الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية

RépubliqueAlgérienne Démocratique et Populaire

وزارة التعليم العالي والبحث العلمي

Ministère de l'enseignement supérieur et de la recherche scientifique

UNIVERSITE AHMED DRAIA -ADRAR- **جامعة أحمد دراية-أدرار**

Faculté des Sciences et de la Technologie

Département des Sciences de la Matière

Mémoire de fin d'étude, en vue de l'obtention du diplôme de Master en

Chimie

Option : Chimie de l'Environnement

Thème

Etude de la dégradation d'un produit Pharmaceutique par des procédés d'oxydation avancée

PrésentéPar :

Melle.NICHANI Halima et ***Melle. HAFOUDI Wissam***

Devant le jury composé de :

Mme Gaffour Hafida épouse Habibes (MCB)	**Encadreur**	Grade	Université Ahmed Draia-Adrar
M^{r}. Djaafri Mohammed	Président	Grade	Université Ahmed Draia-Adrar
M^{r}. Belabbaci Mohamed	Examinateur	Grade	Université Ahmed Draia-Adrar

Année Universitaire 2020/2021

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية

République algérienne populaire et démocratique

وزارة التعليم العالي والبحث العلمي

Ministère de l'enseignement supérieur et de la recherche scientifique

UNIVERSITE AHMED DRAYA - ADRAR

BIBLIOTHÈQUE CENTRALE

Service de recherche bibliographique

N°.....13.....B.C/S.R.B//U.A/2021

جامعة احمد دراية - ادرار

المكتبـــة المركـــزية

مصلحة البحث الببليوغرافي

الرقم...13...م.م/م.ب.ب /ج.أ/2021

شهادة الترخيص بالإيداع

انا الأستاذ(ة): قعقور حفيظة

المشرف على مذكرة الماستر.

الموسومة بـ: Etude de la dégradation d'un produit pharmaceutique par des procédés d'oxydation avancée

من إنجاز الطالب(ة): تيشاني حليمة

و الطالب(ة): حفوصي وسام

كلية : العلوم و التكنولوجيا

القسم : علوم المادة

التخصص: كيمياء المحيط

تاريخ تقييم / مناقشة: 2021/06/15

أشهد ان الطلبة قد قاموا بالتعديلات والتصحيحات المطلوبة من طرف لجنة التقييم، وان المطابقة بين النسخة الورقية والإلكترونية استوفت جميع شروطها.

وبإمكانهم إيداع النسخ الورقية (02) والاليكترونية (PDF).

- امضاء المشرف

ادرار في: 06 جويلية 2021

مساعد رئيس القسم:-

د. سعيدي بلال

رئيس قسم علوم المادة

ملاحظة :لاتقبل أي شهادة بدون التوقيع والمصادقة.

Remerciements

Premièrement, nous remercions Dieu Tout-Puissant et le remercions de nous avoir rejoint La fin du rêve.

Tous les mots restent incapables d'exprimer notre profonde appréciation.

Merci à: *Mme Gaffour Hafida.* Pour superviser ce travail en plus de sa contribution et ses conseils riches en connaissances. Merci aussi pour sa patience et pour lui Tout le temps qu'elle nous a donné pour faire ce travail.

Les remerciements sont également étendus. A l'équipe de travail du laboratoire de chimie universitaire, en particulier *Mr. BOUKHATECH Ishak* en termes d'aide et de conseils.

Nos petites familles pour leur soutien et l'aide précieuse qu'elles nous ont apportée pendant nos longues années d'école.

Nos amis et camarades de classe, pour leur coopération et pour les bons moments que nous avons nous l'avons partagé lors de notre formation.

Sans mentionner tous les noms, ils sont mes sincères remerciements à tous ceux, de près ou de loin, qui ont rendu cela possible grâce à leurs conseils et Leur soutien pour réaliser cette thèse.

Enfin, nous espérons que notre travail atteindra d'autres et qu'il en bénéficiera.

DEDICACES

Je dédie ce modeste travail :

A mes très chers parents pour leurs dévouements, leurs amours, leurs sacrifices te leurs encouragements.

Profonde affection et tendresse,

A mes chèressœurs : Souad, Fatima Zohra et Sara.

Et mes chers frères : Mabrouk, Amine et Salah Eddine

A mes chers neveux : Malak et Sid Ali.

A ma belle Famille :ma grand-mère, mes oncles et mes tantes.

A tous mes amis

A tous mes camarades d'études de département de chimie surtout ma binôme Halima

A tous mes enseignants,

A tous ceux qui m'aiment de près ou de loin.

Wissam

DEDICACES

Dieu soit loué, après tant années, mes larmes de joie de sont mêlées à mon diplôme aujourd'hui nous récoltons notre moisson pour donner à ceux qui sont notre plus grand soutien.

Merci à ma chère maman, source de joie. , vos prières ont été pour moi un soutien pour réussir.

Je remercie mon cher père. Ce travail est le fruit des sacrifices que vous avez consentis pour mon éducation.

Je dédie ce travail à mes chers frères Abd al-Wahhab et Tayab et à mes chères sœurs, Zahia, Khadija, Mimouna, Saliha et Samia, et tous les membres de mon honorable famille. Et Je remercie. particulièrement mon mari et compagnon, Ibrahim, pour lour soutien

Merci à mon collègue et partenaire dans le travail Wissam. Et dédier à mes amis et tous mes professeurs . et à tous mes collègues Masters en chimie de l'environnement, toute personne proche de mon cœur que je n'ai pas nommée.

«Le voyage de 18 ans est terminé .Ce n'était pas facile mais grâce à Dieu je l'ai fait».

Halima

Sommaire

Liste des figures

Liste des tableaux

Liste des abréviations

Introduction……..1

Chapitre I : Synthèse bibliographique ……4

I-1- Introduction…….4

I-2-Produits pharmaceutiques…….4

I-2-b-Aspirine…….....5

I-2-b-1-Historique……..5

I-2-b-2-Structure et dénomination……..6

I-2-b-3-Synthèse ……....7

I-2-b-4 - Utilisation de l'aspirine……7

I-2-b-5-Effets indésirables de son utilisation ……8

I.2.c. Les produits pharmaceutiques et l'environnement……8

I-3-Les procédés d'oxydation avancée……...9

I-3-1-Généralités……9

I-3-2-Réactivité des radicaux Hydroxyles…….9

I-3-3-Mécanisme d'oxydation par le radical hydroxyle ……..10

I-3-4-Constantes cinétiques de réactions entre les •OH et les composés organiques…….……...11

I-3-5- Quelques procédés d'oxydation avancés ……..12

I-3-5-1- Catalyse homogène…….13

I-3-5-1-1- Le procédé Fenton……...13

I-3-5-1-1-a- Généralités……13

I-3-5-1-1-b- Les paramètres influençant sur du procède Fenton ……13

I-3-5-1-1-c- Mécanisme de décomposition de H_2O_2 par Fe^{2+} ou Fe^{3+} en solution aqueuse…….14

I-3-6-2- Photocatalyse homogène (système photo-Fenton) ……....16

I-3-6-2-a-Généralités……....16
I-3-6-2-b- Les avantages du procédé photo-Fenton ……17
I-3-6-3- Photocatalyse hétérogène avec TiO_2……..17
I-3-6-3-a-Généralités……17
I-3-6-3-b-Principe……18
I-3-6-4-Comparaison entre quelques procédés d'oxydation avancée……..20
Chapitre II : Partie expérimentale……..23
II-1- Les produits chimiques……23
II-2-Propriétés physico-chimiques de l'aspirine……..23
II-3-Propriétés physico-chimiques de l'aspégic……...24
II-4-Techniques d'analyse……25
II-4-1-Mesure de pH……25
II-4-2-Spectrophotométrie d'absorption UV-Visible……...25
II-4-2-1-Introduction……25
II-4-2-2- Principe……..25
II-4-3-La lampe……26
II-5-Dispositifs expérimentaux……27
Chapitre III : Résultats et discussion……30
III-1- Introduction ……...30
III-3-Dégradation de l'Acétylsalicylique par les procédés d'oxydation avancée…….31
III-3-1-Dégradation de l'Acétylsalicylique par le procédé Fenton……...31
III-3-1-a-Effet de volume de H_2O_2 ……..31
III-3-1-b-Effet de $[Fe^{2+}]$……...32
III-3-1-c-Effet de pH ……...33
III-3-1-d-Effet de [As]……..34
III-3-2-Oxydation de l'Acétylsalicylique par le procédé UV/ H_2O_2……34
III-3-2-a-Effet de la quantité de l'agent oxydant……..34
III-3-2-b-Effet de pH……...35
III-3-2-c-Effet de [As] ……36
III-3-3-La phototodégradation de l'Acétylsalicylique par le procédé UV/ TiO_2……..37
III-3-3-b-Influence de [As]……...39
III-3-3-c-Influence de pH……39
III-4-Conclusion……...40

Conclusion générale……...42
Références bibliographiques…….44

Sommaire

Liste des figures

Chapitre I : Synthèse bibliographique.

Figure I.1: Structure chimique de l'acide acétylsalicylique…….6

Figure I.2 : Synthèse de l'aspirine……7

Figure I-3: Mécanisme de la réaction de Fenton proposé par Kremer (1999)……15

Figure I-4 : Principe de la réaction photo-Fenton……...16

Figure I-5 : Structures cristallines anatase (a), rutile (b) et brookite (c) de TiO_2……17

Figure I-6: Mécanisme réactionnel à la surface de la particule d'un semi-conducteur (TiO_2)……...19

Chapitre II : Partie expérimentale

Figure II-1: Spectrophotomètre UV-Visible……...25

Figure II-2: Principe de fonctionnement d'un spectrophotomètre UV-visible mono-faisceau. ……...26

Figure II-3: la lampe UV utilisée……27

Figure II-4: Montages utilisés (a: Procédé non-photocatalytique, b: Procédé photocatalytique)……..28

Chapitre III : Résultats et discussion

Figure III-1: Courbe d'étalonnage de l'aspirine à λ=228nm……..30

Figure III-2: Effet de volume de H_2O_2 sur la dégradation de l'Acétylsalicylique par le procédé Fenton…….32

Figure III-3: Effet de pH sur la dégradation de l'Acide acétyle salicylique par le procédé UV/H_2O_2…….36

Figure III-4: Effet de [As] sur la photolyse de l'Acétylsalicylique……37

Figure III-5: Effet de [TiO_2] sur la dégradation de l'Acétylsalicylique par le procédé UV/TiO_2……...38

Figure III-6: Effet de [As] sur la dégradation de l'Acétylsalicylique par le procédé UV/TiO_2……...39

Figure III-7: Effet de pH sur la dégradation de l'Acide acétyle salicylique par le procédé UV/TiO_2……..40

Liste de tableaux

Chapitre I : Synthèse bibliographique

Tableau I-1: Différents procédés d'oxydation……...9

Tableau I-2: Potentiels redox de certains oxydants……10

Tableau I-3: Constantes de vitesse de la réaction des $^{\bullet}OH$ avec différentes molécules organiques en milieu aqueux……12

Tableau I-4: Comparaison entre les procédés d'oxydation avancée……...20

Chapitre II : Partie expérimentale

Tableau II-1: Liste des produits chimiques utilisés avec leurs fournisseurs……..23

Tableau II-2: Propriétés physico-chimiques de l'aspirine…….23

Tableau II-3: Propriétés physico-chimiques d'Aspégic…….24

Tableau III-1: Effet de $[Fe^{2+}]$ sur la dégradation de l'Acétylsalicylique par le procédé Fenton……32

Tableau III-2: Effet de pH sur la dégradation de l'Acétylsalicylique par le procédé Fenton……33

Tableau III-3: Effet de [As] sur la dégradation de l'Acétylsalicylique par le procédé Fenton……..34

Tableau III-4: Effet du volume de H_2O_2 sur la dégradation de l'acétylsalicylique par le procédé UV/H_2O_2…….35

Liste des abréviations

POA: Procédés d'oxydation avancée.

