

CLASSE : Première

E3C : E3C1 E3C2 E3C3

VOIE : Générale

ENSEIGNEMENT : physique-chimie

DURÉE DE L'ÉPREUVE : 1 h

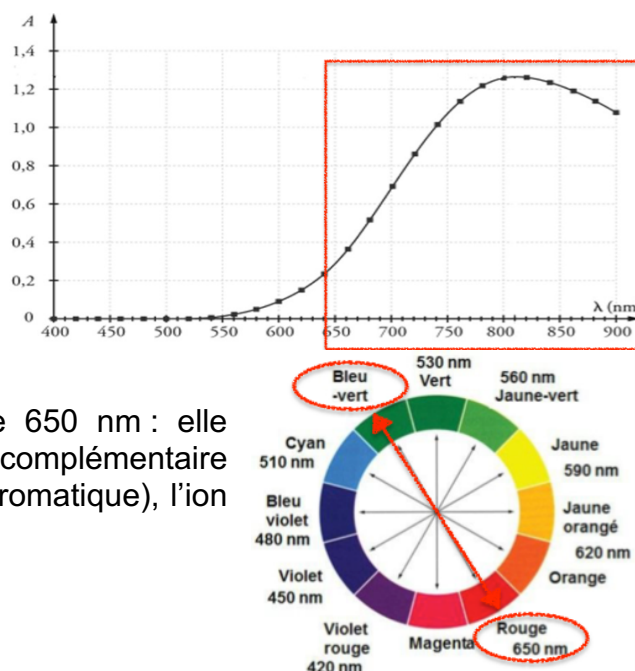
CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui Non

Recyclage d'une solution de bouillie bordelaise (10 points)

1.

« L'espèce ionique $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$ est responsable de la couleur de la solution aqueuse. »

Le pic d'absorption se situe pour $\lambda = 810 \text{ nm}$. Or à 810 nm nous ne sommes pas dans le visible. Nous allons regarder la partie visible qui est absorbée.



Le spectre de cette solution absorbe à partir de 650 nm : elle absorbe dans le rouge. Sa couleur est la couleur complémentaire (couleur diamétralement opposée dans le cercle chromatique), l'ion est bleu-vert.

2.

L'absorbance d'une solution est proportionnelle à la concentration (loi de Beer Lambert).

En mesurant l'absorbance de différentes solutions de concentrations connues, on trace une droite d'étalonnage. Connaissant l'absorbance d'une solution inconnue, on détermine par lecture graphique sa concentration.

3.

Calcul pour la solution S_2 :

Lors d'une dilution la quantité de matière se conserve :

$$n_0 = n_2$$

Or

$$n = C \times V$$

Donc

$$C_0 V_0 = C_2 V_2$$

$$V_0 = \frac{C_2 V_2}{C_0}$$

$$V_0 = \frac{0,016 \times 10,0 \cdot 10^{-3}}{0,040}$$

$$V_0 = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 4,0 \text{ mL}$$

Solution fille S_i	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5
Concentration en quantité de matière C_i (mol.L^{-1})	0,020	0,016	0,012	0,008	0,004
Volume V_0 de solution S_0 à prélever (mL)	5,0	4,0	3,0	2,0	1,0

4.

Loi de Beer Lambert : $A=K.c$

Avec :

- A l'absorbance sans unité
- C la concentration en mol.L^{-1}
- K en L.mol^{-1}

La courbe obtenue est une droite passant par l'origine : A et C sont proportionnelles. Les résultats expérimentaux obtenus sont en accord avec la loi de Beer Lambert

5.

Lors d'une dilution la quantité de matière se conserve :

$$n' = n$$

Or

$$n = C \times V$$

Donc

$$C'V' = CV$$

$$V' = \frac{CV}{C'}$$

Or on dilue 20 fois la solution S : $C = 20 \times C'$

$$V' = \frac{20 \times C' \times V}{C'}$$

$$V' = 20V$$

Remarque : on peut utiliser le facteur de dilution pour arriver au même résultat

$$F = \frac{C_{\text{mere}}}{C_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{mere}}}$$

$$\frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{mere}}} = F$$

$$V_{\text{fille}} = F \times V_{\text{mere}}$$

$$V' = 20V$$

V' le volume fille est celui d'une fiole jaugée et V le volume de la solution mère est prélevé avec une pipette jaugée.

Ainsi nous utiliserons une fiole jaugée dont le volume est 20 fois plus grand que la pipette jaugée.

Prenons une pipette jaugée de 5,0 mL et une fiole jaugée de 100 mL.

Protocole :

- Verser la solution mère dans un bécher
- Prélever à l'aide d'une pipette jaugée $V = 5,0$ mL de la solution mère
- Introduire V dans une fiole jaugée 100 mL
- Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge
- Homogénéiser la solution

6.

Il faut déterminer si le jardinier peut rejeter son excédent de solution S à l'évier ou s'il doit le faire recycler.

