

Partie Comprendre : Lois et modèles

CHAP 09-ACT EXP cinétique et catalyse

Objectifs :

- Etudier la formation d'un corps en fonction du temps au cours d'une réaction lente
- Extraire et exploiter des informations sur la catalyse, notamment en milieu biologique et dans le domaine industriel, pour en dégager l'intérêt.
- Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour mettre en évidence le rôle d'un catalyseur

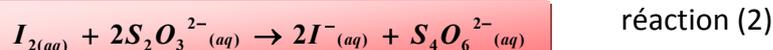
1. SUIVI TEMPOREL D'UNE REACTION

2.1. Principe

On se propose d'étudier l'évolution de la quantité de diiode $I_{2(aq)}$ formé au cours du temps lors de la réaction entre l'eau oxygénée $H_2O_{2(aq)}$ et les ions iodures $I^-_{(aq)}$ selon :



Pour déterminer la quantité de $I_{2(aq)}$ formée à une date t , on réalise un titrage par les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}_{(aq)}$ selon :



2.2. Mode opératoire :

a) Préparation de la burette

- Rincez la burette avec quelques millilitres de la solution de thiosulfate de sodium $2Na^+_{(aq)} + S_2O_3^{2-}_{(aq)}$ à $0,04 \text{ mol L}^{-1}$
- La remplir avec cette solution et ajuster le niveau du liquide au zéro en veillant à ce que l'extrémité inférieure de la burette soit correctement remplie sans bulles d'air.

b) Préparation des solutions de réactifs

- Dans un bécher de 250 mL, introduire 50 mL de la solution d'eau oxygénée de concentration $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ (mesurés avec une fiole jaugée de 50 mL).

Acidifier en ajoutant 2,0 mL d'acide sulfurique de concentration molaire $3,0 \text{ mol L}^{-1}$ (utiliser une pipette pasteur en plastique et prendre les précautions relatives aux acides concentrés).

🌟* **la manipulation de l'acide sulfurique concentré nécessite le port des gants et des lunettes de protection.**

- Dans une fiole jaugée de 50 mL, mesurer 50 mL de la solution d'iodure de potassium de concentration $0,20 \text{ mol L}^{-1}$.

c) déclenchement de la réaction (1) et suivi temporel

- Déclencher le chronomètre au moment du mélange des deux solutions de réactifs et homogénéiser le mélange.
- Commencer à répartir le mélange dans huit béchers de 100 mL, à raison de 10 mL par bécher prélevé à l'aide d'une pipette jaugée.
- À la date $t_1 = 2 \text{ minutes}$, ajouter dans le premier bécher environ 50 mL d'eau glacée. Rajouter quelques gouttes de solution d'empois d'amidon. Effectuer le titrage par la solution de thiosulfate de sodium de concentration $0,04 \text{ mol L}^{-1}$. Pensez à re-remplir la burette entre chaque titrage !

REMARQUE : Pour détecter avec précision la disparition du diode dans le milieu réactionnel, on ajoute de l'empois d'amidon, qui se colore en bleu-foncé en présence de diode.

- À la date $t_2 = 6$ minutes, ajouter dans le deuxième bécher environ 50 mL d'eau glacée. Rajouter quelques gouttes de solution d'empois d'amidon. Effectuer le titrage par la solution de thiosulfate de sodium de concentration $0,04 \text{ mol L}^{-1}$.
- Recommencer les mêmes opérations aux différentes dates indiquées dans le tableau ci-dessous.
Compléter ce tableau en indiquant les volumes équivalents V_{eq} pour chaque titrage.

t(min)	2	6	10	15	20	25	30	40	
V_{eq} (mL)									
$n_{I_2(aq)}$ (mmol)									

2.3. Exploitation

1. Compléter le tableau d'évolution de la réaction étudiée.

		$\text{H}_2\text{O}_2(aq) + 2\text{I}^-(aq) + 2\text{H}^+(aq) \rightarrow \text{I}_2(aq) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$			
t=0	x=0	$n^0 \text{H}_2\text{O}_2$	$n^0 \text{I}^-$		0
t	x				

Exprimer, en fonction de l'avancement x , la quantité de matière de diode $n_{I_2(aq)}$ produit à la date t .

2. A partir des résultats du titrage on peut calculer la quantité de diode $n_{I_2(aq)}$ (en mmol) produit à la date t par la relation suivante :

$$n_{I_2(aq)} = 10 \times \frac{C \times V_{eq}}{2}$$

où C représente la concentration molaire de la solution de thiosulfate de sodium (ici $C = 0,04 \text{ mol.L}^{-1}$) et V_{eq} le volume (en mL) de thiosulfate versé pour atteindre l'équivalence lors du titrage à la date t .

