

Suivre et modéliser l'évolution temporelle d'une transformation chimique

1. Comment distinguer une transformation rapide d'une transformation lente ? (Voir Tp 6)

Définition 1:

Une transformation chimique **rapide ou instantanée**

.....

Exemple : réaction entre les ions fer (II) et les ions permanganate.

Définition 2 :

Une transformation **lente**

Exemple : réaction entre l'acide oxalique et les ions permanganate.

Définition 3 :

La **durée d'une réaction** est

.....

.....

2. Exemples de facteurs cinétiques : (Voir TP6)

Définition :

Les paramètres qui modifient la durée d'évolution du système chimique sont appelés

2.1. Concentration des réactifs

A température constante, la durée d'évolution d'un système chimique lorsque la concentration d'un ou plusieurs réactifs

2.2. Température du système :

A concentrations constantes des réactifs, la durée d'évolution d'un système chimique lorsque la température

Exercices : 15 p 84 (mettre correction sur site), 33 p 89 (corrigé dans le livre)

3. Catalyse : (Voir activité)

3.1. Définition :

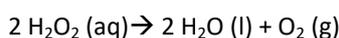
Définition : Un catalyseur est

.....

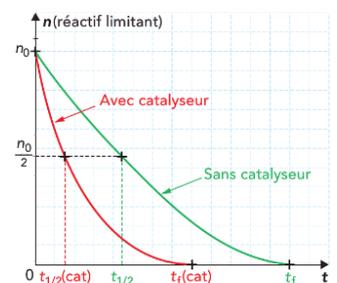
.....

- Il participe aux étapes intermédiaires du mécanisme de la réaction mais il est régénéré à la fin de celle-ci.
- Un catalyseur a un rôle purement cinétique : il ne peut modifier ni le sens d'évolution d'un système, ni son état d'équilibre.
- Tout catalyseur d'une réaction dans le sens direct est un catalyseur de cette réaction dans le sens inverse.
- Une réaction dont l'évolution est contrôlée par la présence d'un catalyseur est dite catalysée.
- Dans l'industrie, 85% des réactions sont catalysées.

Exemple : Le peroxyde d'hydrogène H₂O₂ (eau oxygénée) n'est pas stable : il se décompose lentement selon une réaction d'oxydo-réduction appelée dismutation symbolisée par l'équation :



Cette réaction est infiniment lente à température ambiante :



Doc. 2 En présence de catalyseur, l'évolution du système est plus rapide : la durée de la réaction et le temps de demi-réaction sont diminués.

Suivre et modéliser l'évolution temporelle d'une transformation chimique

L'ajout d'ions Fe (III), de platine ou de catalase (enzyme)la vitesse de décomposition.

En effet, lorsqu'on soigne une plaie à l'eau oxygénée, on observe généralement une légère effervescence : celle-ci est due à la réaction de dismutation par l'eau oxygénée catalysée par les ions fer (III) contenu dans le sang. Ainsi, on détruit l'eau oxygénée, toxique pour l'organisme.

3.2. Les différents types de catalyse :

3.2.1. Catalyse hétérogène :

Définition : la catalyse est hétérogène si les réactifs et le catalyseur

- En catalyse hétérogène, le plus souvent le catalyseur est solide et les réactifs sont gazeux, liquides ou dissous.
- En catalyse hétérogène, un catalyseur est d'autant plus efficace que sa surface active est grande.

Exemple : Dans l'expérience 1, le catalyseur platine est solide et le peroxyde d'hydrogène est dissous.

3.2.2. Catalyse homogène :

Définition : la catalyse est homogène si les réactifs et le catalyseur sont

- En catalyse homogène, le plus souvent le catalyseur et les réactifs sont gazeux, liquides ou dissous.
- En catalyse homogène, un catalyseur est d'autant plus actif que sa concentration est grande.

Exemple : Dans l'expérience 2, le catalyseur ion Fe (III) et le réactif le peroxyde d'hydrogène sont dissous en solution aqueuse.

3.2.3. Catalyse enzymatique :

Définition : La catalyse enzymatique est réalisée par une enzyme, protéine élaborée par les systèmes vivants.

