

REPUBLIC ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
MINISTRE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE SCIENTIFIQUE
UNIVERSITE ABOU BAKR BELKAID – TLEMCEM



FACULTE DES SCIENCES
DEPARTEMENT DE CHIMIE



Laboratoire de Chimie Inorganique et Environnement

MEMOIRE

En vue de l'obtention du

DIPLOME DE MASTER

Spécialité : Chimie

Option : Chimie Inorganique et Environnement

Thème

*Etude de la Dégradation des Colorants Organiques de
Textile par Photocatalyse, Comparaison avec d'autres
Procédés d'Oxydation Avancées (POA):*

Présenté par : M^{me} BELLAGUE Assia

Soutenue le 19 juin devant le jury composé de :

Président :	Mr BENGUELLA Belkacem	Professeur - Université de Tlemcen
Examinatrice :	Mme MOKHTARI Malika	Professeur- Université de Tlemcen
Encadreur :	Mr GUENFOUD Fouad	Maitre de conférences -Université de Tlemcen

ANNEE UNIVERSITERE 2016-2017

Remerciements

Tous d'abord je remercie mon grand dieu pour m'avoir donnés la santé, le courage et la volonté pour achever mon travail.

*Le travail présenté dans ce mémoire de master a été réalisé au sein du Laboratoire de Chimie Inorganique et Environnement "**LCIE**" de l'université Abou BekrBelkaid de Tlemcen, sous la direction du Monsieur **GUENFOUD Fouad**, Maitre de conférences à l'université de Tlemcen.*

*J'exprime ma profonde gratitude à la Directrice du laboratoire **LCIE** Madame **MOKHTARI Malika**, Professeur à l'université de Tlemcen, pour m'avoir accueillie au sein de son laboratoire et ma reconnaissance pour avoir honoré de sa présence en tant que examinatrice.*

*Je tiens à exprimer ma gratitude à Monsieur **GUENFOUD Fouad**, pour la confiance qu'il a bien voulu m'accorder en me proposant ce sujet et d'avoir dirigé ce mémoire.*

*J'exprime mes profonds remerciements à Monsieur **BENGUELLA Belcakem** Professeur à l'université de Tlemcen pour l'honneur qu'il me fait en acceptant d'être président de jury.*

*Je tiens à remercier également toutes l'équipe de formation du master "**LCIE**" pour le savoir qu'ils nous ont transmis.*

*Je tiens à remercier également, Monsieur **BOUZIANI Mohammed** pour sa disponibilité ainsi que toute l'équipe de chercheurs du laboratoire **LCIE** pour leur gentillesse et leur soutien moral.*

Dédicaces

A mes chers parents qui ont toujours veillé sur moi

*A mon époux HADJ SADOK Hakim, Qui m'a soutenu toute au long de ce
travail.*

A toute ma famille et ma belle famille

A mes enfants Sara, Djinane, Abedelmouemen

A mes collègues de travail Amaria, Mourad, Nouredine

A tous ceux qui me sont chers

Liste des abréviations

A : Absorbance.

A₀ : Absorbance à l'instant $t = 0$.

C : Concentration du RT à l'instant t .

C₀ : Concentration initiale du RT.

CI : Color index

E° : Potentiel standard

EH : Électrode Standard à Hydrogène

h⁺ : Trou positif.

mL : Millilitre

mn : Minute

pH : Potentiel d'hydrogène.

POA : Procédé d'Oxydation Avancée

RT : Rouge Téton

R : Rapport $[H_2O_2]/[RT]$.

R₁ : Rapport $[RT]/[Fe^{+2}]$.

R₂ : Rapport $[H_2O_2]/[RT]$.

T : Température (°C)

t : Temps de dégradation exprimé en mn.

UV : Ultraviolet artificiel fournie par la lampe UV.

UV-Vis : Ultraviolet- Visible.

V : Volume de la solution.

ε : Coefficient d'extinction molaire.

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

Liste des Tableaux

Tableau N°	Titre	Page
Tableau I-1	Principaux groupements chromophores et auxochromes, classés par intensité croissante	5
Tableau I-2	Les Principales classes de toxicité, Échelle de Gosselin	9
Tableau I-3	Les principaux avantages et inconvénients des POA	11
Tableau I-4	Le potentiel d'oxydo-réduction d'agents oxydants	11
Tableau II-1	Produits chimiques utilisés dans cette étude.	19
Tableau II-2	Propriétés physico-chimiques du colorant étudié.	20
Tableau II-3	Caractéristiques physiques des semi-conducteurs	20
Tableau III-1	Rendements de dégradation du RT par le procédé UV ₂₅₄ /H ₂ O ₂ en fonction du pH après 180 min de dégradation	29

Liste des Figures

Figures N°	Titre	Page
Figure I-1	Formule développée d'azobenzène	6
Figure I-2	Formule développée d'Anthraquinone	6
Figure I-3	Formule développée d'Indigo	6
Figure I-4	Formule développée du Xanthène	7
Figure I-5	Formule développée de la phtalocyanine	7
Figure I-6	Formule développée de 2-Nitrophénol	7
Figure I-7	Formule développée de la Triphénylméthane	8
Figure I-8	Les différents procédés d'oxydation avancée	13
Figure I-9	Position des bandes de conduction et de valence de différents semi- conducteurs étudiée en photocatalyse	15
Figure I-10	Diagramme schématique illustrant le principe de la photocatalyse de TiO ₂	16
Figure II-1	Montage utilisé pour la dégradation du Rouge Téton	21
Figure III-1	Spectre UV-Visible du Rouge Téton.	25
Figure III-2	Courbe d'étalonnage du colorant Rouge Téton	26
Figure III-3	Dégradation du RT par la photolyse directe	27
Figure III-4	Cinétique de disparition du RT (20 mg/L) par le procédé photolyse directe	28
Figure III-5	Courbe de dégradation de RT par la photolyse assistée UV/H ₂ O ₂ à différent pH initial	29
Figure III-6	Courbe de dégradation de RT par la photolyse assistée UV/H ₂ O ₂ à différent rapport de H ₂ O ₂	30
Figure III-7	Effet du Rapport $R_1 = [RT]_0/[Fe^{2+}]_0$ sur la dégradation du Rouge Téton par le procédé Fenton	31
Figure III-8	Effet de pH sur la dégradation du RT par le procédé Fenton	32
Figure III-9	Effet du Rapport $R_1 = [RT]_0/[Fe^{2+}]_0$ sur la dégradation du RT par le procédé Photo- Fenton	33
Figure III-10	Effet de pH sur la dégradation du RT par le procédé Photo-Fenton	34

Figure III-11	Courbe de dégradation de RT par la photocatalyse UV/ZnS à différent concentrations initiales du semi- conducteur ZnS	36
Figure III-12	Courbe de dégradation de RT par la photocatalyse UV/ZnS à différent pH	37
Figure III-13	Effet du rapport $R_2 = [H_2O_2]_0/[RT]_0$	38
Figure III-14	Dégradation photocatalytique du Rouge Téton par le TiO_2 , ZnS et ($TiO_2 + ZnS$)	39

SOMMAIRE

Introduction Générale	1
Chapitre I : synthèse Bibliographique	
I - APERÇU GENERAL SUR LES COLORANTS TEXTILES	
I-1 Généralités	4
I-2 Définition d'un colorant	4
I-3 Classification des colorants	5
I-3-1 Classification chimique	5
a- Les colorants azoïques	5
b- Les colorants anthraquinoniques	6
c- Les colorants indigoïdes	6
d- Les colorants xanthènes	7
e- Les htalocyanines	7
f- Les colorants nitrés et nitrosés	7
g- Les colorants triphénylméthanés	8
I-4 Impacts environnementaux	8
I-5 Toxicité des colorants	9
I-6 Législation sur l'environnement	10
II - LES PROCEDES D'OXYDATION AVANCEE	
II-1 Introduction	10
II-2 Réactivité des radicaux hydroxyles ($\bullet\text{OH}$)	11
II-3 Classification des procédés d'oxydation avancée	12
II.3.1 Procédé fenton ($\text{Fe}^{2+}/\text{H}_2\text{O}_2$)	12
II.3.2 Procédé photochimique homogène UV	13
a- Photolyse (UV)	13
b- Photolyse de H_2O_2 ($\text{H}_2\text{O}_2/\text{UV}$)	13
II-3-3 Photocatalyse hétérogène	14
a- Le principe de la photocatalyse	14
b- Les matériaux photocatalytiques	14
c- Mécanisme de la photocatalyse	15
II-3-4 Le procédé ultrasonore	17
II-3-5 Les procédés d'oxydation avancée électrochimiques	17
Chapitre II : Partie Expérimentale	
II-1 Produits et réactifs utilisés	19

II-1-1 Substrat	19
II-1-2 Produits et Réactifs	20
II-1-3 Semi-conducteurs.....	20
II-1-4 Préparation des solutions.....	21
II-2 Les dispositifs expérimentaux.....	21
II-2-1 Dispositif photocatalytique.....	21
II-2-2 Source d'irradiation (lampe)	22
II-3 Appareillages	22
a- PH mètre.....	22
b- La centrifugeuse.....	22
c- Spectrophotométrie UV-visible.....	22
Chapitre III : Résultats et Discussion	
III-1 Introduction	25
III-2 Détermination de longueur d'onde d'absorption maximale.....	25
III-3 Etablissement de la courbe d'étalonnage.....	25
III-4. Photolyse directe sous irradiation UV _{254 nm}	26
III-4-1 Approche cinétique	27
III-5 Photo-transformation par couplage H ₂ O ₂ /UV (254 nm)	28
III-5-1 Effet du pH initial.....	29
III-5-2 Effet du rapport $R = [H_2O_2]_0/[RT]_0$	30
III-6 Oxydation du Rouge Téton par le procédé Fenton et Photo- Fenton	31
III-6-1 Procédé Fenton	31
III-6-1-1 Effet du rapport $R_1 = [RT]_0/[Fe^{2+}]_0$	31
III-6-1-2 Effet du pH.....	32
III-6-2 Procédé Photo- Fenton.....	33
III-6-2-1 Effet du rapport $R_1 = [RT]_0/[Fe^{2+}]_0$	33
III-6-2-2 Effet du pH	34
III-7 Dégradation photocatalytique du Rouge Téton.....	35
III-7-1 Effet de la concentration du photocatalyseur.....	35
III-7-2 Effet de pH.....	36
III-7-3 Effet du rapport $R_2 = [H_2O_2]_0/[RT]_0$	37
III-8 Dégradation photocatalytique du Rouge Téton par le TiO ₂ , ZnS , (TiO ₂ + ZnS).....	39
Conclusion générale.....	40
Références bibliographiques.....	42

A decorative golden vine graphic on the left side of the page, featuring a vertical stem with several leaves and a large, sweeping flourish at the bottom that extends towards the right.

Introduction

Générale

De par son activité, l'industrie textile qui est une très grande consommatrice d'eau, génère une pollution très importante du milieu aqueux avec des rejets fortement contaminés par des colorants. La wilaya de Tlemcen possède trois complexes de textiles (Tlemcen, Nedrouma, Sebdou), ces rejets constituent d'énormes nuisances pour la santé humaine, car les colorants sont dans leurs majorités toxiques vis-à-vis l'être humain.

Le traitement de ces eaux reste un défi majeur surtout pour les pays en voie de développement qui n'ont pas encore toutes les possibilités d'intégrer les concepts de développement durable. Le fait que les colorants ne soient pas facilement biodégradables en conditions aérobie en raison de la complexité de leur structure chimique et de la présence de cycles aromatiques, implique que les effluents aqueux correspondant nécessitent un traitement spécifique vu l'impact singulier qu'ils causent dans les milieux naturels (toxicité du produit parent et des éventuels sous-produits).

Les traitements conventionnels (adsorption sur charbon actif, procédés membranaires, coagulation-floculation, oxydations chimiques...) ont l'inconvénient de transférer la pollution d'une phase aqueuse vers une nouvelle phase, et conduisent pour la plupart à la formation de boues concentrées, créant ainsi un problème de déchets secondaires ou à une régénération des matériaux souvent très coûteuse.

Au cours de ce travail, nous nous sommes intéressés à des colorants textile qui pose un réel problème de contamination des eaux du à l'activité d'une industrie locale en Algérie, et, dont la dégradation a été très peu étudiée dans la littérature. Parmi toutes les techniques de traitement possibles des effluents aqueux contaminés, les processus d'oxydation avancés (POA) apparaissent comme des procédés de choix car ils permettent d'obtenir une dégradation totale du polluant en association avec une diminution de la toxicité globale de l'effluent. Les POA sont basés essentiellement sur la production d'espèces actives et peu spécifiques telles que des radicaux hydroxyles. La photocatalyse apparaît comme l'un des procédés les moins onéreux à mettre en place pour conduire à la minéralisation des composés organiques

Ce travail est structuré en trois chapitres. **Le premier chapitre** comporte deux parties. Dans la première partie, nous présenterons une synthèse bibliographique qui rassemble des données essentielles sur les colorants textiles et la problématique de contamination des eaux usées riches par ces composés fortement colorés.

Dans la deuxième partie une synthèse bibliographique sur les méthodes de traitement des eaux usées contaminées par les colorants de textile et en particulier sur les procédés

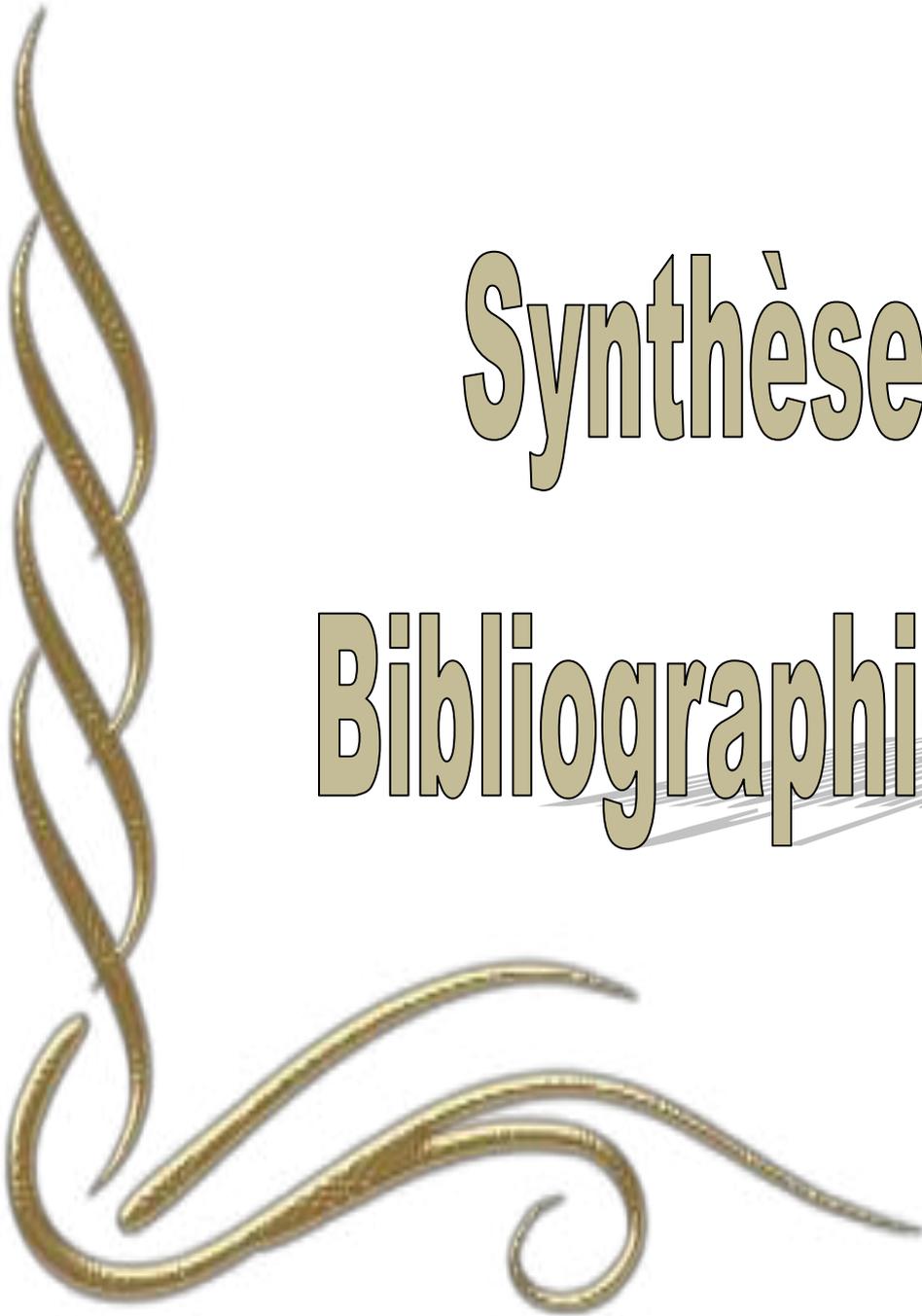
d'oxydation avancée (POA) qui sont caractérisés par la production des radicaux hydroxyles ($\cdot\text{OH}$).

