

Thème 1 : Constitution et transformation de la matière

Partie 2A. Evolution temporelle des systèmes chimiques

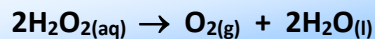
CHAP 04-ACT EXP Effet d'un catalyseur- Suivi cinétique et vitesse de réaction

1. OBJECTIFS

- Mise en évidence de l'effet d'un catalyseur.
- Mise en œuvre d'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
- A 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

2. ETUDE EXPERIMENTALE DE LA CATALYSE

Le peroxyde d'hydrogène (ou eau oxygénée) H_2O_2 est instable. Il se transforme selon la réaction d'équation:



Étudions l'influence de certaines espèces chimiques sur l'évolution de cette réaction.

2.1. Expérience

- Préparer cinq tubes à essais remplis à moitié d'eau oxygénée à 20 volumes.
- Les numéroter. Le tube à essais n° 1 sera le tube témoin.
Ajouter dans le tube à essais:
 - n° 2, un fil de platine;
 - n° 3, une pointe de spatule de dioxyde de manganèse solide;
 - n° 4, un morceau de cuisse de grenouille
 - n° 5, quelques mL d'une solution de chlorure de fer III ($\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$) de concentration $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$
- Préparer un sixième tube à essais rempli à moitié d'eau et du même volume de solution de chlorure de fer III que le tube à essais n° 5. (tube témoin/ tube n°5)

Point Info :

Le sang contient une enzyme appelée catalase.

Les enzymes sont des catalyseurs biologiques constitués d'une ou plusieurs chaînes protéiques.

La catalase, par exemple, possède quatre chaînes protéiques.

Cette enzyme catalyse la réaction de décomposition de l'eau oxygénée de façon très efficace : une seule molécule de cette enzyme peut en effet décomposer 40 millions de molécules de H_2O_2 par seconde.

La catalase est contenue dans le sang ainsi que dans le jus de certains légumes.

2.2. Observer

- Observe-t-on une transformation dans le tube n°1 ?
- Comparer l'aspect des contenus des tubes à essais en cours de transformation.
- Décrire l'évolution de la couleur de la solution dans le tube à essais n° 5 en la comparant avec celle du tube à essais n° 6.

2.3. Interpréter

- a) Comment peut-on qualifier la transformation dans le tube n°1 ?
b) Pourquoi observe-t-on une effervescence dans les tubes à essais 2 à 5 ?
c) Les espèces ajoutées dans les tubes à essais sont-elles des réactifs de la réaction étudiée ?

(aide : pour montrer qu'une espèce chimique est un réactif dans une expérience, une possibilité est de faire la même expérience en présence de cette espèce chimique et sans. Si la réaction n'a lieu que lorsque l'espèce chimique est présente, alors cette dernière est manifestement impliquée.)

Rq : si l'espèce chimique n'est pas un réactif, elle n'apparaît pas dans l'équation bilan de la réaction

- d) Que peut-on dire de l'évolution de la concentration en ions $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$, responsables de la couleur orangée de la solution du tube à essais n° 5 ?

2.4. Expérience supplémentaire

- Quand la réaction semble terminée dans le tube n°5, rajouter de l'eau oxygénée dans le tube et observée.

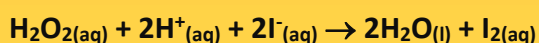
2.5. Conclure

- d) Les espèces introduites dans les tubes à essais sont appelées catalyseurs. Quelles sont les caractéristiques des catalyseurs mises en évidence dans cette activité ?
e) Les catalyses envisagées dans cette activité sont de trois types et sont respectivement qualifiées d'hétérogène, d'homogène et d'enzymatique. Attribuer à chacune des expériences le qualificatif qui convient. Proposer une définition pour chacune d'elles.

