

Cinétique chimique

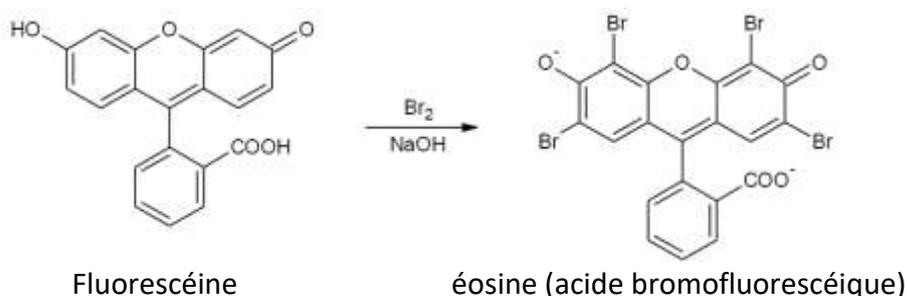
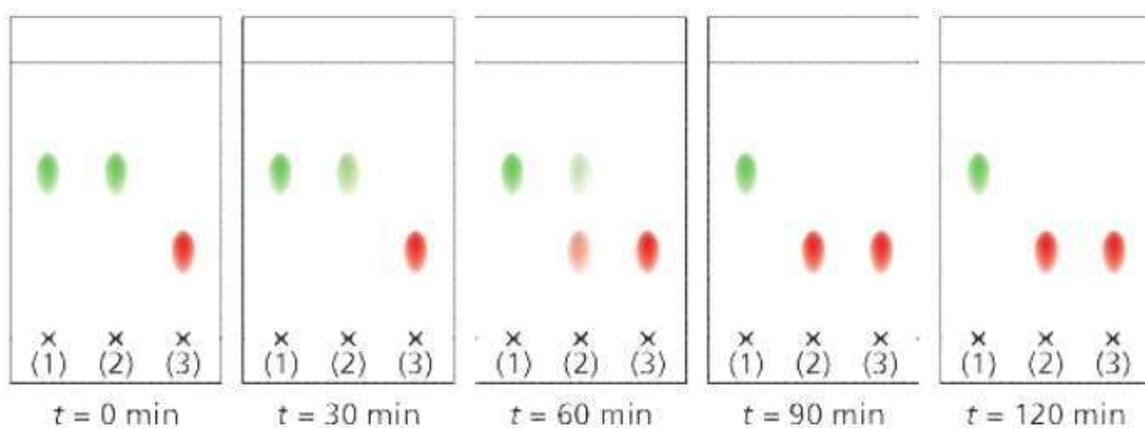
I. Durée d'une réaction

- La cinétique chimique étudie l'évolution dans le temps des systèmes chimiques.
- Pour une observation à l'œil nu, une réaction est dite rapide lorsqu'elle paraît terminée dès que les réactifs entrent en contact.
- Une transformation est dite lente si l'évolution dans le temps des quantités des réactifs et produits peut être suivie pendant plusieurs secondes, minutes ou heures, à l'œil nu ou par les instruments de mesure usuels du laboratoire.

II. Suivi cinétique

1. Suivi qualitatif

Une méthode qualitative consiste à réaliser des chromatographies sur couche mince (CCM) à divers instants. Les taches correspondant aux réactifs disparaissent progressivement, celles correspondant aux produits apparaissent : la réaction est terminée lorsqu'il n'y a plus d'évolution entre deux plaques successives.



Exemples de CCM réalisées lors de la réaction entre de la fluorescéine et du dibrome. Les CCM ont toutes été éluées dans les mêmes conditions.

Indiquer quels sont les dépôts (1), (2) et (3).

Evaluer la durée de la réaction.

