

Équilibre chimique

Exercices de sciences physiques - niveau Terminale

Vingt exercices sur l'équilibre chimique : écrire un quotient de réaction, calculer un taux d'avancement, déterminer une constante K , prévoir un sens d'évolution, exploiter des graphiques de mesures. Prends ta calculatrice, soigne les chiffres significatifs et ne regarde le corrigé séparé qu'après avoir cherché. Sauf indication contraire, la température est de 25 °C.

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 l'équilibre chimique

Exercice 1 : Questions de cours

1. Quelle différence fait-on entre une transformation totale et une transformation non totale ?
2. Que signifie « équilibre dynamique » ?
3. Donne l'expression générale du quotient de réaction pour $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$.
4. Quelle est la valeur de Q_r à l'équilibre et comment l'appelle-t-on ?
5. De quels paramètres la constante d'équilibre K dépend-elle ?

Exercice 2 : Vrai ou faux ?

Dis si chaque affirmation est vraie ou fausse et justifie.

- a. À l'équilibre chimique, plus aucune réaction n'a lieu.
- b. Pour une transformation totale, $\tau = 1$.
- c. Dans une transformation non totale, $x_f < x_{\max}$.
- d. Si le système ne contient que des réactifs, $Q_{r,i} = 0$.
- e. $Q_{r,eq}$ dépend de la composition initiale du système.
- f. L'eau, solvant, figure dans l'expression de Q_r .

Exercice 3 : Écrire des quotients de réaction

Écris l'expression de Q_r pour chaque équation.

- a. $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
- b. $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$

- c. $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$
- d. $\text{AgCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{Cl}^{-}(\text{aq})$
- e. $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s}) + \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$

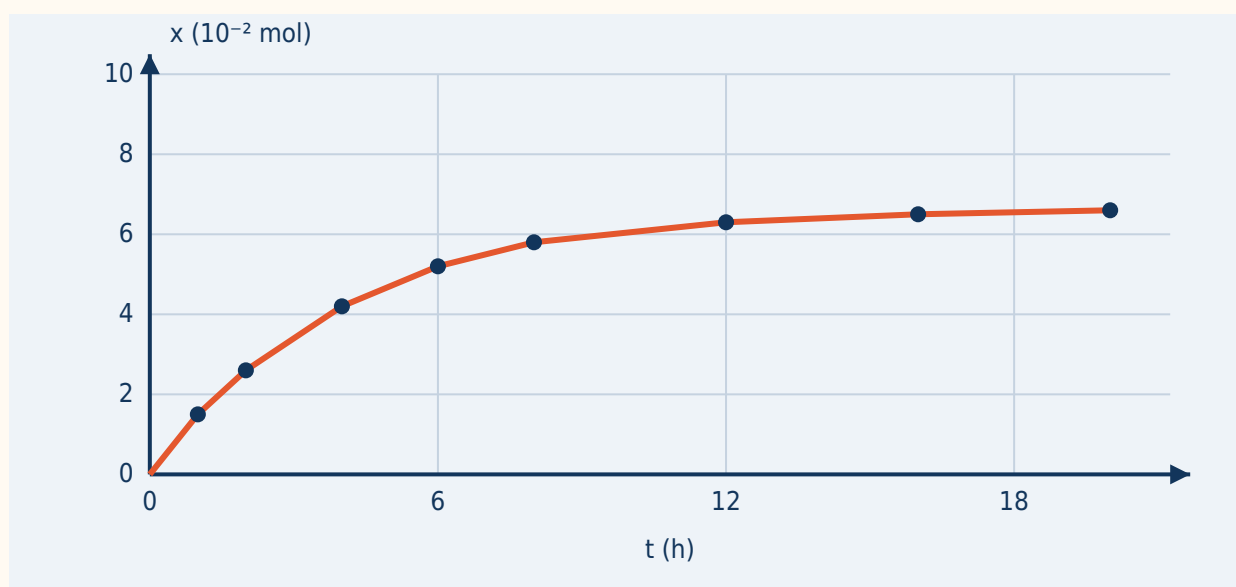
Exercice 4 : Taux d'avancement d'un acide faible

On prépare $V = 100 \text{ mL}$ de solution d'acide éthanóïque de concentration $c = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le pH mesuré vaut 3,25.