Calculer $n_{I_2(aq)}$ à chaque date t et compléter la dernière ligne du tableau avec les valeurs.

4. Tracer la représentation graphique $x=f(t)$.
5. Déterminer graphiquement la valeur de x_{max} .
6. Déterminer le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ (durée au bout de laquelle l'avancement atteint la moitié de sa valeur maximale)
7. Evaluer la durée de la réaction (durée au bout de laquelle l'avancement atteint sa valeur maximale)

3. 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.

3.1. 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 ($\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 3\text{Cl}^{-}_{(aq)}$) 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.

3.2. 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.

3.3. Interpréter

- Comment peut-on qualifier la transformation dans le tube n°1 ?
 - Pourquoi observe-t-on une effervescence dans les tubes à essais 2 à 5 ?
 - 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**
- Que peut-on dire de l'évolution de la concentration en ions $\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$, responsables de la couleur orangée de la solution du tube à essais n° 5 ?

3.4. Expérience supplémentaire

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

3.5. 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.

4. L'UTILISATION DES CATALYSEURS DANS L'INDUSTRIE

- Etudions quelques caractéristiques des catalyseurs pour en comprendre l'intérêt.

4.1. Documents

Un catalyseur est une espèce chimique qui permet d'augmenter la vitesse d'une réaction mais qui n'apparaît pas dans l'équation de cette réaction [...]. Il n'est pas consommé et se retrouve inaltéré à la fin de la réaction. Il suffit alors d'une très petite quantité de catalyseur pour transformer rapidement une grande quantité de réactifs. [...] En général, un catalyseur catalyse une réaction déterminée et une réaction donnée ne peut être catalysée que par un nombre restreint de catalyseurs.

D'après <http://www.cnrs.fr>

7 Définition d'un catalyseur.

La plupart des procédés de synthèse industriels emploient des catalyseurs. Leur utilisation [...] évite aux entreprises des coûts énergétiques trop importants. En effet, une hausse de la température du milieu a le même effet cinétique que l'utilisation d'un catalyseur. Cependant, le coût d'une élévation de température est nettement plus élevé, c'est pourquoi le choix du catalyseur est financièrement plus approprié.

D'après <http://www.cnrs.fr>

8 Catalyse et cinétique.

Les réactions pouvant être catalysées par les enzymes s'effectuent dans des conditions souvent qualifiées de douces, c'est-à-dire à la température de l'organisme qui les abrite (37 °C pour l'organisme humain) et à un pH peu éloigné de la neutralité (aux alentours de 7).

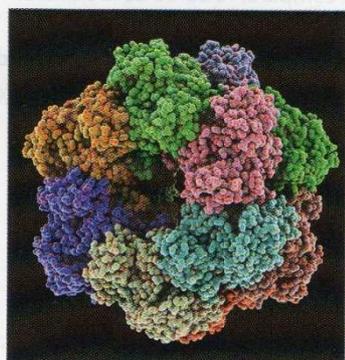
Lorsque les conditions de température ou de pH sont trop faibles ou trop élevées, l'efficacité du catalyseur est réduite, voire nulle.

10 Outre leur importance dans certains processus biologiques chez les êtres vivants, les enzymes sont également utilisées dans l'industrie.

La très grande efficacité des enzymes, leur sélectivité ainsi que les conditions très douces dans lesquelles elles interviennent suscitent un grand intérêt auprès des industriels. Cependant, cet essor est pour l'instant limité par la difficulté à recycler les enzymes.

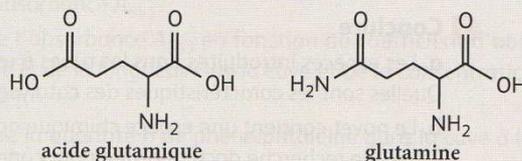
D'après <http://www.cnrs.fr/cnrs-images/chimieaulycee/index.htm>, © CNRS Images

9 La catalyse enzymatique.



La glutamine synthétase est l'enzyme qui accélère la réaction entre l'acide glutamique et l'ammoniac NH_3 afin de synthétiser un des acides aminés naturels : la glutamine.

Le nom des enzymes porte souvent le suffixe -ase.



10 La glutamine synthétase.

4.2. Questions

a) Relever les avantages que présente l'utilisation de catalyseurs dans l'industrie.

b) Expliquer pourquoi les catalyseurs sont qualifiés de «sélectifs».

c) Pourquoi les enzymes sont-elles adaptées aux transformations chimiques du vivant?

d) Que veut dire l'auteur, à la fin du document 9, en parlant du «recyclage» d'une enzyme?