As : Aspirine.

UV : Ultraviolet artificiel fournie par la lampe UV.

UV-visible : Ultraviolet-visible.

E°: potentiel redox.

V: Volt.

NHE : Potentiel normal d'hydrogène.

POP: Polluants organiques persistants.

$R^{\cdot}$: Radicaux.

PH: Potentiel d'hydrogène.

Ks: constante de dissociation.

Pka : constante logarithmique (de l'acidité).

λ: Longueur d'onde de la radiation (nm).

e^{-} : électron.

h^{+} : Trou positif (électron positif).

A : Absorbance sans unité.

A_0 : Absorbance à l'instant t = 0.

I_0 : Intensité lumineuse incidente (avant interaction avec le soluté).

I : Intensité lumineuse transmise.

ε : Coefficient d'extinction molaire (qui dépend de la longueur d'onde).

Bv : Bande de valence.

Bc : Bande de conduction.

HAP : Hydrocarbure aromatique polycyclique.

E_a : Energie d'activation.

$HO^{\cdot}$: Ion hydroxyle.

C : Concentration du soluté à l'instant t.

C_0 : Concentration initiale.

l : La longueur du trajet parcouru par la lumière dans le milieu considéré.

a : la pente de graphe.

Eg : Energie de gap.

H : Constante de plank.

Introduction générale

Introduction générale

Parmi les principaux soucis qui font l'angoisse à tout le monde et particulièrement notre continent l'Afrique, est le manque des sources d'eau destinée à la consommation humaine. **[1]** Dont l'objectif de résoudre ce problème, plusieurs techniques étaient développées et d'autres sont au cours de l'amélioration parmi elles ont trouve le dessalement d'eau de mer, la dépollution des eaux usées.

Le traitement des rejets d'eau qui proviennent des usines, des hôpitaux, des ateliers et de nos domestiques, fait partie de même d'un moyen de dépollution de l'environnement des substances étrangères endommageant la vie des êtres vivants.

La grande majorité de ces composés comporte des polluants organiques persistants comme: les colorants, les pesticides, **[2]** les produits pharmaceutiques (les anticancéreux, les antibiotiques, les hormones, les anti-inflammatoires, etc.…). **[3]** Ils se trouvent partout; dans les rivières, les lacs, les océans et même dans l'eau potable. Par conséquence, ils peuvent causer un grand problème sanitaire puisqu'ils sont toxiques, nocifs, et même cancérigènes. **[4]**

Afin d'éliminer ces produits indésirables de notre environnement et principalement des eaux naturelles, les chercheurs ont pensé à développer des procédés plus efficaces, capables à dégrader ces polluants récalcitrants aux méthodes conventionnelles.

Comme un exemple de ces polluants organiques, on trouve l'aspirine qui fait l'objet de ce travail. C'est un antipyrétique à usage humain et vétérinaire, le plus consommé dans le monde, est aussi celui que l'on trouve le plus souvent dans les milieux aquatiques, ce qui a motivé notre choix pour ce polluant type.

L'étude de sa dégradation, en déterminant le procédé le plus efficace avec ces conditions optimales, a fait l'objectif de plusieurs recherches parmi eux notre travail. **[5]**

Les procédés d'oxydation avancée sont des techniques récentes utilisées pour décomposer les substances destinées à éliminer à l'aide des radicaux hydroxyles produites in situ de la solution traitée. Ces radicaux sont capables de minéraliser tout composé organique et organométallique.

Les POA peuvent être homogènes tels que: le procédé Fe(II) / H_2O_2 (Fenton), UV/H_2O_2, ou hétérogènes comme le procédé UV/TiO_2 (photocatalyse hétérogène).

Ce manuscrit se compose de trois chapitres:

Le premier chapitre est consacré à l'étude descriptive des produits pharmaceutiques et plus particulièrement l'aspirine (formule, synthèse, source, effet sur la santé et l'environnement). Cette partie se termine par une étude théorique brève sur quelques procédés d'oxydation avancée. Le chapitre II : traite la partie expérimentale, c'est une approche des différentes techniques expérimentales appliquées, du matériel et des réactifs utilisés, ainsi que des méthodes analytiques utilisées lors l'analyse des échantillons et des produits synthétisés.

Le dernier chapitre sera réservée à la présentation et la discussion de l'ensemble des résultats trouvés lors de la dégradation de ce polluant pas les différents procédés d'oxydation avancée. Finalement, le manuscrit est achevé par une conclusion générale et perspectives.

Chapitre I : Synthèse Bibliographique.

I-1-Introduction

La pharmacie, selon notre concept, est la science concernée par la fabrication, le renouvellement et la distribution des médicaments. Parmi ces produits, les plus vendus, on trouve les antidouleurs (antalgiques et analgésiques), les anti-inflammatoires, les bêta-bloquants, les composés neuroactifs (antiépileptiques, anxiolytiques, antidépresseurs, psychostimulants …), les antiasthmatiques, les régulateurs lipidiques, les antidiabétiques, les antibiotiques, les contraceptifs et autres hormones. **[1]**

Le paracétamol, comme un médicament modèle, est certainement le plus utilisé avec une production mondiale de 120 000 t/an, alors que celle de l'acide acétylsalicylique (aspirine) reste limitée à environ 40 000 t/an. **[2]**

I-2-Produits pharmaceutiques

I-2-a-Généralités

Les produits pharmaceutiques sont des éléments essentiels de la médecine moderne qui apportent d'importants bienfaits à la société. Environ 4000 composants pharmaceutiques actifs sont administrés à l'échelle mondiale dans les médicaments sur ordonnance, les médicaments thérapeutiques en vente libre et dans les médicaments vétérinaires. Leurs principes actifs comprennent une variété de produits chimiques synthétiques fabriqués par les sociétés pharmaceutiques dans le monde industrialisé comme dans les pays en voie de développement à un rythme de 100 000 tonnes chaque année. Tandis que les produits pharmaceutiques sont strictement réglementés pour en contrôler l'efficacité et assurer la sécurité du patient, les effets secondaires nocifs qu'ils peuvent avoir sur l'environnement naturel n'ont pas encore été suffisamment étudiés et ne sont pas recouverts par un accord ou un arrangement international. **[1-2]**

Au cours de la dernière décennie, de plus en plus de résidus de produits pharmaceutiques ont été mesurés, dans les eaux de surface, souterraines, les sols, le fumier, le biote et même dans l'eau potable. Compte tenu du fait que les produits pharmaceutiques sont spécialement développés pour provoquer des effets pharmacologiques dans les organismes vivants, il n'est pas surprenant qu'un nombre croissant d'études aient démontré que les produits pharmaceutiques ont des effets secondaires sur la faune et la flore et sur la santé de l'écosystème. **[2,4]**

Avec un meilleur accès aux soins de la santé dans les pays développés et une population vieillissante dans les pays industrialisés, la production, l'utilisation et l'élimination de ces composés devraient être augmentées. En conséquence, de plus en plus ils seront rejetés dans l'environnement, à moins que des mesures adéquates ne soient prises pour gérer les risques associés.

Ainsi, Les résidus médicamenteux pourraient ainsi avoir des impacts sur les populations et la qualité physico-chimique des milieux aquatiques. Pour faire face à ce risque éco-toxicologique, **[6]** on a pensé aux POA comme un moyen d'élimination de ce type de polluants parce qu'ils sont des techniques de traitement des eaux récentes destinées à détruire les produits récalcitrants.

Notre travail sera consacré à l`étude de la dégradation et l'élimination d'une substance pharmaceutique très connue, c'est de l`aspirine, en utilisant des POA à titre d`exemple : le procède Fenton, la photocatalyse hétérogène.

I-2-b-Aspirine

I-2-b-1-Historique

Jadis les gents avaient utilisé des plantes médicinales qu'avaient un effet antalgique ou anti-inflammatoire découvertes, par coïncidence, et sans aucune étude préliminaire.

Lors de la civilisation pharaonique, les égyptiens avaient prendre l'aspirine sous forme de décoctions à base de feuilles ou d'écorce de saule.

Cette substance étaient connue et utilisés par les autres populations qui aient venu par la suite tels que : les Sumériens, les Hippocrate avant d'être étudier scientifiquement par le révérend Edward Stone (premier auteur à montrer scientifiquement son efficacité) pour traiter les fièvres, il fallut attendre le XIXe siècle pour découvrir les principales caractéristiques de la salicine.

Par la suite, Charles-Frédéric Gerhardt, chimiste français, ont été les premiers qu'à obtenir l'acide acétylsalicylique, sans toutefois le reconnaître, c'est Felix Hoffmann qui redécouvrant la molécule et l'utilisant chez son père rhumatisant, laissa son nom à la postérité en tant que découvreur de l'aspirine permettant, du même coup, le développement international des laboratoires Bayer. Connu dans un premier temps pour ses propriétés antalgiques, anti-inflammatoires et antipyrétiques, pour approuver en 1982, qu'il a des effets anti-thrombotique. **[7]** Ce sont Les laboratoires Bayer, et

plus exactement en premier Février 1899, qu'avaient commercialisé pour la première fois, l'acétyle-salicylique sous une marque déposée en Allemagne, en France et en Suisse. **[8]**

I-2-b-2-Structure et dénomination

L'aspirine est un dérivé de l'acide salicylique, présent à l'état naturel dans l'écorce de saule (saliciline) et dans la reine des prés, de laquelle elle tire son nom; "A" étant l'abréviation du radical acétyle, "Spir" celle de Spirea ulmaria, c'est le nom botanique de cette plante et pour le "In" : ce dernier provient d'un suffixe allemand classiquement employé en chimie industrielle. La formule brute de ce produit chimique est : $C_9H_8O_4$, et de masse moléculaire de 180,16 g/mol. **[9]**

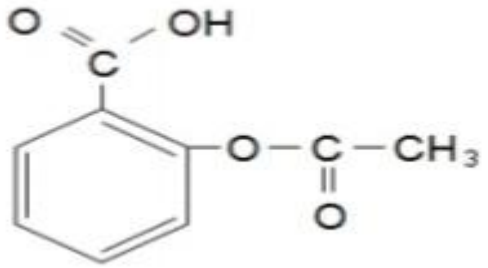


Figure I.1: Structure chimique de l'acide acétylsalicylique. **[9]**

L'Aspirine porte plusieurs dénominations scientifiques qui sont dûes principalement à sa structure chimique telles que :

-Acide acétylsalicylique,

-Acide 2-acétoxybenzoïque,

-Acide acétyloxybenzoïque,

-Acide ortho-acétyloxybenzoïque,

- Acide ortho-acétoxybenzoïque,

-Acide ortho-acétylhydroxybenzoïque.

I-2-b-3-Synthèse

L'aspirine est un ester salicylé obtenu par acétylation du groupement hydroxylé de l'acide salicylique en ajoutant de l'anhydride acétique.

Les réactifs en quantité équimolaire sont chauffés à 100°C en présence d'un catalyseur tel que l'acide sulfurique concentré ou la pyridine (moins utilisé parce qu'il est cancérigène).

