

Etat de transition

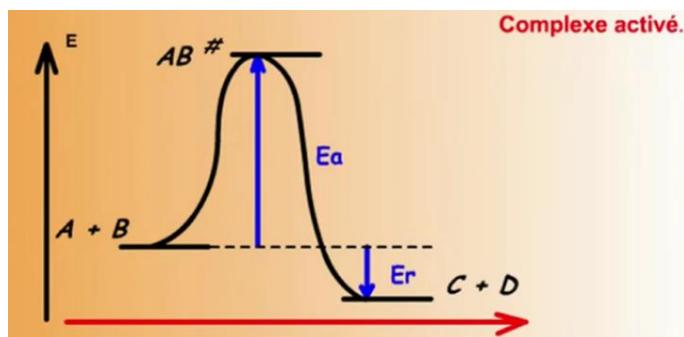
https://fr.wikipedia.org/wiki/Théorie_de_l'état_de_transition

La théorie de l'état de transition (en anglais *transition state theory* - TST) a pour objectif d'expliquer les cinétiques de réaction pour des réactions chimiques élémentaires. Cette théorie postule l'existence d'un genre spécial d'équilibre chimique, le quasi-équilibre, entre les réactifs et un complexe de transition activé.

https://fr.wikipedia.org/wiki/Complexe_activé

Lors d'une réaction chimique élémentaire, l'énergie des réactifs augmente jusqu'à atteindre un état où les liaisons chimiques des réactifs s'affaiblissent suffisamment pour que les molécules puissent réagir pour former des produits, le plus souvent des molécules. Le système est alors dans un état appelé **complexe activé**.

Extrait de : <https://www.youtube.com/watch?v=QCW2rdeWJqQ>



<https://www.alloprof.qc.ca/fr/eleves/bv/chimie/la-theorie-des-collisions-c1030>

Selon la théorie des collisions, une réaction chimique a lieu lorsque les trois conditions suivantes sont respectées.

1. Les particules de réactifs doivent entrer en collision entre elles.
2. Les particules de réactifs doivent entrer en collision selon une orientation favorable.
3. Les particules qui participent à une collision doivent posséder une énergie cinétique (**Ek**) égale, ou plus élevée, à l'énergie d'activation (**Ea**) nécessaire pour former un complexe activé.

Lorsque des particules de réactifs possèdent une énergie cinétique suffisante et qu'elles entrent en collision selon une orientation favorable, on dit que la collision est *efficace*. Si l'une de ces conditions n'est pas respectée, on dit que la collision est *inefficace* ou *élastique*.

<https://www.universalis.fr/encyclopedie/enzymes-cinetique-enzymatique/2-notion-de-cycle-catalytique/> Extraits

Toute activité catalytique est liée à l'abaissement de l'énergie d'activation de la réaction catalysée. De ce fait, on présente souvent une réaction chimique à l'aide d'un profil qui représente l'énergie libre du système en fonction d'une coordonnée de réaction et schématisé l'évolution du processus chimique.

Lorsque l'énergie libre du système enzyme + réactifs est plus élevée que celle du système enzyme + produits, les principes de la thermodynamique chimique imposent que la réaction avance vers la formation des produits ; la vitesse de cette réaction dépend cependant du mécanisme réactionnel et de la nature du catalyseur. En particulier, il faut que l'interaction entre les réactifs et le catalyseur produise un état de transition. En l'absence de catalyseur, cet état de transition a une énergie élevée et se produit rarement. Les interactions entre l'enzyme et les réactifs sont telles que le profil énergétique de l'ensemble enzyme + réactifs est « en montagne russe ». Les « sommets » sont des états de transition de faible énergie, les « vallées » des intermédiaires réactionnels. La succession des étapes constitue le cycle catalytique de l'enzyme.

