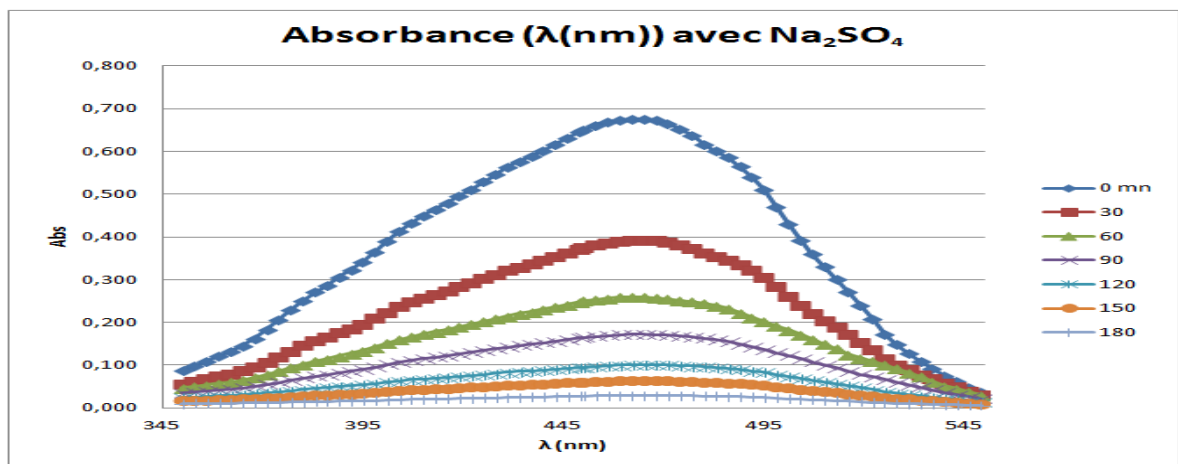


Figure IV-21 : Spectre d'absorbance de dégradation du méthylorange avec Na_2SO_4 comme électrolyte ([MO]= 10 mg/L, $[\text{Na}_2\text{SO}_4]$ =3,5 g/l, I=0.3A, pH 7, d=1 Cm).

IV.5 Effet de la concentration d'électrolyte

Dans les procédés de traitement électrochimique des eaux, les études sur les concentrations des électrolytes sont généralement utilisées pour améliorer la conductivité de la solution et de là, réduire la consommation d'énergie. Dans ce cadre notre étude est basée sur des concentrations variant de 2 à 5g/l de notre électrolyte préalablement optimiser (Na_2SO_4), un volume réactionnel de 250ml, à des concentrations de 10 mg/L de Méthylorange, une intensité de courant 0,3A et distance inter-électrodes 1cm, pH naturel de la solution (pH 7) et la durée de traitement à 3 h. Les résultats obtenus sont présentés sur les figures (IV-22, IV-23) et détaillées sur le tableau IV-10 (annexe).

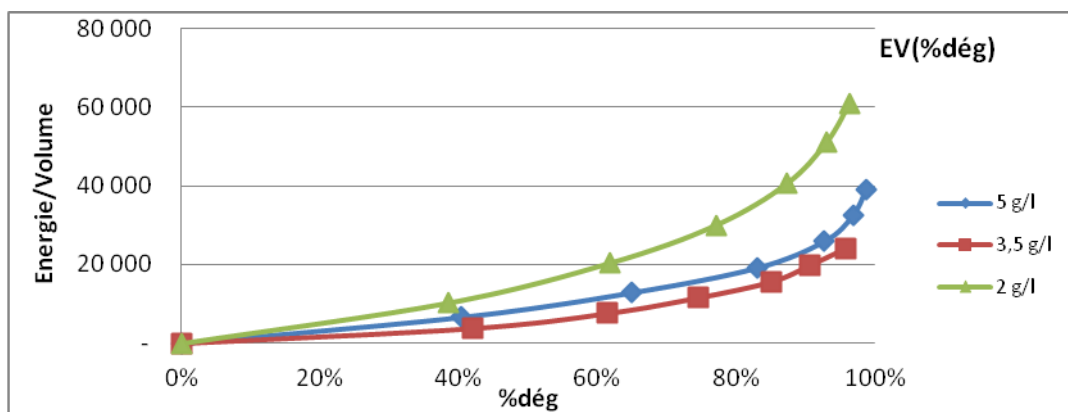


Figure IV-22 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation pour les différentes concentrations d'électrolyte ($[\text{MO}] = 10 \text{ mg/L}$, $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = (2, 3.5, 5) \text{ g/l}$, $I = 0.3 \text{ A}$, $\text{pH} = 7$, $d = 1 \text{ cm}$).

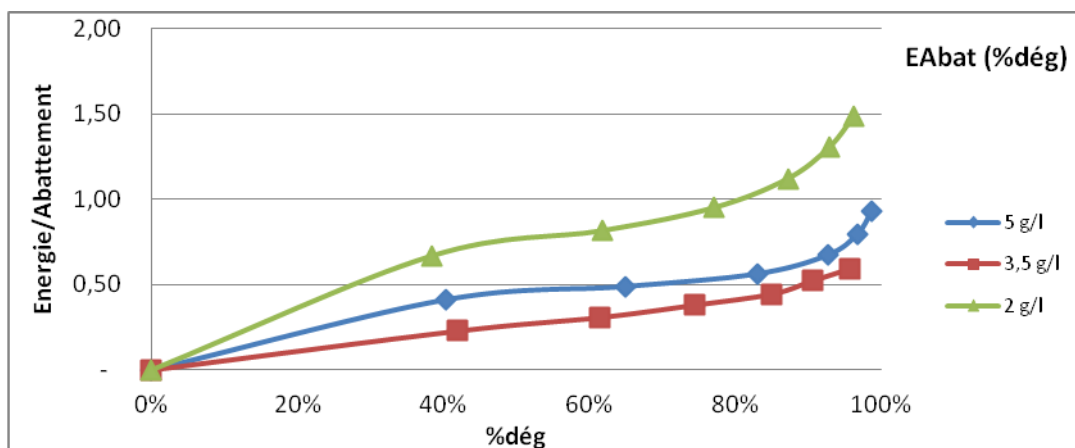


Figure IV-23 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en fonction du taux de dégradation pour les différentes concentrations d'électrolyte ($[\text{MO}] = 10 \text{ mg/L}$, $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = (2, 3.5, 5) \text{ g/l}$, $I = 0.3 \text{ A}$, $\text{pH} = 7$, $d = 1 \text{ cm}$).

Les résultats enregistrés sur les figures (IV-22, IV-23) montrent que le traitement électrochimique avec l'utilisation d'une concentration de 3,5 g/l de Na_2SO_4 présente des énergies [E_v (%dég), E_{Abat} (%dég)] les plus faibles par rapport aux autres concentrations.

Pour confirmer nos résultats en procédant à une extrapolation de l'énergie E_v (%dég) à 3,5 g/l de Na_2SO_4 en fonction des (%dég) des autres concentrations on déduit de l'équation $T(E_v)$, le temps nécessaire pour atteindre ces taux (figures (IV-19, IV-20)). Les résultats sont représentés sur le tableau IV-11 suivant :

Tableau IV-11: résultats d'extrapolation d'énergie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel, et le temps de réaction avec 3,5 g/l de Na_2SO_4 .

C-Electrolyte	E_v (wh/m ³)	% dég	Extrapolation à 3,5g/l	
			Equ (IV-12) (wh/m ³)	Equ (IV-13) (h)
2 g/l	60 893,62	96,3%	24020,40496	3,02
3,5 g/l	24 127,66	95,7%	23560,67437	2,96
5 g/l	39 063,83	98,8%	26079,18221	3,27

A partir des résultats enregistrés lors de cette série de traitement, on constate que l'énergie consommée décroît de 60893,62 à 24127,66 Wh/m³ avec l'augmentation de la concentration en électrolyte de 2 à 3,5g/l avec un taux de dégradation presque constant, cette diminution d'énergie pourrait être expliquée par l'augmentation de la quantité d'ions persulfates formés qui contribuent à la dégradation de la matière organique.

Ceci explique la diminution de la résistance électrique du milieu qui diminue la tension de cellule et donc la diminution de la consommation d'énergie. Cependant, quand la concentration de l'électrolyte dépasse 3.5g, on remarque une augmentation de l'énergie suivie par l'accroissement du taux à 98,8% ce qui ne justifie pas le coût supplémentaire du sel ni son impact sur l'environnement en tant que pollution supplémentaire.

A partir de notre extrapolation sur les équations à 3,5 g/l d'électrolyte on constate que nous pouvons atteindre le taux réaliser 5g/l avec moins d'énergie.

Par conséquent, pour le reste de l'étude, 3.5g/l de Na_2SO_4 a été choisie comme concentration optimale en électrolyte (figure IV-24).

