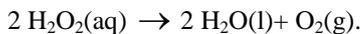


**I. Chimie.****Exercice n°1 : Décomposition du peroxyde d'hydrogène H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.**

En présence de l'enzyme nommée catalase, le peroxyde d'hydrogène se décompose suivant la réaction d'équation :



La transformation est suivie en mesurant au cours du temps le volume de dioxygène dégagé à pression et température constantes. Les résultats obtenus pour un volume  $V_0=10$  mL d'une solution de peroxyde d'hydrogène (appelée eau oxygénée) de concentration  $C_0 = 96 \text{ mmol.L}^{-1}$  sont rassemblés dans le tableau ci-dessous. Le volume est mesuré à une température de 293 K sous une pression de  $10^5$  Pa.

t(s)	9	18	33	38	47	62	79	99	113	125	179
V(mL)	0.7	2.2	4.2	4.7	5.7	6.7	7.7	8.7	9.2	9.7	10.7

- Propose un protocole expérimental permettant de récolter le dioxygène et d'en mesurer le volume.
- Dresser le tableau d'évolution de la réaction.
- Déterminer l'avancement maximal dans les conditions de l'expérience. En déduire le volume maximal de dioxygène que l'on peut obtenir.
- Définir le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$ . Calculer le volume de dioxygène dégagé à la date  $t_{1/2}$ .
- Utiliser les résultats pour évoluer  $t_{1/2}$ .
- Comment  $t_{1/2}$  est-il modifié lorsqu'on ajoute de l'enzyme? Lorsqu'on diminue la température?

**Donnée.** Le volume  $V$  occupé par une quantité  $n$  de gaz sous une pression  $P$  et une température  $T$ , vérifie :

$$V = \frac{nRT}{P} \quad \text{Avec } n \text{ en mole, } T \text{ en kelvin, } P \text{ en pascal, } V \text{ en m}^3 \text{ et } R=8,31 \text{ USI.}$$

**Exercice n°2 : Le principe de la catalyse homogène.**

La réaction entre les ions iode  $\text{I}^-_{(\text{aq})}$  et les ions peroxodisulfate  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})}$  est lente. Elle peut être catalysée par les ions fer (III)  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ .

**Donnée.** Couples redox :  $\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^-_{(\text{aq})}$  ;  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})}/\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$

- Écrire la demi-équation électronique associée à chacun de ces couples.
- Écrire l'équation (1) d'oxydation des ions iode par fer (III).
- Écrire l'équation (2) de réduction des ions peroxodisulfate par les ions fer (II).
- En additionnant, les équations (1) et (2), montrer que l'on retrouve l'équation de la réduction des ions peroxodisulfate par les ions iode.
- Un catalyseur participe-t-il à la réaction qu'il catalyse ? Pourquoi ne figure-t-il pas alors dans son bilan ?

**Exercice n°3 : Oxydation des ions iode.**

On mélange, à 20°C, 20 mL d'une solution de peroxodisulfate de sodium, de concentration  $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  et 20 mL d'une solution d'iode de potassium, de concentration  $5,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ . On constate que le milieu, initialement incolore, se colore progressivement en brun, selon la réaction :

$$2\text{I}^-_{(\text{aq})} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + \text{I}_2(\text{aq}).$$

- On dispose de bains à 0°C et à 40 °C. Lequel convient-il d'utiliser pour diminuer la durée d'évolution du système ?
- On réalise le même mélange en changeant seulement la concentration de la solution d'iode de potassium, qui vaut alors  $8,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .
  - L'état final est-il atteint plus rapidement ?
  - La coloration du milieu à l'état final est-elle la même que pour l'expérience initiale ?