- Les réactifs sont en solution dans le même milieu que le catalyseur : la catalyse enzymatique constitue un cas particulier de catalyse homogène

3.3. Caractéristiques de la catalyse :

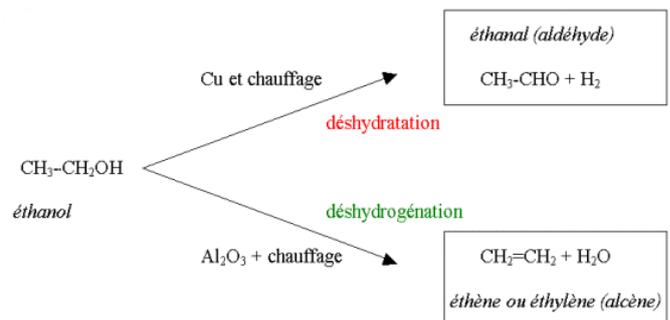
3.3.1. Spécificité du catalyseur :

Un catalyseur est spécifique d'un type de réaction chimique : le cuivre peut catalyser la réaction d'oxydation de l'éthanol en éthanal en présence de dioxygène, mais aussi la réaction d'oxydation du méthanol en méthanal dans les mêmes conditions expérimentales.

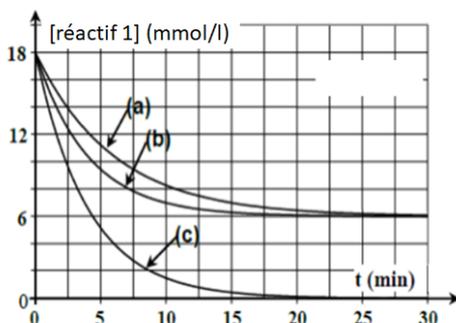
3.3.2. Sélectivité du catalyseur :

On utilise le même réactif, les mêmes conditions expérimentales, les produits obtenus sont différents. Il y a donc sélectivité du catalyseur.

Pour un système susceptible d'évoluer selon plusieurs réactions, un catalyseur est dit sélectif s'il accélère préférentiellement l'une d'elle.



Exercice :



Les 3 courbes ci-contre correspondent à la même réaction entre un réactif 1 et un réactif 2.

2 des 3 courbes sont réalisées dans les mêmes conditions l'une avec catalyseur, et l'autre sans. La troisième a été réalisée avec des quantités de réactifs 2 différentes.

Attribuer à chaque courbe les bonnes conditions expérimentales. Dans quel(s) cas, le réactif 1 est le réactif limitant.

Suivre et modéliser l'évolution temporelle d'une transformation chimique

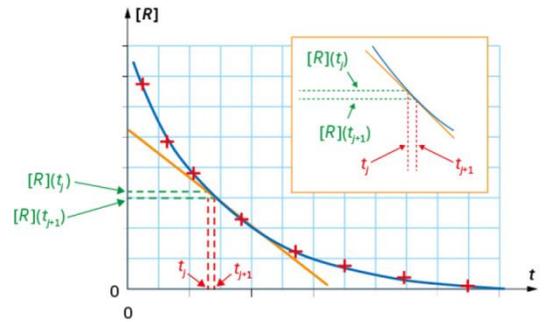
4. Vitesse volumique de disparition du réactif R (Voir Tp6)

Définition : la vitesse volumique de disparition d'un réactif R à l'instant t_j est assimilée à l'opposé du taux de variation de sa concentration [R] entre les instants t_j et t_{j+1} .

$$V_{\text{disp}}(\text{R})_{t_j} =$$

Unités usuelles :

$V_{\text{disp}}(\text{R})_{t_j}$ vitesse volumique de disparition de R en $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$
 t_j en seconde
 [R] en mol.L^{-1}



On pose $\Delta t = \dots\dots\dots$

(1) devient

On pose $\Delta[R] =$

On obtient :

Lorsque l'intervalle de temps Δt tend vers 0, le taux de variation de la concentration [R] tend vers le nombre dérivé de [R] à l'instant t_j .

$$V_{\text{disp}}(\text{R})_{t_j} =$$

Point maths

Le taux de variation d'une fonction $f(x)$ s'écrit $\tau(h) = \frac{f(a+h) - f(a)}{h}$.
 Lorsque h tend vers zéro, $\tau(h)$ tend vers le nombre dérivé de f en a , noté $f'(a)$.

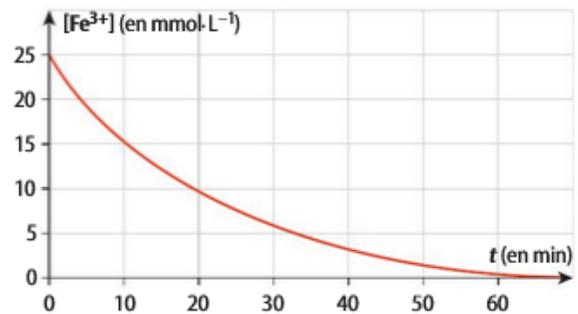
Autre définition de la vitesse volumique de disparition du réactif R à l'instant t :

la vitesse volumique de disparition d'un réactif R à l'instant t est l'opposé de la dérivée de la fonction [R] par rapport au temps.

Remarque : A une date t donnée, la vitesse volumique de disparition du réactif R est égale au
 à la courbe [R](t).