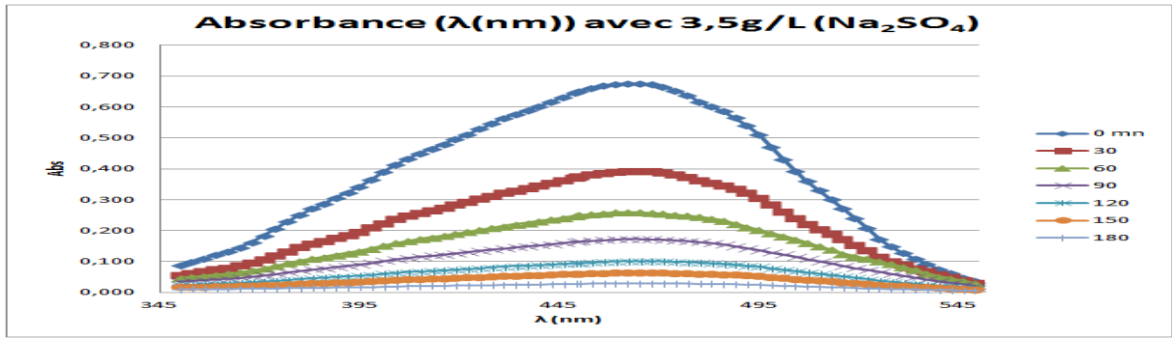


Figure IV-24 : Spectre d'absorbance de dégradation du méthylorange avec 3,5 g/L Na_2SO_4 ($[\text{MO}] = 10 \text{ mg/L}$, $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 3.5 \text{ g/l}$, $I = 0.3 \text{ A}$, $\text{pH} 7$, $d = 1 \text{ cm}$).

IV.6 Effet de la concentration du polluant

Jusqu'à cette étape de notre étude nous avons pu déterminer les meilleures conditions opératoires pour 3 heures de traitement électrolytique, avec le couple d'électrode (Ti/Pt)-(Ti/5WC), l'intensité du courant 0,3A, la distance inter-électrode 1cm, pH naturel de la solution (pH 7) et l'électrolyte Na_2SO_4 à 3,5 g/l.

Dans cette étape d'étude nous allons voir l'influence de la concentration du polluant sur l'énergie consommée par notre traitement pour atteindre des taux élevés d'abattement.

Les résultats obtenus sont présentés sur les figures (IV-25, IV-26) et détaillées sur le tableau IV-12 (annexe).

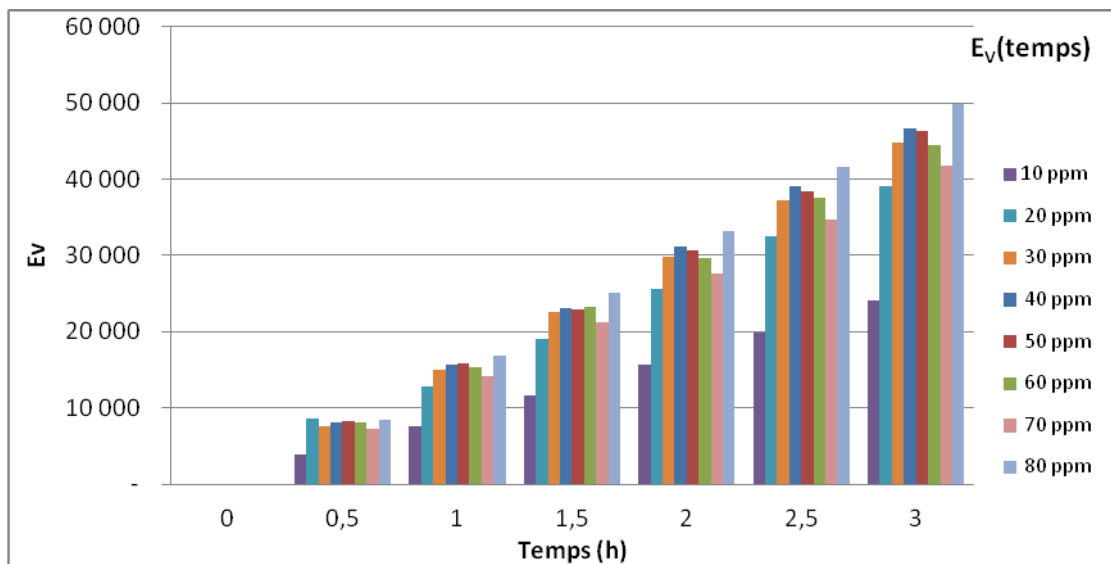


Figure IV-25 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du temps pour les différentes concentrations de polluant ($[\text{MO}] = (10, 20, 30, 40, 50, 60, 70, 80) \text{ mg/L}$, $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 3.5 \text{ g/l}$, $I = 300 \text{ mA}$, $\text{pH} 7$, $d = 1 \text{ cm}$).

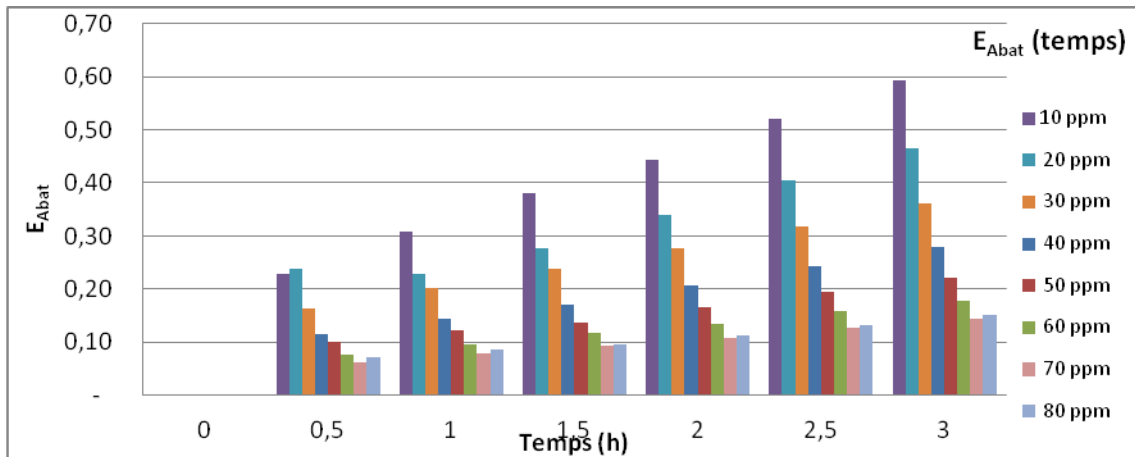


Figure IV-26 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en fonction du temps pour les différentes concentrations de polluant ([MO]= (10, 20, 30, 40, 50, 60, 70, 80) mg/L, [Na₂SO₄]=3.5g/l, I=300 mA, pH 7, d=1 cm).

On remarque sur les résultats enregistrés sur les figures (IV-25, IV-26) que :

- 1- L'énergie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel augmente avec l'augmentation de la concentration du polluant jusqu'à 60ppm, à 70ppm on constate qu'il y a diminution de l'énergie puis à 80ppm elle augmente.
- 2- Par contre on constate qu'il y a diminution de l'énergie consommée du procédé par rapport à l'abattement avec une augmentation de la concentration du polluant jusqu'à 70ppm, ensuite l'énergie augmente à 80ppm.

Pour voir mieux le phénomène on va se focaliser à 3heures de traitement enregistrés sur les figures (IV-27, IV-28)

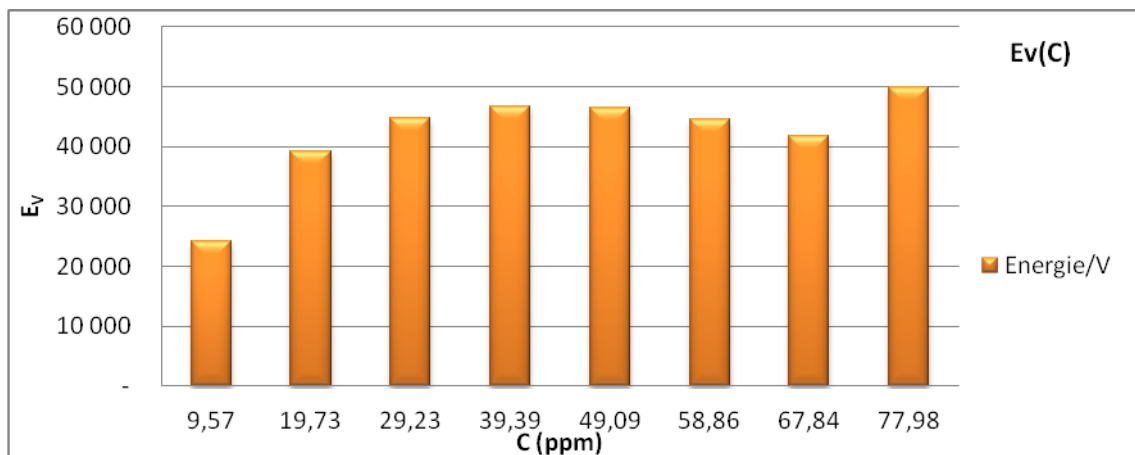


Figure IV-27 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction de différentes concentrations dégradées de polluant à T=03h de traitement ([MO]= (10, 20, 30, 40, 50, 60, 70, 80) mg/L, [Na₂SO₄]=3.5g/l, I=300 mA, pH 7, d=1 cm).