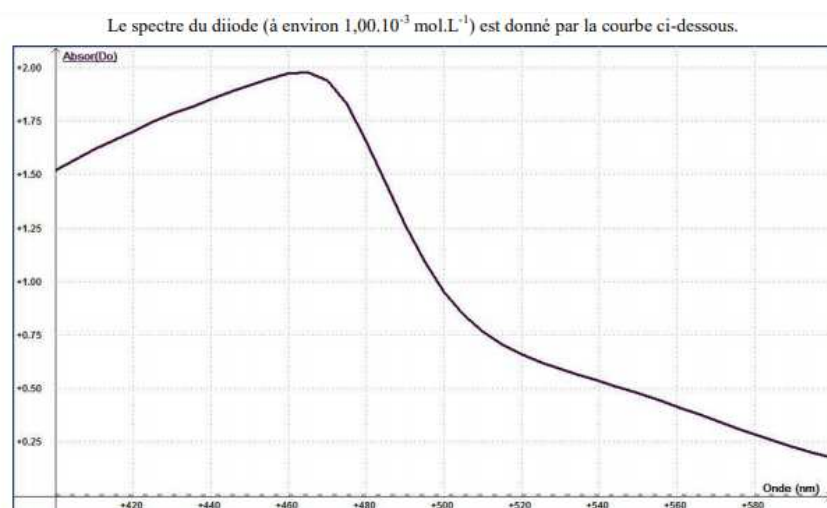
3. SUIVIE TEMPORELLE D'UNE REACTION PAR UNE METHODE PHYSIQUE

3.1. Principe

On étudie la réaction de l'eau oxygénée sur les ions iodures en milieu acide d'équation :



On se propose de suivre l'évolution de la concentration de diiode I_2 formé en fonction du temps **par spectrophotométrie**.



3.2 Tracé de la droite d'étalonnage (loi de Beer-Lambert)

1) Obtention d'une échelle de teintes

On dispose d'une solution aqueuse de diiode S_0 de concentration molaire $C_0 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

On cherche à réaliser par dilution un ensemble de solutions étalons de diiode de concentrations C_i connues (cf. tableau ci-dessous).

2) Mode opératoire.

Attention, chaque groupe sera responsable de la préparation d'1 solution S_i , selon le n° de son groupe.

- A l'aide d'une burette graduée, introduire dans un tube à essais, un volume V_i de la solution S_0 de diiode (cf tableau ci-dessous). A l'aide d'une autre burette graduée, compléter à 10 mL avec de l'eau distillée
- Boucher et bien agiter.

N° du groupe	N° du tube	Volume V_i de solution S_0 à introduire (mL)	Volume d'eau à ajouter (mL)	Volume total (mL)	Concentration C_i de la solution diluée de diiode (mmol.L^{-1})
1	1	1,0	9,0	10,0	0,1
2	2	2,0	8,0	10,0	0,2
3	3	3,0	7,0	10,0	0,3
4	4	4,0	6,0	10,0	0,4
5	5	5,0	5,0	10,0	0,5
6	6	6,0	4,0	10,0	0,6
7	7	7,0	3,0	10,0	0,7
8	8	8,0	2,0	10,0	0,8
9	9	9,0	1,0	10,0	0,9
10	10	10,0	0	10,0	1,0

3) Utilisation du colorimètre (cf. MODE D'EMPLOI colorimètre EUROSMART)

Réalisation du blanc

- Mettre une cuve d'eau distillée (solution de référence) dans le porte cuve.
- Sélectionner sur quelle longueur d'onde régler la source du colorimètre (Bleu : $\lambda = 470 \text{ nm}$, Vert : $\lambda = 528 \text{ nm}$, Jaune : $\lambda = 587 \text{ nm}$ ou Rouge : $\lambda = 633 \text{ nm}$). Justifier
- A l'aide du bouton de réglage du « Blanc », amener l'affichage de l'Absorbance à zéro.

Mesure des Absorbances des solutions étalons

- Echanger la cuve de référence avec une cuve de solution et lire la valeur de l'absorbance sur l'écran.
- Les absorbances des solutions étalons seront mesurées dans l'ordre, de la moins à la plus concentrée.

4) Relation entre absorbance et concentration :

- Ouvrir le tableur-grapheur « Régressi » (cf. notice Régressi)
- Faire Fichier-Nouveau-Clavier
- Entrer le nom des **variables expérimentales** : C (en mmol/L) et A (sans unité). Valider par OK
- **Dans Tableau** : saisir les valeurs expérimentales obtenues
- **Dans Graphe** : afficher $A = f(C)$
- **Dans Modélisation** : choisir un modèle linéaire d'équation $A = k \times C$. « Ajuster » puis relever la valeur du coefficient de proportionnalité obtenu.

