

TERMINALE SPÉCIALITÉ · PHYSIQUE-CHIMIE · CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE · CHAPITRE 4



R. RINGUET · 2026 – 2027

Exercices 1 Cinétique chimique

Les bases : transformations lentes et rapides, facteurs cinétiques, catalyse, vitesse volumique, temps de demi-réaction, loi d'ordre 1

8 exercices · niveau ●○○ · durée conseillée : 1 h 30 · calculatrice autorisée

★ À RETENIR — Ce qu'il faut savoir faire à la fin de la feuille

- Distinguer transformation lente et transformation rapide ; reconnaître l'effet d'un facteur cinétique (température, concentration, état de division, solvant) et le rôle d'un catalyseur.
- Choisir un capteur adapté au suivi temporel d'une transformation ; calculer une vitesse volumique de disparition ou d'apparition et la déterminer graphiquement par la pente d'une tangente.
- Déterminer un temps de demi-réaction $t_{1/2}$; tester puis exploiter une loi de vitesse d'ordre 1.

■ RAPPEL — Le formulaire du chapitre

- **Vitesse volumique** de disparition d'un réactif R : $v_R = -\frac{d[R]}{dt}$; d'apparition d'un produit P : $v_P = \frac{d[P]}{dt}$.
Unité : $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. Graphiquement, v est la *valeur absolue du coefficient directeur de la tangente* à la courbe à la date considérée ; à température constante, elle diminue le plus souvent au cours du temps, car les réactifs se raréfient.
- **Temps de demi-réaction** $t_{1/2}$: durée au bout de laquelle l'avancement atteint la moitié de sa valeur finale. Si la transformation est totale et que A est le réactif limitant, $[A](t_{1/2}) = [A]_0/2$.
- **Facteurs cinétiques** : température, concentration des réactifs, état de division d'un solide, nature du solvant. **Catalyseur** : espèce qui accélère la transformation sans figurer dans le bilan et sans modifier l'état final ; catalyse *homogène* (même état physique), *hétérogène* (états différents), *enzymatique*.
- **Loi de vitesse d'ordre 1** : $v = k[A] \iff [A](t) = [A]_0 e^{-kt} \iff \ln[A] = \ln[A]_0 - kt$ (droite de coefficient directeur $-k$). Alors $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$: il ne dépend pas de $[A]_0$.

Exercice 1 Lente, rapide, ou trop lente pour être vue ? ●○○

On observe : **(a)** la précipitation du chlorure d'argent quand on mélange nitrate d'argent et chlorure de sodium ; **(b)** la formation de la rouille sur une grille de jardin ; **(c)** la réaction entre acide chlorhydrique et hydroxyde de sodium ; **(d)** la fermentation du moût de raisin en vin ; **(e)** la décoloration du permanganate de potassium par l'acide oxalique à froid, qui demande plusieurs minutes.

- 1.1 Rappeler ce que l'on appelle une transformation *rapide* et une transformation *lente*, puis classer ces cinq transformations en justifiant brièvement.
- 1.2 Pour l'une des transformations rapides, expliquer pourquoi il serait vain d'en faire un suivi temporel avec un capteur de laboratoire. Citer enfin deux moyens expérimentaux permettant de ralentir suffisamment une transformation pour pouvoir l'étudier.

Exercice 2 Les facteurs cinétiques au laboratoire ●○○

On étudie la transformation entre le zinc et l'acide chlorhydrique, d'équation $\text{Zn(s)} + 2\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O(l)}$. On réalise cinq expériences avec la même masse de zinc, toujours en défaut, et le même volume de solution acide ; on mesure la durée Δt au bout de laquelle tout le zinc a disparu.

expérience	forme du zinc	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol·L ⁻¹)	θ (°C)	Δt
1	grenaille	1,0	20	9 min
2	grenaille	2,0	20	4 min
3	poudre	1,0	20	2 min
4	grenaille	1,0	50	2 min
5	grenaille	1,0	5	25 min

- 2.1** Quelles expériences comparer pour mettre en évidence l'influence de la concentration des réactifs ? de l'état de division ? de la température ? Conclure à chaque fois par une phrase.
- 2.2** La quantité finale de dihydrogène formée est-elle la même dans les cinq expériences ? Un facteur cinétique modifie-t-il l'état final d'un système ?
- 2.3** On souhaite que la transformation soit terminée en moins d'une minute : proposer un protocole et le justifier. Citer enfin un quatrième facteur cinétique, non étudié ici.

