

Sujets zéro	
CORRECTION Yohan Atlan © https://www.vecteurbac.fr/	
CLASSE : Première	VOIE : ☒ Générale ☐ Technologique ☐ Toutes voies (LV)
VOIE : ☒ Générale	ENSEIGNEMENT : Spécialité physique-chimie
DURÉE DE L'ÉPREUVE : 1 h	CALCULATRICE AUTORISÉE : ☒ Oui ☐ Non

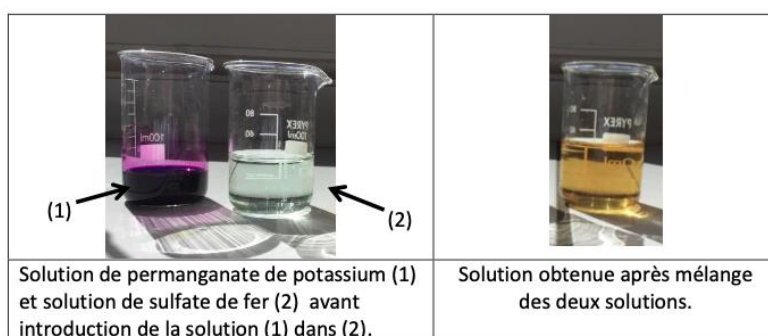
Les ions ferreux essentiels pour le transport du dioxygène dans le sang

1. Oxydation des ions ferreux.

1.1.

Espèce chimique	Fe^{2+}	Fe^{3+}	MnO_4^-	Mn^{2+}
Coloration de la solution aqueuse	Verdâtre	Orangée	Violacée coloration intense	Incolore

On mélange une solution de permanganate de potassium, de couleur violacée intense, avec une solution de sulfate de fer(II), de couleur verdâtre due à la présence d'ions Fe^{2+} . Après le mélange, on observe l'apparition d'une solution de couleur orangée. D'après les données, cette coloration orangée est caractéristique de la présence d'ions Fe^{3+} . Les ions Fe^{2+} ont donc été transformés en ions Fe^{3+} : il y a bien eu une transformation chimique.



1.2.

La coloration violacée intense due aux ions MnO_4^- disparaît : les ions MnO_4^- sont donc consommés. MnO_4^- est l'oxydant du couple oxydant réducteur $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$. Ainsi l'oxydant consommé est MnO_4^- .

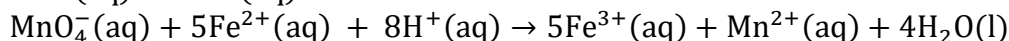
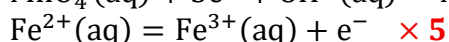
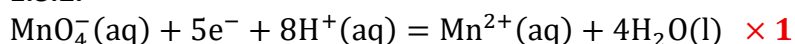
La coloration verdâtre due aux ions Fe^{2+} disparaît : les ions Fe^{2+} sont donc consommés. Fe^{2+} est le réducteur du couple oxydant réducteur $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$. Ainsi le réducteur consommé est Fe^{2+} .

1.3.

1.3.1.



1.3.2.



1.3.3.

Calculons les quantités de matière initiale des réactifs :

$$n_{\text{Fe}^{2+}}^i = C_1 \times V_1$$

$$n_{\text{Fe}^{2+}}^i = 2,5 \times 10^{-1} \times 40 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{Fe}^{2+}}^i = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{MnO}_4^-}^i = C_2 \times V_2$$

$$n_{\text{MnO}_4^-}^i = 1,0 \times 10^{-1} \times 20 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{MnO}_4^-}^i = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Méthode 1 avec tableau d'avancement :

	$\text{MnO}_4^-(\text{aq})$	$+5\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	$+8\text{H}^+(\text{aq})$	$\rightarrow 5\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$	$+ \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$	$+4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
État initial	$2,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-2}$	Excès	0	0	Solvant
État intermédiaire	$2,0 \times 10^{-3} - x$	$1,0 \times 10^{-2} - 5x$	Excès	$5x$	x	Solvant
État final	$2,0 \times 10^{-3} - x_f$	$1,0 \times 10^{-2} - 5x_f$	Excès	$5x_f$	x_f	Solvant

Trouvons x_{max} :

$$2,0 \times 10^{-3} - x_{\text{max}1} = 0$$

$$-x_{\text{max}1} = -2,0 \times 10^{-3}$$

$$x_{\text{max}1} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$1,0 \times 10^{-2} - 5x_{\text{max}2} = 0$$

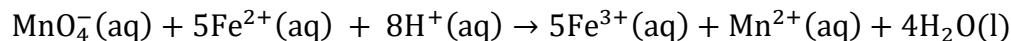
$$-5x_{\text{max}2} = -1,0 \times 10^{-2}$$

$$x_{\text{max}2} = \frac{-1,0 \times 10^{-2}}{-5}$$

$$x_{\text{max}2} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$x_{\text{max}1} = x_{\text{max}2}$: les réactifs $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ et $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ sont introduits en proportions stœchiométriques dans le mélange initial.