Dans le **deuxième chapitre**, est présenté l'ensemble des méthodes expérimentales ainsi que le matériel utilisé dans ce travail. Cette partie sera suivie par le **troisième chapitre** qui contient des résultats obtenus sur la dégradation photocatalytique d'un colorant utilisé dans l'industrie de textile.

CHAPITRE I

Synthèse

Bibliographique



La pollution des eaux provenant des rejets de l'industrie textile présente un vrai problème, cette industrie génère de grandes quantités d'effluents fortement contaminés par les colorants. En effet, l'impact de ces eaux, trop colorées, de pH très variables, et à fortes demandes chimiques en oxygène (DCO) est sévèrement ressenti par la faune et la flore appartenant aux écosystèmes où sont évacués ces rejets.

Les polluants organiques persistants comptent parmi les produits industriels les plus dangereux rejetés chaque année par l'homme et affectent périlleusement l'environnement. C'est pour cette raison que nous cherchons à les dégrader et les détruire par des procédés moins coûteux et plus efficaces.

Le premier chapitre bibliographique comporte deux parties, la première partie est un aperçu général sur les colorants et leurs impacts environnementaux et la deuxième partie donne une vision sur les procédés d'oxydation avancée qui font appel aux radicaux hydroxyles (HO•) comme oxydant puissant.

I - APERÇU GENERAL SUR LES COLORANTS TEXTILES

I-1 Généralités :

Un colorant doit posséder, outre sa couleur propre, la propriété de teindre. Cette propriété résultant d'une affinité particulière entre le colorant et la fibre est à l'origine des principales difficultés rencontrées lors des traitements. En effet, selon le type d'application et d'utilisation, les colorants synthétiques doivent répondre à un certain nombre de critères afin de prolonger la durée de vie des produits textiles sur lesquels ils sont appliqués : résistance à l'abrasion, stabilité photolytique des couleurs, résistance à l'oxydation chimique (notamment les détergents) et aux attaques microbiennes.

L'affinité du colorant pour la fibre est particulièrement développée pour les colorants qui possèdent un caractère acide ou basique accentué. Ces caractéristiques propres aux colorants organiques accroissent leur persistance dans l'environnement et les rendent peu disposés à la biodégradation [1].

I-2 Définition d'un colorant :

Les colorants sont des composés organiques capables d'absorber certaines radiations lumineuses et de réfléchir, ou de diffuser les radiations complémentaires, cette propriété résulte de l'introduction, dans leurs molécules de certains groupements d'atomes insaturés appelés « Chromophores » qui sont des groupements, tels que : C=O, C=S, -C=N, -N=N, -N=O, -NO₂, les molécules ainsi transformées deviennent chromogènes.

Les chromogènes n'acquièrent des possibilités tinctoriales que par association à d'autres groupes d'atomes introduits eux aussi dans les molécules et dénommés auxochromes.

Les auxochromes sont essentiellement les groupes $-NR_2$, $-OH$, $-SH$, $-SO_3H$ et $-COOH$ et quelques-uns de leurs dérivés, ils possèdent des électrons non liants et les transitions impliquant des électrons qui sont responsables de leurs effets.

Un colorant comporte essentiellement des groupes chromophores et des groupes auxochromes, la complexité structurale de ces colorants réside dans les variétés possibles de chacun de ces groupes, ainsi que leurs associations selon la nature des fibres à teindre[2]

Tableau 1: Principaux groupements chromophores et auxochromes, classés par intensité croissante[3]

Groupes chromophores	Groupes auxochromes
Azo ($-N=N-$)	Amino ($-NH_2$)
Nitroso ($-N=O$) , Nitro ($-NO_2$)	Méthylamino ($-NHCH_3$)
Carbonyl ($>C=O$)	Diméthylamino ($-N(CH_3)_2$)
Vinyl ($-C=CH_2$) ou méthine ($>C=$)	Hydroxyl ($-OH$)
Thiocarbonyl ($>C=S$)	Alkoxy ($-OR$)

I-3 Classification des colorants

Les classifications les plus couramment rencontrées dans les industries textiles, sont basées sur les structures chimiques des colorants synthétiques et sur les méthodes d'application aux différents substrats (textiles, papiers, cuir, matières plastiques,.....etc.)[4].

I-3-1 Classification chimique

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

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 où pseudo-aromatiques liés par un groupe chromophore azo.

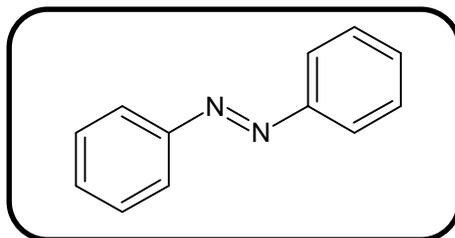


Figure I-1 : Formule développée d'azobenzène

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.

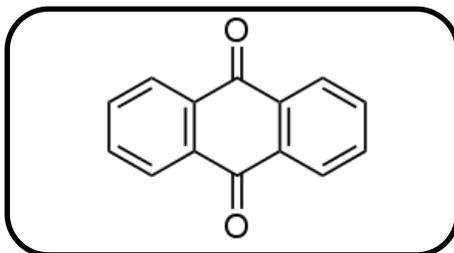


Figure I-2 : Formule développée d'Anthraquinone

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.

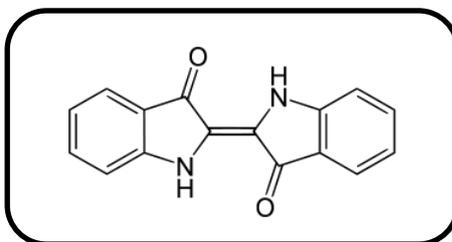


Figure I-3 : Formule développée d'Indigo

d- Les colorants Xanthènes

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 où des traceurs d'écoulement pour des rivières souterraines est malgré tout bien établie.

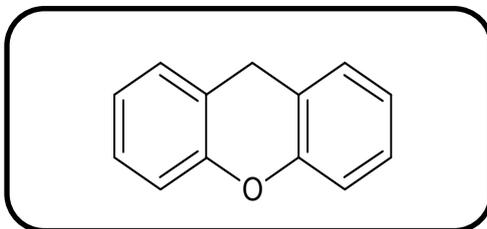


Figure I-4 : Formule développée du Xanthène

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.).

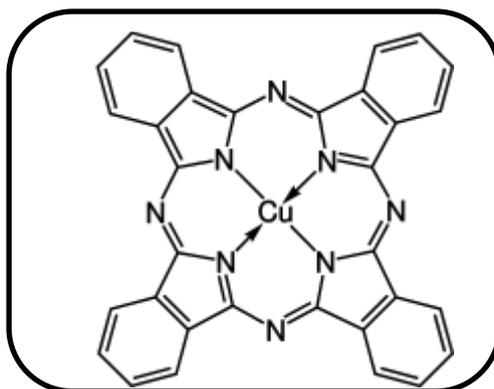


Figure I-5 : Formule développée de la phtalocyanine

f- Les colorants nitrés et nitrosés

Ces colorants forment une classe très limitée en nombre et relativement ancienne. Ils sont actuellement encore utilisés, du fait de leur prix très modéré lié à la simplicité de leur structure moléculaire caractérisée par la présence d'un groupe nitro (-NO₂) en position ortho d'un groupement électrodonneur (hydroxyle ou groupes aminés).

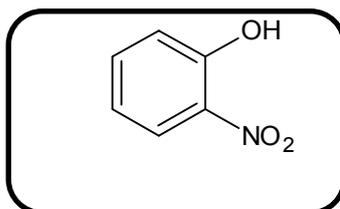


Figure I-6 : Formule développée de 2-Nitrophénol

g- Les colorants triphénylméthanés

Les triphénylméthanés sont des dérivés du méthane pour lesquels les atomes d'hydrogène sont remplacés par des groupes phényles substitués dont au moins un est porteur d'un atome d'oxygène ou d'azote en para vis-à-vis du carbone méthanique. Le triphénylméthane et ses homologues constituent les hydrocarbures fondamentaux d'où dérivent toute une série de matières colorantes.

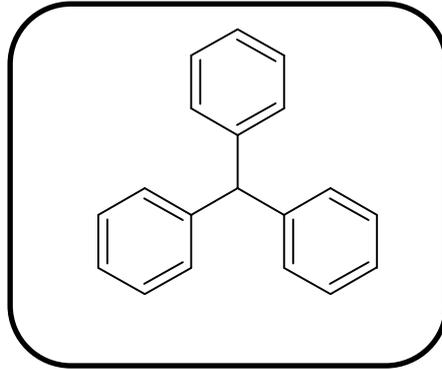


Figure I-7 : Formule développée de la Triphénylméthane

I-4 Impacts environnementaux :

Les principales questions environnementales soulevées par les activités de l'industrie concernent essentiellement les rejets dans l'eau, les émissions dans l'air ainsi que la consommation d'énergie.

Parmi celles-ci, l'eau représente la préoccupation première. En effet, pour l'industrie textile, l'eau constitue le principal vecteur pour éliminer les impuretés, appliquer les colorants ainsi que pour générer de la vapeur. A l'exception d'une faible quantité d'eau évaporée pendant le séchage, la majeure partie de l'eau utilisée est rejetée sous forme d'effluents aqueux. Par conséquent, la quantité d'eau évacuée et la charge chimique qu'elle véhicule constituent un problème majeur [5].

La charge de pollution produite par les activités de l'industrie textile et majoritairement imputable aux substances contenues dans la matière première avant qu'elle n'entre dans la phase du processus d'ennoblissement. On retrouve généralement les substances ci-après :

- Produits d'encollage
- Produits de préparation
- Impuretés des fibres naturelles et matière associées

Les impacts les plus importants sur l'environnement sont dus aux sels détergents et aux acides organiques. Le rejet de ces résiduaire dans l'écosystème est une source dramatique de pollution d'eutrophisation et de perturbation non esthétique dans la vie aquatique et par conséquent présente un danger potentiel de bioaccumulation qui peut affecter l'homme par transport à travers la chaîne alimentaire [5].

I-5 Toxicité des colorants :

Les rejets d'effluents des industries textiles, chargés en colorants, dans les rivières, peuvent nuire considérablement aux espèces animales, végétales ainsi qu'aux divers micro-organismes vivant dans ces eaux. Cette toxicité, donc, pourrait être liée à la diminution de l'oxygène dissout dans ces milieux. Par ailleurs, Leur très faible biodégradabilité, due à leur poids moléculaire élevé et à leurs structures complexes, confère à ces composés un caractère toxique pouvant être élevé ou faible. De ce fait, ils peuvent persister longtemps dans ce milieu, engendrant ainsi des perturbations importantes dans les différents mécanismes naturels existant dans la flore (pouvoir d'auto épuration des cours d'eau, inhibition de la croissance des végétaux aquatiques...) et dans la faune (destruction d'une catégorie de poissons, de microorganismes...) [6].

L'indicateur quantitatif le plus utilisé de la toxicité est la dose létale 50 (DL50). Il s'agit de la masse de substance nécessaire pour tuer 50 % d'organismes dans un lot. Elle s'exprime en milligrammes de matière active par kilogramme de biomasse. Le tableau I-2 présente, les différentes classes de la toxicité en fonction de la dose létale [7].

Tableau I-2 : Les Principales classes de toxicité, Échelle de Gosselin

Dose orale probablement mortelle	Classe de toxicité
Moins de 5 mg/kg	Très peu toxique
De 5 à 50 mg/kg	Légèrement toxique
De 50 à 500 mg/kg	Modérément toxique
De 500 à 5000 mg/kg	Très toxique
De 5 000 à 15 000 mg/kg	Extrêmement toxique
Plus de 15 000 mg/kg	Super toxique

I-6 Législation sur l'environnement :

Les effluents textiles contiennent des espèces chimiques organiques et inorganiques qui ont un effet néfaste sur la santé humaine et l'environnement.

Les colorants ou colorants organiques sont des polluants persistants et non facilement biodégradables en raison de la complexité de leurs Structures.

Les concentrations de ces polluants dans les effluents doivent être contrôlées afin de respecter les normes environnementales et la législation sur la qualité de l'eau[8].

La législation sur les rejets d'eaux résiduaires devient de plus en plus stricte. L'Algérie est dotée d'une réglementation (Décret exécutif n° 93-160 du 10 juillet 1993) sur les rejets d'effluents dans le milieu hydrique [9].

II - LES PROCÉDES D'OXYDATION AVANCÉE**II-1 Introduction :**

La couleur des effluents textiles est devenue un problème environnemental important. La dégradation était des pratiques de traitement des eaux usées industrielles, trouvent très souvent des limites liées à leur toxicité, à leur biodisponibilité, ou à leur faible réactivité chimique ou physique, d'où une forte persistance de cette pollution dans l'eau. Pour remédier à la non efficacité des procédés classiques, (biodégradabilité réduite des effluents industriels à cause de leurs fortes concentrations en polluants toxiques, concentration de la pollution par les procédés de séparation non dégradants (physiques), coût de traitement élevé et délais d'attente importants pour l'incinération et une toxicité de plus en plus accrue de nouveaux produits), l'intention de développer des techniques de traitement rapides, moins onéreuses et plus adaptées aux composés organiques réfractaires ou toxiques que les procédés d'oxydation avancée (POA) ont vu le jour. Les POA sont des techniques de traitement faisant appel à des intermédiaires radicalaires très réactifs, particulièrement les radicaux hydroxyles (HO^\bullet) à température ambiante [10].

