

# **Étude Cinétique De La Dégradation Du Piclorame En Solution Aqueuse Par Photolyse Directe Et Par Photocatalyse**

***Soro Donafologo Baba***

***Aboua Kouassi Narcisse***

Laboratoire des Sciences de l'Environnement, UFR des Sciences et Gestion de l'Environnement, Université Nangui Abrogoua, Abidjan, Côte d'Ivoire

***Diarra Moussa***

***Kouadio David Léonce***

UFR Environnement,

Université Jean Lorougnon GUEDE, Daloa, Côte d'Ivoire

***Meite Ladji***

***Yaya Coulibaly***

***Traore Karim Sory***

***Kone Mamadou***

Laboratoire des Sciences de l'Environnement, UFR des Sciences et Gestion de l'Environnement, Université Nangui Abrogoua, Abidjan, Côte d'Ivoire

Doi: 10.19044/esj.2017.v13n30p517 [URL:http://dx.doi.org/10.19044/esj.2017.v13n30p517](http://dx.doi.org/10.19044/esj.2017.v13n30p517)

---

## **Abstract**

The treatment of pesticides is a necessity in view of the stability and toxicity of the pesticides that generate them. The objective of this work is to study the degradation of picloram in aqueous medium under UV irradiation. It is a selective and systemic herbicide that can control woody plants and broadleaf weeds. The irradiations were carried out using a mercury vapor lamp of wavelength  $\lambda = 365$  nm. A high performance liquid chromatograph equipped with a UV / visible detector was used to analyze the samples. The degradation of picloram in aqueous medium was carried out by direct photolysis and photocatalysis. In direct photolysis, a low rate of product degradation (6.9 %) was obtained after 225 min of irradiation. Photolysis in the presence of a catalyst ( $\text{TiO}_2$ ) accelerated the degradation of the molecule. Experiments demonstrating the effect of the concentration of the catalyst showed that the optimum concentration corresponding to a maximum degradation of picloram is 4 mg / L (62.68 %). The study of the influence of the pH of the solution on the degradation indicates that the molecule degrades better in an acid medium (pH = 5) with a rate of 62 % in 225 min

of irradiation. Apparent order 1 degradation kinetics were observed in all cases.

---

**Keywords:** Picloram, Herbicide, Photolysis, Photocatalysis

---

### **Résumé**

Le traitement des effluents phytosanitaires s'avère une nécessité vue la stabilité et la toxicité des pesticides qui les génèrent. L'objectif de ce travail est d'étudier la dégradation du piclorame en milieu aqueux sous irradiation UV. Il s'agit d'un herbicide sélectif et systémique qui permet de lutter contre les plantes ligneuses et les dicotylédones. Les irradiations ont été faites à l'aide d'une lampe à vapeur de mercure de longueur d'onde  $\lambda=365$  nm. Un chromatographe liquide haute performance équipé d'un détecteur UV/visible a permis d'analyser les échantillons. La dégradation du piclorame en milieu aqueux a été réalisée par photolyse directe et par photocatalyse. En photolyse directe, un faible taux de dégradation du produit (6,9 %) a été obtenu après 225 min d'irradiation. La photolyse en présence de catalyseur ( $\text{TiO}_2$ ) a permis d'accélérer la dégradation de la molécule. Les expériences mettant en évidence l'effet de la concentration du catalyseur, ont montré que la concentration optimale correspondant à une dégradation maximale du piclorame est de 4 mg/L (62,68 %). L'étude de l'influence du pH de la solution sur la dégradation indique que la molécule se dégrade mieux en milieu acide (pH = 5) avec un taux de 62 % en 225 min d'irradiation. Des cinétiques de dégradation d'ordre 1 apparent ont été observées dans tous les cas.

---

**Mots clés:** Piclorame, Herbicide, Photolyse, Photocatalyse

---

### **Introduction**

Le recours aux pesticides afin d'accroître les rendements agricoles et répondre à une forte demande des consommateurs en produits alimentaires est indispensable. Parmi les pesticides utilisés, se trouvent les herbicides qui représentent 46,3 % des ventes totales mondiales (UIPP, 2010). Mais, malgré leur contribution reconnue à l'amélioration de la productivité agricole, l'usage des pesticides est aujourd'hui à l'origine d'une pollution diffuse qui contamine les différents compartiments de l'environnement.