Exemple :

Le suivi cinétique d'une réaction de réduction de l'ion fer(III), permet le tracé de $[\text{Fe}^{3+}]$ en fonction du temps. Déterminer la vitesse volumique de disparition des ions fer (III) à la date $t=0\text{s}$.



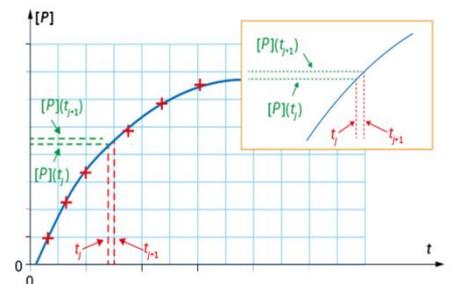
5. Vitesse volumique d'apparition du produit P

Définition : la vitesse volumique d'apparition d'un produit P à l'instant t_j est assimilée au taux de variation de sa concentration [P] entre les instants t_j et t_{j+1} .

$$V_{\text{app}}(\text{P})_{t_j} =$$

Unités usuelles :

$V_{\text{app}}(\text{P})_{t_j}$ vitesse volumique d'apparition de P en $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$
 t_j en seconde
 [P] en mol.L^{-1}



Comme précédemment, on obtient une :

Autre définition de la vitesse volumique d'apparition du produit P à l'instant t :

la vitesse volumique de d'apparition du produit P à l'instant t est la dérivée de la fonction [P] par rapport au temps.

Suivre et modéliser l'évolution temporelle d'une transformation chimique

Remarque : A une date t donnée, la vitesse volumique de d'apparition du produit P est égale au **coefficient directeur de la tangente** à la courbe $[P](t)$.

Exercices : 8 p 83 (corrigé dans le livre)

6. Temps de demi-réaction :

Définition : Le temps de demi-réaction correspond

.....

.....

Si la réaction est totale, le temps de demi-réaction est

.....

.....(doc.16)

Conséquence : le temps de demi-réaction est également

.....

.....

Remarque : la **durée t_f** d'une réaction chimique est le temps nécessaire à la consommation totale du réactif limitant.

Exercices : 20 p 85 (corrigé dans le livre)

7. Loi de vitesse d'ordre 1 : (Voir Tp7)

Lorsque la vitesse de disparition d'un réactif R est proportionnelle à la concentration en quantité de matière de R alors l'évolution de cette concentration suit la loi de vitesse d'ordre 1.

Unités usuelles :

$v_{\text{disp}}(R)_{t_j}$ vitesse volumique de disparition de R en $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$

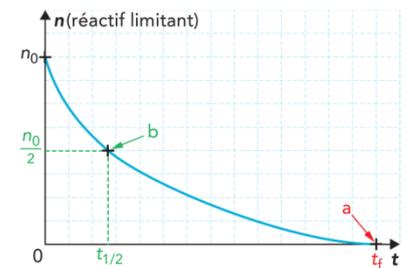
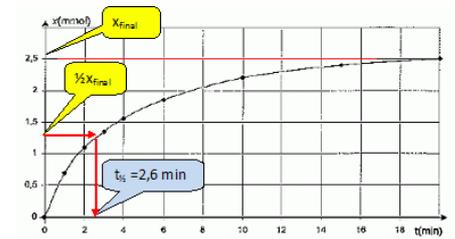
k constante volumique de vitesse en s^{-1}

[R] en mol.L^{-1}

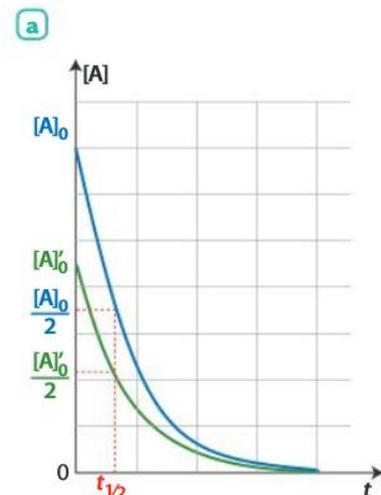
Remarques :

1. Pour une réaction donnée, k dépend de la température
2. Pour une réaction suivant la loi d'évolution d'ordre 1, le temps de demi-réaction est indépendant de la concentration initiale des réactifs.

Exercices : 30 p 88



Doc. 16 a. Pour $t = t_f$, le réactif limitant a été entièrement consommé.
b. Pour $t = t_{1/2}$, la moitié du réactif limitant a été consommée.



➤ Si une réaction suit une loi de vitesse d'ordre 1 par rapport au réactif A, $t_{1/2}$ est indépendant de la concentration initiale $[A]_0$.