

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



R. RINGUET · 2026 – 2027

Contrôle A Analyse par des méthodes physiques

pH et dilution, loi de Beer-Lambert et droite d'étalonnage, conductimétrie, spectroscopie

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

Nom : Prénom : Classe : Note : /20

★ CONSIGNES

Les quatre exercices sont indépendants. Toute réponse est justifiée; toute expression littérale est établie avant l'application numérique; les résultats sont donnés avec leur unité et un nombre de chiffres significatifs adapté. Formulaire : $\text{pH} = -\log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}$ • $A = \varepsilon \ell c$ • $G = \sigma / k_{\text{cell}}$ • $\sigma = \sum_i \lambda_i [X_i]$ (λ_i en $\text{mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$, $[X_i]$ en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$) • $PV = nRT$.

Exercice 1 Questions de cours

5 pts ●○○○

■ DONNÉES $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ • $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ • $T(\text{K}) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273$ • bandes IR en cm^{-1} : O-H d'alcool 3 200 à 3 400 (large), C=O 1 650 à 1 750 (fine)

- 1.1** Rappeler la relation donnant le pH d'une solution à partir de $[\text{H}_3\text{O}^+]$, puis la relation inverse. Calculer le pH d'une solution telle que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- 1.2** Pour chaque affirmation, recopier la seule proposition exacte.
- a) Une solution de $\text{pH} = 2,0$ a une concentration en ions oxonium égale à :
- a) ☐ $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ b) ☐ $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- c) ☐ $1,0 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ d) ☐ $0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- b) Dans la loi de Beer-Lambert, ε s'exprime en :
- a) ☐ $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ b) ☐ $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$ c) ☐ sans unité d) ☐ $\text{mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$
- c) Dans la loi de Kohlrausch, les concentrations doivent être exprimées en :
- a) ☐ $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ b) ☐ $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ c) ☐ $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$ d) ☐ $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$
- 1.3** Indiquer si chaque affirmation est vraie ou fausse et justifier en une phrase.
- a) L'absorbance d'une solution est doublée si l'on double la largeur de la cuve.
- b) Une solution qui absorbe surtout la lumière rouge apparaît rouge.
- c) À pression et température fixées, le volume molaire d'un gaz parfait dépend de la nature du gaz.
- 1.4** Le spectre infrarouge d'un liquide incolore présente une bande large et intense entre 3 200 et 3 400 cm^{-1} et aucune bande entre 1 650 et 1 750 cm^{-1} . Quel groupe caractéristique cette espèce possède-t-elle ? Quel groupe peut-on écarter ?
- 1.5** Un flacon fermé de volume $V = 500 \text{ mL}$ contient un gaz, assimilé à un gaz parfait, sous la pression $P = 1,00 \times 10^5 \text{ Pa}$ à la température $\theta = 20^{\circ}\text{C}$. Calculer la quantité de matière de gaz qu'il renferme.

Exercice 2 Un détartrant ménager

5 pts ●●○○

Un détartrant liquide du commerce, noté S, contient des ions oxonium à la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Ces ions ne sont ni consommés ni produits lors d'une dilution.

■ **DONNÉES** $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

- 2.1 La définition du pH n'est valable que si $[\text{H}_3\text{O}^+] \leq 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Peut-on calculer le pH de la solution commerciale S ?
- 2.2 On souhaite préparer $V' = 250,0 \text{ mL}$ d'une solution S' cent fois moins concentrée. Calculer le volume de S à prélever et décrire brièvement le protocole (verrerie utilisée).
- 2.3 Calculer la concentration en ions oxonium de S' , puis son pH. On dilue à nouveau S' dix fois : de combien d'unités le pH varie-t-il ? Justifier à l'aide des propriétés du logarithme décimal.
- 2.4 Le pH-mètre indique en réalité 2,35 pour S' . Calculer l'écart entre la valeur mesurée et la valeur prévue, puis la concentration en ions oxonium correspondant à la mesure. L'écart est-il important ?
- 2.5 Quel facteur de dilution faudrait-il appliquer à S pour obtenir une solution de pH égal à 3,30 ?