La Côte d'Ivoire, pays où l'agriculture constitue un pilier important du développement, avec des terres cultivables estimées à 21 millions d'hectares, soit 65 % de sa superficie totale (FAO, 2005), n'est pas exempte de cette pollution. En effet, des études antérieures ont montré la présence de résidus de pesticides dans les ressources en eau, les denrées alimentaires et même dans le lait maternel (Okonkwo et *al.*, 1999 ; Traoré et *al.*, 2006;

Afssa, 2008). Parmi les produits chimiques présents dans les eaux, figurent des herbicides tel que rapporté dans une étude réalisée sur les lagunes Aghien et Potou par Traoré *et al.* (2015). Ainsi, dans le but de remplacer les herbicides totaux (non sélectifs) et persistants, un herbicide sélectif et systémique, le piclorame est en phase d'expérimentation dans le pays. Cette molécule très efficace dans la lutte contre les mauvaises herbes ligneuses ou dicotylédones pourrait contribuer à résoudre les problèmes liés au phénomène de résistance de certaines herbes aux herbicides. Il importe donc d'étudier son devenir dans l'environnement. C'est dans ce cadre que se situe ce travail dont l'objectif général est d'étudier la dégradation du piclorame en milieu aqueux sous irradiation UV. Il s'agira de façon spécifique d'étudier la cinétique de dégradation de ce composé par photolyse directe sous irradiation UV à l'aide d'une lampe à vapeur de mercure de longueur d'onde  $\lambda=365$  nm, de déterminer la meilleure formulation permettant une dégradation maximale du composé en photocatalyse en présence du dioxyde de titane à  $\lambda=365$  nm et d'étudier l'influence du pH sur la photocatalyse à  $\lambda=365$  nm.

## Matériel et méthodes

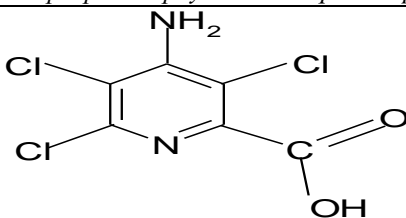
### Réactifs et solvants

Le piclorame (**tableau I**) en poudre de pureté 99,4 % utilisé, provient de la société SIGMA ALDRICH. L'acétonitrile ( $\text{CH}_3\text{CN}$ ) de pureté 99,9 % est fourni par la société PROLABO.

L'hydrogénophosphate de sodium ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ), le dihydrogénophosphate de potassium ( $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ), l'acide chlorhydrique ( $\text{HCl}$ ) et l'hydroxyde de sodium ( $\text{NaOH}$ ) tous de pureté moyenne 99,9 % sont fournis par la société MERCK. L'eau utilisée pour la préparation des solutions est purifiée par un système MilliQ de MILLIPORE. Sa résistivité est de  $18.10^6 \Omega \cdot \text{cm}$  avec une teneur en carbone organique dissout inférieure à  $0,2 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Le dioxyde de titane ( $\text{TiO}_2$ ) utilisé de pureté 99,95 %, est fourni par la société PROLABO.

**Tableau I :** Structure et propriétés physico-chimiques du piclorame



Piclorame : Acide 4-amino- 3, 5,6-trichloropicolinique

$\text{C}_6\text{H}_3\text{Cl}_3\text{N}_2\text{O}_2$  (241,5 g/mol)

Point de fusion:  $185,1 \text{ }^\circ\text{C}$ - $188,2 \text{ }^\circ\text{C}$  (FAO/OMS, 2011)

Coefficient de partage octanol/eau:  $\text{Koc} = 0,048 \text{ (m}^3/\text{kg)}$  (Jury *et al.*, 1987)

---

Pression de vapeur à 35 °C:  $8,3 \cdot 10^{-5}$  Pa (CNRC, 1974)

Solubilité dans l'eau à 25 °C: 430 mg/L (Gouy, 1993)

---

### **Dispositif d'irradiation**

Le dispositif d'irradiation utilisé est une rampe équipée d'une source lumineuse sous laquelle des mini-réacteurs de 20 mL en quartz sont disposés. La lampe est positionnée à 20 cm au-dessus des mini-réacteurs. Une lampe à vapeur de mercure de marque PHILIP et de puissance 125 W a été utilisée en monochromatique de longueur d'onde  $\lambda=365$  nm obtenue après isolement de rayonnements par un filtre.

