



UNIVERSITE
JEAN LOROUGNON GUEDE

UFR ENVIRONNEMENT

REPUBLIQUE DE CÔTE D'IVOIRE

Union-Discipline-Travail

Ministère de l'Enseignement Supérieur
et

de la Recherche Scientifique

ANNEE ACADEMIQUE :
2020-2021

N° D'ORDRE : 0447/2021

N° CARTE D'ETUDIANT:

CI0414002787

LABORATOIRE :

Sciences et
Technologies de

L'Environnement
(LSTE)

Soutenu publiquement
Le 12/10/2021

MASTER

Physique-Chimie Appliquée

Option : Environnement

THEME :

**PHOTODEGRADATION DU METHYLE
ORANGE EN SOLUTION AQUEUSE :
ASPECTS CINETIQUES**

Présenté par :

DIARRA ALIMAN

JURY

Président : M. KONE Tidiani, Professeur Titulaire

Université Jean LOROUGNON GUEDE

Directeur : M. TRAORE Karim Sory, Professeur Titulaire

Université NANGUI ABROGOUA

Encadreur : M. DIARRA Moussa, Maître de Conférences,

Université Jean LOROUGNON GUEDE

Examineur : M. KOUAME Kouamé Victor, Maître Assistant

Université Jean LOROUGNON GUEDE



UNIVERSITE
JEAN LOROUGNON GUEDE

UFR ENVIRONNEMENT

REPUBLIQUE DE CÔTE D'IVOIRE

Union-Discipline-Travail

Ministère de l'Enseignement Supérieur
et

de la Recherche Scientifique

ANNEE ACADEMIQUE :
2020-2021

N°D'ORDRE : 0447/2021

N°CARTE D'ETUDIANT:

CI0414002787

LABORATOIRE :

Sciences et
Technologies de
L'Environnement

Soutenu publiquement
le : 12/10/2021

MASTER

Physique-Chimie Appliquée

Option : Environnement

THEME :

PHOTODEGRADATION DU METHYLE ORANGE EN SOLUTION AQUEUSE : ASPECTS CINETIQUES

Présenté par :

DIARRA ALIMAN

JURY

Président : M. KONE Tidiani, Professeur Titulaire

Université Jean LOROUGNON GUEDE

Directeur : M. TRAORE Karim Sory, Professeur Titulaire

Université NANGUI ABROGOUA

Encadreur : M. DIARRA Moussa, Maître de Conférences

Université Jean LOROUGNON GUEDE

Examineur : M. KOUAME Kouamé Victor, Maître Assistant

Université Jean LOROUGNON GUEDE

Remerciements

Ce travail a été réalisé au sein du Laboratoire des Sciences de l'Environnement (LSE) de l'Université Nangui Abrogoua, je tiens à remercier toutes les personnes qui ont participé d'une manière ou d'une autre à la réalisation du présent travail.

Je tiens à remercier tout d'abord les autorités de l'Université Jean LOROUGNON GUÉDÉ, en particulier : Madame TIDOU Abiba SANOGO épouse KONÉ, Professeur Titulaire et Présidente de ladite institution. Merci de m'avoir offert l'opportunité de réaliser cette étude.

J'exprime toute ma gratitude à Monsieur KOUASSI Kouakou Lazare, Professeur Titulaire et Directeur de l'UFR Environnement pour avoir permis mon inscription dans ladite UFR.

Je tiens à adresser ma reconnaissance à Monsieur MAMADOU Koné, Professeur Titulaire à l'Université NANGUI ABROGOUA, Directeur du Laboratoire des Sciences de l'Environnement de m'avoir accepté dans son équipe de recherche.

Ma profonde gratitude s'adresse principalement à Monsieur TRAORE Karim Sory, Professeur Titulaire à l'Université NANGUI ABROGOUA, pour avoir accepté la Direction scientifique de ce mémoire et permis la réalisation des manipulations ainsi que la préparation de ce mémoire dans les meilleures conditions.

J'adresse mes sincères remerciements à Docteur DIARRA Moussa, Maître de Conférences à l'Université Jean LOROUGNON GUÉDÉ pour son dévouement et pour avoir accepté l'encadrement de ce mémoire. J'ai trouvé auprès de lui compétence, rigueur et disponibilité. Je tiens à lui dire du fond du cœur, merci.

Je voudrais aussi dire merci à Docteur SORO Donafologo Baba, Maître de conférences pour ses conseils, sa disponibilité et ses encouragements, et aux doctorants ACHO Fulgence, N'ZUÉ Yao Jean Vianney, DIBI Kouadio du Laboratoire des Sciences de l'Environnement de l'Université NANGUI ABROGOUA, pour leurs aides et soutiens dans la réalisation de ce mémoire.

J'exprime toute ma reconnaissance aux membres du jury qui ont fait l'honneur de lire ce mémoire et pour avoir accepté de le juger pour son amélioration.

Je ne saurai clore sans dire merci à toute ma famille en particulier, mon père DIARRA Yacouba, ma mère TOGBA Matha, ma tante CISSE Abiba épouse DIARRA. Je remercie enfin toute la famille du département de Physique Chimie Mathématiques et informatique.

TABLE DES MATIERES

TABLE DES MATIERES.....	i
LISTE DES SIGLES ET ABRÉVIATIONS.....	iv
LISTE DES TABLEAUX.....	v
LISTE DES FIGURES.....	vi
INTRODUCTION.....	1
PARTIE I : GENERALITES.....	
1.1 GENERALITES SUR LES COLORANTS.....	3
1.1.1 Définition d'un colorant.....	3
1.1.2 Utilisation et application des colorants.....	3
1.1.3 Classification des colorants.....	4
1.1.3.1 Classification chimique.....	4
1.1.3.2 Classification tinctoriale.....	6
1.1.4 Impacts environnementaux.....	8
1.1.5 Toxicité des colorants azoïques.....	8
1.1.6 Présentation du méthyle orange.....	8
1.2 GENERALITES SUR LES PROCÉDES D'OXYDATION AVANCEE (POA).....	9
1.2.1 Classification des procédés d'oxydation avancée.....	10
1.2.2 Réactivité du radical OH •.....	11
1.2.3 Mécanisme d'oxydation par les radicaux hydroxyles.....	12
1.2.4 Constantes cinétiques des réactions entre les OH • et les composés organiques	12
1.2.5 Quelques procédés d'oxydation avancée.....	13
1.2.5.1 Procédés d'oxydation avancée en phase hétérogène.....	13
1.2.5.2 Procédé d'oxydation avancée en phase homogène.....	14
1.2.5.2.1 Photolyse H ₂ O ₂ /UV.....	14
1.2.5.2.2 Procédé O ₃ /UV.....	15

1.2.5.2.3	Peroxonation H_2O_2/O_3	15
1.2.5.2.4	Procédé Fenton (Fe^{2+}/H_2O_2).....	15
1.2.5.2.5	Procédé photo-fenton ($Fe^{2+}/H_2O_2/UV$)	16
PARTIE 2 : MATERIEL ET METHODES		
2.1	Réactifs et solvants.....	15
2.2	Matériel et dispositifs expérimentaux	15
2.2.1	Verrerie	15
2.2.2	Appareillage	15
2.2.3	Réacteur photochimique	17
2.2.4	Sources lumineuses	17
2.2.4.1	Source lumineuse monochromatique $\lambda = 254$ nm	17
2.2.4.2	Source lumineuse polychromatique $\lambda > 285$ nm	17
2.3	METHODES.....	18
2.3.1	Préparation des solutions	18
2.3.1.1	Solutions d'acide et de base.....	18
2.3.1.2	Milieu réactionnel.....	18
2.3.1.3	Réactif de fenton.....	18
2.3.1.4	Solution mère du méthyle orange.....	19
2.3.2	Technique analytique	19
2.3.3	Spectrophotométrie visible	19
2.3.4	Protocole expérimental	19
2.3.4.1	Spectre d'absorption du méthyle orange	19
2.3.4.2	Courbe d'étalonnage de la solution du méthyle orange	20
2.3.4.3	Dégradation du colorant méthyle orange par photolyse directe	21
2.3.4.4	Etude de la dégradation du méthyle orange par photolyse indirecte (photo-Fenton).	21
PARTIE III : RESULTATS ET DISCUSSION		

3.1	RESULTATS	22
3.1.1	Cinétique de la photolyse directe du méthyle orange	22
3.1.1.1	Cinétique de la photolyse directe du méthyle orange sous lampe UV monochromatique	22
3.1.1.2	Cinétique de la photolyse directe du méthyle orange sous lampe UV polychromatique	22
3.1.1.3	Etude comparative des cinétiques de la photolyse directe	23
3.1.2	Cinétique de dégradation par photo Fenton	24
3.1.2.1	Influence du rapport $R = [H_2O_2]/[Fe^{3+}]$ sur la dégradation du méthyle orange	24
3.1.2.2	Influence de la concentration des ions Fe^{3+} sur la dégradation du méthyle orange	25
3.1.2.3	Influence de la concentration initiale du méthyle orange	27
3.2	DISCUSSION	29
	CONCLUSION ET PERSPECTIVES	
	RÉFÉRÉNCES	

LISTE DES SIGLES ET ABRÉVIATIONS

C₀ : concentration initiale

C_t : concentration à l'instant t

DL₅₀ : dose létale médiane

K_{app} : constante apparente de vitesse

MO : méthyle orange

pH : potentiel hydrogène

POA : procédé d'oxydation avancée

t_{1/2} : temps de demi-vie

UV : ultra-violet

LISTE DES TABLEAUX

Tableau I : Principaux groupes chromophores et auxochromes, classés par intensité	3
Tableau II: Classification chimique des colorants synthétiques.....	5
Tableau III: Classification tinctorale.....	6
Tableau IV: Propriétés physico chimiques du méthyle orange.....	8
Tableau V: Différents procédés d'oxydation.....	10
Tableau VI : Comparaison des pouvoirs oxydants de divers oxydants	11
Tableau VII: Constante de vitesse (K_{OH}) de réaction des OH^{\bullet} avec les différentes molécules organiques en milieu aqueux	13
Tableau VIII: Réactifs utilisés lors de cette etude.....	15
Tableau IX : Constante de vitesse et temps de demie vie pour différents rapports $[H_2O_2]/[Fe^{3+}]$	25
Tableau X : Constantes de vitesse et temps de demi-vie pour différentes concentrations de l'ion ferrique.....	27
Tableau XI : Constante de vitesse et temps de demi-vie pour différentes concentrations initiales	28

LISTE DES FIGURES

Figure 1 : Différents procédés d'oxydation avancée.....	10
Figure 2 : pH-mètre HANNA	16
Figure 3: Spectrophotomètre (marque AQUA LYTIC 800 (AL 800)).....	16
Figure 4 : Dispositifs expérimentaux	17
Figure 5 : Spectre d'absorption du méthyle orange.....	20
Figure 6 : Courbe d'etalonnage du méthyle orange.....	20
Figure 7 : Cinétique de la dégradation du méthyle orange sous irradiation monochromatique ($\lambda = 254 \text{ nm}$).....	22
Figure 8 : Cinétique de la photolyse directe du méthyle orange sous lampe UV polychromatique ($\lambda > 285 \text{ nm}$).....	23
Figure 9 : Cinétique de la photolyse directe du méthyle orange à $\lambda = 254 \text{ nm}$ et à $\lambda > 285 \text{ nm}$	23
Figure 10 : Influence du rapport $[\text{H}_2\text{O}_2]/[\text{Fe}^{3+}]$	24
Figure 11 : Représentation semi-logarithmique de la cinétique de dégradation.....	25
Figure 12 : Influence de la concentration initiale des ions Fe^{3+} , $\lambda = 254 \text{ nm}$; $[\text{MO}] = 10 \mu\text{M}$; $\text{pH} = 3$	26
Figure 13 : Représentation semi-logarithmique de la cinétique de dégradation	26
Figure 14 : Influence de la concentration initiale du colorant	27
Figure 15 : Représentation semi-logarithmique de la cinétique de dégradation.....	28

INTRODUCTION

Actuellement, les contaminations de l'eau constituent de graves problèmes environnementaux et la principale menace pour la santé publique dans le monde entier en raison du développement rapide des économies, des industries et de la croissance de la population (Hasanpour *et al.*, 2020).

