

Cinétique

Corrigé des exercices - niveau Terminale

Voici le corrigé détaillé des exercices de cinétique. Pour chaque calcul, repère la grandeur mesurée, écris la formule, remplace avec les unités et vérifie que l'ordre de grandeur et le sens de variation sont plausibles.

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

La correction détaillée : corrigé cinétique

Correction de l'exercice 1 : Questions de cours

1. Un **facteur cinétique** est une grandeur qui modifie la vitesse d'évolution d'un système chimique sans changer son état final : la **concentration** des réactifs, la **température**, le **catalyseur** (ou l'état de division d'un solide).
2. $v = (1 \div V) dx \div dt$; unité : $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ (ou $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$).
3. Durée au bout de laquelle l'avancement atteint la **moitié de sa valeur finale**.
4. Un catalyseur accélère une transformation sans figurer dans l'équation ; il est régénéré et **ne modifie pas l'état final**.

Correction de l'exercice 2 : Vrai ou faux ?

- a. **Faux** : la vitesse décroît car les concentrations des réactifs diminuent.
- b. **Faux** : le catalyseur ne modifie que la durée.
- c. **Vrai** : $t_{1/2} = \ln 2 \div k$ pour un ordre 1.
- d. **Vrai** : les chocs sont plus fréquents et plus énergétiques.
- e. **Faux** : rapidité et caractère total sont indépendants (une réaction peut être rapide et limitée).
- f. **Vrai** : $v = (1 \div V) \times (\text{pente de la tangente à } x(t))$.

Correction de l'exercice 3 : Des facteurs cinétiques au quotidien

- a. La **température** plus basse ralentit les transformations responsables de l'altération.
- b. La **température** plus élevée (environ 120 °C) accélère la cuisson.
- c. L'**état de division** : la surface de contact est beaucoup plus grande avec la poudre.
- d. Le **catalyseur** (platine, catalyse hétérogène) accélère la réaction sans être consommé.

Correction de l'exercice 4 : Vitesse à partir de tangentes

1. $[A]_0 = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; moitié : $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ atteinte à $t_{1/2} = 20 \text{ min}$.
2. Pente de la tangente à $t = 0$: $(0 - 0,200) \div (29 - 0) = -6,9 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$; avec le coefficient stœchiométrique 1, $v = -d[A] \div dt = 6,9 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$.
3. Tangente à $t = 20 \text{ min}$: $(0 - 0,100) \div (49 - 20) = -3,4 \times 10^{-3}$; $v = 3,4 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$, soit environ **la moitié** de la valeur initiale.
4. La concentration est passée de $0,200$ à $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$: la vitesse est proportionnelle à $[A]$ (ordre 1), donc elle est divisée par 2 ; moins de réactif signifie moins de chocs efficaces.

Correction de l'exercice 5 : Vitesse et stœchiométrie

1. $v = -(1 \div 2) d[\text{H}_2\text{O}_2] \div dt = 0,5 \times 3,0 \times 10^{-3} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$.
2. $v = d[\text{O}_2] \div dt$ (coefficient 1) : $d[\text{O}_2] \div dt = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$.
3. La vitesse de disparition de H_2O_2 est $-d[\text{H}_2\text{O}_2] \div dt = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$, le double de v : la vitesse volumique de réaction est rapportée au coefficient stœchiométrique (2 pour H_2O_2).

Correction de l'exercice 6 : Tableau d'avancement

1. $n(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}) = 0,050 \times 40,0 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $n(\text{I}^-) = 0,10 \times 40,0 \times 10^{-3} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.
2. Tableau : $n(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}) = 2,0 \times 10^{-3} - x$; $n(\text{I}^-) = 4,0 \times 10^{-3} - 2x$; $n(\text{SO}_4^{2-}) = 2x$; $n(\text{I}_2) = x$. Les deux réactifs s'annulent pour $x = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$: $x_{\text{max}} = 2,0 \text{ mmol}$, le mélange est **stœchiométrique**.
3. $x = [\text{I}_2] \times V = 0,020 \times 40,0 \times 10^{-3} = 8,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$; $n(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}) = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $n(\text{I}^-) = 4,0 \times 10^{-3} - 1,6 \times 10^{-3} = 2,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $n(\text{SO}_4^{2-}) = 1,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $n(\text{I}_2) = 8,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$.
4. $[\text{I}_2]_f = x_{\text{max}} \div V = 2,0 \times 10^{-3} \div 40,0 \times 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Correction de l'exercice 7 : Étalonnage spectrophotométrique