1. Écris l'équation de la réaction de l'acide avec l'eau.
2. Dresse le tableau d'avancement.
3. Calcule x_{max} puis x_f .
4. Calcule le taux d'avancement final. La transformation est-elle totale ?
5. Calcule $Q_{r,\text{éq}}$.

Exercice 5 : Une estérification suivie dans le temps

On mélange 0,100 mol d'acide éthanóïque et 0,100 mol d'éthanol, avec un catalyseur, à température constante. Le graphique donne l'avancement x en fonction du temps.



Avancement x de l'estérification en fonction du temps.

1. Détermine x_{max} .
2. Lis la valeur de x_f sur le palier. Calcule τ .
3. L'état final est-il un état d'équilibre ? Justifie avec le graphique.
4. Dédus la composition finale du système puis la constante K de cette estérification (V constant, équation : acide + alcool $\rightleftharpoons$ ester + eau).

Exercice 6 : Sens d'évolution du système Fe^{3+} et SCN^{-}

Pour $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})$, $K = 1,4 \times 10^2$ à 25 °C. Trois états initiaux (concentrations en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) :

État 1 : $[\text{Fe}^{3+}] = 1,0 \times 10^{-3}$; $[\text{SCN}^-] = 1,0 \times 10^{-3}$; $[\text{FeSCN}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-4}$.

État 2 : $[\text{Fe}^{3+}] = 5,0 \times 10^{-4}$; $[\text{SCN}^-] = 5,0 \times 10^{-4}$; $[\text{FeSCN}^{2+}] = 5,0 \times 10^{-2}$.

État 3 : $[\text{Fe}^{3+}] = 2,0 \times 10^{-3}$; $[\text{SCN}^-] = 1,0 \times 10^{-3}$; $[\text{FeSCN}^{2+}] = 2,8 \times 10^{-4}$.

Calcule $Q_{r,i}$ et prévois le sens d'évolution dans chaque cas.

Exercice 7 : Suivre Q_r pendant l'estérification

Pour l'estérification de l'exercice 5, $K = 4,0$. À chaque instant, $n(\text{ester}) = n(\text{eau}) = x$ et $n(\text{acide}) = n(\text{alcool}) = 0,100 - x$ (en mol).

t (h)	2	6	12	20
x (10^{-2} mol)	2,6	5,2	6,3	6,6

1. Montre que $Q_r = x^2 \div (0,100 - x)^2$ (le volume se simplifie).
2. Calcule Q_r aux quatre instants.
3. Compare à K : dans quel sens le système évolue-t-il ? À $t = 20$ h, l'équilibre est-il atteint ?

Exercice 8 : Effet de la dilution

On mesure le pH de deux solutions d'acide éthanóïque : S_1 ($c_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, pH = 3,41) et S_2 ($c_2 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, pH = 3,93).

1. Calcule le taux d'avancement final de chaque solution.
2. Calcule $Q_{r,\text{éq}}$ pour chaque solution.
3. Que constate-t-on ? Conclue sur l'influence de la dilution et sur K .

Exercice 9 : Dissolution du chlorure d'argent

$\text{AgCl(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$, $K = 1,8 \times 10^{-10}$. Donnée : $M(\text{AgCl}) = 143,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. Écris Q_r .
2. Dans une solution saturée sans autre source d'ions, $[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = s$. Calcule s puis la masse maximale dissoute par litre.
3. On mélange des solutions pour obtenir $[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Un précipité apparaît-il ? Même question avec $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Exercice 10 : L'ammoniac en solution