### **Protocole expérimental**

Toutes les expériences ont été effectuées à 25 °C.

Les expériences de photolyse directe ont été réalisées avec une solution de 200 mL de piclorame de concentration 1mmol/L préparée avec de l'eau ultra pure. Cette solution est transvasée dans les mini-réacteurs de 20 mL. Ces mini-réacteurs sont ensuite placés sous la lampe allumée et préchauffée. A intervalles de temps définis, des prélèvements d'échantillons sont effectués.

Les expériences de photocatalyse ont été effectuées en ajoutant à la solution de 200 mL de piclorame à 1mmol/L du dioxyde de titane ( $\text{TiO}_2$ ). Le mélange est introduit dans les mini- réacteurs de 20 mL. Avant l'irradiation, la suspension a été agitée pendant 30 min à l'obscurité afin d'atteindre l'équilibre d'adsorption entre la molécule et la surface du catalyseur. Les solutions ont été ensuite irradiées. Les échantillons prélevés au cours de l'irradiation, ont été filtrés sur un filtre à seringue de  $0,45 \mu\text{m}$  avant leur analyse. L'influence des paramètres tels que la concentration en catalyseur et le pH de la solution de piclorame a été mis en évidence sur la photolyse. Le pH a été ajusté en utilisant un mélange équimolaire de phosphates ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ) ( $2,5 \cdot 10^{-3}$  mol/L) de pH proche de 6,56 additionné à de l'acide chlorhydrique (HCl) ou à de l'hydroxyde de sodium (NaOH).

### **Techniques analytiques**

Un spectrophotomètre à double faisceaux SAFAS 190 DES avec des cuves de trajet optique de 1 cm a permis d'obtenir le spectre d'absorption du piclorame. Les mesures de pH ont été effectuées à l'aide d'un pH-mètre de marque Meterlab PHM 240. Les échantillons irradiés ont été analysés sur une chaîne chromatographique liquide haute performance de marque Agilent 1100 Series couplée à un détecteur UV-visible afin d'identifier et de quantifier le piclorame.

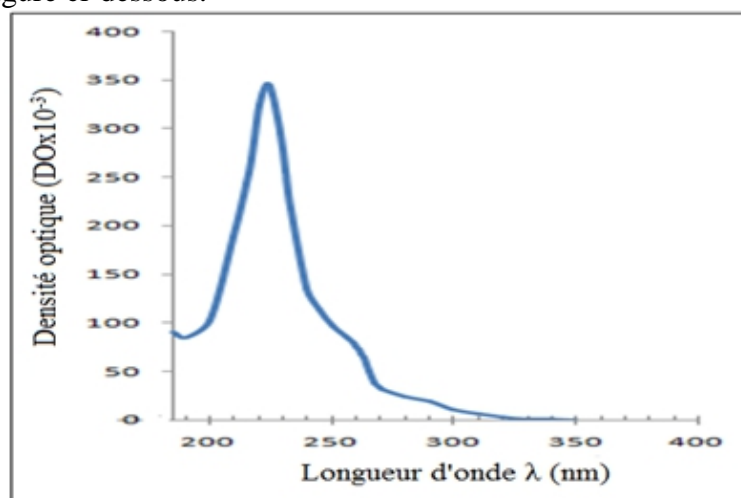
une colonne de type Eclipse XDBC18 (150 mm×4.6 mm i.d., 5 µm) a été utilisée. La phase mobile est constituée d'eau ultra pure et d'acétonitrile (70/30, v/v) avec un débit de 0,6 mL.min<sup>-1</sup>. Le volume d'injection est de 25 µL et la longueur d'onde de détection de 225 nm.

## Résultats et discussion

### Photolyse directe

#### Caractéristiques spectrales du piclorame

Le spectre d'absorption de la molécule du piclorame est représenté dans la figure ci-dessous.

