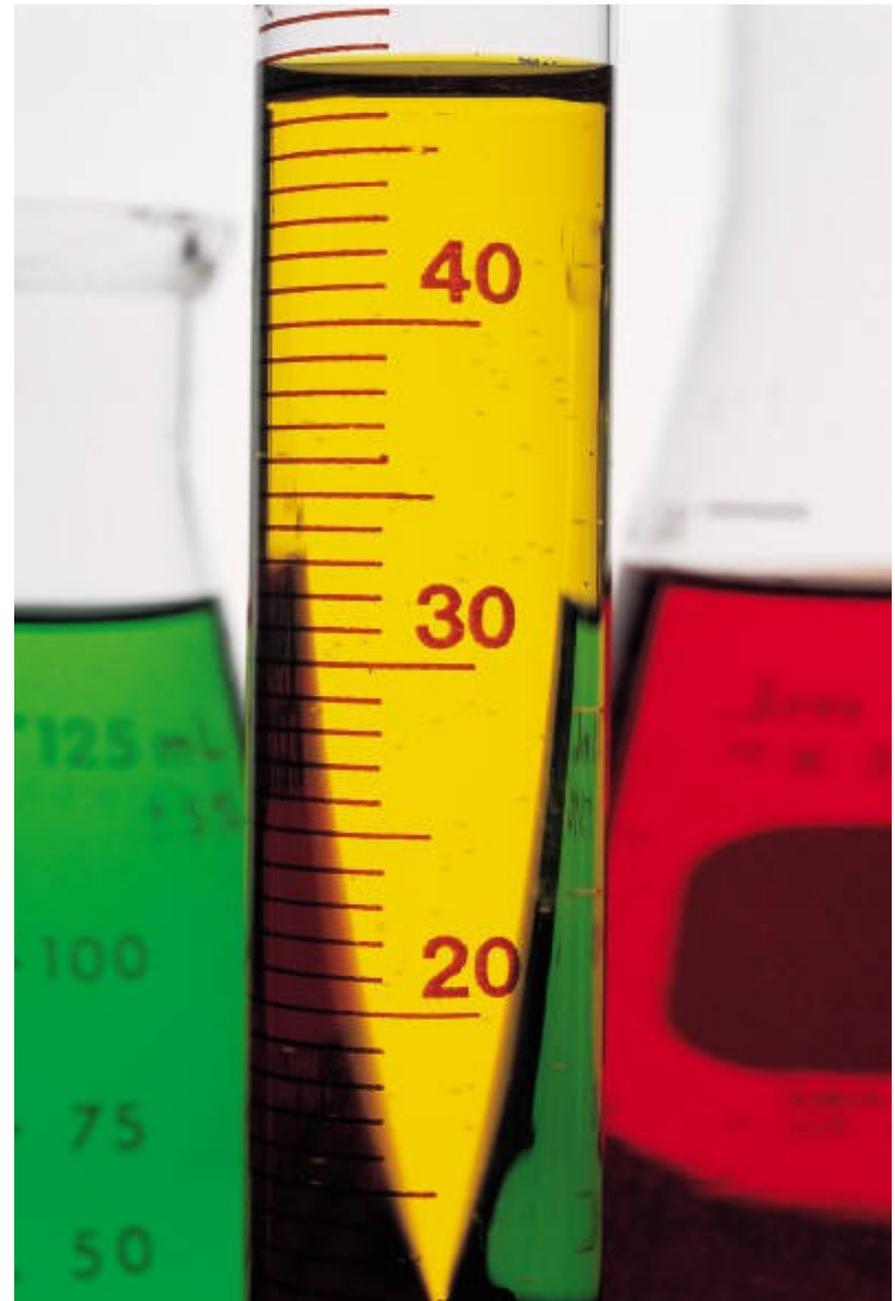
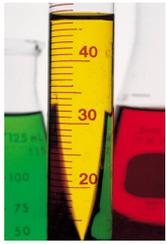


# La cinétique chimique

Chimie 12





# Définitions

La **cinétique chimique** est l'étude de l'évolution du système chimique au cours du temps.

