**LC 7 : Cinétique et catalyse**

**Niveau :** Lycée

**Prérequis :** tableau d’avancement, équilibre chimique, oxydo-réduction, loi de Beer-Lambert

**[1]** Physique-Chimie TleS, Collection Microméga, Hatier.

**[2]** Physique Chimie TS, Collection Dulaurans Durupthy, Hachette.

**[3]** Physique Chimie Terminale S, Nathan (édition2012).

**[4]** 100 manipulations de chimie générale et analytique, J.Mesplède.

**[5]** Physique-Chimie Tle S, collection ESPACE, Bordas.

**[6]** Dépollution catalytique des gaz d’échappement automobiles, Gilles Mabilon, L’Actualité Chimique 229(1999), p.117-120.

**I- Durée d’une réaction chimique**

**II- Facteurs cinétiques**

**III- Utilisation d’un catalyseur**

**Intro :** On ne s’est jamais vraiment intéressé jusqu’à présent à la durée des réactions chimiques, pourtant notre expérience quotidienne prouve que ce paramètre crucial. Conservation des aliments 🡪 réactions de dégradation lentes ; synthèse industrielle 🡪 réactions aussi rapides que possible.

Objectif de cette leçon : essayer de quantifier cette notion de « rapidité » et déterminer les facteurs qui jouent sur la vitesse des réactions.

Afin de déterminer l’état d’avancement de réactions, il faut pouvoir réaliser un suivi temporel de ces réactions. On va lancer dès maintenant une manipulation :

Expérience 1 : Lacer Suivie spectrophotométrique de la réaction de I- avec S2O82- **[4]p199**

pr plus tard

* Lancer le suivie en doublant la concentration de S2O82- pour avoir un temps de réaction plus court (on attend une absorbance de l’ordre 2)
* : mol/L et : 0,75 mol/L , volume de 20 mL
* Attention : e doublant la vitesse, on risque de ne pas voir l’essentiel du début de la courbe de vitesse. Pour résoudre ce pb, on peut décider de revenir aux concentrations du protocole, ou mélanger directement dans la cuve du spectro (mais du coup peu de maitrise sur la concentration)

1. **Durée d’une réaction chimique**
2. **Réactions rapides, réaction lentes**

Expérience 2 : Illustration de réaction lente et rapide dans un tube à essaie

* 2I-(aq) + S2O82-(aq) = I2(aq) + 2SO42-(aq) : réaction lente (on observe son déroulement)
* Ag+(aq) + I-(aq) = AgI(s) : réaction rapide (instantanée devant nos yeux) ( mélange de nitrate d’argent et d’iodure de potassium )

**Réaction lente : si l’évolution dans le temps des quantités de réactifs et produits peut être suivie pendant plusieurs secondes, minutes ou heures, à l’œil ou par les instruments de mesure du laboratoire.** **[3]p265**

**Réaction rapide : lorsqu’elle semble achevée dès que les réactifs entrent en contact [2]234**

Donc la première réaction est lente alors que la deuxième est rapide.

Autre exemple de réaction : décomposition de l’eau oxygénée : **réaction lente**

**2H2O2 (aq) 🡪 O2(g) + 2 H2O (l)**

**Réaction lente** mais qui explique la date de péremption .

On peut définir aussi la notion de **durée de réaction** : **[3]p 265**

* **durée nécessaire pour que l’avancement x atteigne une valeur déterminée par l’expérimentateur.**

Transition : Comment quantifier la durée de réaction ?

1. **Suivi temporel d’une réaction**

**Suivie temporel : procédure qui consiste à connaitre à chaque instant l’état du système chimique [5]p238**

Deux types de suivi peuvent être réalisé :

* **Suivi qualitatif : CCM lors d’une synthèse organique [1] p 283**

~Slide ( CCM à plusieurs intervalles de tps [1]p283 )

En prélevant du milieux réactionnel un échantillon à différents dates t et en le mettant sur une plaque CCM où sont également déposé le réactif pur et le produit pur, on peut suivre la réaction et savoir lorsque celle-ci est terminée.