En effet, l'augmentation des activités agro-industrielles engendre une pression grandissante sur les réserves en eau douce de la planète. Ces activités génèrent une grande diversité de résidus de produits chimiques qui se déversent dans le cycle de l'eau, mettant en péril le fragile équilibre naturel de la vie. Souvent, les substances chimiques telles que les colorants contenus dans les eaux usées sont difficilement biodégradables et le manque ou l'insuffisance de système de traitement mène ainsi à leurs accumulations dans le cycle de l'eau (Hammami, 2008). En outre, les colorants organiques provenant des déchets industriels sont de sérieux problèmes, comme de nombreux polluants organiques, en raison de leur forte toxicité pour les organismes aquatiques qui peuvent causer de graves problèmes à la santé humaine, aux plantes et aux milieux aquatiques (Hasanpour *et al.*, 2020).

En Côte d'Ivoire les ressources en eau n'échappent pas à ce type de pollution. En effet, du fait de l'inexistence de système d'épuration des effluents des teintureries artisanales et du mauvais état de fonctionnement des réseaux de collecte des eaux usées, ces effluents sont entraînés directement vers les eaux de surface sans que ceux-ci ne soient traités au préalable (Koné *et al.*, 2006; Sangaré, 2009; Dalogo, 2015). Or la plupart de ces colorants sont récalcitrants du fait de leur très faible biodégradabilité et de leur persistance dans l'environnement (Trabelsi, 2014). Par conséquent, l'élimination des colorants organiques de la solution aqueuse avant leur rejet dans les ressources en eau est essentielle et très importante (Hasanpour *et al.*, 2020). A cet effet, ces dernières décennies, de nombreuses méthodes de traitement telles que la coagulation, l'oxydation avancée, l'adsorption, la séparation membranaire, etc... sont utilisées pour éliminer les colorants de l'eau (Hasanpour *et al.*, 2020). Parmi elles, les procédés d'oxydation avancée (POA) sont les procédés les plus efficaces et les plus simples. Il s'agit de technologie basée sur la production d'espèces réactives oxydantes non sélectives qui vont permettre l'oxydation d'un grand nombre de polluants organiques (Boukrika *et al.*, 2019). A cet effet, le procédé photo-Fenton s'avère être une méthode efficace de dégradation des molécules de colorant. Ce procédé favorise une pénétration profonde de la lumière et contribue au contact entre le polluant et l'agent oxydant, il est rentable et simple d'application (Devi *et al.*, 2010).

C'est dans ce sens que l'objectif général de notre étude est la dégradation par photochimie du méthyle orange en solution aqueuse.

De façon spécifique, il s'agit d'étudier :

- la cinétique de photolyse directe du méthyle orange sous irradiation UV à

$\lambda = 254 \text{ nm}$ et $\lambda > 285 \text{ nm}$;

- la cinétique de dégradation du colorant par photo-Fenton ;
- l'influence du rapport $R = [\text{H}_2\text{O}_2]/[\text{Fe}^{3+}]$ sur la dégradation du méthyle orange ;
- l'influence de la concentration des ions ferriques ;
- l'influence de la concentration initiale du colorant méthyle orange.

Ainsi, ce présent mémoire comprend trois parties.

La première qui est une synthèse bibliographique traite des généralités sur les colorants et les procédés d'oxydation avancée.

La seconde partie présente le matériel et les méthodes expérimentales utilisés.

La troisième partie présente les résultats obtenus suivis de leur discussion.

Le mémoire s'achève par une conclusion et des perspectives de recherches.

PARTIE I : GENERALITES

1.1 GENERALITES SUR LES COLORANTS

1.1.1 Définition d'un colorant

Un colorant est composé organique insaturé et aromatique dont la capacité est de teindre une substance de façon durable ou de colorer des aliments. Il possède deux groupements, dont le chromophore qui lui confère la couleur et l'auxochrome qui permet la fixation sur les fibres (Naidja, 2010). Les chromophores et auxochromes habituels sont résumés dans le (tableau 1) (Hammani, 2008). Selon Boucherit (2016), les matières colorantes se définissent comme des composés qui absorbent les rayonnements lumineux dans le spectre du visible (380 à 750 nm). Aussi, la transformation de la lumière blanche en lumière colorée par réflexion sur un corps, ou par transmission ou diffusion, résulte de l'absorption sélective d'énergie par certains groupes d'atomes appelés groupes chromophores.

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

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

1.1.2 Utilisation et application des colorants

Les colorants sont appliqués pratiquement dans toutes les sphères de notre vie, que ce soit pour la fabrication de la peinture et la teinture du papier, de la peau et des vêtements. Ils servent aussi à colorer des produits alimentaires et pharmaceutiques. Ils sont utilisés dans l'industrie des cosmétiques, la coloration des métaux (aluminium anodisé), la photographie (sensibilisateurs), la biologie (coloration des préparations microscopiques), les indicateurs colorés, et certains d'entre eux sont employés en thérapeutique (antiseptiques, anti malariques, etc.) (Hamici, 2015).

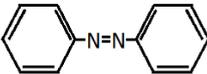
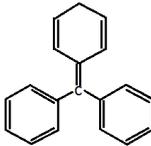
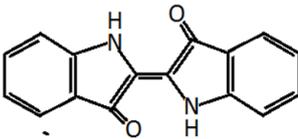
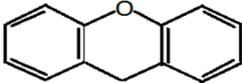
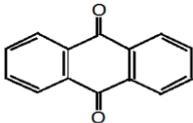
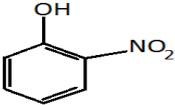
1.1.3 Classification des colorants

La classification des colorants peut être faite selon leur constitution chimique ou selon le domaine d'application (classification tinctoriale).

1.1.3.1 Classification chimique

La classification selon la constitution chimique repose sur la nature du groupe chromophore (Hamici, 2015) qui est la base de la coloration. Ainsi nous avons plusieurs classes de colorant. Le tableau II présente les classes et les caractéristiques d'application de certains colorants.

Tableau II: Classification chimique des colorants synthétiques selon Aliouche & Tafer, (2007) et Benaïssa, (2012).

Classe de colorant	Caractéristiques et application	Structure chimique de base
Azoïques	Ils présentent un groupement azoïque reliant deux noyaux benzéniques.	
Triphénylméthanés	Ils sont les plus anciens colorants synthétiques, dont la gamme de couleurs va du jaune au bleu, plus le rouge et le vert.	
Indigoïdes	De plus en plus utilisés pour la teinture indigo, ils tirent leur appellation de l'indigo dont ils dérivent.	
Xanthènes	Ils sont dotés d'une intense fluorescence et sont peu utilisés en tant que teinture.	
Anthraquinoniques	Leur formule générale dérivée de l'anthracène montre que le chromophore est un noyau quinonique sur lequel peuvent s'attacher des groupes hydroxyles ou amino.	
Nitrés et nitrosés	Leur structure moléculaire caractérisée par la présence d'un groupe nitro (-NO ₂) en position ortho d'un groupement électro-donneur (hydroxyle ou groupe aminé).	

1.1.3.2 Classification tinctoriale

Appelée aussi classification selon le domaine d'application, la classification tinctoriale permet à l'utilisateur de connaître le mode d'application du colorant, ses domaines d'utilisations et ses propriétés (Larbi, 2008). Cette classification se base sur la nature du groupement auxochrome. Le tableau III présente les colorants synthétiques selon la classification tinctoriale.

Tableau III: Classification tinctorale (Naidja, 2010 ; Chebli, 2018).

Colorant	Application	Systèmes
Acides	Polyamide (70 à 75 %), laine (25 à 30 %), soie, fibres acryliques	Azoïques
Mordant	Laine, soie	Azoïques avec du chrome favorisant sa fixation
Métallifères	Fibres polyamides	Mono-Azoïque contenant des groupements carboxyles et aminés pour former des complexes métalliques (Cr, Co, Ni, Cu)
Directs	Viscose, le lin, le jute, la soie, les fibres polyamides et le coton	Azoïques, longues structures moléculaires planes qui permettent à ces molécules de s'aligner avec les macromolécules plates de cellulose
Basiques (cationiques)	Fibres : acryliques, polyamide	Azoïques contiennent un groupe amine quaternaire
Au soufre	Coton et viscose les polyamides et polyesters rarement la soie	Structure chimique exacte n'est pas toujours connue
De cuve et leurs leuco-esters	Teinture et impression du coton et de fibres cellulosiques polyamide et de polyester avec des fibres cellulosiques	Indigoïdes et anthraquinoniques
Dispersés	Polyester fibres cellulosiques fibres de polyamide et d'acrylique	Azoïques 50 %, anthraquinoniques (25 %)
Réactifs	Teinture du coton, de la laine et des polyamides	Azoïques, anthraquinoniques et phtalocyanines
Pigments	Coloration des peintures et des matières plastiques	Produits minéraux (oxydes, sulfures, blanc de zinc), produits organiques.

1.1.4 Impacts environnementaux

Beaucoup de colorants sont visibles dans l'eau, même à de très faibles concentrations (< 1 mg/L). Ainsi, ils contribuent aux problèmes de pollution liés à la génération d'une quantité considérable d'eau usée contenant des colorants résiduels (Hammami, 2008). De ce fait leur rejet dans le milieu naturel peut persister longtemps provoquant ainsi des perturbations importantes des différents mécanismes naturels existant dans la flore (il s'agit du pouvoir d'auto épuration des cours d'eau et inhibition de la croissance des végétaux aquatique) et dans la faune (où il y a destruction d'une catégorie de poisson et de microorganisme) (Boukrika *et al.*, 2019).

1.1.5 Toxicité des colorants azoïques

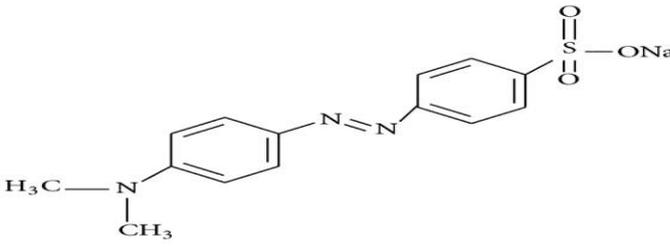
La toxicité des colorants a été l'objet de plusieurs études de recherche. Une étude effectuée sur le recoupement des doses létales (DL₅₀) avec les classifications chimiques ou tinctoriales, démontre que les colorants synthétiques les plus toxiques sont les colorants diazo et cationique (ou basique) (Merouani, 2011). En effet après un temps de contact de 5 jours, le taux d'inhibition a été de l'ordre de 96,5%. Ce taux, est cependant plus faible avec les colorants acides, le Lanasyne Black (32,8%) et pratiquement nul avec un autre colorant de cette famille, le sandolan (Bousnoubra, 2010).

De plus l'augmentation du nombre de cancers de la vessie observés chez des ouvriers de l'industrie textile, a été liée à leur exposition prolongée aux colorants azoïques. Par ailleurs, les travaux effectués sur ces colorants ont montré que ces composés chimiques présentaient des effets cancérigènes pour l'homme et l'animal (Larbi, 2008).

1.1.6 Présentation du méthyle orange

Le méthyle orange, aussi appelé l'hélianthine, est un indicateur coloré. Il est utilisé pour l'impression de la coloration des textiles, aussi pour marquer la présence d'un milieu acide (il vire en rose-rouge) ou d'un milieu basique (il vire en jaune-orangé) (Dibi, 2016). La connaissance des propriétés physico chimiques est fondamentale dans le processus de dégradation. Le tableau IV présente les propriétés physico chimiques de ce colorant.

Tableau IV: Propriétés physico chimiques du méthyle orange.

