

Devoir de Physique-Chimie

Premier trimestre

Corrigé

Exercice 1 :

- [1.5pt] Le spectre d'absorption des ions cuivre présente un maximum pour $\lambda = 800 \text{ nm}$ ce qui correspond à la couleur **rouge**. La couleur de la solution en est la couleur complémentaire : le **cyan**.
- [1pt] Le dosage spectrophotométrique consiste à déterminer la concentration d'une solution par comparaison de son absorbance avec celles d'une gamme de solution étalons de concentrations connues.

3. [1.5pt]

Solution	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄	S ₅
C(mol.L ⁻¹)	0.020	0.016	0.012	0.008	0.004
V(mL)	5,0	4,0	3,0	2,0	1,0

4. [1.5pt] $A = k C$

A : Absorbance (sans unité)

C : Concentration (mol/L)

k : Coefficient de proportionnalité (L/mol)

La courbe d'étalonnage est une droite passant par l'origine. Elle traduit une relation de proportionnalité entre l'absorbance et la concentration. La loi de Beer-Lambert est donc en accord avec les résultats obtenus.

5. [1.5pt] On verse préalablement la solution mère dans un bécher.

On prélève un volume $V = 5 \text{ mL}$ de solution mère à l'aide d'une pipette jaugée et d'une propipette

On introduit le prélèvement dans un bécher de 100 mL

On ajoute de l'eau distillée jusqu'aux deux tiers de la fiole. On homogénéise.

On complète d'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On homogénéise

6. [1.5pt] Par lecture graphique de la concentration correspondant à une absorbance $A' = 0.120$, on obtient :

$$C' = 8.6 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

La concentration de la solution non diluée vaut :

$$C = 20 \times C' = 0.173 \text{ mol/L}$$

La concentration massique correspondante vaut :

$$C_m = M(\text{Cu}) \times C = 0,173 \times 63.5 = \mathbf{11,0 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}}$$

Cette solution est donc beaucoup trop concentrée en cuivre pour pouvoir être déversée directement dans l'évier.

7. [1.5pt] Calculons tout d'abord la quantité d'ions cuivre contenus dans cette solution :

$$n(\text{Cu}) = C_T \times V = 0.11 \text{ mol}$$

D'après l'équation de la réaction entre les ions hydroxyde et les ions cuivre, la quantité d'ions hydroxyde est égale au double de celle d'ions cuivre, donc :

$$n(\text{OH}^-) = 2 n(\text{Cu}) = 0,22 \text{ mol}$$

La masse correspondante vaut :

$$m(\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) \times n(\text{NaOH}) = \mathbf{8.8 \text{ g}}$$

Exercice 2

1. [1.5pt] Masse molaire de la caféine :

$$M(\text{Caf}) = 8 M(\text{C}) + 10 M(\text{H}) + 4 M(\text{N}) + 2 M(\text{O}) = \mathbf{194 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}$$

2. [2pt] La quantité de matière de caféine correspondante vaut :

$$n(\text{caf}) = \frac{m(\text{caf})}{M(\text{caf})} = \mathbf{1.96 \times 10^{-3} \text{ mol}}$$

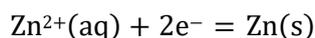
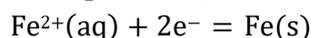
3. [1.5pt] Le nombre d'espresso recherché correspond au rapport entre la quantité de caféine ingérée, et la quantité contenue dans un seul espresso

$$N = \frac{n(\text{ingérée})}{n(\text{espresso})} = 4.9 \approx 5$$

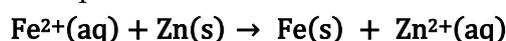
Exercice 3 :

1. [2pt] Un oxydant est une espèce chimique susceptible de gagner un ou plusieurs électrons
Un réducteur est une espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs électrons

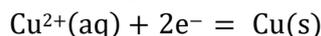
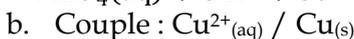
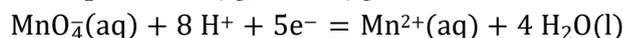
2. [1pt] Première réaction



- c. L'équation bilan s'écrit donc :



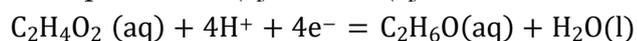
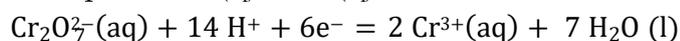
3. [1pt] Deuxième réaction



- c. L'équation bilan s'écrit donc :



4. [1pt] Troisième réaction



- c. L'équation bilan s'écrit donc :