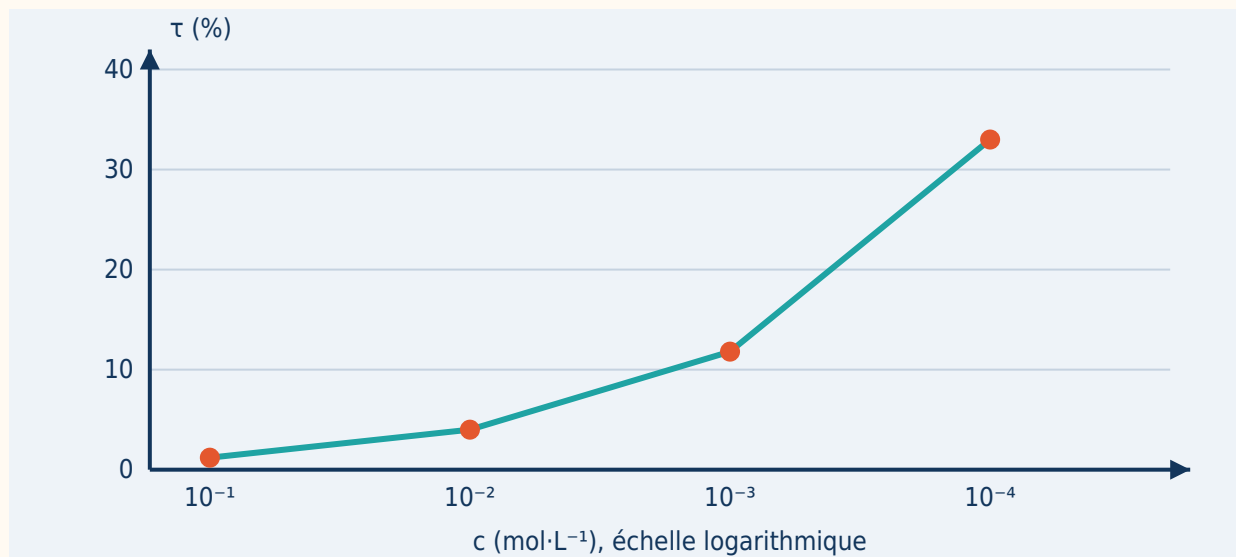
Une solution d'ammoniac de concentration $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ a un pH de 10,6 (produit ionique de l'eau $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$).

1. Écris l'équation de la réaction de NH_3 avec l'eau.

2. Calcule $[\text{H}_3\text{O}^+]$ puis $[\text{HO}^-]$.
3. Calcule τ . La réaction est-elle totale ?
4. Calcule K .

Exercice 11 : Taux d'avancement et concentration

Pour des solutions d'acide éthanóïque de concentration c variable, on a mesuré le taux d'avancement final. L'axe des abscisses est gradué en puissances de 10.



Taux d'avancement final de l'acide éthanóïque en fonction de sa concentration.

1. Comment varie τ quand c diminue ?
2. Lis τ pour $c = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. En déduis $[\text{H}_3\text{O}^+]$ puis le pH.
3. Vers quelle valeur τ tend-il pour une solution très diluée ?
4. Une valeur de τ suffit-elle à caractériser un équilibre ? Que reste-t-il constant quand c varie ?

Exercice 12 : Propriétés de K

Vrai ou faux ? Justifie.

- a. K dépend des concentrations initiales.
- b. K ne dépend que de l'équation de la réaction et de la température.
- c. Un catalyseur augmente K .
- d. Si K est très grand ($K > 10^4$), la transformation est quasi totale pour des concentrations usuelles.
- e. Si on double les coefficients stœchiométriques de l'équation, K est inchangé.