Les POA peuvent être regroupés en cinq catégories :

- 1- Les procédés d'oxydation homogène : les radicaux sont générés par la réaction de Fenton, ozone à pH élevé ou $\text{O}_3/\text{H}_2\text{O}_2$.
- 2- La photolyse homogène UV : des procédés employant la photolyse UV de H_2O_2 et /ou O_3 en solution homogène pour générer les radicaux HO^\bullet

- 3- La photolyse hétérogène : une source lumineuse induit des réactions photochimiques à la surface d'un semi-conducteur.
- 4- La radiolyse : des espèces HO[•] sont générés par irradiation de forte énergie (rayons γ) des solutions à traiter.
- 5- Les procédés électrochimiques d'oxydation : les radicaux sont générés dans le milieu à partir de réactifs formés par électrochimie (électro-Fenton) ou à partir du solvant aqueux (oxydation anodique de l'eau).

Le tableau I-3 présente les différents avantages et inconvénients des POA.

Tableau I-3 : Les principaux avantages et inconvénients des POA [11].

Avantages	Inconvénients
<ul style="list-style-type: none"> • Production in- situ de radicaux réactifs • Pas ou peu de produits chimiques utilisés • Minéralisation des polluants • Pas de production de boues • Dégradation rapide 	<ul style="list-style-type: none"> • Procédés couteux • Problèmes économiques • Contraintes techniques • Non adapté au traitement de grands volumes

II-2 Réactivité des radicaux hydroxyles (•OH)

Le radical hydroxyle est l'espèce possédant le pouvoir oxydant le plus élevé parmi ceux basés sur l'oxygène (Tableau I-4) ($E^\circ = 2,8 \text{ V/EH}$)[12], extrêmement réactif et très peu diffusant, ce qui le conduit à réagir avec les polluants présents en solution dans leur lieu de production.

Tableau I-4 : Le potentiel d'oxydo-réduction d'agents oxydants

Oxydant	Pouvoir oxydant, $E^\circ(\text{EH}), \text{V}$
$2\text{OF}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{HF}$	3,29
$\text{HO}^\bullet + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	2,80
$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07
$\text{HO}_2^\bullet + \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$	1,44
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1,36
$2\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_2$	1,23

La valeur de la constante cinétique du radical hydroxyle sur différents composés est située le plus souvent entre 10^7 et 10^{10} L/mol.s . Il existe de nombreuses bases de données récapitulant ces constantes cinétiques, que ce soit pour la phase liquide ou la phase gaz [13-14]

II-3 Classification des procédés d'oxydation avancée :

Il existe plusieurs manières de classer les POA, selon la phase homogène ou hétérogène, selon le mode de production des radicaux hydroxyles (chimique, photochimique ou électrochimique....etc.) selon que la méthode soit ancienne ou émergente ex : la sonolyse.

La Figure I-8 suivante regroupe les principaux POA rencontrés dans la littérature

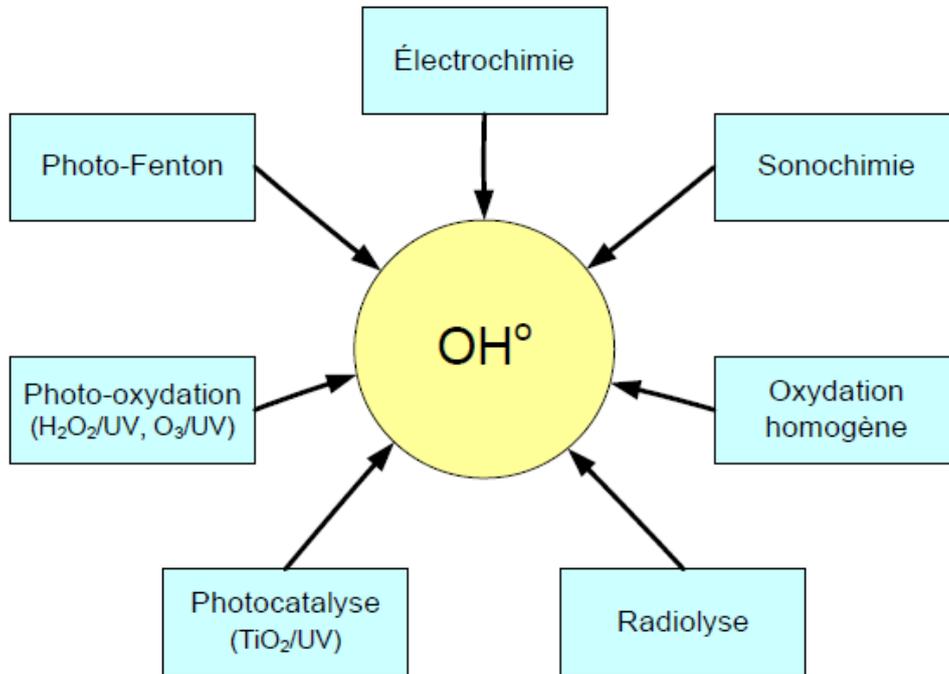
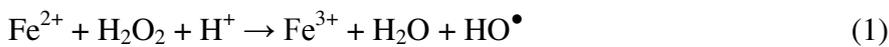


Figure I-8: Les différents procédés d'oxydation avancée

II-3-1 Procédé Fenton (Fe²⁺/H₂O₂)

Il s'agit d'une combinaison entre le peroxyde d'hydrogène H₂O₂ et le fer ferreux Fe²⁺. Le radical hydroxyle HO[•] est l'espèce oxydante de la réaction ci-dessous, appelée réaction de Fenton (1):



La décomposition de H₂O₂ par les ions ferreux est une réaction de type radicalaire selon les réactions suivantes [15]:



Le réactif de Fenton est un oxydant efficace pour une grande variété de substrat organique tel que des alcools, éthers, colorants, phénols, pesticides, aromatiques polycycliques

Les caractéristiques attractives de ce procédé pour le traitement des composés organiques sont:

- des réactifs simples à manipuler et sans danger pour l'environnement.
- des produits finaux (H₂O, CO₂, ions minéraux et hydroxydes ferriques) n'introduisant pas de pollution supplémentaire.

Mais le réactif fenton, est limité par le manque de régénération du catalyseur et nécessite un apport constant en réactif. Ce qui mène à approvisionner le milieu de manière continu en peroxyde d'hydrogène entraînant une augmentation du temps de traitement.

II-3-2 Procédé photochimique homogène UV

La dégradation des micropolluants organiques est possible à travers divers procédés photochimiques qui nécessitent une source artificielle de rayonnement (généralement des lampes à haute pression de mercure) ou l'irradiation par des rayonnements solaires. La plupart de ces méthodes requièrent une durée de traitement longue avec une quantité d'énergie importante [16]

a. Photolyse (UV):

Les polluants organiques peuvent être dissociés par excitation UV directe. Pour ce faire, les polluants sont excités par la lumière, afin de réagir avec le dioxygène dissous dans l'eau avant d'être transformé en sous-produits comme il est montré dans les réactions suivantes :



Les coûts très élevés de fonctionnement, la faible fiabilité du matériel et les problèmes de maintenance sont les principales raisons pour lesquelles la photolyse directe est abandonnée [17].

b. Photolyse du peroxyde d'hydrogène (UV/H₂O₂)

La solution aqueuse du peroxyde d'hydrogène absorbe la lumière à des longueurs d'onde inférieures à 360 nm [18]. La densité optique d'une solution de peroxyde d'hydrogène augmente lorsque le pH augmente, car la forme dissociée du peroxyde d'hydrogène (HO₂⁻) absorbe mieux la lumière que la forme moléculaire (H₂O₂) [19].



Le peroxyde d'hydrogène peut subir une transformation photochimique par irradiation UV. Les données bibliographiques indiquent ainsi que l'irradiation de la solution de H₂O₂ à des longueurs d'onde inférieures à 360 nm conduit à la formation de deux radicaux hydroxyles (HO[•]) par coupure homolytique de la liaison O-O[20]. Ces radicaux peuvent ensuite initier une chaîne de réactions radicalaires [21] :



H₂O₂ peut aussi entrer en réaction avec les radicaux HO[•] :



La réaction du peroxyde d'hydrogène avec le radical hydroxyle est très rapide.

Sa photo-décomposition conduit à la formation d'eau et d'oxygène comme produits de fin de réaction selon la réaction (14).

La production des radicaux est affectée par les conditions de milieu telles que la température, le pH et la concentration en H₂O₂ [22-24].

II-3-3 Photocatalyse hétérogène

a. Le principe de la photocatalyse :

Le procédé photocatalytique comme processus respectueux de l'environnement présente des avantages considérables par rapport à certaines technologies existantes; Il détruit les polluants plutôt que de les transférer simplement vers une autre phase (par exemple l'adsorption du carbone d'activation, le gazage) sans l'utilisation d'oxydants potentiellement dangereux (par exemple l'ozone, la chloration). Ce procédé peut être réalisé dans des conditions ambiantes (l'oxygène atmosphérique est utilisé comme oxydant et la lumière solaire peut être utilisée comme source lumineuse) et conduit généralement à une minéralisation complète des polluants organiques en CO₂ et H₂O. La photocatalyse hétérogène est une technologie basée sur l'irradiation d'un catalyseur, en général un semi-conducteur [25].

b. Les matériaux photocatalytiques

Plusieurs critères doivent être retenus pour la sélection d'un matériau semi-conducteur utilisé en tant que photocatalyseur

- L'énergie des photons incidents (radiations UV ou visible) doit être supérieure à l'énergie de la bande interdite, pour permettre l'activation du semi-

conducteur. La figure9 présente les bandes interdites de différents semi-conducteurs pouvant être utilisés en photocatalyse.

- Le potentiel redox de la bande de conduction doit être plus négatif que le potentiel de réduction des espèces chimiques (cas d'une réaction $A + e^- \rightarrow A^-$, par exemple $O_{2ads} + e^-_{bc} \rightarrow O_2^{\bullet-}_{ads}$), et le potentiel redox de la bande de valence doit être plus positif que le potentiel d'oxydation des espèces chimiques (cas d'une oxydation $D \rightarrow D^+ + e^-$);
- Il doit présenter une inertie chimique et être photo- stable dans l'air ou dans l'eau selon l'application ;
- Sa toxicité doit être faible voire nulle.

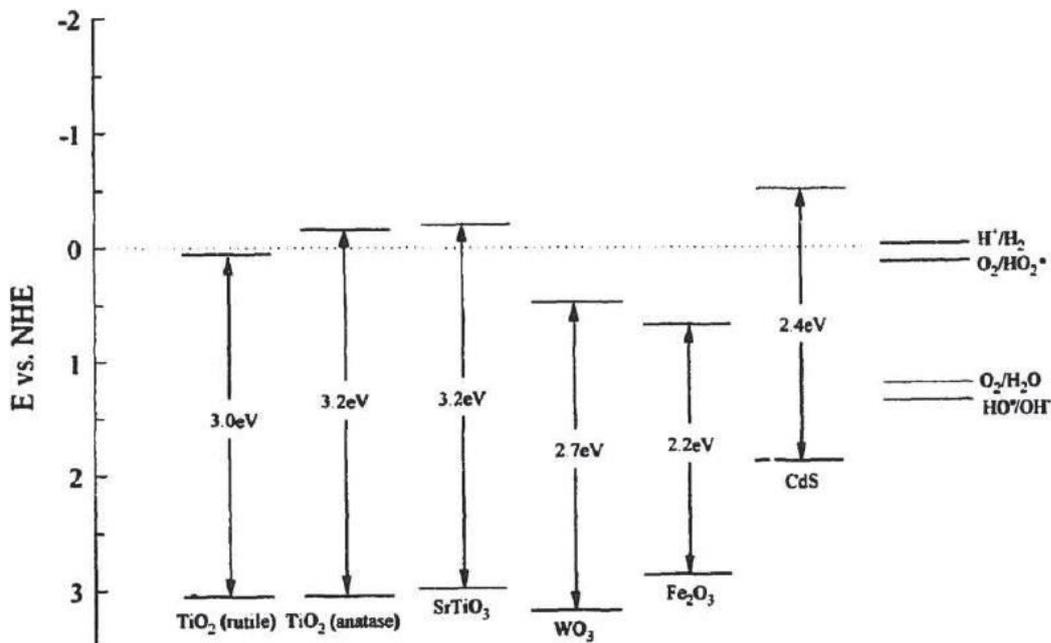


Figure I-9: Position des bandes de conduction et de valence de différents semi-conducteurs étudiée en photocatalyse [26].

c. Mécanisme de la photocatalyse

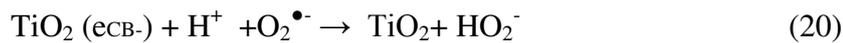
Parmi les semi-conducteurs les plus utilisés dans la photocatalyse, on trouve le dioxyde de titane (TiO_2) qui semble particulièrement bien adapté au traitement des eaux, car il est chimiquement et biologiquement inerte, facile à produire et à utiliser, peu coûteux, et actif d'un point de vue photocatalytique[26], qui peut être photo-excité pour former des sites électro-donneurs ou électro-accepteurs d'électrons et ainsi induire des réactions d'oxydo-réduction. 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 (des trous dans la bande BV et des électrons dans la bande BC).

Ces paires électron-trou peuvent se recombiner pour libérer de la chaleur ou migrer à la surface du semi-conducteur et, ainsi, réagir avec les espèces adsorbées à la surface [26].



En milieu aqueux, l'oxygène dissous peut consommer les électrons en excès pour produire l'ion superoxyde ($\text{O}_2^{\bullet-}$) ou des radicaux hydroperoxydes (HO_2^\bullet). Ce dernier peut mener à la formation de H_2O_2 et de HO^\bullet de cela la recombinaison trou-électron va être inhibée et la durée de vie des trous positifs est prolongée, comme il est montré dans les réactions suivantes [26].



Il peut aussi y avoir une oxydation directe du substrat adsorbé à la surface du semi-conducteur selon la réaction (22) [26].

