

1. Principe :

réduction de l'ion fer (III) $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{e}^{-} = \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$

2. Préparation de l'échelle des teintes :

2.1. Pour réaliser le mélange n°1, il faut une fiole **jaugée de 50,0 mL** (afin d'obtenir un volume total de 50,0 mL). Une **burette graduée de 25,0 mL** pour verser la solution S ; une pipette **jaugée de 2,00 mL** pour la solution d'o-phénanthroline et une **pipette jaugée de 1,00 mL** pour l'hydroquinone. On ajoute à cela trois béchers de 50,0 mL pour prendre les solutions désirées.

2.2. Il s'agit d'une dilution.

Solution mère Solution S

$$t = 20,0 \times 10^{-3} \text{ g.L}^{-1}$$

$V = 25,0 \text{ mL}$ prélevés

Au cours de la dilution, la masse d'ions fer (II) se conserve, soit $t \cdot V = t_1 \cdot V_1$

Solution fille: mélange n°1

t_1 inconnue

$V_1 = 50,0 \text{ mL}$

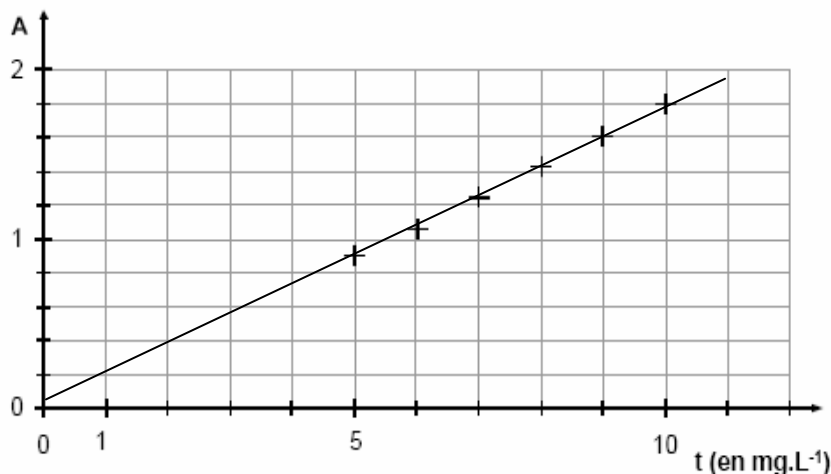
$$\text{donc } t_1 = \frac{t \times V}{V_1} = \frac{20,0 \times 10^{-3} \times 25,0}{50,0} \quad \text{soit } t_1 = 10,0 \cdot 10^{-3} \text{ g.L}^{-1}$$

2.3. Il faut que tous les ions fer(II) soient sous forme de complexe coloré pour cela l'o-phénanthroline doit être introduite en excès. Sinon la coloration observée correspondrait à une quantité d'ions fer II moindre.

2.4. La courbe représentative de $A = f(t)$ est une droite passant par l'origine.

Déterminons le coefficient directeur de cette droite $k = \frac{1,8 - 0}{10 - 0} = 0,18$

L'équation de la droite est donc $A = 0,18 \times t$ avec t en mg.L^{-1} et A sans unité

**3. Détermination expérimentale de la teneur en élément fer :**

3.1. On veut mesurer l'absorbance due au complexe ferreux, celui-ci doit donc être la seule espèce chimique absorbant de la lumière de longueur d'onde $\lambda = 500 \text{ nm}$. Or le colorant est rose, il risque d'absorber de la lumière, c'est pourquoi on doit retirer la totalité du colorant.

3.2. $A = 1,35$ et on sait que $A = 0,18 \times t$ donc $t'_0 = \frac{A}{0,18} = 7,5 \text{ mg.L}^{-1}$ dans le mélange.

Le mélange a été obtenu par dilution de la solution S_0 .

Solution mère S_0

$V_0 = 5,00 \text{ mL}$

$t_0 = ?$

Solution fille: mélange

$V_T = 50,0 \text{ mL}$

$t'_0 = 7,5 \text{ mg.L}^{-1}$

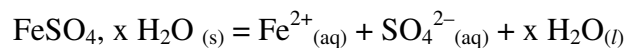
Au cours de la dilution, la masse de fer se conserve soit $t_0 \cdot V_0 = t'_0 \cdot V_T$

$$\text{donc } t_0 = \frac{t'_0 \times V_T}{V_0} = \frac{7,5 \times 50,0}{5,00} = 75 \text{ mg.L}^{-1} \text{ dans la solution } S_0$$

3.3. Le comprimé a été dissous dans un volume $V = 1000,0 \text{ mL}$, la masse d'ions fer II est $m = t_0 \times V$
 $m = 75 \text{ mg}$

écart relatif(%) = $\frac{80 - 75}{80} = 6,3 \%$, l'indication du fabricant est donc validée.

3.4. L'équation traduisant la dissolution du sulfate ferreux sesquihydraté est:



D'après l'équation, une mole d'ions fer(II) provient d'une mole de sulfate ferreux sesquihydraté

$$n(\text{Fe}^{2+}) = n_{\text{solide}}$$

$$\frac{m_{\text{Fe}^{2+}}}{M_{\text{Fe}^{2+}}} = \frac{m_S}{M_S}$$

$$M_S = \frac{m_S \times M(\text{Fe}^{2+})}{m(\text{Fe}^{2+})} = M(\text{FeSO}_4) + x M(\text{H}_2\text{O})$$

$$\text{soit } x = \frac{\frac{m_S \times M(\text{Fe}^{2+})}{m(\text{Fe}^{2+})} - M(\text{FeSO}_4)}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{\frac{256,30 \times 55,8}{80} - 151,9}{18} = 1,49 = 1,5$$