France 06/2003 Spécialité **EXERCICE I : ÉTUDE D' UN MÉDICAMENT (4 POINTS)**

Le fer est un élément vital...et toxique pour la santé. Il intervient dans de nombreuses réactions biochimiques et permet, notamment, le transport de l 'oxygène par l'hémoglobine des globules rouges.
Cet exercice concerne l'étude d'un médicament qui contient l'élément fer sous forme d'ions fer (II) : Fe^{2+} . Il se présente sous forme de comprimés, dont l'enrobage contient un colorant alimentaire (code E 127) de couleur rose. La notice de ce médicament mentionne la composition quantitative d'un comprimé ; « sulfate ferreux sesquihydraté : 256,30 mg soit 80 mg en ions Fe^{2+} ».
Nous proposons de vérifier la teneur en élément fer dans ce comprimé.

1. Principe

On effectue un dosage spectrophotométrique des ions $Fe^{2+}_{(aq)}$ contenus dans un comprimé dissous dans l'eau.
En présence d'o-phénanthroline, les ions $Fe^{2+}_{(aq)}$ réagissent avec apparition d'une coloration rouge. La concentration des ions $Fe^{2+}_{(aq)}$ de cette solution peut alors être déterminée par la mesure de son absorbance à une certaine longueur d'onde (ici 500 nm). Il faut préalablement réaliser une échelle de teintes.
Les ions $Fe^{2+}_{(aq)}$ sont facilement oxydés à l'état d'ions fer (III) ; $Fe^{3+}_{(aq)}$. Afin d'éviter cette oxydation, on ajoute, dans la solution d'ions $Fe^{2+}_{(aq)}$, un réducteur approprié en excès, l'hydroquinone. L'hydroquinone restante n'absorbe pas à la longueur d'onde de 500 nm et la forme oxydée de l'hydroquinone non plus.

Écrire la demi-équation de réduction de l'ion $Fe^{3+}_{(aq)}$ en ion $Fe^{2+}_{(aq)}$.

2. Préparation de l'échelle de teintes

À partir d'une solution S contenant 20,0 mg d'ions $Fe^{2+}_{(aq)}$ par litre (soit une concentration massique $t = 20,0 \times 10^{-3}$ $g.L^{-1}$), on réalise les mélanges présentés dans le tableau, on les complète à 50,0 mL avec de l'eau distillée puis on mesure l'absorbance A de chaque solution obtenue.

mélange n°	**1**	2	3	4	5	6
volume de solution S (en mL)	**25,0**	22,5	20,0	17,5	15,0	12,5
volume de solution d'o-phénanthroline (en mL)	**2,00**	2,00	2,00	2,00	2,00	2,00
volume d'hydroquinone (en mL)	**1,00**	1,00	1,00	1,00	1,00	1,00
volume total (en mL)	**50,0**	50,0	50,0	50,0	50,0	50,0
absorbance	**1,80**	1,60	1,45	1,25	1,05	0,90

Pour réaliser les différents mélanges, on dispose :

- *d'une solution d'o-phénanthroline à 0,015 mol.L^{-1}*
- *d'une solution d'hydroquinone à l%*
- *de la verrerie suivante :*
  - *pipettes jaugées de 1,00 et 2,00 mL ;*
  - *burette graduée de 25,0 mL ;*
  - *éprouvettes graduées de 25 et 50 mL ;*
  - *bechers de 25 ; 50 et 100 mL ;*
  - *fioles jaugées de 50,0 et 100,0 mL.*

2.1. Indiquer la verrerie qu'il faut utiliser pour préparer le mélange n°1.

2.2. Calculer la concentration massique t_1 en ion $Fe^{2+}_{(aq)}$ introduit dans le mélange n°1.

2.3. *On veut disposer d'une échelle de teintes indicatrice de la concentration en ions $Fe^{2+}_{(aq)}$ de chaque mélange*.
Pourquoi la solution incolore d'o-phénanthroline ne doit-elle pas être introduite en défaut ?

2.4. *Le graphe donnant l'évolution de l'absorbance A en fonction de la concentration massique t en ions $Fe^{2+}_{(aq)}$ est représentée* ***SUR LA FIGURE 1 DE L'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE.***
En exploitant ce graphe, donner la relation numérique qui existe entre les grandeurs A et t, en précisant les unités.

3. Détermination expérimentale de la teneur en élément fer

On lave rapidement à l'eau distillée un comprimé de façon à retirer la totalité du colorant. On écrase ensuite ce comprimé dans un mortier. La totalité du comprimé écrasé est introduite dans une fiole jaugée de 1000,0 mL. On complète avec de l 'eau distillée et on agite longuement la solution. Soit S_0 la solution incolore obtenue. On réalise ensuite le mélange suivant puis on mesure son absorbance A à 500 nm :

volume de solution S_0 (en mL)	5,00
volume de solution d'o-phénanthroline (en mL)	2,00
volume d'hydroquinone (en mL)	1,00
volume total (en mL)	50,0
absorbance	**1,35**

3.1. Pourquoi retire-t-on la totalité du colorant avant d'écraser le comprimé ?

3.2. En utilisant le graphe ou la relation établie à la question 2.4., déterminer la concentration massique t'_0 en ion $Fe^{2+}_{(aq)}$ dans le mélange.

En déduire la valeur t_0 de la concentration massique en ion $Fe^{2+}_{(aq)}$ dans la solution S_0.

3.3. Calculer la masse d'ions $Fe^{2+}_{(aq)}$ contenue dans un comprimé. Calculer l'écart relatif entre le résultat expérimental et l'indication du fabricant.

On précise que l'écart relatif $= \dfrac{|\text{valeur indiquée - valeur expérimentale}|}{\text{valeur indiquée}}$

3.4. *D'après la notice, la masse de « sulfate ferreux sesquihydraté » dans un comprimé est de 256,30 mg alors que la masse d'ions $Fe^{2+}_{(aq)}$ est de 80 mg.* En notant $FeSO_4$, xH_2O la formule du sulfate ferreux sesquihydraté, montrer que x = 1,5.
Données :
masse molaire en g.mol^{-1} : M(Fe) = 55,8 ; M(S) = 32,1 ; M(O) = 16,0 ; M(H) = 1,0

FIGURE 1