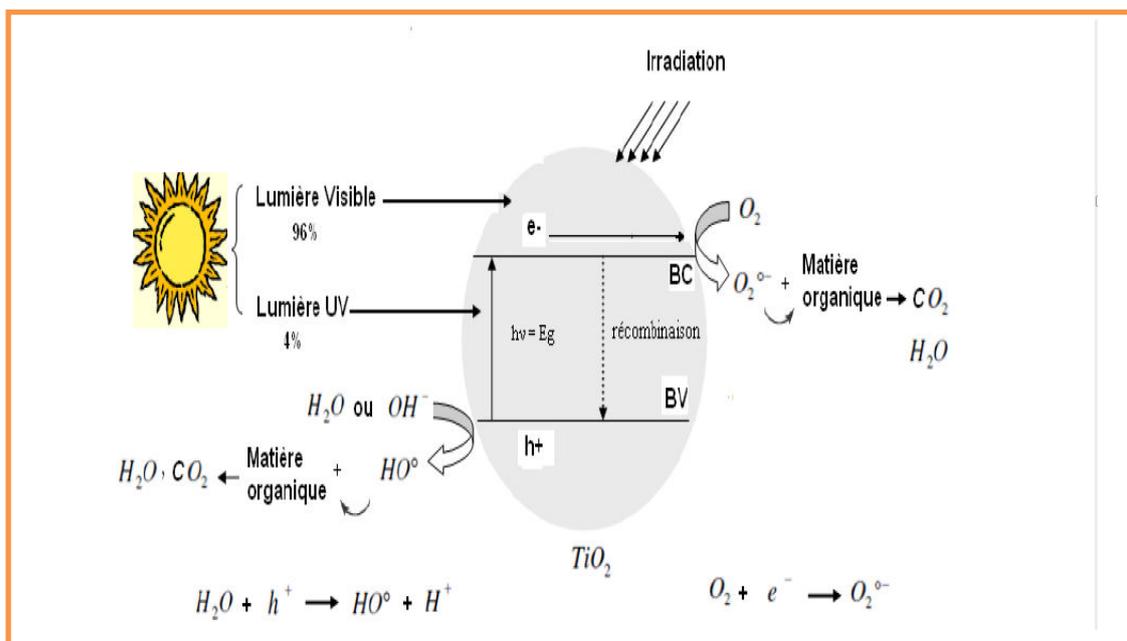
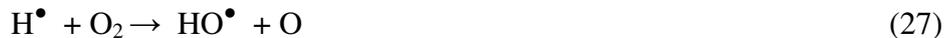


Figure I-10 : Diagramme schématisant le principe de la photocatalyse de TiO_2 [27]

II-3-4 Le procédé ultrasonore :

Ce procédé fait partie des nouvelles techniques émergentes pour le traitement des eaux et effluents pollués. En effet, l'utilisation des ultrasons dans le traitement de l'eau a connu un essor considérable, de nombreux travaux ont démontré l'efficacité de ces derniers vis-à-vis de la dégradation de composés organiques de natures différentes [28]. Le couplage des ultrasons avec d'autres techniques d'oxydation avancée comme la photocatalyse a également été examiné et a permis une meilleure minéralisation des polluants [29, 30]

La réaction est basée sur la propagation d'une onde ultrasonore dans le milieu aqueux qui génère des microbulles de cavitations. Ces microbulles vont grossir sous l'action du champ de pression et imploser lors de l'atteinte d'une taille critique. La température mesurée est très grande, de l'ordre de 5000 à 15200 K, et la pression est supérieure à 300 bars. Dans ces conditions extrêmes, il y a formation du radical hydroxyle par clivage de la molécule d'eau selon les réactions suivantes



II-3-5 Les procédés d'oxydation avancée électrochimiques:

L'électrochimie est une méthode qui fait partie elle aussi, comme la sonolyse, des procédés d'oxydation avancée émergents pour la dépollution de l'eau. Le plus souvent, les radicaux hydroxyles sont produits directement à la surface d'une anode par oxydation de l'eau :



Le rendement de la réaction dépend fortement du type de matériau avec lequel est fabriquée l'électrode. Les matériaux les plus efficaces sont ceux possédant de fortes surtensions de dégagement d'oxygène. Parmi ces matériaux, on trouve des oxydes métalliques comme le dioxyde d'étain ou le platine [31]. Un nouveau matériau est apparu dernièrement : le diamant dopé au bore (BDD pour « boron doped diamond ») qui possède une surtension d'oxygène plus importante que les précédents. Ainsi, plusieurs travaux ont été entrepris avec l'utilisation de cette anode [32-34].

CHAPITRE II

Partie

Expérimentale



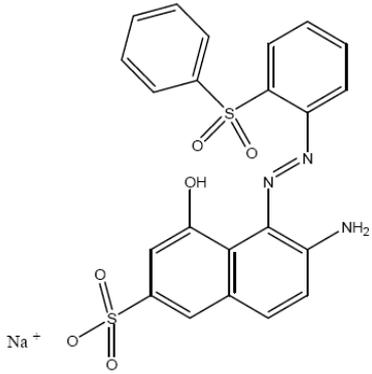
II-1 Produits et réactifs utilisés :

II-1-1 Substrat :

Le colorant modèle dont nous avons étudié sa dégradation par les POA dans ce mémoire est le Rouge Têlon Lumière (RT), c'est un colorant acide sous forme solide appartenant à la catégorie des colorants solubles dans l'eau et destiné à la teinture des textiles.

Le tableau II-1 résume les principales caractéristiques physico-chimiques du colorant utilisé dans ce travail.

Tableau II-1: Propriétés physico-chimiques du colorant étudié

Nom	Rouge TêlonLumière (Acide Rouge 42)
Structure Chimique	
Le numéro CAS	6245-60-9
C.I	17070
Formule brute	C ₂₂ H ₁₆ N ₃ NaO ₆ S ₂
Nomenclature systématique(IUPAC)	sel acide 2-naphthalene sulfonique,-6-amino 4-hydroxy -5- ((2-phényl sulfonyl) phényl) azo de sodium
Masse molaire (g/Mole)	505.5
Solubilité dans l'eau (g/L)	20,00 à 20 °C
λ _{max} (nm)	500

II-1-2 Produits et Réactifs :

Le tableau II-2 illustre les différents réactifs et produits chimiques utilisés au cours de cette étude ont tous une haute pureté, ils ont été utilisés sans aucune purification préalable.

Tableau II-2: Produits chimiques utilisés dans cette étude.

Produit	Formule brute	Pureté(%)
Rouge Telon	$C_{22}H_{16}N_3NaO_6S_2$	
Acide sulfurique	H_2SO_4	95-97%
Hydroxyde de sodium	NaOH	99%
Peroxyde d'hydrogène	H_2O_2	10%
Fer(III)sulfate hydraté	$Fe_2(SO_4)_3 \cdot H_2O$	21-23%
Sulfure de zinc	ZnS	99%
Dioxyde de Titane	TiO_2	99%

II-1-3 Semi-conducteurs :

Les caractéristiques physiques des deux semi-conducteurs utilisés durant la dégradation photocatalytique du Rouge Télon sont illustrées dans le tableau II-3 :

Tableau II-3: Caractéristiques physiques des semi-conducteurs utilisés

Sulfure de Zinc	
Formule Chimique	ZnS
Masse molaire (g/mole)	97,46
Structure cristalline	Cubique
Bande Gap	3,54 Ev
Densité	4,079 g/cm ³
Oxyde de Titane	
Formule Chimique	TiO2 Degussa (P25)
Masse molaire (g/mole)	79.866
Structure cristalline	Triangle bas
Bande Gap	3,2 eV
Densité	3,9 g/cm ³

II-1-4 Préparation des solutions :

Les solutions du colorant RT à dégrader ont été préparées par dissolution de quantités déterminées du colorant dans l'eau distillée à pH libre (pH= 5,86) sous agitation magnétique.

Dans la dégradation par la photocatalyse hétérogène, préalablement à toute irradiation, la poudre du semi-conducteur est agitée pendant 20 minutes à l'obscurité afin de permettre l'établissement de l'équilibre d'adsorption du colorant sur le semi-conducteur.

Les échantillons prélevés sont passés dans la centrifugeuse pour séparer les particules du photocatalyseur.

II-2 Les dispositifs expérimentaux :

II-2-1 Dispositif photolytique et photocatalytique :

La dégradation du Rouge Téton par les différents procédés d'oxydation avancée a été réalisée dans un réacteur photochimique à immersion de forme cylindrique en verre borosilicaté, avec un volume maximal de 500 ml à double parois pour la circulation de l'eau de refroidissement du système est fabriqué par SOMIVER (Figure II-1).

La circulation de l'eau sert à éliminer les radiations infrarouges, le réacteur est initialement chargé avec 500 ml de la solution à traiter. Au cours de l'expérience, l'homogénéité du milieu est assurée par une agitation magnétique.

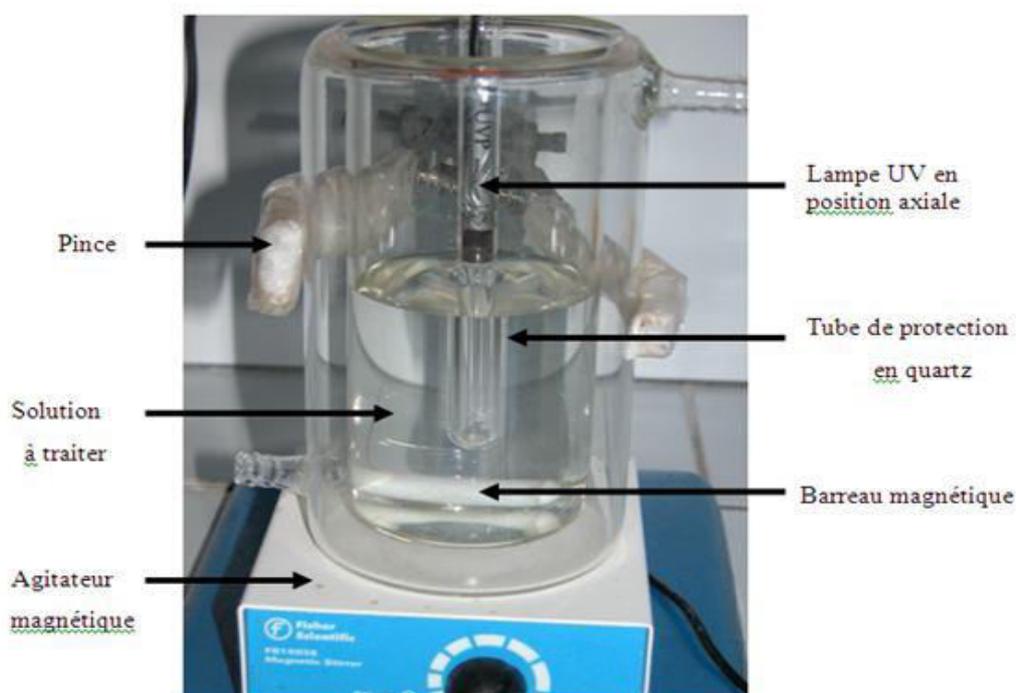


Figure II-1: Montage utilisé pour la dégradation du Rouge Téton

II-2-2 Source d'irradiation (lampe) :

La source d'irradiation UV est constituée par une lampe UVP crayon à basse pression de vapeur de mercure dans l'argon, qui provient de chez Pen-Ray LAMPS GROUP, type (25W, 18mA).

Le spectre d'émission de cette lampe présente un maximum à 254nm, la circulation d'eau permet d'absorber le rayonnement infrarouge émis par la lampe tout en permettant d'éviter l'échauffement de la solution. Le verre Pyrex ne laisse passer que des radiations de longueur d'onde supérieure à 380nm ainsi, la photolyse directe des polluants est limitée et les radiations incidentes sont absorbées principalement par le semi-conducteur. La réaction de dégradation photocatalytique est alors prédominante.

Le réacteur est recouvert par un film d'aluminium avant la mise sous tension de la lampe, pour se protéger du rayonnement UV et pour avoir le maximum de rayonnement dans la solution qui est sous agitation continue pour assurer l'homogénéité du système réactionnel.

II-3Appareillages d'analyse :**a- pH mètre :**

La mesure du pH est effectuée à l'aide d'un pH-mètre de type (OHAUS Stanter 2100) muni d'une électrode combinée. L'étalonnage du pH-mètre a été réalisé en utilisant des solutions tampons à pH = 4,0 ; 7,0 et 10,0.

Pour ajuster le pH de la solution colorant, nous avons utilisé soit :

- Une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 de concentration molaire de 0.1M ou;
- Une solution d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration molaire de 1M.

b- La centrifugeuse :

La centrifugation a été effectuée à l'aide d'une centrifugeuse de type SIGMA 1-6 P pour assurer la séparation de la solution hétérogène du colorant avant de faire les analyses UV/Vis.

c- SpectrophotométrieUV-visible :

L'analyse spectrophotométrique est fondée sur l'absorption des radiations lumineuses par la matière dans la plage spectrale s'étendant entre 200 et 800 nm, désignée par l'« UV-Visible ».

La détermination de l'absorbance des colorants est effectuée par dosage spectrophotométrique dans le domaine Visible, en se basant sur la loi de BEER-LAMBERT :

$$A = \text{Log } I_0 / I = \epsilon \cdot L \cdot C$$

Avec

A: Absorbance (sans unité),

ϵ : Coefficient d'extinction molaire ($\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$),

L: Epaisseur de la cellule optique (cm)

C: La concentration du soluté ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

CHAPITRE III

Résultats &

Discussion



III-1 Introduction

Le chapitre III de ce travail est consacré à l'étude de la dégradation du colorant textile Rouge Téton par des procédés d'oxydation avancée à savoir : la photolyse directe et assistée, Fenton, Photo fenton et la photocatalyse hétérogène.

III-2 Détermination de longueur d'onde d'absorption maximale :

Dans le but de déterminer la longueur d'onde maximale λ_{\max} sur laquelle nous allons travailler, le spectre UV-Visible du colorant Rouge Téton montre clairement une bande intense à 500 nm correspond à la forme hydrazine, caractérisant le substrat par la couleur rouge.

Le coefficient d'absorption molaire (ϵ) à cette longueur d'onde pour une concentration massique de 20 mg/L est égale à $\epsilon=1.667 \cdot 10^4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$.

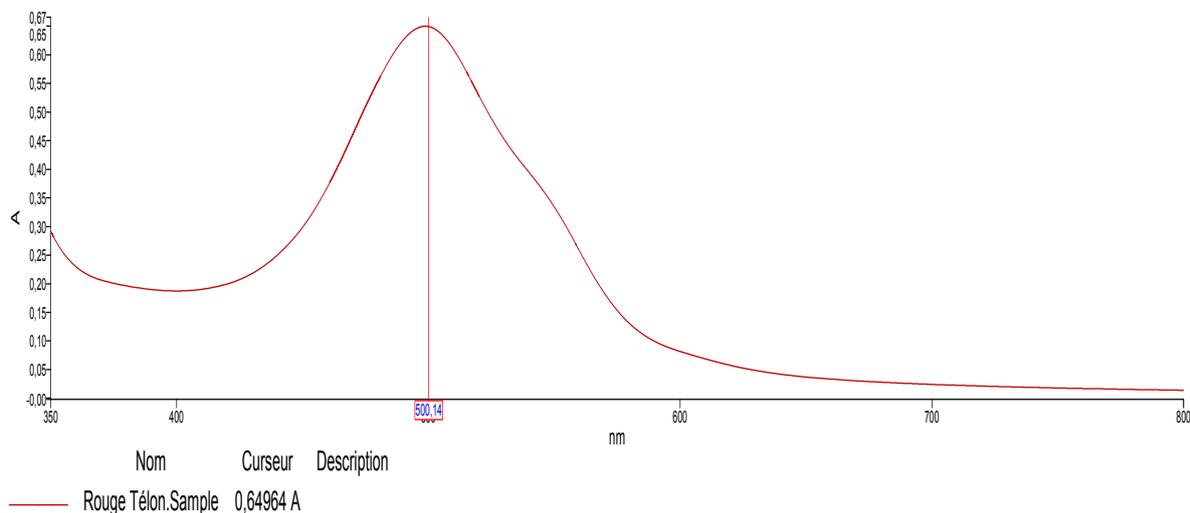


Figure III-1: Spectre UV-Visible du Rouge Téton (RT).