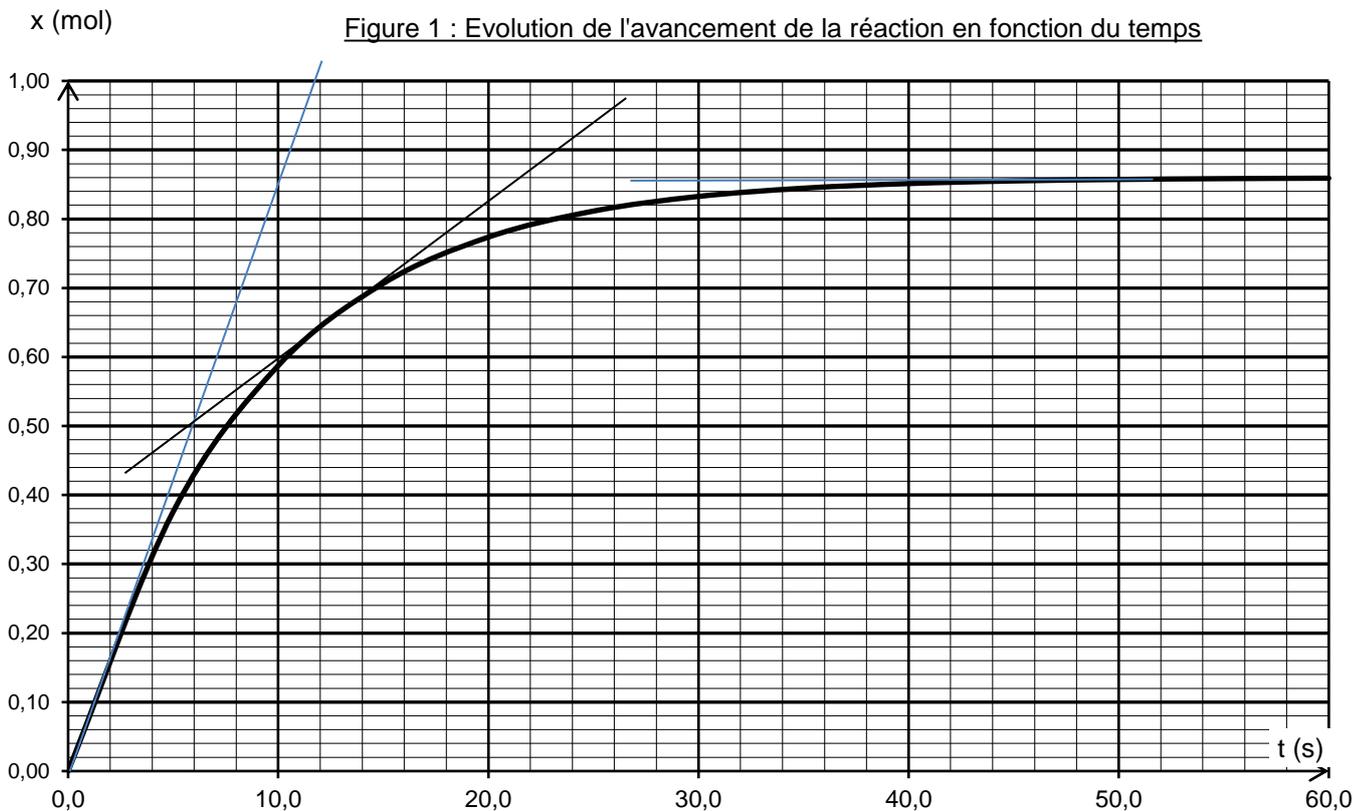
2. Suivi quantitatif

- Pour décrire l'évolution d'un système chimique qui est le siège d'une réaction lente, il faut suivre l'augmentation de l'avancement au cours du temps, grâce à la diminution de quantité de matière d'un réactif ou à l'augmentation de quantité de matière d'un produit.

- Pour décrire la durée d'une transformation on utilise souvent le temps de demi-réaction $t_{1/2}$: il s'agit de la durée au bout de laquelle l'avancement x est égal à la moitié de l'avancement maximal x_{\max} .