Méthode 2 sans tableau d'avancement :



$$x_{\text{max}1} = \frac{n_{\text{MnO}_4^-}^i}{1}$$

$$x_{\text{max}1} = \frac{2,0 \times 10^{-3}}{1}$$

$$x_{\text{max}1} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$x_{\text{max}2} = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}^i}{5}$$

$$x_{\text{max}2} = \frac{1,0 \times 10^{-2}}{5}$$

$$x_{\text{max}2} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$x_{\text{max}1} = x_{\text{max}2}$: les réactifs $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ et $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ sont introduits en proportions stœchiométriques dans le mélange initial.

1.4.

Ligne 20 : while $n_{\text{MnO}_4^-}[-1] > 0$ and $n_{\text{Ferreux}}[-1] > 0$

while signifie tant que : tant que les $n_{\text{MnO}_4^-}[-1] > 0$ and $n_{\text{Ferreux}}[-1] > 0$ les quantités de matière de réactifs ne sont pas nulles.

Le programme continue jusqu'à ce que les quantités de matière des réactifs soient nulle : ca correspond à une transformation totale.

1.5.

	$\text{MnO}_4^- (\text{aq})$	$+5\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$	$+8\text{H}^+ (\text{aq})$	$\rightarrow 5\text{Fe}^{3+} (\text{aq})$	$+ \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$	$+4\text{H}_2\text{O} (\text{l})$
État initial	$2,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-2}$	Excès	0	0	Solvant
État intermédiaire	$2,0 \times 10^{-3} - x$	$1,0 \times 10^{-2} - 5x$	Excès	5x	x	Solvant
État final	$2,0 \times 10^{-3} - x_f$	$1,0 \times 10^{-2} - 5x_f$	Excès	$5x_f$	x_f	Solvant

1.6.

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = 5x$$

1.7.

Instruction permettant de calculer la quantité de matière de $\text{Fe}^{3+} (\text{aq})$ pour une valeur d'avancement x :

`n_Ferrique.append((ni_Ferrique + 5*x))`

On pourrait insérer cette instruction à la ligne 25 (en décalant la 25 à la 26) pour quelle soit après la quantité de matière de Mn^{2+} (un autre produit).

1.8.

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = 5x$$

$$n_{\text{Mn}^{2+}} = x$$

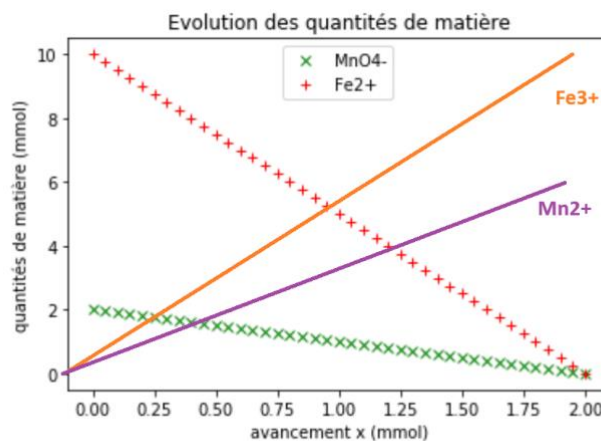


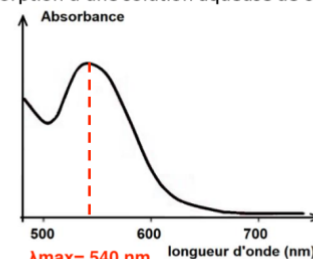
Figure 1 : Évolution des quantités de matière en fonction de l'avancement

2. Dosage hémoglobine et traitement d'une carence en fer

2.1.

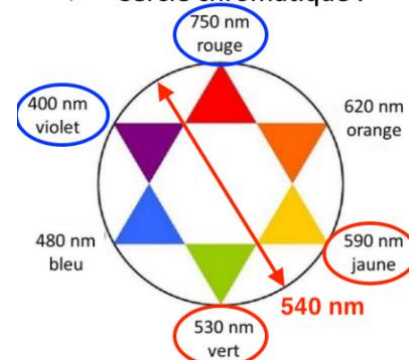
La couleur absorbée correspond à $\lambda_{\text{max}} = 540 \text{ nm}$
couleur vert jaune absorbée.

