

- **But du TP** : Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour mettre en évidence le rôle d'un catalyseur. Suivre l'évolution temporelle d'une réaction chimique.



### I. Etude de la catalyse

- **Sécurité** : La solution de peroxyde d'hydrogène utilisée est corrosive : Le port de la blouse, de gants et de lunettes de protection est obligatoire.
- L'eau oxygénée est couramment utilisée comme antiseptique (nettoyage des plaies superficielles par exemple). Cette propriété est due à la présence du peroxyde d'hydrogène  $H_2O_2$  dissout en solution, qui est un excellent oxydant. Souvent, l'eau oxygénée est contenue dans un flacon en verre opaque car la molécule  $H_2O_2$  se dismute spontanément en produisant du dioxygène.
- Dans trois tubes à essais notés ①, ② et ③, verser environ 10 mL d'eau oxygénée à 10 volumes.

#### 1. Dismutation du peroxyde d'hydrogène $H_2O_2$

- 1.1. La décomposition du peroxyde d'hydrogène est-elle une réaction lente ou rapide ?
- 1.2. Sachant que la dismutation de  $H_2O_2$  fait intervenir les couples oxydant/réducteur  $H_2O_2 / H_2O$  et  $O_2 / H_2O_2$ , écrire les deux demi-équations électroniques en milieu acide. Préciser dans chaque cas s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.
- 1.3. En déduire l'équation bilan de la réaction.

#### 2. Catalyse homogène par les ions fer III

- Dans le tube ①, verser 1 mL d'une solution de chlorure de fer III contenant les ions  $Fe^{3+}$ .
- 2.1. Observer et comparer l'évolution de la couleur du milieu réactionnel dans le tube. Identifier le gaz produit.
- 2.2. Comment expliquer la rapidité de la réaction en présence des ions fer III ? Quel rôle jouent les ions  $Fe^{3+}$  introduits ?
- 2.3. Ajouter à nouveau 2 mL d'eau oxygénée dans le même tube. Que se passe-t-il ? Interpréter.
- 2.4. Justifier le qualificatif homogène de cette catalyse.

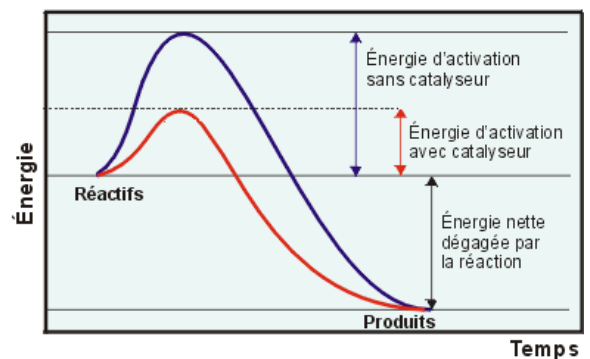
#### 3. Catalyse hétérogène en présence de platine

- Dans le tube ②, plonger un fil de platine.
- 3.1. Faire un schéma du tube en précisant où se déroule la transformation chimique.
- 3.2. Comment pourrait-on améliorer l'efficacité du catalyseur ?
- 3.3. Justifier le qualificatif hétérogène de cette catalyse.

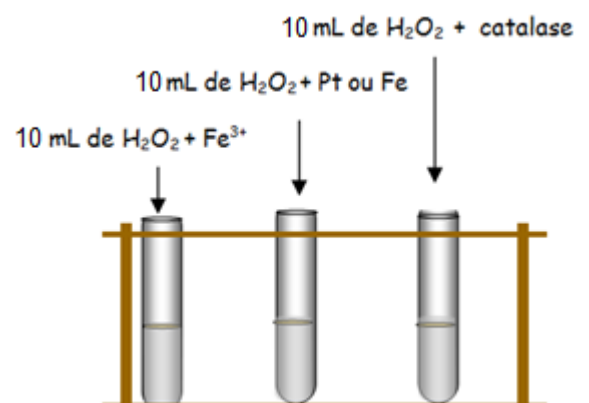
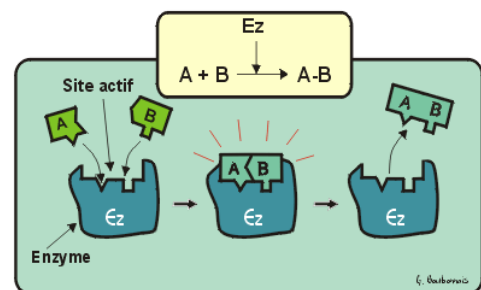
#### 4. Catalyse enzymatique en présence de catalase