Ce procédé reste le plus employé (figure I.2), toutefois la substitution peut être effectuée par action du chlorure d'acide ou du cétène. **[8]**

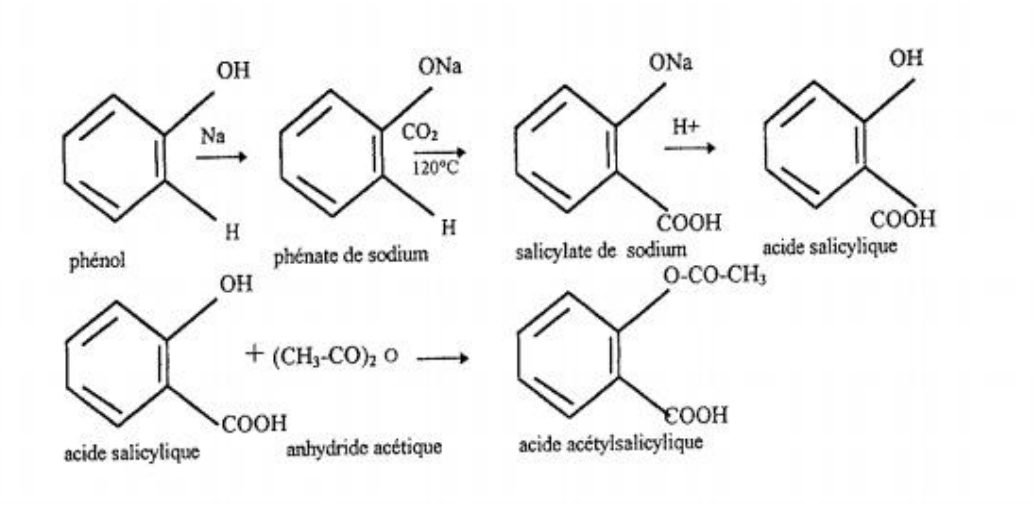


Figure I.2 : Synthèse de l'aspirine. **[8]**

La recristallisation du produit synthétisé n'est effectuée qu'après son refroidissement, en utilisant de l'eau distillée ou de l'acétone.

La stabilité de l'acétyle salicylique dépend de l'humidité du milieu, il est stable dans un endroit sec, et instable en présence de l'humidité en se dissociant en acides salicylique et acétique. **[8]**

Le pH de même est un facteur très important qui influe directement sur la solubilité de l'aspirine et sa forme moléculaire ou ionique ; il possède ce dernier caractère dans des intervalles de pH<2 et pH>8.

I-2-b-4 - Utilisation de l'aspirine

L'aspirine un produit pharmaceutique très utilisé à l'échelle mondiale, avec un prix abordable, prescrit pour prévenir aux douleurs de l'enfantement et traiter les fièvres. Connu dans un premier temps pour ses propriétés antalgiques, anti-inflammatoires, antipyrétiques, et secondairement employé comme anti-thrombotique. **[7]**

Ce médicament peut être utilisé pour prévenir contre des complications cardiovasculaires. De plus, son usage à faible dose est également très répandu au cours de la grossesse pour la prévention de diverses pathologies gravidiques vasculaires comme la prééclampsie (PE). **[10]**

Actuellement, l''aspirine est utilisé abondement comme moyen de prévention des accidents ischémiques cérébraux. En outre, il réduit de moitié le risque d'infarctus du myocarde, et non pas celui qui est vasculaire cérébral. **[11]**

I-2-b-5-Effets indésirables de son utilisation

L'aspirine a un effet irritant sur l'épithélium gastrique. Cette toxicité est dûe à l'accumulation de cette entité dans les cellules épithéliales. Cette molécule organique s'associe aux phospholipides membranaires des cellules de la muqueuse gastrique superficielle, conduisant à la formation des pores au sein des membranes cellulaires ainsi qu'à leur rupture nuisant à la stabilité et à l'intégrité de la muqueuse gastrique.

En revanche, la prise au long cours d'aspirine augmenterait la résistance de l'estomac aux dommages induits par d'autres AINS ou autre topique irritant. **[12]**

I.2.c. Les produits pharmaceutiques et l'environnement

Les produits pharmaceutiques utilisés ou même expirés sont évacués dans l'environnement. Ils apparaissent beaucoup plus, dans l'environnement, sous forme des résidus dont leurs provenances sont les hôpitaux les domestiques et les usines.

Ces composés organiques jouent un rôle très important comme des agents de contamination de l'environnement. Bien qu'il existe d'autres voies d'accès de ces polluants dans la biosphère (rejets industriels et domestiques, etc.), l'homme reste toujours l'unique responsable de leur présence dans l'environnement, en tant que fabricant et distributeur. **[13]**

I-3-Les procédés d'oxydation avancée

I-3-1-Généralités

L'épuration des eaux usées est aujourd'hui une préoccupation majeure. Dont le cadre d'atteindre cet objectif, plusieurs techniques ont été développées parmi elles; les procédés d'oxydation avancés (POA). Les POA apportent une solution en prouvant leur efficacité, ils permettent la minéralisation, en milieu aqueux, des molécules organiques récalcitrantes en formant de l'eau et de dioxyde de carbone comme produits finaux. **[14]** Ils se basent sur la formation des radicaux hydroxyles, in situ de la solution traitée, qui vont agir sur la matière organique par une action radicalaire.

La présence d'un agent oxydant tel que le peroxyde d'hydrogène qui fait une source des $HO^{\cdot}$, dans un milieu aqeux, doit être couplée avec l'existence d'une source d'activation de la réaction radicalaire qui peut être de nature catalytique (catalyseur), électrochimique et/ou photochimique (photocatalyseur). **[15]** Le tableau I-1 présente quelques procédés d'oxydation avancée photochimiques et non photochimiques.

Tableau I-1: Différents procédés d'oxydation. **[15]**

Procédés non photochimiques	Procédés photochimiques
Peroxonation (O_3/H_2O_2)	UV/H_2O_2
Procédé Fenton (Fe^{2+}/H_2O_2)	$UV/H_2O_2/O_3$
Sonochimie	Photo-Fenton
Radiolyse	Photocatalyse hétérogène
Electro-Fenton	Sonophotocatalyse
Oxydation électrochimique	Photolyse de l'eau ($UV\text{-}V/H_2O$)

I-3-2-Réactivité des radicaux Hydroxyles

Les radicaux hydroxyles sont des oxydants très puissants; leur pouvoir oxydant est très élevé ($E°_{(\bullet OH/H2O)}$ =2,8 V/NHE) qui leur donne la possibilité d'attaquer quasiment tous les substrats organiques et organométalliques sans aucune sélectivité (Tableau I.2). **[16]** Il est capable de réagir avec les polluants organiques persistants (POP) pour donner des dérivés déshydrogénés ou hydroxylés qui peuvent à leur tour subir une minéralisation globale, c'est à dire, la conversion totale en dioxyde de carbone (CO_2) , l'eau, des ions inorganiques et des acides minéraux ou des sels**. [17, 18]**

Tableau I-2: Potentiels redox de certains oxydants. **[17]**

Type d'oxydant	**E_o (V, 25°C)**
Fluor	3,03
Radicale hydroxyle	2,80
Oxygène atomique	2,42
Ozone	2,07
Peroxyde d'hydrogène	1,78
Perhydroxyle	1,70
Ion permanganate	1,68
Dioxyde de chlore	1,57
Acide hypochloreux	1,49
Chlore	1,36
Brome	1,09
Iode	0,54

I-3-3-Mécanisme d'oxydation par le radical hydroxyle

Les radicaux sont susceptibles de réagir sur les composés organiques, organométalliques et minéraux, essentiellement par trois types de réaction **[3]**:

*Arrachement (abstraction) d'un atome d'hydrogène (Déshydrogénation). Il mène à la rupture homolytique d'une liaison C-H.

$$RH + OH\bullet \longrightarrow R\bullet + H_2O \qquad \text{(I-1)}$$

*Addition sur une doule liaison éthylénique ou aromatique (Hydroxylation).

$$ArX + HO^{\bullet} \longrightarrow OHArX\bullet \qquad \text{(I-2)}$$

*Transfert électronique, ce phénomène conduit à l'ionisation de la molécule, ce type de réaction ne s'observe pas souvent avec les composés organiques. (I-2)

$$RX + HO\bullet \longrightarrow RH\bullet^{+} + {}^{-}OH \qquad \text{(I-3)}$$

En outre, l'oxydation se déroule suivant un processus assez complexe impliquant plusieurs types de réactions :

* Initiation : ce sont des réactions au cours des quelles se forment des espèces radicalaires R• (I.1).

*Propagation:

$$R\bullet + R'H \longrightarrow RH + R'\bullet \quad (I\text{-}4)$$

$$R\bullet + O_2 \longrightarrow ROO\bullet \quad (I\text{-}5)$$

Des réactions de propagation faisant intervenir les espèces radicalaires R•, qui vont réagir avec des autres molécules organiques ou avec de l'oxygène dissous dans la solution.

*Terminaison:

$$R\bullet + R\bullet \longrightarrow R - R \quad (I\text{-}6)$$

$$R\bullet + \bullet OH \longrightarrow R - OH \quad (I\text{-}7)$$

$$\bullet OH + \bullet OH \longrightarrow H_2O_2 \quad (I\text{-}8)$$

Des réactions de terminaison où les radicaux vont se recombiner entre eux.

Les radicaux hydroxyles peuvent aussi attaquer les cycles aromatiques dans les positions occupées par des halogènes, conduisant à la génération des phénols correspondant. **[19]**

I-3-4-Constantes cinétiques de réactions entre les •OH et les composés organiques

La valeur de la constante de la vitesse de l'action des radicaux ·OH sur les composés organiques est généralement comprise entre 10^6 – 10^{10} $mol^{-1}.L.S^{-1}$ comme il est indiqué sur le tableau suivant: [**20]**

Tableau I-3: Constantes de vitesse de la réaction des $^{\bullet}OH$ avec différentes molécules organiques en milieu aqueux. **[20]**

Composé	Substitution	$K_{(\bullet OH)}$ ($mol^{-1}.L.S^{-1}$)
Benzène	-H	$7,8 \times 10^{9}$
Chlorobenzène	-Cl	$5,5\times10^{9}$
Nitrobenzène	$-NO_2$	$3,9\times10^{9}$
Aniline	$-NH_2$	15×10^{9}
Acide benzoïque	-COOH	$4,3\times10^{9}$
Phénols	-OH	14×10^{9}
Acide oxalique	-	$1,4\times10^{6}$
Acide formique	-	$1,3\times10^{8}$
Acide acétique	-	2×10^{7}

A partir de ce tableau, on peut noter que le radical hydroxyle : **[20]**

*Réagit plus rapidement sur les composés insaturés (éthyléniques et aromatiques) que sur les composés aliphatiques.

*Réagit plus rapidement sur les composés aromatiques possédant des groupements activants (-OH, $-NH_2$) que sur ceux qui présentent des groupements désactivants ($-NO_2$, -COOH).

*Présente une assez faible réactivité sur les composés aliphatiques tels que les acides organiques, représentant aussi des sous-produits d'oxydation des autres composés chimiques.

I-3-5- Quelques procédés d'oxydation avancés

Comme on a cité préalablement les procédés d'oxydation avancée peuvent être catalytiques, homogènes ou non, photochimiques, sonochimiques, simple ou couplé, etc…Dans cette partie là, on va parler de quelques types des POA, qui sont simples et très connus.

