

# LC: SUIVI TEMPOREL ET MODÉLISATION MACROSCOPIQUE (TERMINALE, SPÉCIALITÉ)

**Élément imposé:** Mettre en oeuvre 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.

Thibault Hiron–Bédiée

Présentée le 3 décembre 2021 — Correction J. Vidal

**Niveau :** Terminale, spécialité

**Prérequis :**

## Extrait du bulletin officiel

Notions et contenus	Capacités exigibles — Activités expérimentales support de la formation
<b>Suivi temporel et modélisation macroscopique</b> Transformations lentes et rapides.  Facteurs cinétiques : température, concentration des réactifs. Catalyse, catalyseur.  Vitesse volumique de disparition d'un réactif et d'apparition d'un produit. Temps de demi-réaction.  Loi de vitesse d'ordre 1.	Justifier le choix d'un capteur de suivi temporel de l'évolution d'un système. Identifier, à partir de données expérimentales, des facteurs cinétiques.  Citer les propriétés d'un catalyseur et identifier un catalyseur à partir de données expérimentales. <i>Mettre en évidence des facteurs cinétiques et l'effet d'un catalyseur.</i>  À partir de données expérimentales, déterminer une vitesse volumique de disparition d'un réactif, une vitesse volumique d'apparition d'un produit ou un temps de demi-réaction. <i>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.</i>  Identifier, à partir de données expérimentales, si l'évolution d'une concentration suit ou non une loi de vitesse d'ordre 1. <b>Capacité numérique :</b> À l'aide d'un langage de programmation et à partir de données expérimentales, tracer l'évolution temporelle d'une concentration, d'une vitesse volumique d'apparition ou de disparition et tester une relation donnée entre la vitesse volumique de disparition et la concentration d'un réactif.

## Préambule

On lance la réaction du iodure de potassium avec l'eau oxygénée en milieu acide sans expliciter la réaction en détail (juste mentionner les noms des réactifs en indiquant que ce sera exploité en parties 2 et 3). Introduire le mélange réactionnel dans une cuve de spectro et lancer l'acquisition.

On peut maintenant passer au cours.

# 1 Évolution temporelle d'une réaction

## 1.1 Transformations lentes et rapides

Plusieurs échelles de temps dans les réactions chimiques, allant de l'instantanée (explosion) à la très longue durée (formation de la rouille).

On peut l'observer ici dans deux beschers :

- réaction du sel de table avec le nitrate d'argent, formation immédiate d'un précipité argenté
- réaction du thiosulfate de sodium avec l'acide chlorhydrique, formation progressive (une minute) d'un solide jaune

Définitions :

- transformation rapide : évolution non détectable par un instrument de mesure de suivi chimique (vitesse de réaction inférieure au temps caractéristique du capteur)
- transformation lente : évolution détectable par un instrument de mesure physique ou chimique

Ref : *Expériences de chimie, 43 montages décrits et commentés* — CAPES de sciences physiques — Tome 1 — Souil et Leboutet — Bréal : page 185, manips 1.2.1.2 et 1.3.1

## 1.2 Facteurs cinétiques

Problème : si la réaction est lente, cela peut être gênant dans l'utilisation de la réaction dans l'industrie ou dans le vivant. Est-il possible de jouer sur certains paramètres pour modifier la vitesse de réaction ?

### 1.2.1 Concentration

Ref : *Expériences de chimie, 43 montages décrits et commentés* — CAPES de sciences physiques — Tome 1 — Souil et Leboutet — Bréal : page 187, Dismutation des ions thiosulfate

On remarque que plus la concentration en acide chlorhydrique est élevée, plus la réaction se fait rapidement. La concentration est donc un facteur cinétique sur lequel on peut jouer pour faire varier la vitesse de réaction.

### 1.2.2 Température

Ref : *Expériences de chimie, 43 montages décrits et commentés* — CAPES de sciences physiques — Tome 1 — Souil et Leboutet — Bréal : page 188, Réduction de  $\text{MnO}_4^-$  par l'acide oxalique

On remarque que la réaction est plus rapide lorsque la température du milieu réaction augmente.

La température à laquelle la réaction a lieu est un facteur cinétique sur lequel on peut jouer pour faire varier la vitesse de réaction.

## 1.3 Catalyse

Ref : *livre de terminale éditions hachette* (?)

L'eau oxygénée est un composé instable, il se dismute spontanément en dioxygène et en eau, mais cette réaction est lente.

- Bécher 1 : eau oxygénée seule, pas de bulle de gaz
- Bécher 2 : eau oxygénée et chlorure de fer, bulles de gaz (dioxygène)
- Bécher 3 : eau oxygénée et fil de platine, bulles de gaz
- Bécher 4 : eau oxygénée et navet, bulles de gaz

L'ajout dans la solution d'eau oxygénée de différents composés a permis d'accélérer la réaction puisqu'on a pu observer des bulles de gaz. Selon la nature et la phase du composé qu'on ajoute, on peut définir trois types de catalyse :

- catalyse homogène : le catalyseur est dans la même phase que les réactifs (Bécher 2)
- catalyse hétérogène : le catalyseur est dans une autre phase que les réactifs (Bécher 3)
- catalyse enzymatique : le catalyseur est une enzyme, c'est à dire une protéine issue de la biologie (Bécher 4)

Propriété des catalyseurs :

- Un catalyseur ne modifie ni le sens d'évolution d'une transformation ni la composition du système à l'état final.
- Le catalyseur n'est pas consommé par la réaction : il n'intervient pas dans l'équation bilan de la réaction (exemple sur la catalyse de la dismutation par  $\text{FeCl}_3$  sur transparent).
- Un catalyseur est sélectif

## 2 Grandeurs caractéristiques de la cinétique d'une réaction

Revenir à la réaction lancée en début de leçon, montrer le bécher dans lequel la réaction à lieu, on voit que la solution est devenue très jaune au lieu de transparente.

### 2.1 Vitesses d'apparition d'un produit et de disparition d'un réactif

On définit la vitesse de réaction comme la vitesse d'apparition d'un produit ou la vitesse de disparition d'un réactif.

La grandeur qui varie au cours d'une réaction est la concentration, donc la vitesse de réaction peut être définie par rapport à l'avancement :

$$v = \frac{d\xi}{dt}$$

### 2.2 Temps de demi-réaction

### 2.3 Étude expérimentale : cinétique de l'oxydation des ions iodure par l'eau oxygénée

*Ref : Expériences de chimie, 43 montages décrits et commentés — CAPES de sciences physiques — Tome 1 — Souil et Leboutet — Bréal : page 186*

## 3 Loi de vitesse d'ordre 1