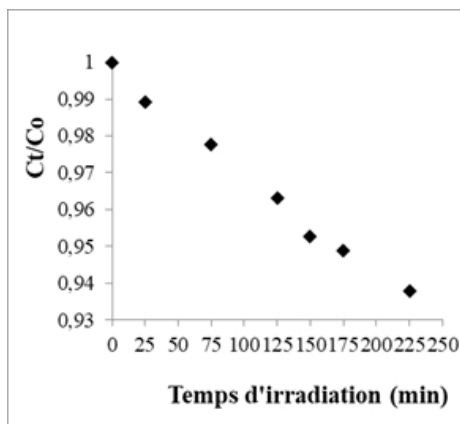


**Figure 1** : Spectre d'absorption du piclorame

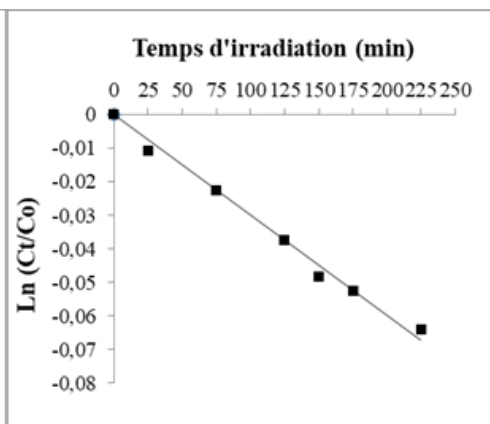
Ce spectre montre que la molécule absorbe dans la bande de longueurs d'onde comprises entre 185 nm et 350 nm avec un maximum d'absorption à environ 225 nm. Or la raie d'émission monochromatique de la lampe se situe à 365 nm. Autrement, il n'existe pas de zone de recouvrement entre le spectre d'absorption de la molécule et le spectre d'émission monochromatique de la lampe. Cependant, selon l'OCDE (2008), la photolyse directe d'un composé est possible lorsque la longueur d'onde d'irradiation est supérieure ou égale à 290 nm (solution suffisamment diluée). Par conséquent, la dégradation de la molécule sous cette lampe est probable.

#### Cinétique de la photolyse directe

Une solution de piclorame de concentration 1 mmol/L à 25°C a été irradiée sous la lampe à  $\lambda=365$  nm. Au cours de l'irradiation, l'évolution de la concentration a été suivie par HPLC. Les figures ci-dessous présentent les cinétiques de dégradation de la molécule.



**Figure 2 :** Cinétique de photolyse du piclorame en solution aqueuse  
 $C_0 = 1 \text{ mmol/L}$  ;  $T = 25^\circ\text{C}$



**Figure 3 :** Représentation semi-logarithmique de la cinétique de photolyse du piclorame en solution aqueuse

La figure 2 montre une décroissance de la courbe qui traduit une diminution de la quantité du piclorame dans le milieu réactionnel au cours du temps. Ainsi au bout de 225 min d'irradiation, 6,9 % de la quantité initiale du produit a été dégradé. Ce faible taux de dégradation obtenu pourrait s'expliquer par le fait que la longueur d'onde d'irradiation ( $\lambda=365 \text{ nm}$ ) émise par la lampe se situe en dehors de la plage des longueurs d'onde d'absorption de la molécule (entre 185 nm et 350 nm).

La représentation semi-logarithmique de la cinétique de dégradation de la molécule est une droite passant par l'origine ce qui correspond à une cinétique d'ordre 1 apparent (figure 3). La constante de vitesse apparente et le temps de demi-vie ont été déterminés selon les équations suivantes :

$$\ln(Ct/Co) = k_{app} \times t \quad (\text{Eq 1})$$

$$t_{1/2} = \ln 2 / k_{app} \quad (\text{Eq 2})$$

avec  $C_0$  la concentration initiale du composé ;  $C_t$  la concentration à un instant  $t$  ;  $t$  la durée des expériences,  $k_{app}$  la constante apparente et  $t_{1/2}$  le temps de demi-vie.

Ainsi, les valeurs de la constante de vitesse et du temps de demi-vie obtenues ont été respectivement  $k = 3.10^{-4} \text{ min}^{-1}$  et  $t_{1/2}=2300 \text{ min}$  (38,33 heures).

