

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



R. RINGUET · 2026 – 2027

Contrôle B Analyse par des méthodes physiques

Dosages par étalonnage, incertitudes et écart normalisé, domaine de validité des modèles

Durée : 1 h · calculatrice autorisée · 4 exercices indépendants · barème sur 20

Nom : Prénom : Classe : Note : /20

★ CONSIGNES

Les quatre exercices sont indépendants. Toute expression littérale est établie avant l'application numérique ; les résultats sont donnés avec leur unité et un nombre de chiffres significatifs adapté ; toute démarche, même partielle, est valorisée. Formulaire : $\text{pH} = -\log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}$ • $A = \varepsilon \ell c$ • $\sigma = \sum_i \lambda_i [X_i]$ (λ_i en $\text{mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$, $[X_i]$ en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$) • $PV = nRT$ • écart normalisé $z = \frac{|x_{\text{mes}} - x_{\text{réf}}|}{u(x)}$, compatibilité admise si $z < 2$.

Exercice 1 Automatismes

4 pts ●●○

■ DONNÉES $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ • $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

- 1.1 Calculer la concentration en ions oxonium d'une solution de $\text{pH} = 3,60$, puis le pH d'une solution telle que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 8,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- 1.2 Effectuer les conversions suivantes : a) $2,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$; b) $0,86 \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$ en $\text{mS} \cdot \text{m}^{-1}$; c) $1\,250 \mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}$ en $\text{S} \cdot \text{m}^{-1}$.
- 1.3 Indiquer si chaque affirmation est vraie ou fausse et justifier en une phrase.
 - a) Diluer cent fois une solution dont les ions oxonium ne sont ni consommés ni produits augmente son pH de deux unités.
 - b) Un spectre infrarouge permet de déterminer la concentration d'une espèce en solution.
 - c) À volume et température fixés, la pression d'un gaz parfait est proportionnelle à sa quantité de matière.
- 1.4 Calculer le volume molaire d'un gaz parfait à 0°C sous la pression $1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$, en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$. Ce résultat dépend-il du gaz considéré ?

Exercice 2 La solution nutritive d'une serre hydroponique

6 pts ●●●

Dans une serre hors-sol, les plants sont irrigués par une solution de nitrate de potassium ($\text{K}^+ + \text{NO}_3^-$) dont le titre massique doit rester compris entre $1,8 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ et $2,3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$; le contrôle est automatisé par conductimétrie. Cinq solutions étalons de KNO_3 ont été préparées et leurs conductivités sont reportées sur la figure 1. La solution nutritive de la serre, mesurée sans dilution à 25°C , donne $\sigma = 287 \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}$.

■ DONNÉES $\lambda(\text{K}^+) = 7,35$ • $\lambda(\text{NO}_3^-) = 7,14$, en $\text{mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ à 25°C
• $M(\text{KNO}_3) = 101,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

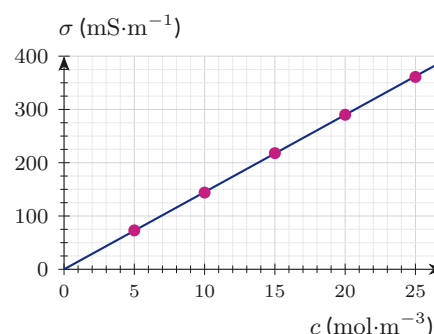


Figure 1 — Gamme étalon de nitrate de potassium

- 2.1 Établir, à partir de la loi de Kohlrausch, que σ est proportionnelle à la concentration c en soluté apporté, puis calculer la valeur théorique du coefficient de proportionnalité avec son unité.