Exercice 3 Quatre façons d'accélérer la même transformation



L'eau oxygénée se décompose lentement selon $2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$. On verse 20 mL d'une solution d'eau oxygénée dans quatre tubes à essai identiques, puis on ajoute : **tube A** : rien • **tube B** : quelques gouttes d'une solution de chlorure de fer(III), contenant des ions $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ • **tube C** : une pointe de spatule de dioxyde de manganèse $\text{MnO}_2(\text{s})$ • **tube D** : un morceau de pomme de terre crue, riche en catalase. L'effervescence est très vive dans les tubes B, C et D, à peine perceptible dans le tube A ; on retrouve en fin de réaction les ions Fe^{3+} , le solide MnO_2 et le morceau de pomme de terre intacts.

- 3.1** Définir un catalyseur ; pourquoi n'apparaît-il pas dans l'équation de la réaction ?
- 3.2** Préciser, pour chacun des tubes B, C et D, le type de catalyse mise en jeu, en justifiant.
- 3.3** Le volume de dioxygène finalement dégagé est le même dans les quatre tubes : qu'est-ce que cela prouve ? Proposer une expérience montrant que le dioxyde de manganèse n'est pas consommé.

Exercice 4 Choisir le bon capteur



Pour suivre l'évolution temporelle d'un système chimique, on mesure au cours du temps une grandeur *physique* reliée à la concentration d'une espèce.

- 4.1** Citer trois grandeurs physiques utilisées pour un suivi temporel et, pour chacune, la loi qui la relie à une concentration ou à une quantité de matière.
- 4.2** Indiquer, pour chacune des transformations suivantes, la grandeur physique la mieux adaptée à un suivi temporel, en justifiant.
- a) $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{I}_2(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$: le diiode formé est le seul soluté coloré.
 - b) $(\text{CH}_3)_3\text{CCl}(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow (\text{CH}_3)_3\text{COH}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$: aucune espèce n'est colorée.
 - c) $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, en récipient fermé de volume constant.
- 4.3** Un suivi par prélèvements et titrages est possible : quelle précaution prendre sur chaque prélèvement avant de le titrer, et sur quel facteur cinétique joue-t-on alors ?

Exercice 5 Calculer une vitesse volumique



Les ions peroxodisulfate réagissent avec les ions iodure selon $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq})$. Un suivi spectrophotométrique donne la concentration en diiode au cours du temps.

t (s)	0	60	120	180	240	300
$[\text{I}_2]$ (10 ⁻³ mol·L ⁻¹)	0	0,91	1,65	2,26	2,75	3,16

- 5.1** Définir la vitesse volumique d'apparition du diiode et donner son unité. Calculer sa valeur moyenne entre 0 s et 60 s, puis entre 240 s et 300 s : comment évolue-t-elle ? Proposer une interprétation.
- 5.2** À l'aide des nombres stœchiométriques, comparer les vitesses volumiques de disparition des ions peroxodisulfate puis des ions iodure à celle d'apparition du diiode. En déduire la vitesse moyenne de disparition des ions iodure entre 0 s et 60 s.

Exercice 6 Lire une vitesse sur une tangente



Le diiode réagit lentement avec l'acide méthanoïque selon $\text{I}_2(\text{aq}) + \text{HCOOH}(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$. La figure 1 donne le suivi spectrophotométrique de $[\text{I}_2]$ et les tangentes à la courbe en $t = 0$ s et $t = 400$ s.

