

# LC — Suivi temporel et modélisation macroscopique

Thibault Hiron-Bédiée

- Élément imposé :** Mettre en œuvre une méthode physique pour suivre l'évolution d'une concentration et déterminer la vitesse volumique de formation d'un produit ou de disparition d'un réactif.
- Niveau :** Terminale, enseignement de spécialité
- Prérequis :** Réactions d'oxydoréduction, spectrophotométrie, conductimétrie et méthodes de titrage.  
Cours de mathématiques spécialité en première générale.
- Sources :** Physique-Chimie enseignement de spécialité, Hachette et Belin ; expériences de chimie, CAPES de sciences physiques tom 1, F. Souil et L. Leboutet, Bréal.

## I. Évolution temporelle d'une réaction

1. Transformations lentes et rapides
2. Facteurs cinétiques

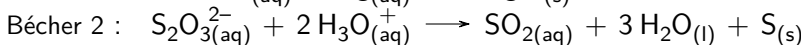
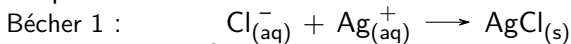
- Concentration
- Température
- Catalyse

## II. Grandeurs caractéristiques de la cinétique d'une réaction

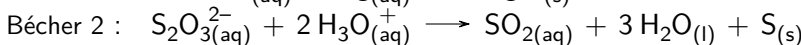
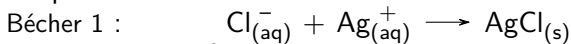
1. Vitesse volumique d'apparition d'un produit et de disparition d'un réactif
2. Temps de demi-réaction
3. Étude expérimentale : cinétique de l'oxydation des ions iodure par l'eau oxygénée

## III. Loi de vitesse d'ordre 1

## Manip 1 : Mise en évidence



## Manip 1 : Mise en évidence

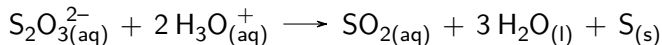


## Manip 2 : influence de la concentration

On introduit 10 mL de chacun des réactifs dans un bécher aux concentrations suivantes

Bécher	$[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]$	$[\text{HCl}]$
1	$0,1 \text{ mol L}^{-1}$	$1 \text{ mol L}^{-1}$
2	$0,1 \text{ mol L}^{-1}$	$0,1 \text{ mol L}^{-1}$
3	$0,1 \text{ mol L}^{-1}$	$0,01 \text{ mol L}^{-1}$

Équation de la réaction :



## Manip 3 : influence de la température

On introduit :

10 mL de  $\text{KMnO}_4$  à  $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ 10 mL de  $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$  à  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ 5 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dilué

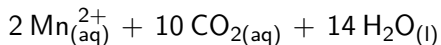
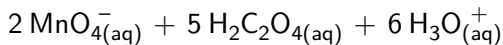
dans les conditions suivantes :

Erlenmeyer 1 : dans un bain eau glace ( $0^\circ\text{C}$ )

Erlenmeyer 2 : à température ambiante

Erlenmeyer 3 : dans un bain thermostaté à  $70^\circ\text{C}$ 

Équation de la réaction :



## Manip 4 : introduction d'un catalyseur

On introduit dans un bécher de l'eau oxygénée, on y ajoute :

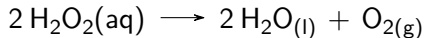
Bécher 1 : rien

Bécher 2 : une solution de chlorure de fer ( $\text{FeCl}_3$ )

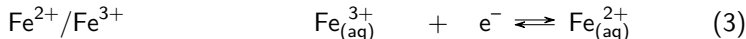
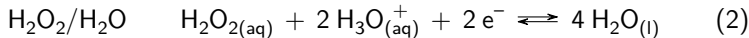
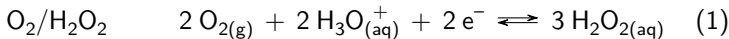
Bécher 3 : un fil de platine

Bécher 4 : un morceau de navet

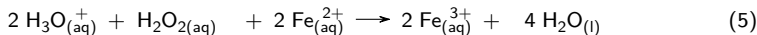
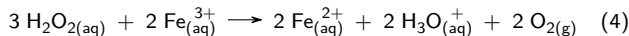
Équation de la réaction :



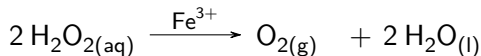
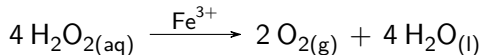
Catalyse par le chlorure de fer, demi-équations et couples :



On fait  $2 \times (3) - (1)$  et  $(2) - 2 \times (3)$  :



D'où l'équation bilan de la réaction en faisant  $(4) + (5)$  :



## I. Évolution temporelle d'une réaction

1. Transformations lentes et rapides
2. Facteurs cinétiques
  - Concentration
  - Température
  - Catalyse

## II. Grandeurs caractéristiques de la cinétique d'une réaction

1. Vitesse volumique d'apparition d'un produit et de disparition d'un réactif
2. Temps de demi-réaction
3. Étude expérimentale : cinétique de l'oxydation des ions iodure par l'eau oxygénée

## III. Loi de vitesse d'ordre 1



On a introduit au début de la leçon dans un bécher :

5 mL de KI à  $0,01 \text{ mol L}^{-1}$

1 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  à  $0,5 \text{ mol L}^{-1}$

5 mL de  $\text{H}_2\text{O}_2$  à  $0,2 \text{ mol L}^{-1}$

On a mesuré l'absorbance  $A$  du diiode formé à 450 nm.

On va maintenant analyser la courbe  $A = f(t)$  à l'aide de l'ordinateur, pour en déduire l'évolution de la concentration  $[\text{I}_2] = f(t)$ .

On rappelle la loi de Beer–Lambert :

$$A = \varepsilon \cdot l \cdot [\text{I}_2]$$

## I. Évolution temporelle d'une réaction

1. Transformations lentes et rapides
2. Facteurs cinétiques
  - Concentration
  - Température
  - Catalyse

## II. Grandeurs caractéristiques de la cinétique d'une réaction

1. Vitesse volumique d'apparition d'un produit et de disparition d'un réactif
2. Temps de demi-réaction
3. Étude expérimentale : cinétique de l'oxydation des ions iodure par l'eau oxygénée

## III. Loi de vitesse d'ordre 1

On peut vérifier qu'une vitesse d'apparition ou de disparition suit une loi d'ordre 1 par trois méthodes :

1. Vérifier que l'on peut modéliser l'évolution de la concentration par une exponentielle  
Vérifier que l'on peut modéliser  $\ln[A] = f(t)$  par une fonction affine.
2. Vérifier que  $\frac{d[A]}{dt} = f([A])$  est une fonction linéaire.
3. Pour un réactif, vérifier que le temps de demi-réaction est indépendant de la concentration initiale  $[A]_i$