1. La courbe $A = f(c)$ est une **droite passant par l'origine** : A est proportionnelle à c , ce qui vérifie $A = \varepsilon \ell c$.
2. Coefficient directeur : $(1,0 - 0) \div (2,5 - 0) = 0,40 \text{ mmol}^{-1}\cdot\text{L} = 4,0 \times 10^2 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$; avec $\ell = 1,00 \text{ cm}$: $\varepsilon = 4,0 \times 10^2 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$.
3. $c = A \div (\varepsilon \ell) = 0,60 \div (4,0 \times 10^2 \times 1,00) = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (soit $1,5 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$, valeur lisible sur le graphique).
4. À forte concentration, les entités colorées interagissent et la proportionnalité n'est plus respectée : la loi de Beer-Lambert est limitée aux **solutions diluées**.

Correction de l'exercice 8 : Suivi par spectrophotométrie

1. $c = A \div (\varepsilon \ell) : c_f = 0,80 \div 4,0 \times 10^2 = \mathbf{2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$; à 6 min : $0,52 \div 4,0 \times 10^2 = \mathbf{1,3 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$.
2. $t_{1/2}$ correspond à $c = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, soit $A = 0,40 : \mathbf{t_{1/2} = 4 \text{ min}}$.
3. $[0 ; 2 \text{ min}] : (0,23 \div 400) \div 2 = \mathbf{2,9 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}}$; $[2 ; 4] : (1,0 \times 10^{-3} - 5,75 \times 10^{-4}) \div 2 = \mathbf{2,1 \times 10^{-4}}$; $[4 ; 6] : (1,3 \times 10^{-3} - 1,0 \times 10^{-3}) \div 2 = \mathbf{1,5 \times 10^{-4}}$. La vitesse **diminue** car la concentration en réactif diminue.
4. Environ 5 à 7 $t_{1/2}$, soit **20 à 28 min** (à 16 min, $A = 0,75$ sur 0,80 : 94 % de l'avancement final).

Correction de l'exercice 9 : Influence de la température

1. À 30 °C : **20 min** ; à 40 °C : **10 min** ; à 50 °C : **5 min**.
2. À 20 °C : $5 \times 40 = \mathbf{200 \text{ min}}$ (3 h 20) ; à 50 °C : $5 \times 5 = \mathbf{25 \text{ min}}$.
3. $40 \rightarrow 2,5 \text{ min}$: quatre divisions par 2 (40, 20, 10, 5, 2,5), donc +40 °C : **60 °C**.
4. Une température plus élevée augmente l'agitation thermique : les entités se rencontrent plus souvent et plus fortement, donc la proportion de **chocs efficaces** augmente.

Correction de l'exercice 10 : Trois températures

1. Plus la température est élevée, plus la transformation est rapide : **courbe 1 : 25 °C ; courbe 2 : 35 °C ; courbe 3 : 45 °C** (la courbe 3 monte le plus vite).
2. Dans les trois cas, $x_f = \mathbf{5,0 \text{ mmol}}$: la température ne modifie pas l'avancement final d'une transformation totale, seulement la durée.
3. $x = 2,5 \text{ mmol}$: courbe 3 : **20 s** ; courbe 2 : **40 s** ; courbe 1 : **80 s** ($t_{1/2}$ divisé par 2 pour chaque hausse de 10 °C).
4. $v_0 = (1 \div V) \times (x_{\text{max}} \div 29) = (1 \div 0,050) \times (5,0 \times 10^{-3} \div 29) = \mathbf{3,4 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}}$ ($3,5 \times 10^{-3}$ avec 28,85 s).