III-3 Etablissement de la courbe d'étalonnage :

En solution aqueuse, le colorant Rouge Téton absorbe dans le domaine visible ($\lambda_{\max}=500 \text{ nm}$). Afin de vérifier la loi de BEER-LAMBERT, nous avons effectué la mesure de l'absorbance de plusieurs solutions du RT à des concentrations connues (5;10;15 et 20 mg/L). Les résultats sont illustrés sur la figure III.2

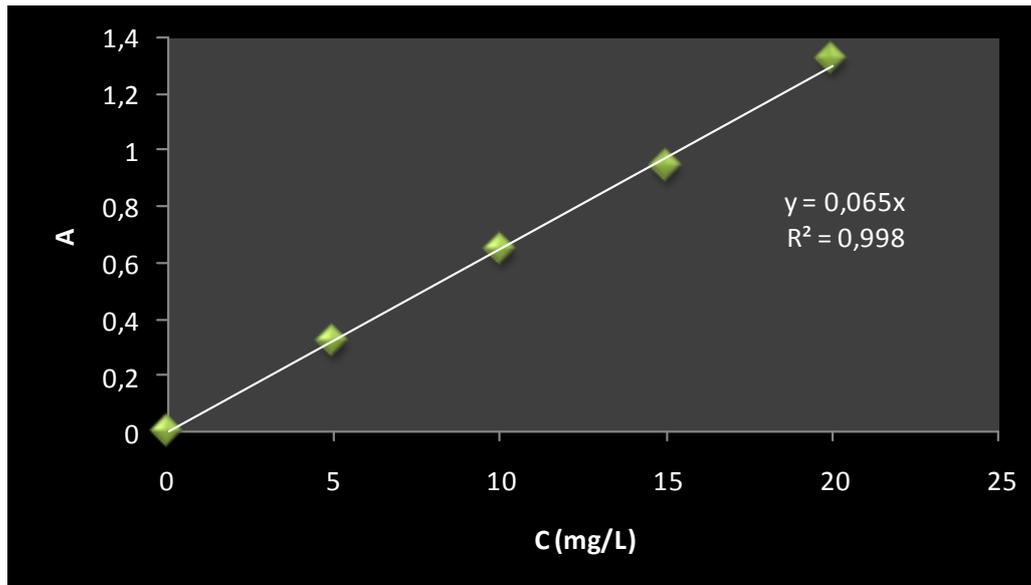


Figure III-2 : Courbe d'étalonnage du colorant Rouge Télon

Le traçage de la courbe $A=f(C)$, nous donne une droite qui passe par l'origine, avec une pente égale à 0.065. Ceci nous permet à dire que la loi de BEER – LAMBERT est vérifiée dans ce domaine de concentrations, de ce fait on peut relier la concentration à l'absorbance par les relations suivantes :

$$\text{À } t=0, \text{ on à,} \quad A_0 = \epsilon.l.C_0 \quad (29)$$

$$\text{À un temps } t, \text{ on a} \quad A = \epsilon.l.C \quad (30)$$

En faisant le rapport (30)/(29) on obtient :

$$A / A_0 = C / C_0 \quad (31)$$

Avec C/C_0 représentent la quantité de polluant restant en solution.

III-4. Photolyse directe sous irradiation $UV_{254 \text{ nm}}$

Lorsqu'une solution de Rouge Télon (20 mg/L) de pH libre (pH=5,85) est irradiée à 254 nm, on observe la décoloration progressive de la solution, ceci indique donc clairement que la lumière UV émise dégrade le colorant et qu'elle pourrait être utilisée pour l'élimination de ce dernier, le rendement de la dégradation est de 87% durant 180 min de traitement.

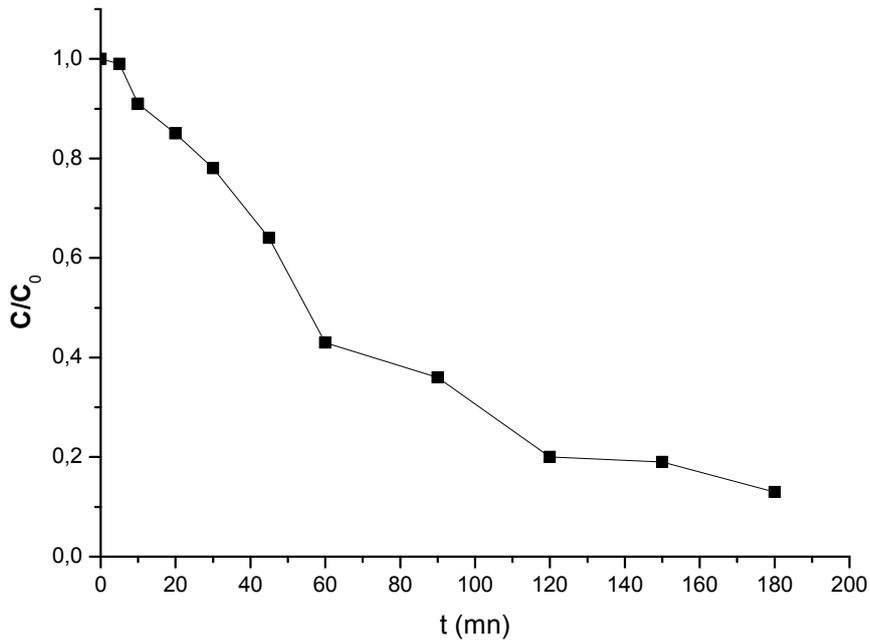


Figure III-3:Dégradation du RT par la photolyse directe

Conditions opératoire : [RT] = 20 mg/L, V_{sol} =500 ml, pH_{libre} = 5,85 , UV_{254nm}

III-4-1 Approche cinétique :

Dans la majorité des cas, la cinétique de la dégradation de nombreux polluants organiques par la photolyse directe, est décrite comme étant celle des réactions d'ordre pseudo un avec une vitesse qui a pour équation(32) [35-36].

$$v = -\frac{dC}{dt} = k_{app} C \quad (32)$$

v : Vitesse de dégradation photolytique (mg/L min)

C : Concentration en solution du polluant (mg/L)

k_{app} : Constante apparente de dégradation (min^{-1})

t : Temps d'irradiation (min)

L'intégration de cette équation (avec la limitation: $C = C_0$ quand $t = 0$) aboutit à l'équation suivante:

$$\ln\left(\frac{C_0}{C}\right) = k_{app} t \quad (33)$$

Le traçage de $\ln(C_0/C)$ en fonction du temps (t) donne une droite dont la pente est égale à k_{app} .

D'après la figure III.4, nous pouvons dire que l'évolution de la photolyse du RT en fonction du temps d'irradiation peut être généralement exploitée par une loi cinétique du pseudo-premier ordre avec une constante de vitesse de $k_{app} = 8.10^{-3} \text{ min}^{-1}$.

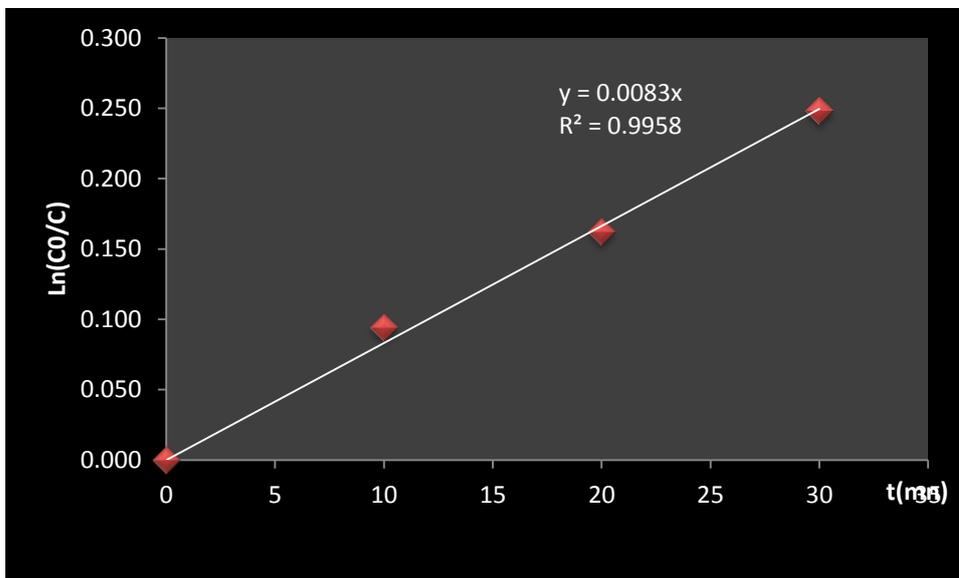


Figure III-4: Cinétique de disparition du RT (20 mg/L) par le procédé photolyse directe

III-5 Photo-transformation par couplage $H_2O_2/UV_{254 \text{ nm}}$

Comme il a été montré dans l'étude précédente, le rayonnement UV est capable de dégrader les molécules du RT. La vitesse peut cependant s'avérer trop modeste pour les besoins de dépollution des eaux à l'échelle industrielle et engendrer des surcoûts importants en raison d'une forte consommation électrique. Il a été rapporté par un grand nombre d'auteurs que la combinaison du rayonnement UV avec le peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) peut constituer un moyen simple, peu coûteux et efficace pour la dégradation des micropolluants organiques [37].

III-5-1 Effet du pH initial

Dans cette étude, nous avons voulu étudier l'effet du pH sur la dégradation du RT par la photolyse assistée (UV/H₂O₂), sachant que le spectre d'absorption de la molécule n'est pas très sensible aux variations du pH. L'influence du pH initial a été étudiée expérimentalement, en ajustant les solutions aux valeurs désirées du pH par H₂SO₄ (0,1M) pour un milieu acide et par NaOH (0,1M) pour un milieu basique.

Les résultats obtenus (figure III-5), montrent que pour les premières 45 minutes la dégradation du RT est meilleur dans le milieu basique, mais après ce temps, le rendement de dégradation est presque le même pour les 3 valeurs de pH (tableau III-1).

Tableau III-1: Rendements de dégradation du RT par le procédé UV₂₅₄/H₂O₂ en fonction du pH après 180 min de dégradation

pH	Rendements (%)
3	81
pHmilieu=5,85	84
10	83

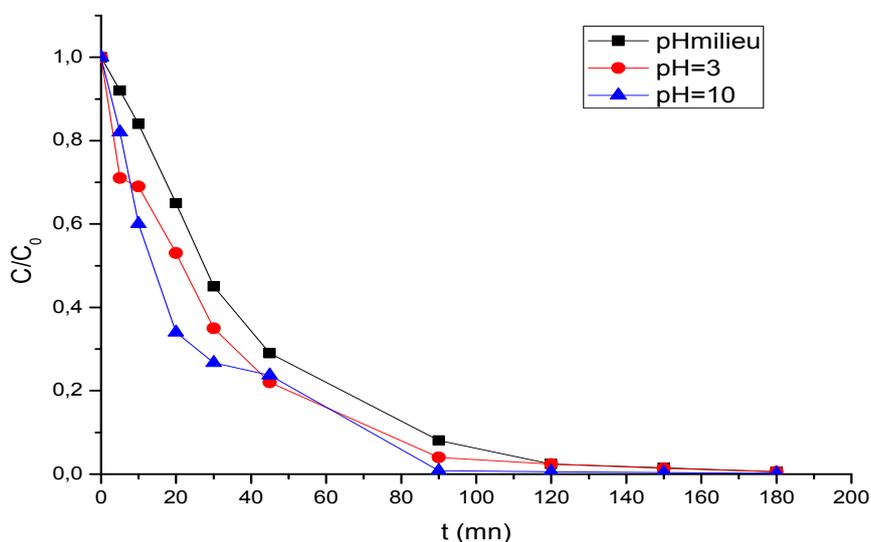


Figure III-5 : Courbe de dégradation de RT par la photolyse assistée UV/H₂O₂ à différent pH initial

Conditions opératoires : [RT]=20mg/L; V=500ml ; T=20°C ;

III-5-2 Effet du rapport $R = [H_2O_2]_0/[RT]_0$

Afin de montrer l'effet de la concentration initiale du peroxyde d'hydrogène sur le taux de dégradation d'une solution du RT (20 mg/L) une étude a été faite en fonction du temps d'irradiation.

La figure (III-6) montre un faible taux de dégradation en absence de l'eau oxygénée (le rendement atteint 22% après 30 min de traitement), par ailleurs l'augmentation de la concentration de H_2O_2 augmente le rendement de l'oxydation du RT pour le rapport 10 avec 95% ainsi que l'efficacité du traitement, en augmentant la concentration de H_2O_2 le rendement diminue, cela est due au piégeage des radicaux HO^\bullet générés par H_2O_2 en excès dans la solution selon la réaction (34) [38].

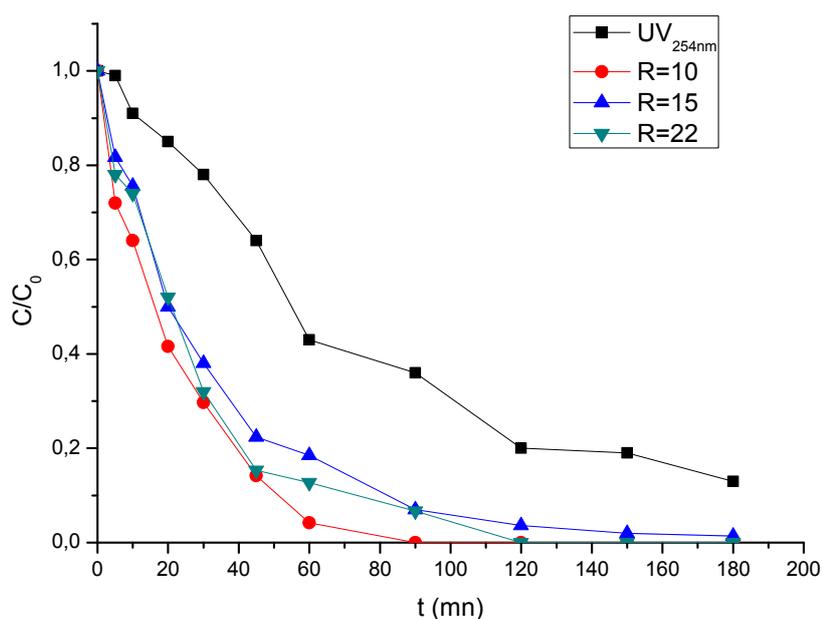
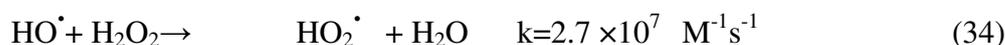


Figure III-6: Courbe de dégradation de RT par la photolyse assistée UV/ H_2O_2 à différent rapport de H_2O_2

Conditions opératoires : $[RT]=20\text{mg/L}$; $V=500\text{ml}$; $\text{pH}_{\text{libre}} = 5,88$; $T=20^\circ\text{C}$;

III-6. Oxydation du Rouge Téton par le procédé Fenton et Photo-Fenton

III.6.1. Procédé Fenton

III.6.1.1. Effet du rapport $R_1 = [RT]_0 / [Fe^{2+}]_0$

Pour étudier l'effet de la concentration du fer ferreux sur la dégradation du RT par le procédé Fenton, nous avons varié le rapport $R_1 = [RT]_0 / [Fe^{2+}]_0$ de 11 à 88.