On distingue trois types de réactions :

Les réactions quasi-instantanées :  $< 0.1 \text{ s}$

Les transformations lentes :  $qq \text{ s} < \dots < qq \text{ h}$

Les transformations très lentes :  $> 1 \text{ j}$

On définit **la vitesse de réaction** par :

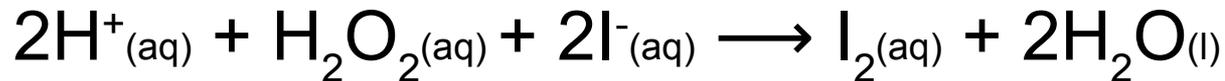
la variation de concentration des réactifs ou des produits / temps





# Exemples

- 0,04 mol d'une substance est produite dans un flacon de 2,5 dm<sup>3</sup> en 20 secondes. Quelle est la vitesse de la réaction?
- 22 grammes de dioxyde de carbone sont produits en 15 secondes dans un flacon de 4 dm<sup>3</sup>. Quelle est la vitesse de la réaction?
- Du peroxyde d'hydrogène et de l'iodure de potassium réagissent suivant l'équation :



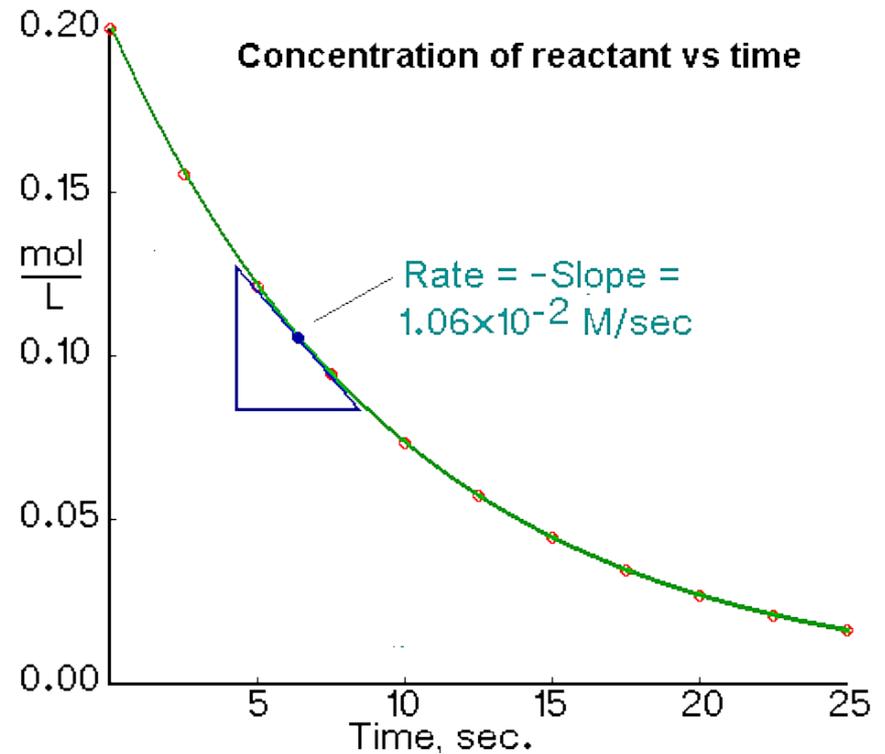
La concentration de l'iode est de 0,06 mol.dm<sup>-3</sup> d'iode après 30 secondes. Calcule la vitesse de la réaction.



# Vitesse instantanée

La **vitesse moyenne** de la réaction est calculée par rapport à un intervalle de temps. Elle est exprimée en  $\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}\cdot\text{s}^{-1}$

La **vitesse instantanée** est la vitesse à un instant précis. Elle est généralement déterminée graphiquement.



