

Cinétique chimique

Exercices de sciences physiques - niveau Terminale

Vingt exercices progressifs de cinétique chimique : facteurs cinétiques, vitesse volumique, temps de demi-réaction, suivi par spectrophotométrie, conductimétrie ou volume de gaz, loi d'ordre 1 et catalyse. Sauf mention contraire, les gaz sont assimilés à des gaz parfaits avec $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $\ln 2 = 0,693$. Cherche seul(e) avant d'ouvrir le corrigé séparé.

Cette fiche d'exercices est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les exercices sur la cinétique chimique

Exercice 1 : Questions de cours

1. Définis un facteur cinétique et cite-en trois.
2. Donne la définition de la vitesse volumique de réaction et son unité.
3. Définis le temps de demi-réaction.
4. Qu'est-ce qu'un catalyseur ? Modifie-t-il l'état final du système ?

Exercice 2 : Vrai ou faux ?

Dis si chaque affirmation est vraie ou fausse et justifie.

- a. La vitesse volumique d'une réaction reste constante pendant toute la transformation.
- b. Un catalyseur augmente l'avancement final d'une transformation.
- c. Le temps de demi-réaction d'une réaction d'ordre 1 ne dépend pas de la concentration initiale.
- d. Augmenter la température augmente en général la vitesse de réaction.
- e. Une réaction rapide est toujours totale.
- f. La vitesse volumique se lit comme la pente de la tangente à la courbe $x(t)$, divisée par V .

Exercice 3 : Des facteurs cinétiques au quotidien

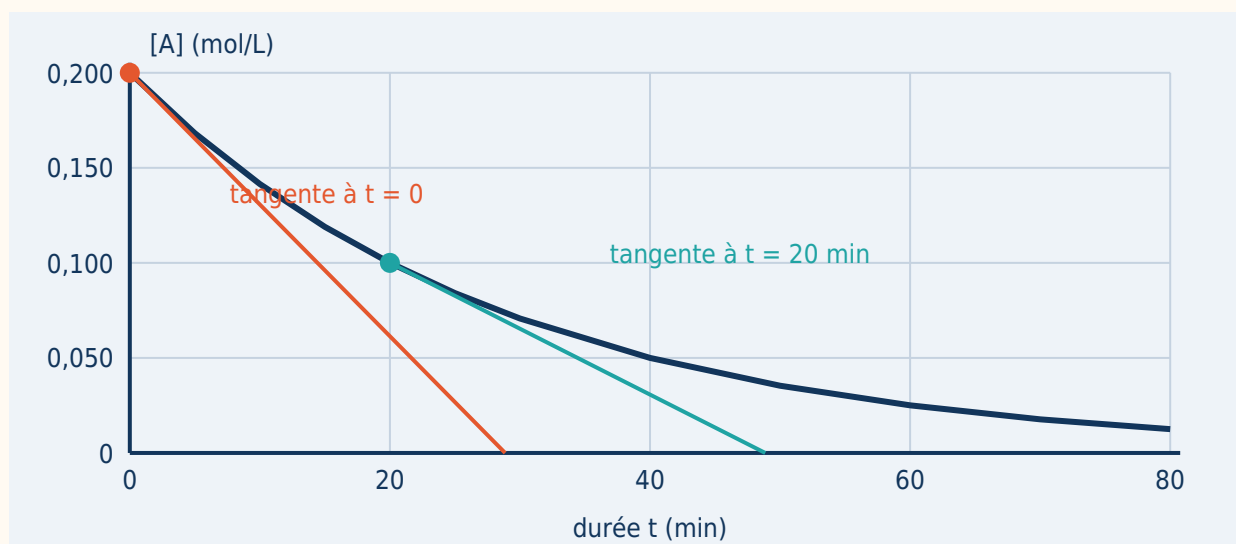
Explique chaque situation en identifiant le facteur cinétique en jeu.

- a. Les aliments se conservent plus longtemps au réfrigérateur qu'à température ambiante.

- b. On cuit plus vite les légumes dans une cocotte-minute.
- c. Un morceau de sucre fond plus vite écrasé en poudre que sous forme de cube.
- d. Dans un pot catalytique, du platine accélère la transformation des gaz polluants.