Exercice 3 Le diode d'une solution antiseptique

6 pts ●●○

Une solution antiseptique doit son pouvoir désinfectant au diiode I_2 qu'elle contient ; son étiquette annonce une teneur de $10,0 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. Pour la contrôler, on prépare cinq solutions étalons de diiode et on mesure leur absorbance à $\lambda = 460 \text{ nm}$ dans une cuve de largeur $\ell = 1,0 \text{ cm}$ (figure 1). La solution antiseptique est ensuite diluée 50 fois ; la solution obtenue donne $A = 0,590$.

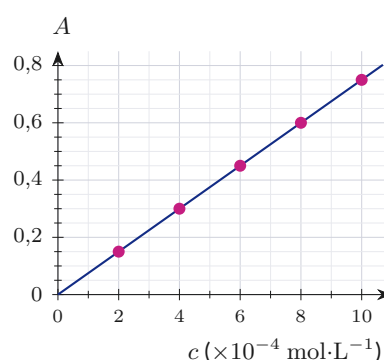


Figure 1 — Gamme étalon de diiode à 460 nm

- 3.1 Justifier, par la loi de Beer-Lambert, l'allure de la figure 1.
- 3.2 Déterminer graphiquement le coefficient directeur k de la droite, en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$, puis la valeur de ε .
- 3.3 La solution de diiode est jaune-brun : justifier le choix de la longueur d'onde de travail, 460 nm.
- 3.4 Déterminer la concentration en diiode de la solution diluée, puis celle de la solution antiseptique.
- 3.5 Calculer la masse molaire du diiode, puis la teneur en diiode de l'antiseptique, en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$. Conclure.
- 3.6 Pourquoi ne mesure-t-on pas directement la solution non diluée ?

■ **DONNÉES** $M(\text{I}) = 126,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice 4 Étalonner un conductimètre, puis analyser une eau

4 pts ●●○

Avant toute mesure, on étalonne la cellule du conductimètre avec une solution de chlorure de potassium ($\text{K}^+ + \text{Cl}^-$) de concentration $c_{\text{ét}} = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$: la conductance mesurée vaut $G_{\text{ét}} = 1,58 \text{ mS}$.

■ **DONNÉES** λ en $\text{mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$: K^+ 7,35 • Cl^- 7,63 • Ca^{2+} 11,9 • HCO_3^- 4,45 • $M(\text{Ca}) = 40,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 4.1 Calculer la conductivité $\sigma_{\text{ét}}$ de la solution étalon à l'aide de la loi de Kohlrausch, en $\text{mS}\cdot\text{m}^{-1}$ puis en $\text{S}\cdot\text{m}^{-1}$.
- 4.2 En déduire la constante de cellule k_{cell} , en m^{-1} .
- 4.3 La cellule, rincée puis plongée dans l'eau du robinet, donne $G = 0,520 \text{ mS}$. Calculer la conductivité de cette eau en $\text{mS}\cdot\text{m}^{-1}$, puis en $\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$.
- 4.4 Dans de l'eau déminéralisée, la cellule donne $G = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mS}$: calculer la conductivité et l'interpréter. Une eau est dite « peu minéralisée » si $\sigma < 30 \text{ mS}\cdot\text{m}^{-1}$: classer les deux eaux.
- 4.5 Les ions de l'eau du robinet sont essentiellement des ions calcium Ca^{2+} et hydrogénocarbonate HCO_3^- , tels que $[\text{HCO}_3^-] = 2 [\text{Ca}^{2+}]$. Montrer que $\sigma = (\lambda(\text{Ca}^{2+}) + 2 \lambda(\text{HCO}_3^-)) [\text{Ca}^{2+}]$, puis calculer $[\text{Ca}^{2+}]$ en $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$ et en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- 4.6 En déduire la teneur en ions calcium de cette eau, en $\text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$. Une eau est dite « dure » au-delà de $120 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ d'ions calcium : conclure.