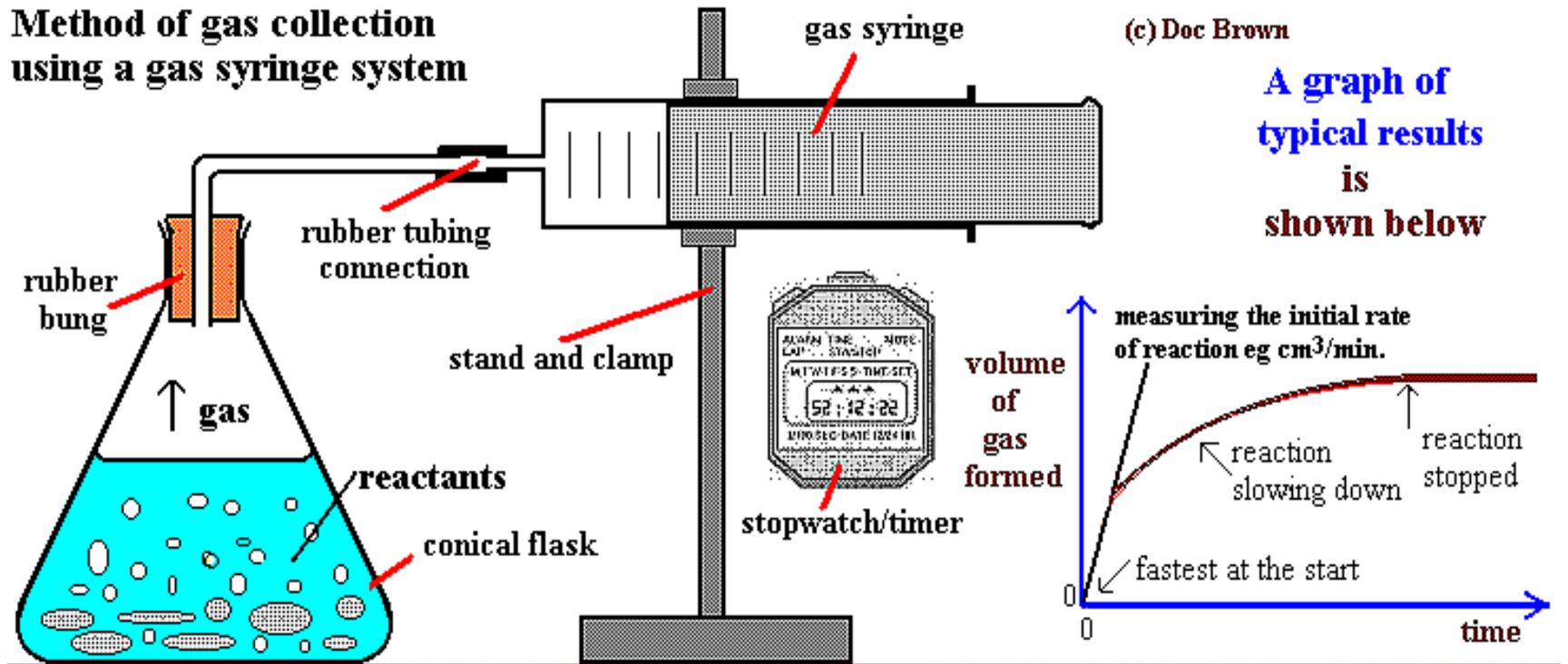


# Mesures de la vitesse

## Réactions qui produisent un gaz :

- On peut mesurer la quantité de gaz formée

Method of gas collection using a gas syringe system

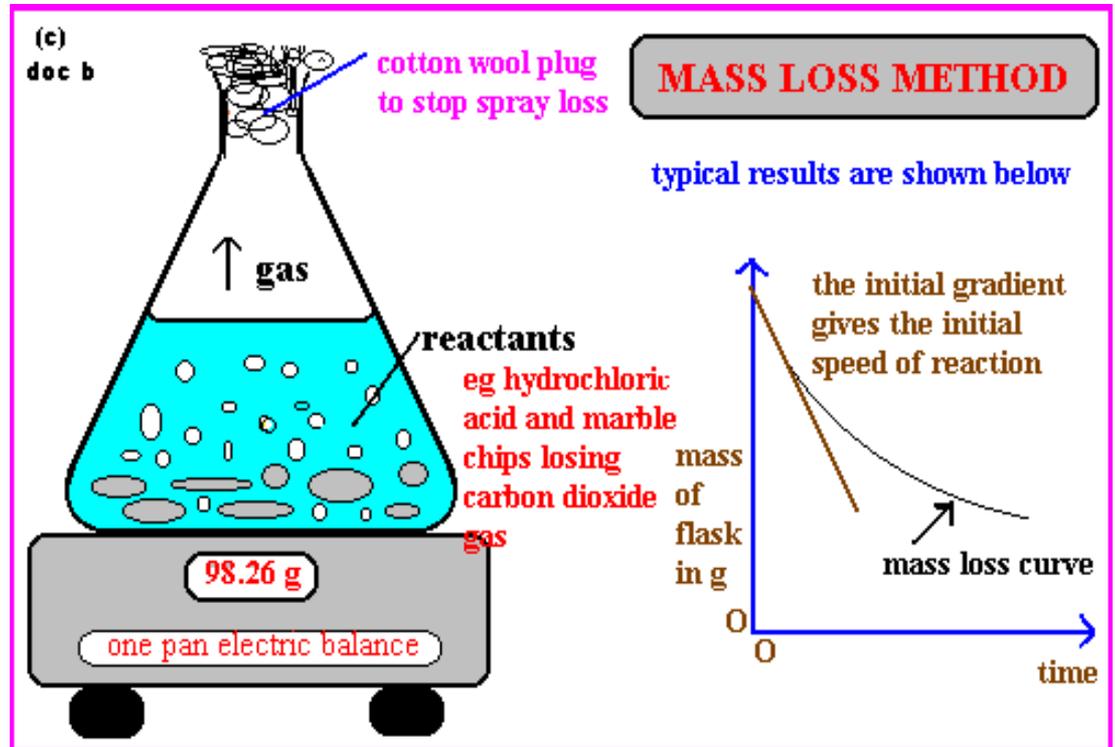