Conclure :

Pour une solution de diode, à la longueur d'onde 470 nm et pour une longueur de cuve de 1 cm, on a montré que :

$$A = k \times C = \dots \times C$$

où $C = [I_2]$ en mmol/L

- Imprimer la courbe (FACULTATIF)

3.3 Suivi cinétique de la réaction entre l'eau oxygénée et les ions iodures.

1) Mode opératoire

- Mélanger dans un bécher :
10,0 mL de solution d'iodure de potassium dont la concentration en ions iodures est de $[I^-_{(aq)}] = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$
6,0 mL d'acide sulfurique dont la concentration en ions hydrogène est de $[H^+_{(aq)}] = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$
10 mL d'eau distillée.
- A la date $t = 0\text{s}$ correspondant au moment du déclenchement du chronomètre, ajouter :
4,0 mL de solution d'eau oxygénée H_2O_2 à $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.
- Immédiatement après avoir mélangé les réactifs, remplir une cuve avec la solution et la placer dans le porte cuve.
- Relever les valeurs de l'absorbance toutes les 30s pendant 20 min ($t = 1200 \text{ s}$). Consigner les résultats dans un tableau Regressi.
- A partir des mesures de l'absorbance $A(t)$, faire calculer les valeurs de la concentration $C(t)$:
Dans Grandeur, cliquer sur Y+ pour créer la grandeur calculée concentration ;
symbole : C
unité : mmol/L
expression : $C = A/k$ en remplaçant k par la valeur obtenue précédemment.
- Enregistrer le tableau dans un fichier au format .CSV en exportant les valeurs de t et C.

2) Exploitation

- a) Etablir l'équation de la réaction entre l'eau oxygénée et l'ion iodure
- b) Calculer le nombre de moles d'ions iodures noté $n_0(I^-_{(aq)})$, d'ions H^+ noté $n_0(H^+_{(aq)})$, et d'eau oxygénée notée $n_0(H_2O_{2(aq)})$ à $t=0$.
- c) Etablir le tableau d'avancement (on notera x l'avancement de la réaction).
- d) Déterminer l'avancement maximal x_{max} et le réactif en défaut si l'on suppose la réaction totale.
- e) Calculer $[H_2O_2]_0$ et $[I_2]_{\text{max}}$ attendue

DONNEES :

Eau oxygénée/Eau	$H_2O_{2(aq)}/H_2O_{(l)}$
Diode/Ion iodure	$I_{2(aq)}/I^-_{(aq)}$

4. LOI CINETIQUE

4.1 Objectif

A partir des données expérimentales et d'un langage de programmation, on veut :

- Tracer l'évolution temporelle de la concentration en I_2 : $[I_2] = f(t)$
- Tracer l'évolution temporelle de la vitesse volumique d'apparition de I_2 : $d[I_2]/dt = f(t)$
- Vérifier que la vitesse suit une loi d'ordre 1 par rapport à la concentration en H_2O_2 :

$$d[I_2]/dt = k \times [H_2O_2]$$

4.2 Données expérimentales

On dispose du fichier « suiviCinetique.csv » correspondant aux valeurs (t, C) découlant des mesures réalisées à l'aide du spectrophotomètre par votre professeur lors du suivi de l'oxydation des ions iodures par l'eau oxygénée dans les mêmes conditions expérimentales que précédemment. L'acquisition des mesures ayant été informatisée, on a programmé une mesure de l'absorbance toutes les 10 s soit 120 points de mesures entre $t=0$ et $t=1200 \text{ s}$.

4.3 Activité numérique

Ouvrir le fichier « cinetiqueOrdre1-eleve.py » puis compléter ou modifier le code PYTHON selon les instructions données dans le script.

Remarque : par souci de simplification, on notera la concentration en réactif $[H_2O_2] = A$ et en produit $[I_2] = B$

CONCLURE : la cinétique étudiée est-elle d'ordre 1 ? Justifier.