Exercice 13 : Le rôle du catalyseur

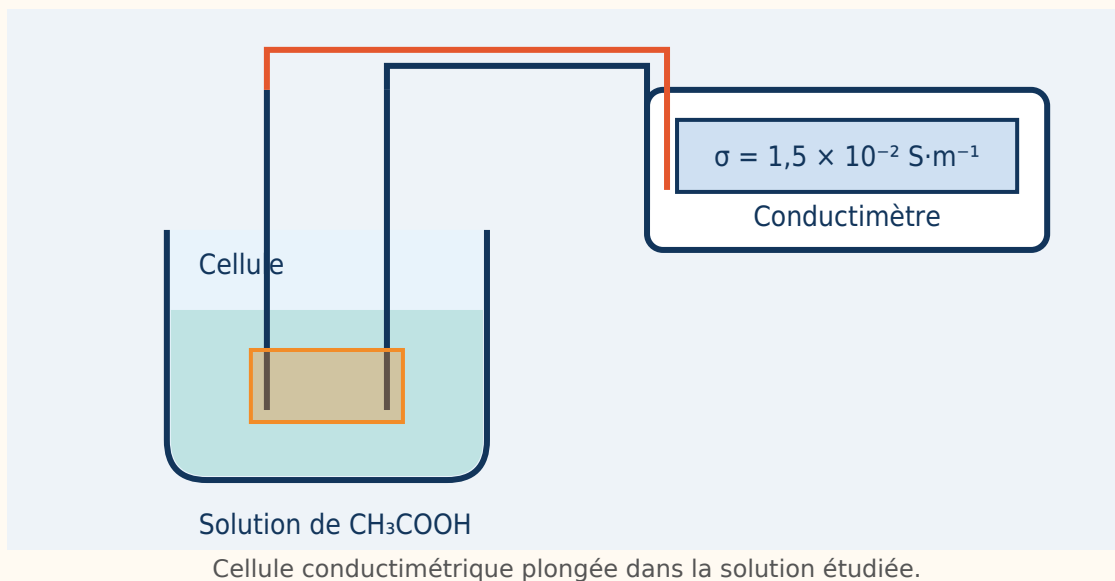
Deux mélanges identiques acide + alcool sont préparés à la même température, l'un avec catalyseur, l'autre sans. Le premier atteint son état final en 6 h, le second après

plusieurs jours.

1. Compare les deux états finaux (composition, τ , K). Justifie.
2. Quelle grandeur le catalyseur modifie-t-il ?
3. À la fin, $Q_{r, \text{éq}}$ vaut 4,0 dans les deux cas. Comment le sais-tu sans mesure ?

Exercice 14 : Mesure de conductivité

On mesure la conductivité d'une solution d'acide éthanóique de concentration $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ avec une cellule conductimétrique plongeant dans la solution.



Le conductimètre indique $\sigma = 1,5 \times 10^{-2} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$. Données : conductivités molaires ioniques $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35,0 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ et $\lambda(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,09 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$. On rappelle $\sigma = \sum \lambda_i [X_i]$ avec $[X_i]$ en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$.

1. Justifie que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ (on néglige les ions de l'eau).
2. Calcule $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$ puis en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
3. Calcule τ et $Q_{r, \text{éq}}$.
4. Déduis le pH.

Exercice 15 : Améliorer le rendement par excès de réactif

Pour l'estérification ($K = 4,0$), on mélange 1,00 mol d'acide et 3,00 mol d'alcool, le volume total étant constant.

1. Calcule $Q_{r, i}$ et donne le sens d'évolution.
2. Montre que l'avancement final x_f vérifie $3x^2 - 16x + 12 = 0$.
3. Résous l'équation, retiens la racine acceptable et calcule τ .
4. Compare au cas du mélange équimolaire ($\tau = 67 \%$). Conclue.