I-3-5-1- Catalyse homogène

I-3-5-1-1- Le procédé Fenton

I-3-5-1-1-a- Généralités

C'était à la fin des années 1960, que le procédé Fenton soit appliqué expérimentalement pour la dégradation des molécules organiques. **[21]** Son nom provient de son inventeur Fenton qui a trouvé que le couplage entre le peroxyde d'hydrogène et des ions ferreux sert à former un mélange homogène agissant sur la molécule organique en la décomposant pour former des sous produit d'oxydation catalytique avant d'obtenir de dioxyde de carbone et de l'eau. Il est très efficace comme une technique de traitement mais reste toujours limité dans un intervalle de pH compris entre 2,8 et 4,5. **[2, 20]**

$$H_2O_2 + Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + OH^- + OH^{\bullet} \quad (k= 51\text{-}76\ mol^{-1}\ L\ s^{-1}) \quad (I\text{-}9)$$

$$Fe^{3+} + H_2O_2 \longrightarrow Fe^{2+} + HO_2^{\bullet} + H^+ \quad (I\text{-}10)$$

$$Fe^{3+} + 2HO^{-\bullet} \longrightarrow Fe^{2+} + H_2O_2 + O_2^{-\bullet} \quad (I\text{-}11)$$

$$Fe^{3+} + O_2^{-\bullet} \longrightarrow Fe^{2+} + O_2 \quad (I\text{-}12)$$

I-3-5-1-1-b- Les paramètres influençant sur du procède Fenton

Le réactif Fenton (Fe^{+2}, H_2O_2) est utilisé pour traiter des eaux usées de différentes compositions contenant des composés organiques toxiques non biodégradables et réfractaires. L'efficacité de ce réactif dépend de plusieurs facteurs qui sont principalement : le pH, la concentration de polluant, le volume de H_2O_2 et la concentration des réactifs.

a-Le pH initial de la solution traitée

Le pH est un facteur très important dans les POA et principalement dans le procédé Fenton car il influe directement sur la vitesse de dégradation du polluant. Ceci est dû à la spéciation du fer car la disponibilité du métal libre dépend de ce paramètre. **[22]** Il est impérativement nécessaire de travailler sou une valeur de pH de 2 à 4 pour une bonne efficacité de ce procédé. **[2, 4, 23]**

b-Effet de la quantité de H_2O_2

Le peroxyde d'hydrogène H_2O_2, appelé aussi eau oxygénée, est le premier de la série des peroxydes avec une liaison O-O faible entre deux groupements symétriques de même électronégativité, il est aussi une source potentielle de radicaux $HO^{\cdot}$ malgré son pouvoir oxydant élevé il réagit très lentement. Son utilisation seule n'est pas intéressante dans le traitement des effluents contenant des concentrations élevées en composés organiques… **[24]**

c- Effet de la concentration en réactifs

Les concentrations des deux réactifs influencent significativement sur le rendement de la réaction de Fenton. Une augmentation de la concentration en Fe^{+2} accélère la cinétique de la réaction sans influencer le rendement.

Une augmentation de la concentration en H_2O_2 entraîne une augmentation de l'efficacité de dégradation sans influencer la cinétique, il s'agit plus exactement de la teneur en catalyseur rajouté tel que les ions ferreux dans le procédé Fenton. Cependant, un excès de réactif peut inhiber l'oxydation des polluants cibles en formant des espèces radicalaires moins efficaces que les $HO^{\cdot}$ ou des hydroxydes de fer…**[23]**

d- Effet de la concentration du polluant

La quantité du polluant traité est un facteur important dans le traitement de l'eau. De sorte qu'une augmentation de la concentration initiale de polluants entraîne une diminution du degré de la dégradation.

I-3-5-1-1-c- Mécanisme de décomposition de H_2O_2 par Fe^{2+} ou Fe^{3+} en solution aqueuse

a- Fe^{2+}/H_2O_2

Pour un mélange de réactif Fenton, une réaction spontanée a lieu entre les ions Fe^{2+} et le H_2O_2, dans une solution aqueuse et acide, peut amener à l'oxydation des ions Fe^{2+} en Fe^{3+}, en mettant enjeu la formation des radicaux hydroxyles ($^{\cdot}OH$) (équation I-9). Il s'agit de tout un processus réactionnel dont les principales réactions sont les suivantes : **[17]**

$$Fe^{2+} + {}^{\cdot}OH \longrightarrow Fe^{3+} + {}^{-\cdot}OH \qquad \text{(I-13)}$$

$$H_2O_2 + {}^{\bullet}OH \longrightarrow HO_2^{\bullet} + H_2O \qquad \text{(I-14)}$$

$$Fe^{2+} + HO_2^{\bullet} + H^+ \longrightarrow Fe^{3+} + H_2O_2 \quad \text{(I-15)}$$

$$Fe^{3+} + HO_2^{\bullet} \longrightarrow Fe^{2+} + O_2 + H^+ \quad \text{(I-16)}$$

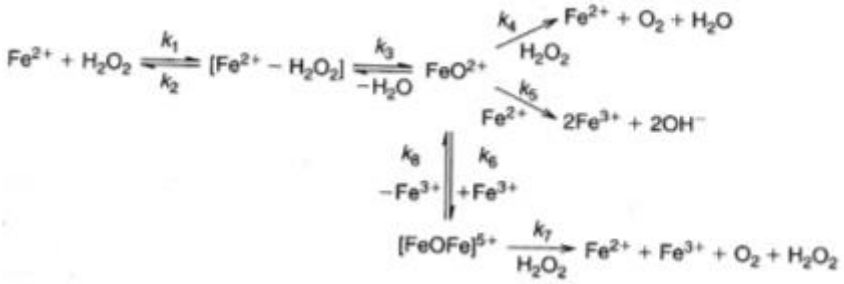


Figure I-3: Mécanisme de la réaction de Fenton proposé par Kremer (1999). **[17]**

b-Fe^{3+}/H_2O_2

Au cours de l'application de ce procédé (Fe^{3+}/H_2O_2), le peroxyde d'hydrogène se décompose catalytiquement par Fe^{3+} en milieu acide. **[22]**

Le fer peut se trouver initialement dans le procédé Fenton sous deux formes Fe^{2+} ou Fe^{3+} mais il faut connaitre que la vitesse de dégradation du polluant est plus faible dans le cas de l'utilisation de Fe^{3+}/H_2O_2 que d'appliquer le système de Fe^{2+}/H_2O_2. Cela est dû à l'étape de réduction de Fe^{3+} en Fe^{2+} avant la production des $^{\bullet}OH$

c-Mécanisme: **[25]**

Le mécanisme de la dégradation d'un polluant organique par ce type de procédé d'oxydation avancée se compose d'un ensemble de réactions qui peuvent être liées à :

1- Hydrolyse de Fe^{3+}

2- Phase d'initiation du mécanisme de la décomposition de H_2O_2 par Fe^{2+} ou Fe^{3+} au cours du quel la formation des complexes Fe^{3+}-hydro peroxique: $[Fe(HO_2)]^{2+}$ et $[Fe(OH)(HO_2)]^{+}$ a lieu avant leur décomposition moléculaire en Fe^{2+} et radicaux hydroperoxyle HO_2/O_2^- .

3- les étapes de propagation de chaine

Avant d'arriver au produits finaux de l'oxydation du polluant traité par le procédé Fenton, des complexes de $[Fe(H_2O_2)(H_2O)_6]^{2+}$, $[Fe(HO_2^-)(H_2O)_5]^{+}$ou de $[Fe(HO_2^-)(H_2O)_6]^{+}$ se forment puis se décomposent en milieu acide en $[Fe(OH)(HO_2)_5]$ puis en $[Fe(HO_2)_6]$.

4- Les réactions de terminaison impliquant la recombinaison des radicaux entre eux.

Parmi ces réactions, seule la réaction de propagation de chaine dite de Fenton est intéressante pour la production des radicaux $HO^{\cdot}$. **[25]**

I-3-6-2- Photocatalyse homogène (système photo-Fenton)

I-3-6-2-a-Généralités

Dans l'objectif d'améliorer l'efficacité du procédé Fenton une exposition du même système aux irradiations ultraviolettes sert à créer un nouvelle technique de POA appelée le procédé photo-Fenton dont les radicaux hydroxyles peuvent être provenus de plusieurs sources hors la réaction classique de Fenton, pari elles la suivante : **[4]**

$$Fe^{2+} + H_2O_2 + H^+ \longrightarrow Fe^{3+} + H_2O + HO^{\bullet} \qquad (I\text{-}17)$$

Dans les conditions optimales de pH (pH : 3-4), l'ion Fe^{3+} se trouve en grande partie sous forme $[Fe(OH)]^{2+}$. Cette espèce absorbe la lumière UV dans la région $250<\lambda<400$ nm nettement mieux que l'ion Fe^{3+}. La réduction photochimique de cette entité formée en solution aqueuse permet de produire des HO• et de Fe^{2+}. Les ions de fer ferreux produites peuvent à leur tour agir avec le peroxyde d'hydrogène en formant le réactif Fenton et par conséquence une deuxième source des radicaux hydroxyles : **[26]**

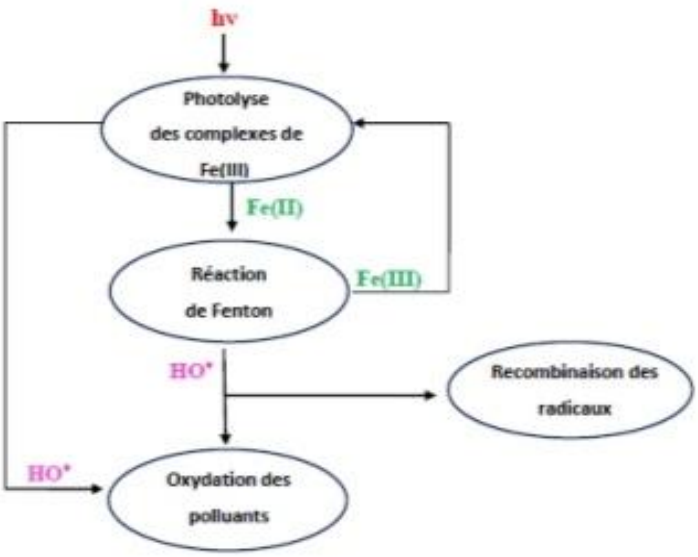


Figure I-4 : Principe de la réaction photo-Fenton. **[2]**

I-3-6-2-b- Les avantages du procédé photo-Fenton

Hors, la réaction de Fenton les avantages du procédé UV/Fe^{2+}/H_2O_2 sont les suivants : **[4]**

* Une source supplémentaire des $HO^{\bullet}$ par photo-réduction du complexe de l'hydroxyde de fer ferrique $[Fe(OH)]^{2+}$.

*Une production in situ d'ions ferreux qui catalysent la réaction de Fenton.

*Diriger le processus réactionnel dans le sens de production des radicaux hydroxyles en évitant leur consommation en formant des hydroxydes de fer ou des produits indésirables.

I-3-6-3- Photocatalyse hétérogène avec TiO_2

I-3-6-3-a-Généralités

La photocatalyse hétérogène est une technologie qui se base sur l'irradiation d'un semiconducteur (ex. TiO_2, ZnO…), sous une langueur d'onde moins basse que celle correspondante à sa bande interdite, pour former des sites électro-donneurs ou électro-accepteurs d'électrons et ainsi induire des réactions d'oxydoréduction. En effet, si les photons absorbés possèdent une énergie supérieure au gap d'énergie entre la bande de valence et la bande de conduction, des paires d'électron-trou se créent dans le semi-conducteur. **[27]**

Le dioxyde de titane TiO_2 comme un exemple des photocatalyseurs les plus utilisés à échelle mondiale, existe principalement sous trois structures cristallographiques (fig I-5): l'anatase (a) et le rutile (b) de forme tétragonale, et le brookite (c) de forme orthorhombique très difficile à synthétiser au laboratoire. **[28]**

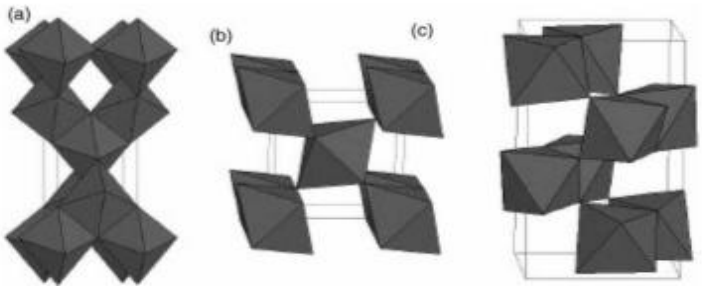


Figure I-5 : Structures cristallines anatase (a), rutile (b) et brookite (c) de TiO_2. **[22]**

La dégradation photo-catalytique des polluants utilisant des semi-conducteurs sous la lumière ultraviolette a attiré une attention considérable pour l'application dans l'environnement aqueux puisqu': **[4]**

*Elle n'a pas besoin de l'addition de n'importe quel produit chimique.

*Elle convient au traitement de l'eau avec des faibles concentrations en polluants organiques.

*Elle n'est pas spécifique.