D'après la figure (III-7), le rapport $R_1 = [RT]_0 / [Fe^{2+}]_0 = 22$ apparaît comme étant le meilleur ratio dans la dégradation du RT par le procédé Fenton pour une concentration initiale du colorant de 20 mg/L, c'est-à-dire, pour chaque mole de carbone du RT, il lui faut une mole du fer(II). Cependant, il est préférable de limiter au maximum la concentration du fer en raison de la précipitation des éventuels hydroxydes de fer formés et de l'oxydation du Fe(II) par les radicaux hydroxyles (Réaction 35).

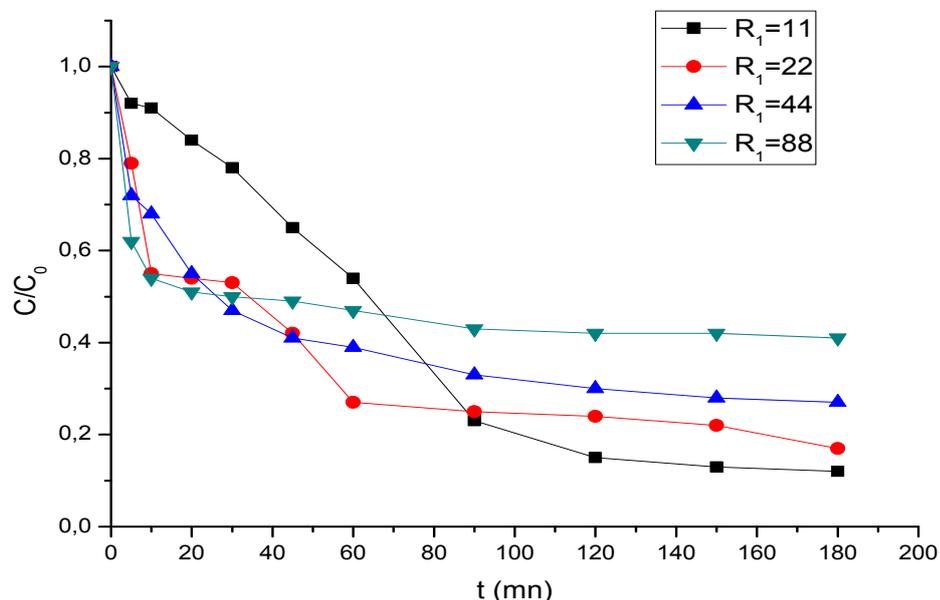


Figure III-7 : Effet du Rapport $R_1 = [RT]_0 / [Fe^{2+}]_0$ sur la dégradation du Rouge Téton par le procédé Fenton

Conditions opératoires : $[RT] = 20$ mg/L, $V = 500$ ml, $pH = 3$, $T = 20 \pm 2^\circ C$

III-6-1-2 Effet du pH

L'étude de l'influence de pH sur les vitesses d'oxydation du RT (20 mg/L) par le procédé Fenton a été réalisée entre pH=3 et 4 pour le rapport $R_1=[RT]_0/[Fe^{2+}]_0=22$ et la concentration de la solution du colorant de 20 mg/L (Figure III-8).

Les résultats obtenus indiquent que le pH optimal de décoloration du RT est égal à 3,5.

Pour pH =3 et pH=4 la dégradation du RT est lente.

Les valeurs finales de pH mesurées après 60 minutes de réaction étaient 2,89 ; 3,41 et 4,92 pour les valeurs initiales de 3 ; 3,5 et 4 respectivement. La diminution du pH après le traitement de la solution du RT par le procédé Fenton est dû à la formation des espèces chargées de HSO_4^- , NO_3^- et les acides carboxyliques [38-39].

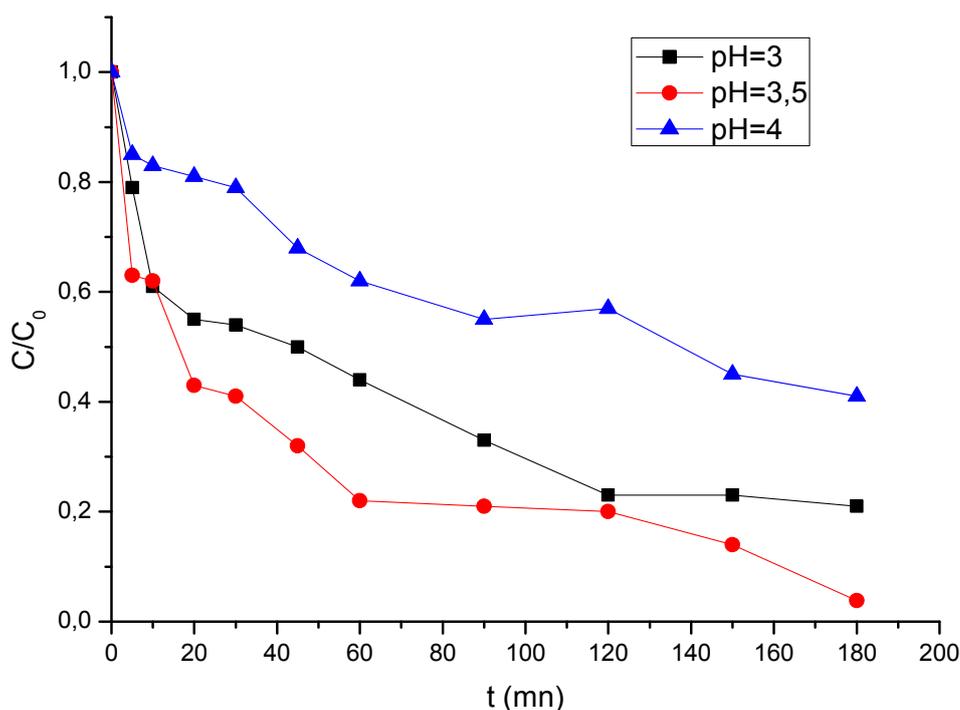


Figure III-8: Effet de pH sur la dégradation du RT par le procédé Fenton

Conditions opératoires : $[RT]=20$ mg/L, $V=500$ ml, $R_1= [RT]_0/[Fe^{2+}]_0=22$, $T=20\pm 2^\circ C$

III-6-2 Procédé Photo- Fenton

III-6-2-1 Effet du rapport $R_1 = [RT]_0 / [Fe^{2+}]_0$

Une série d'expériences a été effectuée à différents rapports ($R_1 = 11, 22, 44$ et 88) pour étudier l'influence du rapport $R_1 = [RT]_0 / [Fe^{2+}]_0$ sur la dégradation d'une solution du RT par le procédé photo- Fenton.

Les résultats représentés sur la figure (III-9) montrent que le rapport $R_1 = 22$ apparaît comme étant le meilleur dans la dégradation du RT. Un rapport supérieur ou inférieur à cette valeur ne semble pas aller en faveur d'une diminution du temps de la dégradation. L'excès de H_2O_2 favorise la recombinaison entre les radicaux hydroxyles et la réaction entre les radicaux hydroxyles et le H_2O_2 [39].

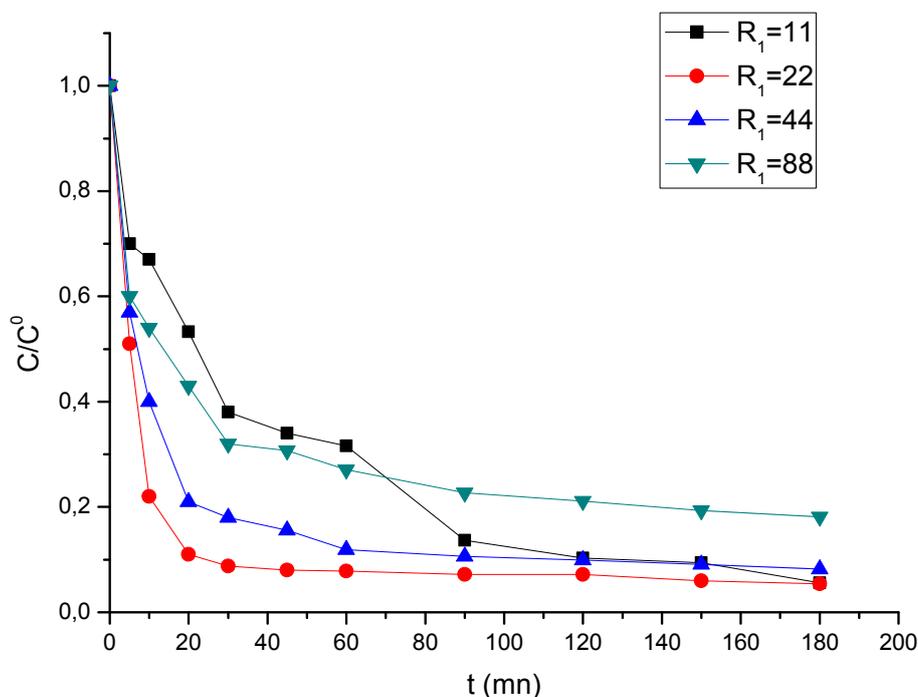


Figure III-9: Effet du Rapport $R_1 = [RT]_0 / [Fe^{2+}]_0$ sur la dégradation du RT par le procédé Photo- Fenton

Conditions opératoires : $[RT] = 20$ mg/L, $V = 500$ mL, $pH = 3.5$, $T = 20 \pm 2^\circ C$

III-6-2-2 Effet du pH :

L'un des paramètres les plus importants qui influent sur la dégradation des polluants organiques par les procédés d'oxydation avancée est le pH du milieu étudié. Dans le procédé Photo-Fenton, il influe sur la spéciation du fer donc sur la disponibilité des ions Fe^{2+} libres.

L'étude de l'effet de pH sur le procédé photo-Fenton a été réalisée pour une concentration initiale de $[\text{RT}] = 20 \text{ mg/L}$, un rapport $R_1 = [\text{RT}]_0 / [\text{Fe}^{2+}]_0 = 22$ et à la température ambiante.

Les résultats de la figure III-10, montrent que pour une valeur de $\text{pH} = 3$, on obtient un rendement de dégradation du RT de 96% après 180 minutes de traitement qui est supérieur à ceux qui sont trouvés dans le cas où le pH est égale à 3,5 et 4 où les rendements d'oxydation sont respectivement de 92% et 81%. L'efficacité du système $\text{Fe}^{2+}/\text{H}_2\text{O}_2$ pour l'oxydation du RT étant optimale pour les valeurs autour du $\text{pH} = 3$.

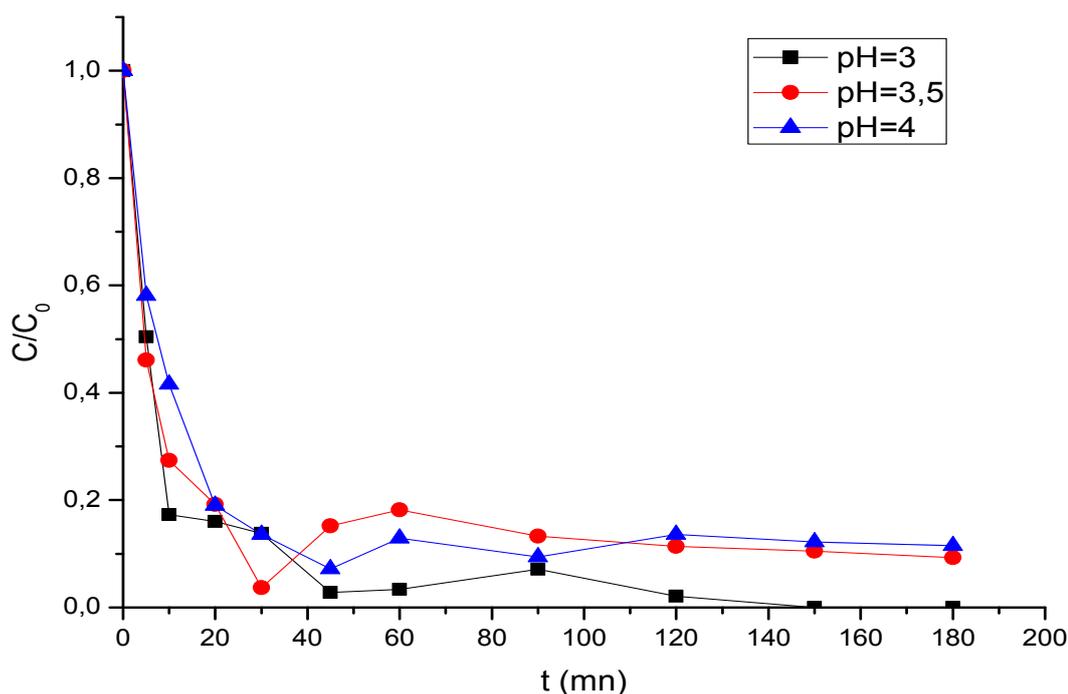


Figure III-10 : Effet de pH sur la dégradation du RT par le procédé Photo-Fenton
Conditions opératoires : $[\text{RT}] = 20 \text{ mg/L}$, $V = 500 \text{ ml}$, $R_1 = [\text{RT}]_0 / [\text{Fe}^{2+}]_0 = 22$

III-7 Dégradation photocatalytique du Rouge Téton

Actuellement, les progrès les plus récents, basés sur les techniques d'oxydation avancée, la photocatalyse hétérogène représente de nos jours, une solution émergente aux problèmes de pollution des milieux aquifères, car pouvant dégrader la matière organique en produits élémentaires et moins toxiques, même capable de minéraliser totalement en eau et en dioxyde de carbone.

Dans notre étude une dégradation photocatalytique du Rouge Téton a été réalisée par un semi-conducteur ZnS qui joue le rôle d'un photocatalyseur et chercher de trouver les conditions optimales pour sa dégradation.

III.7.1. Effet de la concentration du photocatalyseur

Dans la photocatalyse hétérogène, la quantité du catalyseur en suspension est un paramètre important, pour optimiser la masse du photocatalyseur ZnS nécessaire pour l'absorption des photons émis par la lampe 254 nm, la cinétique de dégradation photocatalytique du Rouge Téton est effectuée pour différentes masses du ZnS allant de 0,25 à 1 g/L, et ce pour une concentration en substrat de 20 mg/L.

La concentration optimale a été cherchée expérimentalement en gardant par ailleurs toutes les autres conditions opératoires constantes (pH, température, concentration du polluant) et pour assurer un bon contact entre le colorant et le solide, nous avons laissé le mélange sous agitation pendant 30 minutes à l'abri de la lumière. Les résultats expérimentaux illustrés dans la figure (III-11) montrent que le photocatalyseur (ZnS) possède une meilleure activité photocatalytique avec $[ZnS]=0.5g/L$ et un taux de dégradation de 87% après 180 minutes de traitement.