Nom	Méthyle orange
Famille	Colorant acide
Formule brute	C ₁₄ H ₁₄ N ₃ NaO ₃ S
Structure chimique	
Nomenclature	sodium;4[[4(dimethylamino) phenyl] diazenyl] benzenesulfonate
Masse molaire	327,336 g/mol
Solubilité dans l'eau (g/L) à 20°C	5,2
λ_{max} (nm)	465

1.2 GENERALITES SUR LES PROCEDES D'OXYDATION AVANCEE (POA)

Les procédés d'oxydation avancée (POA) sont un ensemble de procédures de traitement physico chimique conçues pour détruire des matières organiques (souvent inorganiques) en suspension ou en solution dans l'eau d'effluents domestiques, urbains ou industriels (Glaze *et al.*, 1987). La particularité de ces procédés tient à la génération dans le milieu aqueux d'entités très réactives, non sélectives et très oxydantes et qui réagissent rapidement avec la plupart des contaminants organiques réfractaires ; les radicaux hydroxyles OH^\bullet (Koffi, 2015). Ces radicaux hydroxyles OH^\bullet possèdent un pouvoir oxydant supérieur à celui des oxydants traditionnels tels que Cl_2 , ClO ou O_3 . Par ailleurs, ces procédés offrent plusieurs avantages : simple à réaliser, élimination rapide des polluants, production in-situ des radicaux réactifs, ne produisent pas des déchets secondaires (Boukrika *et al.*, 2019). Les différents procédés d'oxydation avancée sont présentés par la figure 1.

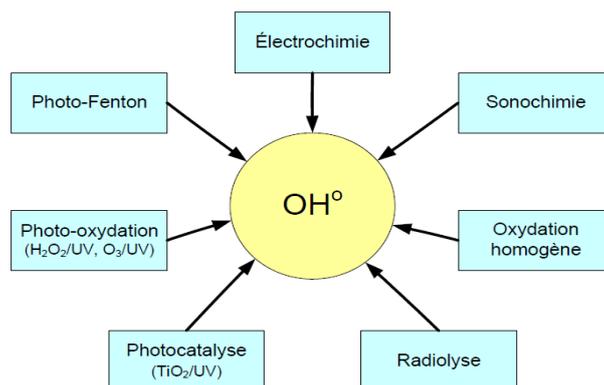


Figure 1 : Différents procédés d'oxydation avancée (Zaviska *et al.*, 2009)

Cependant, l'efficacité de ces procédés dépend de nombreux paramètres tels que la concentration en oxydant, l'intensité de la lumière UV, le pH, la température, etc. La composition du milieu doit également être prise en compte, l'efficacité de l'oxydation pouvant être réduite en raison de la consommation des radicaux hydroxyles OH^\bullet par des composés organiques et / ou inorganique (Hammami, 2008).

1.2.1 Classification des procédés d'oxydation avancée

Les POA sont basés sur la production d'entités radicalaires, particulièrement les radicaux hydroxyles OH^\bullet , qui sont de puissants oxydants. Ces procédés peuvent être classés par procédé électrochimique, photochimique et photoelectrochimique. Haddou (2010) nous donne une classification possible de ces procédés (tableau V).

Tableau V: Différents procédés d'oxydation (Beltran *et al.*, 2008; Haddou,2010)

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 électrochimie	Photolyse de l'eau (UV-V/ H_2O)

Selon Sievers (2011), les POA peuvent être classés par la voie de la génération des radicaux. Ainsi, trois classes principales sont évoquées :

- a) la production directe des radicaux (Photolyse de H_2O_2 (H_2O_2/UV), oxydation anodique ($H_2O \rightarrow OH^\bullet + H^+ + e^-$), ozonolyse (O_3/UV), etc.),
- b) la production des radicaux par l'ajout d'oxydant (Réactif de Fenton ($H_2O_2 + Fe^{2+}$), photo-Fenton ($H_2O_2/Fe^{2+}/UV$), photocatalyse homogène (Fe^{3+}/UV), etc.),
- c) la génération des radicaux par l'utilisation des catalyseurs solides, photocatalyse hétérogène (TiO_2/UV), photo-Fenton hétérogène (utilisation du fer de valence zéro ou oxydes de fer).

Certains POA comprennent des combinaisons de (a) et (c), tels que (O_3/TiO_2 /irradiation solaire, $H_2O_2/TiO_2/UV$ etc.).

1.2.2 Réactivité du radical OH^\bullet

Le radical hydroxyle OH^\bullet est une molécule composée d'un atome d'oxygène et d'hydrogène possédant un électron non apparié sur son orbital externe. Ces radicaux hydroxyles sont produits à partir d'une rupture homolytique d'une liaison covalente (Zaviska *et al.*, 2009). Le radical hydroxyle est un acide faible avec un pka égale à 11,9 dans le couple ($OH^\bullet / O^{\bullet-}$). Les radicaux hydroxyles ont une forte réactivité sur les composés organiques. En milieu fortement alcalin ($pH > 11,9$), ils sont convertis en leur base conjuguée $O^{\bullet-}$ (Hammami, 2008)



Lors de l'activation de l'oxydant moléculaire, il y a production des radicaux hydroxyles et génération d'espèces intermédiaires. Ces espèces intermédiaires sont moins réactives que les radicaux hydroxyles (Zaviska *et al.*, 2009). Le tableau VI illustre la puissance de l'oxydant par son potentiel d'oxydation.

Tableau VI : Comparaison des pouvoirs oxydants de divers oxydants (Dirany, 2010).

Oxydant	Potentiel d'oxydation (V/ESH)
OH^\bullet	2,73*
O_3	2,07
H_2O_2	1,77
HO_2^\bullet	1,7
MnO_4^-	1,67
ClO_2	1,5
O_2	1,23

*En milieu acide et pour la réaction : $OH^\bullet + H^+ + e^- \rightarrow H_2O$ (Eq.2)

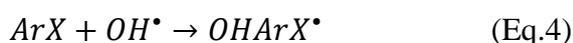
1.2.3 Mécanisme d'oxydation par les radicaux hydroxyles

Les radicaux hydroxyles sont des composés susceptibles de réagir sur les composés organiques, organométalliques et minéraux à partir de trois (03) types de réactions (Bossmann *et al.*, 1998) :

Par arrachement d'un atome d'hydrogène (déshydrogénation) :



Par addition électrophile sur une liaison non saturée (hydroxylation) :



Par transfert d'électrons (oxydoréduction) :



De plus l'oxydation se déroule suivant des processus impliquant plusieurs types de réactions dont (Hammami, 2008) :

- Des réactions d'initiation où il y a formation des espèces radicalaires R^\bullet ;
- Des réactions de propagation au cours desquelles les espèces radicalaires réagissent R^\bullet avec d'autres molécules organiques ou avec l'oxygène dissous dans la solution ;
- Des réactions de terminaison où les radicaux se recombinent entre eux.

1.2.4 Constantes cinétiques des réactions entre les OH^\bullet et les composés organiques

La maîtrise des valeurs des constantes cinétiques est fondamentale dans le but de prévoir le taux d'oxydation et l'efficacité des procédés d'oxydation avancée. La valeur des constantes du radical OH^\bullet sur les composés organiques est généralement comprise entre 10^6 à 10^{10} L/mol.s comme l'indique le tableau VII (Hammami, 2008).

Tableau VII: Constante de vitesse (k_{OH}) de réaction des OH^\bullet avec les différentes molécules organiques en milieu aqueux (Hammami, 2008)

Composé	Substituant	k_{OH} (L/mol.s)
Benzène	-H	$7,8 \times 10^9$
Chlorobenzène	-Cl	$5,5 \times 10^9$
Nitrobenzène	-NO ₂	$3,9 \times 10^9$
Aniline	-NH ₂	$1,5 \times 10^{10}$
Acide benzoïque	-COOH	$4,3 \times 10^9$
Phénols	-OH	$1,4 \times 10^{10}$
Méthane	-H	$1,1 \times 10^8$
Méthanol	-OH	$9,7 \times 10^8$
Méthylamine	-NH ₂	$4,2 \times 10^9$
Diméthyléther	-OCH ₃	$1,0 \times 10^9$
Acétone	-COCH ₃	$1,1 \times 10^8$
Acétonitrile	-CN	$2,2 \times 10^7$
Acétamide	-CONH ₂	$1,9 \times 10^8$
Acétaldéhyde	-CHO	7.3×10^8

Ce tableau montre que le radical hydroxyle OH^\bullet réagit plus rapidement sur les composés insaturés (éthyléniques et aromatiques) que sur les composés aliphatiques. De même, les composés aromatiques possédant des groupements activant (-OH, -NH₂) ont une affinité plus grande que les composés qui possèdent des groupements désactivant (-NO₂, -COOH). En outre, les radicaux OH^\bullet présentent une faible réactivité sur les composés aliphatiques tels que les acides organiques, qui sont des sous-produits d'oxydation (Hammami, 2008).

1.2.5 Quelques procédés d'oxydation avancée

1.2.5.1 Procédés d'oxydation avancée en phase hétérogène

Le procédé d'oxydation avancée en phase hétérogène ou photocatalyse hétérogène est l'un des POA qui peut être réalisé à pression et température ambiantes sans ajout d'oxydants chimiques (Simon *et al.*, 2008). Il s'agit d'un processus basé sur l'absorption directe ou indirecte de l'énergie de rayonnement visible ou ultraviolet par un solide, normalement un semi-conducteur à large bande (Litter, 2005).

L'utilisation de semi-conducteurs à large gap (3.02 eV rutile; 3.2 eV anatase TiO₂) en photocatalyse est devenue une technologie de plus en plus attractives pour le traitement de polluants nocifs, essentiellement en raison de leurs capacités à dégrader les divers produits inorganiques et organiques en phase liquide et gazeuse. Différents oxydes ont été utilisés (TiO₂, ZnO, CeO₂, ZrO₂, ...). Jusqu'à présent, la meilleure performance a été obtenue avec le dioxyde de titane TiO₂ (Fujishima *et al.*, 1997).

Hermann *et al.*, (1999) ont résumé le processus de photocatalyse hétérogène en cinq (05) étapes principales:

- ✓ Le transfert par diffusion des polluants de la phase fluide vers la surface du semi-conducteur ;
- ✓ L'adsorption d'au moins un des polluants ;
- ✓ Réaction de la phase adsorbée ;
- ✓ Désorption des produits de la réaction ;
- ✓ Elimination de ces produits de l'interface solide / fluide vers la phase fluide.

1.2.5.2 Procédé d'oxydation avancée en phase homogène

1.2.5.2.1 Photolyse H₂O₂/UV

La solution aqueuse du peroxyde d'hydrogène absorbe la lumière à des longueurs d'onde inférieures à 360 nm. 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).



Le peroxyde d'hydrogène peut subir une transformation photochimique par irradiation UV (Trabelsi, 2014). L'irradiation de la solution de H₂O₂ à des longueurs d'onde inférieures à 360 nm conduit à la formation de deux radicaux hydroxyles (OH[•]) par coupure homolytique de la liaison O-O (Nicole *et al.*, 1990).



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

1.2.5.2.2 Procédé O₃/UV

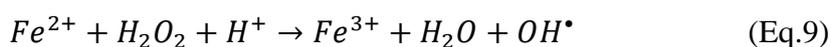
La photolyse de l'ozone en solution aqueuse génère H_2O_2 qui initialise sa décomposition en radicaux hydroxyles (OH^\bullet). Ainsi l'irradiation UV accroît la dégradation des polluants par formation des radicaux hydroxyles. L'efficacité de ce procédé dépend de la quantité d'ozone utilisée et des longueurs d'onde d'irradiation appliquées (Sauleda *et al.*, 2001).

1.2.5.2.3 Peroxonation H₂O₂/O₃

La peroxonation est un procédé qui repose sur le couplage de l'ozone avec le peroxyde d'hydrogène afin de produire les radicaux libres. Ce procédé est plus efficace que l'ozonation seule, à cause du peroxyde d'hydrogène dont le rôle est d'accélérer la décomposition de l'ozone dans l'eau et ainsi produire beaucoup plus de radicaux hydroxyles. Le peroxyde d'hydrogène réagit très rapidement sous sa forme ionisée (HO_2^- , pka=11,6) sur l'ozone pour former des radicaux (OH^\bullet , HO_2^\bullet). Une fois libérés lors de la réaction de HO_2^\bullet avec l'ozone, ces radicaux initient ensuite d'autres mécanismes radicalaires de décomposition du peroxyde d'hydrogène. (Zaviska *et al.*, 2009).

