|  |
| --- |
| **ÉPREUVES COMMUNES DE CONTRÔLE CONTINU 2020 CORRECTION ©** [**http://labolycee.org**](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 Cu2+(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 S2.**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Solution fille Si | S1 | S2 | S3 | S4 | S5 |
| Concentration en quantité de matière Ci (mol.L-1) | 0,020 | 0,016 | 0,012 | 0,008 | 0,004 |
| Volume V0 de solution S0 à prélever (mL) | **5,0** | **4,0** | **3,0** | **2** | **1** |

Calcul pour la solution S2 : On procède à une dilution.

Solution mère S0  : Solution fille S2 :

*C*0= 0,040 mol.L-1 *C2* = 0,016 mol.L-1

*V*0 = ? à prélever *VF* = 10,0 mL

Au cours d’une dilution la quantité de matière de soluté se conserve : *n0* = *n2*.

*C*0*.V*0 = *C*2.*VF*



 = **4,0 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.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 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 : Solution fille S’ :

*C* *C’* = *C*/20

*V* = ? à prélever *V’* = 100 mL

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

*C.V* = *C*’.*V’*

*C.V* =.*V’* soit  donc 

Il faudra prélever un volume = 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,

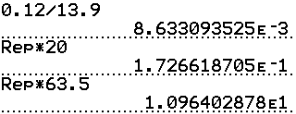
→ Verser dans une fiole jaugée de 100 mL,

→ 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 Cu2+, *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 : 

 = 8,63×10–-3 mol.L-1

La solution S est 20 fois plus concentrée, on a donc *C* = 20.*C*’

*C* = 0,173 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*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 : 

 = 0,11 mol.

L’équation de la réaction indique qu’une mole d’ions Cu2+ réagit avec 2 mol d’ions hydroxyde HO–. Il sera donc nécessaire d’apporter .

= 0,22 mol afin de respecter les proportions stœchiométriques permettant d’éliminer tous les ions cuivre Cu2+ 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)* = . *M(NaOH)*

*m(NaOH)* = 0,22 × 40,0 = **8,8 g**