

TERMINALE SPÉCIALITÉ · PHYSIQUE-CHIMIE · CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE · CHAPITRE 2



R. RINGUET · 2026 – 2027

Exercices 1 Analyse par des méthodes physiques

Les bases : pH et concentration en ions oxonium, absorbance, conductivité, gaz parfait, spectroscopies

8 exercices · niveau ●○○ · durée conseillée : 1 h 45 · calculatrice autorisée

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

- Passer du pH à la concentration en ions oxonium et inversement ; prévoir l'effet d'une dilution.
- Exploiter la loi de Beer-Lambert, un spectre d'absorption, une courbe d'étalonnage ; exploiter la loi de Kohlrausch et une mesure de conductance en maîtrisant les conversions d'unités.
- Déterminer une quantité de matière de gaz avec $PV = nRT$; identifier un groupe caractéristique en infrarouge.

■ RAPPEL — Le formulaire du chapitre

- **pH** d'une solution aqueuse diluée : $\text{pH} = -\log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$, avec $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. *Logarithme décimal* : $\log(10^x) = x$ • $\log(ab) = \log a + \log b$ • $\log \frac{a}{b} = \log a - \log b$.
- **Loi de Beer-Lambert** (solutions diluées, à la longueur d'onde de travail) : $A = \varepsilon \ell c$, avec A sans unité, ε en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$, ℓ en cm et c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; à ℓ et λ fixées, $A = k c$ (fonction linéaire).
- **Conductimétrie** : $G = \frac{\sigma}{k_{\text{cell}}}$ (en S), constante de cellule $k_{\text{cell}} = \frac{L}{S}$ (en m^{-1}), conductivité σ (en $\text{S} \cdot \text{m}^{-1}$).
Loi de Kohlrausch (solutions diluées) : $\sigma = \sum_i \lambda_i [X_i]$, avec λ_i en $\text{mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ et $[X_i]$ en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$; σ est alors en $\text{mS} \cdot \text{m}^{-1}$. Conversion : $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 10^3 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3}$.
- **Gaz parfait** : $PV = nRT$ (P en Pa, V en m^3 , T en K, $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$) ; volume molaire $V_m = \frac{V}{n} = \frac{RT}{P}$.

Exercice 1 Du pH à la concentration, et retour

●○○

- 1.1** Calculer le pH, à 0,01 près, des trois solutions dont la concentration en ions oxonium, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, vaut :
- a) $1,0 \times 10^{-3}$ b) $2,5 \times 10^{-5}$ c) $4,0 \times 10^{-2}$
- 1.2** Calculer, avec deux chiffres significatifs, la concentration en ions oxonium des trois solutions de pH :
- a) $\text{pH} = 5,20$ b) $\text{pH} = 2,85$ c) $\text{pH} = 9,40$
- 1.3** Classer ces six solutions de la plus pauvre à la plus riche en ions oxonium : quel lien y a-t-il entre cet ordre et celui des pH ? Le pH d'une solution passe de 4,0 à 3,0 : par quel facteur $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a-t-elle été multipliée ? Justifier avec les propriétés du logarithme.

Exercice 2 Diluer au dixième

●○○

Une solution S_0 contient des ions oxonium à la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]_0 = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On prélève 10,0 mL de S_0 que l'on complète à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge d'une fiole de 100,0 mL : on obtient S_1 ; on recommence à partir de S_1 pour obtenir S_2 , puis S_3 . Ces ions ne sont ni consommés ni produits lors de la dilution.

- 2.1** Calculer le pH de S_0 . Déterminer le facteur de dilution, puis la concentration en ions oxonium de S_1 , S_2 et S_3 .

- 2.2** Calculer le pH de ces trois solutions : de combien augmente-t-il à chaque dilution au dixième ? Démontrer ce résultat en écrivant $[\text{H}_3\text{O}^+]_{n+1} = [\text{H}_3\text{O}^+]_n/10$ et en utilisant les propriétés du logarithme.
- 2.3** Combien de dilutions au dixième successives faudrait-il réaliser, à partir de S_0 , pour que le pH dépasse 5,0 ? Donner alors la valeur du pH atteint.