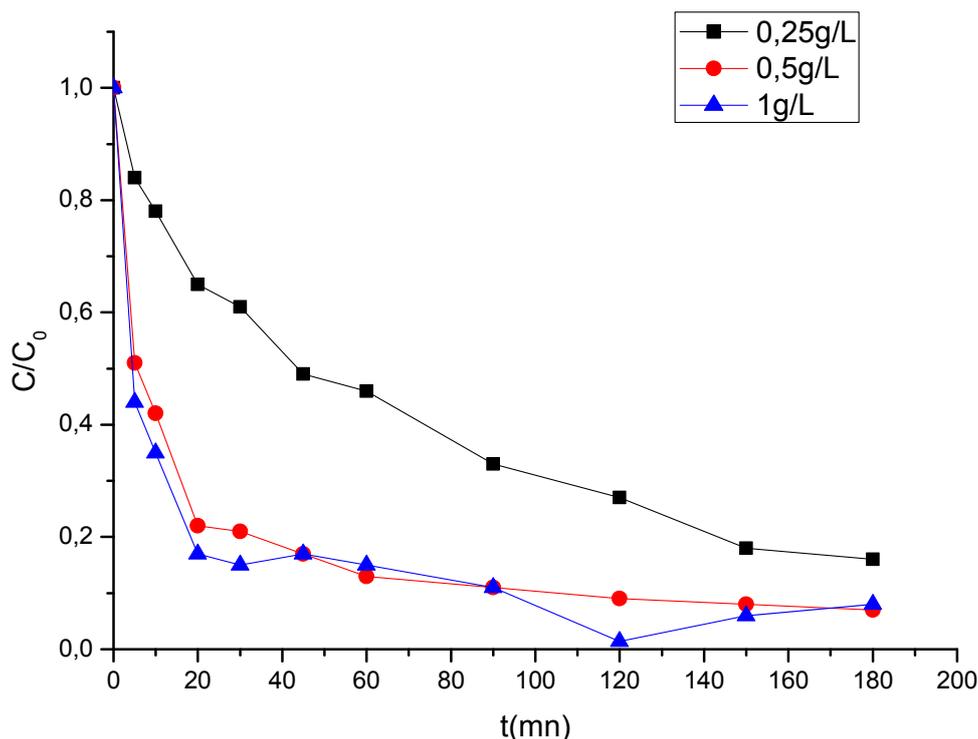


Figure III-11: Courbe de dégradation de RT par la photocatalyse UV/ZnS à différentes concentrations initiales du semi-conducteur ZnS

Conditions opératoires : [RT]=20mg/L; V=500ml ; pH=5.95 , T=20°C

III-7-2 Effet de pH

Pour mettre en évidence l'influence du pH sur la photo-dégradation du RT en présence de ZnS, nous avons choisi trois solutions de pH 3, 12 et libre. Ces valeurs sont ajustées par addition de H_2SO_4 (0.1M) ou NaOH (0,1M).

Les résultats représentés sur la figure III-12 montrent que l'efficacité catalytique augmente avec la diminution du pH. La meilleure activité catalytique de ZnS durant la dégradation de RT est observée à pH = 3.

L'effet du pH initial de la solution sur la photo-décomposition est très important car il influe sur la charge électrique de surface du catalyseur. En effet, en milieu acide, une forte adsorption du colorant sur la surface de l'oxyde est observée, celle-ci est, probablement, due à l'attraction électrostatique de la charge positive de ZnS et la charge négative du colorant. Cependant, la vitesse de la photo-dégradation diminue avec l'augmentation du pH ($pH > 9$) [40]

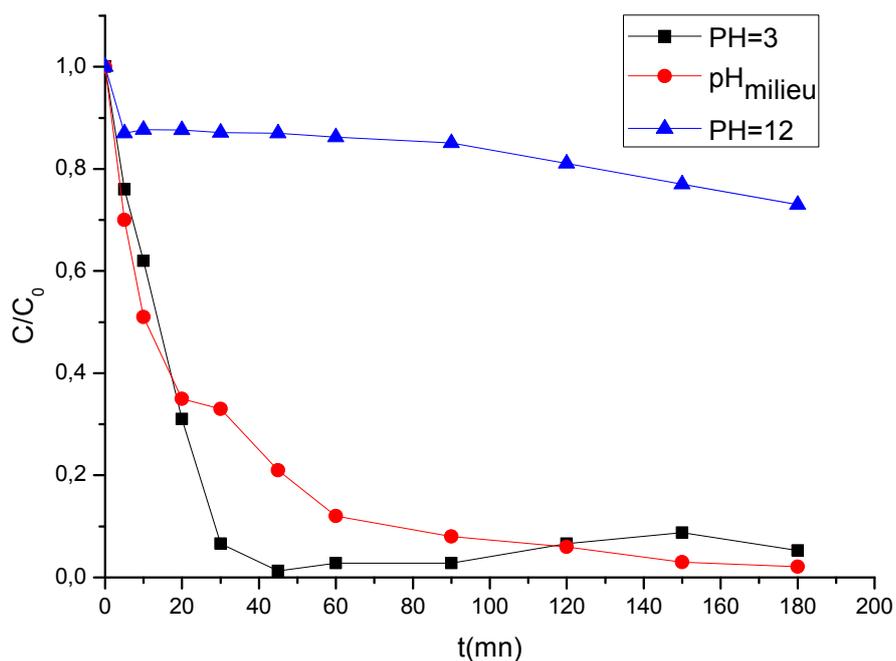


Figure III-12 : Courbe de dégradation de RT par la photocatalyse UV/ZnS à différent pH.

Conditions opératoires : $[RT]=20\text{mg/L}$; $V=500\text{ml}$; $[ZnS]=0.5\text{ g/L}$, $T=20^\circ\text{C}$;

III-7-3 Effet du rapport $R_2 = [H_2O_2]_0/[RT]_0$

Pour mettre en évidence le rôle des radicaux hydroxyles OH° dans la dégradation du colorant, nous avons réalisé des tests photocatalytiques en présence, d'eau oxygénée, considérée comme une source génératrice de ces radicaux [41]. L'influence de la concentration de H_2O_2 sur l'activité photocatalytique du ZnS pour la photo-dégradation du Rouge Téton a été étudiée en faisant varier le rapport $R_2=[H_2O_2]_0/[RT]_0$, avec $[RT]_0=20\text{ mg/L}$ et $[ZnS] = 0.5\text{ g/L}$.

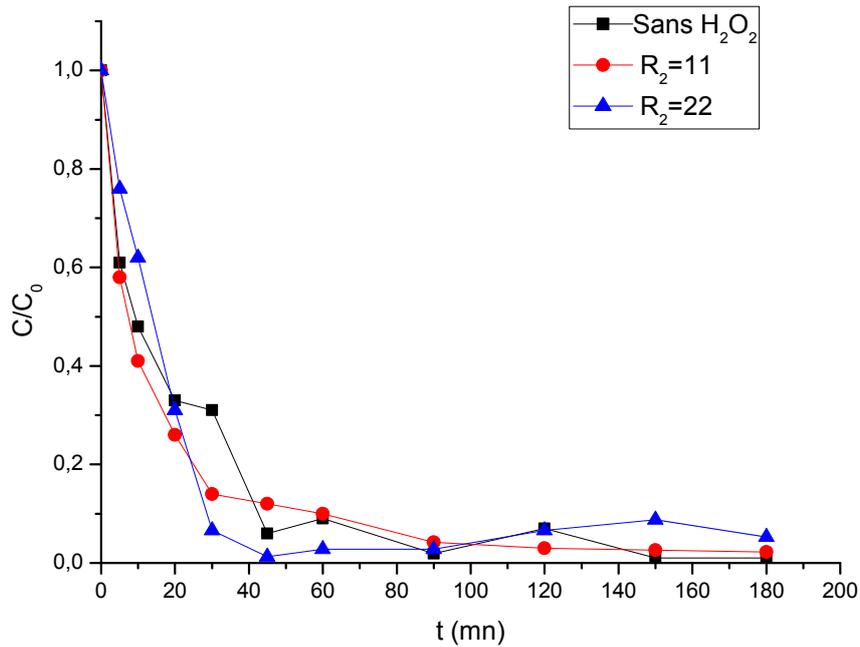


Figure III-13 : Effete de l’ajout du peroxyde d’hydrogène sur la dégradation photocatalytique du RT par ZnS

Conditions opératoires : [RT]=20mg/L; V=500ml ; [ZnS]= 0.5 g/L, T=20°C ;

Les résultats montrés sur la figure III-13, nous conduisent à dire que l’ajout du peroxyde d’hydrogène dans la dégradation photocatalytique du RT avec le semi-conducteur ZnS ne présente aucune efficacité, même si on varie la concentration de H₂O₂, cela est dû au piégeage des radicaux HO[•] générés par H₂O₂ en excès dans la solution selon la réaction(36) [42].



III-8 Dégradation photocatalytique du Rouge Téton par le TiO_2 , ZnS, et le mélange des deux semi-conducteurs (TiO_2+ZnS)

Dans cette partie, le traitement photocatalytique d'une solution aqueuse de RT a été effectué en présence de deux photocatalyseurs commerciaux à savoir ZnS et TiO_2 (P25).

Pour une concentration massique de 0.5g/L, la figure III-14 montre que la dégradation du RT en présence de ZnS ou mélangé avec TiO_2 conduit au même rendement, ceci nous permet de dire qu'aucun effet de TiO_2 sur la dégradation photocatalytique du RT. L'inefficacité du TiO_2 est expliquée par les conditions opératoires et puisque nous avons effectué la dégradation photocatalytique du RT à pH acide, et nous savons que le TiO_2 Degussa P25 donne une meilleure dégradation photocatalytique à pH égale à la valeur du pH de point de charge nulle (zero point charge) $\text{pH}_{\text{PCN}}=\text{pH}_{\text{ZPC}}=6,6$.

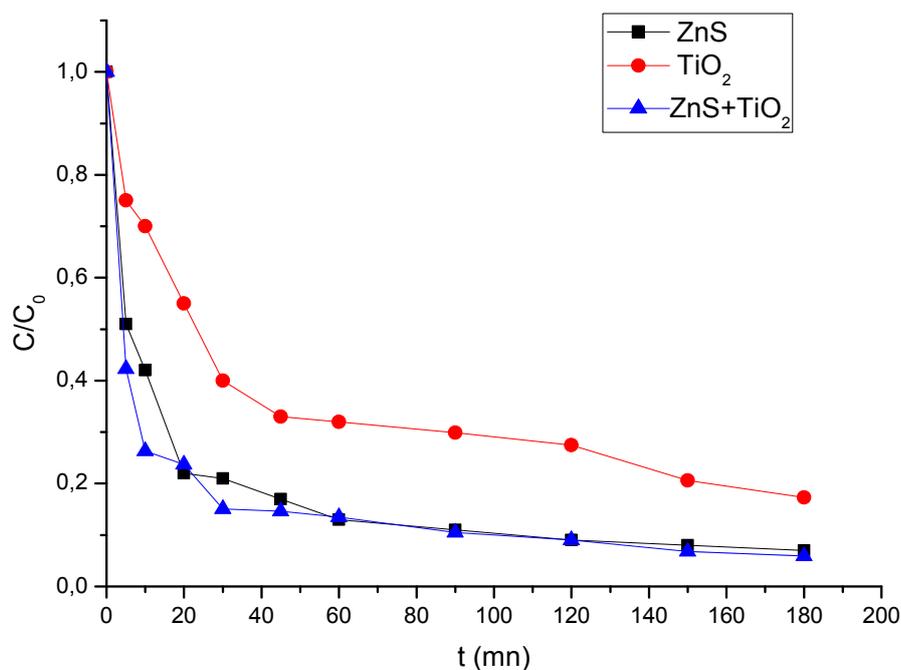


Figure III-14 : Dégradation photocatalytique du Rouge Téton par le TiO_2 , ZnS

Et(TiO_2+ZnS)

Conditions opératoires : ($[\text{RT}]=20\text{mg/L}$; $V=500\text{ml}$; $[\text{ZnS}]=0,5\text{ g/L}$, $T=20^\circ\text{C}$, $\text{pH}=3$).



Conclusion

Générale

Ce travail constitue une contribution à l'élimination d'un colorant dans des eaux qui sont souvent chargées, par différents procédés d'oxydation avancée à savoir la photolyse (UV), la photolyse assistée (UV/H₂O₂), Fenton (H₂O₂/Fe²⁺), photo-Fenton (UV/H₂O₂/Fe²⁺) et la photocatalyse hétérogène (UV/Semi-conducteur). Pour illustrer cette étude, un colorant modèle a été choisi, il s'agit du rouge Téton RT.

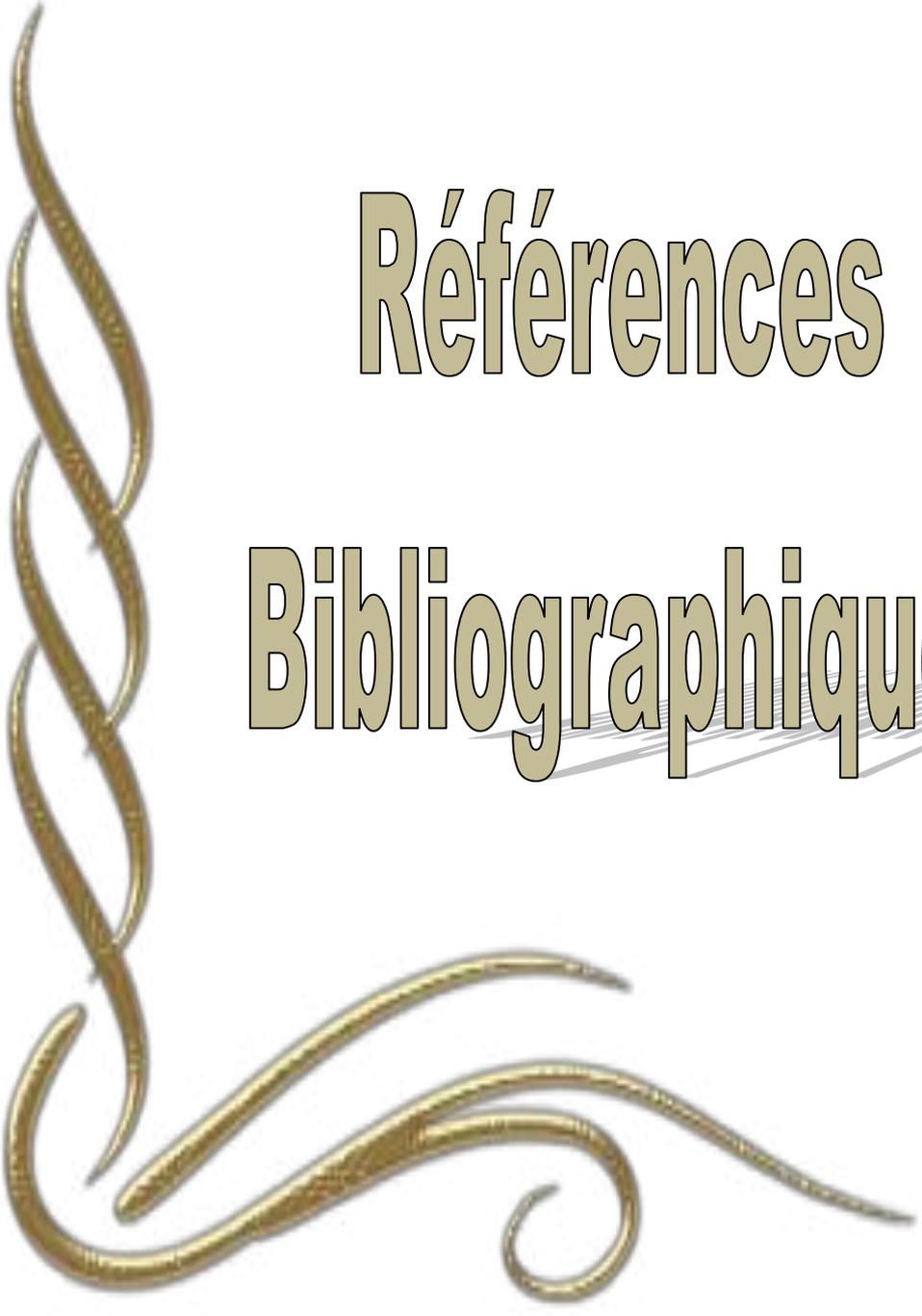
Un montage a été réalisé au laboratoire, le dispositif a montré qu'il est possible d'éliminer un tel polluant de cette façon. En effet, au bout de trois heures d'irradiation, tout le colorant disparaît du milieu réactionnel.

