

Cinétique chimique

TP de sciences physiques - niveau Terminale

L'eau oxygénée d'une pharmacie se conserve des mois, mais quelques gouttes d'une solution contenant des ions fer(III) la font mousser en quelques minutes. Dans ce TP de cinétique chimique, tu vas suivre le dégagement de dioxygène, construire la courbe de l'avancement en fonction du temps et vérifier que la décomposition catalysée suit une loi d'ordre 1.

Ce TP est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Objectif du TP de cinétique chimique

Suivre l'évolution temporelle de la décomposition de l'eau oxygénée par mesure du volume de dioxygène dégagé, déterminer la vitesse volumique de réaction à différents instants, le temps de demi-réaction et la constante de vitesse k .

Matériel

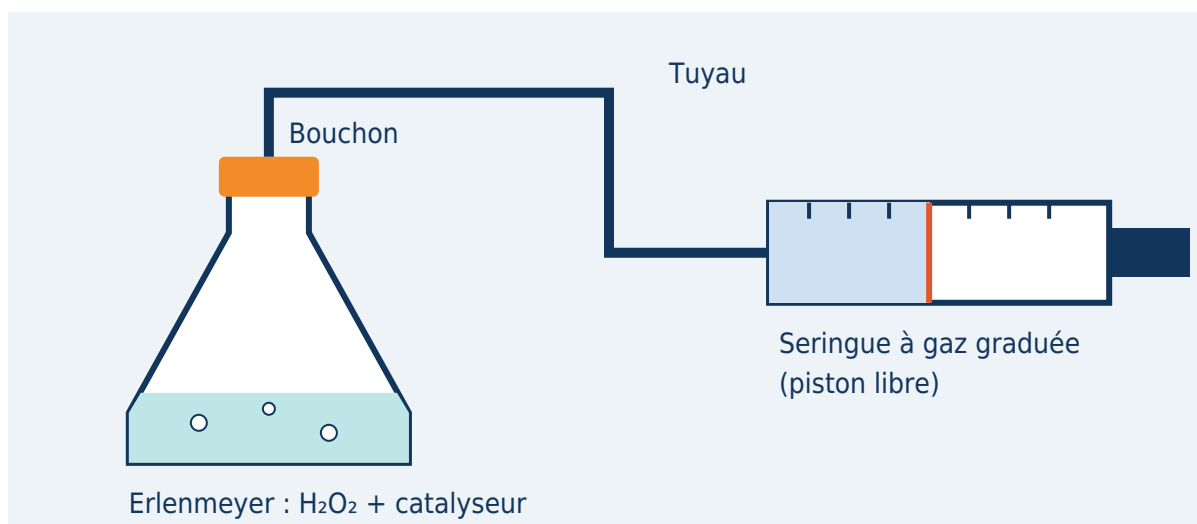
- Eau oxygénée « 10 volumes » (environ $0,89 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
- Solution de chlorure de fer(III) à $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (catalyseur)
- Erlenmeyer de 50 mL avec bouchon percé et tuyau de raccord
- Seringue à gaz graduée de 100 mL (ou éprouvette retournée sur une cuve à eau)
- Pipette jaugée de 5,0 mL et pipette graduée de 2,0 mL avec propipette
- Chronomètre
- Eau distillée
- Papier absorbant et cuvette de récupération