Exercice 4 : Vitesse à partir de tangentes

Un réactif A se transforme selon $A \rightarrow \text{produits}$ (coefficient 1) dans une solution. La courbe donne sa concentration en fonction du temps ; deux tangentes sont tracées, à $t = 0$ et à $t = 20$ min.



Concentration de A en fonction du temps, avec les tangentes à $t = 0$ et à $t = 20$ min.

1. Détermine graphiquement le temps de demi-réaction.
2. La tangente à $t = 0$ coupe l'axe des temps à environ 29 min. Calcule la vitesse volumique de réaction à $t = 0$.
3. La tangente à $t = 20$ min coupe l'axe des temps à environ 49 min. Calcule la vitesse volumique à $t = 20$ min et compare avec la valeur à $t = 0$.
4. Justifie cette évolution par la concentration du réactif.

Exercice 5 : Vitesse et stœchiométrie

La décomposition de l'eau oxygénée suit l'équation $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. À un instant t , on mesure $d[\text{H}_2\text{O}_2]/dt = -3,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.

1. Exprime la vitesse volumique de réaction en fonction de $d[\text{H}_2\text{O}_2]/dt$ et calcule-la.
2. Calcule $d[\text{O}_2]/dt$ à cet instant.
3. Quelle est la vitesse de disparition de H_2O_2 ? Pourquoi diffère-t-elle de la vitesse volumique de réaction ?

Exercice 6 : Tableau d'avancement

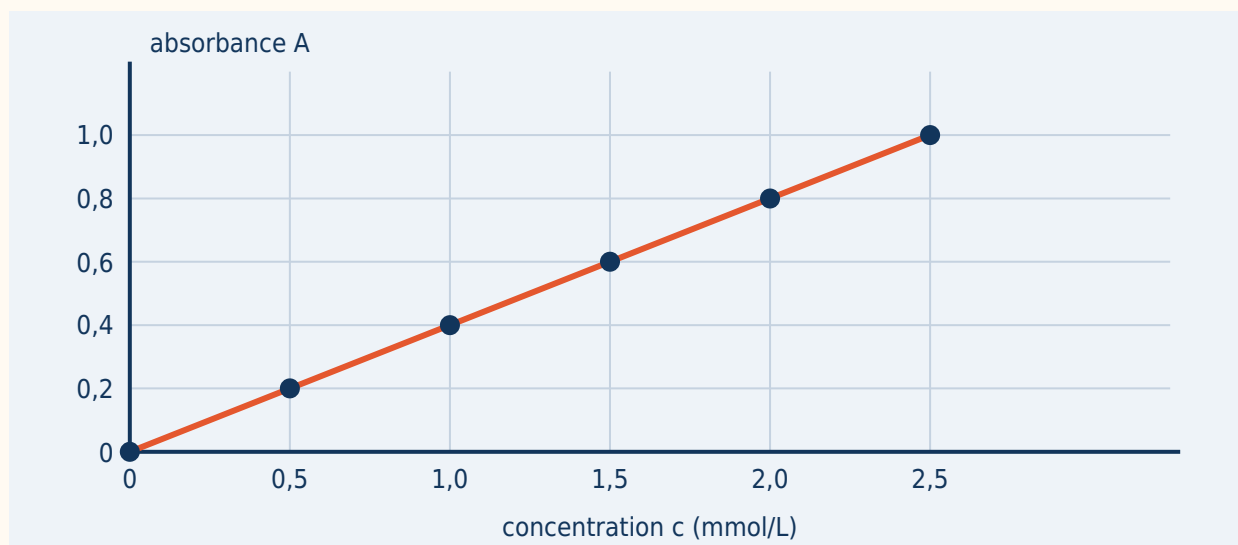
On prépare $V = 40,0 \text{ mL}$ de mélange dans lequel les concentrations initiales (après mélange) valent $0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ions peroxodisulfate $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ et $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ions

iodure I^- . La transformation obéit à $S_2O_8^{2-} + 2 I^- \rightarrow 2 SO_4^{2-} + I_2$.