Correction de l'exercice 11 : Catalyse de l'eau oxygénée

1. $8,0 \text{ h} = 480 \text{ min}$; $480 \div 30 = \mathbf{16}$: $t_{1/2}$ est divisé par 16.
2. **Non** : un catalyseur ne modifie pas l'état final du système, seulement la vitesse.
3. Fer(III) en solution : catalyse **homogène** ; fil de platine solide : catalyse **hétérogène** ; catalase du foie : catalyse **enzymatique**.
4. **Non** : il n'est ni consommé ni formé ; il est régénéré, donc il n'apparaît pas dans l'équation de réaction.

Correction de l'exercice 12 : Calculs avec une loi d'ordre 1

1. $t_{1/2} = \ln 2 \div k = 0,693 \div 0,0231 = \mathbf{30,0 \text{ min}}$.
2. $90 \text{ min} = 3 t_{1/2} : [A] = 0,100 \div 2^3 = \mathbf{1,25 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$ (ou $0,100 \text{ e}^{-2,079}$).

3. $[A] = 0,10 [A]_0 : e^{-kt} = 0,10$, donc $t = \ln 10 \div k = 2,303 \div 0,0231 = \mathbf{99,7 \text{ min}} \approx 1,0 \times 10^2 \text{ min}$.
4. Pour $2 A \rightarrow$ produits : $v = -(1 \div 2) d[A] \div dt = (1 \div 2) k [A]_0 = 0,5 \times 0,0231 \times 0,100 = \mathbf{1,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}}$.

Correction de l'exercice 13 : Vérifier un ordre 1

1. Pour un ordre 1, $\ln c = \ln c_0 - k t$: $\ln c$ est une fonction affine de t . Des points alignés sur une droite **valident** la loi d'ordre 1.
2. Pente : $(-3,53 - (-2,53)) \div (500 - 0) = -2,0 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$, donc $\mathbf{k = 2,0 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}}$.
3. $t_{1/2} = \ln 2 \div k = 0,693 \div 2,0 \times 10^{-3} = \mathbf{3,5 \times 10^2 \text{ s}}$ (347 s).
4. À $t = 0$, $\ln c_0 = -2,53$: $c_0 = e^{-2,53} = \mathbf{8,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$.

Correction de l'exercice 14 : Un ordre qui n'est pas 1

1. De 0,100 à 0,050 : **10 min** (de $t = 0$ à $t = 10 \text{ min}$). De 0,050 à 0,025 : de $t = 10 \text{ min}$ à $t = 30 \text{ min}$, soit **20 min**.
2. Les durées ne sont **pas égales** : pour un ordre 1, $t_{1/2}$ serait constant. La loi n'est **pas d'ordre 1**. (On le vérifie aussi avec $\ln [A]$: -2,30 ; -3,00 ; -3,40 ; -3,69 ; -3,91, dont les écarts ne sont pas constants.)
3. $1 \div [A] = 10 ; 20 ; 30 ; 40 ; 50 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$: **augmentation constante de $10 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ toutes les 10 min**, donc $1 \div [A]$ est affine en t .
4. $1 \div [A] = 1 \div [A]_0 + k' t$ avec $k' = 10 \div 10 = \mathbf{1,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}}$: c'est une cinétique **d'ordre 2** (hors programme de calcul, mais le test graphique est instructif).