Exercice 3 Appliquer la loi de Beer-Lambert

●○○

Le bleu de méthylène est un colorant bleu intense dont le coefficient d'absorption molaire vaut $\varepsilon = 8,0 \times 10^4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$ à la longueur d'onde $\lambda = 664 \text{ nm}$.

- 3.1** Calculer l'absorbance, à cette longueur d'onde, d'une solution de concentration $c = 5,0 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ placée dans une cuve de largeur $\ell = 1,0 \text{ cm}$. Vérifier par une analyse d'unités que A est sans unité.
- 3.2** Une autre solution, mesurée dans la même cuve et à la même longueur d'onde, donne $A = 0,64$: calculer sa concentration.
- 3.3** On mesure de nouveau la solution de la question 3.1 dans une cuve de largeur $\ell' = 2,0 \text{ cm}$: quelle absorbance obtient-on ? Justifier sans calcul.

Exercice 4 Lire un spectre d'absorption

●●○

La figure 1 donne le spectre d'absorption d'une solution aqueuse de colorant alimentaire E133 (bleu brillant), enregistré dans une cuve de 1,0 cm.

- 4.1** Déterminer graphiquement λ_{max} et l'absorbance correspondante. À quel domaine de radiations et à quelle couleur λ_{max} correspond-elle ?
- 4.2** La couleur perçue est la couleur complémentaire de celle qui est le plus absorbée : en déduire la couleur de la solution et vérifier la cohérence avec le nom du colorant.
- 4.3** Pour doser ce colorant, on travaille toujours à λ_{max} . Donner deux raisons à ce choix.
- 4.4** Quelle absorbance mesurerait-on à $\lambda = 500 \text{ nm}$? Pourquoi cette longueur d'onde serait-elle un mauvais choix pour un dosage ?

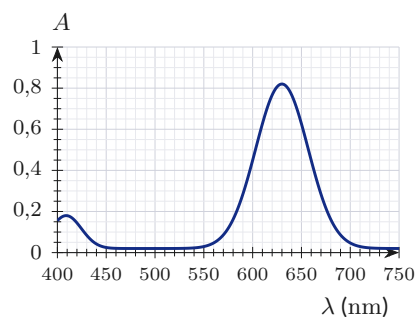


Figure 1 — Spectre d'absorption du E133

Exercice 5 Une courbe d'étalonnage

●●○

On prépare cinq solutions étalons d'ions permanganate MnO_4^- et on mesure leur absorbance à $\lambda = 540 \text{ nm}$, dans une cuve de 1,0 cm. Les points obtenus sont placés sur la figure 2.

- 5.1** Justifier que les points sont alignés avec l'origine et exprimer le coefficient directeur k en fonction de ε et ℓ . Déterminer graphiquement k , en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$, puis ε .
- 5.2** Une solution de concentration inconnue, mesurée dans les mêmes conditions, donne $A = 0,168$. Déterminer sa concentration, graphiquement puis par le calcul.
- 5.3** Une solution de concentration $c = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ devrait, d'après la droite, donner $A = 0,96$; on mesure en réalité 0,71. Proposer une explication et indiquer comment mesurer correctement cette solution.

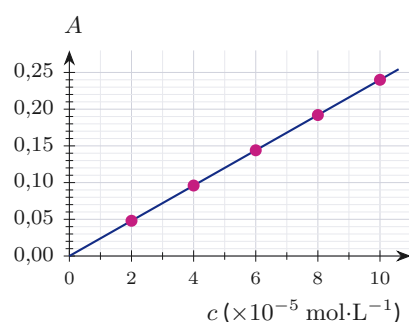


Figure 2 — Absorbance des cinq solutions étalons

Exercice 6 Conductivité, cellule et unités



Conductivités molaires ioniques à 25 °C, en $\text{mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$: $\lambda(\text{K}^+) = 7,35$ • $\lambda(\text{Cl}^-) = 7,63$ • $\lambda(\text{Na}^+) = 5,01$. La cellule d'un conductimètre (figure 3) est formée de deux plaques planes parallèles de surface S , distantes de L ; sa constante de cellule vaut $k_{\text{cell}} = L/S$.