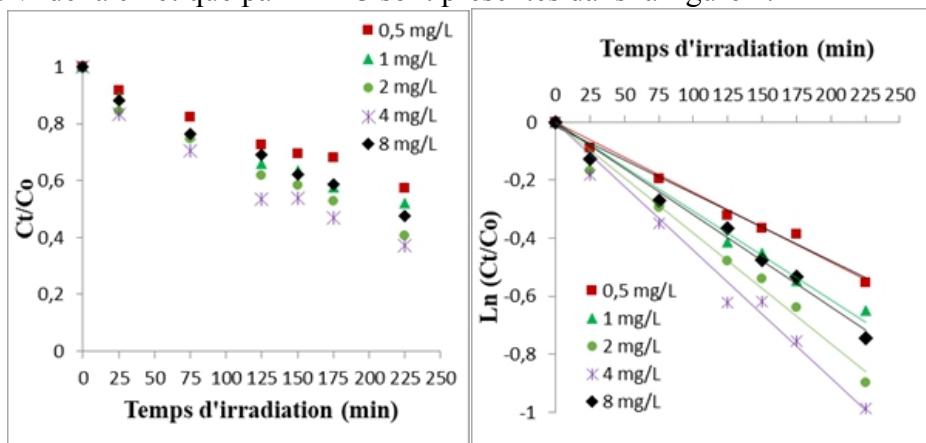
Ces valeurs confirment la faible dégradation du piclorame par photolyse directe sous la lampe de longueur d'onde d'irradiation  $\lambda=365 \text{ nm}$ .

## Photocatalyse

### Effet de la concentration de $\text{TiO}_2$

Des expériences de photolyse ont été réalisées à  $25^\circ\text{C}$  avec des solutions de piclorame de concentration 1 mmol/L en présence de dioxyde de titane ( $\text{TiO}_2$ ) comme catalyseur à  $\lambda=365 \text{ nm}$ . Les concentrations de  $\text{TiO}_2$  ont été

variées de 0,5 mg/L à 8 mg/L afin de mettre en évidence l'influence du catalyseur sur la cinétique de dégradation de la molécule. Les résultats du suivi de la cinétique par HPLC sont présentés dans la figure 4.



**Figure 4 :** Cinétique de photolyse du piclorame en fonction de la concentration en  $TiO_2$   $C_0 = 1mmol/L$  ;  $T = 25\text{ }^{\circ}C$

**Figure 5 :** Représentation semi-logarithmique de la cinétique de photolyse du piclorame en fonction de la concentration en  $TiO_2$

La cinétique de disparition du piclorame croît avec l'augmentation de la concentration du catalyseur jusqu'à une concentration de 4 mg/L au-delà de laquelle la vitesse de dégradation diminue. L'augmentation de la vitesse de dégradation avec celle du catalyseur pourraient s'expliquer par une production de plus en plus importante de radicaux hydroxyles et superoxydes qui réagissent avec la molécule au fur et à mesure que la concentration en  $TiO_2$  augmente. En effet, le nombre de particules du semi-conducteur ( $TiO_2$ ) exposées à la lumière augmente avec sa concentration, par conséquent, le nombre de paires trou-électron augmente et un plus grand nombre de radicaux hydroxyles et superoxydes est généré dans le milieu réactionnel (Ollis et al., 1989 ; McMurray et al., 2006).

La décroissance de la cinétique observée au-delà de 4 mg/L s'expliquerait par une trop grande concentration en catalyseur qui affecte la diffusion de la lumière dans la solution à traiter impliquant ainsi la diminution de la cinétique de dégradation ou par l'agrégation des particules de  $TiO_2$  à de fortes concentrations, causant une diminution du nombre de sites de surface active (Parra et al., 2001 ; Mehrvar et al., 2002; Wong et Chu, 2003 ; Deepika et al., 2005).

Les travaux respectifs de Kamel et Tahar (1998), Daneshvar et al. (2003), Sakkas et al. (2004), Bobu et al. (2005), Eslami et al. (2007) confirment cette tendance pour la famille de pesticides apparentée au diazinon.

Cette étude a montré qu'une concentration de 4 mg/L en TiO<sub>2</sub> est la concentration optimale permettant une dégradation maximale du piclorame dans nos conditions opératoires.

Les droites obtenues par le tracé des courbes semi-logarithmiques dans la figure 5, montrent que la cinétique de photolyse est d'ordre 1 apparent.

Les constantes de vitesse de dégradation et les temps de demi-vie sont présentés dans le tableau ci-dessous.

