



Projet de communication scientifique dans le cadre du cours de
CHIM-F-328

Encadrant : M. Luhmer

Co-titulaires : Y. De Decker & J.-C. Leloup

La catalyse avec des métaux rares

Basile DRAELANTS

Joni KALLAJXHI

Arassi KHACHATRYAN

Maciej LUPINSKI

année 2024

Introduction :

Un catalyseur est un composé qui peut augmenter la vitesse à laquelle une réaction se déroule et diminue la quantité d'énergie nécessaire pour que la réaction ait lieu. [1] Ainsi par introduction d'un catalyseur spécifique à un milieu réactionnel, il est possible d'accélérer la conversion des réactifs en produits.

Le diagramme énergétique d'une réaction non catalysée et celui d'une réaction catalysée sont schématisés à la Figure 1. Dans les deux cas, une dépense énergétique appelée énergie d'activation (E_a) est nécessaire pour la formation de l'état de transition, situé au maximum de la courbe.

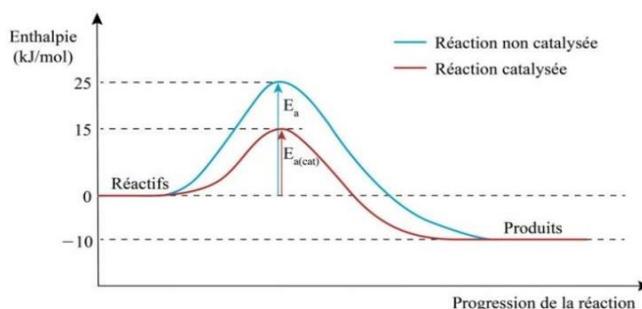


Figure 1 : Diagramme énergétique d'une réaction chimique. [1]

Cependant, l'introduction d'un catalyseur entraîne un abaissement de la barrière d'activation. Ceci peut être interprété comme une stabilisation de l'état de transition par le catalyseur.

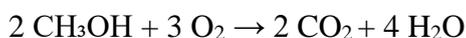
Il existe deux types de catalyseurs :

- (i) Les catalyseurs hétérogènes, présents dans le milieu dans une phase différente que les réactifs.
- (ii) Les catalyseurs homogènes, présents dans la même phase que les réactifs.

Un exemple de catalyse hétérogène est l'oxydation du méthanol catalysée par le platine.

Oxydation du méthanol catalysée par le platine :

L'équation chimique de la combustion complète du méthanol est la suivante :



L'oxydation du méthanol catalysée par le platine peut être décomposée en plusieurs réactions, la plus importante (demandeuse en énergie) étant la décomposition du méthanol en formaldéhyde [2] selon la réaction suivante :



Cette réaction s'effectue sur la surface du platine par un processus appelé adsorption, ce phénomène prend différentes formes et est souvent considéré comme le précurseur de la catalyse. [3] Les principales étapes de son mécanisme sont illustrées à la Figure 2.

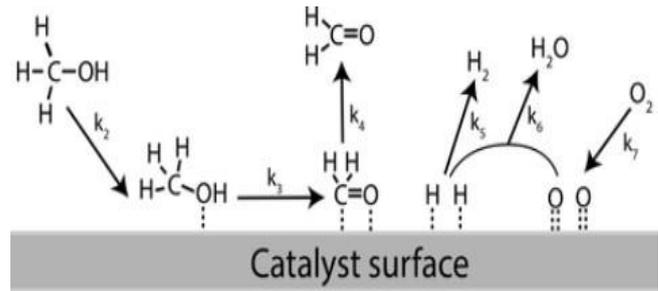
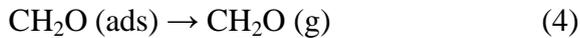
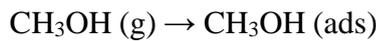


Figure 2 : Réaction catalytique du méthanol sur une surface de Pt. Les constantes k sont les constantes cinétiques propres aux réactions décrites au-dessus. [2]

Ce phénomène d'adsorption est souvent affecté à travers des atomes insaturés à la surface du catalyseur. [4] Ces insaturations favorisent des interactions chimiques du type van der Waals entre la surface du catalyseur et les molécules adsorbées en induisant un équilibre d'adsorption. Selon Clark Alfred, [3] la réaction ne peut être alimentée seulement si l'énergie d'adsorption du produit est suffisamment haute pour qu'il puisse quitter la surface.