# Mesures de la vitesse

## Réactions qui produisent un gaz :

- On peut mesurer la quantité de masse perdue

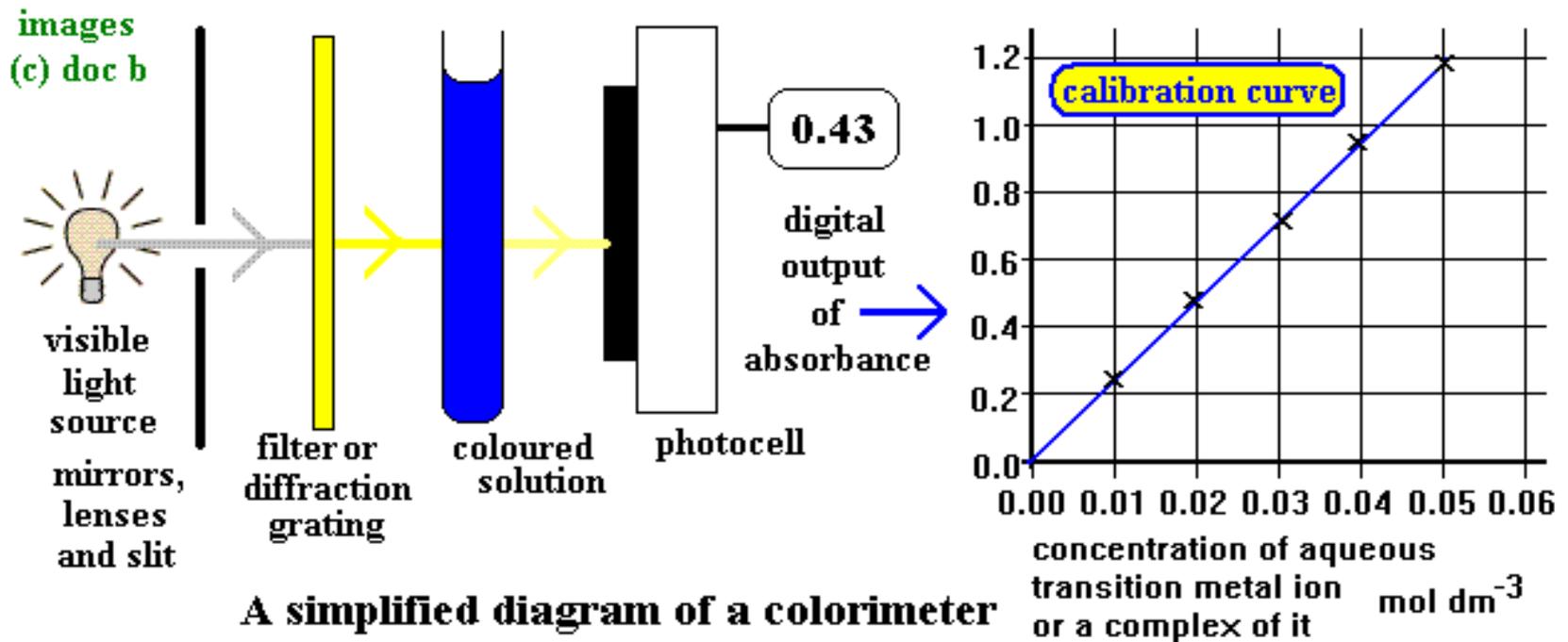




# Mesures de la vitesse

Réactions qui produisent un changement de couleur :

On peut mesurer l'intensité de la couleur à l'aide d'un spectrophotomètre.