*Elle peut conduire à une minéralisation totale des composés organiques.

Le dioxyde de titane (TiO_2) est le photo-catalyseur le plus utilisé en traitement d'eau résiduaire industrielle, en raison de la faible énergie nécessaire a son activation (E_{act}=3,2 eV). **[29]**

La photocatalyse au TiO_2 est basée sur une double aptitude du semi-conducteur a adsorber les réactifs et absorber les photons simultanément. Pour une catalyse hétérogène classique, le processus de réaction peut se décomposer en 5 étapes indépendantes: **[30]**

1. Transfert des réactifs de la phase fluide à la surface du catalyseur,
2. Adsorption,
3. Réaction photo-catalytique dans la phase absorbée,
4. Désorption du produit,
5. Elimination du produit de la région inter faciale.

I-3-6-3-b-Principe

Les électrons de valence du TiO_2 peuvent être excites par absorption des rayons UV dont l'énergie est supérieure à l'énergie d'activation (λ<380 nm) des électrons de TiO_2 (réaction I-18). Les électrons excités passent de la bande de valence (BV) a la bande de conduction (BC), ce qui crée un défaut électronique appelé trou d'électrons positif (h+) dans la couche de valence. Dans la bande de conduction, les électrons (e-) sont libres comme les électrons de conduction d'un métal. Cette réaction est représentée souvent par la réaction (I-19). **[17]**

$$TiO_2 + h\upsilon \rightarrow TiO_2\,(h+) + TiO_2\,(e-) \qquad \text{(I-18)}$$

$$TiO_2 + h\upsilon \rightarrow h^+ + e- \qquad \text{(I-19)}$$

Les paires électron-trou peuvent se combiner ou réagir avec des espèces chimiques présentes à la surface du semi-conducteur pour conduire à la formation des espèces oxydantes, qui seront responsables de la dégradation des polluants organiques

(réactions I-22, I-24). Les trous h+ peuvent donner des réactions de transfert d'électron avec des molécules d'eau ou d'ions hydroxyles adsorbés pour former des radicaux $^{\bullet}OH$ (réactions I-20 et I-21) ou oxyder des composés organiques adsorbes a la surface du semi-conducteur (réaction I-23). **[17]**

$$TiO_2\ (h+) + H_2O_{ads} \rightarrow TiO_2 + HO^{\cdot} + H^+ \quad \text{(I-20)}$$

$$TiO_2\ (h+) + HO_{ads} \rightarrow TiO_2 + HO^{\cdot} \quad \text{(I-21)}$$

$$R + HO^{\cdot} \rightarrow \text{Produits} \quad \text{(I-22)}$$

$$TiO_2(h+) + RX_{ads} \rightarrow TiO_2 + RX^{\cdot} \quad \text{(I-23)}$$

$$RX^{\cdot} + \rightarrow \text{Produits} \quad \text{(I-24)}$$

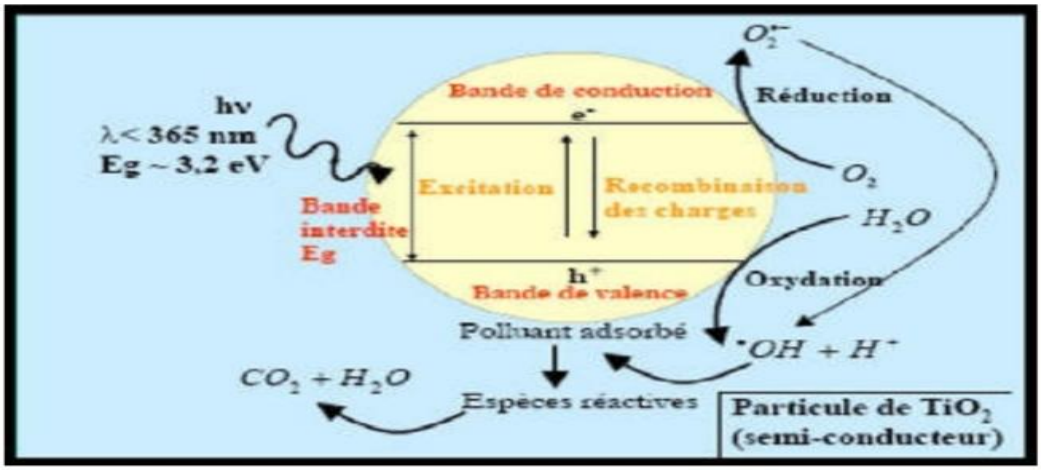


Figure I-6: Mécanisme réactionnel à la surface de la particule d'un semi-conducteur (TiO_2). **[14]**

I-3-6-4-Comparaison entre quelques procédés d'oxydation avancée

Le tableau (I-4) présente une comparaison de certains procédés d'oxydation avances en mettant en évidence les avantages et les inconvénients de chaque procédé.

Tableau I-4: Comparaison entre les procédés d'oxydation avancée. **[29]**

Technique	Avantages	Inconvenient
H_2O_2	Coût très abordable	Stabilité à l'état pur, donc nécessité d'utiliser un catalyseur
Procédé Fenton	▪ Oxydant puisant ▪ Décoloration rapide de la solution ▪ Minéralisation des colorants organiques	-Apport constant en H_2O_2 nécessaire - Régénération du catalyseur Limitée
H_2O_2/UV $H_2O_2/Fe^{3+/}$UV	- Sources direct de radicaux hydroxyles - Activation par UV et/ ou sel de fer (II, III) - Rendement quantique de la photolyse= 1	- Transport, stockage et manipulation de H_2O_2 - Ajouts de réactif chimique Nécessaire - Efficacité et durée de vie de la lampe limitée - Coefficient d'absorption de H_2O_2 faible - Eaux usées troubles posent des problèmes - Production de sous-produits inconnus

Photocatalyse Hétérogène	- Installation simple - Dégradation efficace des composés organiques - Pas d'additif chimique - TiO_2 synthétisé à partir d'éléments disponible industriellement sans nuisance écologique	- Application industrielle problématique à cause du rendement quantique faible - Récupération nécessaire du photocatalyseur après réaction - Colmatage des filtres - Efficacité et durée de vie de la lampe limitée - Problèmes posé par les eaux usées troubles

Chapitre II : Partie expérimentale

II-1- Les produits chimiques

Les produits chimiques utilisés au cours de cette étude sont présentés dans le tableau ci-dessous.

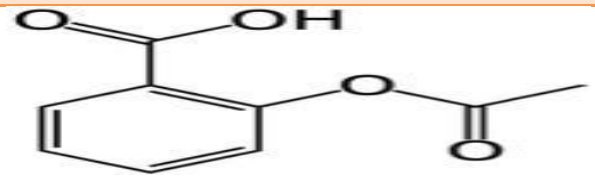
Tableau II-1: Liste des produits chimiques utilisés avec leurs fournisseurs.

Produit	Fournisseur	Qualité
Hydroxyde de sodium (NaOH)	Sigma - aldrich	98 – 100,5%
Peroxyde d'hydrogène (H_2O_2)	Sigma - aldrich	34,5 – 36,5 %
Acide chlorhydrique (HCl)	Fluka	36,5 – 38 %
Dioxyde de titane (TiO_2) anatase		
Sulfate de fer ferreux, sept fois hydr(Fe SO_4, 7 H_2O)	Biochem Chemopharma	98,5 – 104,5 %
Aspégic l'acétylsalicylate de DL-lysine		2,038g (1000mg d'aspirine)

II-2-Propriétés physico-chimiques de l'aspirine

Les propriétés physico-chimiques de l'aspirine sont présentées dans le tableau suivant:

Tableau II-2: Propriétés physico-chimiques de l'aspirine.

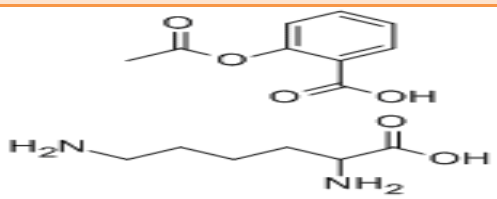
Nom	**Acide acétylsalicylique (2-acétoxybenzoïque acide).**
Formule brute	$C_9H_8O_4$
Structure chimique	
État physique	Solide
Couleur	Blanc
Masse molaire (g/mol)	180,157
Solubilité dans l'eau (g/L)	2,5 (eau, 25 C°) / 4,6 (eau, 37 C°)

pKa	3,5
Température d'ébullition ($T_{éb}$)	140 C°
Température de fusion (T_f)	135 C°
Masse volumique (g/cm^3)	1,4
Pression de vapeur saturant (Pa)	0,0165 à 25 C°

II-3-Propriétés physico-chimiques de l'aspégic

Les propriétés physico-chimiques de l'aspégic sont présentées dans le tableau II-3:

Tableau II-3: Propriétés physico-chimiques d'Aspégic.

Nom	Acétylsalicylate de DL-lysine
Formule brute	$C_{15}H_{22}N_2O_6$
Structure chimique	
Forme pharmaceutique	Poudre pour solution buvable
Température d'ébullition ($T_{éb}$)	464,39°C
Température de fusion (T_f)	154-156 °C
Densité	1,1829
Coefficient de réfraction	1,6280
Température de stockage	-20°C
Les excipients	Glycine, arôme de mandarine (dont lactose), glycyrrhizate d'ammonium.
Masse de 1 sachet d'Aspégic	2,038g (1000mg d'aspirine)

II-4-Techniques d'analyse

II-4-1-Mesure de pH

La mesure de la valeur de pH est effectuée à l'aide d'un pH –mètre (AD 1030)

Lors de notre travail, les ajustements de pH étaient réalisés avec deux solutions : acide (HCl) et basique (NaOH) de concentrations égales 1 mol/L.

II-4-2-Spectrophotométrie d'absorption UV-Visible

II-4-2-1-Introduction

La spectrophotométrie est une technique d'analyse quantitative. Elle permet la mesure de la densité optique d'un milieu a une longueur d'onde donnée, et de déterminer la concentration d'un soluté dans une solution par l'interaction des électrons des molécules du soluté.

Figure II-1: Spectrophotomètre UV-Visible.

II-4-2-2- Principe

Lorsqu'un faisceau lumineux d'intensité I_0 passe a travers une solution d'un chromophore, une partie de hυ est absorbée par les solutés .L'intensité I de la lumière transmise est donc inferieure à I_0 .D'après la loi de Beer Lambert, la densité optique DO_λ est une fonction de la concentration C de la solution, du coefficient d'absorption molaire ε_λ et de(ℓ) la longueur du trajet optique (voir la relation ci-dessous).

$$DO_\lambda = -\log \frac{I}{I_0} = \varepsilon_\lambda \ell C$$

où $\frac{I}{I0}$: est la transmittance de la solution

Dans cette étude, les mesures des valeurs de l'absorbance A, à la longueur d'onde optimale (λ = 228 nm) caractérisant la bande maximale de la molécule d'acétylsalicylique, étaient effectuées à l'aide d'un spectrophotomètre (Agilent Technologies cray 60 UV-Vis, mono-faisceau).

Pour mieux étudier l'évolution des concentrations de la molécule principale et sa dérivée accompagnante (acétylsalicylate), on avait suivi le balayage de λ dans un intervalle compris entre 190 nm et 350 nm.

