

**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 mL prélevés

Solution fille: mélange n°1

$t_1$  inconnue

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

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

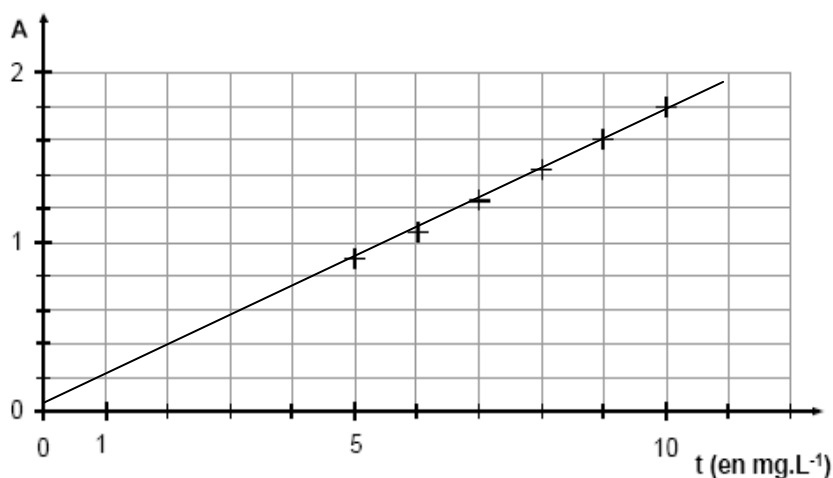
$$\text{donc } t_1 = \frac{t \times V}{V_1} = \frac{20,0 \times 10^{-3} \times 25,0}{50,0} \quad \text{soit } t_1 = 10,0 \cdot 10^{-3} \text{ g.L}^{-1}$$

**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  $\text{mg.L}^{-1}$  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

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

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

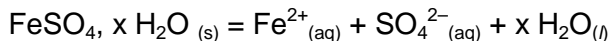
Au cours de la dilution, la masse de fer se conserve soit  $t_0 \cdot V_0 = t'_0 \cdot V_T$

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

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

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

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

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