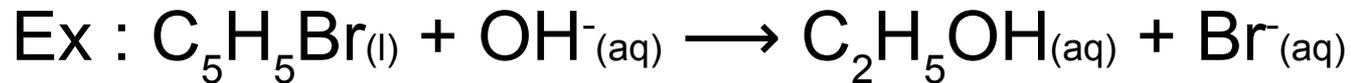




# Mesures de la vitesse

Réactions qui produisent un changement de concentration ionique :

On peut mesurer la conductivité de la solution.



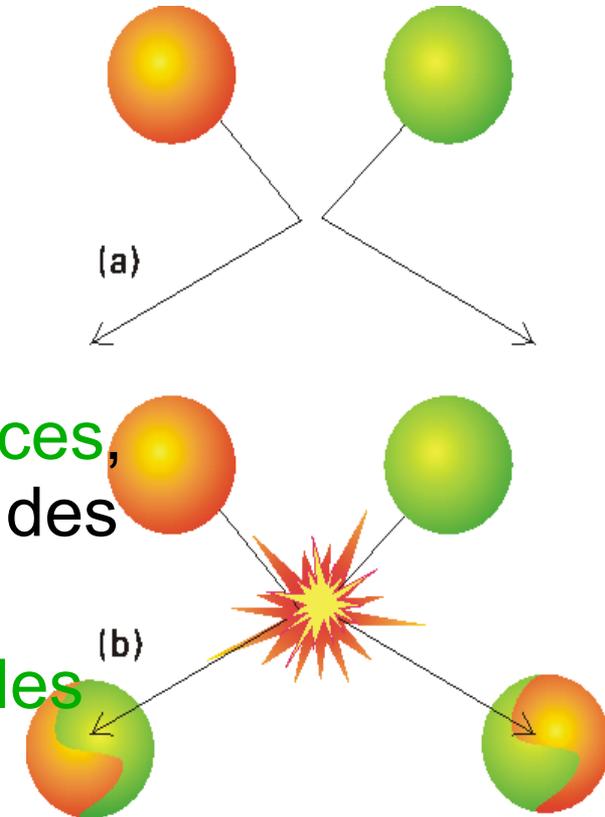
Les ions  $\text{Br}^-$  sont beaucoup plus lents que les ions  $\text{OH}^-$  et la conductivité va baisser

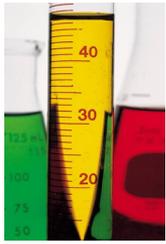




# Théorie de la collision

- Pour qu'une réaction entre deux molécules se produise, il faut qu'elles entrent en **collision** :
  - Il n'y a pas de transformation à distance possible
- Seules certaines collisions sont **efficaces**, c'est-à-dire qu'elles aboutissent à la transformation des molécules en collision :
  - Importance de **l'énergie cinétique des réactifs**
  - Importance de **l'orientation** des molécules au moment de l'impact





# Le rasoir d'Ockham

***Les hypothèses suffisantes les plus simples sont les plus vraisemblables***

Principe de parsimonie ou de simplicité où l'hypothèse la plus simple reçoit la probabilité la plus forte.

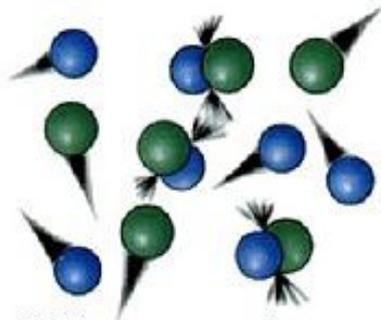
Il permet de bâtir des modèles prédictifs mais ne donne pas d'explications.



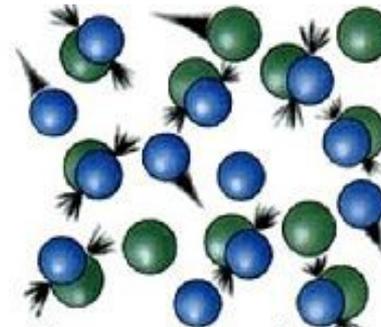


# Les facteurs cinétiques - 1

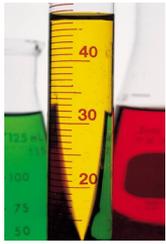
- **La température** : si la température **augmente**, la vitesse de réaction **augmente**.
- **La concentration** : si la concentration **augmente**, la vitesse de réaction **augmente**.
- **La pression** : si la pression **augmente**, la vitesse de réaction **augmente**.



