

ÉPREUVES COMMUNES DE CONTRÔLE CONTINU

2020

<http://labolycee.org>

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)



La bouillie bordelaise peut être utilisée par les jardiniers pour traiter le potager ou les arbres fruitiers contre certaines maladies. Dans le commerce, elle est vendue sous la forme d'une poudre à dissoudre dans de l'eau.

Cette poudre est constituée de sulfate de cuivre hydraté $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ et d'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$.

On obtient, par dissolution de cette poudre dans l'eau, une solution contenant des ions cuivre Cu^{2+} à pulvériser sur les végétaux.

Comme tout produit de traitement, cette solution doit être utilisée en respectant des concentrations précises. En effet au-delà d'un certain seuil, le cuivre est toxique pour l'Homme et l'environnement.

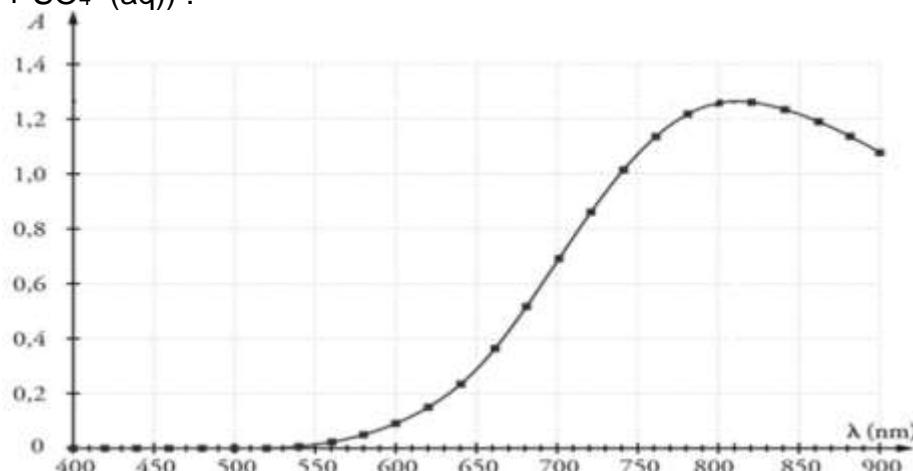
Le but de l'exercice est de déterminer si la solution de bouillie bordelaise notée S, fabriquée en trop grande quantité par un jardinier amateur, peut être jetée à l'évier ou doit être traitée ou recyclée

Données :

- Concentration en masse limite d'ions Cu^{2+} pour les rejets dans les eaux usées : $C_m = 0,5 \text{ mg par litre d'eau déversée}$
- Masse molaire atomique du cuivre : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Masse molaire de l'hydroxyde de sodium : $M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Cercle chromatique :



- Spectre d'absorbance d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) :



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

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

On souhaite déterminer la concentration en quantité de matière d'ions cuivre $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ de la solution de bouillie bordelaise S, par un dosage spectrophotométrique. On réalise pour cela une gamme étalon et des mesures d'absorbance à la longueur d'onde 810 nm.

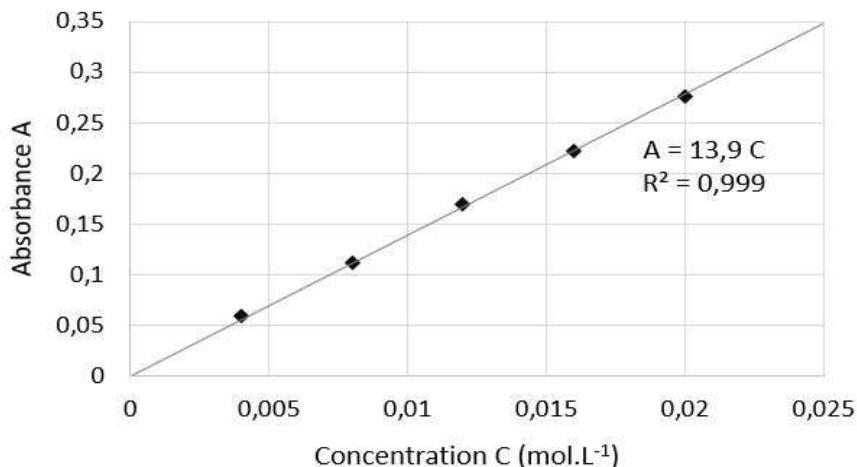
2. Expliquer en quelques lignes le principe de cette méthode de dosage.

On dispose d'une solution mère de sulfate de cuivre S_0 de concentration en quantité de matière d'ions cuivre $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ égale à $C_0 = 0,040 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. À partir de cette solution S_0 on prépare différentes solutions Si. Le volume de chaque solution fille obtenue est égal à $V_F = 10,0 \text{ mL}$.

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 $C_i (\text{mol}\cdot\text{L}^{-1})$	0,020	0,016	0,012	0,008	0,004
Volume V_0 de solution S_0 à prélever (mL)					

On mesure l'absorbance A des différentes solutions préparées et on trace le graphique suivant :



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.

Afin de déterminer la concentration de la bouillie bordelaise préparée par le jardinier, on dilue 20 fois la solution S avant de l'analyser avec le spectrophotomètre. On mesure une absorbance $A' = 0,120$ pour la solution diluée S'.

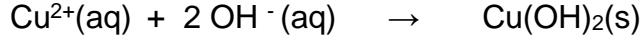
5. Détalier le protocole expérimental de préparation des 100 mL de la solution S'. La verrerie mise à disposition est :

- fiole jaugée : 100 mL et 200 mL
- éprouvettes graduées : 10 mL, 50 mL et 100 mL
- pipettes jaugées : 5 mL, 10 mL, 50 mL et 100 mL
- pissette d'eau distillée
- béchers : 50 mL et 100 mL
- pipette en plastique souple

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

La toxicité de la bouillie bordelaise est liée à la présence des ions cuivre Cu^{2+} . Un traitement pour éliminer ces ions consiste à ajouter des pastilles d'hydroxyde de sodium NaOH(s) . La transformation est modélisée par la réaction des ions cuivre Cu^{2+} présents dans la bouillie bordelaise et des ions hydroxyde OH^- apportés par les pastilles d'hydroxyde de sodium) pour former un précipité d'hydroxyde de cuivre $\text{Cu(OH)}_2\text{(s)}$ qui est récupéré par filtration puis traité.

L'équation de la réaction chimique est la suivante :



On souhaite traiter 500 mL d'une solution dont la concentration en quantité de matière d'ions Cu^{2+} est égale à $C_T = 0,22 \text{ mol.L}^{-1}$.

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.

Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie même si elle n'a pas abouti.

ÉPREUVES COMMUNES DE CONTRÔLE CONTINU 2020

CORRECTION © <http://labolycee.org>

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. 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 : $n_0 = n_2$.

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

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

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

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 $k = 13,9 \text{ L.mol}^{-1}$.

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' :

$C' = C/20$

$V' = 100$ mL

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

$C.V = C'.V'$

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

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

Verrerie nécessaire : bêcher 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+} , $C_m = 0,5$ 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 $C = 20.C' = 0,173$ mol.L⁻¹

0.12/13.9	8.633093525E-3
Rep*20	1.726618705E-1
Rep*63.5	1.096402878E1

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 $C_m = C.M_{Cu}$

$C_m = 10,9$ 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 : $n_{Cu^{2+}} = C_T \cdot V$

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

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 $n_{HO^-} = 2n_{Cu^{2+}}$.

$n_{HO^-} = 0,22$ 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 :

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

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