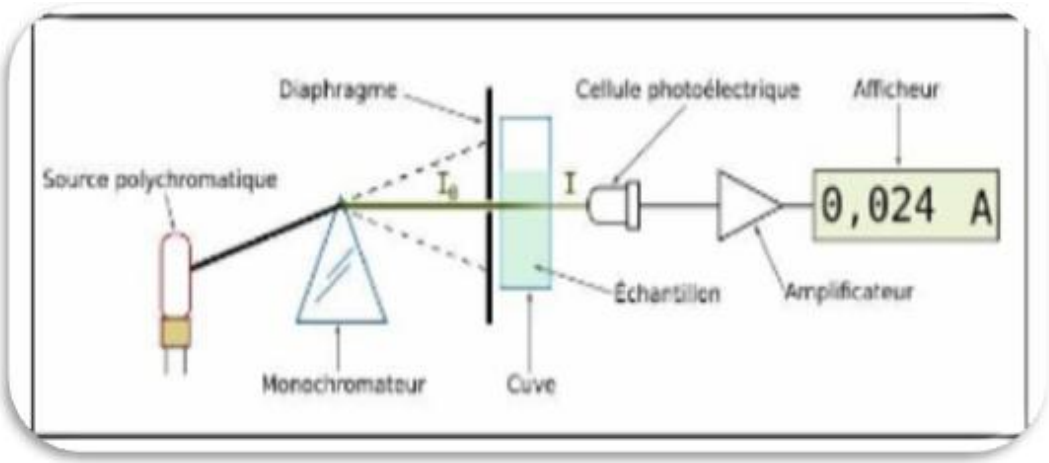


Figure II-2: Principe de fonctionnement d'un spectrophotomètre UV-visible mono-faisceau.

II-4-3-La lampe

Le rayonnement ultraviolet est émis par une lampe UV (254-365 nm), placée au-dessus de la solution d'aspirine soumise à une agitation continue.

Dans notre étude, on a travaillé à une longueur d'onde de 254nm pour assurer la bonne excitation du photocatalyseur.

Figure II-3: la lampe UV utilisée.

II-5-Dispositifs expérimentaux

Le dispositif utilisé au cours de notre travail est un Bécher de 500mL, dans le quel on a introduit une solution aqueuse d'Aspégic de 300 mL.

Une quantité bien déterminée du catalyseur (fer ferreux) ou du photocatalyseur est ajoutée à la solution est soumise à une agitation continue à l'aide d'un agitateur magnétique.

Le temps d'équilibre déterminé au cours de notre travail est de 30mn, effectué en mettant la solution contenant le photocatalyseur sous une agitation avant son exposition à l'irradiation UV.

Les échantillons sont prélevés chaque 5-10mn pour une durée de traitement de 2h pour être analyser à l'aide d'un analyseur UV-Vis.

Pour une bonne séparation de la solution d'aspirine au photocatalyeur, l'échantillon doit être subit à une centrifugation avant d'être filtrer à l'aide des microfiltres.

Figure II-4: Montages utilisés (a: Procédé non-photocatalytique, b: Procédé photocatalytique).

Chapitre III : Résultats et discussion

III-1- Introduction

Dans cette partie de ce manuscrit, on présente l'ensemble des résultats trouvés de la dégradation d'une solution aqueuse de l'acétylsalicylique par quelques procédés d'oxydation avancée (Fe^{2+} /H_2O_2, H_2O_2/UV, UV/TiO_2).

La cinétique de la dégradation de ce produit pharmaceutique a été suivie par spectrophotométrie UV-Visible.

La première partie est consacrée à l'étude de l'oxydation de ce produit par le procédé Fenton (système Fe^{2+}/H_2O_2) dans le but de montrer l'influence de quelques paramètres expérimentaux sur l'élimination de l'aspirine cet par conséquence d'extraire les conditions optimales pour une meilleur altération de l'As.

Deuxièment, d'étudier cinétiquement les procédés photochimiques cités précédemment, leur efficacité sur le rendement de l'élimination de ce polluant pour bien trouver les valeurs optimales des différents paramètres qui servent à trouver un bon résultat au minimum de temps.

III-2- Courbe d'étalonnage de l'acétylsalicylique

Une mesure des valeurs de l'absorbance d'une solution de l'aspirine aux différentes concentrations (de 5 à 20mg/L) est effectuée.

Les résultats obtenus (figure III-1) permettent de tracer la courbe d'étalonnage caractérisant ce produit, dont l'objectif est de vérifier l'applicabilité de la loi de Beer-Lambert dans cet intervalle de [As].

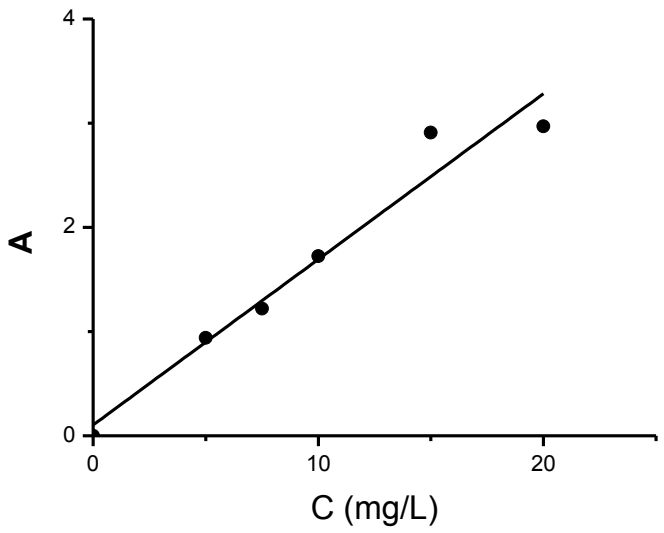


Figure III-1: Courbe d'étalonnage de l'aspirine à λ=228nm.

L'obtention d'une droite (A=Ɛ. l. C = a × C) de pente a (constante) et d'ordonnées à l'origine (0, 0), nous a permit de dire que la loi de Beer-Lambert est vérifiée dans notre étude pour des faibles teneurs en chromophore (C≤ 20mg/L), ce qui permet de relier la concentration du chromophore à son absorbance.

À t = 0: $\mathbf{A_0 = \varepsilon . l . C_0}$ (III-1)

Au temps t : $\mathbf{A = \varepsilon . l . C}$ (III-2)

En faisant le rapport (2)/(1) pour obtenir :

$$\mathbf{A/A_0 = C/C_0} \quad \text{(III-3)}$$

$\mathbf{C/C_0}$: représente le pourcentage de l'Acétylsalicylique qui reste en solution au cours du temps du traitement.

III-3-Dégradation de l'Acétylsalicylique par les procédés d'oxydation avancée

III-3-1-Dégradation de l'Acétylsalicylique par le procédé Fenton

La réaction de Fenton constitue un procédé d'oxydation avancée applicable au traitement des eaux contaminées. La réaction de Fenton se base sur l'oxydation des ions Fe^{2+} par un agent oxydant à base de peroxyde d'hydrogène, conduisant à la formation du radical HO• comme suit:

$$Fe^{2+} + H_2O_2 \rightarrow Fe^{3+} + OH^- + HO\bullet \quad \text{(I-9)}$$

III-3-1-a-Effet de volume de H_2O_2

Le volume de H_2O_2 (agent oxydant) est un paramètre très important dans le traitement des eaux usées. De cette raison, on a étudié l'influence de ce paramètre sur la dégradation du As ; en variant la valeur de V de 500 à 1500µL et en gardant les autres facteurs constants ($[Fe^{2+}]$ = 1g/L, [As] = 5 mg/L, V = 300mL, pH = 3):

Les résultats trouvés sont présentés dans la figure III-2.

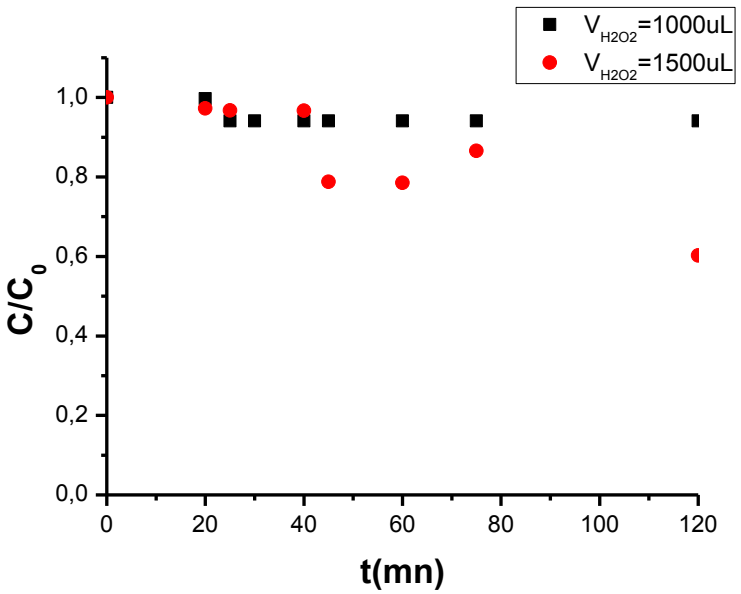


Figure III-2: Effet de volume de H_2O_2 sur la dégradation de l'Acétylsalicylique par le procédé Fenton.

À partir de cette figure, nous constatons qu'une augmentation du volume de H_2O_2 sert à augmenter la dégradation de l'As. On remarque aussi qu'on peut dégrader la moitié de la quantité déterminée (V=300mL, [As]=5mg/L) après 120mn de traitement, en utilisant un volume de 1500µL. On peut dire, qu'un excès de la quantité de l'agent oxydant sert à produire plus des $HO^{\bullet}$ et par conséquence on peut assurer la possibilité de l'abattement de la totalité des molécules organiques.

III-3-1-b-Effet de $[Fe^{2+}]$

L'étude l'effet de la concentration des ions de fer ferreux sur la dégradation de l'As par le procédé Fe^{2+}/H_2O_2 était effectuée en mettant les valeurs de pH = 3, V_{H2O2}= 1000 uL constants et en faisant varier les concentrations de Fe^{2+} de 1g/L de 0,25g/L à 1 g/L.

Tableau III-1: Effet de $[Fe^{2+}]$ sur la dégradation de l'Acétylsalicylique par le procédé Fenton.

$[Fe^{2+}]$ (g/L)	Rendement de la dégradation (%)
0,25	70
0,50	05
1,00	05

En examinant le tableau (III-1), on peut dire que la concentration optimale de Fe^{2+}est de 0,25g/L pour laquelle la dégradation du As est de 70%, au-delà de cette valeur, une un excès des ions ferreux conduit à un abaissement du taux de l'élimination du polluant. Ce résultat défavorable, peut être expliqué par une siccité des radicaux hydroxyles in situ du milieu aqueux et la formation du complexe des hydroxydes de fer, ce qui explique la coloration brune de la solution traité par ce système de POA.

III-3-1-c-Effet de pH

Le pH du milieu réactionnel est l'un des facteurs les plus importants dans le procède Fenton, il influe sur la spéciation du fer, par conséquence sur la disponibilité des ions Fe^{2+} et la nature des espèces produites dans le milieu réactionnel.

L'étude de l'effet de pH sur l'efficacité de ce procédé a été réalisée en travaillant sous les conditions suivantes : [As]= 5mg/L, V_{H2O2}=1000uL, [Fe^{2+}] = 0,25g/L. Les résultats de cette étude sont présents dans le tableau (III-2).

Tableau III-2: Effet de pH sur la dégradation de l'Acétylsalicylique par le procédé Fenton.

pH	Rendement de la dégradation (%)
3	70
3,50	18
4,00	65

Il ressort de ce tableau que la meilleure dégradation est atteinte à un pH=3. Une diminution de l'efficacité de l'élimination de l'As par ce procédé est le résultat évident d'une augmentation de la valeur de pH qui peut être dûe à la formation des précipités de fer ferrique et la décomposition de peroxyde d'hydrogène.

III-3-1-d-Effet de [As]

La quantité de la matière organique à dégrader est l'un des facteurs qui influe sur l'efficacité des procédés de traitement des eaux. On a étudié l'influence de la concentration de l'As sur l'efficacité de la dégradation de ce produit pharmaceutique par le procédé Fenton. Cela a été effectué dans les meilleures conditions opératoires déterminées précédemment : pH=3, volume de H_2O_2=1000uL et de [Fe^{2+}]=0,25g/L.

Tableau III-3: Effet de [As] sur la dégradation de l'Acétylsalicylique par le procédé Fenton.