1.2.5.2.4 Procédé Fenton (Fe²⁺/H₂O₂)

Il s'agit d'une combinaison entre le peroxyde d'hydrogène H₂O₂ et le fer ferreux Fe. Le radical hydroxyle OH^\bullet est l'espèce oxydant de la réaction ci-dessous, appelée réaction de Fenton (équation 9) :



Le réactif de Fenton est un oxydant efficace pour une grande variété de substrats organiques tels que des alcools, éthers, colorants, phénols, pesticides, aromatiques polycycliques (Trabelsi, 2014).

Les radicaux hydroxyles peuvent être aussi consommés avec le Fe²⁺ ou le peroxyde d'hydrogène selon les réactions Eq.10 et Eq.11 (Lucas & Peres, 2006) :



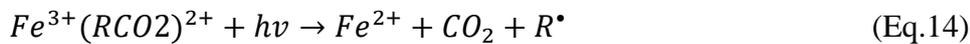
1.2.5.2.5 Procédé photo-fenton ($Fe^{2+}/H_2O_2/UV$)

Le procédé fenton, décrit précédemment utilise le fer comme catalyseur pour ainsi produire, par intermédiaire du peroxyde d'hydrogène, des radicaux hydroxyles. Le procédé photo-fenton est un POA hybride qui utilise une source d'irradiation, généralement un rayonnement UV, pour augmenter le taux de radicaux libres en stimulant la réduction du Fe^{3+} en Fe^{2+} . Lors de ce procédé, l'irradiation possède une double fonctionnalité. Celle de décomposer par photolyse le peroxyde d'hydrogène pour former deux radicaux hydroxyles et celle d'augmenter l'activité catalytique du fer (Zaviska *et al.*, 2009)



Dans le cas où il n'y a pas d'interaction entre l'ion Fe^{3+} et le polluant, les complexes $[Fe(OH)]^{2+}$ sont les sources des radicaux OH^\bullet sous l'effet d'irradiation (Litter, 2005; Navarro *et al.*, 2010).

Si le polluant est un acide carboxylique, les ions Fe^{3+} forme des complexes stables qui présentent des bandes de transfert de charge ligand-métal dans le spectre UV-Vis. Ces complexes sont actifs en général, et sous irradiation UV, ils génèrent des ions Fe^{2+} (Litter, 2005; Navarro *et al.*, 2010)



PARTIE 2 : MATERIEL ET METHODES

2.1 Réactifs et solvants

L'ensemble des produits chimiques qui ont été utilisés au cours de cette étude est de qualité analytique. L'eau utilisée pour la préparation des solutions est de l'eau distillée, purifiée par un distillateur. Elle a été utilisée pour la préparation des solutions destinées à l'obtention des spectres visibles et à celle des solutions à irradier.

Tableau VIII: Réactifs utilisés lors de cette étude.

Produits	Fournisseur	Pureté (%)
Méthyle orange	Scharlau	100
FeCl ₃	Chem-Lab	99
H ₂ O ₂	PanReac AppliChem	33
H ₂ SO ₄	Fisher Chemical	>95
NaOH	Scharlau	50
Acétone	Scharlau	100

2.2 Matériel et dispositifs expérimentaux

2.2.1 Verrerie

La verrerie de laboratoire utilisée dans le cadre de la présente étude se compose de :

- Fioles jaugées de 25, 50, 250, 500 et 1000 mL;
- Bêchers de 500 mL;
- Pipettes graduées de 1 et 5 mL, de pipettes pasteurs et d'une micropipette ;
- Flacons ambrés de 100 mL;
- Gants de protection.

2.2.2 Appareillage

Les mesures de pH ont été effectuées avec le pH-mètre HANNA muni d'une électrode préalablement étalonnée. L'étalonnage de l'appareil a été effectué de façon journalière avec des tampons à pH 4 et pH 7.



Les **Figure 2** : pH-mètre HANNA mesures d'absorbance ont été effectuées avec un spectrophotomètre UV/Visible de marque AQUA LYTIC 800 (Belgique).



Figure 3: Spectrophotomètre (marque AQUA LYTIC 800 (AL 800))

L'étuve utilisée pour le séchage de la verrerie est de type MEMMERT, modèle NEO-TECH SA (Belgique).

Un agitateur magnétique de marque HANNA INSTRUMENTS (Allemagne) a été utilisé pour homogénéiser les solutions et une balance de modèle DENVER INSTRUMENT S-602 (Allemagne) a servi pour les pesés.

2.2.3 Réacteur photochimique

Les expériences d'irradiation ont été effectuées dans un box en bois dans lequel un réacteur de capacité 500 mL contenant la solution à irradier a été placé. Une lampe est placée horizontalement sur la paroi supérieure du box. Cette lampe a été allumée 30 minutes avant le début des tests. La solution a été homogénéisée à l'aide d'un agitateur magnétique. L'ensemble du dispositif est entouré d'un film plastique noir pendant l'expérience pour isoler le réacteur de la lumière (figure 3).

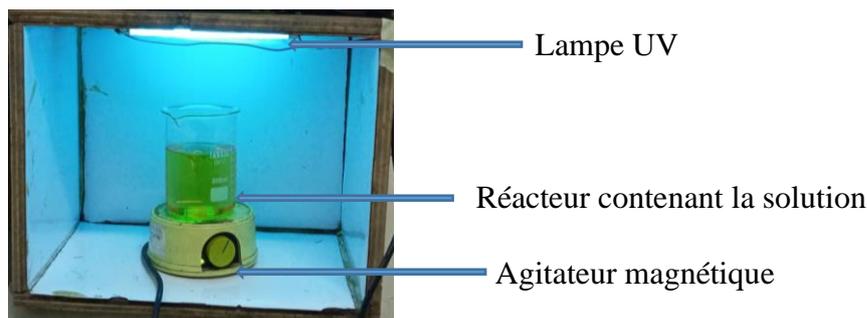


Figure 4 : Dispositifs expérimentaux

2.2.4 Sources lumineuses

Une source lumineuse est caractérisée par deux paramètres fondamentaux dont :

- la distribution spectrale de la lumière émise par cette source ;
- la puissance de cette source lumineuse.

Elle est d'une importance capitale dans le processus de dégradation par réacteur photochimique.

Pour cette étude, nous avons utilisé deux sources lumineuses :

2.2.4.1 Source lumineuse monochromatique $\lambda = 254 \text{ nm}$

Les irradiations monochromatiques ont été réalisées avec une lampe Vilbert et Lourmat T6C à vapeur de mercure basse pression, d'une puissance de 6 W. La lampe a été allumée 30 minutes avant sa mise en contact avec le réacteur, afin que la propagation du mercure soit uniforme dans la lampe.

2.2.4.2 Source lumineuse polychromatique $\lambda > 285 \text{ nm}$

Une lampe à vapeur de mercure moyenne pression Vilbert et Lourmat T6M d'une puissance de 6 W a été utilisée. L'émission de cette source peut être rapprochée de la lumière solaire reçue à la surface de la terre.

2.3 METHODES

2.3.1 Préparation des solutions

2.3.1.1 Solutions d'acide et de base

Pour l'ajustement du pH, des solutions acide et basique ont été utilisées. La solution utilisée pour acidifier les milieux réactionnels est une solution d'acide sulfurique à 1 N préparée par dilution d'une solution concentrée H_2SO_4 . Une solution d'hydroxyde de soude à 1 N a été réalisée par dilution d'une solution concentrée de NaOH dans de l'eau distillée pour rendre basique les échantillons en cas de besoin.

2.3.1.2 Milieu réactionnel

L'eau utilisée pour préparer les différents milieux réactionnels et les solutions mères de fer (II) (à l'exception des solutions de peroxydes d'hydrogène) est de l'eau préalablement acidifiée par ajout d'acide sulfurique à 1 N sous agitation jusqu'à pH 3 (le pH étant déterminé avec un pH-mètre). Les différentes solutions ont été préparées dans des fioles jaugées (100 mL) puis transvasées dans des flacons de 100 mL.

2.3.1.3 Réactif de fenton

La solution mère de fer ferrique a été préparée par dissolution de 135 mg.L^{-1} du chlorure de fer (III) ($FeCl_3$), dans une fiole jaugée de 500 mL contenant de l'eau distillée. Le pH de la solution était de 3 pour éviter l'hydrolyse des ions ferriques ou ferreux (ces derniers pouvant être présents sous forme de traces) qui se produit au-dessus de pH 3,5 et 7 respectivement. Puis elle a été transvasée dans des flacons (100 mL) et stockée à température ambiante.

La solution mère de peroxyde d'hydrogène a été préparée dans une fiole jaugée ambrée ; (100 mL) par dilution d'un volume approprié de H_2O_2 à 33% dans de l'eau distillée non acidifiée, puis transvasée dans un flacon ambré (100 mL). Il est nécessaire d'utiliser des récipients ambrés car le peroxyde d'hydrogène se décompose rapidement sous l'action de la lumière. Les solutions diluées de peroxyde d'hydrogène étant instables, la solution a été préparée juste avant son utilisation pour la réaction de Fenton (la durée de stockage est inférieure à 10 min) (Flotron, 2004).

2.3.1.4 Solution mère du méthyle orange

La solution mère du méthyle orange a été préparée par dilution de 0,818 mL d'une solution de méthyle orange de 2 g.L⁻¹ dans une fiole de 500 mL contenant de l'eau distillée. La concentration ainsi obtenue était de 3 mg.L⁻¹.

2.3.2 Technique analytique

Pour suivre l'évolution de la concentration du méthyle orange dans le temps, nous avons utilisé la spectrophotométrie visible.

2.3.3 Spectrophotométrie visible

L'analyse spectrophotométrie est basée sur l'absorption des radiations lumineuses par la matière dans la plage spectrale de l'UV-Visible. La détermination de l'absorbance est effectuée par dosage spectrophotométrique dans le domaine visible, en se basant sur la loi de Beer-Lambert :

$$A = \text{Log} (I_0/I) = \varepsilon.L.C = DO$$

Avec:

A= Absorbance (sans unité), I₀= Intensité du faisceau lumineux monochromatique incident (A), I= intensité du faisceau lumineux émergent (A), ε= Coefficient d'extinction molaire (L.mol⁻¹·cm⁻¹), L= Epaisseur de la cellule optique (cm), C= Concentration du soluté (mol.L⁻¹) et DO= Densité optique.

2.3.4 Protocole expérimental

2.3.4.1 Spectre d'absorption du méthyle orange

Le spectre d'absorption est une plage de longueur d'onde sur laquelle la molécule (MO) est capable d'absorber tous les rayonnements lumineux avec un maximum d'absorption.

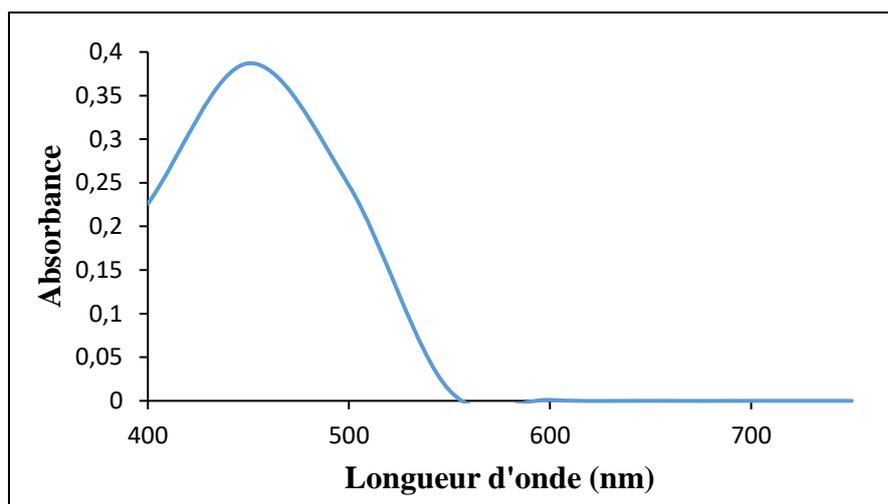


Figure 5 : Spectre d'absorption du méthyle orange.

