

Contrôle A Absorbance et dosage par étalonnage

Couleur, loi de Beer-Lambert, dosage par étalonnage

Durée : 1 h · calculatrice autorisée · 3 exercices indépendants · barème sur 20

Nom : Prénom : Classe : Note : / 20

★ CONSIGNES

Toute réponse doit être justifiée, sauf dans l'exercice 1. Les résultats numériques sont donnés avec un nombre adapté de chiffres significatifs et leur unité. Une expression littérale est attendue avant chaque application numérique.

Exercice 1 Questions à choix multiples

5 pts ●○○○

Pour chaque question, une seule réponse est exacte. Recopier sur la copie le numéro de la question et la lettre de la réponse choisie. Aucune justification n'est demandée. Le cercle chromatique utilisé est celui du cours : rouge, jaune, vert, cyan, bleu, magenta, chaque couleur étant diamétralement opposée à sa complémentaire.

- 1.1** Une solution absorbe essentiellement dans le vert. Éclairée en lumière blanche, elle apparaît :
a) verte b) magenta c) jaune d) cyan
- 1.2** On remplace une cuve de largeur 1,0 cm par une cuve de largeur 2,0 cm, contenant la même solution diluée. L'absorbance est :
a) divisée par 2 b) inchangée c) multipliée par 2 d) multipliée par 4
- 1.3** Dans la relation $A = \varepsilon \ell c$, avec ℓ en cm et c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, le coefficient ε s'exprime en :
a) $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$ b) $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{cm}$ c) cm^{-1} d) sans unité
- 1.4** Pour réaliser un dosage par étalonnage, on règle en général le spectrophotomètre à la longueur d'onde :
a) pour laquelle l'absorbance est minimale ; b) du maximum d'absorption de l'espèce dosée ;
c) correspondant à la couleur de la solution ; d) de 400 nm, quelle que soit l'espèce.
- 1.5** Une solution de concentration $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a pour absorbance 0,60. Dans les mêmes conditions, une solution de la même espèce de concentration $5,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a pour absorbance :
a) 0,15 b) 0,30 c) 1,2 d) 2,4

Exercice 2 Le sulfate de cuivre de la bouillie bordelaise

8 pts ●●○○

La bouillie bordelaise, utilisée pour protéger la vigne contre le mildiou, est préparée à partir de cristaux bleus de sulfate de cuivre pentahydraté $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$. Le sac de cristaux indique : « teneur en cuivre : 25 % en masse ». On veut contrôler cette indication par spectrophotométrie. En solution, seuls les ions cuivre(II) Cu^{2+} sont colorés.

■ **DONNÉES** Masses molaires atomiques en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: H : 1,0 • O : 16,0 • S : 32,1 • Cu : 63,5

Partie A — Choix de la longueur d'onde

- 2.1** La figure 1 donne le spectre d'absorption d'une solution de sulfate de cuivre(II). Dans quel domaine de couleurs la solution absorbe-t-elle ? Justifier sa couleur bleue.
- 2.2** Quelle longueur d'onde de travail choisir ? Justifier.

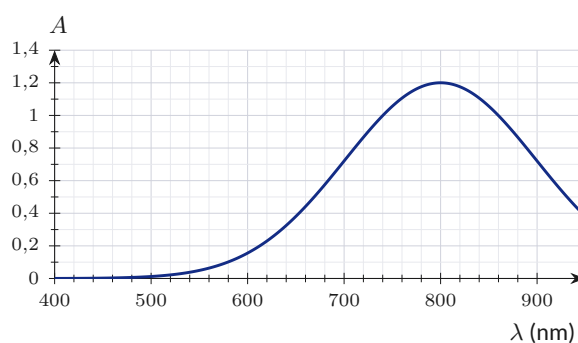


Figure 1 — Spectre d'une solution de sulfate de cuivre(II)

Partie B — Étalonnage

- 2.3** Calculer la masse molaire du sulfate de cuivre pentahydraté. Montrer qu'il faut dissoudre environ 4,99 g de cristaux pour préparer 100,0 mL d'une solution mère S_0 de concentration $c_0 = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en ions Cu^{2+} .
- 2.4** On prépare à partir de S_0 une gamme de solutions étalons. Quel volume de S_0 faut-il prélever pour préparer 50,0 mL de la solution de concentration $0,060 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$? Avec quelle verrerie ?
- 2.5** Les absorbances mesurées à la longueur d'onde de travail sont données ci-dessous. Montrer qu'elles vérifient la loi de Beer-Lambert et déterminer la valeur de k dans la relation $A = k c$.

$c \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1}\text{)}$	0,020	0,040	0,060	0,080	0,100
A	0,24	0,49	0,71	0,97	1,20

Partie C — Contrôle de l'étiquette

On dissout $m = 2,00 \text{ g}$ de cristaux dans une fiole jaugée de 250,0 mL : l'absorbance de la solution obtenue vaut $A = 0,382$.

- 2.6** Déterminer la concentration en ions Cu^{2+} de cette solution.
- 2.7** En déduire la masse de cuivre contenue dans l'échantillon, puis le pourcentage massique de cuivre des cristaux. L'indication du sac est-elle vérifiée ?

Exercice 3 Le sérum physiologique

7 pts ●●○

Le sérum physiologique est une solution aqueuse de chlorure de sodium de concentration en masse annoncée $9,0 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. Cette solution étant incolore, on la dose par étalonnage à l'aide d'un conductimètre, qui mesure la conductivité σ de la solution. Pour des solutions suffisamment diluées, σ est proportionnelle à la concentration c en soluté apporté : $\sigma = k c$. On mesure la conductivité de solutions étalons de chlorure de sodium, à 25°C .

$c \text{ (mmol}\cdot\text{L}^{-1}\text{)}$	1,0	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0
$\sigma \text{ (mS}\cdot\text{cm}^{-1}\text{)}$	0,121	0,240	0,482	0,719	0,962	1,198

- 3.1** Pourquoi ne peut-on pas doser le chlorure de sodium par spectrophotométrie dans le visible ?
- 3.2** Montrer que les mesures sont compatibles avec la relation $\sigma = k c$, avec $k = 0,120 \text{ mS}\cdot\text{cm}^{-1}\cdot\text{L}\cdot\text{mmol}^{-1}$.
- 3.3** Calculer la concentration c_s attendue pour le sérum d'après l'étiquette ($M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$). Expliquer pourquoi on ne peut pas mesurer directement la conductivité du sérum pour le doser.
- 3.4** On dilue le sérum 20 fois. Décrire précisément la préparation de 100,0 mL de solution diluée.
- 3.5** La conductivité de la solution diluée vaut $0,920 \text{ mS}\cdot\text{cm}^{-1}$. En déduire la concentration en masse de chlorure de sodium du sérum et la comparer à l'étiquette.