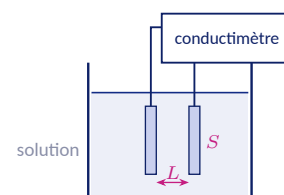


Figure 3 — Cellule plongée dans la solution

- 6.1 Convertir en $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$ les concentrations $5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- 6.2 Une solution de chlorure de potassium ($\text{K}^+ + \text{Cl}^-$) a une concentration en soluté apporté $c = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$: donner les concentrations des deux ions, puis calculer σ en $\text{mS}\cdot\text{m}^{-1}$ et en $\text{S}\cdot\text{m}^{-1}$.
- 6.3 Un conductimètre affiche $\sigma = 0,125 \text{ S}\cdot\text{m}^{-1}$: convertir en $\text{mS}\cdot\text{m}^{-1}$ puis en $\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$, unité usuelle pour les eaux.
- 6.4 Les plaques ont une surface $S = 1,00 \text{ cm}^2$ et sont distantes de $L = 1,02 \text{ cm}$: calculer k_{cell} en m^{-1} . Plongée dans une solution de chlorure de sodium, la cellule donne $G = 1,24 \text{ mS}$: calculer σ en $\text{S}\cdot\text{m}^{-1}$, puis la concentration de la solution en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- 6.5 En pratique, on ne mesure pas L et S : on étalonne la cellule avec une solution de conductivité connue. Expliquer comment on obtient alors k_{cell} et pourquoi la mesure doit être faite à température contrôlée.

Exercice 7 Une bouteille de dioxygène



Une bouteille de volume $V = 2,00 \text{ L}$ contient du dioxygène O_2 , assimilé à un gaz parfait, à la pression $P = 1,50 \times 10^5 \text{ Pa}$ et à la température $\theta = 20^\circ\text{C}$. Données : $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ • $T(\text{K}) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273$ • $M(\text{O}_2) = 32,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- 7.1 Convertir V en m^3 et θ en kelvins, puis exprimer et calculer la quantité de matière de dioxygène contenue dans la bouteille. En déduire sa masse.
- 7.2 Calculer le volume molaire du gaz dans ces conditions, en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$. Comparer à $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$, valeur sous la pression atmosphérique à la même température : le sens de l'écart était-il prévisible ?

Exercice 8 Identifier un groupe caractéristique en infrarouge



On dispose de trois flacons non étiquetés contenant respectivement du propan-1-ol $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$, de la propanone CH_3COCH_3 et de l'acide propanoïque $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$. Le spectre infrarouge du contenu de l'un d'eux est donné figure 4.

liaison	$\sigma \text{ (cm}^{-1}\text{)}$	liaison	$\sigma \text{ (cm}^{-1}\text{)}$	liaison	$\sigma \text{ (cm}^{-1}\text{)}$
O - H alcool	3200 - 3400 (large)	C = O cétone	1705 - 1725 (fine)	C - H	2800 - 3000
O - H acide	2500 - 3200 (très large)	C = O acide	1680 - 1710 (fine)	C - O	1050 - 1300

- 8.1 Que représentent les grandeurs en abscisse et en ordonnée ? Une bande d'absorption est-elle un maximum ou un minimum de la courbe ?
- 8.2 Attribuer les bandes A, B et C à l'aide du tableau.
- 8.3 Identifier le contenu du flacon en justifiant : quelle bande permet, à elle seule, d'écarter les deux autres espèces ? Quelle bande, absente ici, aurait-on observée avec le propan-1-ol ?

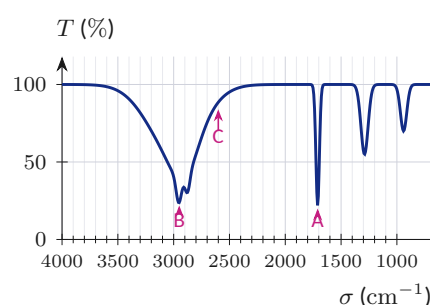


Figure 4 — Spectre IR du contenu d'un flacon