Il a été obtenu en faisant varier la longueur d'onde de 400 à 750 nm à la solution de méthyle orange. Le pic maximal d'absorption est apparu à environ 465 nm.

2.3.4.2 Courbe d'étalonnage de la solution du méthyle orange

La courbe d'étalonnage permet de déterminer la concentration d'une solution à partir de la mesure de l'absorbance de solutions de concentrations connues.

La courbe d'étalonnage du méthyle orange a été obtenue à des concentrations comprise entre (0 - 35 μM) au spectrophotomètre. Elle vérifie la loi de Beer-Lambert (figure 6).

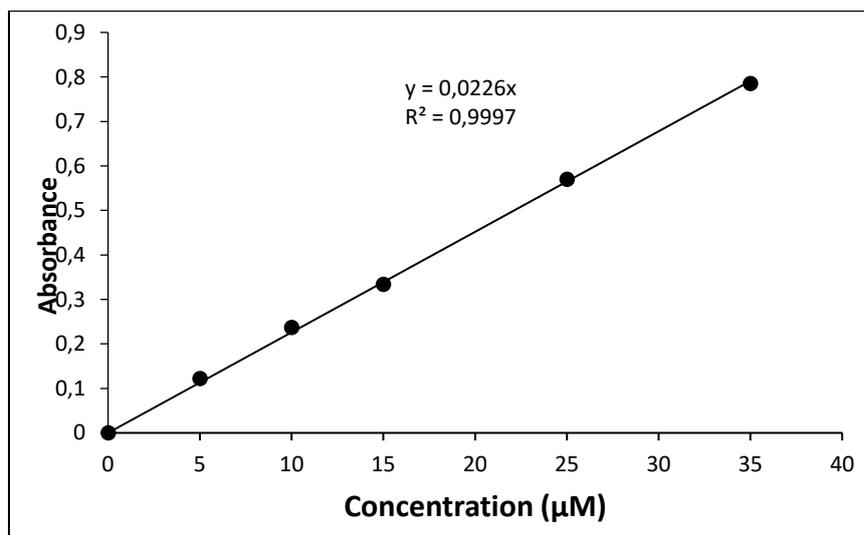


Figure 6 : Courbe d'etalonnage du méthyle orange

2.3.4.3 Dégradation du colorant méthyle orange par photolyse directe.

- **Lampe UV monochromatique de longueur d'onde $\lambda = 254$ nm polychromatique de longueur d'onde $\lambda > 285$ nm**

Les expériences avec la lampe monochromatique et polychromatique ont été réalisées en utilisant un bécher de 500 mL dans lequel on a mis la solution de méthyle orange de concentration 10 μ M à température ambiante. Une gamme de prélèvement a été effectuée par intervalle de temps donné pendant 5 heures soit 300 minutes.

2.3.4.4 Etude de la dégradation du méthyle orange par photolyse indirecte (photo-Fenton).

- **Etude de l'influence du rapport $R = [H_2O_2]/[Fe^{3+}]$ sur la dégradation du méthyle orange.**

L'influence du rapport $[H_2O_2]/[Fe^{3+}]$ sur la dégradation du méthyle orange a été effectuée en fixant la concentration du fer à 0,5 mM et à pH 3. Les valeurs du rapport étaient respectivement (10, 15 et 28) et la concentration du colorant était 10 μ M. Les échantillons ont été prélevés par intervalle de temps durant 5 heures pour la lecture au spectrophotomètre.

- **Etude de l'influence de la concentration des ions Fe^{3+} sur la dégradation du méthyle orange.**

Pour voir cet aspect, différentes concentrations des ions Fe^{3+} à savoir 0,3 mM, 0,5 mM et 1 mM ont été utilisées en fixant le rapport.

- **Etude de l'influence de la concentration initiale du méthyle orange.**

Afin de déterminer l'influence de la concentration initiale du colorant, différentes concentrations (7 μ M, 10 μ M et 15 μ M) de méthyle orange ont été utilisées dans les conditions optimales aux précédents. Des prélèvements ont été effectués par intervalle de temps réguliers puis analysés au spectrophotomètre.

PARTIE III :
RESULTATS ET DISCUSSION

3.1 RESULTATS

3.1.1 Cinétique de la photolyse directe du méthyle orange

3.1.1.1 Cinétique de la photolyse directe du méthyle orange sous lampe UV monochromatique

La figure 6 présente la cinétique de dégradation du méthyle orange sous irradiation UV monochromatique ($\lambda = 254 \text{ nm}$). Cette étude a été effectuée dans un réacteur de 500 mL contenant la solution à irradier de concentration $10\mu\text{M}$. Après 5 heures (300 minutes) sous irradiation, le taux de dégradation était de 33,55 %.

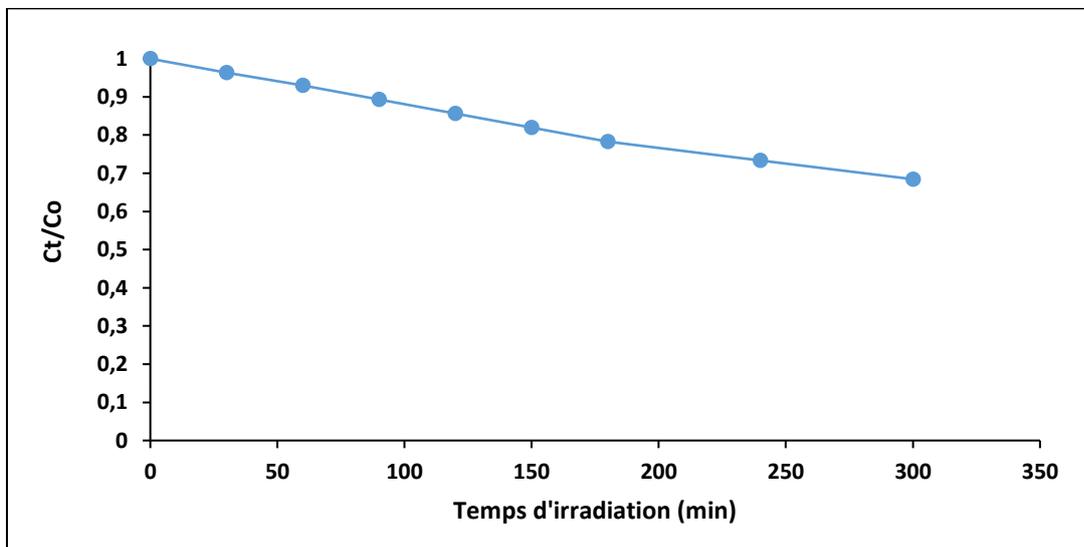


Figure 7 : Cinétique de la dégradation du méthyle orange sous irradiation monochromatique ($\lambda = 254 \text{ nm}$)

3.1.1.2 Cinétique de la photolyse directe du méthyle orange sous lampe UV polychromatique

Le même processus a été observé avec la lampe polychromatique ($\lambda > 285 \text{ nm}$) (figure 8). Et le taux de dégradation après 5 heures d'irradiation a été de 20,08 %.

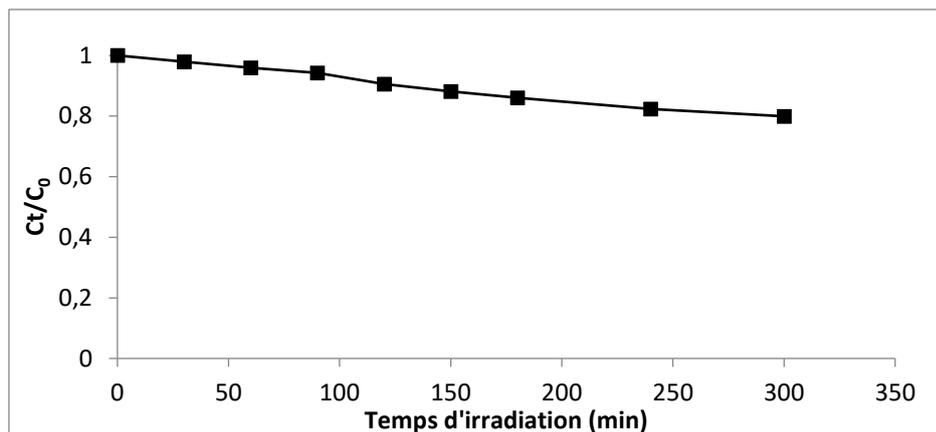


Figure 8 : Cinétique de la photolyse directe du méthyle orange sous lampe UV polychromatique ($\lambda > 285$ nm)

3.1.1.3 Etude comparative des cinétiques de la photolyse directe

La figure 9 présente les cinétiques de dégradation sous la lampe monochromatique ($\lambda = 254$ nm) et sous la lampe polychromatique ($\lambda > 285$ nm) du colorant.

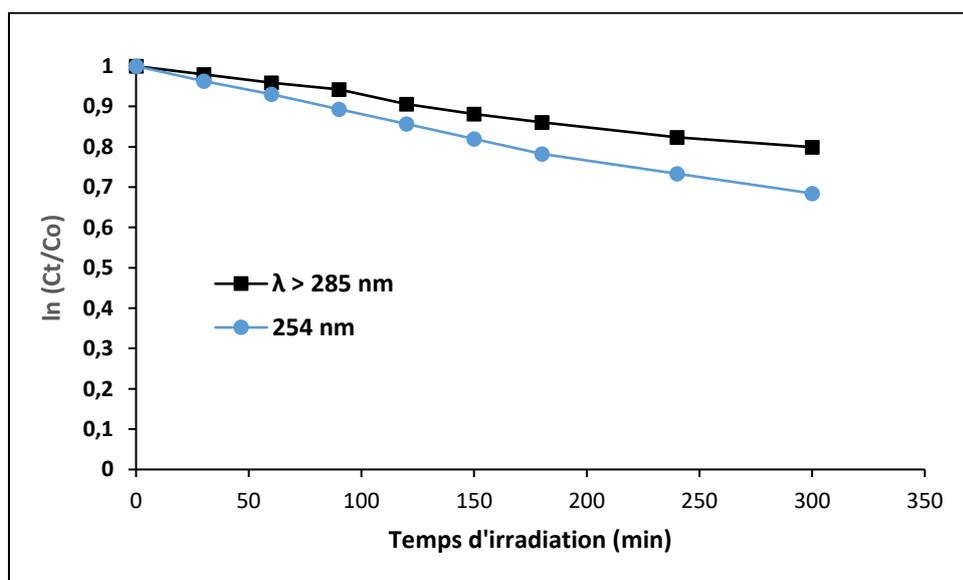


Figure 9 : Cinétique de la photolyse directe du méthyle orange à $\lambda = 254$ nm et à $\lambda > 285$ nm

Il ressort de cette comparaison que le colorant se dégrade difficilement, aussi bien sous la lampe monochromatique ($\lambda = 254$ nm) que sous la lampe polychromatique ($\lambda > 285$ nm). Toutefois, la dégradation est plus élevée avec la lampe monochromatique ($\lambda = 254$ nm). Les pourcentages de dégradation sont 33,55 % pour $\lambda = 254$ nm et 20,08 % pour $\lambda > 285$ nm.

3.1.2 Cinétique de dégradation par photo Fenton

3.1.2.1 Influence du rapport $R = [H_2O_2]/[Fe^{3+}]$ sur la dégradation du méthyle orange

Pour déterminer la concentration optimale de H_2O_2 sur la dégradation du méthyle orange, nous avons fait varier la concentration de H_2O_2 et celle du Fe^{3+} a été maintenue constante ($5 \mu M$) de sorte à avoir les rapports suivant 10, 15 et 28. L'irradiation a été effectuée sous lampe monochromatique ($\lambda=254 \text{ nm}$) à pH 3. La figure 10 présente les résultats obtenus.