**Tableau II** : Constantes de vitesse apparentes et temps de demi-vie de la photolyse en fonction des concentrations en TiO<sub>2</sub>

[TiO <sub>2</sub> ] (mg/L)	Constante de vitesse apparente k (min <sup>-1</sup> )	Temps de demi-vie t <sub>1/2</sub> (heures)
0,5	2,42.10 <sup>-3</sup>	4,75
1	3,06.10 <sup>-3</sup>	3,75
2	3,83.10 <sup>-3</sup>	3
4	4,41.10 <sup>-3</sup>	2,60
8	3,19.10 <sup>-3</sup>	3,60

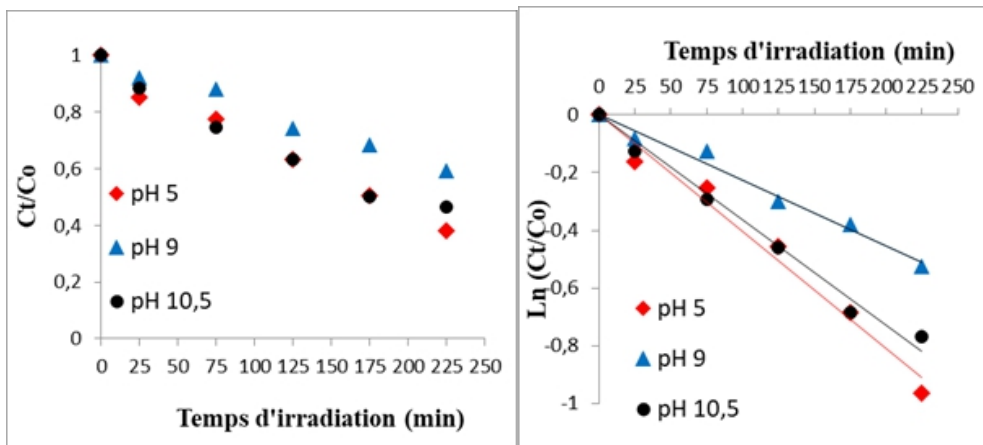
On remarque comme précédemment que les constantes de vitesse de dégradation du piclorame ainsi que les temps de demi-vie augmentent lorsque la concentration en TiO<sub>2</sub> augmente jusqu'à 4 mg/L. Mais au-delà de 4 mg/L, la cinétique de dégradation décroît.

Les valeurs des constantes de vitesse apparentes sont toutes supérieures à celle obtenue dans le cas de la photolyse directe (k=3.10<sup>-4</sup> min<sup>-1</sup>) ce qui montre que la présence du catalyseur améliore la dégradation de la molécule de piclorame.

### Effet du pH

L'influence du pH sur l'efficacité du catalyseur (TiO<sub>2</sub>) a été mise en évidence en irradiant des solutions de piclorame à différents pH (5 ; 9 ; 10,5). A chacune des solutions est ajouté du TiO<sub>2</sub> à 4 mg/L (concentration optimale en catalyseur obtenue précédemment). La figure 6 présente les résultats obtenus.





**Figure 6 :** Cinétique de photocatalyse du piclorame en fonction du pH de la solution  $C_0 = 1 \text{ mmol/L}$  ;  $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$

**Figure 7 :** Représentation semi-logarithmique de la cinétique de photocatalyse du piclorame en fonction du pH

Il ressort que la cinétique de dégradation évolue différemment en fonction du pH. Elle est beaucoup plus importante en milieu acide (pH =5) alors qu'en milieu basique, le piclorame se dégrade plus à pH=10,5 qu'à pH=9. Les taux de dégradation respectifs après 225 min d'irradiation sont de 61,90 %, 53,66 % et 40,87 %.

Ces résultats pourraient s'expliquer par le fait que la variation du pH modifie la double couche électrique à l'interface solide-solution ce qui affecte les processus adsorption-désorption et les paires photogénérées ( $h^+/e^-$ ) à la surface de la particule du semi-conducteur (Sleiman et al., 2007). En effet, en milieu acide (pH=5), la base conjuguée de la molécule c'est-à-dire sa forme anionique est majoritaire devant sa forme moléculaire (pH >  $pK_a = 3,6$ ). Or, le point de zéro charge (pHpzc) de  $\text{TiO}_2$  est environ  $\text{pHpzc}=6,8$  et à pH inférieur à pHpzc, la surface du catalyseur est chargée positivement (Bouzaida, 2004). Il se produit une attraction électrostatique entre cette surface et la forme anionique qui va être alors adsorbée et réagir beaucoup plus vite avec les trous ( $h^+$ ). Aussi, pour un milieu acide, les radicaux hydroxydes  $\text{HO}^\bullet$  sont majoritaires devant  $\text{O}^\bullet$ . Ce qui favorise la dégradation de la molécule par attaque de ceux-ci.

