

Correction Recyclage d'une solution de bouillie bordelaise

1. Déterminer la couleur de l'espèce ionique $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ en solution aqueuse. Justifier.

La couleur d'une substance correspond à la composition des lumières qu'elle n'absorbe pas.

Le spectre d'absorbance indique que le sulfate de cuivre absorbe sur des longueurs d'ondes supérieures à 600 nm, soit à partir du jaune-orangé, jusqu'au rouge. L'espèce ionique aura donc la couleur complémentaire correspondante, diamétralement opposée sur le cercle chromatique : **le cyan**.

2. Expliquer en quelques lignes le principe de cette méthode de dosage.

La loi de Beer-Lambert indique que l'absorbance d'une solution est proportionnelle à sa concentration en espèce colorée, ceci n'étant valable que pour des concentrations suffisamment faibles. En mesurant l'absorbance de cette espèce sur des solutions étalons de concentration connue à la longueur d'onde λ_{max} à laquelle elle absorbe le plus, on va construire une droite d'étalonnage qui nous permettra de déterminer la concentration dans un échantillon à tester.

3. Recopier et compléter le tableau ci-dessous en explicitant le calcul pour la solution S_2 .

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	1

Calcul pour la solution S_2 : On procède à une dilution.

Solution mère S_0 :

$$C_0 = 0,040 \text{ mol.L}^{-1}$$

$V_0 = ?$ à prélever

Solution fille S_2 :

$$C_2 = 0,016 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$V_F = 10,0 \text{ mL}$$

Au cours d'une dilution la quantité de matière de soluté se conserve : $n_0 = n_2$.

$$C_0 \cdot V_0 = C_2 \cdot V_F$$

$$V_0 = \frac{C_2 \cdot V_F}{C_0}$$

$$V_0 = \frac{0,016 \times 10,0}{0,040} = \mathbf{4,0 \text{ mL}}$$

4. Après avoir rappelé l'expression de la loi de Beer-Lambert en indiquant le nom des grandeurs et les unités associées, déterminer si les résultats expérimentaux obtenus sont en accord avec cette loi.

Comme indiqué au 2. il y a une relation de proportionnalité entre l'**absorbance** A (sans unité) et **concentration** C (mol.L^{-1}). On a donc une relation de la forme $A = k \cdot C$ avec k , coefficient de proportionnalité (L.mol^{-1}).

Dans notre cas, on voit que les points de mesures sont correctement alignés sur une droite passant par l'origine du repère. Ce qui montre que la relation entre A et C est modélisée par une fonction linéaire, la relation de proportionnalité entre concentration et absorbance est validée et le coefficient k est indiqué près de la droite $k = \mathbf{13,9 \text{ L.mol}^{-1}}$.

5. Détailler le protocole expérimental de préparation des 100 mL de la solution S' .

Si on dilue 20 fois la solution S pour obtenir un volume V' de solution S' , cela signifie $C' = C/20$.

Solution mère S :

$$C$$

$V = ?$ à prélever

Solution fille S' :

$$C' = C/20$$

$$V' = 100 \text{ mL}$$

Au cours d'une dilution la quantité de matière de soluté se conserve : $n = n'$.

$$C.V = C'.V'$$

$$C.V = \frac{C}{20} . V' \quad \text{soit} \quad V = \frac{\frac{C}{20} . V'}{C} \quad \text{donc} \quad V = \frac{V'}{20}$$

Il faudra prélever un volume $V = \frac{100}{20} = 5,0$ mL de solution S.

Verrerie nécessaire : bécher 50 mL, pipette jaugée de 5 mL, fiole jaugée de 100mL

Protocole :

- Dans un becher de 50 mL, verser une petite quantité de solution S (~10-20mL),
- À l'aide d'une pipette jaugée prélever 5 mL de solution S,
- Verser dans une fiole jaugée de 100 mL,
- Compléter en eau distillée jusqu'au trait de jauge,
- Boucher et agiter.

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

La limite de rejet est, d'après les données, une concentration en masse d'ions cuivre Cu^{2+} , $C_m = 0,5 \text{ mg.L}^{-1}$.

L'absorbance mesurée de la solution S' est $A' = 0,120$, on en déduit sa concentration en quantité de matière : $C' = \frac{A'}{k}$

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

La solution S est 20 fois plus concentrée, on a donc $C = 20.C'$

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

La relation entre concentration en quantité de matière C et concentration en masse C_m est $C_m = C.M$ avec M , la masse molaire.

On obtient donc finalement la concentration en masse $C_m = C.M_{\text{Cu}}$

$$C_m = 10,9 \text{ g.L}^{-1}$$

On se trouve une valeur très au-dessus de la concentration maximale acceptable pour un rejet dans à l'évier. Il conviendra donc de faire recycler l'excédent de solution S.

7. Déterminer la masse m d'hydroxyde de sodium NaOH(s) à ajouter à cette solution pour éliminer totalement les ions cuivre sans pour autant que les ions hydroxyde ne soient en excès.

Commençons par déterminer la quantité d'ions cuivre présente dans la solution : $n_{\text{Cu}^{2+}} = C_T.V$

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = 0,22 \times 0,500 = 0,11 \text{ mol.}$$

L'équation de la réaction indique qu'une mole d'ions Cu^{2+} réagit avec 2 mol d'ions hydroxyde HO^- . Il sera donc nécessaire d'apporter $n_{\text{HO}^-} = 2n_{\text{Cu}^{2+}}$.

$n_{\text{HO}^-} = 0,22$ mol afin de respecter les proportions stœchiométriques permettant d'éliminer tous les ions cuivre Cu^{2+} sans pour autant laisser d'ions hydroxyde HO^- en excès.

On peut maintenant calculer la masse d'hydroxyde de sodium à ajouter à la solution :

$$m(\text{NaOH}) = n_{\text{HO}^-} . M(\text{NaOH})$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,22 \times 40,0 = 8,8 \text{ g}$$