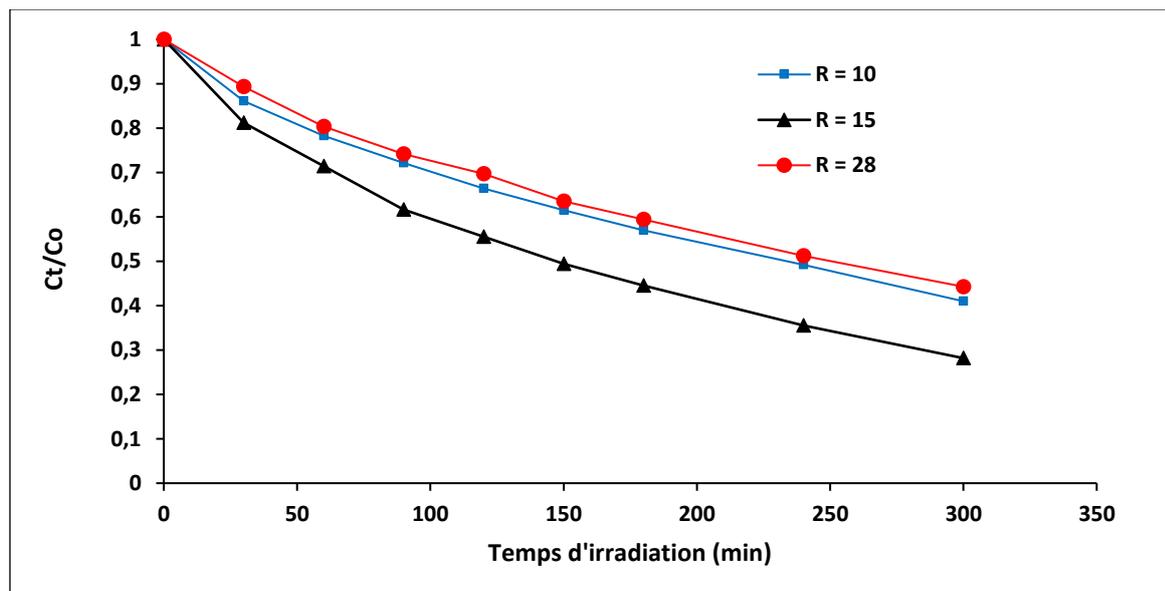


Figure 10 : Influence du rapport $[H_2O_2]/[Fe^{3+}]$

Nous notons de la figure 10 que la vitesse de dégradation du méthyle orange augmente avec la concentration en peroxyde d'hydrogène jusqu'à une concentration optimale de $7,5 \mu M$ avec un taux de dégradation de 71,83%. Au-delà de cette valeur optimale, la vitesse diminue.

La représentation de $\ln(C_t/C_0)$ en fonction du temps d'irradiation, est bien linéaire.

On peut déduire que le processus de dégradation du méthyle orange par le procédé photo Fenton peut être représenté par des modèles cinétiques du pseudo ordre 1 (figure 11).

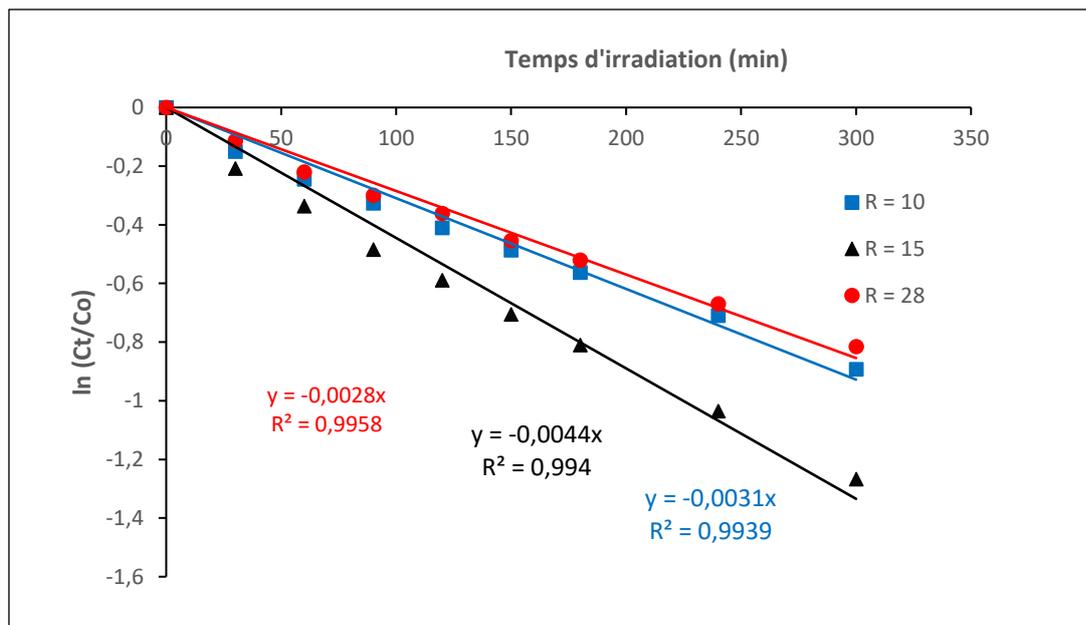


Figure 11 : Représentation semi-logarithmique de la cinétique de dégradation

Les différentes constantes cinétiques, les taux de dégradation et les temps de demi-vie sont présentés dans le tableau IX.

Tableau IX : Constante de vitesse et temps de demie vie pour différents rapports $[H_2O_2]/[Fe^{3+}]$

R	Pourcentage de dégradation %	Coefficient de corrélation R ²	Constante cinétique apparente K _{app} (min ⁻¹)	t _{1/2} (min)
10	59,01	0,9782	0,0031	223,5958
15	71,83	0,9786	0,0044	157,5334
28	55,73	0,9858	0,0028	247,5525

3.1.2.2 Influence de la concentration des ions Fe³⁺ sur la dégradation du méthyle orange

L'effet de la concentration du fer sur la dégradation du colorant a été effectué en fixant le rapport $R = [H_2O_2]/[Fe^{3+}]$ à 15 et faisant varier la concentration des ions ferriques (0,3; 0,5 et 1mM).

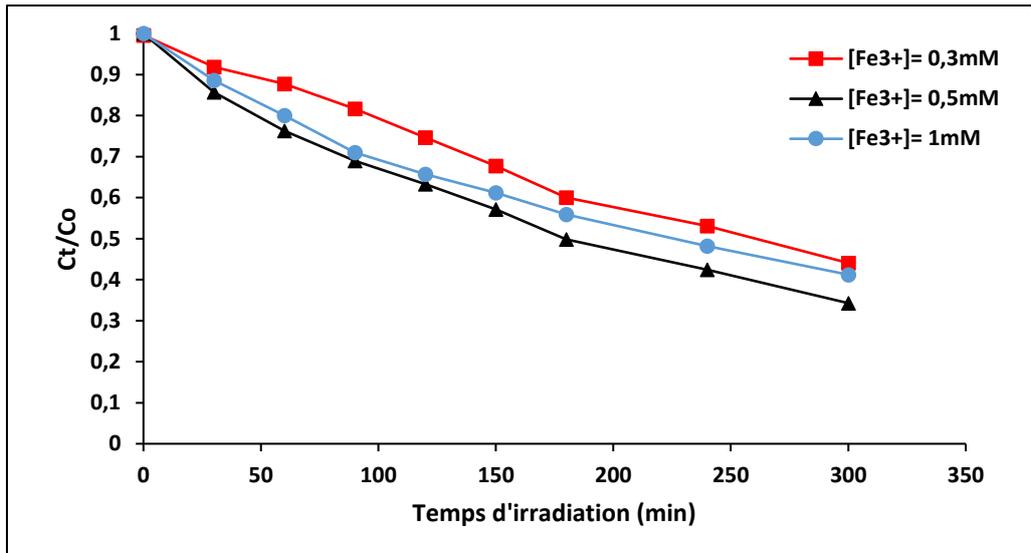


Figure 12 : Influence de la concentration initiale des ions Fe^{3+} , $\lambda = 254 \text{ nm}$; $[MO] = 10 \mu\text{M}$; $\text{pH} = 3$

L'augmentation de la concentration de Fe^{3+} a un effet favorable sur la dégradation du colorant. Cet effet est valable jusqu'à l'obtention de la concentration optimale, qui est ici 0,5 mM. A cette concentration, on a un taux de dégradation de 71,83% après 5 heures sous UV monochromatique.

La figure 13 exprime la variation de $\ln(C_t/C_0)$ en fonction du temps d'irradiation. Elle est bien linéaire avec des coefficients de corrélations supérieurs à 0,99. On déduit que le processus de dégradation du colorant méthyle orange par procédé photo Fenton peut être représenté par des modèles cinétiques du pseudo ordre 1.

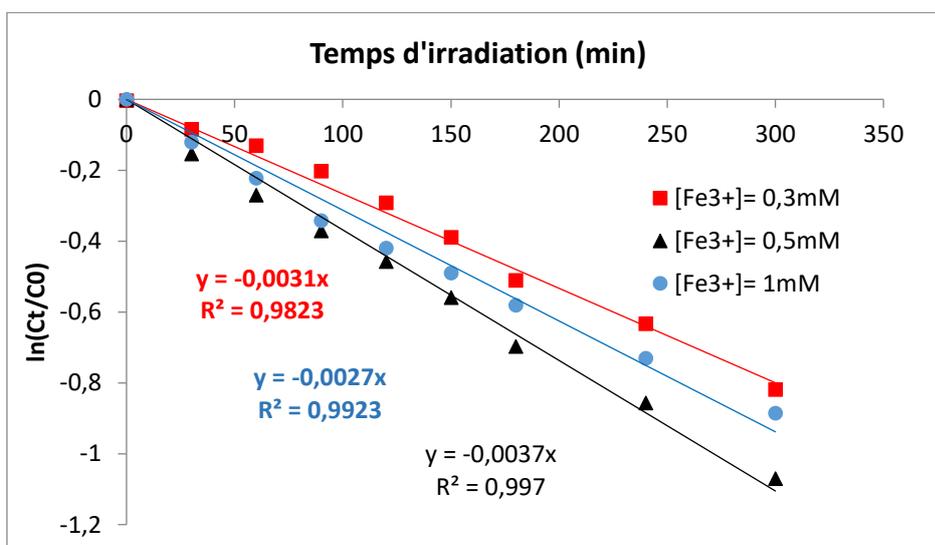


Figure 13 : Représentation semi-logarithmique de la cinétique de dégradation

Les constantes cinétiques apparentes, les coefficients de corrélation (R^2), et les temps de demi-vie sont récapitulés dans le tableau X.

Tableau X : Constantes de vitesse et temps de demi-vie pour différentes concentrations de l'ion ferrique

[Fe ³⁺] (mM)	Pourcentage de dégradation (%)	Coefficient de corrélation R ²	Constante cinétique apparente k _{app} (min ⁻¹)	t _{1/2} (min)
0,3	55,91	0,9923	0,0027	256,7211
0,5	71,83	0,99	0,0037	187,3370
1	58,77	0,9823	0,0031	223,5958

3.1.2.3 Influence de la concentration initiale du méthyle orange

L'étude de l'influence de la concentration initiale du méthyle orange sur l'efficacité du procédé a été effectuée à des concentrations initiales en colorants (7 μM, 10 μM et 15 μM). Les autres paramètres influençant le procédé (peroxyde d'hydrogène et fer) ont été fixés à leurs valeurs optimales. La figure 14 nous montre l'évolution de la dégradation sous la lampe monochromatique $\lambda = 254$ nm.