Le formaldéhyde formé réagit à son tour d'une manière similaire selon le mécanisme suivant :

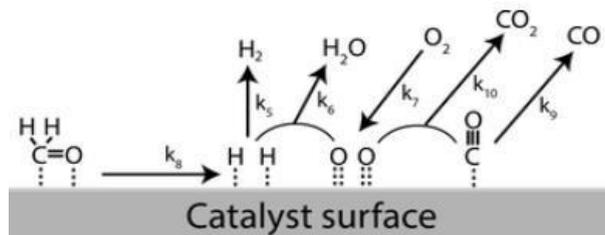
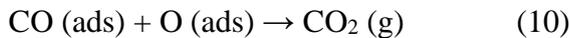


Figure 3 : Réaction catalytique du formaldéhyde sur une surface de Pt. Les constantes k sont les constantes cinétiques propres des différentes étapes. [2]

Finalement, on peut représenter le schéma réactionnel des deux mécanismes sous forme d'un diagramme énergétique (Figure 4) où l'on observe la nécessité de fournir de l'énergie au système jusqu'à l'obtention du formaldéhyde adsorbé. Lors de la réalisation de l'expérience décrite en annexe, cette énergie est fournie au système par chauffage du filament de platine avant son immersion dans les vapeurs de méthanol.

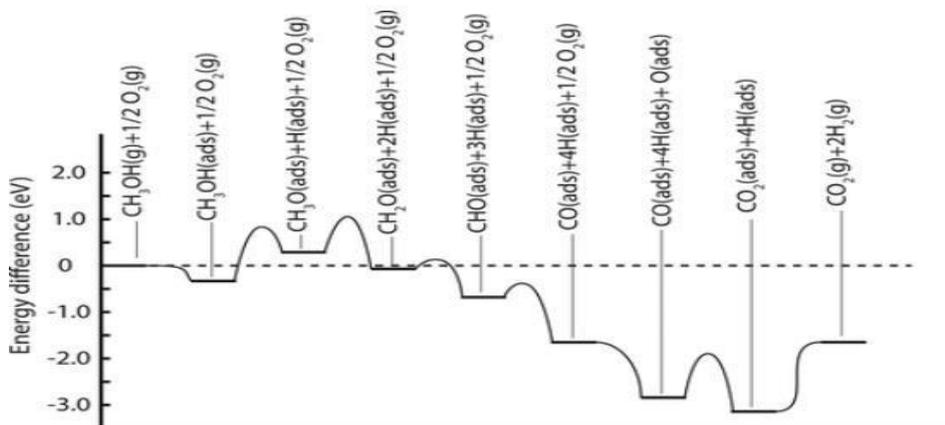


Figure 4 : Diagramme énergétique de la combustion complète du méthanol sur fil de platine. [2]

ANNEXES :

ANNEXE A: Oxydation / combustion du méthanol catalysée par un filament de platine.

Matériel :

- 1 erlenmeyer de 250 ml
- 1 filament de platine solidement relié à une barre en métal
- 1 briquet
- Environ 20 ml de méthanol

Mode opératoire :

- 1) Verser environ 20 ml de méthanol dans un erlenmeyer de 250 ml.
- 2) Déposer l'erlenmeyer et attendre quelques secondes pour permettre à la vapeur de méthanol de se propager dans l'erlenmeyer.
- 3) Chauffer le filament de platine au moyen d'une petite flamme (le filament ne doit pas devenir rouge vif pour que l'expérience soit menée à bien).
- 4) Descendre ensuite le filament de platine dans l'erlenmeyer et maintenir sa position quelques centimètres au-dessus de la couche liquide de méthanol. Une rougeur circulante apparaîtra sur le filament.

Attention, le méthanol est inflammable, il y a possibilité d'apparition d'une flamme lorsque vous descendez le filament de platine dans l'erlenmeyer (ceci est causé par un chauffage excessif du filament de platine).

ANNEXE B : Références bibliographiques

- [1] *Catalysis*. (n.d.). IUPAC | International Union of Pure and Applied Chemistry. Retrieved March 12, 2024, from <https://iupac.org/materialschemistryedu/energy/photocatalysis/>
- [2] Spierenburg, R., Jacobse, L., de Bruin, I., van den Bos, D. J., Vis, D. M., & Juurlink, L. B. F. (2017). Misconceptions in the Exploding Flask Demonstration Resolved through Students' Critical Thinking. *Journal of Chemical Education*, 94(9), 1209–1216. <https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.7b00281>
- [3] Clark, A. (1970). *The theory of adsorption and catalysis* (0 edition). Academic Press.
- [4] Berkman, S., Morrell, J. C., & Egloff, G. (1940). *Catalysis, Inorganic and Organic*. Reinhold publishing corporation.