On peut traduire mathématiquement cette définition par : $x(t_{1/2}) = \frac{x_{\max}}{2}$

Déterminer $x(t_{1/2})$ dans le cas ci-dessous :



- Exemples de méthodes de suivi cinétique :
 - Par chromatographie : voir exemple ci-dessus
 - par spectrophotométrie : voir TP
 - par mesure de pression : exercice 1
 - par trempes et dosage : exercice 2
 - par mesure de conductivité : exercice 3

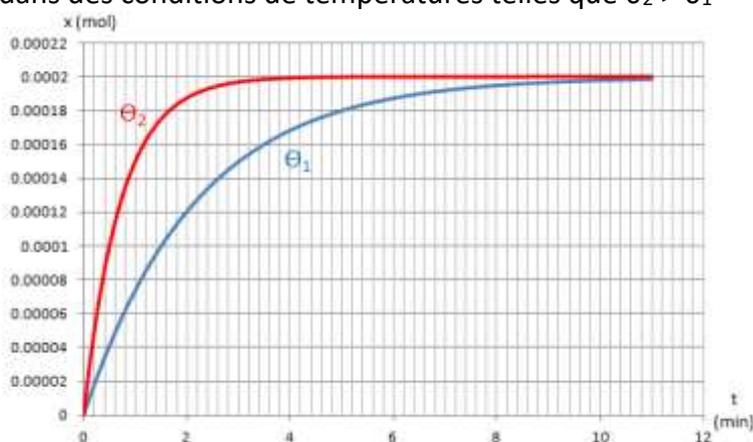
III. Vitesse de réaction :

- La vitesse d'une réaction est liée au taux de variation de la courbe $x(t)$ (avancement en fonction du temps)
Sa valeur à un instant donné est liée à la pente de la tangente à la courbe à l'instant considéré.
- Conséquence : Décrire l'évolution de la vitesse de réaction dans le cas de l'évolution représentée par la figure 1.
LA vitesse de la réaction diminue au cours du temps : elle est maximale à $t=0s$ et nulle lorsque la réaction est terminée.
- La vitesse de réaction est microscopiquement proportionnelle au nombre de rencontres entre les molécules.
Plus la réaction « avance », moins il y a de rencontres possibles entre les molécules, plus la vitesse diminue.

IV. Facteurs cinétiques (voir TP)

1. Influence de la température :

Interpréter le graphe suivant qui décrit l'évolution de l'avancement d'une même réaction effectuée dans des conditions de températures telles que $\theta_2 > \theta_1$



La réaction 2 est plus rapide que la réaction 1 car la durée de la réaction 2 ($\Delta t=4\text{min}$) est plus courte que la durée de la réaction 1 ($\Delta t=11\text{min}$).

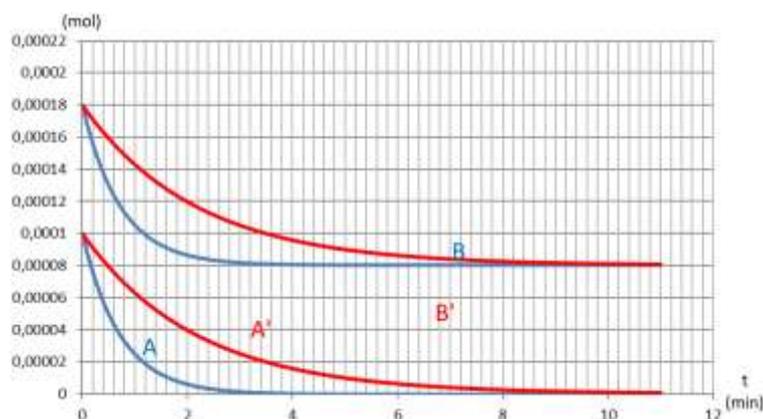
La température est un facteur cinétique : plus elle augmente plus la réaction est rapide.

2. Influence de la concentration d'un des réactifs :

On s'intéresse à une réaction entre 2 réactifs A et B. L'équation de la réaction peut être modélisée comme suit : $A + B \rightarrow C + D$