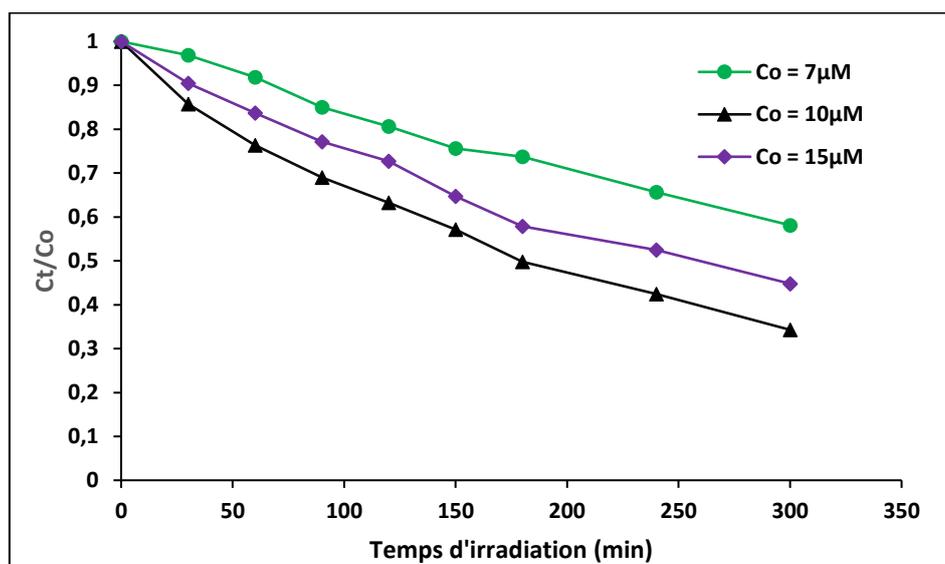


Figure 14 : Influence de la concentration initiale du colorant

Il ressort de cette figure que la vitesse de dégradation augmente avec la concentration initiale en colorant jusqu'à la valeur optimale. Au-delà de cette valeur optimale (10 μM) la vitesse de dégradation diminue.

La figure 15 exprime la variation de $\ln(C_t/C_0)$ en fonction du temps d'irradiation. Elle est aussi bien linéaire avec des coefficients de corrélation supérieurs à 0,99. On déduit que le processus de dégradation du colorant méthyle orange par procédé photo Fenton peut être représenté par des modèles cinétiques du pseudo ordre 1.

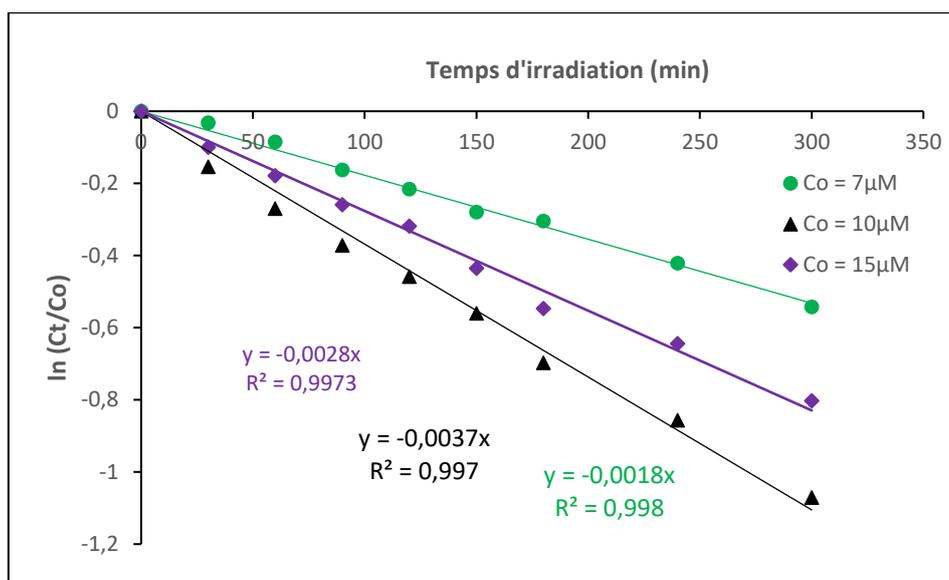


Figure 15 : Représentation semi-logarithmique de la cinétique de dégradation.

Les constantes cinétiques apparentes, les coefficients de corrélation (R^2), et les temps de demi-vie sont consignés dans le tableau XI.

Tableau XI : Constante de vitesse et temps de demi-vie pour différentes concentrations initiales

[Méthyle. Orange] initiale (μM)	Pourcentage de dégradation %	R^2	k_{app} (min^{-1})	$t_{1/2}$ (min)
7	41,87	0,9943	0,0018	385,0817
10	71,83	0,99	0,0037	187,3370
15	51,19	0,9916	0,0028	247,5525

3.2 DISCUSSION

L'étude de la cinétique de la photolyse directe du méthyle orange sous la lampe monochromatique ($\lambda = 254$ nm) après 5 heures, a montré un taux de dégradation de 33,55% contre un taux de dégradation de 20,08% pour la lampe polychromatique ($\lambda > 285$ nm). De ces résultats, nous notons que la molécule se dégrade difficilement aussi bien sous la lampe polychromatique que sous la lampe monochromatique. Toutefois, la dégradation sous la lampe monochromatique est plus rapide. Ces résultats sont conformes à ceux de Diarra *et al.* (2019). En effet, selon ces auteurs, la différence de dégradation sous les deux lampes est due au flux photonique incident émis par la source monochromatique, qui est plus énergétique que celui émis par la lampe polychromatique ($\lambda > 285$ nm).

Compte tenu de la dégradation difficile de la molécule par photolyse directe, nous avons utilisé des catalyseurs, le couplage $\text{H}_2\text{O}_2/\text{Fe}^{3+}$ pour améliorer l'efficacité de la photolyse du méthyle orange. Ainsi, l'étude de la cinétique de dégradation de ce colorant par photo-Fenton, a été faite suivant différents paramètres influençant le procédé.

Par ailleurs, l'influence du rapport $R = [\text{H}_2\text{O}_2]/[\text{Fe}^{3+}]$ sur la dégradation du méthyle orange a été également évaluée. Il ressort que l'accroissement de la concentration initiale en H_2O_2 permet d'augmenter l'efficacité du procédé jusqu'à une concentration optimale de $7,5 \mu\text{M}$ avec un taux de dégradation de 71,83%. Au-delà de cette concentration optimale, la vitesse de dégradation diminue. Ces résultats sont en accord à ceux de Dutta *et al.* (2001) qui ont mis en exergue l'existence d'une concentration optimale de H_2O_2 . Ils ont montré que lorsque la concentration de H_2O_2 était plus faible que la valeur optimale, les radicaux hydroxyles formés OH^* attaquaient de préférence le noyau benzénique du polluant organique dans les eaux usées. Par contre, lorsque le H_2O_2 était en excès, ils se mettaient en concurrence avec le substrat en se combinant aux radicaux hydroxyles pour produire du HO^\cdot radical moins puissant que OH^* . Ce radical moins puissant est responsable du ralentissement de la réaction et de la baisse du taux de dégradation. Par ailleurs, les résultats de Bouabibsa, (2015) sur la dégradation de la rhodamine 6 G (R6G) par procédé de fenton et photo-fenton, ont montré que l'augmentation graduelle de la concentration du peroxyde d'hydrogène engendre une quantité plus élevée de radicaux hydroxyles nécessaires à l'oxydation de la matière. Par contre l'augmentation excessive de la concentration de H_2O_2 a un effet négatif sur le taux de dégradation. Ces résultats ont été également observés par Boukrika *et al.* (2019) et ils ont abouti aux mêmes résultats lors

de leur l'étude sur la dégradation des colorants organiques par les procédés d'oxydation avancée en système homogène et hétérogène.

En outre, l'influence de la concentration des ions ferriques sur la dégradation du colorant a été étudiée en fixant le rapport $R=[H_2O_2]/[Fe^{3+}]$ à 15 et en faisant varier la concentration des ions ferriques. Les résultats obtenus stipulent que l'augmentation des ions ferriques est favorable jusqu'à la concentration optimale de Fe^{3+} (0,5mM). A cette concentration le taux de dégradation du polluant a été de 71,83% après 5 heures. Au-delà de cette concentration optimale (0,5mM), le taux de dégradation diminue. Cette augmentation de concentration des ions ferriques augmente la vitesse de dégradation du polluant et de décomposition de H_2O_2 en radicaux hydroxyles (Hammami, 2008). Par ailleurs, nos résultats sont confirmés par ceux des travaux d'Issa (2015). Aussi, a-t-il montré qu'une augmentation de la concentration en ions ferriques (Fe^{3+}) entraîne une augmentation de la vitesse de dégradation du polluant et de la décomposition d' H_2O_2 en radicaux OH^* . Cependant, cet effet n'est observable que pour les faibles doses en ions ferriques.

Enfin, l'étude de l'influence de la concentration initiale du colorant a été faite en fixant les valeurs optimales des paramètres à savoir la concentration du Fe^{3+} et du peroxyde d'hydrogène. Elles étaient de 0,5mM pour $[Fe^{3+}]$ et 7,5 mM pour $[H_2O_2]$ avec un pH 3. Nous avons donc utilisé ces valeurs optimums pour effectuer la dégradation du méthyle orange en suivant au cours du traitement l'évolution de la concentration initiale de ce colorant sous la lampe monochromatique. Les résultats ont montré que lorsque la concentration initiale du méthyle orange augmente, l'efficacité du procédé augmente et atteint une valeur optimale (10 μ M). Au-delà de cette valeur optimale l'efficacité du procédé fenton diminue dans les conditions optimales de dégradation, après 300min de traitement du colorant méthyle orange.

En effet à des fortes concentrations de colorant la lumière UV n'arrive pas à bien pénétrer dans la solution d'où l'inefficacité du procédé. Ces résultats sont similaires à ceux d'Alaounia, (2009). Selon cet auteur, la diminution du taux de dégradation au fur et à mesure que la concentration initiale augmente est due à la formation croissante d'un écran par le méthyle orange, rendant quasiment difficile la pénétration de la lumière dans la solution.

CONCLUSION ET PERSPECTIVES

L'objectif de ce travail a été la dégradation par voie photochimique du méthyle orange en solution aqueuse.

Pour cela, nous avons effectué la photolyse directe sous la lampe monochromatique et sous la lampe polychromatique. Il ressort de cette étude que le méthyle orange se dégrade difficilement par photolyse directe autant sous la lampe monochromatique ($\lambda = 254$ nm) que sous la lampe polychromatique ($\lambda > 285$ nm) avec les taux de dégradation respectifs de 33,55% et 20,08%.

Par ailleurs, pour améliorer l'efficacité de la photolyse du méthyle orange, l'étude de la cinétique de dégradation de ce colorant par photo-Fenton, a été faite suivant différents paramètres pouvant influencer le procédé photo-Fenton.

Ainsi, l'influence du rapport $R = [H_2O_2]/[Fe^{3+}]$ sur la dégradation du méthyle orange a montré que l'augmentation du peroxyde d'hydrogène jusqu'à une valeur optimale de $7,5 \mu M$, augmente l'efficacité du procédé tout en favorisant la production de radicaux hydroxyle qui sont à la base d'une bonne dégradation. Au-delà de cette concentration optimale le taux de dégradation diminue.

Quant à l'influence de la concentration de l'ion ferrique, les expérimentations nous ont permis d'obtenir une valeur optimale de $0,5$ mM de Fe^{3+} .

Enfin, l'étude de l'influence de la concentration initiale du méthyle orange a permis d'obtenir un taux de dégradation de 71,83% en 5 heures d'irradiation sous lampe monochromatique pour une concentration optimale de $10 \mu M$.

Cette étude ouvre la voie vers d'autres recherches au niveau de la photodégradation du colorant méthyle orange à savoir:

- ❖ l'emploi d'autres procédés d'oxydation avancée ;
- ❖ l'étude du couplage photolyse/ adsorption par les billes d'argiles ;
- ❖ l'étude de l'identification et de la toxicité des produits de dégradation.

