

Correction DS 2 - Classe de 1^{ère} Spé PC

(4 points) Problème 1 : Éviter les crampes

1. (1 point) Calculer la masse molaire du bicarbonate de sodium.

$$\text{Solution: } M(\text{NaHCO}_3) = M(\text{Na}) + M(\text{H}) + M(\text{C}) + 3M(\text{O}) = 23,0 + 1,0 + 12,0 + 3 \times 16,0 = 84,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

2. (1 point) Calculer la concentration en masse de la solution obtenue.

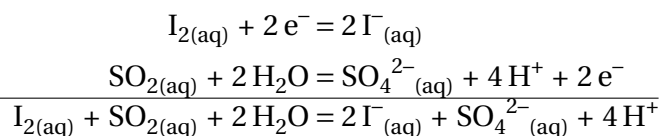
$$\text{Solution: } \text{Calculons la concentration en masse : } C_m = \frac{m}{V} = \frac{10 \text{ g}}{1,0 \text{ L}} = 10 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

3. (2 points) Calculer la concentration en quantité de matière à partir des données de l'énoncé et de la masse molaire du bicarbonate de sodium, en combinant deux formules.

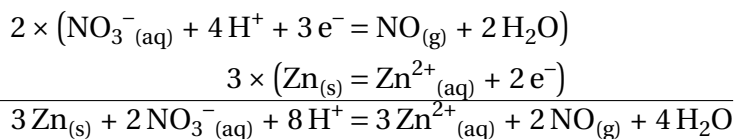
$$\text{Solution: } \text{Calculons la concentration en quantité de matière : } C = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V} = \frac{m}{M \times V} = \frac{10 \text{ g}}{84,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \times 1,0 \text{ L}} = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

(4 points) Problème 2 : Réactions d'oxydoréduction

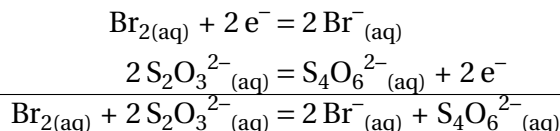
1. Réaction entre le diiode
- $\text{I}_{2(\text{aq})}$
- et le dioxyde de soufre
- $\text{SO}_{2(\text{aq})}$
- .

Solution: $\text{I}_{2(\text{aq})}$ est réduit, $\text{SO}_{2(\text{aq})}$ est oxydé.

2. Réaction entre les ions nitrates
- $\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$
- et le zinc métallique
- $\text{Zn}_{(\text{s})}$
- .

Solution: $\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$ est réduit, $\text{Zn}_{(\text{s})}$ est oxydé.

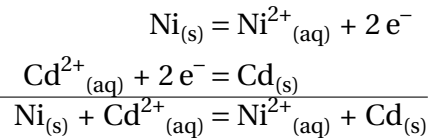
3. Réaction entre le dibrome
- $\text{Br}_{2(\text{aq})}$
- et les ions thiosulfates
- $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$
- .

Solution:

$\text{Br}_{2(\text{aq})}$ est réduit, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ est oxydé.

4. Réaction entre le nickel $\text{Ni}_{(\text{s})}$ et les ions cadmium $\text{Cd}^{2+}(\text{aq})$.

Solution:



$\text{Cd}^{2+}(\text{aq})$ est réduit, $\text{Ni}_{(\text{s})}$ est oxydé.

(13 points) Problème 3 : **Recyclage d'une solution de bouillie bordelaise**

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

Solution: 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.

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

Solution: 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. (2 points) Recopier et compléter le tableau ci-dessous en explicitant le calcul pour la solution S_2 .

Solution:

| 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) | 5,0 | 4,0 | 3,0 | 2 | 1 |

Calcul pour la solution S_2 : on effectue une dilution, dont la concentration mère est $C_0 = 0,040 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, la concentration fille $C_2 = 0,016 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et le volume fille est $V_f = 10,0 \text{ mL}$. On cherche le volume mère V_0 à prélever pour obtenir la solution S_2 .