- Dans le tube ③, ajouter un morceau de navet contenant une enzyme, la *catalase*.
- 4.1. Noter les observations. Justifier le nom de cette enzyme.
- 4.2. Lors du soin d'une plaie avec de l'eau oxygénée, pourquoi apparaît-il un dégagement gazeux ?
- 4.3. A partir du document ci-contre, expliquer pourquoi la dismutation est plus rapide en présence d'un catalyseur.

Une réaction chimique a besoin d'énergie pour se produire. La présence d'un catalyseur abaisse l'**énergie d'activation** et permet à la réaction d'être plus rapide. Le catalyseur étant régénéré, il n'apparaît donc pas dans l'équation bilan de la réaction.



Une enzyme, par ses **sites actifs** est un catalyseur très spécifique. Cela lui permet aussi d'abaisser l'énergie d'activation de la réaction.



## II. Cinétique d'une réaction chimique

- On souhaite suivre l'évolution temporelle d'une transformation chimique mettant en jeu la réaction d'oxydoréduction entre le peroxyde d'hydrogène  $\text{H}_2\text{O}_2$  et les ions iodure  $\text{I}^-$  en milieu acide.
- Le suivi de l'évolution de la réaction se fait par mesure de l'absorbance  $A$  de la solution au cours du temps, grâce à la formation de diiode  $\text{I}_2$  brun.

### Protocole expérimental

- Dans un bécher, verser 5,0 mL de la solution aqueuse d'iodure de potassium de concentration  $[\text{I}^-_{(\text{aq})}] = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- Dans le même bécher, ajouter environ 5 mL d'acide sulfurique à  $1 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- Dans un second bécher, verser 10,0 mL de solution de peroxyde d'hydrogène de concentration  $[\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}] = 8,0 \text{ mmol/L}$ .

### Acquisition automatique

- La spectrophotomètre sera réglée sur une longueur d'onde  $\lambda = 470 \text{ nm}$ .
- La durée d'acquisition sera de 15 min avec une acquisition toutes les 10 secondes.
- Lire les instructions sur la feuille pour suivre la cinétique de la réaction.

### Exploitation

1) Ajuster l'équation bilan dans le tableau d'avancement ci-dessous.

Equation bilan		$\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} + \text{I}^-_{(\text{aq})} + \text{H}^+_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{I}_{2(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$				
Etat du système	Avancement	Quantité de matière (en mol)				
Initial	$x = 0$					
En cours	$0 \leq x \leq x_{\text{max}}$					
Final	$x_{\text{max}} =$					

- 2) Expliquer pourquoi la valeur de l'absorbance augmente au cours du temps.
- 3) Mesurer la durée  $t_R$  de fin de la transformation chimique.
- 4) Evaluer le temps de demi-réaction noté  $t_{1/2}$ .
- 5) Compléter le tableau d'avancement. En déduire la valeur de l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$ .
- 6) À partir de la loi de Beer-Lambert, déterminer la relation entre  $A_{\text{max}}$  et  $x_{\text{max}}$ . Puis, entre  $A(t)$  et  $x(t)$ .
- 7) En déduire que la relation  $x(t) = \frac{A(t)}{A_{\text{max}}} \times x_{\text{max}}$  est vérifiée. Le temps de demi-réaction sera-t-il différent si on le déterminait à partir de la courbe  $x = f(t)$  ?

Document 2 :  
Absorbance d'une solution de diiode  $\text{I}_2$  en fonction de la longueur d'onde  $\lambda$ .