- 2.2** Déterminer le coefficient directeur de la droite de la figure 1 à l'aide du premier et du dernier point, et le comparer à la valeur théorique.
- 2.3** Déterminer la concentration c de la solution nutritive en $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$ puis en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, et en déduire son titre massique en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$. La consigne est-elle respectée ?
- 2.4** L'incertitude-type sur ce titre vaut $u(t) = 0,06 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ et le fournisseur annonce pour cette cuve $t_{\text{réf}} = 2,20 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. Calculer l'écart normalisé : le titre mesuré est-il compatible avec la valeur annoncée par le fournisseur ?
- 2.5** Les conductivités molaires ioniques diminuent quand la température baisse. Si la solution nutritive avait été mesurée à 19°C , la gamme étalon restant mesurée à 25°C , dans quel sens le titre massique obtenu aurait-il été faussé ?

Exercice 3 La caféine d'une boisson énergisante

6 pts ●●●

L'étiquette d'une boisson énergisante annonce une teneur en caféine de $320 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$. La boisson est dégazée, filtrée, puis diluée 100 fois ; le spectre d'absorption de la solution obtenue, enregistré dans une cuve de $1,0 \text{ cm}$, est donné figure 2. Le coefficient d'absorption molaire de la caféine vaut $\varepsilon = 9,7 \times 10^3 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$ à son maximum d'absorption.

■ **DONNÉES** $M(\text{caféine } \text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2) = 194,2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

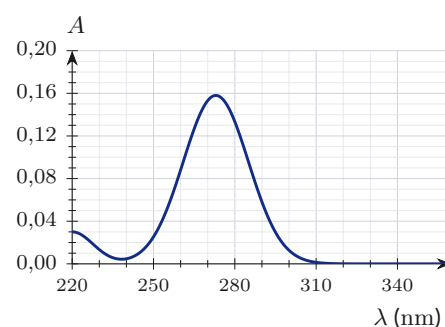


Figure 2 — Spectre de la boisson diluée 100 fois

- 3.1** Déterminer graphiquement la longueur d'onde du maximum d'absorption et l'absorbance correspondante. À quel domaine de radiations cette longueur d'onde appartient-elle ?
- 3.2** La boisson est de couleur ambrée, mais la solution diluée analysée est incolore. Cette observation est-elle compatible avec le spectre de la figure 2 ? Justifier.
- 3.3** Déterminer la concentration en caféine de la solution diluée, puis celle de la boisson, en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ puis en $\text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$. Calculer l'écart relatif avec l'étiquette et conclure sur la conformité du produit.
- 3.4** Une canette contient 250 mL de boisson : calculer la masse de caféine ingérée par canette. L'apport maximal conseillé en une prise unique étant de 200 mg , combien de canettes cela représente-t-il ?
- 3.5** Sans dilution, l'absorbance mesurée serait très supérieure à 2. Expliquer pourquoi la loi de Beer-Lambert ne pourrait alors plus être utilisée.

Exercice 4 Peut-on « peser » le sel de la mer avec un conductimètre ?

4 pts ●●●

À 25°C , la conductivité d'une eau de mer prélevée au large vaut $\sigma = 5,3 \text{ S}\cdot\text{m}^{-1}$. Un élève assimile cette eau à une solution de chlorure de sodium et lui applique directement la loi de Kohlrausch pour en déduire la salinité. La salinité réelle de cette eau, mesurée par évaporation, est de $35 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

■ **DONNÉES** $\lambda(\text{Na}^+) = 5,01$ • $\lambda(\text{Cl}^-) = 7,63$, en $\text{mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$ à 25°C • $M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 4.1** Effectuer le calcul de l'élève : déterminer la concentration en NaCl en $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$, puis le titre massique en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$.
- 4.2** Calculer l'écart relatif entre cette valeur et la salinité réelle. Le modèle conduit-il à une sous-estimation ou à une surestimation ?
- 4.3** Analyser de façon critique la démarche de l'élève : citer au moins deux raisons expliquant l'écart obtenu.
- 4.4** Proposer un protocole expérimental permettant, à partir du même conductimètre, d'obtenir une valeur bien plus fiable de la teneur en chlorure de sodium d'une eau salée. On précisera la gamme de concentrations des solutions étalons et la dilution à réaliser sur l'échantillon.