

CINETIQUE CHIMIQUE

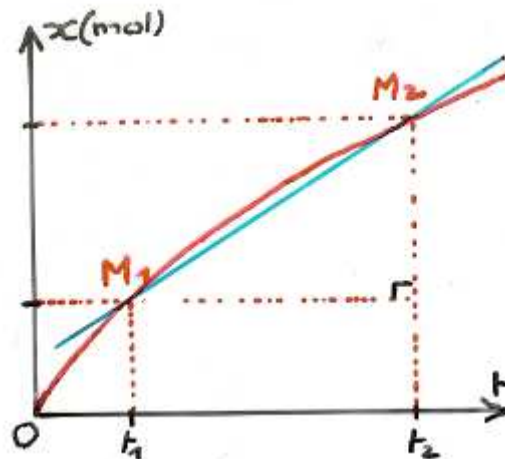
Etude de l'évolution d'une réaction chimique, possible, au cours du temps.
(notions)

1. Vitesse de réaction

Elle permet de suivre l'évolution des quantités de matière d'une espèce chimique en fonction du temps. On prendra l'espèce chimique la plus facile à doser, la loi de proportionnalité permettra de déduire les quantités de matière des autres espèces chimiques.

Vitesse moyenne :

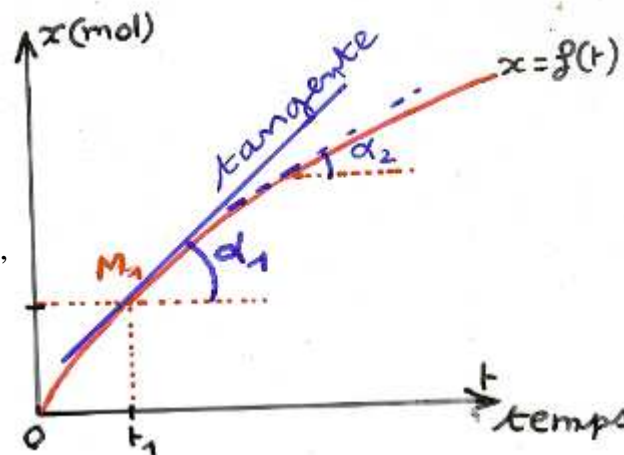
Coefficient directeur de la droite.



Vitesse instantanée :

Coefficient directeur de la tangente ($\tan \alpha$).

Quand la transformation progresse, la vitesse de réaction diminue ($\alpha_2 < \alpha_1$).



En solution

$$v = \frac{1}{V} \cdot \frac{dx}{dt}$$

dx : variation de l'avancement (mol)

dt : durée de la variation (s)

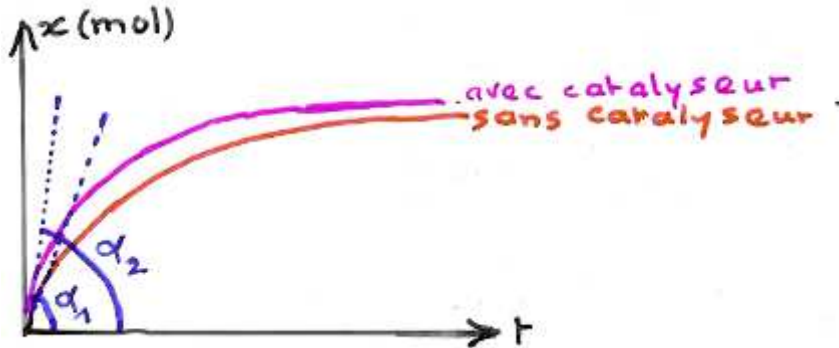
V : volume (m^3)

v : vitesse volumique de réaction ($mol \cdot m^{-3} \cdot s^{-1}$)

2. Facteurs cinétiques

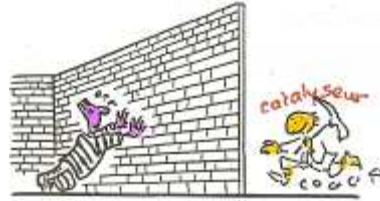
Ce sont des paramètres qui permettent d'influencer sur les vitesses.

2A. catalyseur



La vitesse de réaction augmente en présence d'un catalyseur ($\tan \alpha_2 > \tan \alpha_1$).