Or, $C_0 \times V_0 = C_2 \times V_f$ (la quantité de matière en soluté prélevée dans la solution mère est égale à la quantité de matière en soluté présente dans la solution fille) donc :

$$V_0 = \frac{C_2 \times V_f}{C_0} = \frac{0,016 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 10,0 \text{ mL}}{0,040 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 4,0 \text{ mL} \quad (1)$$

Il faut prélever 4,0 mL de solution mère pour réaliser la solution S_2 .

4. (2 points) 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.

Solution: Comme indiqué dans la question 2, il y a une relation de proportionnalité entre l'absorbance A (sans unité) et la concentration C ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$). On a donc une relation de la forme $A = k \cdot C$ avec k , le coefficient de proportionnalité ($\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$). 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 $k = 13,9 \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

5. (2 points) Détailler le protocole expérimental de préparation de 100 mL de la solution S' . La verrerie mise à disposition est :

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

Solution: On effectue une dilution, en passant d'une concentration mère C inconnue à une solution fille 20 fois moins concentrée. Le facteur de dilution est donc de 20. Or $F = \frac{V_f}{V_m}$ avec $F = 20$ et $V_f = 100 \text{ mL}$ donc $V_m = \frac{V_f}{F} = \frac{100 \text{ mL}}{20} = 5,0 \text{ mL}$. Il faudra prélever 5,0 mL de solution mère. Le protocole sera le suivant :

1. Dans un becher de 50 mL, verser une petite quantité de solution S ($\approx 10 \text{ mL}$),
2. À l'aide d'une pipette jaugée prélever 5 mL de solution S ,
3. Verser la solution mère dans une fiole jaugée de 100 mL,
4. Compléter aux $3/4$ avec de l'eau distillée, boucher et agiter,
5. Compléter en eau distillée jusqu'au trait de jauge (on fera attention à la position du ménisque),
6. Boucher et homogénéiser.

6. (2 points) Déterminer si le jardinier peut rejeter son excédent de solution S à l'évier ou s'il doit le faire recycler.

Solution: La limite de rejet est, d'après les données, une concentration en masse d'ions cuivre Cu^{2+} , $C_m = 0,5 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$. L'absorbance mesurée de la solution S' est $A' = 0,120$, on en déduit sa concentration en quantité de matière :

$$A = kC' \quad \text{donc} \quad C' = \frac{A}{k} = \frac{0,120}{13,9} = 8,63 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad (2)$$

La solution S est 20 fois plus concentrée, on a donc $C = 20 \times C' = 20 \times 8,63 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,173 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
La relation entre la concentration en quantité de matière C et concentration en masse C_m est $C_m = C \times M$ avec M , la masse molaire. On obtient donc finalement la concentration en masse $C_m = C \cdot M(\text{Cu}) = 0,173 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 11,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. 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. (2 points) Déterminer la masse m d'hydroxyde de sodium $\text{NaOH}_{(s)}$ à ajouter à cette solution pour éliminer totalement les ions cuivre sans pour autant que les ions hydroxyde ne soient en excès.

Solution: Commençons par déterminer la quantité d'ions cuivre présente dans la solution : $n(\text{Cu}^{2+}) = C_T \times V = 0,22 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 500 \text{ mL} = 0,22 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,500 \text{ L} = 0,11 \text{ mol}$.

L'équation de la réaction indique qu'une mole d'ions Cu^{2+} réagit avec 2 moles d'ions hydroxyde OH^- . Il sera donc nécessaire d'apporter $n(\text{OH}^-) = 2 \times n(\text{Cu}^{2+}) = 0,22 \text{ mol}$ afin de respecter les proportions stœchiométriques permettant d'éliminer tous les ions cuivre Cu^{2+} sans pour autant laisser d'ions hydroxyde OH^- en excès.

On peut maintenant calculer la masse d'hydroxyde de sodium à ajouter à la solution : $m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \times M(\text{NaOH}) = 0,22 \text{ mol} \times 40,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,8 \text{ g}$.

Il faudra ajouter 8,8 g de soude à la solution pour neutraliser les ions cuivre II.