En milieu alcalin fort, la surface du catalyseur est chargée négativement (pH >  $\text{pHpzc}$ ) (Bouzaida, 2004). Les forces électrostatiques de répulsion entre cette surface et la base conjuguée de la molécule défavorisent l'adsorption ce qui conduit à une cinétique de dégradation plus faible. Par ailleurs, les ions hydroxydes  $\text{OH}^-$  réagissent avec les trous ( $h^+$ ) du semi-conducteur pour former les radicaux hydroxydes  $\text{HO}^\bullet$ . Or, plus le milieu est basique, plus la quantité d'ions hydroxydes  $\text{OH}^-$  est importante et donc possibilité de

produire un plus grand nombre de radicaux hydroxyles HO<sup>•</sup> d'où la dégradation plus importante de la molécule à pH=10,5 qu'à pH=9

La figure 7 présente les représentations semi-logarithmiques de la cinétique de dégradation à différents pH. L'obtention de droites indique que la cinétique est d'ordre 1 apparent.

Les valeurs des constantes de vitesse apparentes et des temps de demi-vie consignées dans le tableau ci-dessous, confirment les résultats précédents.

La photolyse du piclorame en présence du TiO<sub>2</sub> comme catalyseur est donc favorisée en milieu acide.

**Tableau III** : Constantes de vitesse apparentes et temps de demi-vie de la photolyse en fonction du pH du milieu

Valeurs du pH du milieu	Constante de vitesse apparente k (min <sup>-1</sup> )	Temps de demi-vie t <sub>1/2</sub> (heures)
5	4,05.10 <sup>-3</sup>	2,83
9	2,27.10 <sup>-3</sup>	5,06
10,5	3,64.10 <sup>-3</sup>	3,15

## Conclusion

L'objectif de ce travail a été d'étudier la dégradation du piclorame (un herbicide) en milieu aqueux sous irradiation UV. Deux aspects ont été abordés dans cette étude : la photolyse directe et la photocatalyse réalisées avec une lampe utilisée en monochromatique de longueur d'onde  $\lambda=365$  nm. Les résultats obtenus ont montré que la dégradation du piclorame par les deux processus est possible mais n'est importante que par voie photocatalytique. Seulement 6,9 % de la quantité initiale du produit a été dégradé par photolyse directe au bout de 225 min d'irradiation. La photolyse en présence d'un catalyseur (TiO<sub>2</sub>) a permis d'accélérer la dégradation du composé. En effet, avec une concentration en TiO<sub>2</sub> de 4 mg/L correspondant à la concentration optimale permettant une dégradation maximale de la molécule, un taux de disparition de 62,68 % a été obtenu. L'étude de l'influence du pH sur la photocatalyse a montré que le maximum de dégradation du piclorame soit 62 % après 225 min d'irradiation, est obtenu pour le pH=5 (milieu acide) correspondant au pH optimal dans nos conditions opératoires.

## References:

1. Afssa, 2008. Développement d'un indicateur d'exposition alimentaire chronique aux pesticides tenant compte des pratiques phytosanitaires en France et actualisation de la liste ORP de substances actives prioritaires. Agence française de sécurité sanitaire des aliments, 11p.