RÉFÉRENCES

- Alaounia N. (2009). Dégradation photocatalytique de polluant organique (Méthyle orange, Pentachlorophénol et acide benzoïque) en présence du dioxyde de titane nanocristallin élaboré par la méthode sol-gel. Thèse de Doctorat, Université Badji Mokhtar-Annaba, Algérie, 101 p.
- Aliouche S. (2007). Etude de l'élimination d'un colorant par différentes méthodes photochimiques en milieu aqueux. Thèse de Magistère, Université Frères Mentouri Constantine 1. (Constantine, Algérie), 128 p.
- Beltran F.J., Aguinaco A., García-Araya J.F. & Oropesa A. (2008). Ozone and photocatalytic processes to remove the antibiotic sulfamethoxazole from water. *Water Research*, 42(14) : 3799-3808.
- Benaissa A. (2012). Etude de la faisabilité d'élimination de certains colorants textiles par certains matériaux déchets d'origine naturelle. Thèse de Master en Chimie, Université Abou Bakr Balkaid. (Tlemcen, Algérie), 65 p.
- Bossmann S.H., Oliveros E., Gob S., Dahlen E.P., Payawan Jr.L.P., Strawb M., Worner M. & Braun A.M. (1998). New evidence against hydroxyl radicals as reactive intermediates in: The thermal and photochemically enhanced Fenton reactions. *Journal of Physical Chemistry*, 102: 5542-5550.
- Bouabibsa N. (2015). Etude de la dégradation de la rhodamine 6 G par les procédés Fenton et photo-Fenton en milieu homogène et hétérogène : Influence de la nature du catalyseur et de la présence du zinc. Mémoire Master, Université de Bilda 1, Algérie, 85 p.
- Boucherit N. (2016). Traitement des colorants textiles par procédés couplage : fenton-enzyme. Thèse de Doctorat. Université frère Mouloud Mammeri Tizi Ouzou, (Tizi-Ouzou, Algérie), 138 p.
- Boukrika H. & Khelfallah A. (2019). Dégradation des colorants organiques par les procédés d'oxydation avancée en système homogène et hétérogène. Mémoire de Master en génie des procédés, Université Mohammed Seddik Benyahia-Jijel, (Jijel, Algérie), 46 p.

- Bousnoubra I. (2010). Etude comparative de la photodégradation du vert de méthyle par divers procédés photochimiques en milieu aqueux. Mémoire de Master en chimie, Université Mentouri-Constantine, (Constantine, Algérie), 108 p.
- Chebli D. (2018). Traitement des eaux usées industrielles: Dégradation des colorants azoïques par un procédé intégré couplant un procédé d'oxydation avancée et un traitement biologique. Thèse de Doctorat en Sciences. Université Ferhat Abbas Sétif 1. (Sétif, Algérie), 210 p.
- Dalogo K.A.P. (2015). Pollution du District d'Abidjan par les effluents de teinture artisanale : caractérisation et décontamination des eaux contenant les colorants par procédés d'adsorption et d'oxydation avancée. Thèse de Doctorat, Université Nangui Abrogoua, (Abidjan, Côte d'Ivoire), 190 p.
- Devi L.G., Kumar S.G., Anantha R.K.S. & Eraiah R.K. (2010). Photo-Fenton and photo-Fenton-like processes for the degradation of methyl orange in aqueous medium: Influence of oxidation states of iron. *Chemical Papers*, 64(3) : 378-385.
- Diarra M., Kouadio D.L., Dongui K.B., Akessé D.P.V., Kouassi Y.J., Soro D.B., Koné M., Kouassi N.A., Dembélé A. & Traoré K.S. (2019). Etude cinétique de la photodégradation du colorant « Read 6 » en solution aqueuse. *International Journal of Advanced Research*, 7(9) : 124-130.
- Dibi K. (2016). Elimination de l'orange de méthyle dans l'eau par adsorption sur charbon actif préparé à partir de graine de palmiste. Mémoire Master, Université Nangui Abrogoua, (Abidjan, Côte d'Ivoire), 55 p.
- Dirany A. (2010). Études cinétique et mécanistique d'oxydation/minéralisation des antibiotiques sulfamethoxazole (SMX), amoxicilline (AMX) et sulfachloropyridazine (SPC) en milieux aqueux par procédés électrochimiques d'oxydation avancée: mesure et suivi d'évolution de la toxicité lors du traitement. Thèse de Doctorat. Institut des Sciences et Technologie Paris Tech. (Paris, France), 196 p.
- Dutta K., Mukhopadhyay S., Bhattacharjee S. & Chaudhuri B. (2001). Chemical oxidation of methylene blue using a Fenton-like reaction. *Journal of Hazardous Materials*, 84 : 57-71.

- Flotron V. (2004). La réaction de Fenton comme procédé de réhabilitation dans le traitement des eaux : Application à la dégradation des hydrocarbures aromatiques polycyclique dans les eaux et les boues résiduaires. Thèse de Doctorat, Institut National Agronomique Paris-Grignon (Paris, France), 354 p.
- Fujishima A. & Honda K. (1997). Electrochemical photolysis of water at a semiconductor electrode. *Nature*, 238: 37-38.
- Glaze W.H., Kang J.-W. & Chapin D.H. (1987). The chemistry of Water Treatment Processes Involving Ozone, Hydrogen Peroxide and Ultraviolet Radiation. *Ozone : Science & Engineering*, 9(4) : 335-352.
- Haddou M. (2010). Dégradation de dérivés de l'acide benzoïque par les procédés d'oxydation avancée en phase homogène et hétérogène: procédés Fenton, photo-Fenton et photocatalyse. Thèse de Doctorat. Université Toulouse III-Paul Sabatier. (Toulouse, Paris), 196 p.
- Hamici F. (2015). Etude de la photodégradation d'un colorant textile en présence de rayonnements solaire et artificiel. Mémoire de Master, Université Ahmed Draia-Adrar, Algérie, 60 p.
- Hammami S. (2008). Etude de la dégradation des colorants de textile par les procédés d'oxydation avancée. Application à la dépollution des rejets industriels. Thèse de Doctorat. Université Paris-Est et Tunis El Manar, (Tunis, Tunisie) 208 p.
- Hasanpour M. & Hatami M. (2020). Photocatalytic performance of aerosols for organic dyes removal from wastewaters. *Journal of Molecular Liquids*, 309: 113094.
- Herrmann J.M. (1999). Heterogeneous photocatalysis: fundamentals and applications to the removal of various types of aqueous pollutants. *Catalysis Today*, 53 : 115-129.
- Issa H.H. (2015). Reactivity of cerium based-catalysts for catalytic oxidation of textile dye in Fenton/photo-Fenton process. Thèse de Doctorat, Université de Lorraine, (Nancy, France), 281 p.

- Koffi B.N.S. (2015). Dégradation d'un colorant type d'effluents industries textiles par procédé Fenton hétérogène en utilisant la latérite: Cas du bleu de méthylène. Mémoire Master, Institut International d'Ingénierie de l'Eau et de l'Environnement. (Ouagadougou, Burkina Faso), 48 p.
- Koné B., Cissé G., Houenou P.V., Obrist B., Wyss K., Odermatt P. & Tanner M. (2006). Vulnérabilité et résilience des populations riveraines liées à la pollution des eaux lagunaires de la métropole d'Abidjan, *Vertigo-Revue électronique en sciences de l'environnement* (Abidjan, Cote d'Ivoire).
- Larbi F. (2008). Contribution à la décoloration des eaux résiduaires textiles par des argiles naturelles. Mémoire de Magister, Université d'Oran ES-SENIA, Algérie, 112 p.
- Litter M.I. (2005). Introduction to photochemical advanced oxidation processes for water treatment. In *Environmental photochemistry part II*, springer : 325-336.
- Lucas M.S. & Peres J.A. (2006). Decolorization of the azo dye reactive Black 5 by Fenton and photo-Fenton oxidation. *Dyes and pigments*, 71(3): 236-244.
- Merouani D.R. (2011). Traitement de colorants azoïque et anthraquinonique par procédés d'oxydation avancée (POA). Thèse de Doctorat, Université des sciences et technologies de Lille et Université Abdelhamid Ibn Badis de Mostaganem, (Mostaganem, Algérie), 175 p.
- Naidja L. (2010). Elimination du colorant orange II en solution aqueuse, par voie photochimique et par absorption. Mémoire de Master. Université Mentouri de Constantine, (Constantine, Algérie) ,122p.
- Navarro R.R., Ichikawa H. & Tatsumi K. (2010). Ferrite formation from photo-Fenton treated wastewater. *Chemosphere*, 80(4): 404-409.
- Nicole I., De Laat J., Dore M., Duguet J.P. & Bonnel C. (1990). Use of UV radiation in Water treatment: Measurement of photonic flux by hydrogen peroxide actinometrical. *Water Research*, 24 : 157-168.

- Sangaré D. (2009). Impact du rejet des eaux usées industrielles sur l'environnement à Abidjan. Mémoire de DEA, option Géoscience et Environnement, Université Abobo-Adjamé, (Abidjan, Cote d'Ivoire), 72 p.
- Sauleda R. & Brillas E. (2001). Mineralization of aniline and 4-chlorophenol in acidic solution by ozonation with Fe^{2+} and UVA light. *Catalysis B: Environmental*, 29: 135-145.
- Sievers M. (2011). Advanced oxidation processes, in Treatise on Water Science. *Elsevier*, 377-408.
- Simon J.C., Dauby B., Nonet S. (2008). Evaluation de l'efficacité de l'oxydation avancée par photocatalyse hétérogène UV/TiO₂ sur un effluent industriel contaminé par des composés organiques non biodégradables (colorants). *Revue scientifique des Instituts Supérieurs Industriels Libre Francophone*, 22 : 25.
- Tafer R. (2007). Photodégradation directe et induite de micropolluants organiques (cas d'un colorant azoïque). Magister en Chimie. Université Frères Mentouri Constantine 1. (Constantine, Algérie), 129 p.
- Trabelsi H. (2014). Etude de la biodégradabilité et de la toxicité des colorants par ozonation et photocatalyse. Thèse de Doctorat en Chimie, Université de Monastir, (Monastir, Tunisie), 143 p.
- Zaviska F., Drogui P., Mercier G. & Blais J.-F. (2009). Procédés d'oxydation avancée dans le traitement des eaux et des effluents industriels : Application à la dégradation des polluants réfractaires. *Revue des sciences de l'eau/ journal of Water science*, 22(4) : 535-564.

Résumé

La présente étude a pour objectif d'étudier la cinétique de dégradation du méthyle orange en solution aqueuse. Les concentrations résiduelles du composé ont été déterminées par spectrophotométrie UV-visible. La photolyse directe du colorant méthyle orange a été effectuée à une concentration de 10 μM et à pH 3 sous la lampe monochromatique ($\lambda = 254 \text{ nm}$) et sous la lampe polychromatique ($\lambda > 285 \text{ nm}$). Cette expérience a montré que les sources lumineuses influencent légèrement la dégradation de la molécule, avec des taux de dégradation de 20,08% pour $\lambda > 285 \text{ nm}$ et 33,55% pour $\lambda = 254 \text{ nm}$ au bout de 300 minutes. L'influence de certains paramètres tels que les concentrations du peroxyde d'hydrogène, des ions ferriques et de la concentration initiale sous lampe monochromatique ($\lambda = 254 \text{ nm}$), ont permis d'avoir les concentrations optimales en peroxyde d'hydrogène (7,5 mM) et en ions ferriques (0,5 mM). L'étude de l'influence de la concentration initiale du méthyle orange a permis d'obtenir un taux de dégradation de 71,83% en 5 heures d'irradiation sous lampe monochromatique pour une concentration optimale (10 μM).

Mots clés : *Photolyse, dégradation, colorant méthyle orange.*

Abstract

The objective of this study is to study the degradation kinetics of methyl orange in aqueous solution. The residual concentrations of the compound were determined by UV-visible spectrophotometry. The direct photolysis of the methyl orange dye was carried out at a concentration of 10 μM and at pH 3 under a monochromatic lamp ($\lambda = 254 \text{ nm}$) and under a polychromatic lamp ($\lambda > 285 \text{ nm}$). This experiment showed that the light sources slightly influence the degradation of the molecule, with degradation rates of 20.08% for $\lambda > 285 \text{ nm}$ and 33.55% for $\lambda = 254 \text{ nm}$ after 300 minutes. Also the influence of certain parameters such as the concentrations of hydrogen peroxide, ferric ions and the initial concentration under a monochromatic lamp ($\lambda = 254 \text{ nm}$), made it possible to have the optimal concentrations of hydrogen peroxide (7.5 mM) and ferric ions (0.5 mM). The study of the influence of the initial concentration of methyl orange made it possible to obtain a degradation rate of 71.83% in 5 hours of irradiation under a monochromatic lamp for an optimal concentration (10 μM).

Key words: *Photolysis, degradation, methyl orange dye.*