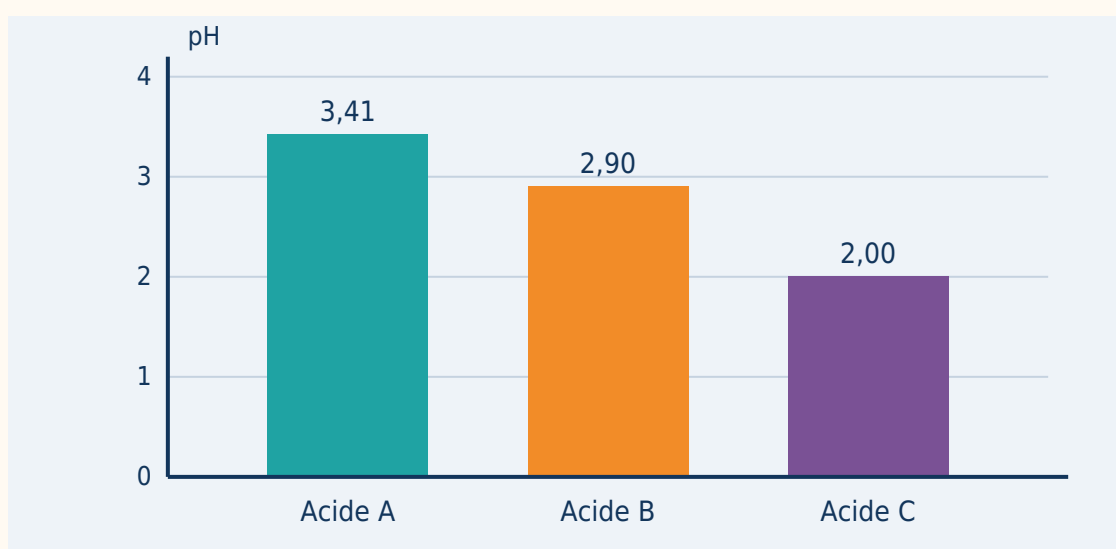
Exercice 16 : Perturber un équilibre

Soit $A + B \rightleftharpoons C + D$ avec $K = 9,0$, en solution, V constant. On part de 1,00 mol de A et 1,00 mol de B.

1. Détermine la composition à l'équilibre et τ .
2. On ajoute alors 0,75 mol de A sans modifier le volume. Calcule Q_r juste après l'ajout. Dans quel sens évolue le système ?
3. Détermine le nouvel avancement y puis la nouvelle composition.

Exercice 17 : Trois acides de même concentration

Trois solutions d'acides notés A, B et C, toutes de concentration $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, ont les pH suivants.



pH de trois solutions acides de même concentration.

1. Calcule $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et τ pour chacune.
2. Quel est l'acide totalement dissocié ?
3. Calcule $Q_{r,\text{eq}}$ pour l'acide B (équation $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$).
4. Classe les acides selon la valeur de leur constante K .

Exercice 18 : Approximation d'un acide faible

Acide éthanoïque, $K = 1,6 \times 10^{-5}$, $c = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Écris $Q_{r,\text{eq}}$ en fonction de c et de l'avancement volumique $x_v = [\text{H}_3\text{O}^+]$.
2. En supposant $x_v \ll c$, montre que $x_v \approx \sqrt{K \times c}$. Calcule x_v , le pH et τ .
3. Résous l'équation du second degré exacte $x_v^2 + K x_v - K c = 0$ et compare. L'approximation est-elle justifiée ?

Exercice 19 : Problème, déplacer l'équilibre d'estérification

Un chimiste dispose de 1,00 mol d'acide et 1,00 mol d'alcool ($K = 4,0$). Il veut obtenir

plus d'ester. Il envisage deux méthodes : (A) ajouter un excès d'alcool (3,00 mol au total, exercice 15) ; (B) partir du mélange équimolaire, atteindre l'équilibre, puis éliminer 0,50 mol d'eau (distillation) sans changer le volume.

1. Pour la méthode B, donne la composition à l'équilibre initial.
2. Calcule Q_r après élimination de l'eau et prévois le sens d'évolution.
3. Calcule la quantité d'ester finale pour la méthode B et le rendement par rapport à $x_{\max} = 1,00$ mol.
4. Compare A et B et explique, avec Q_r et K , pourquoi les deux méthodes marchent.

Exercice 20 : Concevoir une expérience

Tu disposes d'acide éthanoïque à $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, de fioles jaugées, de pipettes jaugées, d'eau distillée et d'un pH-mètre. Rédige un protocole complet permettant de vérifier expérimentalement que $Q_{r,\text{éq}}$ ne dépend pas de la concentration initiale, en précisant les dilutions, les mesures, les calculs et le critère de validation (avec une incertitude de 10 %).