[As] (mg/L)	Rendement de la dégradation (%)
5	70
10	15
15	12

Les résultats illustrés dans le tableau (III-3) indiquent la valeur optimale de [As] est de 5mg/L, pour laquelle la dégradation de l'As est optimale. Des faibles valeurs de la dégradation sont obtenues en travaillant à [As]=10mg/L et [As]=15mg/L. Ce résultat peut être expliqué comme suit : à forte concentration d'As et aux même conditions de travail cités préalablement, la quantité des radicaux $HO^{\cdot}$ devient de plus en plus insuffisante pour dégrader toutes les molécules organiques présentes dans la solution.

III-3-2-Oxydation de l'Acétylsalicylique par le procédé UV/ H_2O_2

Le couplage entre l'irradiation ultraviolette, comme source d'excitation ou de réactivité, et un agent oxydant de peroxyde d'hydrogène renforce fortement l'efficacité de la dégradation de l'As. Il se produit alors une photolyse du peroxyde d'hydrogène, donnant lieu à la formation de radicaux hydroxyles.

III-3-2-a-Effet de la quantité de l'agent oxydant

Pour étudier l'impact du volume de l'agent oxydant sur l'efficacité de la dégradation de l'As par le procédé UV/H_2O_2, on expose la solution de L'As soumise aux conditions de [As] = 5mg/L, pH du milieu aux irradiations UV_{254nm} et en faisant varier les volumes de H_2O_2 de V=500 µL, V=1000 µL et V=1500 µL.

Tableau III-4: Effet du volume de H_2O_2 sur la dégradation de l'acétylsalicylique par le procédé UV/H_2O_2.

Volume de H_2O_2	Rendement de la dégradation (%)
500µL	15
1000µL	50
1500µL	30

Les résultats obtenus montrent que la valeur optimale du volume de H_2O_2 est de 1000uL utilisé pour la dégradation de l'As par ce procédé et qu'un excès de la quantité de cet agent oxydant est défavorable. La présence d'une grande quantité des radicaux hydroxyles dans le milieu étudié peut conduire aux conséquences défavorables sur l'efficacité de la photolyse, puisque il engendre des réactions radicalaires au lieu d'avoir une transformation induite par la réaction principale liée à ce couplage.

III-3-2-b-Effet de pH

Le pH est l'un des paramètres les plus importants qui influent sur la dégradation des polluants organiques par des procédés d'oxydation avancée. Pour étudier son effet sur l'efficacité de ce procédé, on a suivi la dégradation de l'aspirine sous les conditions suivantes : V_{Asp}= 300 mL, V_{H2O2} = 1500 µL, [As]=5mg/L et varié la valeur de pH initial de 1,6 à 9.

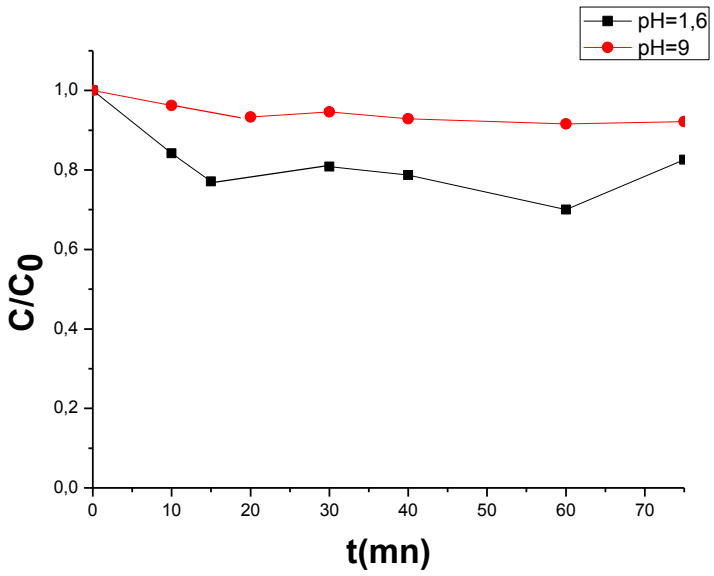


Figure III-3: Effet de pH sur la dégradation de l'Acide acétyle salicylique par le procédé UV/H_2O_2.

Les résultats montrent que la vitesse de la dégradation de l'As la plus basse a été observée à pH=9, tandis que la plus élevée est observée à pH 1,6, Le taux de l'abattement de ce produit diminue dans un milieu alcalin qui représente le domaine de la consommation des radicaux hydroxyles en se recombinant pour reformer le peroxyde d'hydrogène et d'autre radicaux moins puissant que les $HO^{\cdot}$.

III-3-2-c-Effet de [As]

Cette approche a été effectuée en variant la concentration du l'Aspirine de 5 à 15mg/L. Le travail sous les mêmes conditions de pH milieu= 5,4, V_{H2O2}= 1500 µL et V_{Asp}= 300 mL permet d'obtenir les résultats présentés dans la figure suivante :

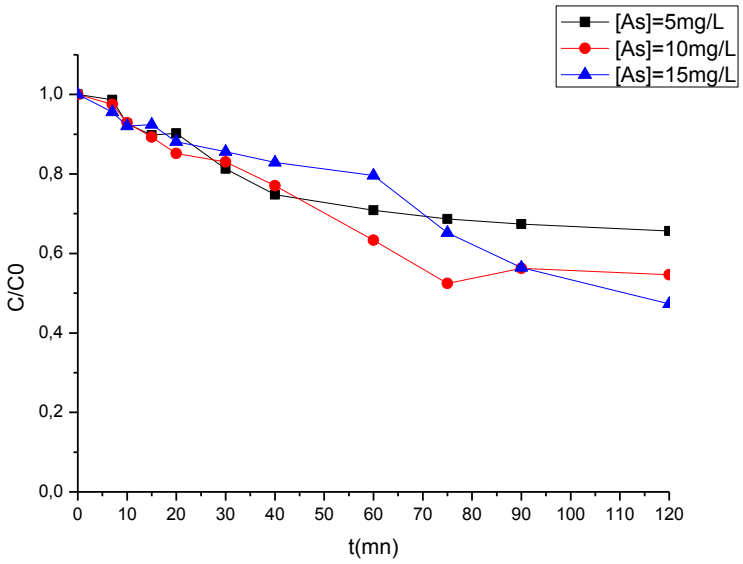


Figure III-4: Effet de [As] sur la photolyse de l'Acétylsalicylique.

Contrairement aux résultats précédentes, une augmentation de la concentration de Aspirine provoque une élévation du rendement de la dégradation de ce produit jusqu'à atteindre la valeur limité dans notre étude de 15mg/L de As pour la quelle 50% de la quantité e L'As est dégradé.

Ce résultat trouvé indique qu'il nous faut augmenter encore plus la concentration pour mieux voir quelle la valeur optimale de [As].

III-3-3-La phototodégradation de l'Acétylsalicylique par le procédé UV/ TiO_2

La photocatalyse est l'une des voies d'amélioration de l'efficacité de la dégradation d'un polluant organique par les POA. Dont l'objectif d'éliminer l'Aspirine d'une manière très efficace, le procédé UV/ TiO_2 est appliqué dans notre travail pour dégrader notre produit pharmaceutique.

Une étude paramétrique sur ce traitement pour déterminer les conditions optimales qui servent à retomber à la bonne efficacité de la dégradation de ce polluant en appliquant ce procédé.

III-3-3-a-Influence de concentration du catalyseur [TiO_2]

On ache bien que la vitesse de la dégradation des composés organiques dépend fortement de la concentration du catalyseur, e cette raison on a étudié l'influence de ce paramètre sur l'efficacité de ce procédé de dégradation.

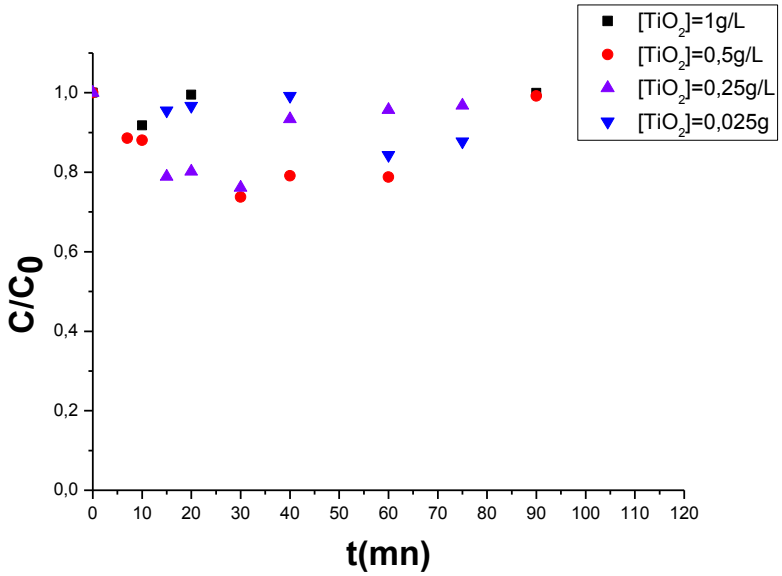


Figure III-5: Effet de [TiO_2] sur la dégradation de l'Acétylsalicylique par le procédé UV/TiO_2.

Les résultats de notre étude montrent que la valeur optimale pour la dégradation du As par la photocatalyse hétérogène (UV / TiO_2) est de [TiO_2]= 0,5 g/L.

Nos résultats montrent qu'une augmentation de la concentration du photo-catalyseur, à 0,5g/L empêche le passage de faisceau lumineux et provoque un déficit d'irradiation et d'excitation de tous les particules du semi-conducteur, et par conséquence un abaissement du rendement de la dégradation de Aspirine. De plus une élevation de la concentration de TiO_2 anatase au-delà de 0,5g/L favorise l'agglomération des particules microniques, qui provoque une diminution considérable de sa surface spécifique, suivie d'une réduction des sites actifs offerts à la réaction photo-catalytique.

III-3-3-b-Influence de [As]

En maintenant la concentration du photo-catalyseur constante [TiO_2]=0,5g/L, nous avons fait varier la concentration initiale de l'aspirine (5, 10, 15 mg/L) pendent une durée de traitement de 120 min sous les conditions suivant : V_{As}= 300mL, pH du milieu.

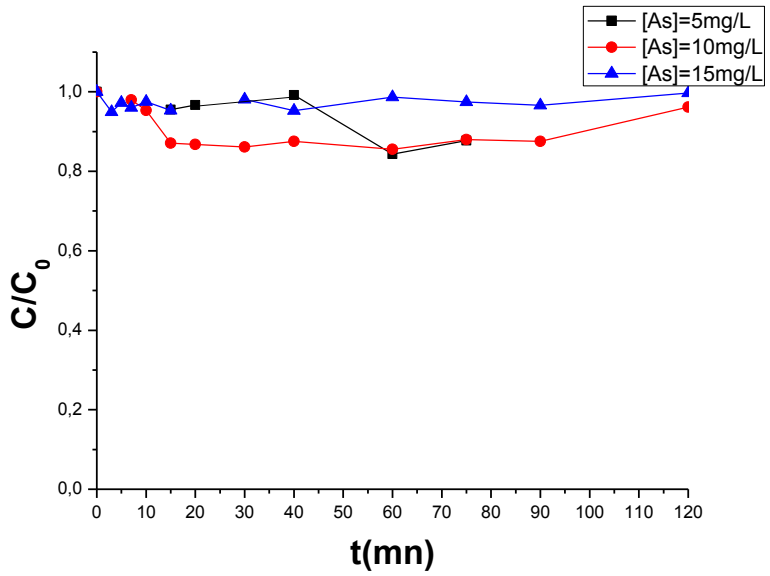


Figure III-6: Effet de [As] sur la dégradation de l'Acétylsalicylique par le procédé UV/TiO_2.

Les résultats de la figure III-6 montrent qu'une augmentation de la concentration initiale de l'Aspirine à 10 mg/L implique une diminution de l'efficacité du traitement par ce procédé.