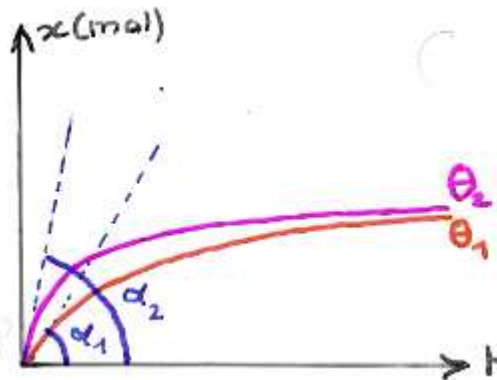
*La lubrification est à la mécanique
ce que la catalyse est à la chimie.*



2B. inhibiteur

La vitesse de réaction diminue en présence d'un catalyseur.

2C. température

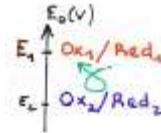


La vitesse de réaction augmente quand la température θ augmente ($\tan \alpha_2 > \tan \alpha_1$).
Le nombre de chocs, et leur violence, entre réactifs augmentent.

2D. concentration molaire

3. Nature d'une réaction

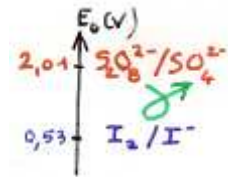
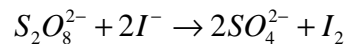
- instantanée (dosage,...)
- lente (formation de la rouille,...)
- infiniment lente (mélange de dioxygène et de dihydrogène pour obtenir de l'eau, sans amorçage,...)
- impossible (la règle du gamma n'est pas respectée,...)



4. Exercice

Nous allons suivre la cinétique d'oxydation des ions iodure I^- par les ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}$ en déterminant la concentration $[I_2]$ du diiode formé au cours du temps.

1) Etablir l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction :



Au bout de quelques instants, la solution incolore devient jaune clair, puis brun jaune et enfin brune. La croissance de l'intensité de la coloration nous permet de suivre le déroulement de la réaction. Le diiode est ensuite dosé en prélevant quelques mL du mélange.

Voici les valeurs mesurées, les solutions de départ ayant pour volume 100 mL et concentration molaire respectivement $5 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ pour les ions peroxodisulfate et $5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ pour les ions iodure.

t (s)	60	190	320	560	800	1210	1720	2250	2680	3100
$[I_2]$ (mmol.L ⁻¹)	1,2	2,5	3,8	6,2	8,3	10,8	12,6	14,4	15,1	15,6

2) Tracer la courbe $[I_2] = f(t)$.

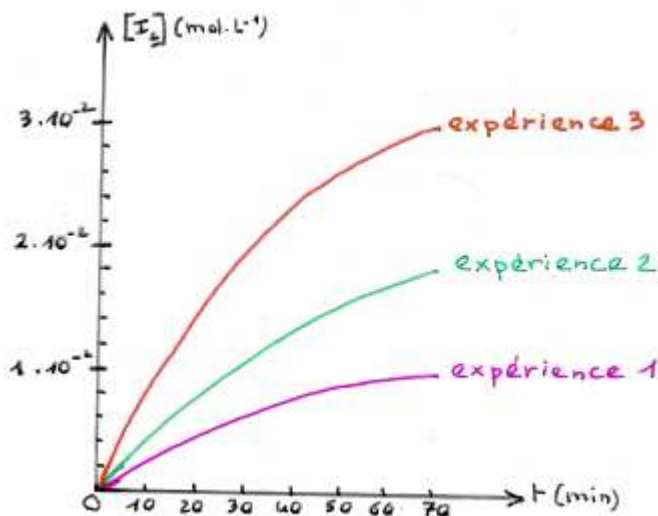
3) Calculer les vitesses moyennes de formation de I_2 :

- entre les instants origine $t_0 = 0$ et $t_1 = 320$ s.
- entre les instants $t_2 = 1000$ s et $t_3 = 2000$ s.

4) Calculer les vitesses instantanées de formation de I_2 :

- $t_0 = 0$, b- $t_2 = 1000$ s, c- $t_3 = 2000$ s, d- comparer ces vitesses.

Les solutions de départ ayant maintenant même concentration, on obtient, pour trois expériences conduites dans les mêmes conditions les trois courbes ci-contre :



expérience 1 : θ_1

expérience 2 : $\theta_2 > \theta_1$

expérience 3 : θ_2 , on a ajouté quelques gouttes d'une solution de sulfate de fer III.

5) Montrer que ces trois courbes permettent de mettre en évidence le rôle d'un des facteurs cinétiques.

Lesquels ?