

Cinética e Degradação do 2,4,6-Triclorofenol em um reator do tipo labirinto contínuo utilizando como catalisador TiO_2 e Fe_2O_3

Jéssica Wegner Dowich (IC)^{1*}, Marcelo Straesser Franco (IC)¹, Leandro Greff da Silveira(PQ)¹.

¹ Grupo de Pesquisa em Química (GPQ), Dep. de Ciências Exatas e da Terra, URI-FW. *jessik-wegner@hotmail.com

Palavras Chave: Fotocatálise Heterogênea, Triclorofenol, Cinética de Degradação

Introdução

Dentro da classe dos Poluentes Orgânicos Persistentes (POPs), destacam-se os policlorofenóis, usados na produção de pesticidas, de herbicidas. Podem ser gerados em operações industriais, como no processo de branqueamento da pasta de papel. São espécies bioacumulativas, recalcitrantes, semi-voláteis e tóxicas pertencentes a uma classe de compostos altamente prejudicial ao homem e ao meio ambiente¹.

Com isso este trabalho tem como objetivo estudar a cinética e eficiência de degradação do 2,4,6 – triclorofenol no processo de fotocatalise heterogênea em um reator do tipo labirinto contínuo com 10 lâmpadas de luz negra de 26 W.

Resultados e Discussão

A constante de velocidade de degradação do 2,4,6-triclorofenol foi verificada por meio da análise do coeficiente de correlação (r^2) dos gráficos de pseudo-ordem zero, pseudo-primeira e segunda ordem versus tempo (Tabelas 1 e 2).

Tabela 1. Coeficiente de correlação (r^2) para os ensaios utilizando o catalisador TiO_2 .

Ensaio	Pseudo-ordem zero (r^2)	Pseudo-primeira ordem (r^2)	Pseudo-segunda ordem (r^2)
1	0,602	0,67	0,755
2	0,568	0,577	0,587
3	0,971	0,963	0,943
4	0,925	0,933	0,941
5	0,953	0,954	0,955
6	0,777	0,799	0,82
7	0,707	0,795	0,878
8	0,978	0,981	0,982
\bar{x}	0,8101±0,17	0,8340±0,15	0,8576±0,13

Tabela 2. Coeficiente de correlação (r^2) para os ensaios utilizando o catalisador Fe_2O_3 .

Ensaio	Pseudo-ordem zero (r^2)	Pseudo-primeira ordem (r^2)	Pseudo-segunda ordem (r^2)
1	0,786	0,781	0,778
2	0,763	0,768	0,774
3	0,661	0,68	0,701
4	0,932	0,931	0,931
5	0,94	0,948	0,955
6	0,888	0,891	0,895
7	0,923	0,919	0,914
8	0,857	0,856	0,856
\bar{x}	0,8438±0,01	0,8468±0,09	0,8505±0,09

Observa-se que o processo de degradação do 2,4,6-triclorofenol tende a seguir uma cinética de pseudo-segunda ordem utilizando tanto o TiO_2 quanto o Fe_2O_3 como catalisador, onde os resultados referentes a constante de velocidade k' e

eficiência da degradação dos ensaios realizados estão resumidos nas tabela 3 e 4.

Tabela 3. Constante de velocidade k' e eficiência da degradação para ensaios utilizando o TiO_2 .

Ensaio	$\text{C}_6\text{H}_3\text{Cl}_3\text{O}$ (mg L ⁻¹)	TiO_2 (g L ⁻¹)	pH	k' (mg L ⁻¹ min ⁻¹)	Degradação %
1	50	0,5	6	0,03	65,5
2	50	0,5	9	0,004	21,65
3	100	0,5	6	0,009	36,85
4	100	0,5	9	0,001	10,69
5	50	1,5	6	0,005	20,77
6	50	1,5	9	0,004	21,58
7	100	1,5	6	0,023	60,23
8	100	1,5	9	0,002	12,85

* Cálculo referente ao tempo de 1 hora de reação.

Tabela 4. Constante de velocidade k' e eficiência da degradação para ensaios utilizando o Fe_2O_3 .

Ensaio	$\text{C}_6\text{H}_3\text{Cl}_3\text{O}$ (mg L ⁻¹)	Fe_2O_3 (g L ⁻¹)	pH	k' (mg L ⁻¹ min ⁻¹)	Degradação %
1	50	0,5	6	0,009	30,72
2	50	0,5	9	0,001	6,63
3	100	0,5	6	0,004	20,03
4	100	0,5	9	0	3,37
5	50	1,5	6	0,004	19,22
6	50	1,5	9	0,001	5,75
7	100	1,5	6	0,003	15,14
8	100	1,5	9	0	1,5

*Cálculo referente ao tempo de 1 hora de reação.

Observa-se que as maiores taxas de degradação para ambos catalisadores ocorrem em pH 6, confirmando que o pH reacional é um parâmetro importante na degradação fotocatalítica.

Conclusões

No processo de fotocatalise heterogênea empregado, os resultados obtidos mostram a tendência de seguir uma cinética de pseudo-segunda ordem para ambos catalisadores. A maior degradação fotocatalítica ocorreu em pH 6. No entanto o TiO_2 apresentou melhor capacidade de degradação, possivelmente pelo fato de possuir maior energia de "band gap" que o Fe_2O_3 (diferença em torno de 1 eV). Neste caso, menor será a recombinação do par de elétron-lacuna, apresentando maior atividade fotocatalítica.

Agradecimentos

À URI pela bolsa PIIC-URI.

¹ YANG, Q.; DIONYSIOU, D. D. Photolytic degradation of chlorinated phenols in room temperature ionic liquids. *Journal of Photochemistry and Photobiology*, University of Cincinnati, p. 229–240, March 2004