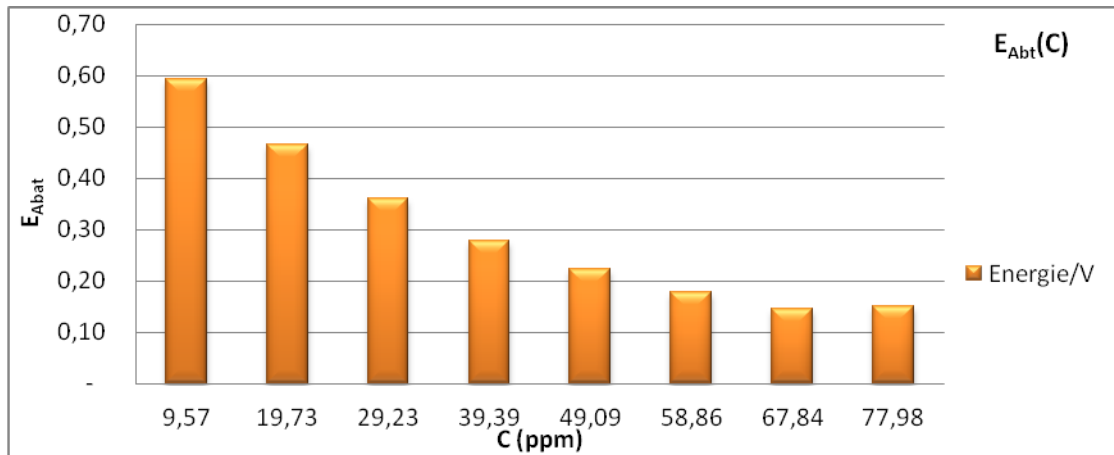


Figure IV-28 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en fonction des différentes concentrations dégradées de polluant à T=03h de traitement ([MO]= (10, 20, 30, 40, 50, 60, 70, 80) mg/L, [Na₂SO₄]=3.5g/l, I=300 mA, pH 7, d=1 cm).

Selon la littérature, pour des faibles concentrations en polluant, les sites actifs nécessaires pour l'électrolyse de l'eau à l'anode demeurent libres. La quantité des radicaux hydroxyles produite dans ce cas est suffisante pour avoir une oxydation complète du polluant [44]. Cependant, des fortes concentrations de polluant facilitent l'encombrement des électrodes ce qui entraîne une diminution de l'efficacité du procédé.[45]

De la notre traitement est optimal à une concentration du méthylorange de 70ppm, car nous avons atteint un maximum de produit traiter avec moins d'énergie possible (Figure IV-29).

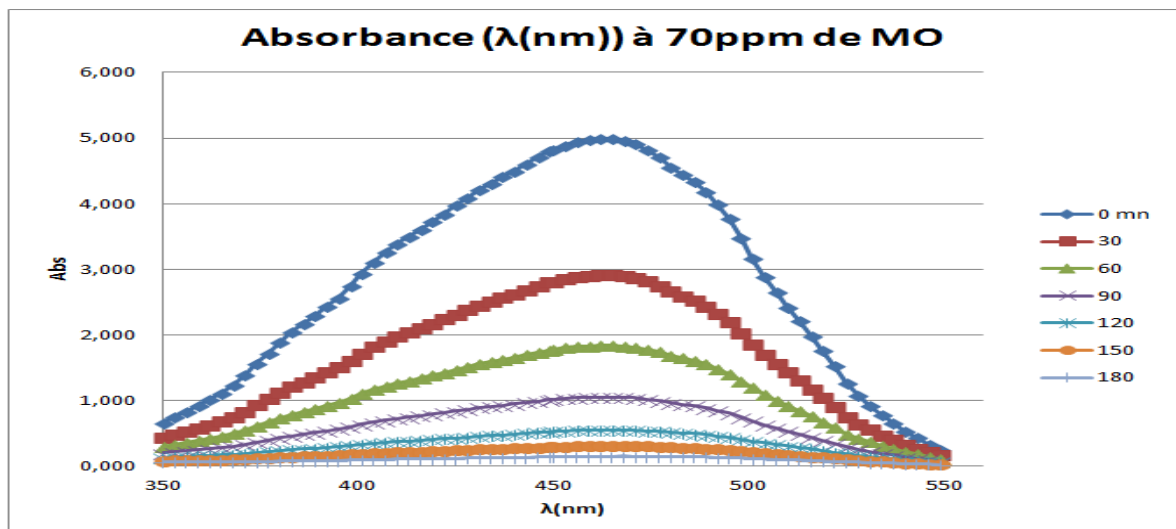


Figure IV-29 : Spectre d'absorbance de dégradation à 70 ppm du méthylorange

([MO]= 70mg/L, [Na₂SO₄]= 3.5 g/l, I=0.3A, pH 7, d=1 cm).

IV.7 Effet de pH

Sachant que les structures chimiques des polluant peuvent être influencées par le pH de la solution, alors ce dernier peut contribuer à l'efficacité des traitement électrochimique [46]. Plusieurs chercheurs ont étudié l'influence du pH de la solution sur les procédés électrochimique et leurs résultats sont même controversés, car on trouve des chercheurs qui disent que le procédé est plus favorable dans les milieux acides [47,48], alors que d'autre [49,50], trouvent que l'efficacité du procédé est optimal dans les milieux alcalin. Selon Muruganathan et al [33], l'effet du pH dépend des propriétés du polluant organique considéré et le matériau d'électrode employé.

Pour étudier l'effet du pH sur l'efficacité de la dégradation du méthylorange, une série d'expériences a été réalisée à partir d'une valeur de pH 3 jusqu'à pH 9. On travail avec les paramètres que nous avons optimisé antérieurement, avec 3 heures de traitement électrolytique, le couple d'électrode (Ti/Pt)-(Ti/5WC), l'intensité du courant à 300mA, la distance inter-électrode à 1cm, l'électrolyte Na_2SO_4 à 3,5 g/l, la concentration du méthylorange 70 ppm. Le pH désiré a été ajusté par l'utilisation du H_2SO_4 ou NaOH.

Les résultats obtenus sont présentés sur les figures (IV-30, IV-31) et détaillées sur le tableau IV-13 (annexe).

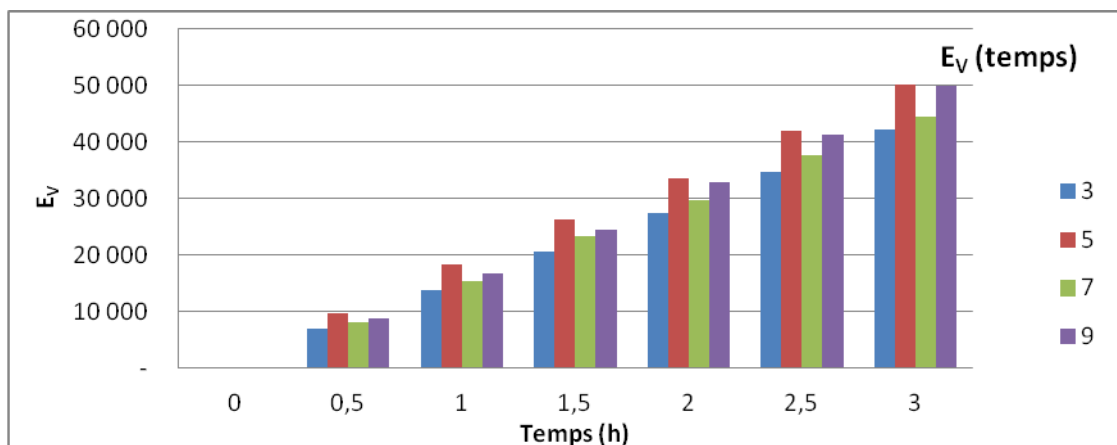


Figure IV-30 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du temps à différents pH de solution ($[\text{MO}] = 70\text{mg/L}$, $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 3.5\text{ g/l}$, $I = 0.3\text{A}$, pH (3, 5, 7, 9), $d = 1\text{ cm}$).

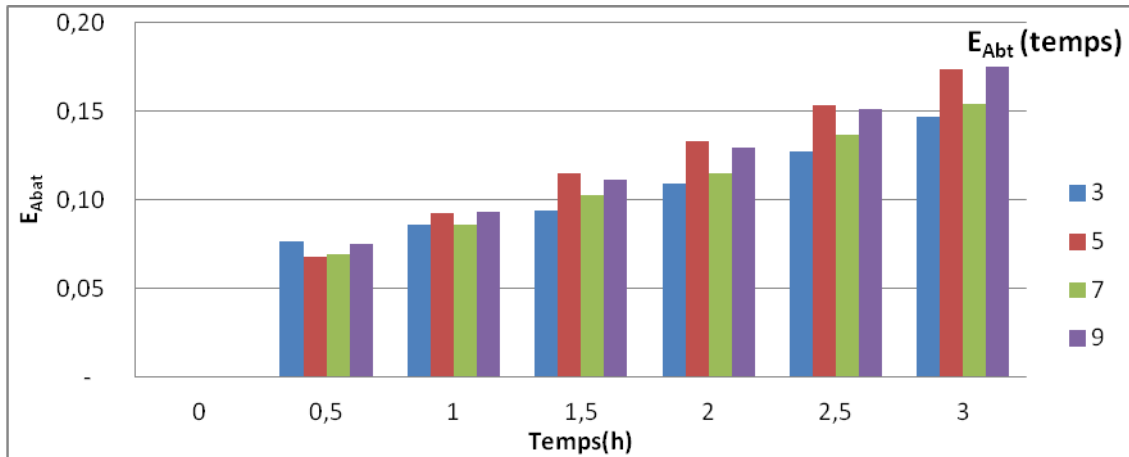


Figure IV-31 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en fonction du temps à différents pH de solution ([MO]= 70mg/L, [Na₂SO₄]= 3.5 g/l, I=0.3A, pH (3, 5, 7, 9), d=1 cm).