1. Calcule les quantités initiales de $S_2O_8^{2-}$ et de I^- .
2. Dresse le tableau d'avancement et détermine $x_{\max}$. Le mélange est-il stœchiométrique ?
3. À un instant t , $[I_2] = 0,020 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcule x puis la composition du système.
4. Quelle est la concentration finale en I_2 ?

Exercice 7 : Étalonage spectrophotométrique

Une espèce colorée X est étudiée avec une cuve de $\ell = 1,00 \text{ cm}$. On mesure l'absorbance de solutions de concentrations connues.



Absorbance de solutions de X en fonction de leur concentration.

1. Quelle propriété de la courbe vérifie la loi de Beer-Lambert ?
2. Détermine le coefficient directeur et déduis ϵ en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$.
3. Une solution de X a une absorbance de 0,60. Calcule sa concentration.
4. Pourquoi cette loi n'est-elle utilisable que pour des solutions diluées ?

Exercice 8 : Suivi par spectrophotométrie

La formation de l'espèce X ($\epsilon = 4,0 \times 10^2 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$, $\ell = 1,00 \text{ cm}$) est suivie par spectrophotométrie. L'absorbance mesurée vaut :

t (min)	0	2	4	6	8	12	16
A	0	0,23	0,40	0,52	0,60	0,70	0,75

La transformation est totale et l'absorbance finale est $A_{\infty} = 0,80$.

1. Calcule la concentration de X en fin de transformation puis à $t = 6 \text{ min}$.
2. Détermine le temps de demi-réaction.
3. Calcule la vitesse moyenne de formation de X sur $[0 ; 2 \text{ min}]$, $[2 ; 4 \text{ min}]$ et $[4 ; 6 \text{ min}]$.

min]. Comment évolue-t-elle ? Pourquoi ?

4. Combien de temps faut-il environ pour que la réaction soit terminée ?

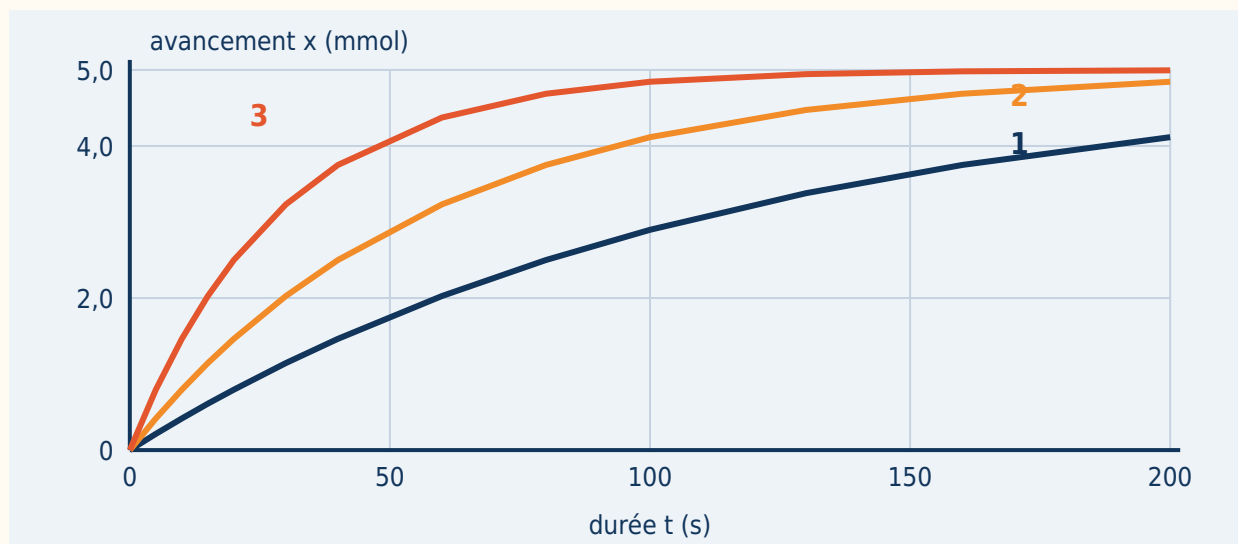
Exercice 9 : Influence de la température

À 20 °C, le temps de demi-réaction d'une transformation vaut 40 min. On admet qu'une élévation de température de 10 °C divise le temps de demi-réaction par 2.