* **Suivi quantitatif :** Il faut connaitre les quantités de matières au cour du tps :
  + **Mesure de l’absorbance en fonction du tps :**  Apparition / disparition d’espèces colorées :
  + **Mesure de la pression en fonction du tps :** Apparition / disparition de gaz
  + **Mesure de la conductivité en fonction du tps :** Apparition / disparition d’espèce chargées

Dans notre cas, nous allons étudier le cas de la réaction des ions iodure sur les ions peroxodisulfate. Lors de la mise en contact des réactifs, nous avons vu en préparation la solution se colorer peu à peu en orange :

~Slide : quantité de réactifs et coloration de la solution

La réaction a pour équation celle marquée sur la slide ( ). Ce sont le diiode qui donne la couleur à la solution. Le suivi temporel a donc été fait par spectrophotométrie UV-visible , lancé en début de cette leçon.

Expérience 1 : Suivie spectrophotométrique de la réaction de I- avec S2O82- **[4]p199**

* Montrer la courbe (ne pas l’effecer)

On peut se demander comment quantifier la durée de réaction dans notre cas. Un valeur particulière de durée est souvent utilisée par les expérimentateurs et expérimentatrices est le **temps de demi-réaction** : **durée de transformation pour laquelle l’avancement x est égal à la moitié de l’avancement maximal xmax noté : t1/2**

Expérience 1 : Suivie spectrophotométrique de la réaction de I- avec S2O82- **[4]p199**

* Evaluer t1/2 ( ~60 sec)

Transition : Quels facteurs influent dur la vitesse de réaction ?

1. **Facteurs cinétiques**

Expérience 3 : Lancer Suivie spectrophotométrique de la réaction de I- avec S2O82- **[4]p199**

pour plus tard

* Doubler la concentration en I-  ( par rapport à la concentration finalement choisie pour la 1ère exp) : I- étant en excès, on double kapp (car réaction d’ordre 1 ; t1/2  indpdt de la concentration initiale)
* lancer le suivie spectro sur le même graph que préédemment

1. **Influence de la température**

Expérience 4 : Effet de la température :

I- + S2O82- dans un bécher à70°C et un à 0°C : Observation qualitative de la vitesse de coloration.

Tous les autres paramètres du système étant maintenus constant, l’augmentation **de la température du milieu réactionnel diminue la durée d’évolution du système et inversement. [5]p239**

A l’échelle microscopique on peut interpréter ce résultat en considérant que plus la température augmente plus le nombre de choc est élevé et plus les chocs sont efficaces. ~Slide : animation Flash [[lien](http://scphysiques.free.fr/animations/anims/chimie/cinetique2.swf)] **[2]p235**

Montrer qu’a concentration égales , le temps de demi-réaction diminue quand T augmente.

Applications : Cuissons des aliments, réfrigérateur. (Attention : compromis entre vitesse et coût energétique)

1. **Influence de la concentration**

Expérience 3 : Suivie spectrophotométrique de la réaction de I- avec S2O82- **[4]p199**

* Montrer la courbe de suivi cinétique (discuter)
* Evaluer t1/2

Tous les autres paramètres du système étant maintenus constant, l’augmentation **de la concentration en réactifs diminue la durée d’évolution du système. [5]p239**

Interprétation en termes de probabilité de chocs

~Slide : animation Flash [[lien](http://scphysiques.free.fr/animations/anims/chimie/cinetique2.swf)]

Autres facteurs cinétiques : état de surface des réactifs, solvant … **[5]p239-240**

Transition : Nous allons voir un dernier moyen, particulièrement important dans les domaines industriels et biologique, d’accéléré de réaction : la catalyse.

1. **Utilisation d’un catalyseur**

**Catalyseur : espèce chimique qui accélère une réaction chimique sans modifier l’état final du système chimique. Le catalyseur est consommé, mais régénéré en égale proportion au cours de la réaction : il ne figure pas dans l’équation de réaction. [5]p240**

**3 types de catalyse :**

* **Homogène**
* **Hétérogène**
* **Enzymatique**

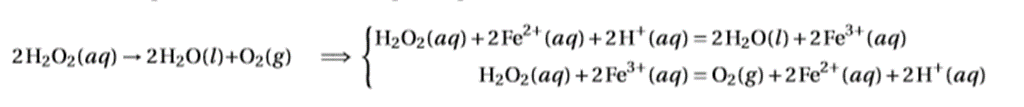
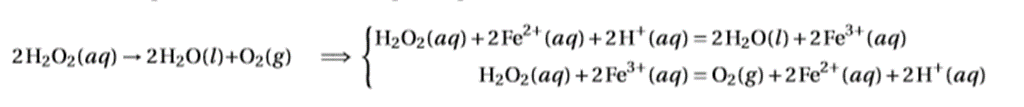
1. **Catalyse homogène**