Les résultats enregistrés sur les figures (IV-30, IV-31) montrent que :

- 1- Le système consomme moins d'énergie par rapport au volume réactionnel pendant le traitement lorsque le pH de la solution est ajusté à 3.
- 2- Pour L'énergie consommée par le procédé par rapport à l'abattement on constate que lorsque le pH de la solution est égal à 3 l'énergie est la plus grande au début du traitement ensuite elle diminue avec l'avancement du temps.

Les résultats enregistrés sur les figures (IV-32, IV-33) et l'extrapolation focalisent notre étude sur le traitement avec un pH de solution égal à 3.

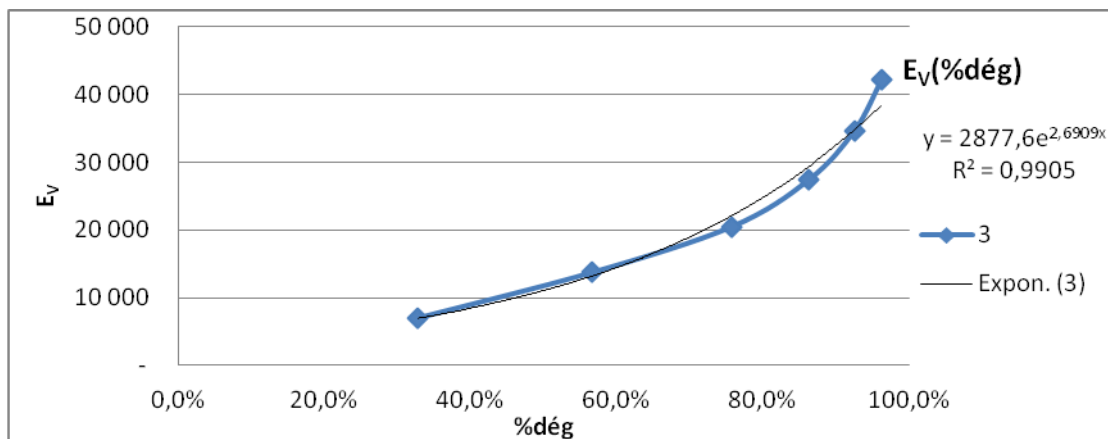


Figure IV-32 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation à pH 3 ([MO]= 70mg/L, [Na₂SO₄]= 3.5 g/l, I=0.3A, d=1 cm).

A partir de la figure IV-32 en détermine l'équation (IV-15) qui relie l'Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation du Méthylorange lorsque le pH=3 :

$$E_V = 2877,6 * e^{2,6909(\%dég)} \quad (IV-15)$$

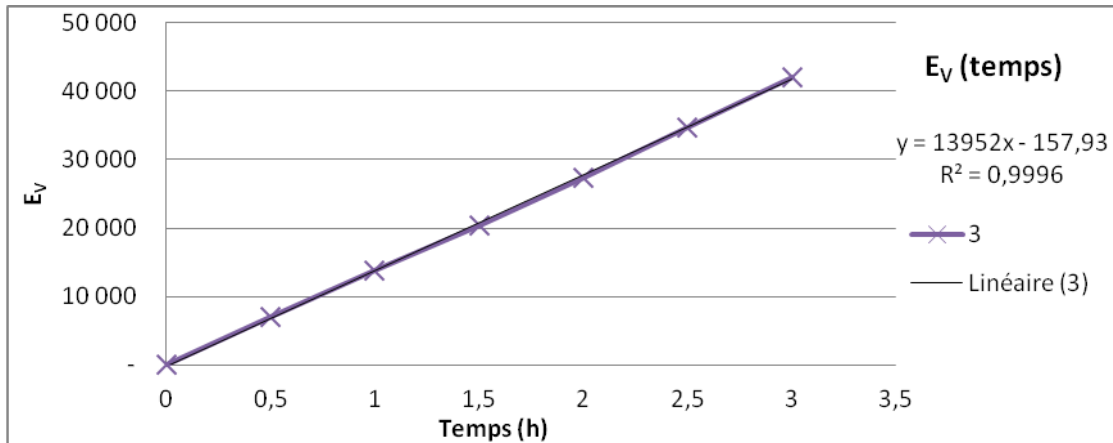


Figure IV-33 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du temps à pH 3 ([MO]= 70mg/L, [Na₂SO₄]= 3.5 g/l, I=0.3A, d=1 cm).

A partir de la figure IV-33 on détermine l'équation (IV-16) qui relie le temps de dégradation du Méthylorange à l'Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel lorsque le pH est égal à 3 :

$$T = (E_V + 157,93)/13952 \quad (\text{IV-16})$$

Les résultats d'extrapolation sont enregistrés sur le tableau IV-14 suivant :

Tableau IV-14: résultats d'extrapolation d'énergie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel, et le temps de réaction à pH 3.

PH	E _V (wh/m ³)	% dég	Extrapolation à pH=3	
			Equ (IV-15) (wh/m ³)	Equ (IV-16) (h)
3	42 127,66	96,2%	38347,51718	2,76
5	50 170,21	97,1%	39282,53286	2,83
7	44 425,53	96,9%	39051,34498	2,81
9	49 787,23	95,6%	37724,68116	2,72

Les résultats d'extrapolation montrent que si on travail avec une solution à pH 3, le système de traitement consomme moins d'énergie avec un taux élevé d'abattement (figure IV-34).

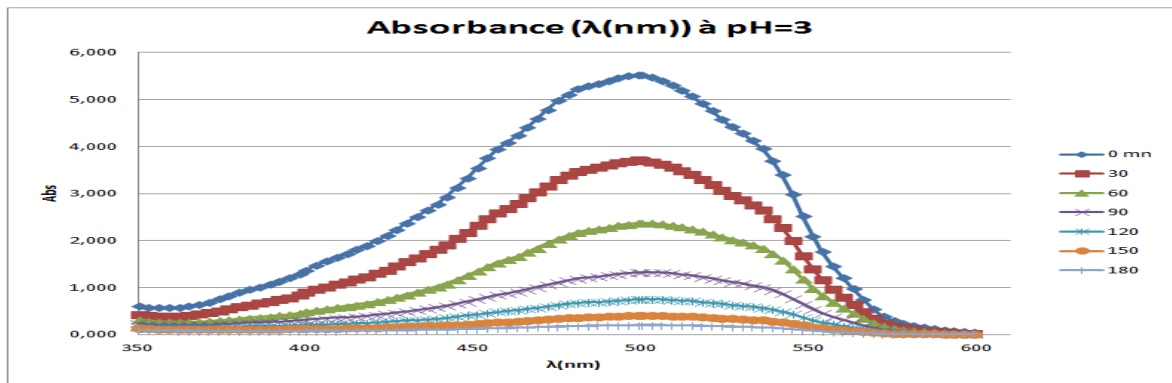


Figure IV-34 : Spectre d'absorbance de dégradation du méthylorange à pH 3

([MO]= 70mg/L, [Na₂SO₄]= 3.5 g/l, I=0.3A, d=1 cm).

IV.8 Effet du barbotage d'oxygène

Dans cette étape d'étude, nous allons voir l'influence du barbotage d'oxygène sur l'énergie consommée par notre traitement pour atteindre des taux élevés d'abattement.

On travail avec les paramètres suivant : 3h de traitement électrolytique, le couple d'électrode (Ti/Pt)-(Ti/5WC), l'intensité du courant à 300mA, la distance inter-électrode à 1cm, l'électrolyte Na₂SO₄ à 3,5 g/l, la concentration du méthylorange 70 ppm et le pH 3. Le barbotage d'O₂ se fait à l'aide d'une pompe utilisée dans les aquariums et qui permet le pompage de l'air à différents débits. Un faible débit est utilisé pour ne pas trop perturber la solution et favoriser le contact radical-polluant.

Les résultats obtenus sont présentés sur les figures (IV-35, IV-36) et détaillées sur le tableau IV-15 (annexe).

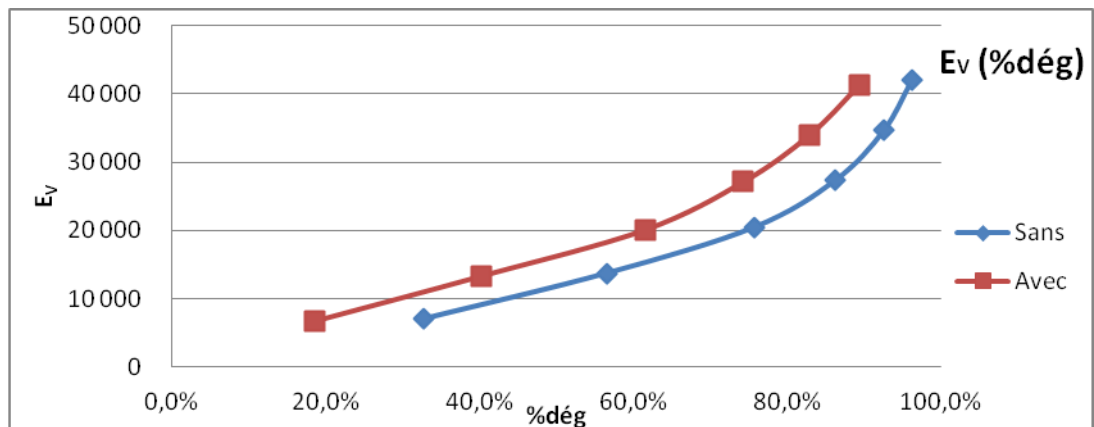


Figure IV-35 : Energie consommée par le procédé par rapport au volume réactionnel en fonction du taux de dégradation avec et sans barbotage d'oxygène ([MO]= 70mg/L, [Na₂SO₄]=3.5g/l, I=0.3A, pH 3, d=1cm).

