

# CHAPITRE 1.5 : SUIVI TEMPOREL D'UNE TRANSFORMATION CHIMIQUE

Pierre-André LABOLLE

Lycée International des Pontonniers

Janvier 2022

**THÈME 1 - CHAPITRE 1.5 :**  
**SUIVI TEMPOREL D'UNE TRANSFORMATION CHIMIQUE**

**I. Généralités**

1. Transformations chimiques lentes et rapides
2. Méthodes de suivi temporel

**II. Facteurs cinétiques**

1. Paramètres influençant l'évolution temporelle d'une transformation
2. Catalyse

**III. Modélisation macroscopique**

1. Vitesse volumique de réaction
2. Loi de vitesse d'ordre 1
3. Temps de demi-réaction

# CHAPITRE 1.5 : SUIVI TEMPOREL D'UNE TRANSFORMATION CHIMIQUE

Pierre-André LABOLLE

Lycée International des Pontonniers

Janvier 2022

# I. Généralités

## 1. Transformations chimiques lentes et rapides

- Une transformation chimique est dite rapide si elle se déroule en une durée trop courte pour qu'il soit possible de suivre son évolution à l'œil nu ou avec les appareils courants du laboratoire.
- Il est alors impossible de distinguer des états intermédiaires entre l'état initial et l'état final du système.
- Exemples : décomposition d'un explosif, réactions de précipitation, réactions acido-basique (en général), réaction de synthèse directe de l'eau en présence d'une flamme (identification du dihydrogène) :  $2 \text{ H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{g})$
- Une transformation chimique est dite lente si elle se déroule en une durée suffisante pour qu'il soit possible de suivre son évolution à l'œil nu ou avec les appareils courants du laboratoire.
- Les états intermédiaires du système sont accessibles à la mesure par l'appareillage classique. La durée de la transformation est d'au moins quelques secondes.
- Exemples : les réactions d'estérification entre un acide carboxylique et un alcool, la synthèse directe de l'eau en l'absence de flamme (infiniment lente), etc

## I. Généralités

### 2. Méthodes de suivi temporel

- Selon la rapidité de la transformation chimique, le suivi temporel doit être réalisé avec des outils adaptés.
- Les mesures réalisées "à la main" sont adaptées pour des transformations lentes tandis que les mesures interfacées faisant appel à des capteurs sont nécessaires pour le suivi temporel des transformations rapides (elles sont aussi adaptées pour les transformations lentes d'ailleurs).
- Par exemple, une solution de vert de malachite (utilisée pour traiter les infections fongiques et bactériennes dans le poisson) subit, en milieu basique, une décoloration rapide.

Il est donc possible d'utiliser la spectrophotométrie UV-visible (donc la loi de Beer-Lambert) pour le suivi temporel de cette transformation : la courbe donnant l'absorbance de la solution au cours du temps permet de suivre l'évolution temporelle du système.

## II. Facteurs cinétiques

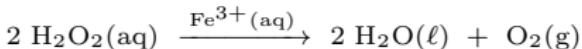
### 1. Paramètres influençant l'évolution temporelle d'une transformation

- Un facteur cinétique est un paramètre sur lequel l'expérimentateur peut jouer pour modifier la vitesse de réaction et donc la durée de la transformation.
- **Température** : en chauffant le mélange réactionnel, on peut atteindre l'état d'équilibre plus rapidement.
- **Concentration des réactifs** : en augmentant la concentration des réactifs, on peut atteindre l'état d'équilibre plus rapidement.
- **Solvant** : un choix judicieux de solvant permet parfois, lui aussi, d'atteindre l'avancement final  $x_f$  plus rapidement.

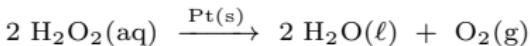
## II. Facteurs cinétiques

### 2. Catalyse

- Un **catalyseur** est une espèce chimique qui accélère la transformation **sans modifier le bilan de matière à l'état final** (donc sans modifier la valeur de  $x_f$ ).
- Un catalyseur est toujours régénéré en fin de réaction ; ainsi, il ne figure pas dans les réactifs. On l'utilise toujours en faible quantité.
- **Définition** : une catalyse est dite homogène si le catalyseur et les réactifs ne forment qu'une seule et même phase.
- **Exemple** : la réaction de dismutation (décomposition) de l'eau oxygénée  $\text{H}_2\text{O}_2$  peut être catalysée par les ions fer (III)  $\text{Fe}^{3+}$  en solution aqueuse :



- **Définition** : une catalyse est dite hétérogène si le catalyseur et les réactifs se trouvent dans des phases différentes.
- **Exemple** : la réaction de dismutation (décomposition) de l'eau oxygénée  $\text{H}_2\text{O}_2$  peut être catalysée par le platine Pt :



## II. Facteurs cinétiques

### 2. Catalyse

- Définition : une catalyse est dite enzymatique si le catalyseur est une enzyme (protéine synthétisée par un organisme vivant).
- Exemple : la transformation de l'amidon en glucose est catalysée par l'amylase, enzyme produite par les levures des pâtes levées par exemple :



- Un catalyseur permet parfois de n'accélérer qu'une seule réaction parmi plusieurs possibles à partir des mêmes réactifs. Dans ce cas, l'emploi d'un catalyseur permet également de sélectionner une transformation au détriment des autres.

