

Les ions ferreux
essentiels pour le transport du dioxygène dans le sang
(E3C - Sujet zéro - 2020)

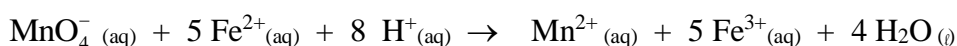
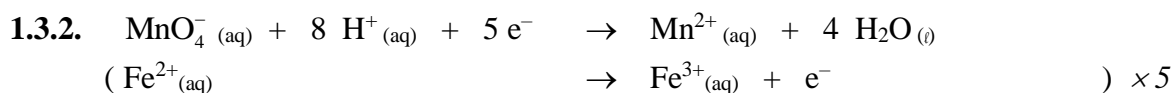
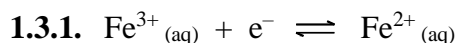
Corrigé réalisé par B. Louchart, professeur de Physique-Chimie
 © <http://b.louchart.free.fr>

1. Oxydation des ions ferreux

1.1. S'il n'y avait pas de transformation chimique, le mélange de la solution violette et de la solution légèrement verdâtre ne donnerait pas une solution jaune orangée.
 Il y a donc eu une transformation chimique lors du mélange de la solution aqueuse violette de permanganate de potassium et de la solution aqueuse verdâtre de sulfate de fer (II).

1.2. Oxydant consommé : MnO_4^-
 Réducteur consommé : Fe^{2+}

Oxydant produit : Fe^{3+}
 Réducteur produit : Mn^{2+}



1.3.3. $n_i(\text{MnO}_4^-) = c_2 V_2 = 1,0 \times 10^{-1} \times 20 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$

$n_i(\text{Fe}^{2+}) = c_1 V_1 = 2,5 \times 10^{-1} \times 40 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$

$\Rightarrow \frac{n_i(\text{Fe}^{2+})}{5} = \frac{1,0 \times 10^{-2}}{5} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$

$\frac{n_i(\text{Fe}^{2+})}{5} = \frac{n_i(\text{MnO}_4^-)}{1}$, donc les réactifs MnO_4^- et Fe^{2+} ont été introduits dans les proportions stœchiométriques.

1.4. La ligne "while n_MnO4[-1]>=0 and n_Ferreux[-1]>=0:" indique que la transformation se poursuit tant qu'il reste des ions MnO_4^- et Fe^{2+} , donc qu'elle ne s'arrêtera que si l'un des réactifs au moins est totalement consommé (on suppose que les ions $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ sont en excès).
 C'est donc cette ligne de codage qui indique que c'est une transformation considérée totale.

1.5.

Équation-bilan		$\text{MnO}_4^- \text{(aq)} + 5 \text{Fe}^{2+} \text{(aq)} + 8 \text{H}^+ \text{(aq)} \rightarrow \text{Mn}^{2+} \text{(aq)} + 5 \text{Fe}^{3+} \text{(aq)} + 4 \text{H}_2\text{O} \text{(l)}$					
État du système	avancement	quantités de matière (en mol)					
État initial	0	$2,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-2}$	excès	0	0	
en cours de transformation	x	$2,0 \times 10^{-3} - x$	$1,0 \times 10^{-2} - 5x$	excès	x	5x	
État final	$x_f = x_{\text{max}}$ (transf. totale)	$2,0 \times 10^{-3} - x_{\text{max}}$	$1,0 \times 10^{-2} - 5x_{\text{max}}$	excès	x_{max}	$5x_{\text{max}}$	

La transformation est totale, donc dans l'état final, un des réactifs au moins a été totalement consommé.

$$\Rightarrow n_{\text{MnO}_4^- \text{ final}} = 0 \text{ mol} \quad \text{ou} \quad n_{\text{Fe}^{2+} \text{ final}} = 0 \text{ mol} \quad (\text{car } \text{H}^+ \text{(aq)} \text{ est en excès})$$

$$\Rightarrow 2,0 \times 10^{-3} - x_{\text{max}} = 0 \quad \text{ou} \quad 1,0 \times 10^{-2} - 5x_{\text{max}} = 0$$

$$\Rightarrow x_{\text{max}} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \quad \text{ou} \quad x_{\text{max}} = \frac{1,0 \times 10^{-2}}{5} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