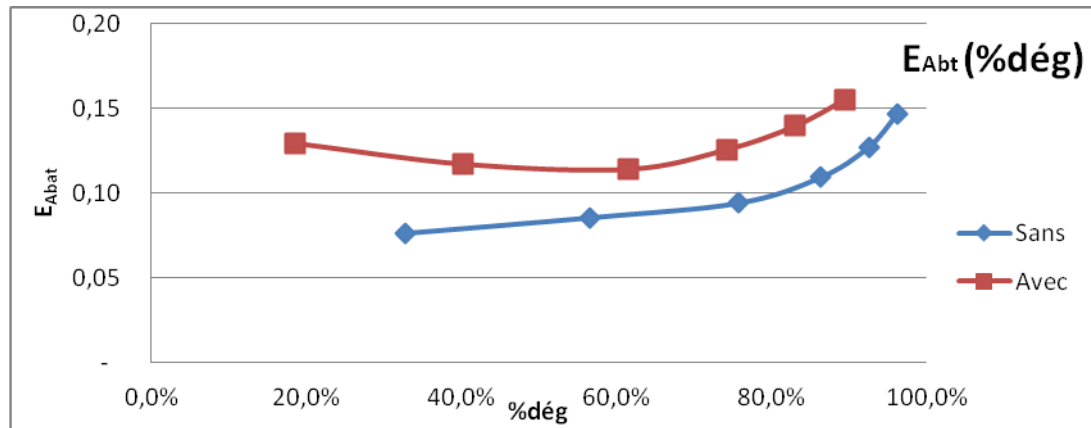


Figure IV-36 : Energie consommée par le procédé par rapport à l'abattement en fonction du taux de dégradation avec et sans barbotage d'oxygène ([MO]= 70mg/L, [Na₂SO₄]=3.5g/l, I=0.3A, pH 3, d=1cm).

Les résultats enregistrés sur les figures (IV-35, IV-36) montrent que :

Le système consomme moins d'énergie par rapport au volume réactionnel ainsi que par rapport à l'abattement lorsque le traitement électrolytique s'effectue sans barbotage d'oxygène.

A partir des résultats enregistrés, on remarque une diminution du taux de dégradation de 6,8% avec le barbotage d'oxygène, ce qui signifie que ce dernier entrave le contact entre les radicaux et notre polluant par le phénomène d'électro-flottation ce qui entraîne une diminution de l'efficacité du procédé.

Le spectre d'absorbance de dégradation optimale du méthylorange et représenté sur la figure IV-34.

Conclusion

La décontamination des eaux polluées de rejets d'industrie textiles par les procédés d'oxydation anodique est une technique très prometteuse, car cette dégradation est effectuée par l'action oxydante des radicaux hydroxyles produits in-situ.

Une étude d'optimisation de plusieurs paramètres opératoires susceptibles d'avoir une influence sur la dégradation du méthylorange à savoir : l'utilisation de nouveaux matériaux comme électrodes, l'intensité de courant, la distance inter-électrodes, la nature et la concentration d'électrolytes, la concentration du méthylorange et le pH du milieu, le barbotage d'oxygène. Ces conditions assurent une bonne dégradation avec le minimum d'énergie consommée.

A travers les différents résultats d'optimisation réalisée dans cette étude, nous pouvons conclure que les meilleurs résultats sont obtenus avec :

- ✓ L'utilisation d'un nouveau matériau (Ti/5WC) comme cathode avec l'anode (Ti/Pt) séparé d'une distance inter-électrodes de 1cm et une intensité de courant de 300mA, qui assure un rendement de dégradation de 97%
- ✓ L'électrolyte favorable à notre électrolyse est le Na_2SO_4 avec une concentration de 3,5g/L et qui présente une très grande efficacité vue l'énergie consommée par rapport aux autres électrolytes.
- ✓ L'Energie consommée du procédé par rapport au volume réactionnel et à l'abattement, en fonction des différentes concentrations de polluant sont optimales à une concentration du méthylorange de 70ppm.
- ✓ Le pH 3 de milieu est le potentiel optimal à notre traitement.
- ✓ Le barbotage d'oxygène inhibe le contact entre les radicaux et notre polluant.

Enfin, cette étude a montré l'intérêt et l'avantage du procédé électrochimique pour la dégradation des colorants synthétiques. Néanmoins, ce travail est loin d'être achevé et il sera plus intéressant d'approfondir la recherche dans ce domaine.

Annexe

Tableau IV-1 : Effet du couple d'électrodes anode/cathode

Temps (h)	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3
Cathode	Ti-SWC						
voltage (Volt)	12,7	10,8	10	9,5	9,1	9,1	8,8
Abs	0,761	0,422	0,256	0,148	0,085	0,038	0,024
C (ppm)	10,000	5,545	3,364	1,945	1,117	0,499	0,315
Abattement (ppm)	0,000	4,455	6,636	8,055	8,883	9,501	9,685
Dégradation(%)	0%	45%	66%	81%	89%	95%	97%
Energie/V (Wh/m ³)	-	6480,000	12145,749	17520,492	22655,602	28676,471	33702,128
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,364	0,452	0,531	0,615	0,718	0,818
Cathode	W-20Cu (950-30min)						
voltage (Volt)	11,6	7,9	7,6	7,4	7,4	7,4	7,4
Abs	0,761	0,597	0,427	0,314	0,220	0,160	0,115
C (ppm)	10,000	7,845	5,611	4,126	2,891	2,102	1,511
Abattement (ppm)	0,000	2,155	4,389	5,874	7,109	7,898	8,489
Dégradation(%)	0%	22%	44%	59%	71%	79%	85%
Energie/V (Wh/m ³)	-	4740,000	9230,769	13647,541	18423,237	23319,328	28340,426
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,550	0,519	0,567	0,625	0,703	0,785
Cathode	WC01-S01						
voltage (Volt)	11,5	10,5	9,7	9,2	8,9	8,8	8,7
Abs	0,761	0,595	0,450	0,325	0,215	0,144	0,092
C (ppm)	10,000	7,819	5,913	4,271	2,825	1,892	1,209
Abattement (ppm)	0,000	2,181	4,087	5,729	7,175	8,108	8,791
Dégradation(%)	0%	22%	41%	57%	72%	81%	88%
Energie/V (Wh/m ³)	-	6300,000	11781,377	16967,213	22157,676	27731,092	33319,149
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,722	0,712	0,723	0,744	0,814	0,891
Cathode	WCR8						
voltage (Volt)	11,5	9,7	8,8	8,5	8,2	8,1	8,1
Abs	0,761	0,515	0,382	0,285	0,207	0,142	0,095
C (ppm)	10,000	6,767	5,020	3,745	2,720	1,866	1,248
Abattement (ppm)	0,000	3,233	4,980	6,255	7,280	8,134	8,752
Dégradation(%)	0%	32%	50%	63%	73%	81%	88%
Energie/V (Wh/m ³)	-	5820,000	10688,259	15676,230	20414,938	25525,210	31021,277
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,450	0,530	0,612	0,676	0,747	0,833
Cathode	Ti (800)						
voltage (Volt)	14,5	13,3	12,6	11,9	11,5	11,2	11,2
Abs	0,761	0,509	0,361	0,251	0,175	0,116	0,078
C (ppm)	10,000	6,689	4,744	3,298	2,300	1,524	1,025
Abattement (ppm)	0,000	3,311	5,256	6,702	7,700	8,476	8,975
Dégradation(%)	0%	33%	53%	67%	77%	85%	90%
Energie/V (Wh/m ³)	-	7980,000	15303,644	21946,721	28630,705	35294,118	42893,617
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,602	0,719	0,799	0,896	0,991	1,123

Cathode	Graphite						
voltage (Volt)	11,1	10,3	9,9	9,8	9,7	9,6	9,6
Abs	0,761	0,452	0,322	0,219	0,144	0,098	0,067
C (ppm)	10,000	5,940	4,231	2,878	1,892	1,288	0,880
Abattement (ppm)	0,000	4,060	5,769	7,122	8,108	8,712	9,120
Dégradation(%)	0%	41%	58%	71%	81%	87%	91%
Energie/V (Wh/m ³)	-	6180,000	12024,291	18073,770	24149,378	30252,101	36765,957
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,381	0,515	0,619	0,718	0,826	0,947
Cathode	Diamant syn						
voltage (Volt)	15	12,8	11,8	10,8	10,7	10,2	10
Abs	0,761	0,584	0,464	0,365	0,264	0,18	0,121
C (ppm)	10,000	7,674	6,097	4,796	3,469	2,365	1,590
Abattement (ppm)	0,000	2,326	3,903	5,204	6,531	7,635	8,410
Dégradation(%)	0%	23%	39%	52%	65%	76%	84%
Energie/V (Wh/m ³)	-	7680,000	14331,984	19918,033	26639,004	32142,857	38297,872
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,825	0,907	0,934	0,983	1,002	1,070