- 6.1** Pourquoi un suivi spectrophotométrique convient-il ici ? Déterminer graphiquement la vitesse volumique de disparition du diiode à $t = 0$ s, puis à $t = 400$ s, en détaillant la lecture.
- 6.2** Par quel facteur la vitesse a-t-elle été divisée entre ces deux dates ? Justifier cette diminution.
- 6.3** Rappeler la définition du temps de demi-réaction et le déterminer graphiquement.

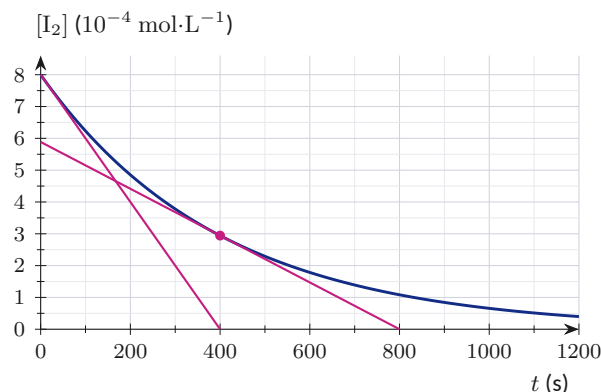


Figure 1 — Concentration en diiode ; en rose, les tangentes à $t = 0$ s et $t = 400$ s

Exercice 7 Tester une loi d'ordre 1



Un colorant A se dégrade lentement en solution aqueuse. Un suivi spectrophotométrique donne :

t (min)	0	10	20	30	40	50	60
$[\text{A}]$ (10^{-2})	5,00	3,54	2,50	1,77	1,25	0,884	0,625

concentrations en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

- 7.1** Relever les dates auxquelles $[\text{A}]$ vaut successivement 5,00, 2,50 puis $1,25 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Que constate-t-on sur les durées écoulées entre ces dates ? Quelle propriété caractéristique de l'ordre 1 cela illustre-t-il ?
- 7.2** Justifier que l'alignement des points $(t ; \ln[\text{A}])$ de la figure 2 confirme une loi d'ordre 1.
- 7.3** Déterminer graphiquement le coefficient directeur de la droite, en déduire la constante de vitesse k avec son unité, puis calculer $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$ et le comparer à la valeur trouvée en 7.1.

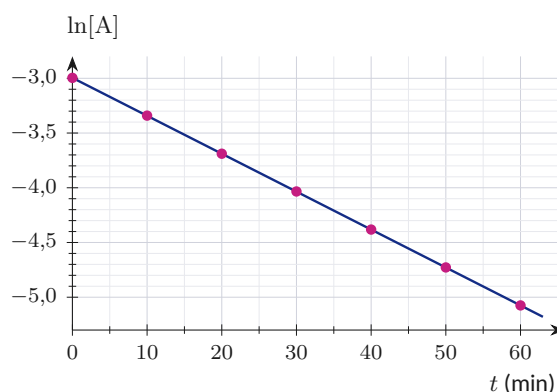


Figure 2 — Linéarisation : $\ln[\text{A}]$ en fonction du temps

Exercice 8 Exploiter la loi d'ordre 1



La décomposition d'une espèce B suit une loi d'ordre 1 de constante $k = 5,0 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$, avec $[\text{B}]_0 = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- 8.1** Écrire la loi de vitesse, puis l'expression de $[\text{B}](t)$. Calculer la vitesse volumique de disparition de B à $t = 0$.
- 8.2** Calculer la concentration en B au bout de 5,0 min, la vitesse volumique de disparition à cette date, puis le temps de demi-réaction.
- 8.3** Déterminer la durée au bout de laquelle 90 % de B a disparu et l'exprimer en fonction de $t_{1/2}$; que deviendraient la vitesse initiale et $t_{1/2}$ si l'on divisait $[\text{B}]_0$ par deux ?