(A' et B' sont identiques à A et B mais réagissent dans des concentrations différentes)

a. Interpréter le graphe 1 ci-dessous sachant que $[A] > [A']$

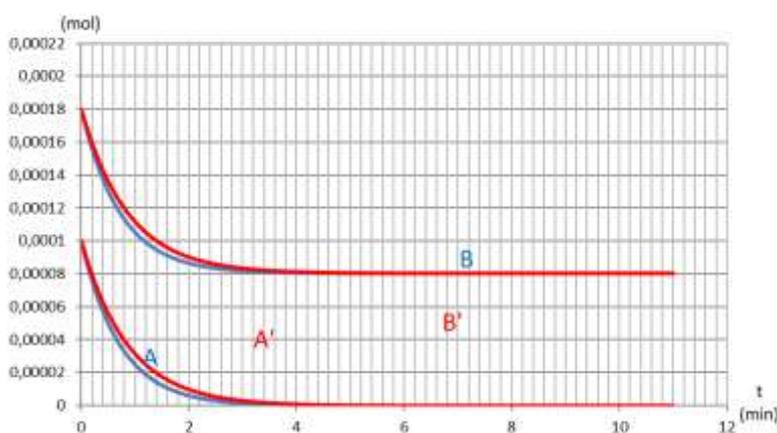


Dans la réaction A est le réactif limitant.

On remarque que la réaction entre A et B est plus rapide qu'entre A' et B'.

Plus concentration des réactifs est importante, plus la réaction est rapide.

b. Interpréter le graphe 2 ci-dessous sachant que $[B] > [B']$



B est le réactif en excès.

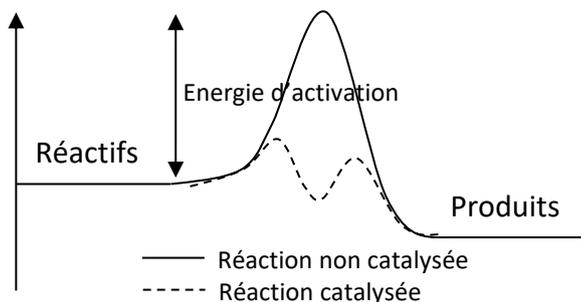
Les réactions entre A et B et entre A' et B' ont la même vitesse.

L'augmentation de la concentration du réactif en excès n'a pas beaucoup d'incidence sur la vitesse de réaction.

V. Autre moyen d'accélérer une réaction : la catalyse

- Un catalyseur est une espèce chimique, différente des réactifs, dont la présence diminue la durée de la réaction. Le catalyseur interagit toujours avec les réactifs, mais il est intégralement restitué en fin de réaction : il n'apparaît donc pas dans l'équation de la transformation et il est réutilisé sans l'altérer.

- Mode d'action :

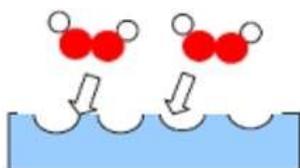


L'énergie d'activation est l'énergie qui doit être apportée à un système chimique pour que la réaction ait lieu.

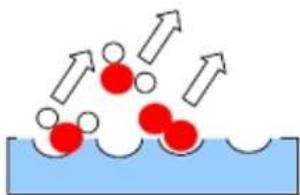
Expliquer l'effet d'un catalyseur sur l'énergie d'activation d'une réaction.

- La catalyse est homogène lorsque le catalyseur et les réactifs forment un mélange homogène, par exemple en solution aqueuse.
- La Catalyse est hétérogène lorsque le catalyseur et les réactifs forment un mélange hétérogène. Les catalyseurs hétérogènes les plus fréquents sont les métaux et les oxydes métalliques.

La catalyse hétérogène a lieu à la surface du catalyseur :



- Le catalyseur fixe les réactifs à sa surface : c'est l'**adsorption**.



- La **réaction** chimique s'effectue plus rapidement entre les réactifs au niveau du catalyseur.
- Les produits formés quittent ensuite la surface du catalyseur : c'est la **désorption**.

L'état de surface est très important : plus il est divisé, plus il est efficace et plus la réaction sera rapide : on l'utilise fréquemment sous forme de billes, de toiles métalliques ou de poudres.

- Catalyse enzymatique

Le catalyseur est une enzyme (protéine dont le nom se termine en général par -ase).

Les enzymes présentent des cavités qui ont une structure spatiale spécifique sur laquelle seuls les réactifs de forme adaptée peuvent se fixer, à la manière d'une clé dans une serrure.

Les enzymes sont extrêmement efficaces : la vitesse peut être multipliée jusqu'à un facteur 10^{11} !!!

