

CINÉTIQUE CHIMIQUE

EXERCICE 1 :

On effectue la déshydrogénation du monochlorocyclohexane $C_6H_{11}Cl$ à $116^\circ C$ en présence d'un catalyseur : $C_6H_{11}Cl \longrightarrow C_6H_{10} + HCl$.

Le volume total est constant. A la date $t = 0$, la concentration de $C_6H_{11}Cl$ est $0,5 \text{ mol/L}$. A la date $t = 70 \text{ mn}$, la concentration de HCl est $0,29 \text{ mol/L}$. La réaction est du premier ordre.

- 1) Déterminer :
 - a) La valeur de la constante de vitesse.
 - b) Le temps de demi-réaction.
- 2) Combien de temps faudrait-il pour que la concentration de HCl soit $0,45 \text{ mol/L}$?

EXERCICE 2 : (TSE BAC 2019)

Soit la réaction d'ordre 2 de la réaction suivante : $CH_3COOC_2H_5 + NaOH \longrightarrow C + D$.

Les réactifs sont équimolaires à $C_0 \text{ (mol/L)}$.

- 1) Fais l'équation bilan puis définis cette réaction.
- 2) Etablis puis calcule le temps de demi-réaction ; $C_0 = 0,02 \text{ mol/L}$ si la constante de vitesse est $k = 5,6 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{mn}^{-1}$.
- 3) Calcule le temps au bout duquel 20% de l'ester ne sont pas consommés.
- 4) Calcule la concentration de l'alcool formé au bout de 5 mn.

EXERCICE 3 :

L'hémipentoxyde d'azote N_2O_5 se dissocie suivant l'équation : $N_2O_5 \longrightarrow 2NO_2 + \frac{1}{2}O_2$.

La réaction est d'ordre 1.

- 1) A $105^\circ C$ on constate qu'au bout de 4mn, $\frac{3}{4}$ de la quantité initiale de N_2O_5 a été décomposée. Calcule le temps de demi-réaction à cette température.
- 2) A $95^\circ C$ le temps de demi-réaction est 5mn. Calcule le temps au bout duquel $\frac{3}{4}$ de la quantité initiale sera décomposée.
- 3) A une température quelconque, on fait les mesures suivantes :

$t \text{ en seconde}$	0	4450
$[N_2O_5] \text{ en mol/L}$	$3 \cdot 10^{-2}$	$2,7 \cdot 10^{-2}$

- a) Calcule la constante de vitesse et le temps de demi-réaction à cette température.
- b) Que devient le temps de demi-réaction si l'on doublait la concentration initiale ?
- c) Calcule la vitesse de la réaction à $t = 0$ et à $t = 50 \text{ h}$
- d) Détermine la date à laquelle la concentration devient $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

EXERCICE 4 :

On mélange à la date $t = 0$ une mole d'éthanol et une mole d'acide éthanoïque. On détermine la quantité d'ester formé à la date t .

Elle est de la forme $n = \frac{0,67t}{t+17}$ avec n en mol et t en heure.

- 1) Quelle est la vitesse de formation de l'ester entre les dates $t = 0$ et $t = 50 \text{ h}$?
- 2) Quelle est la vitesse de formation de l'ester pour $t = 20 \text{ h}$?
- 3) On recommence l'expérience à $t = 0$ avec $0,01 \text{ mol/L}$ d'alcool et $0,01 \text{ mol/L}$ d'acide, les quantités d'ester formés en fonction du temps sont :

t en seconde	0	180	240	300	360
$[Ester]$ en mol/L	0	$2,6 \cdot 10^{-3}$	$3,17 \cdot 10^{-3}$	$3,66 \cdot 10^{-3}$	$4,11 \cdot 10^{-3}$

- Montre à partir du tableau que la réaction est d'ordre global 2.
- Calcule la constante de vitesse à 25°C ainsi que le temps de demi réaction et la vitesse à cet instant.

EXERCICE 5 : (SE BAC 2014)

On réalise l'estérification de l'acide formique (méthanoïque) par l'éthanol à une température constante de 50° C en mélangeant au temps $t = 0$ une mole d'acide formique et une mole d'éthanol dans un solvant ; le volume de la solution étant de 200 cm³. On réalise à intervalle de temps régulier des prélèvements, de volumes négligeables grâce auxquels on dose le nombre de moles n d'acide restant dans le mélange. Les résultats sont portés dans le tableau suivant :

t (mn)	0	10	20	30	40	50	60	80	100	120
n (mol)	1	0,89	0,69	0,60	0,54	0,49	0,44	0,39	0,37	0,36

- Ecris l'équation de la réaction d'estérification correspondante et précise ses caractéristiques.
- Trace sur une feuille de papier millimétré le graphique représentant la variation de la concentration molaire de l'ester formé en fonction du temps.

Echelles : 1cm pour 0,1 mol ; 1cm pour 10 mn.

- Détermine, à l'aide de ce graphique, la vitesse moyenne d'estérification pendant les 15 premières minutes et la vitesse à l'instant $t = 30$ minutes.
- Détermine d'après le graphique une valeur approchée de la limite de cette estérification. Comment pourrait-on augmenter la vitesse de la réaction sans modifier la valeur de la limite ?

