



# CONTROLE N°1 CORRECTION

## 1. Les colorants alimentaires

### A. Préparation d'une gamme étalon de solutions d'ion fer III

1. La masse d'ions fer III dans la solution  $S_0$  est :  $m_{\text{Fe}^{3+}} = C_{\text{Fe}^{3+}} \cdot V_{\text{sol}}$

$$m_{\text{Fe}^{3+}} = 25,0 \times 10^{-3} \times 250,00 \times 10^{-3} = 6,25 \times 10^{-3} \text{ g.}$$

La quantité d'ions fer III dans la solution  $S_0$  est alors :

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{m_{\text{Fe}^{3+}}}{M(\text{Fe})} \text{ soit } n_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{6,25 \times 10^{-3}}{55,9} = 1,12 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Donc la quantité de matière de chlorure de fer III hydraté est aussi  $n_{\text{FeCl}_3 + 6 \text{ H}_2\text{O}} = 1,12 \times 10^{-4} \text{ mol.}$

La masse de chlorure de fer III hydraté dans la solution  $S_0$  est donc :

$$m_{\text{FeCl}_3 + 6 \text{ H}_2\text{O}} = n_{\text{FeCl}_3 + 6 \text{ H}_2\text{O}} \times M(\text{FeCl}_3 + 6 \text{ H}_2\text{O}) \text{ soit :}$$

$$m_{\text{FeCl}_3 + 6 \text{ H}_2\text{O}} = 1,118 \dots \times 10^{-4} \times (55,9 + 3 \times 35,5 + 6 \times (2 \times 1,0 + 16,0)) = 3,02 \times 10^{-2} \text{ g.}$$

2. Au cours d'une dilution, la masse de soluté est conservée :  $m_0 = m_5$  soit  $C_0 \cdot V_0 = C_5 \cdot V_5$ .

$$\text{Le volume } V_0 \text{ de solution mère à prélever pour préparer la solution } S_5 \text{ est donc : } V_0 = \frac{C_5 \cdot V_5}{C_0}$$

$$\text{Soit : } V_0 = \frac{5,00 \times 50,00}{25,0} = 10,0 \text{ mL.}$$

A l'aide d'une **pipette jaugée** 10,0 mL et d'une propipette, prélever le volume  $V_0$  de solution mère.

Introduire  $V_0$  dans une **fiolle jaugée** contenant déjà un peu d'**eau distillée**.

Boucher et agiter.

Compléter la fiolle jusqu'au **trait de jauge** avec de l'eau distillée.

Boucher et agiter de nouveau.

### B. Réalisation de la courbe d'étalonnage

3. Le maximum d'absorbance du spectre d'absorption est situé pour la longueur d'onde 480 nm, soit le cyan/bleu d'après l'étoile chromatique. La couleur perçue de la solution est la couleur complémentaire soit le jaune/rouge (orange).

4. La longueur d'onde  $\lambda_0$  la plus adaptée pour effectuer les mesures d'absorbance est 480 nm. C'est la longueur d'onde d'absorption maximale. Les mesures d'absorbance seront ainsi plus précises.

5. La courbe d'étalonnage obtenue grâce aux points expérimentaux est modélisable par une droite passant par l'origine. L'absorbance  $A$  est donc proportionnelle à la concentration  $C$  en ions fer III :  $A = k \cdot C$ . La loi de Beer-Lambert est donc vérifiée.

6. Coefficient directeur  $k$  entre les points (0,00 ; 0,00) et (5,00 ; 0,440) appartenant à la droite :

$$k = \frac{0,440 - 0,00}{5,00 - 0,00} = 8,80 \times 10^{-2} \text{ L} \cdot \text{mg}^{-1} \text{ donc : } A = 8,80 \times 10^{-2} \times C$$

### C. Préparation de l'échantillon

7. La solution  $S$  est diluée afin que la valeur d'absorbance mesurée entre dans la zone de linéarité de la loi de Beer-Lambert. L'absorbance est proportionnelle à la concentration tant que celle-ci n'est pas trop élevée.

8. Pour la solution  $S$  diluée 10 fois :  $A = 0,313$ . La concentration en masse  $C$  en ions fer III est donc :

$$C = \frac{A}{k} = \frac{0,313}{8,80 \times 10^{-2}} = 3,5568 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} = 3,56 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}.$$

La concentration en masse  $C_5$  en ions fer III de la solution  $S$  est 10 fois plus grande alors :

$$C_5 = 10 \times 3,5568 = 35,568 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} = 35,6 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}.$$

9. La solution  $S$  a été préparée en diluant 5 fois la solution d'acide chlorhydrique contenant le produit commercial (20,0 mL dans 100,00 mL). La concentration en masse  $C_{\text{Fe}^{3+}}$  en ions fer III de la solution initiale est alors :  $C_{\text{Fe}^{3+}} = 5 \times 35,568 = 177,84 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} = 178 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ .

La masse d'ions fer III de la solution initiale de volume  $V_{\text{sol}} = 20,0$  mL est :  $m_{\text{Fe}^{3+}} = C_{\text{Fe}^{3+}} \cdot V_{\text{sol}}$  soit  $m_{\text{Fe}^{3+}} = 177,84 \times 10^{-3} \times 20,0 \times 10^{-3} = 3,5568 \times 10^{-3} \text{ g} = 3,56 \times 10^{-3} \text{ g.}$



La quantité d'ions fer III de la solution initiale de volume  $V_{\text{sol}} = 20,0 \text{ mL}$  est :

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{m_{\text{Fe}^{3+}}}{M(\text{Fe})} \text{ soit } n_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{3,5568 \times 10^{-3}}{55,9} = 6,3628 \times 10^{-5} \text{ mol} = 6,36 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

10. D'après l'énoncé, 1 mole de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  libère 2 moles d'ion  $\text{Fe}^{3+}$  donc :  $n(\text{Fe}^{3+}) = 2 n(\text{Fe}_2\text{O}_3)$

$$\text{soit } n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{n(\text{Fe}^{3+})}{2} \text{ d'où :}$$

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 3,1814 \times 10^{-5} \text{ mol} = 3,18 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$

La masse d'oxyde de fer III dans l'échantillon est alors :

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = n(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Fe}_2\text{O}_3)$$

$$\text{soit } m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 3,1814 \times 10^{-5} \times (2 \times 55,3 + 3 \times 16,0) = 5,08 \times 10^{-3} \text{ g} = 5,08 \text{ mg}$$

11. La masse de poudre colorante étant de 100,0 mg, le teneur en oxyde de fer de la poudre est alors :

$$\frac{\text{masse oxyde de fer}}{\text{masse poudre colorante}} = \frac{5,08}{100,0} = 5,08 \times 10^{-2} = 5,08 \%$$

L'indication sur la valeur maximale en oxyde de fer III de la poudre donnée par le fabricant 0,05 = 5 % est donc correcte.

## 2. Bouteille sous pression

$$1. V_1 = \frac{m_{\text{méthane}}}{\rho_{\text{méthane liquide}}} = \frac{30000}{0,656} = 45732 \text{ mL} = 4,57 \cdot 10^4 \text{ mL}$$

$$2. n = \frac{m_{\text{méthane}}}{M_{\text{méthane}}} = \frac{3,0 \cdot 10^4}{16} = 1,9 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

$$V_g = n \times V_M = 1,9 \cdot 10^3 \times 22,4 = 4,3 \cdot 10^7 \text{ mL}$$