➤ Spectre d'absorption d'une solution aqueuse de cyanméthémoglobine :



D'après basicmedicalkey.com

➤ Cercle chromatique :



Sa couleur est la couleur complémentaire du vert jaune (couleur opposée sur la cercle chromatique) : le rouge violet.

Ainsi, la teinte d'une solution aqueuse de cyanméthémoglobine est rouge violet.

2.2.

La valeur de la longueur d'onde à laquelle il faut régler le spectrophotomètre pour réaliser les mesures d'absorbance est la valeur pour laquelle l'absorbance est maximale soit $\lambda_{\max} = 540 \text{ nm}$

2.3.

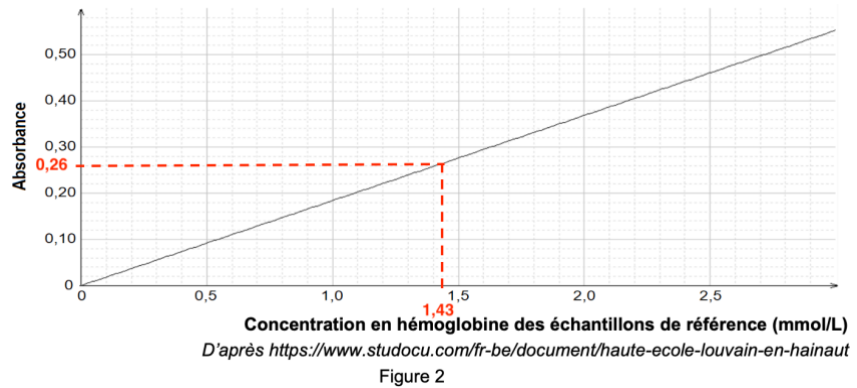
2.3.1.

D'après le sujet : « l'absorbance mesurée est de $A = 0,26$. »

Graphiquement pour $A = 0,26$:

$$C = 1,43 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Le tableau de référence de diagnostic d'une carence en fer donne les concentrations massiques en hémoglobine.



Calculons la concentration massique en hémoglobine de l'échantillon :

$$C_m = \frac{m}{V}$$

Or

$$n = \frac{m}{M}$$

$$\frac{m}{M} = n$$

$$m = n \times M$$

D'où

$$C_m = \frac{n \times M}{V}$$

$$C_m = \frac{n}{V} \times M$$

Or

$$C = \frac{n}{V}$$

D'où

$$C_m = C \times M$$

$$C_m = 1,43 \times 10^{-3} \times 64 \times 10^3$$

$$C_m = 92 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

C'est l'échantillon de sang d'une femme. La concentration massique en hémoglobine est comprise entre 70 et 100 g/L : D'après le tableau de référence, cette femme est en carence modérée.

➤ Tableau de référence de diagnostic d'une carence en fer

Concentrations en masse en hémoglobine du sang permettant de diagnostiquer une carence en fer :

Taux d'hémoglobine en g par litre de sang	Taux normaux	Carence légère	Carence modérée	Carence sévère
Homme (> 15 ans)	135 - 175 g/L	110 - 130 g/L	80 - 110 g/L	< 80 g/L
Femme (>15 ans)	115 - 155 g/L	100 - 110 g/L	70 - 100 g/L	< 70 g/L

Rapport 2016 de l'Organisation mondiale de la santé (OMS)

« Évaluation de l'importance de la malnutrition par carence en micronutriments sur le plan de la santé publique »

2.3.2.

D'après le sujet : « Dans le cas d'une carence en fer chez les femmes, le traitement préconisé est un apport quotidien équivalent à 50 mg d'ions Fe^{2+} en carence légère et à 100 mg pour une carence modérée. »

Il lui faut donc un apport de 100 mg d'ions Fe^{2+} .

D'après le sujet : la composition d'un comprimé est « Sulfate ferreux desséché 136,00 mg par comprimé. » et le « Fer sous forme de sulfate ferreux desséché (FeSO_4) ; »

Calculons la masse de fer contenue dans un comprimé :

$$n_{\text{Fe}} = n_{\text{FeSO}_4}$$

Or

$$n = \frac{m}{M}$$

D'où

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = \frac{m_{\text{FeSO}_4}}{M_{\text{FeSO}_4}}$$

$$m_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{FeSO}_4}}{M_{\text{FeSO}_4}} \times M_{\text{Fe}}$$

$$m_{\text{Fe}} = \frac{136 \times 10^{-3}}{55,8 + 32,0 + 4 \times 16,0} \times 55,8$$

$$m_{\text{Fe}} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ g}$$

$$m_{\text{Fe}} = 50 \text{ mg}$$

Il y a donc 50 mg d'ions Fe^{2+} dans un comprimé.

Or lui faut donc un apport de 100 mg d'ions Fe^{2+} par jour soit 2 comprimés par jour.