Faible concentration =  
Peu de collisions



Forte concentration =  
Plus de collisions



# Les facteurs cinétiques - 2

- **La lumière** : certaines réactions sont **photosensibles** et un exposition à la lumière va accélérer la réaction.
- **La surface de contact** : plus **la surface de contact** est élevée, plus la réaction est rapide.
  - Les réactions en **solution aqueuse** sont les plus rapides.





# Énergie d'activation

L'énergie d'activation est la barrière énergétique que les réactifs doivent franchir pour que la réaction ait lieu.

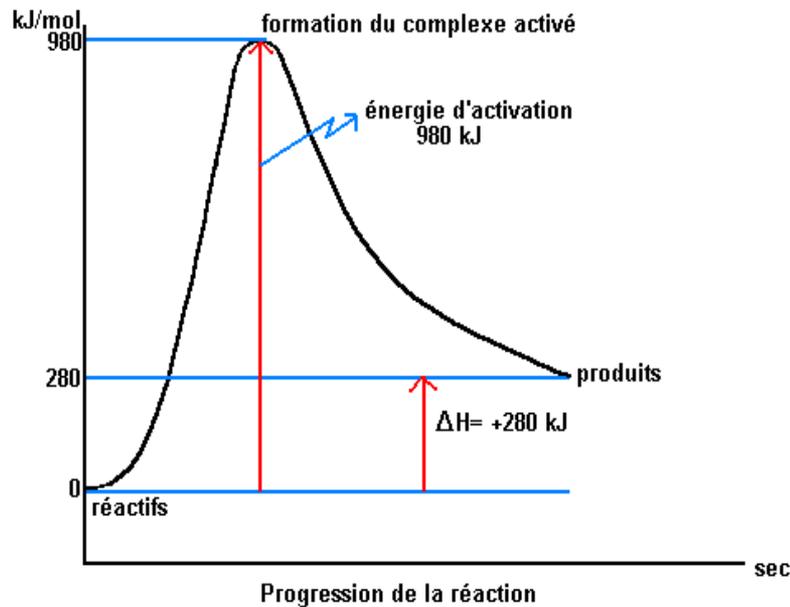


Diagramme d'énergie potentielle d'une réaction endothermique

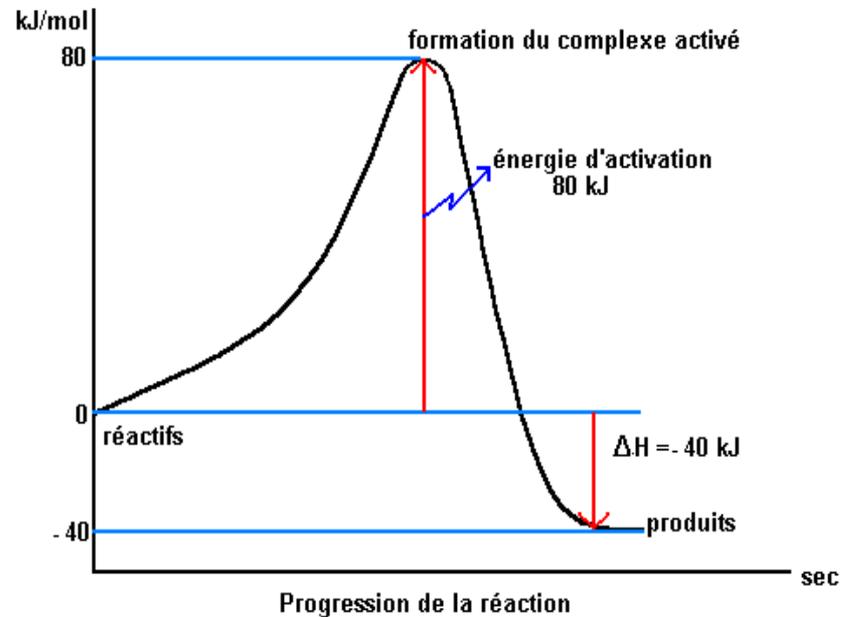


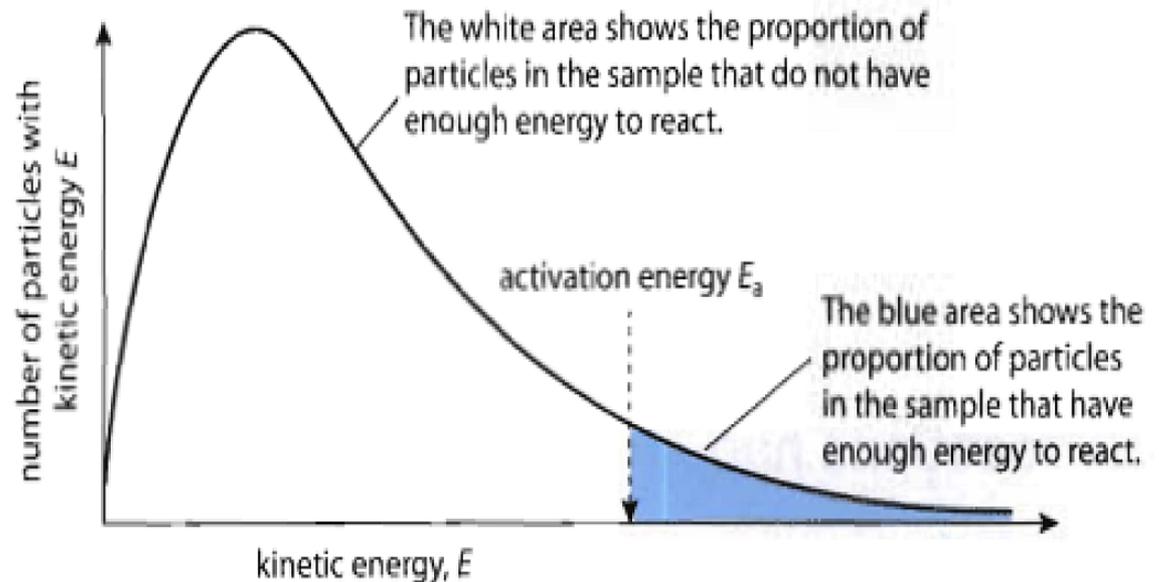
Diagramme de l'énergie potentielle d'une réaction exothermique



# Énergie cinétique

À température donnée, seule une fraction des particules ont l'énergie nécessaire pour réagir :

⇒ *réaction lente*

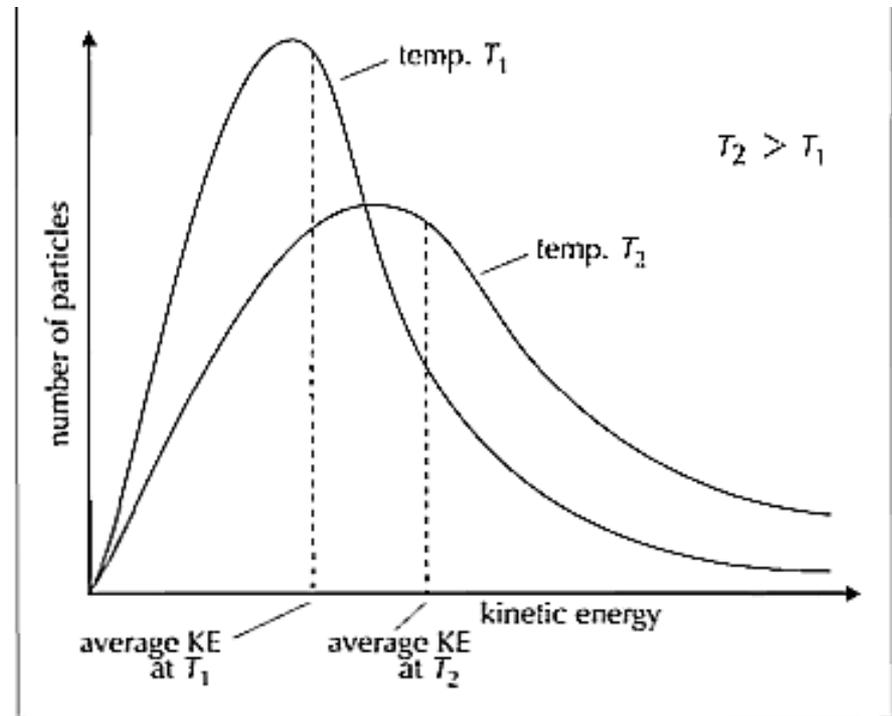


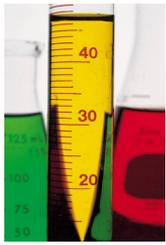


# Maxwell-Boltzmann

Lorsque la température **augmente**, le nombre de particules susceptibles de réagir **augmente**