Tableau IV-3 : Effet de l'intensité du courant

Temps (h)	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3
Intensité	100 mA						
voltage (Volt)	4,9	4,9	4,8	4,7	4,7	4,6	4,8
Abs	0,892	0,6615	0,50065	0,3768	0,2715	0,1911	0,132
C (ppm)	10,000	7,416	5,613	4,224	3,044	2,142	1,480
Abattement (ppm)	0,000	2,584	4,387	5,776	6,956	7,858	8,520
Dégradation(%)	0%	25,8%	43,9%	57,8%	69,6%	78,6%	85,2%
Energie/V (Wh/m ³)	-	980,00	1 943,32	2 889,34	3 900,41	4 831,93	6 127,66
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,28	0,33	0,37	0,41	0,44	0,51
Intensité	300m A						
voltage (Volt)	6,4	6,4	6,3	6,3	6,3	6,3	6,3
Abs	0,676	0,49	0,372	0,287	0,202	0,159	0,115
C (ppm)	10,000	5,799	3,852	2,547	1,494	0,941	0,425
Abattement (ppm)	0,000	4,201	6,148	7,453	8,506	9,059	9,575
Dégradation(%)	0%	42,0%	61,5%	74,5%	85,1%	90,6%	95,7%
Energie/V (Wh/m ³)	-	3 840,00	7 651,82	11 618,85	15 684,65	19 852,94	24 127,66
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,23	0,31	0,38	0,44	0,52	0,59
Intensité	500 mA						
voltage (Volt)	15,6	14,1	13,5	13	12,8	12,7	12,6
Abs	0,892	0,623	0,409	0,257	0,148	0,105	0,07
C (ppm)	10,000	6,286	3,668	2,017	0,996	0,353	0,102
Abattement (ppm)	0,000	3,714	6,332	7,983	9,004	9,647	9,898
Dégradation(%)	0%	37,1%	63,3%	79,8%	90,0%	96,5%	99,0%
Energie/V (Wh/m ³)	-	14 100,00	27 327,94	39 959,02	53 112,03	66 701,68	80 425,53
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,57	0,64	0,73	0,85	0,99	1,15

Tableau IV-6 : Effet de la distance inter-électrode

Temps (h)	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3
Distance	1 Cm						
voltage (Volt)	6,4	6,4	6,3	6,3	6,3	6,3	6,3
Abs	0,676	0,392	0,2604	0,1722	0,101	0,0636	0,02875
C (ppm)	10,000	5,799	3,852	2,547	1,494	0,941	0,425
Abattement (ppm)	0,000	4,201	6,148	7,453	8,506	9,059	9,575
Dégradation(%)	0	42%	61%	75%	85%	91%	96%
Energie/V (Wh/m ³)	-	3 840,00	7 651,82	11 618,85	15 684,65	19 852,94	24 127,66
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,23	0,31	0,38	0,44	0,52	0,59
Distance	2 Cm						
voltage (Volt)	16,6	15,4	14,7	14,5	14,3	13,3	13,2
Abs	0,659	0,4563	0,282	0,15235	0,08865	0,0497	0,0297
C (ppm)	10,000	6,924	4,279	2,312	1,345	0,754	0,451
Abattement (ppm)	0,000	3,076	5,721	7,688	8,655	9,246	9,549
Dégradation(%)	0%	31%	57%	77%	87%	92%	95%
Energie/V (Wh/m ³)	-	9 240,00	17 854,25	26 741,80	35 601,66	41 911,76	50 553,19
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,75	0,77	0,85	0,99	1,08	1,24
Distance	3 Cm						
voltage (Volt)	17,1	15,6	15,1	14,8	14,5	14,4	14,3
Abs	0,659	0,4662	0,3128	0,1988	0,11385	0,07065	0,03885
C (ppm)	10,000	7,074	4,747	3,017	1,728	1,072	0,590
Abattement (ppm)	0,000	2,926	5,253	6,983	8,272	8,928	9,410
Dégradation(%)	0%	29%	53%	70%	83%	89%	94%
Energie/V (Wh/m ³)	-	9 360,00	18 340,08	27 295,08	36 099,59	45 378,15	54 765,96
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,80	0,86	0,95	1,05	1,21	1,37

Tableau IV-8 : Effet de l'électrolyte

Temps (h)	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3
Electrolyte	Na₂SO₄						
voltage (Volt)	6,4	6,4	6,3	6,3	6,3	6,3	6,3
Abs	0,676	0,392	0,2604	0,1722	0,101	0,0636	0,02875
C (ppm)	10,000	5,799	3,852	2,547	1,494	0,941	0,425
Abattement (ppm)	0,000	4,201	6,148	7,453	8,506	9,059	9,575
Dégradation(%)	0%	42,0%	61,5%	74,5%	85,1%	90,6%	95,7%
Energie/V (Wh/m ³)	-	3 840,00	7 651,82	11 618,85	15 684,65	19 852,94	24 127,66
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,23	0,31	0,38	0,44	0,52	0,59
Electrolyte	NaNO₃						
voltage (Volt)	16,1	14,9	14,4	14	13,7	13,6	13,5
Abs	0,578	0,3645	0,2272	0,1176	0,0665	0,0364	0,0174
C (ppm)	10,000	6,306	3,931	2,035	1,151	0,630	0,301
Abattement (ppm)	0,000	3,694	6,069	7,965	8,849	9,370	9,699
Dégradation(%)	0%	36,9%	60,7%	79,7%	88,5%	93,7%	97,0%
Energie/V (Wh/m ³)	-	8 940,00	17 489,88	25 819,67	34 107,88	42 857,14	51 702,13
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,61	0,71	0,79	0,93	1,09	1,25

Electrolyte	NaCl						
voltage (Volt)	12,5	11,8	11,3	11,1	11,1	11	10,8
Abs	0,768	0,003	0,001	0	0	0	0
C (ppm)	10	0,039	0,013	0	0	0	0
Abattement (ppm)	0	9,961	9,987	10	10	10	10
Dégradation(%)	0%	99,6%	99,9%	100%	100%	100%	100%
Energie/V (Wh/m ³)	-	7 080,00	13 724,70	20 471,31	27 634,85	34 663,87	41 361,70
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,18	0,34	0,50	0,67	0,83	0,97

Tableau IV-10 : Effet de la concentration de l'électrolyte

Temps (h)	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3
C Electrolyte (g/L)	5 g/l						
voltage (Volt)	11,4	11,1	10,6	10,4	10,4	10,3	10,2
Abs	0,730	0,435	0,256	0,124	0,053	0,023	0,009
C (ppm)	10,000	5,962	3,503	1,695	0,729	0,315	0,123
Abattement (ppm)	0,000	4,038	6,497	8,305	9,271	9,685	9,877
Dégradation(%)	0%	40,4%	65,0%	83,0%	92,7%	96,8%	98,8%
Energie/V (Wh/m ³)	-	6 660,00	12 874,49	19 180,33	25 892,12	32 457,98	39 063,83
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,41	0,49	0,56	0,67	0,80	0,93
C Electrolyte (g/L)	3,5 g/l						
voltage (Volt)	6,4	6,4	6,3	6,3	6,3	6,3	6,3
Abs	0,676	0,392	0,260	0,172	0,101	0,064	0,029
C (ppm)	10,000	5,799	3,852	2,547	1,494	0,941	0,425
Abattement (ppm)	0,000	4,201	6,148	7,453	8,506	9,059	9,575
Dégradation(%)	0%	42,0%	61,5%	74,5%	85,1%	90,6%	95,7%
Energie/V (Wh/m ³)	-	3 840,00	7 651,82	11 618,85	15 684,65	19 852,94	24 127,66
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,23	0,31	0,38	0,44	0,52	0,59
C Electrolyte (g/L)	2 g/l						
voltage (Volt)	16,2	17,1	16,8	16,3	16,3	16,2	15,9
Abs	0,707	0,436	0,270	0,162	0,090	0,050	0,026
C (ppm)	10,000	6,161	3,825	2,287	1,273	0,700	0,368
Abattement (ppm)	0,000	3,839	6,175	7,713	8,727	9,300	9,632
Dégradation(%)	0%	38,4%	61,8%	77,1%	87,3%	93,0%	96,3%
Energie/V (Wh/m ³)	-	10 260,00	20 404,86	30 061,48	40 580,91	51 050,42	60 893,62
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,67	0,82	0,95	1,12	1,31	1,49