2. Bobu Maria M., Siminiceanu I. and Elsa L., 2005. Photodegradation of isoproturon in water by several advanced oxidation processes. *Chem. Bull*, 50 (64), 45-48.
3. Bouzaida I., Ferronato C., Chovelon J.M., Rammah M.E., Hermann J.M., 2004. Heterogeneous photocatalytic degradation of the anthraquinonic dye, acid blue 25 (AB25): a kinetic approach. *J.Photochemistry and Photobiology A: Chemistry*, 168, 23-30.
4. CNRC, 1974. Piclorame : les effets de son utilisation comme herbicide sur l'état de l'environnement. Comité associé pour les critères scientifiques de qualité de l'environnement, Ottawa. *Catalogue collectif des publications scientifiques dans les bibliothèques canadiennes*, 2, 1517p.
5. Daneshvar N., Salari D. et Khataee A.R., 2003. Photocatalytic degradation of azo dye acid red 14 in water: investigation of the effect of operational parameters. *Journal of Photochemistry and Photobiology A: Chemistry*, (157), 111–116.
6. Deepika M., Swarnkar H., Jitendra V. and Suresh A. C., 2005. Photochemical degradation of p-chloroaniline by photo-Fenton's reagent. *PROC. NAT. ACAD. SCI. INDIA*, 75(A), II, 79-84.
7. Eslami A., Nasserli S., Yadollahi B., Mesdaghinia A., Vaezi F. et Nabizadeh R., 2007. Application of photocatalytic process for removal of methyl tert-butyl ether from highly contaminated water. *Iran. J. Environ. Health. Sci. Eng.*, 4 (4), 215-222.
8. FAO, 2005. Rapport sur l'eau 29 –cas de la Côte d'Ivoire, 11p.
9. FAO/OMS, 2011. FAO specification and evaluation for picloram. Supporting information for evaluation report 174/2011, 31p.
10. Gouy V., 1993. Contribution de la modélisation à la simulation du transfert des produits phytosanitaires de la parcelle agricole vers les eaux superficielles. Thèse de doctorat. Université Louis Pasteur de Strasbourg, Strasbourg, 349p.
11. Jury W.A., Focht D.D. et Farmer W.J., 1987. Evaluation of pesticide groundwater pollution potential from standard indices of soil-chemical adsorption and biodegradation. *Journal of Environmental Quality*, 16, 422-428.
12. Kamel D. et Tahar S., 1998. Kinetics of heterogeneous photocatalytic decomposition of 2,4-Dichlorophenoxyacetic Acid over titanium dioxide and zinc oxide in aqueous solution. *Pestic. Sci.*; (54), 269-276.
13. McMurray T.A., Dunlop P.S.M., Byrne J.A., 2006. The photocatalytic degradation of atrazine on nanoparticulate TiO<sub>2</sub> films. *Journal of Photochemistry and Photobiology A: Chemistry* 182, 43–51.

14. Mehrvar M., Anderson W. A., and Moo-Young M., 2002. Comparison of the photoactivities of two commercial titanium dioxide powders in the degradation of 1,4-dioxane. *International journal of photoenergy*, (04), 141-146.
15. OCDE, 2008. Phototransformation de produits chimiques dans l'eau – Photolyse directe. Ligne directrice 316 de l'OCDE pour les essais de produits chimiques. 55p.
16. Okonkwo, J.O., Kampira, L. et Chingakule, D.D.K., 1999. Organochlorine Insecticides Residues in Human Milk: A Study of Lactating Mothers in Siphofaneni, Swaziland. *Bulletin of Environmental Contamination and toxicology*, 63, 243-247.
17. Ollis D. F., Pelizzetti E. et Serpone N., 1989. Photolysis Fundamentals and Applications, Eds. John Wiley and sons ,Toronto, Canada, Chapter 18, 603-637.
18. Parra Cardona S.P., 2001. Coupling of photocatalytic and biological processes as a contribution to the detoxification of water: catalytic and technological aspects. Thèse de doctorat, ès Sciences Techniques, Ecole Polytechnique Fédérale de Lausanne, 169 p.
19. Sakkas V., Dimou A., Mantis G. et Albanis T., 2004. Heterogeneous photocatalysed degradation of diazinon using catalysts, In *PROTECTION*, 6 p.
20. Sleiman M., Vildoza D., Ferronato C., Chovelon J.M., 2007. Photocatalytic degradation of azo dye Metanil Yellow: Optimization and kinetic modeling using a chemo metric approach, *Applied Catalysis B: Environmental* 77, pp 1-11.
21. Traoré A., Ahoussi K. E., Aka N., Ttaoré A. et Soro N., 2015. Niveau de contamination par les pesticides des eaux des lagunes aghien et potou (sud-est de la côte d'ivoire). *Int. J. Pure App. Biosci.* 3 (4): 312-322.
22. Traoré K.S., Mamadou K., Dembele A., Lafrance P., Mazellier P., Houenou P., 2006. Contamination de l'eau souterraine par les pesticides en régions agricoles en Côte d'Ivoire. *Journal Africain des Sciences de l'Environnement*, numéro 1, 1-9.
23. UIPP, 2010. La culture ne vit que de progrès. Rapport d'activité 2009/2010. 35p.
24. Wong C.C., Chu W., 2003. The direct photolysis and photocatalytic degradation of alachlor at different TiO<sub>2</sub> and UV sources. *Chemosphere*, (50), 981–987.