1. Calcule $t_{1/2}$ à 30 °C, 40 °C et 50 °C.
2. On considère la transformation terminée après 5 $t_{1/2}$: calcule sa durée à 20 °C puis à 50 °C.
3. À quelle température $t_{1/2}$ vaut-il 2,5 min ?
4. Explique microscopiquement pourquoi la température augmente la vitesse.

Exercice 10 : Trois températures

Une transformation totale est réalisée dans $V = 50$ mL à trois températures 25 °C, 35 °C et 45 °C. Les courbes donnent l'avancement $x(t)$.



Avancement en fonction du temps pour trois températures.

1. Associe chaque courbe à une température en justifiant.
2. Quel est l'avancement final dans les trois cas ? Que peux-tu en conclure ?
3. Détermine graphiquement le temps de demi-réaction pour chaque courbe.
4. Pour la courbe 3, la tangente à l'origine atteint $x_{\max}$ à $t \approx 29$ s. Calcule la vitesse volumique initiale.

Exercice 11 : Catalyse de l'eau oxygénée

La décomposition de l'eau oxygénée est très lente : sans catalyseur, $t_{1/2} \approx 8,0$ h dans les conditions de l'expérience. Avec quelques gouttes d'une solution contenant des ions fer(III), $t_{1/2} \approx 30$ min. Avec un fil de platine, la transformation est quasi instantanée ; avec la catalase d'un morceau de foie, elle est aussi très rapide.

1. De combien le catalyseur au fer(III) a-t-il réduit le temps de demi-réaction ?
2. L'avancement final dépend-il du catalyseur ? Justifie.
3. Classe chaque catalyseur : catalyse homogène, hétérogène ou enzymatique.
4. Un catalyseur figure-t-il dans l'équation de réaction ? Justifie.

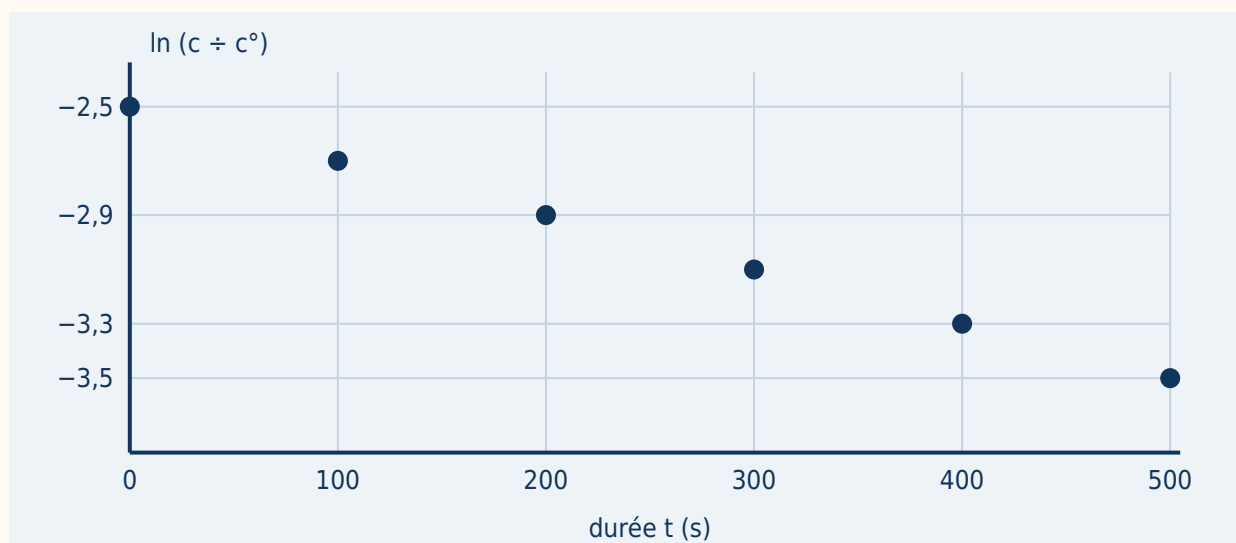
Exercice 12 : Calculs avec une loi d'ordre 1

La concentration d'un réactif A suit une loi d'ordre 1 avec $k = 0,0231 \text{ min}^{-1}$ et $[A]_0 = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Calcule $t_{1/2}$.
2. Calcule $[A]$ à $t = 90 \text{ min}$.
3. Au bout de quelle durée $[A]$ vaut-elle 10 % de $[A]_0$?
4. Si la réaction s'écrit $2 A \rightarrow \text{produits}$, calcule la vitesse volumique à $t = 0$.