Tableau IV-12 : Effet de la concentration optimal du polluant

Temps (h)	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3
C[MO]	10 ppm						
voltage (Volt)	6,4	6,4	6,3	6,3	6,3	6,3	6,3
Abs	0,676	0,392	0,260	0,172	0,101	0,064	0,029
C (ppm)	10,000	5,799	3,852	2,547	1,494	0,941	0,425
Abatement (ppm)	0,000	4,201	6,148	7,453	8,506	9,059	9,575
Dégradation(%)	0%	42,0%	61,5%	74,5%	85,1%	90,6%	95,7%
Energie/V (Wh/m³)	-	3 840,00	7 651,82	11 618,85	15 684,65	19 852,94	24 127,66
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,23	0,31	0,38	0,44	0,52	0,59
C[MO]	20 ppm						
voltage (Volt)	15,8	14,4	10,5	10,3	10,3	10,3	10,2
Abs	1,489	0,814	0,462	0,246	0,133	0,066	0,020
C (ppm)	20,000	10,939	6,206	3,304	1,780	0,881	0,274
Abatement (ppm)	0,000	9,061	13,794	16,696	18,220	19,119	19,726
Dégradation(%)	0%	45,3%	69,0%	83,5%	91,1%	95,6%	98,6%
Energie/V (Wh/m³)	-	8 640,00	12 753,04	18 995,90	25 643,15	32 457,98	39 063,83
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,24	0,23	0,28	0,34	0,40	0,47
C[MO]	30 ppm						
voltage (Volt)	8,2	12,8	12,4	12,2	12,0	11,8	11,7
Abs	2,111	1,278	0,812	0,496	0,285	0,158	0,054
C (ppm)	30,000	18,168	11,540	7,043	4,043	2,240	0,767
Abatement (ppm)	0,000	11,832	18,460	22,957	25,957	27,760	29,233
Dégradation(%)	0%	39,4%	61,5%	76,5%	86,5%	92,5%	97,4%
Energie/V (Wh/m³)	-	7 680,00	15 060,73	22 500,00	29 875,52	37 184,87	44 808,51
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,16	0,20	0,24	0,28	0,32	0,36
C[MO]	40 ppm						
voltage (Volt)	14,5	13,4	12,9	12,5	12,5	12,4	12,2
Abs	2,848	1,595	0,925	0,507	0,262	0,133	0,043
C (ppm)	40,000	22,404	12,997	7,121	3,680	1,871	0,607
Abatement (ppm)	0,000	17,596	27,003	32,879	36,320	38,129	39,393
Dégradation(%)	0%	44,0%	67,5%	82,2%	90,8%	95,3%	98,5%
Energie/V (Wh/m³)	-	8 040,00	15 668,02	23 053,28	31 120,33	39 075,63	46 723,40
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,11	0,14	0,17	0,21	0,24	0,28
C[MO]	50 ppm						
voltage (Volt)	14,8	13,9	13,0	12,4	12,3	12,2	12,1
Abs	3,398	1,983	1,210	0,617	0,367	0,185	0,062
C (ppm)	50,000	29,182	17,799	9,076	5,393	2,719	0,909
Abatement (ppm)	0,000	20,818	32,201	40,924	44,607	47,281	49,091
Dégradation(%)	0%	41,6%	64,4%	81,8%	89,2%	94,6%	98,2%
Energie/V (Wh/m³)	-	8 340,00	15 789,47	22 868,85	30 622,41	38 445,38	46 340,43
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,10	0,12	0,14	0,17	0,19	0,22
C[MO]	60 ppm						
voltage (Volt)	14,9	13,5	12,7	12,6	11,9	11,9	11,6
Abs	4,334	2,404	1,451	0,854	0,472	0,251	0,082
C (ppm)	60,000	33,281	20,089	11,820	6,527	3,472	1,138

Abatement (ppm)	0,000	26,719	39,911	48,180	53,473	56,528	58,862
Dégradation(%)	0%	44,5%	66,5%	80,3%	89,1%	94,2%	98,1%
Energie/V (Wh/m³)	-	8 100,00	15 425,10	23 237,70	29 626,56	37 500,00	44 425,53
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,08	0,10	0,12	0,13	0,16	0,18
C[MO]	70 ppm						
voltage (Volt)	13,1	12,1	11,6	11,5	11,1	11,0	10,9
Abs	4,994	2,918	1,843	1,057	0,555	0,326	0,154
C (ppm)	70,000	40,907	25,839	14,816	7,782	4,562	2,159
Abatement (ppm)	0,000	29,093	44,161	55,184	62,218	65,438	67,841
Dégradation(%)	0%	41,6%	63,1%	78,8%	88,9%	93,5%	96,9%
Energie/V (Wh/m³)	-	7 260,00	14 089,07	21 209,02	27 634,85	34 663,87	41 744,68
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,06	0,08	0,09	0,11	0,13	0,14
C[MO]	80 ppm						
voltage (Volt)	15,0	14,2	13,9	13,6	13,3	13,2	13,0
Abs	5,618	3,531	2,190	1,124	0,641	0,317	0,142
C (ppm)	80,000	50,284	31,180	15,999	9,131	4,515	2,019
Abatement (ppm)	0,000	29,716	48,820	64,001	70,869	75,485	77,981
Dégradation(%)	0%	37,1%	61,0%	80,0%	88,6%	94,4%	97,5%
Energie/V (Wh/m³)	-	8 520,00	16 882,59	25 081,97	33 112,03	41 596,64	49 787,23
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,07	0,09	0,10	0,11	0,13	0,15

Tableau IV-13 : Effet du pH

Temps (h)	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3
pH	3						
voltage	12,0	11,7	11,3	11,1	11,0	11,0	11,0
Abs	5,474	3,679	2,379	1,330	0,752	0,408	0,206
C (ppm)	70,000	47,047	30,424	17,009	9,617	5,223	2,632
Abatement (ppm)	0,000	22,953	39,576	52,991	60,383	64,777	67,368
Dégradation(%)	0%	32,8%	56,5%	75,7%	86,3%	92,5%	96,2%
Energie/V (Wh/m³)	-	7 020,00	13 724,70	20 471,31	27 385,89	34 663,87	42 127,66
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,08	0,09	0,09	0,11	0,13	0,15
pH	5						
voltage	17,2	15,9	15,0	14,2	13,5	13,3	13,1
Abs	5,091	2,545	1,544	1,059	0,655	0,355	0,146
C (ppm)	70,000	34,994	21,233	14,561	9,007	4,879	2,005
Abatement (ppm)	0,000	35,006	48,767	55,439	60,993	65,121	67,995
Dégradation(%)	0%	50,0%	69,7%	79,2%	87,1%	93,0%	97,1%
Energie/V (Wh/m³)	-	9 540,00	18 218,62	26 188,52	33 609,96	41 911,76	50 170,21
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,07	0,09	0,12	0,13	0,15	0,17
pH	7						
voltage (Ph 7) 60 ppm	14,9	13,5	12,7	12,6	11,9	11,9	11,6
Abs	4,994	2,918	1,843	1,057	0,555	0,326	0,154
C (ppm)	70,000	40,907	25,839	14,816	7,782	4,562	2,159
Abatement (ppm)	0,000	29,093	44,161	55,184	62,218	65,438	67,841
Dégradation(%)	0%	41,6%	63,1%	78,8%	88,9%	93,5%	96,9%
Energie/V (Wh/m³)	-	8 100,00	15 425,10	23 237,70	29 626,56	37 500,00	44 425,53
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,07	0,09	0,10	0,11	0,14	0,15

pH	9						
voltage (Ph 9) 60 ppm	16,1	14,5	13,7	13,2	13,2	13,1	13,0
Abs	5,096	2,983	1,873	1,212	0,649	0,370	0,223
C (ppm)	70,000	40,974	25,734	16,644	8,910	5,082	3,058
Abattement (ppm)	0,000	29,026	44,266	53,356	61,090	64,918	66,942
Dégradation(%)	0%	41,5%	63,2%	76,2%	87,3%	92,7%	95,6%
Energie/V (Wh/m³)	-	8 700,00	16 639,68	24 344,26	32 863,07	41 281,51	49 787,23
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,07	0,09	0,11	0,13	0,15	0,17

Tableau IV-15 : Effet du barbotage d'oxygène

Temps (h)	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3
Barbotage O2	Sans						
voltage	12,0	11,7	11,3	11,1	11,0	11,0	11,0
Abs	5,474	3,679	2,379	1,330	0,752	0,408	0,206
C (ppm)	70,000	47,047	30,424	17,009	9,617	5,223	2,632
Abattement (ppm)	0,000	22,953	39,576	52,991	60,383	64,777	67,368
% Dégradation	0%	32,8%	56,5%	75,7%	86,3%	92,5%	96,2%
Energie/V (Wh/m³)	-	7 020,00	13 724,70	20 471,31	27 385,89	34 663,87	42 127,66
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,08	0,09	0,09	0,11	0,13	0,15
Barbotage O2	Avec						
voltage	11,8	11,2	11,0	10,9	10,9	10,8	10,8
Abs	4,554	3,710	2,719	1,754	1,172	0,778	0,482
C (ppm)	70,000	57,027	41,794	26,961	18,015	11,959	7,409
Abattement (ppm)	0,000	12,973	28,206	43,039	51,985	58,041	62,591
% Dégradation	0%	18,5%	40,3%	61,5%	74,3%	82,9%	89,4%
Energie/V (Wh/m³)	-	6 720,00	13 360,32	20 102,46	27 136,93	34 033,61	41 361,70
Energie/Abat (kWh/g)	-	0,13	0,12	0,11	0,13	0,14	0,16