III-3-3-c-Influence de pH

Le pH initial est facteur très important dans notre étude car il détermine la forme de notre produit puisqu'il faut savoir que l'aspirine est un acide faible qui se trouve sous deux formes à la fois : moléculaire et ionique, dans un domaine de pH de 2 à 8. En de hors de cet intervalle l'aspirine existe majoritairement sous sa forme ionique.

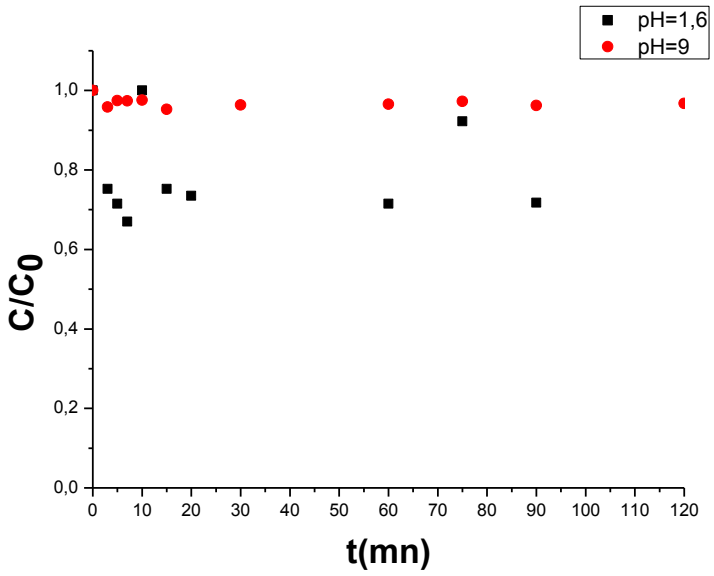


Figure III-7: Effet de pH sur la dégradation de l'Acide acétyle salicylique par le procédé UV/TiO_2.

Il semble d'après ces résultats, que la photo-dégradation de l'As est plus importante aux pH acides, La bonne cinétique de la dégradation de ce polluant est observée à pH = 1,6. La vitesse de la photo-dégradation diminue avec l'augmentation de pH (pH> 6).

Ces résultats sont en accord avec le travail effectué par S. Alahiane.

III-4-Conclusion

Il ressort de ce qui précède qu'il est difficile de travailler sur l'Aspirine, vue son instabilité. Des meilleurs rendements de la dégradation sont obtenus en travaillant par les procédés photochimiques.

Conclusion générale

Conclusion générale

Dans ce travail nous tentons de mettre en évidence l'oxydation de l'aspirine (acétylsalicylique) par des procédés d'oxydation avancés: H_2O_2/UV_{254}, H_2O_2/Fe^{2+}, UV_{254}/TiO_2. Nous avons travaillé à une température ambiante et nous sommes parvenus à tirer quelques points essentiels de l'application des POA pour la dégradation de As tels que : l'efficacité et les paramètres influençant chaque procédé. Le traitement de l'aspirine par le procédé Fenton (Fe^{2+}/H_2O_2) montre que les valeurs optimales qu'on doit respecter lors de l'application de ce système sont : pH=3, V_{H2O2}=1500uL, [Fe^{2+}]= 0,25g/L, [As]=5mg/L.

L'élimination de l'aspirine par ce procédé indique que la dégradation de l'aspirine augmente avec l'augmentation du volume de l'oxydant de peroxyde d'hydrogène, et du temps du traitement. Le travail avec une grande concentration de l'aspirine provoque une diminution du taux d'abattement de ce polluant. Un excès des ions ferreux peut se comporter comme un inhibiteur de la réaction de l'oxydation.

* Les études réalisées au cours de ce travail montrent que les procédés d'oxydation avancée photochimiques sont efficaces pour l'élimination de l'aspirine.

L'altération de cette substance est effectuée par l'action oxydant des radicaux hydroxyles produits dans le milieu à traiter, Ces radicaux sont capables à dégrader la quasi-totalité des polluants organiques persistants à cause de leur pouvoir oxydant très élevé, de leur réactivité et de leur non sélectivité vis-à-vis des substances organiques.

*En travaillant par le procédé : UV_{254}/H_2O_2, les résultats montrent que l'élimination de l'aspirine est défavorable dans un milieu alcalin, pour ce procédé les valeurs maximales sont : [As]=15 mg/L, et pH=1,6, V_{H2O2}=1500µL.

Pour la photocatalyse hétérogène (UV_{254nm}/TiO_2), l'utilisation des faibles quantités de TiO_2 influe favorablement sur l'efficacité de ce procédé à dégrader l'As sous les conditions suivantes : 0,25 g/L, [As]=5mg/L, pH=1,6.

* Nous concluons des résultats trouvés, que le meilleur procédé à utiliser pour éliminer l'Aspirine est la photolyse ou la photocatalyse dont l'objectif d'éliminer ce polluant proprement et en évitant tous les problèmes accompagnant l'utilisation du réactif de Fenton.

Références bibliographiques

Références bibliographiques

[1]-Soraya D. La preconcentration de micro polluants organiques dans l'eau et de leur extraction par des nanomateriaux,(2015).

[2]-Filipa Aleksandrova Velichkova. Vers un procédé fenton hétérogène pour le traitement en continu d'eau polluée par des polluants pharmaceutiques.

[3]-Manaa Zoubir. Elimination des composes pharmaceutiques par photo-Fenton hétérogene (goethite et argile synthétique) Etude cinétique et transfert des espèces organiques à l'interface minéral solution,(2015).

[4]-Benbachir H. Élimination de quelques Chlorophenols par des Procédés d'Oxydation Avancée, (2018).

[5]-Soussi Sara. Reduction d' un polluant organique par un procédé d'oxydation avancée, (2011).

[6]- Boucaly Melissa. Impacts des substances pharmaceutiques sur l'eau et les milieux aquatiques, (2010).

[7]- H. Lévesque, O. Lafont. L'aspirine à travers les siècles: Rappel historique, 21, 1(2000) S8-S17.

[8]-Nicoulaud Franck. Thèse pour le diplôme d'état de docteur en pharmacie ; Aspirine-Paracétamol : des faux jumeaux, (1997).

[9]-PRYEN Laura. Thèse pour le diplôme d'état de docteur en pharmacie : L'automédication et les risques du libre accès aux analgésiques périphériques.

[10]- A. Atallah, E. Lecarpentier, F. Goffinet , P. Gaucherand, M. Doret-Dion, V. T. Aspirine et prééclampsie. (2018).

[11]- I. Crassard P. Niclot M .G. Bousser. Aspirine et accidents ischémiques cérébraux Aspirin and cerebral infarction, 21, 1 (2000) S41-S49.

[12]- Marie Bordagaray, Thèse pour l'obtention du diplôme de docteur d'état en pharmacie. L'aspirine indiquée dans les maladies chroniques cardiovasculaires : l'importance de ne pas en négliger la galénique, (1997).

[13]Charlotte edard.Contamination du milieu hydrique par les residus de médicaments humains et vétérinaires: application a l'étude de la présence de fluoro quinolones a usage humain et vétérinaire dans l'eau, (2011).

[14]- Bouafia, S. C. & Alloune, R. Procédé d'oxydation avancée pour le traitement des eaux usées: Principe et applications. *Rev. des Energies Renouvelables* 07

(2007)163–170.
[15]- Ménana HADDOU. Dégradation de dérivés de l'acide benzoïque par les procédés d'oxydation avancée en phase homogène et hétérogène : procédés Fenton, photo-Fenton et photocatalyse. (2010).
[16]-Mehmet A. Oturan, Nihal Oturan et Jean-Jacques Aaron, 22, 4 (2009).
[17]-Djalila, M. G. Elimination de deux polluants organiques, le bisphénol-A et l'ibuprofène , par des procédés d'oxydation avancée, (2010).
[18]-Nadia CHEKIR. Application des procédés d'oxydation avancés et des rayonnements.
[19]-SARA BELATTAR. Réactivités thermiques et photochimiques du fer en solution aqueuse vis-à-vis de molécules organiques en phase homogène et hétérogène, (2009).
[20]- Hammami, S. Étude de dégradation des colorants de textile par les procédés d ' oxydation avancée . Application à la dépollution des rejets industriels Samiha Hammami To cite this version : HAL Id : tel-00740155 Université Paris-Est Étude de dégradation des colorants . (2012).
[21]-Flotron, V. La réaction de Fenton comme procédé de réhabilitation dans le traitement des eaux: application à la dégradation des hydrocarbures aromatiques polycycliques dans les eaux et les boues résiduaires. (2004).
[22]- Hafida Gaffour. Thèse de doctorat. Elimination du 4-nitrophénol par des procédés d'oxydation avancée, (2016).
[23]-Dorsaf MANSOUR. Thèse de Doctorat. Minéralisation des antibiotiques par procédé électro-Fenton et par procédé combiné: Électro-Fenton-Traitement biologique Application à la dépollution des effluents industriels, (2015).
[24]-Hamida, I. Traitement des margines des huileries d'olive par les procédés d'oxydation avancée basés sur le système Fenton-like (H_2O_2/Cu), (2020).
[25]-Hafida Gaffour, mémoire de Magister, Elimination du 4-nitrophénol par des procédés d'oxydation avancée, (2011).
[26]-SLAMANI, S. Influence des composés inhibiteurs ou promoteurs dans le traitement d'un produit pharmaceutique et d'un colorant par un POA-procédé Fenton, (2011).
[27]-Mameri, Y. & Debbache, N. Comportements thermique et photochimique du paracétamol et de l'aspirine par la goethite en solution aqueuse en phase hétérogène. (2018).

[28]-Guillaume VINCENT. Procédé d'élimination de la pollution de l'air par traitement photocatalytique : application aux COVs.
[29]-KHOUSSA HANAA. Elimination des composés organiques par procédés d'oxydation avancée, (2015).
[30]-Dalhatou, S. Application des techniques d'oxydation avancée pour la dépollution des effluents organiques dans les eaux de rejets industriels : cas des savonneries Sadou Dalhatou. (2016).

Résumé

L'Aspirine est largement utilisée comme produit pharmaceutique. Il a une action antalgique, destiné principalement aux humains. Cette substance organique pénètre dans l'environnement par les eaux usées et agricoles ce qui entraine des problèmes écologiques et sanitaires tels que: l'écotoxicité, carcinogenèse, etc.…

Ce travail consiste en l'étude de l'élimination de l'Aspirine par des procédés catalytiques photocatalytiques.

La dégradation de ce polluant, a été suivie par spectrophotométrie UV/Vis. L'utilisation de ces procédés d'oxydation avancée sert à éliminer 70% à moins de deux heures de traitement.

Mots clés: Aspirine, photocatalyse, les procédés d'oxydation avancée, élimination de l'Aspirine.

Abstract

Aspirine is widely used as drug. This species enters the environment by industrial and agricultural wastewater which causes ecological problems as: ecotoxicity, carcinogenetic…

This work consists in the study of the elimination of Aspirine by catalytic and photocatalytic processes.

The elimination of this pollutant is followed by spectrophotometry. The application of these processes conduct to the elimination of 70 % of this pollutant less than two hours.

Key words: Aspirine, photocatalysis, AOPs, Aspirine destruction.

ملخص

الاسبرين كثير الاستعمال كمادة صيدلانية . تعمل على خفض درجة الحرارة عند الانسان. تدخل هذه المادة المحيط عن طريق مياه الصرف الصحي والزراعي الذي بدوره يولد مشاكل بيئية وصحية مثل: التسمم ، السرطان....إلخ

الغرض من هذا العمل هو دراسة تدهور الاسبرين عن طريق عمليات الأكسدة المتقدمة وتتبع هذه العمليات مما سمح بتفكيك 70% من هذه المادة في ظرف اقل من الساعتين من تطبيقها.

كلمات المفتاح : الاسبرين ، التحفيز الضوئي ، عمليات الأكسدة المتقدمة ،تفكك الاسبرين