Exercice 13 : Vérifier un ordre 1

Pour une transformation, on trace le logarithme de la concentration en fonction du temps ($c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$).



Points expérimentaux $\ln c = f(t)$: (0 ; -2,53), (100 ; -2,73), (200 ; -2,93), (300 ; -3,13), (400 ; -3,33), (500 ; -3,53).

1. Pourquoi l'alignement des points permet-il de valider un ordre 1 ?
2. Détermine la constante de vitesse k (valeur et unité).
3. Calcule le temps de demi-réaction.
4. Déduis la concentration initiale c_0 .

Exercice 14 : Un ordre qui n'est pas 1

On suit la disparition d'un réactif A. On relève :

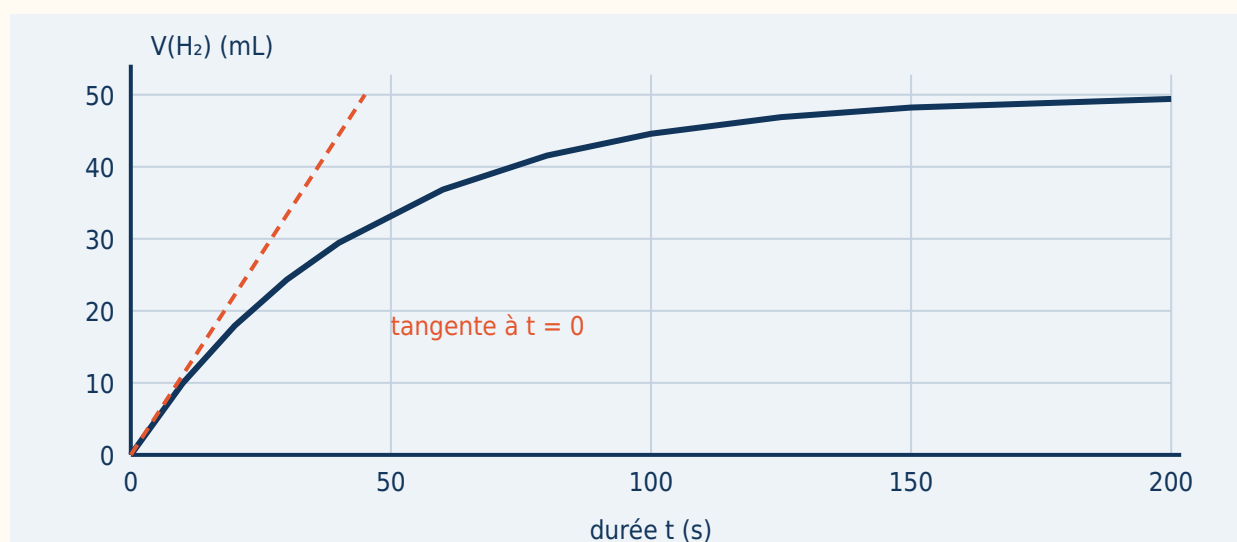
t (min)	0	10	20	30	40
---------	---	----	----	----	----

[A] (mol·L ⁻¹)	0,100	0,0500	0,0333	0,0250	0,0200
----------------------------	-------	--------	--------	--------	--------

1. Détermine les durées successives pour diviser [A] par 2 (de 0,100 à 0,050 puis de 0,050 à 0,025).
2. Ces durées sont-elles égales ? La loi est-elle d'ordre 1 ? Justifie.
3. Calcule $1 \div [A]$ à chaque instant. Que constates-tu ?
4. Propose une expression de [A] en fonction du temps et calcule la constante correspondante.

Exercice 15 : Un volume d'hydrogène

On introduit 0,050 g de magnésium dans $V = 100$ mL d'acide chlorhydrique en excès. Le dihydrogène produit est recueilli et son volume mesuré, à 25 °C. Données : $M(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $V_m = 24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. Équation : $\text{Mg} + 2 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.



