

Feuille d'exercices cinétique

25 Suivi spectrophotométrique d'une réaction

On étudie la réaction $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} + 2 \text{I}^-_{(\text{aq})} + 2 \text{H}^+_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{I}_{2(\text{aq})}$. La concentration en diiode (rouge/orange) formé est déterminée par spectrophotométrie.

La loi de Beer-Lambert donne la relation entre l'absorbance A et la concentration en I_2 :

$$A = 2,5 \times 10^4 \times [\text{I}_2]$$

Les résultats des mesures spectrophotométriques sont donnés ci-dessous.

t (en min)	0	1	3	5	8	10	15	20	30
A	0,00	0,40	0,95	1,29	1,52	1,63	1,73	1,78	1,80

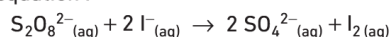
- Quelle est la concentration maximale en diiode formé ?
- Calculer pour chaque date la concentration $[\text{I}_2]$ et tracer la courbe $[\text{I}_2] = f(t)$.
- Déterminer la vitesse volumique d'apparition de I_2 aux dates $t = 0$ et $t = 5$ min.

Exercice révision de première (facile)

39 Suivi temporel d'une transformation

Effectuer un calcul • Tracer et exploiter un graphique

Une solution de volume $V = 100$ mL contient initialement 10 mmol d'ions $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ et 50 mmol d'ions I^- qui réagissent selon l'équation :



t (en min)	0	2,5	5,0	10	15	20	25
$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$ (en mmol.L ⁻¹)	100	90	83	70	61	53	47

- Établir le tableau d'avancement de la réaction et en déduire le réactif limitant.
- Exprimer à partir du tableau l'avancement $x(t)$ puis la concentration $[\text{I}_2]$ formée en fonction de $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$. Calculer $[\text{I}_2]$ aux différentes dates données.
- Tracer la courbe $[\text{I}_2] = f(t)$, en déduire la composition du mélange à la date $t = 7,5$ min.

Rappel notation (important) :

C (mol.L⁻¹) concentration molaire en soluté

$[\text{Ai}]$ (mol.L⁻¹) concentration molaire de l'espèce Ai dissoute

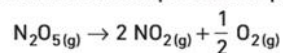
Ces exercices simples sont l'occasion de réviser les tableaux d'avancement

47 Décomposition du pentaoxyde d'azote

Tracer et exploiter un graphique

Le pentaoxyde de diazote N_2O_5 est un des oxydes d'azote présents dans les gaz d'échappement des voitures.

Il subit une réaction de décomposition en phase gazeuse :



Cette réaction est suivie en déterminant la concentration de N_2O_5 en fonction du temps t .

t (en min)	0	5	10	15	30	45
$[\text{N}_2\text{O}_5]$ (en mmol.L ⁻¹)	41,2	30,7	22,6	16,7	6,65	2,64

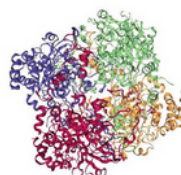
- Tracer la courbe $[\text{N}_2\text{O}_5] = f(t)$. En déduire la valeur du temps de demi-réaction $t_{1/2}$.
- Cette réaction suit une loi de vitesse d'ordre 1 par rapport au réactif N_2O_5 , c'est-à-dire que la vitesse volumique de disparition du réactif peut s'écrire $v_{\text{D}(\text{N}_2\text{O}_5)}(t) = k[\text{N}_2\text{O}_5](t)$.
 - Établir l'équation différentielle du premier ordre vérifiée par $[\text{N}_2\text{O}_5](t)$.

① Équations différentielles p. 28 à 31

42 Décomposition de l'eau oxygénée SVT

Tracer et exploiter un graphique

On étudie l'évolution au cours du temps de la décomposition de l'eau oxygénée en dioxygène et en eau, catalysée par l'oxydoréductase héminique appelée « catalase », présente dans le foie des animaux.



Modèle moléculaire de catalase.

La concentration initiale en eau oxygénée est égale à 0,100 mol.L⁻¹.

La température est maintenue constante pendant toute la durée de la transformation. On mesure le volume V_{O_2} de dioxygène gazeux dégagé sous une pression de 1,0 bar. Pour un volume de solution $V_s = 50,0$ mL on obtient le tableau de valeurs suivant.

t (en min)	0	5	10	15	20	30
V_{O_2} (en mL)	0	15,5	27,3	36,5	44,3	52,5

- Le volume molaire gazeux, dans les conditions de l'expérience, vaut $V_m = 24$ L.mol⁻¹. Calculer les quantités de matière n_{O_2} de dioxygène aux différentes dates.
- Écrire l'équation de la réaction de décomposition de l'eau oxygénée H_2O_2 en dioxygène et dihydrogène.
- Construire le tableau d'avancement de la réaction. En déduire la relation entre n_{O_2} et l'avancement x .
- Calculer x aux différentes dates.
- Montrer que : $[\text{H}_2\text{O}_2](t) = [\text{H}_2\text{O}_2](0) - \frac{2x(t)}{V_s}$
- Tracer la courbe $[\text{H}_2\text{O}_2] = f(t)$ et en déduire le temps de demi-réaction noté $t_{1/2}$.
- Déterminer la vitesse volumique de disparition de H_2O_2 aux dates $t = 0$ et $t = 10$ min. Comparer ces deux vitesses et interpréter le résultat.

$$\text{Rappel : pour les gaz } n \text{ (mol)} = \frac{V \text{ (L)}}{V_m \text{ (L.mol}^{-1}\text{)}}$$

(suite du 47)

- La solution de l'équation différentielle est de la forme $[\text{N}_2\text{O}_5](t) = Ae^{-kt}$. Déterminer A à partir des conditions initiales.
- Tracer la courbe $\ln([\text{N}_2\text{O}_5])$ en fonction de t . En déduire que la réaction est du premier ordre par rapport à N_2O_5 et déterminer la valeur de la constante de vitesse k en s⁻¹.
- En utilisant la définition du temps de demi-réaction, montrer que $t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k}$. Calculer la valeur de $t_{1/2}$ et la comparer au résultat obtenu à la question 1.