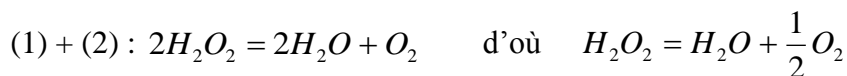
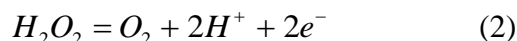
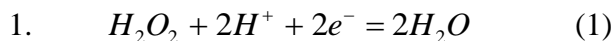


CORRECTION EXERCICES DE REVISION : CINETIQUE CHIMIQUE

Exercice 1 (D'après ABM 2014 Etude de la dismutation de l'eau oxygénée)



$E^\circ_2 - E^\circ_1 > 0,3$ V donc la réaction de décomposition de l'eau oxygénée sera totale.

2. La température est un facteur cinétique donc, si l'armoire est réfrigérée, à basse température, la décomposition de l'eau oxygénée est ralentie.

3. Un catalyseur est une espèce qui accélère une réaction et que l'on retrouve non transformée chimiquement en fin de réaction. Il ne figure pas dans l'équation de la réaction qu'il catalyse.

Dans la catalyse homogène, le catalyseur et les réactifs constituent une seule phase. Dans la catalyse hétérogène, le catalyseur appartient à une phase différente de celle des réactifs.

4. Expression de la vitesse volumique de réaction, v , en fonction de la concentration C en eau oxygénée restante au temps t :

$$v = \frac{1}{-1} \frac{d[H_2O_2]}{dt} = -\frac{d[H_2O_2]}{dt} = -\frac{dC}{dt} \quad (1)$$

5. D'après la relation donnée dans l'énoncé et la relation (1), on peut écrire :

$$kC^\alpha = -\frac{dC}{dt} \quad \text{or } \alpha = 1 \text{ réaction d'ordre 1.}$$

$$kC = -\frac{dC}{dt} \quad \text{donc } \frac{dC}{C} = -kdt$$

L'intégration conduit à :

$$\int_{C_0}^C \frac{dC}{C} = -k \int_0^t dt$$

$$\ln C - \ln C_0 = -kt$$

$$\ln C = \ln C_0 - kt$$

Cette relation est bien compatible avec la courbe représentant $\ln C = f(t)$ où l'on obtient une droite de pente négative.

Exercice 2 (D'après ABM 2010 Durée de décomposition de l'alcool dans l'organisme)

1. La représentation de $C = f(t)$ est une droite donc la vitesse $v = -\frac{dC}{dt}$ correspond à la pente de la droite.

$$v = -\frac{4,5 \times 10^{-2} - 1,5 \times 10^{-3}}{0 - 600} = 7,25 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

2. La courbe représentative de $C = f(t)$ est une droite de pente négative donc il s'agit d'une réaction d'ordre zéro.

3. La concentration d'alcool diminue selon la relation :

$$C = C_{\max} \quad \text{donc} \quad C = 1,9 \times 10^{-2} - 7 \times 10^{-5} \times t \quad (1)$$

La concentration massique limite d'alcool dans le sang est de $0,5 \text{ g.L}^{-1}$ donc la concentration molaire C est de :

$$C = \frac{C_m}{M} = \frac{0,5}{46} = 1,09 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

On remplace cette valeur de C dans l'équation (1)

$$C = 1,9 \times 10^{-2} - 7 \times 10^{-5} \times t$$

$$1,09 \times 10^{-2} = 1,9 \times 10^{-2} - 7 \times 10^{-5} \times t \quad \text{donc} \quad t = \frac{1,09 \times 10^{-2} - 1,9 \times 10^{-2}}{-7 \times 10^{-5}} = 116 \text{ min} = 1,92 \text{ h}$$

Exercice 3 (D'après ABM 2005 Décomposition du peroxyde d'hydrogène)

1. 1.1. Expression de la vitesse volumique de réaction, v , en fonction de la concentration C en eau oxygénée restante au temps t :

$$v = \frac{1}{-1} \frac{d[H_2O_2]}{dt} = -\frac{d[H_2O_2]}{dt} \quad (1)$$

La réaction est du premier ordre donc on peut écrire la relation :

$$v = k[H_2O_2]^1 = k[H_2O_2]$$

On peut donc écrire :

$$-\frac{d[H_2O_2]}{dt} = k[H_2O_2] \quad \text{d'où} \quad \frac{d[H_2O_2]}{[H_2O_2]} = -kdt$$

L'intégration conduit à :

$$\begin{aligned} \int_0^t \frac{d[H_2O_2]}{[H_2O_2]} &= -k \int_0^t dt \\ \ln[H_2O_2] - \ln[H_2O_2]_0 &= -kt \\ \ln \frac{[H_2O_2]}{[H_2O_2]_0} &= -kt \end{aligned}$$

1.2 1.2.1. D'après la relation de la question précédente :

$$\ln \frac{[H_2O_2]}{[H_2O_2]_0} = -kt \quad \text{donc} \quad k = -\frac{\ln \frac{[H_2O_2]}{[H_2O_2]_0}}{t} = -\frac{\ln \frac{0,794}{1}}{30 \times 60} = 1,28 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

1.2.2. Le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ est le temps au bout duquel la concentration est divisée par deux.

A $t = t_{1/2}$, $[H_2O_2]_{t_{1/2}} = \frac{[H_2O_2]_0}{2}$ donc (en remplaçant dans la relation de la question 1.1.) :

$$\ln \frac{[H_2O_2]_{t_{1/2}}}{[H_2O_2]_0} = -kt_{1/2} \quad \text{donc} \quad \ln \frac{\frac{[H_2O_2]_0}{2}}{[H_2O_2]_0} = -kt_{1/2} \quad \text{d'où} \quad \ln \frac{1}{2} = -kt_{1/2}$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{\ln 2}{1,28 \times 10^{-4}} = 5415,2 \text{ s} = 1,5 \text{ h}$$

1.2.3. A mi-réaction $[H_2O_2] = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$

On a la relation :

$$v = k[H_2O_2] = 1,28 \times 10^{-4} \times 0,5 = 6,4 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

2. D'après la relation de la question 2. :

$$k_{(T)} = A \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right) \quad \text{donc} \quad \ln k = \ln A - \frac{E_A}{RT}$$

$$\text{à } 25^\circ\text{C} \quad \ln 1,28 \times 10^{-4} = \ln A - \frac{E_A}{8,31 \times 298} \quad (1)$$

$$\text{à } 50^\circ\text{C} \quad \ln 0,129 = \ln A - \frac{E_A}{8,31 \times 323} \quad (2)$$

$$(1) - (2) : \ln 1,28 \times 10^{-4} - \ln 0,129 = -\frac{E_A}{8,31 \times 298} + \frac{E_A}{8,31 \times 323}$$

$$\ln \frac{1,28 \times 10^{-4}}{0,129} = -3,1 \times 10^{-5} \times E_A$$

$$E_A = \frac{\ln \frac{1,28 \times 10^{-4}}{0,129}}{-3,1 \times 10^{-5}} = 2,23 \times 10^5 \text{ J.mol}^{-1}$$