

Connaissances de base

Activation catalytique

De nombreuses réactions se déroulent trop lentement à température ambiante pour pouvoir être exploitées techniquement, parce que leurs énergies d'activation sont très élevées. Les catalyseurs permettent de réduire l'énergie

d'activation et donc d'accélérer la réaction chimique. C'est ainsi que l'exploitation de certaines réactions est rendue possible et que le niveau d'énergie requis pour la production est réduit.

Selon la définition de Wilhelm Ostwald, on qualifie de catalyseur toute matière qui accélère une réaction chimique tout en étant absente du produit final. On peut qualifier de catalyse l'accélération d'une réaction chimique sous l'effet d'un catalyseur. On estime que les catalyseurs participent à plus de 80% de tous les procédés chimiques industriels.

Dans le cas simple de la réaction d'un réactif **A** pour former un produit **P** avec la participation d'un catalyseur **K**, on peut imaginer que la catalyse se déroule par le biais d'un produit intermédiaire **X**. Le réactif et le catalyseur forment donc tout d'abord un produit intermédiaire. Le produit **P** se forme alors à partir du produit intermédiaire sous l'effet de la libération du catalyseur. Le catalyseur reste inchangé au terme de la réaction et est à nouveau disponible pour de nouvelles réactions.

Une explication possible de la catalyse est donnée par la théorie de transition. Cette théorie suppose que les réactifs participant à la réaction doivent franchir un seuil énergétique pour que la réaction puisse avoir lieu. L'état moléculaire au maximum du seuil énergétique E_1 est dénommé complexe activé. Les produits se forment alors directement à partir de cet état moléculaire. Lors de la catalyse, le complexe activé se forme à partir des réactifs et du catalyseur. L'énergie E_2 nécessaire à la formation du complexe avec le catalyseur est plus faible que l'énergie E_1

requis en l'absence de catalyseur. Ce besoin inférieur en énergie fait que le nombre de réactifs qui réagissent par unité de temps pour former des produits est supérieur. La vitesse de réaction est donc plus élevée.

On distingue deux types de catalyse :

■ Catalyse homogène

Le catalyseur et les matières de départ de la réaction chimique sont dans la même phase. Elle se fait donc durant la phase liquide ou gazeuse. En phase liquide, outre le type de réactifs et du catalyseur, certaines propriétés du solvant (la viscosité par ex.) ont également une influence sur la vitesse de réaction.

■ Catalyse hétérogène

Le catalyseur est le plus souvent sous forme solide. Les matières de départ de la réaction sont sous forme liquide ou gazeuse. En dehors de la réaction chimique proprement dite entre les réactifs et le catalyseur, des procédés tels que la diffusion à l'intérieur du catalyseur solide ainsi que des procédés d'absorption ont une grande influence sur la vitesse de réaction.

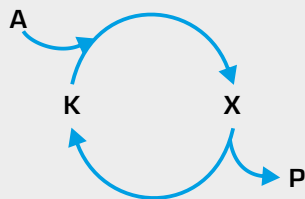
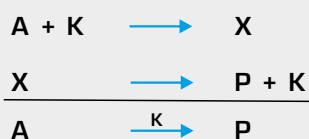
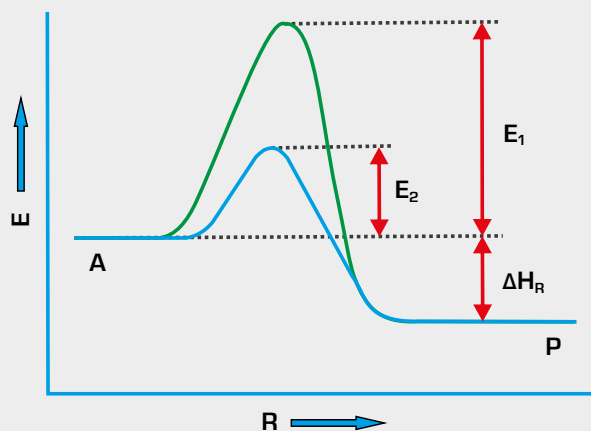


Schéma de réaction d'une réaction catalytique simple sous forme de schéma (en haut) et sous forme de cycle (en bas) :

A réactif, **K** catalyseur,
X produit intermédiaire, **P** produit



Modification de l'énergie avec et sans catalyseur (exothermique) :

E énergie, **R** coordonnées de la réaction, E_1 énergie nécessaire pour la formation d'un complexe activé sans catalyseur, E_2 énergie nécessaire pour la formation d'un complexe activé avec catalyseur, ΔH_R enthalpie de réaction