Références bibliographiques

- [1]-M. Laure Carolle DA (Dégradation de colorants d'effluents d'industries textiles par procédé fenton en utilisant la latérite : cas du colorant synthétique bleu de méthylène) BURKINA FASO (Juillet 2015).
- [2]-Ouari wefa, (Oxydation des colorants par POAs sur catalyseurs à base d'argile commerciale K10 modifiée) Université de Tlemcen, (2017)
- [3]-Hardin, I. R., 8 - Chemical treatment of textile dye effluent A2 - Christie, R.M. In Environmental Aspects of Textile Dyeing, Woodhead Publishing: (2007); pp 191-211.
- [4]-Cattoor, T., 1 - European legislation relating to textile dyeing A2 - Christie, R.M. In Environmental Aspects of Textile Dyeing, Woodhead Publishing: (2007); pp 1-29.
- [5]- Hammami, S.; Bellakhal, N.; Oturan, N.; Oturan, M. A.; Dachraoui, M., Degradation of Acid Orange 7 by electrochemically generated •OH radicals in acidic aqueous medium using a boron-doped diamond or platinum anode: A mechanistic study. Chemosphere (2008), 73 (5), 678-684.
- [6]- Bouafia Souad, Dégradation des colorants textiles par procédés d'oxydation avancée basée sur la réaction de fenton, université Sâad dahlab, (2010).
- [7]- Mansour, H. B., Boughzala, O., Dridi, d., Barillier, D., Chekir-Ghedira, L. & Mosrati, R. (2011). Les colorants textiles sources de contamination de l'eau : Criblage de la toxicité et des méthodes de traitement. Revue des sciences de l'eau / Journal of Water Science, 24 (3), 209–238.
- [8]- DIAZ Juan Pablo, (Application des membranes au traitement des eaux usées), ENGREF Centre de Montpellier, (Mars 2001).
- [9]- Boukary Sawadogo. (Traitement des eaux usées industrielles par des procédés membranaires sous climat sahélien : cas des eaux usées de brasserie au Burkina Faso). Génie des procédés. Université Montpellier; Institut international d'ingénierie de l'eau et de l'environnement, (2018). Français. NNT : 2018MONTG085.
- [10]- KRAZINI imane, (Elimination d'un colorant anionique par adsorption), Université de Mostaganem, (2014).
- [11]- ZODI S, (Étude de l'épuration d'effluents de composition complexe par électrocoagulation et des couplages intervenants entre le traitement électrochimique et

l'étape de séparation: application à l'industrie textile et papetière), Thèse de Doctorat, Université de Lorraine, (2012).

[12]-M.Y.A. Mollah, R.Schennach, J.R. Parga, D.L. Cocke, Electrocoagulation (EC)- Science and applications, Journal of Hazardous Materials B 84 (2001)

[13]-SAHMI.A, (Application du procédé d'électrocoagulation pour le traitement des rejets liquides des raffineries de pétrole). N0 d'ordre:06/201 -M/GP.

[14]-Abbas.M et Messaad.A, (Utilisation de l'électrocoagulation pour l'élimination de colorants des eaux usées de l'industrie textile), université MOHAMED BOUDIAF – MSILA, (2017).

[15]- S. Parra, S. Malato, C. Pulgarin: (New integrated photocatalytic-biological flow system using supported TiO₂ and fixed bacteria for the mineralization of isoproturon. Applied Catalysis B): Environmental, (2002), 36 p. 131–144.

[16]- Grah Patrick Atheba. Traitement des eaux par action combinée de la photocatalyse solaire et de l'adsorption sur charbon actif : conception et réalisation du procédé. Autre. Université Paul Verlaine - Metz, (2009). Français. ffNT : 2009METZ032S

[17]- (S.Lacombe, T.Tran-Thi, C.Guillard, J.Herrmann, V.Keller-Spitzer, N.Keller, M.Maurette, P.Pichat, T.Pigot, C.Pulgarin, A.Rincon et D.Robert,(La photocatalyse pour l'élimination des polluants), l'actualité chimique – (mai-juin 2007) - n° 308-309)

[18]- HAMMAMI Samiha. (Étude de dégradation des colorants de textile par les procédés d'oxydation avancée. Application à la dépollution des rejets industriels. Sciences de l'environnement). Université de Marne la Vallée, (2008). Français. ffel-00740155f

[19]-Zaviska, F., Drogui, P., Mercier, G. & Blais, J.-F.. (Procédés d'oxydation avancée dans le traitement des eaux et des effluents industriels: Application à la dégradation des polluants réfractaires). Revue des sciences de l'eau / Journal of Water Science, (2009), 22 (4), 535–564. <https://doi.org/10.7202/038330ar>

[20]-Warnier, Léticia. (Dégradation électrochimique de composés organiques réfractaires présents dans des effluents toxiques). <http://hdl.handle.net/2078.1/5188>.

[21]-Canizares P et al. (Electrochemical oxidation of aqueous phenol wastes using active and nonactive electrodes). Journal of the Electrochemical Society 149(8), (2002):D118-D124.

- [22]-Vijayaraghavan K et al.(In situ hypochlorous acid generation for the treatment of brackish shrimp aquaculture wastewater). *Aquaculture Research* 39(5), (2008):449-456.
- [23]-SAHMI A, (Application du procédé d'électrocoagulation pour le traitement des Rejets liquides des raffineries de pétrole. Cas de la Raffinerie d'Alger de Sidi R'Cine), Université des Sciences et de la Technologie Houari Boumediene, mémoire de magister, Algérie, (2014).
- [24]-Yahiaoui N., Mémoire de magister (étude de l'absorbance des composés phénoliques des margines d'olive sur carbonate de calcium, hydroxyapatite et carbon actif), Université mouloud mammerim Tizi ousou, (2012).
- [25]-Ramdani S., mémoire ingénieur (Détermination simultanée de l'aluminium et du fer par spectrophotométrie dérivée à l'aide de la méthode Zero- Crossing), Université A. M Bejaia, (2003).
- [26]-M. e. Denier, (spectroscopie pratique dans le domaine du visible et de l'ultra violet), (1996), p 895 – 908
- [27]-Benaissa A, "thèse doctorat (Etude de la dégradation photocatalytique d'un colorant synthétique et d'un tensioactif), Université Mentouri Constantine, (2011).
- [28]-Khenoussi, A., Chaouch, M. & Chahlaoui, A.. (Traitement des effluents d'abattoir de viande rouge par électrocoagulation-flottation avec des électrodes en fer). *Revue des sciences de l'eau / Journal of Water Science*, (2013) 26 (2), 135–150.
- [29]-[Belkacem, Sarah, Bouafia, Souad, Chabani, Malika, (Study of oxytetracycline degradation by means of anodic oxidation process using platinized titanium (Ti/Pt) anode and modeling by artificial neural networks.Process Safety and Environment Protection), (2017).
- [30]- [Bastien Dolisy thèse de doctorat en génie électrique. Ecole doctorale IAEM Lorraine. (2015) p 6]
- [31]-Wang Q, Lembley AT J., *Agric. Food Chem.*, (2002), 50:2331-2337
- [32]-Muruganathan M, Yoshihara S, Rakuma T, Shirakashi, *Journal of Hazardous Materials* 154(1-3): (2008),213-220.
- [33]-Muruganathan M, Yoshihara S, Rakuma T, Uehara N, Shirakashi T *Electrochimica Acta* 52:3242-3249, (2007).

- [34]-Gherardini L, Michaud PA, Panizza M, Comninellis C, Vatisstas N (Journal of the Electrochemical Society) 148: D78,(2001).
- [35]-Loaiza AS, Panizza M, Oturan N, Özcan A, Oturan MA (Environmental Science and Pollution Research), doi : 10.1007/s11356-012-1123-6,(2012).
- [36]-Feng Qi-yan, LI Xiang-dong, Cheng Yu-jie, Meng Lei, Meng Qing-jun.(J China Univ Mining & Technology), 17, 513 – 515, (2007).
- [37]-Modirshahla, N., Behnajady, M.A., Kooshaiian, S. (Dyes and Pigments, 74, 249-257,(2007).
- [38]-Kamaraj, R., Vasudevan, S.. (Chemical Engineering Research and Design), 03.021,(2014)
- [39]-Nidheesh P & Gandhimathi R (Trends in electro-Fenton process for water and wastewater treatment): an overview. Desalination 299:1-15, (2012)
- [40]-Murugananthan M, Latha SS, Bhaskar Raju G, Yoshihara S (Journal of Hazardous Materials) 180:753–758,(2010).
- [41]-Ling Feng These doctorat, (2013), page 30
- [42]-Ozcan AO, Sahin Y, Koparal AS, Oturan MA (2008) Water Research 42:2889-2898.
- [43]-Chachou L, Gueraini Y, Bouhalouane Y, Poncin S, LiK HZ, Bensadok K (2015) Environmental Technology, 36:1924-1932.
- [44]-Lin J-L, Ren J, Tian N, Zhou Z-Y & Sun S-G (2013) In situ FTIR spectroscopic studies of ethylene glycol electrooxidation on Pd electrode in alkaline solution: The effects of concentration. J. Electroanal. Chem. 688:165-171.
- [45]-Karama jardak, Développement d'un procédé d'oxydation électro-catalytique pour la dégradation de l'éthylène glycol, Université du Québec, Institut National de la Recherche Scientifique, Centre Eau Terre Environnement, Mai 2015.
- [46]-Radha KV, Sridevi V, Kalavani K (2009) Bioresource Technology, 100:987-990.
- [47]-Ammar HB, Ben Brahim M, Abdelhédi R, Samet Y (2016) Separation and Purification Technology, 157:9-16.
- [48]-Samet Y, Agengui L, Abdelhedi R, Chemical Engineering Journal (2010) 161:167-172.

[49]-Brillas E, Sires I, Arias C, Pere Luis Cabot PL, Centellas F, Rodriguez RM, Jose Garrido JA (2005) Chemosphere, 58:399-406.

[50]-Chiang LC, Chang JE, Wen TC (1995) Journal of Environmental Science and Health, 30:753-771.