### III. Modélisation macroscopique

#### 1. Vitesse volumique de réaction

- Soient A et B des réactifs et C et D des produits. Soient a, b, c, d les coefficients stœchiométriques de l'équation de réaction équilibrée entre A et B.
- On considère la réaction générique :  $a A(aq) + b B(aq) \rightleftharpoons c C(aq) + d D(aq)$
- La vitesse volumique d'apparition d'un produit est la dérivée de la concentration du produit par rapport au temps :

$$v_{app} = \frac{d[C]}{dt}$$

- La vitesse volumique de disparition d'un réactif est l'opposé de la dérivée de la concentration du réactif par rapport au temps :

$$v_{disp} = -\frac{d[A]}{dt}$$

- N.B. : graphiquement, ces vitesses se déterminent en calculant le coefficient directeur de la tangente à la courbe représentant la concentration en fonction du temps.

### III. Modélisation macroscopique

#### 2. Loi de vitesse d'ordre 1

- Une loi de vitesse est une relation mathématique entre la vitesse de la réaction et les concentrations des différentes espèces chimiques.
- Une réaction admet un ordre si l'expérience montre que, à température constante, la vitesse de la réaction peut s'exprimer en fonction des concentrations des réactifs de la façon suivante :

$$v(t) = k \times [A]^p \times [B]^q \text{ où } k \text{ est une constante}$$

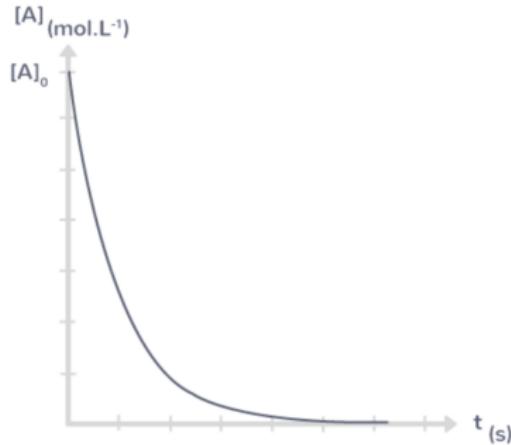
- La loi de vitesse est d'ordre 1 si  $p + q = 1$
- Dans ce cas, nous aurions par exemple : 
$$v(t) = k \times [A](t)$$
- $v$  s'exprime en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ ,  $[A]$  en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et  $k$  en  $\text{s}^{-1}$
- Comme  $v(t) = -\frac{d[A]}{dt}$ , on obtient alors  $-\frac{d[A]}{dt} = k \times [A]$  ou encore

$$\frac{d[A]}{dt} + k \times [A] = 0$$

### III. Modélisation macroscopique

#### 2. Loi de vitesse d'ordre 1

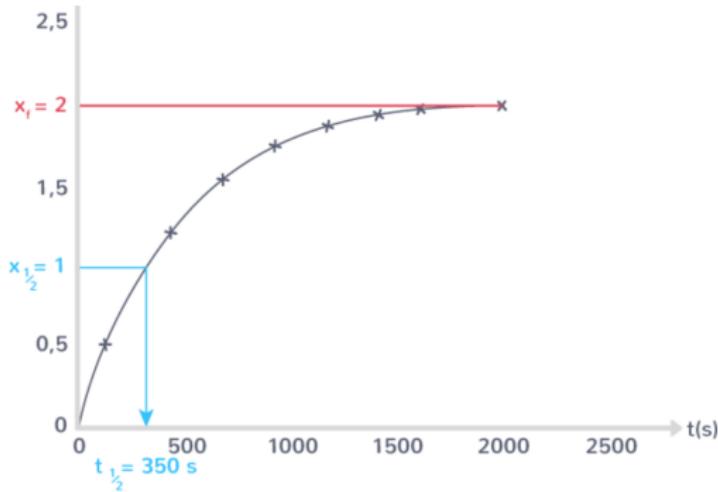
- On reconnaît ici une équation différentielle linéaire du premier ordre à coefficients constants et sans second membre.
- Nous savons à présent que la solution de cette équation différentielle est de la forme 
$$[A] = [A]_0 \times e^{-k \times t}$$



### III. Modélisation macroscopique

#### 3. Temps de demi-réaction

- **Définition** : on appelle temps de demi-réaction, noté  $t_{1/2}$ , la durée au bout de laquelle l'avancement de la réaction a atteint la moitié de l'avancement final  $x_f$ .
- Autrement dit,  $x(t_{1/2}) = \frac{x_f}{2}$
- **ATTENTION** : le temps de demi-réaction n'est pas la moitié de la durée nécessaire pour atteindre  $x_f$ .



## EXERCICES

PP83-95 n°15, 19, 26 et 41