Correction de l'exercice 15 : Un volume d'hydrogène

1. $n(\text{Mg}) = 0,050 \div 24,3 = \mathbf{2,06 \times 10^{-3} \text{ mol}}$; l'acide est en excès, donc $x_{\text{max}} = n(\text{Mg})$ et $n(\text{H}_2)_{\text{max}} = 2,06 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $V_{\text{max}} = 2,06 \times 10^{-3} \times 24,5 = 5,04 \times 10^{-2} \text{ L} = \mathbf{50 \text{ mL}}$, en accord avec le palier du graphique.
2. $n(\text{H}_2) = x$ (coefficient 1) : $\mathbf{x(t) = V(\text{H}_2) \div V_m}$.
3. x_f correspond à 50 mL ; moitié : 25 mL, atteint à $\mathbf{t_{1/2} \approx 31 \text{ s}}$.
4. Pente de la tangente à l'origine : $50 \text{ mL} \div 45 \text{ s} = 1,11 \text{ mL} \cdot \text{s}^{-1} = 1,11 \times 10^{-3} \text{ L} \cdot \text{s}^{-1}$; $dx/dt = 1,11 \times 10^{-3} \div 24,5 = 4,5 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$; $v_0 = (1 \div 0,100) \times 4,5 \times 10^{-5} = \mathbf{4,5 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}$.

Correction de l'exercice 16 : Suivi conductimétrique

1. Chaque avancement x forme $x \text{ mol}$ de H_3O^+ et $x \text{ mol}$ de Cl^- dans V : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = x \div V$, donc $\sigma = (\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) + \lambda(\text{Cl}^-)) \cdot x \div V$. En fin de réaction (totale) $x_{\text{max}} = n_0 = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$ et $V = 1,00 \times 10^{-4} \text{ m}^3$: $[\text{ions}] = 10,0 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3}$ et $\sigma_f = 42,6 \times 10,0 = \mathbf{426 \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}}$.
2. $x = \sigma V \div (\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) + \lambda(\text{Cl}^-)) = 269,3 \times 1,00 \times 10^{-4} \div 42,6 = 6,32 \times 10^{-4} \text{ mol} = \mathbf{0,632}$

mmol.

3. $x = x_{\max} \div 2$ pour $\sigma = 213 \text{ mS}\cdot\text{m}^{-1}$; entre 100 s (167,6) et 150 s (224,8) : $t = 100 + 50 \times (213 - 167,6) \div (224,8 - 167,6) \approx 140 \text{ s}$: $t_{1/2} \approx \mathbf{1,4 \times 10^2 \text{ s}}$; $k = 0,693 \div 140 = \mathbf{5,0 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}}$ (on vérifie : à 200 s, $x \div x_{\max} = 1 - e^{-1,0} = 0,63$, comme mesuré).
4. $v_0 = (1 \div V) \times k x_{\max} = (1 \div 0,100) \times 5,0 \times 10^{-3} \times 1,00 \times 10^{-3} = \mathbf{5,0 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}}$.

Correction de l'exercice 17 : La cocotte-minute

1. À 120 °C, l'agitation thermique est plus grande : les chocs entre entités sont plus fréquents et plus énergétiques, donc la **proportion de chocs efficaces** augmente et les transformations de cuisson sont plus rapides.
2. $120 - 100 = 20 \text{ °C}$, soit deux fois 10 °C : facteur $2^2 = \mathbf{4}$.
3. Durée = $60 \div 4 = \mathbf{15 \text{ min}}$.
4. **Non** : c'est une règle empirique approximative, valable surtout au voisinage de la température ambiante et pour certaines réactions ; le facteur réel dépend de la transformation et de l'intervalle de température.

Correction de l'exercice 18 : Conserver un aliment

1. À 14 °C (+10 °C) : $t_{1/2} = 20 \div 2 = \mathbf{10 \text{ jours}}$.
2. De 4 °C à -18 °C : $\Delta T = -22 \text{ °C}$, soit -2,2 fois 10 °C ; facteur $2^{2,2} = 4,6$ sur la durée : $t_{1/2} = 20 \times 4,6 \approx \mathbf{92 \text{ jours}}$ (environ 3 mois).
3. Extrapoler une règle empirique sur plus de 20 °C est **incertain** : le mécanisme peut changer, et à -18 °C l'eau se solidifie (changement d'état), ce qui modifie la mobilité des entités.
4. Même à basse température, quelques chocs sont encore efficaces et d'autres processus (enzymes résiduelles, oxydation lente) continuent : la vitesse diminue mais ne s'annule pas.