⇒ **réaction rapide**

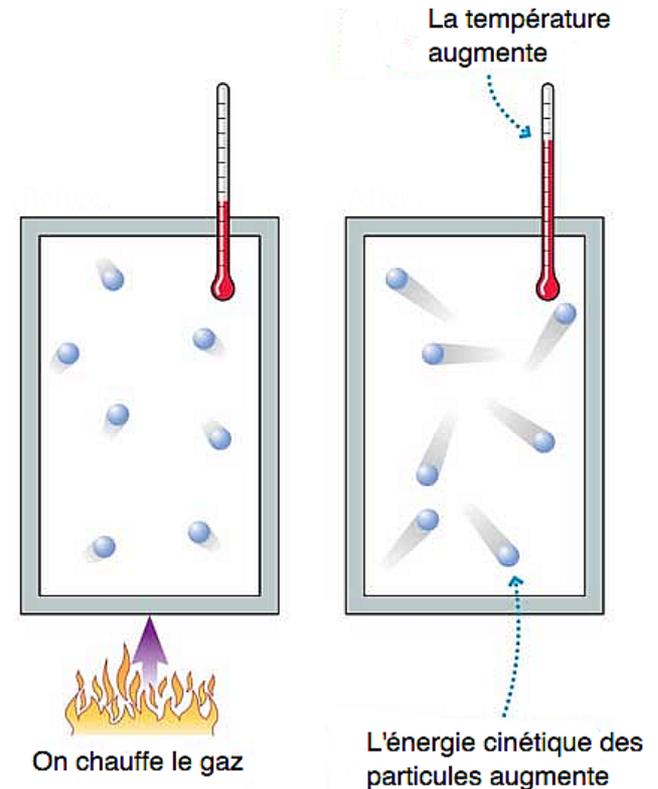




# Énergie cinétique

L'énergie cinétique moyenne des particules est **proportionnelle** à la température absolue

$$K_B = \frac{3}{2} k_B T$$



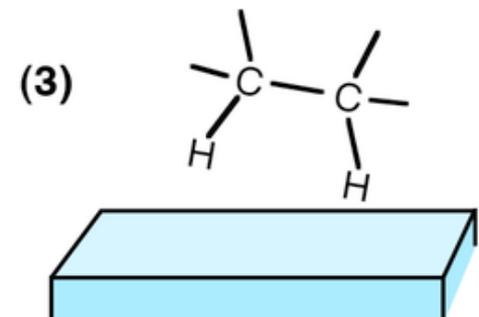
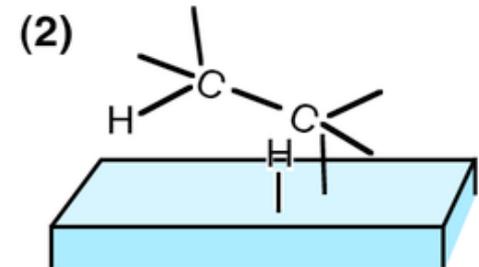
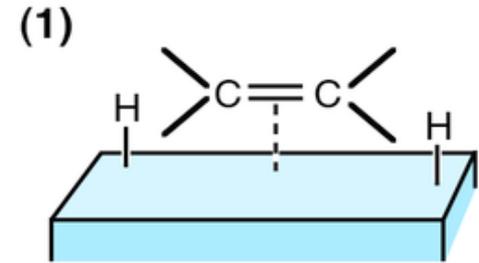


# Les catalyseurs

- Un **catalyseur** est un composé qui va **augmenter** la vitesse d'une réaction chimique mais sans être consommé.

*La quantité de catalyseur est la même avant et après la réaction.*

- Un catalyseur est généralement **spécifique** à une réaction donnée.
- Les catalyseurs sont très recherchés dans l'industrie.





# Effet d'un catalyseur

- Le catalyseur a pour effet de **diminuer** l'énergie d'activation nécessaire pour la réaction.
- La réaction globale **lente** est remplacée par **plusieurs réactions rapides**.