Volume de dihydrogène recueilli en fonction du temps ; la tangente à l'origine atteint 50 mL pour $t = 45$ s.

1. Calcule la quantité de magnésium et le volume maximal de H_2 attendu. Compare avec le palier du graphique.
2. Exprime l'avancement $x(t)$ en fonction de $V(\text{H}_2)$ et V_m .
3. Détermine graphiquement $t_{1/2}$.
4. Calcule la vitesse volumique à $t = 0$ en utilisant la tangente à l'origine.

Exercice 16 : Suivi conductimétrique

L'hydrolyse du 2-chloro-2-méthylpropane (RCl) produit des ions : $\text{RCl} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ROH} + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$. On part de $n_0 = 1,00$ mmol de RCl dans $V = 100$ mL de solvant. On mesure la conductivité σ . Données : $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) + \lambda(\text{Cl}^-) = 42,6 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$.

t (s)	0	50	100	150	200	300	400	600
σ (mS·m ⁻¹)	0	94,2	167,6	224,8	269,3	330,9	368,3	404,8

1. Montre que $\sigma = (\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) + \lambda(\text{Cl}^-)) \cdot x \div V$ et que la valeur finale attendue est $\sigma_f = 426$

$\text{mS}\cdot\text{m}^{-1}$.

2. Calcule x à $t = 200 \text{ s}$.
3. Détermine graphiquement ou par interpolation le temps de demi-réaction puis la constante $k = \ln 2 \div t_{1/2}$ si la loi est d'ordre 1.
4. Calcule la vitesse volumique initiale à partir de k .

Exercice 17 : La cocotte-minute

Document. Dans une casserole ouverte, l'eau bout à 100°C ; dans une cocotte-minute fermée, la pression plus grande permet de porter l'eau à environ 120°C . Une cuisson de légumes dure 60 min à 100°C . On admet qu'une élévation de 10°C double la vitesse des transformations de cuisson.

1. Explique qualitativement pourquoi la cuisson est plus rapide à 120°C .
2. Calcule le facteur d'accélération entre 100°C et 120°C .
3. En déduis la durée de cuisson à 120°C .
4. Cette règle est-elle une loi exacte ? Discute sa validité.

Exercice 18 : Conserver un aliment

Document. La dégradation d'un aliment a un temps de demi-réaction de 20 jours à 4°C (réfrigérateur). On suppose qu'une variation de 10°C change $t_{1/2}$ d'un facteur 2.

1. Calcule $t_{1/2}$ à 14°C .
2. Calcule $t_{1/2}$ à -18°C (congélateur), en expliquant le calcul : variation de température et facteur correspondant.
3. Quelle précaution prendre quant à la validité d'une telle extrapolation ?
4. Pourquoi ne peut-on pas arrêter totalement la dégradation en refroidissant ?

Exercice 19 : Volume de dioxygène dégagé

On décompose $V = 100 \text{ mL}$ d'eau oxygénée à $[\text{H}_2\text{O}_2]_0 = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ avec un catalyseur ; la loi est d'ordre 1 avec $k = 0,0231 \text{ min}^{-1}$. Équation : $2 \text{ H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O} + \text{O}_2$. $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. Calcule la quantité initiale de H_2O_2 et le volume maximal de O_2 .
2. Exprime $n(\text{O}_2)$ à l'instant t en fonction de k et t , puis calcule le volume de O_2 à $t = 60 \text{ min}$.
3. Au bout de quelle durée aura-t-on recueilli 100 mL de O_2 ?
4. Le volume de gaz recueilli permettrait-il de repérer $t_{1/2}$? Comment ?

Exercice 20 : Concevoir une étude cinétique

Une espèce colorée A (ϵ connu) se décompose lentement en espèces incolores à

température ambiante. On dispose d'un spectrophotomètre, de cuves, d'un chronomètre, d'un bain thermostaté et de solutions de A de concentrations connues.

Rédige un protocole complet pour vérifier si la décomposition suit une loi d'ordre 1, déterminer k et $t_{1/2}$, et étudier l'influence de la température. Précise les grandeurs mesurées, les représentations graphiques, le critère de décision et trois précautions expérimentales.