EXERCICE 6 : (TSE BAC 2016)

A une date $t = 0$, on mélange une mole de propanol-1 et une mole d'acide éthanoïque et on repartit ce mélange également entre 10 tubes qui scellés dans une cuve.

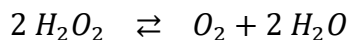
Aux dates indiquées sur le tableau ci-dessous on dose la quantité d'acide éthanoïque restant dans le mélange, soit n (en moles).

t (heures)	0	1	5	10	15	20	30	40	50	60	70
n	1	0,88	0,72	0,61	0,54	0,49	0,43	0,38	0,35	0,33	0,33

- Trace le graphe de la fonction $n = f(t)$ sur une feuille de papier millimétré.
Echelles : 1cm pour 0,1mol et 1cm pour 5h.
- Ecris l'équation de la réaction qui détruit l'acide éthanoïque dans le mélange. Quelle est cette réaction ? Nomme le composé organique formé et écris sa formule développée.
- Calcule *en mol/h* la vitesse moyenne de disparition de l'acide éthanoïque entre les instants $t_1 = 5h$ et $t_2 = 30h$.
- Calcule la vitesse instantanée à la date $t_1 = 5h$.

EXERCICE 7 : (TSE BAC 2022)

On étudie la décomposition chimique au cours du temps, en présence d'un catalyseur, d'une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène ou eau oxygénée, de concentration molaire effective $[H_2O_2]_0 = 9,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ à $t_0 = 0$ s, suivant la réaction :



Le peroxyde d'hydrogène se décompose à température constante

La courbe 1 de l'annexe (à rendre avec la copie) donne l'évolution de la concentration de la solution aqueuse d'eau oxygénée en fonction du temps.

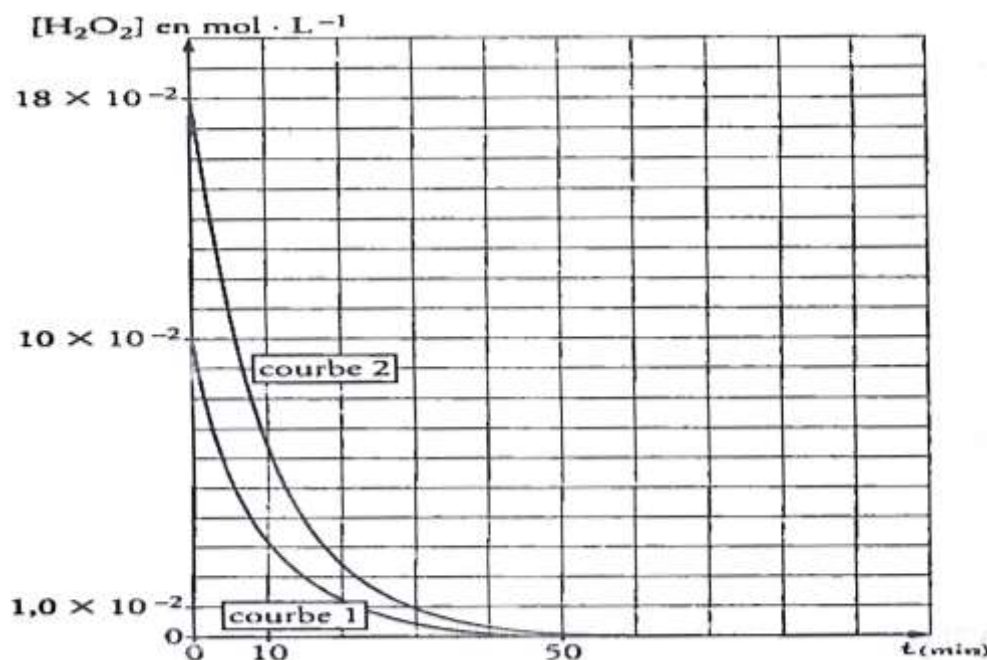
- 1) L'eau oxygénée est le réducteur du couple *redox* $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2$.
En utilisant l'équation associée à la réaction précédente, donne le second couple redox auquel appartient l'eau oxygénée, en précisant le rôle de celle-ci.
- 2) Justifie en exploitant la courbe, sans calcul, le fait que l'on peut considérer la décomposition du peroxyde d'hydrogène comme une transformation chimique lente et totale.
- 3) Définis le temps de demi-réaction. Détermine sa valeur approximative à partir de la **courbe 1 de l'annexe**.
- 4) **Effet de la concentration initiale :**
La courbe 2 de l'annexe donne l'évolution de la concentration de la solution d'eau oxygénée en fonction du temps, avec :

$$[\text{H}_2\text{O}_2]_0 = 1,8 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

A partir des **courbes 1 et 2**, quelle est l'influence de la concentration molaire initiale sur le temps de demi-réaction ?

5) Effet de la température

Sur la figure de l'annexe trace l'allure de la courbe (note courbe 3) donnant, **pour une température plus faible**, l'évolution de la concentration de la solution d'eau oxygénée en fonction du temps, avec $[\text{H}_2\text{O}_2]_0 = 9,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.



« LA CONNAISSANCE EST UNE RICHESSE »