**Catalyse homogène : catalyseur et réactifs sont dans la même phase [3]269**

Expérience 5 : Catalyse par Fe2+ de la dismutation de H2O2 dans un tube à essais **[3]p263 . [4]p212**

* Dans un tube à essaie contenant du peroxyde d’hydrogène **dilué** ajouter une solution d’ions Fe2+ .
* Montrer à coté un tube à essai témoin contenant seulement la solution de H2O2
* On peut caractériser le gaz produit en laçant une allumette : O2 ~ carburant

**Equation de la réaction au tableau :**



La coloration rouge est due aux ions Fe3+

La réaction globale, lente, est remplacée par plusieurs réactions plus rapides. On voit bien que le catalyseur est consommé puis régénéré.

On voit qu’on pourrait catalyser avec Fe3+ car dismutation = oxydation et réduction (il suffit de choisir dans quel ordre !). Le diagramme E-pH de [4]p212 est éclairant.

1. **Catalyse hétérogène**

Expérience 6 : Catalyse hétérogène de la dismutation de H2O2 dans un tube à essais **[3]p263 . [4]p212**

* Peser un fils d’argent ou de platine
* Dans un tube à essaie contenant du peroxyde d’hydrogène **dilué** ajouter lefil d’argent (ou de platin, moins efficace)
* Montrer à coté un tube à essai témoin contenant seulement la solution de H2O2
* Noter les bulles sur le fils

On voit que la réaction est plus rapide dans le tube à essai contenant le fil et que le dioxygène se forme à la surface du fil.

**Catalyse hétérogène :** le catalyseur est dans une phase différente du réactif  **[3]269**

**Application : pots catalytiques : [6] et [3]p269**

~Slide : pot catalytique

Des métaux tels que le palladium, le platine et le rhodium, déposés sur des céramiques catalysent les réactions suivantes :

* 2 NO(g) + 2CO(g) 🡪 N2(g) + 2 CO2(g) (palladium ou rhodium)
* 2 CO(g) + O2(g) 🡪 2CO2(g) (palladium, platine ou rhodium)

Ainsi le dioxyde de carbone et le diazote, beaucoup moins nocifs que les monoxyde d’azote et de carbone sont rejeté dans l’atmosphère.

Il faut maximiser le contact entre le catalyseur et les réactifs pour catalyser au mieux les réaction 🡪 grille en nid d’abeille

1. **Catalyse enzymatique**

**Enzyme : protéines capables de catalyser des réactions chimiques.**

Elles présentent des sites réactifs qui ont une certaine structure spatiale et sur lesquelles seules certaines espèces chimiques de forme adaptée peuvent se fixer**🡪 les catalyses enzymatiques sont très spécifiques. [1]p287[5]241**

Expérience 7 : Catalyse enzymatique de la dismutation de H2O2 dans un tube à essais **[3]p263 . [4]p212**

* Découper le navet (protéine = catalase) en petit morceaux. Le jus de navet marche peut-être mieux
* Dans un tube à essaie contenant du peroxyde d’hydrogène **dilué** ajouter le navet
* Montrer à coté un tube à essai témoin contenant seulement la solution de H2O2
* Noter l’ apparition des bulles

La catalyse enzymatique présente l’avantage d’être en général plus efficace que les deux autres catalyses (par exemple la catalase contenu dans le navet est, à concentration égale, 1 million de fois plus efficace que les ions Fe2+ pour décomposer le peroxyde d’hydrogène) . . **[2]p238**

De plus les conditions expérimentales de l’utilisation de ces catalyseur sont douces : T° ~ 37°C et pH peu éloigné de 7 ce qui permet une grande économie d’Energie pour les industriels . . **[3]p264**

Dans la catalyse enzymatique , les réactifs et le catalyseur ne forment qu’une seule phase mais la réaction a lieu à la surface de l’enzyme.

**CCL :** ~Slide : tableau : avantage et inconvénients des catalyseurs **[3]p264 et p270**

Ouverture sur les lois de vitesse afin d’être plus quantitatif et de mettre en avant différents comportements.