Nos objectifs étaient de montrer l'efficacité de ces procédés pour l'élimination de ce colorant et d'optimiser les paramètres expérimentaux affectant la vitesse de dégradation.

Les résultats expérimentaux obtenus montrent que la dégradation du Rouge Téton par les différents procédés a été efficace pour quasiment tous les procédés utilisés et aussi que :

- La photolyse directe sous des irradiations UV émettant des rayonnements de longueur d'onde de 254 nm conduit à la dégradation du RT avec une cinétique de pseudo premier ordre.
- Le couplage H₂O₂/UV permet d'oxyder le RT avec un rapport optimale ($R = [H_2O_2]_0/[RT]_0 = 10$) pour obtenir une dégradation maximale de colorant. Au delà de ce rapport on n'observe aucune amélioration de la vitesse de réaction.
- L'étude de la dépollution des solutions du RT par le procédé de Fenton (système Fe²⁺/H₂O₂) montre la capacité de ce système à décolorer RT. La fixation du pH à 3.5 a permis la stabilisation du peroxyde d'hydrogène dans le milieu et améliorer la décoloration du RT par le procédé Fenton.
- Les taux de dégradation maximum dans les systèmes Fenton et Photo-Fenton ont été trouvés pour les rapports $R_1 = [H_2O_2]_0/[Fe^{2+}]_0 = 22$ pour concentration du RT égale à 20 mg. L⁻¹
- La photocatalyse s'est avérée également un procédé efficace d'élimination du RT avec les conditions optimales trouvés $[RT] = 20 \text{ mg/L}$; $[ZnS] = 0.5 \text{ g/L}$, pH=3 .
- La dégradation photocatalytique utilisant deux semi-conducteurs TiO₂ (P25), ZnS et le mélange (TiO₂+ZnS) montre que le sulfure de zinc présente une cinétique de dégradation plus rapide que les deux autres.

Comme perspectives nous pouvons utiliser les radiations solaires naturelles pour dégrader ce type de colorant.



Références

Bibliographiques

- [1] Zollinger H. ColorChemistry. Synthesis, Properties and Applications of Organic Dyes and Pigments. 3rd revised edition, 2004
- [2] Tapley, K. N. and Fan, Q. Chemical analysis of colorants. Chemical Testing of Textiles, Woodhead Publishing: 2005: p. 270-315
- [3] Capon, M ; Courilleu, V ; Valette, C. Chimie des couleurs et des odeurs, Nantes, Culture et technique, (1999).
- [4] Chakraborty, J.N., 20 Dyeing with natural dyes, in Fundamentals and Practices in Colouration of Textiles. 2014, Woodhead Publishing India: p. 233-261.
- [5] Chavan, R.B., 16 Environmentally friendly dyes A2 - Clark, M, in Handbook of Textile and Industrial Dyeing. 2011, WoodheadPublishing: p. 515-561.
- [6] Bousnoubra, I. étude comparative de la photodégradation du vert de méthyle par divers procédés photochimiques en milieu aqueux, mémoire magistère, université de Constantine (2010)
- [7] Trabelsi, H. Etude de la dégradabilité et de la toxicité des colorants par ozonation et photocatalyse, thèse de doctorat, université de Monastir Tunisie (2014).
- [8] AnasSalhi 1, AbdellatifAarfane 1 , SoufianeTahiri 1 , LayachiKhamliche 2 , Mohammed Bensitel 3 , FouadBentiss 3 and Mohammed El Krati ; Study of the photocatalytic degradation of methylene blue dye using titanium-doped hydroxyapatite Mediterranean Journal of Chemistry 2015, **4**(1), p.59-67.
- [9] Journal Officielle de la République Algérienne, Décret exécutif n° 93-160 du 10 juillet. Réglementant les rejets d'effluents liquides industriels, 1993, p.442.
- [10] Glaze, W. and Chapin, D. The chemistry of water treatment process involving ozone, hydrogen peroxide and ultraviolet radiation. Ozone Sci. Eng, 1987. **9**: p. 335-342
- [11] Asghar, A; Abdul Raman; A.A and Wan Daud, W.M.A. Advanced oxidation processes for in-situ production of hydrogen peroxide/hydroxyl radical for textile wastewater treatment: a review. Journal of Cleaner Production, 2015. **87**: p. 826-838.
- [12] CRC Handbook of Chemistry and Physics (CRC Handbook), e.e., 2003, Editor-in-chief: Lide D.R, CRC Press, Boca Raton, Florida, New York, Washington D.C.
- [13] Grebowski, J., et al., Rate constants of highly hydroxylated fullerene C60 interacting with hydroxyl radicals and hydrated electrons. Pulse radiolysis study. Radiation Physics and Chemistry, 2014. **103**: p. 146-152.
- [14] Zhang, Y., et al., Theoretical Study on the Gas Phase Reaction of Allyl Bromide with Hydroxyl Radical. Computational and Theoretical Chemistry, 2017. **1102**: p. 114-126.
- [15] Babuponnusami, A. and Muthukumar, K. A review on Fenton and improvements to the Fenton process for wastewater treatment. Journal of Environmental Chemical engineering, 2014. **2**(1): p. 557-572.

- [16] Phousongphouang, P.T. and J. Arey, Rate constants for the photolysis of the nitronaphthalenes and methylnitronaphthalenes. *Journal of Photochemistry and Photobiology A: Chemistry*, 2003. **157**(2–3): p. 301-309.
- [17] Wong, C.C. and W. Chu, The direct photolysis and photocatalytic degradation ofalachlor at different TiO₂ and UV sources. *Chemosphere*, 2003. **50**(8): p. 981-987.
- [18] Koubeck, E., Photochemically Induced Oxidation of Refractory Organics with Hydrogen peroxide. *Ind. Eng. Chem. Process des Dev*, 1975. **14**: p. 348.
- [19] Buxton, G.U., Greenstock, C.L., Helman, W.P and Ross, A.B, Critical review of rateconstant for reactions of hydrated electrons, hydrogen atoms and hydroxyl radicals(HO•/O•-) in aqueous solution. *J. phys. Chem. Ref. Data*, 1988. **17**: p. 513-759.
- [20] Sillanpää, M. E. T.; AgustionoKurniawan, T.; Lo, W.-h., Degradation of chelating agents in aqueous solution using advanced oxidation process (AOP). *Chemosphere*. 2011, **83** (11):p. 1443-1460.
- [21] Koubeck, E., Photochemically Induced Oxidation of Refractory Organics with Hydrogen Peroxide. *Ind. Eng. Chem. Process des Dev*, 1975.**14**: p. 348.
- [22] Simonenko, E.; Gomonov, A.; Rolle, N.; Molodkina, L. Modeling of H₂O₂ and UV Oxidation of Organic Pollutants at Wastewater Post-treatment. *Procedia Engineering*, 2015. **117**: p. 337-344.
- [23] Zhou, C.; Gao, N.; Deng, Y.; Chu, W.; Rong, W.; Zhou, S. Factors affecting ultraviolet irradiation/hydrogen peroxide (UV/H₂O₂) degradation of mixed N-nitrosamines in water. *Journal of Hazardous Materials*, 2012.**231–232**: p. 43-48.
- [24] Juang, L.-C., D.-H. Tseng, and S.-C. Yang, Treatment of petrochemical wastewater by UV/H₂O₂ photodecomposedsystem. *Water Science and Technology*, 1997.**36**(12): p. 357-365.
- [25] Palmisano, L., V. Loddo, and S. Yurdakal, Heterogeneous photocatalysis from fundamentals to possible applications. *Catalysis Today*, 2017.**281**, Part 1: p. 1.
- [26] Mills. A, Le Hunt. S. An overview of semiconductor photocatalysis, *journal of photochemistry and photobiology A: Chemistry* 1997, **108**: p. 1-35.
- [27] Zangeneh,H.;A.A.L,Zinatizadeh;M,Habibi;M,Akia;M,Hasnain Isa. Photocatalytic oxidation of organic dyes and pollutants in wastewater using different modified titanium dioxides: A comparative review *Journal of Industrial and Engineering Chemistry* (2015) **26**:p.1–36.
- [28] Asgharzadehahmadi, S.; Abdul Raman, A. A.; Parthasarathy, R.; Sajjadi, B., Sonochemical reactors: Review on features, advantages and limitations. *Renewable and Sustainable Energy Reviews*, 2016.**63**: p. 302-314.
- [29] Anju, S.G., S. Yesodharan, and E.P. Yesodharan, Zinc oxide mediated sonophotocatalytic degradation of phenol in water. *Chemical Engineering Journal*, 2012.**189–190**: p. 84-93.

- [30] Durán, A.; Monteagudo, J. M.; Sanmartín, I.; García-Díaz, A., Sonophotocatalytic mineralization of antipyrine in aqueous solution. *Applied Catalysis B: Environmental*, 2013.**138–139**: p. 318-325.
- [31] Moreira, F. C.; Boaventura, R. A. R.; Brillas, E.; Vilar, V. J. P. Electrochemical advanced oxidation processes: A review on their application to synthetic and real wastewaters. *Applied Catalysis B: Environmental*, 2017.**202**: p. 217-261.
- [32] Guenfoud, F., M. Mokhtari, and H. Akrouf, Electrochemical degradation of malachite green with BDD electrodes: Effect of electrochemical parameters. *Diamond and Related Materials*, 2014.**46**: p. 8-14.
- [33] García-Montoya, M. F.; Gutiérrez-Granados, S.; Alatorre-Ordaz, A.; Galindo, R.; Ornelas, R.; Peralta-Hernández, J. M., Application of electrochemical/BDD process for the treatment wastewater effluents containing pharmaceutical compounds. *Journal of Industrial and Engineering Chemistry*, 2015. **31**: p. 238-243.
- [34] Pacheco, M. J.; Santos, V.; Ciríaco, L.; Lopes, A., Electrochemical degradation of aromatic amines on BDD electrodes. *Journal of Hazardous Materials*, 2011.**186**(2–3): p. 1033-1041.
- [35] Sharma, S., Mukhopadhyay, M., and Murthy, Z. V. P. Rate parameter estimation for 4-chlorophenol degradation by UV and organic oxidants. *Journal of Industrial and Engineering Chemistry*. 2012, 18(1) :p. 249-254.
- [36] Tan, C., Gao, N., Zhou, S., Xiao, Y., & Zhuang, Z. Kinetic study of acetaminophen degradation by UV-based advanced oxidation processes. *Chemical Engineering Journal*. 2014, 253(0):p. 229-236.
- [37] Ruppert, G., Bauer, R and Heisler, G. UV-O₃, UV-H₂O₂, UV-TiO₂ and the photo-Fenton reaction - comparison of advanced oxidation processes for wastewater treatment. *Chemosphere*, 1994. **28**(8): p. 1447-1454.
- [38] P.Gong ,Y.Haixia ,Z.Pingping ,X.Yicen ,L.Hongjing ,D.Wenbo,G Mailhot ,Investigation on the degradation of Benzophenone-3 by UV/H₂O₂ in aqueous solution 277 ,*Chemical Engineering Journal* (2015) **97-103**.
- [39] Clarizia, L., Russo, D., Di Somma, I., Marotta, R., & Andreozzi, R., Homogeneous photo-Fenton processes at nearneutral pH: A review. *Applied Catalysis B: Environmental*, (2017). 209: p. **358-371**.
- [40] Ammuri, A, S. Hejiouej, K. Ziat et M. Saidi Dégradation photo-catalytique d'un colorant azoïque, orange de méthyle, par une suspension aqueuse de trioxyde de bismuth

(photodegradation of methyl orange in solution in presence of bismuth trioxide) Mater. Environ. Sci. 5 (S1) (2014) **2066-2072**

[41] Alahiane, S., S. Qourzal, M. El Ouardi, M. Belmouden, A. Assabbane, Y. Ait-ichou, Adsorption et photodégradation du colorant indigo carmine en milieu aqueux en présence de $\text{TiO}_2/\text{UV}/\text{O}_2$ (Adsorption and photocatalytic degradation of indigo carmine dye in aqueous solutions using $\text{TiO}_2/\text{UV}/\text{O}_2$), J. Mater. Environ. Sci. 4 (2) (2013) **239-250**.

[42] Daneshvara .N, D. Salarib, A.R. Khataee, Photocatalytic degradation of azo dye acid red 14 in water on ZnO as an alternative catalyst to TiO_2 ; Journal of Photochemistry and Photobiology A: Chemistry 162 (2004) **317-322**.

Résumé :

L'étude réalisée dans ce travail s'intéresse à la dégradation par les procédés d'oxydation avancée d'un colorant appartenant à la famille des colorants azoïques, appelé « Rouge Télon Lumière ». Ce dernier est utilisé dans la teinture des textiles. Cette substance pénètre dans l'environnement par les rejets industriels ce qui entraîne des problèmes de pollution des milieux aquifères.

La dégradation de solutions aqueuses de RT a été réalisée par différents procédés d'oxydation avancée à savoir : la photolyse directe, la photolyse de peroxyde d'hydrogène, Fenton, photo-Fenton et la photocatalyse hétérogène

Mots clés: Rouge Télon Lumière, colorant, procédés d'oxydation avancée, radicaux hydroxyles

Abstract :

The study carried out in this work is interested in the degradation by the processes of advanced oxidation of a dye belonging to the family of azodyes, called "RedTelon Light". The latter is used in the dyeing of textiles. This substance enters the environment through industrial discharges, which leads to pollution problems in the aquifer environment.

The degradation of aqueous RT solutions was carried out by various advanced oxidation methods, namely direct photolysis, photolysis of hydrogen peroxide, Fenton, photo-Fenton and heterogeneous photocatalysis

Keywords: Rouge Télon Light, dye, advanced oxidation processes, hydroxyl radicals

ملخص:

الغرض من هذه الدراسة هو التحلل لصبغي ينتمي إلى عائلة أصباغ الأزو، ويدعى "الضوء الأحمر" Telon بواسطة عمليات الأكسدة المتقدمة، ويستخدم هذا الأخير في صباغة المنسوجات.

هذه المادة تدخل البيئة عن طريق النفايات الصناعية والذي يسبب مشاكل تلوث البيئة وطبقة المياه الجوفية.

وقد أجريت تدهور المحاليل المائية لـ RT من قبل مختلف عمليات الأكسدة المتقدمة وهي: التحلل الضوئي المباشر، التحلل

الضوئي من بيروكسيد الهيدروجين، فنتون، الصور فنتون وضوئي غير متجانسة

كلمات البحث: الضوء الأحمر Telon، صبغ، عمليات الأكسدة المتقدمة، جذور الهيدروكسيل