Correction de l'exercice 19 : Volume de dioxygène dégagé

1. $n(\text{H}_2\text{O}_2)_0 = 0,100 \times 0,100 = \mathbf{1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}}$; $n(\text{O}_2)_{\max} = 1,00 \times 10^{-2} \div 2 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $V_{\max} = 5,0 \times 10^{-3} \times 24,0 = 0,120 \text{ L} = \mathbf{120 \text{ mL}}$.
2. $[\text{H}_2\text{O}_2](t) = [\text{H}_2\text{O}_2]_0 e^{-kt}$ donc $n(\text{H}_2\text{O}_2)$ consommée = $n_0 (1 - e^{-kt})$ et $n(\text{O}_2) = (n_0 \div 2)(1 - e^{-kt})$. À $t = 60 \text{ min}$: $e^{-1,386} = 0,25$; $V(\text{O}_2) = 120 \times (1 - 0,25) = \mathbf{90 \text{ mL}}$.
3. $100 \div 120 = 0,833 = 1 - e^{-kt}$, donc $e^{-kt} = 0,167 = 1 \div 6$ et $t = \ln 6 \div k = 1,792 \div 0,0231 = \mathbf{77,6 \text{ min}}$.
4. **Oui** : $t_{1/2}$ est la durée pour recueillir la moitié du volume final, soit 60 mL, atteint à $t_{1/2} = \ln 2 \div k = 30 \text{ min}$ ($120 \times 0,5 = 60 \text{ mL}$).

Correction de l'exercice 20 : Concevoir une étude cinétique

Protocole possible. (1) Mesurer, avec une solution de A de concentration connue, l'absorbance à la longueur d'onde du maximum d'absorption ; vérifier $A = \varepsilon \ell c$ avec une gamme d'étalonnage (droite passant par l'origine) pour relier A à [A]. (2) Thermostater la solution de A à une température fixée (par exemple 25 °C) et mesurer A à intervalles réguliers avec le chronomètre ; comme $A \propto [A]$, on peut utiliser $\ln A$. (3) Tracer $\ln A = f(t)$: si les points sont alignés, la loi est **d'ordre 1** et la pente est $-k$; $t_{1/2} = \ln 2 \div k$, à comparer avec la lecture directe (A divisée par 2). (4) Recommencer à d'autres températures (par exemple 35 °C et 45 °C) et comparer les valeurs de k (ou de $t_{1/2}$) : k augmente avec T. **Critère de décision** : ordre 1 si les points $\ln A = f(t)$ sont alignés (coefficient de corrélation voisin de 1) et si $t_{1/2}$ est constant. **Précautions** : même cuve et même longueur d'onde pour toutes les mesures, température constante et vérifiée, réglage du zéro avec le solvant seul, mesure rapide pour limiter l'évolution pendant la lecture, rinçage de la cuve.

Comment progresser après ce corrigé

Retiens la démarche : identifier la grandeur mesurée, la relier à l'avancement ou à la concentration, puis exploiter la courbe (tangente pour la vitesse, ordonnée moitié pour $t_{1/2}$, $\ln c$ pour tester l'ordre 1). Refais sans regarder les exercices 4, 13 et 19, puis entraîne-toi à justifier chaque réponse par une phrase de physique, pas seulement par un calcul.

Retour aux énoncés des exercices

Tout le chapitre « Cinétique chimique » en terminale

- Le cours : Cinétique chimique
- Les exercices : Cinétique chimique
- Le TP : Cinétique chimique
- Le corrigé du TP : Cinétique chimique
- Le QCM : Cinétique chimique

Chapitre précédent : Dosages acido-basiques et suivi pH-métrie (corrigé des exercices)

Chapitre suivant : Équilibre chimique et quotient de réaction (corrigé des exercices)

Retrouve aussi tous les corrigés des exercices en terminale et le programme complet de sciences physiques en terminale.