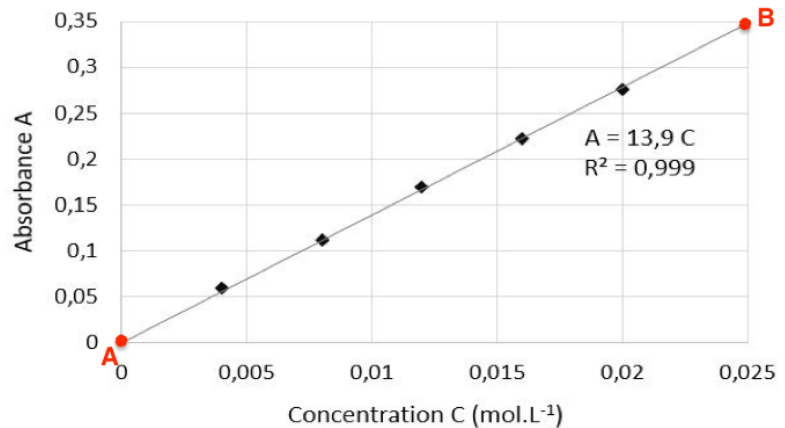
D'après les données : « Concentration en masse limite d'ions Cu^{2+} pour les rejets dans les eaux usées : $C_m = 0,5 \text{ mg par litre d'eau déversée}$ »

Il faut donc trouver sa concentration.

Non demandé mais à savoir faire : La lecture graphique n'étant pas assez précise sur ce graphique, nous allons déterminer son équation.

$$k = \frac{A_B - A_A}{C_B - C_A}$$
$$k = \frac{0,35 - 0}{0,025 - 0} = 14 \text{ L. mol}^{-1}$$

Remarque : l'équation est affichée sur le graphique $A = 13,9 \times C$



Calculons C' :

$$A = 13,9 \times C'$$

$$C' = \frac{A}{13,9}$$

$$C' = \frac{0,120}{13,9} = 8,63 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

Calculons C :

$$C = 20 \times C'$$

$$C = 20 \times 8,57 \cdot 10^{-3}$$

$$C = 0,173 \text{ mol. L}^{-1}$$

Calculons la concentration massique C_m :

$$C_m = C \times M$$

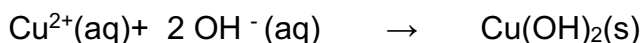
$$C_m = 0,173 \times 63,5$$

$$C_m = 11,0 \text{ g. L}^{-1}$$

Cette valeur est supérieure à la concentration limite. Il ne peut pas rejeter son excédent de solution S à l'évier, il doit le faire recycler.

7.

L'équation de la réaction chimique est la suivante :



Pour éliminer totalement les ions cuivre sans pour autant que les ions hydroxyde ne soient en excès, les réactifs doivent être dans les proportions stœchiométriques:

Méthode 1 :

$$\frac{n_{\text{OH}^{-}}}{2} = n_{\text{Cu}^{2+}}$$

Méthode 2 : utilisation d'un tableau d'avancement

Équation		$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	+	$2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$	→	$\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$
État initial	$x=0\text{mol}$	$n_{\text{Cu}^{2+}}$		$n_{\text{OH}^{-}}$		0
État intermédiaire	x	$n_{\text{Cu}^{2+}} - x$		$n_{\text{OH}^{-}} - 2x$		x
État final	$x=x_f$	$n_{\text{Cu}^{2+}} - x_f$		$n_{\text{OH}^{-}} - 2x_f$		x_f

Pour éliminer totalement les ions cuivre :

$$n_{\text{Cu}^{2+}} - x_f = 0$$

$$-x_f = -n_{\text{Cu}^{2+}}$$

$$x_f = n_{\text{Cu}^{2+}}$$

Sans pour autant que les ions hydroxyde ne soient en excès :

$$n_{\text{OH}^{-}} - 2x_f = 0$$

$$-2x_f = -n_{\text{OH}^{-}}$$

$$2x_f = n_{\text{OH}^{-}}$$

$$x_f = \frac{n_{\text{OH}^{-}}}{2}$$

Ainsi :

$$\frac{n_{\text{OH}^{-}}}{2} = n_{\text{Cu}^{2+}}$$

$$\text{Or } n_{\text{OH}^{-}} = n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}}$$

$$\text{et } n_{\text{Cu}^{2+}} = C_T V$$

D'où

$$\frac{m_{\text{NaOH}}}{2M_{\text{NaOH}}} = C_T V$$

$$m_{\text{NaOH}} = 2 \times C_T \times V \times M_{\text{NaOH}}$$

$$m_{\text{NaOH}} = 2 \times 0,22 \times 500 \cdot 10^{-3} \times 40,0$$

$$m_{\text{NaOH}} = 8,8 \text{ g}$$

Il doit ajouter 8,8g d'hydroxyde de sodium à cette solution pour éliminer totalement les ions cuivre sans pour autant que les ions hydroxyde ne soient en excès.