Sécurité

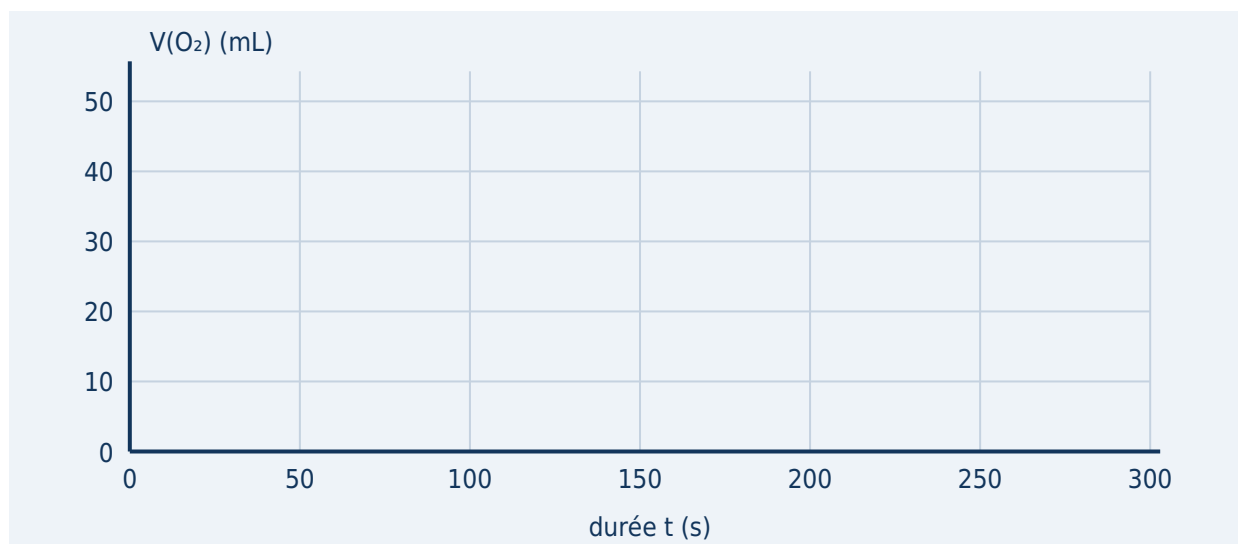
SÉCURITÉ

Porte blouse, gants et lunettes. L'eau oxygénée « 10 volumes » est irritante pour les yeux et la peau, et la solution de chlorure de fer(III) tache et est irritante. Ne ferme jamais le montage sans issue pour le gaz : la seringue doit pouvoir coulisser librement. Aucune flamme à proximité : le dioxygène entretient les combustions. Les solutions peuvent être rincées abondamment à l'évier.

Protocole



Montage : le dioxygène formé dans l'erlenmeyer repousse le piston de la seringue ; on lit le volume à intervalles réguliers.



Graphique à compléter : place tes mesures $V(\text{O}_2) = f(t)$.

1. Place dans l'erlenmeyer 5,0 mL d'eau oxygénée « 10 volumes » (pipette jaugée) et 5,0 mL d'eau distillée.
2. Prépare la seringue à gaz au zéro, relie-la à l'erlenmeyer par le tuyau, sans boucher l'erlenmeyer.
3. Prélève 2,0 mL de solution de chlorure de fer(III) à la pipette graduée ; tiens le chronomètre prêt.
4. Verse d'un coup les 2,0 mL de catalyseur, bouche immédiatement l'erlenmeyer et déclenche le chronomètre.
5. Agite l'erlenmeyer par un mouvement circulaire régulier pendant toute la mesure.
6. Relève le volume lu sur la seringue toutes les 30 s pendant 5 minutes.
7. Poursuis un peu après 5 minutes pour repérer le palier du volume final (ou attends quelques minutes supplémentaires).
8. Note la température de la pièce, nettoie le matériel et recommence si possible avec l'erlenmeyer placé dans un bain tiède (environ 40 °C) pour comparer.

Mesures à relever

t (s)	0	30	60	90	120	180	240	300
V(O ₂) (mL)	0	...	...	...	...	...	...	...
x = V ÷ V _m (mmol)	0	...	...	...	...	...	...	...
ln (V _∞ – V)	...	...	...	...	...	...	...	...

Données : V_m = 24,0 L·mol⁻¹ à 20 °C ; V_∞ est le volume final lu au palier ; volume total de la solution : 12,0 mL.

Questions

1. Écris l'équation de la décomposition de l'eau oxygénée et dresse le tableau d'avancement : exprime n(H₂O₂) et n(O₂) en fonction de x.
2. Calcule la quantité initiale de H₂O₂ (c = 0,89 mol·L⁻¹) puis le volume maximal de O₂ attendu. Compare au palier mesuré.
3. Complète le tableau et trace V(O₂) = f(t). Comment évolue la pente de la courbe ?
4. Détermine graphiquement t_{1/2}.
5. Détermine la vitesse volumique de réaction à t = 0 à l'aide de la tangente à l'origine.
6. Calcule la concentration de H₂O₂ à t = 0, t = t_{1/2} et t = 120 s.
7. Trace ln (V_∞ – V) = f(t) et justifie que, si les points sont alignés, la décomposition suit une loi d'ordre 1. Déduis k et compare avec ln 2 ÷ t_{1/2}.
8. Pourquoi faut-il agiter et ne pas boucher hermétiquement le montage ? Cite une cause d'erreur sur le volume de gaz.

Pour aller plus loin

- Refais l'expérience avec 1,0 mL puis 4,0 mL de catalyseur : comment varient t_{1/2} et V_∞ ?
- Compare avec l'expérience à 40 °C : calcule le rapport des temps de demi-réaction.