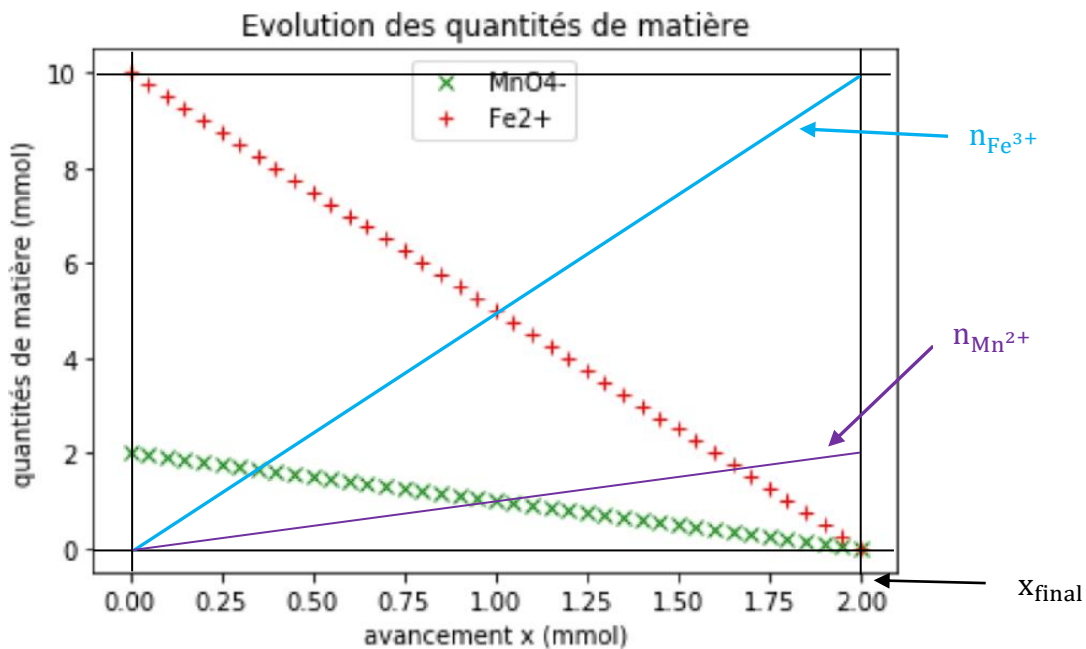
Donc $x_{\text{max}} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} = 2,0 \text{ mmol}$

Cela correspond au graphique de la figure 1, où l'avancement final vaut bien 2,0 mmol (cf. graphique ci-dessous).

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

1.7. On pourrait insérer le code suivant entre les lignes 24 et 25 :
`n_Ferrique.append(ni_Ferrique + 5*x)`

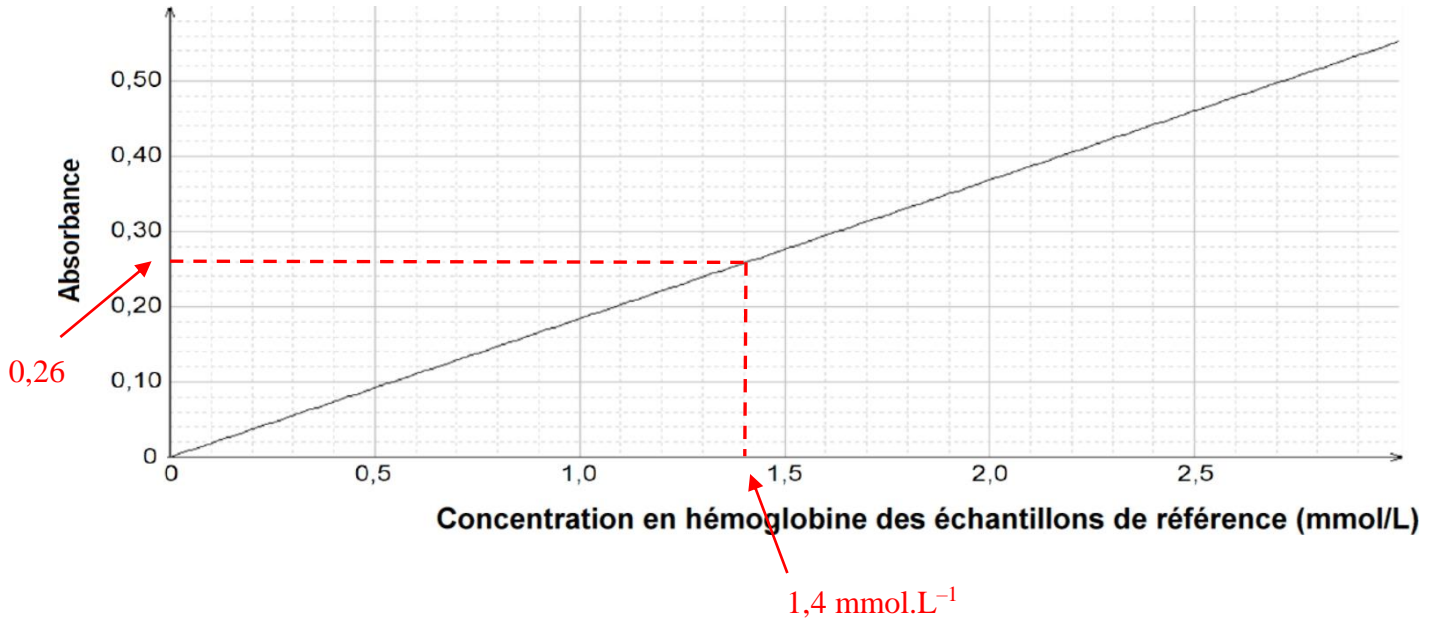
1.8.



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

- 2.1. D'après le spectre fourni, la cyanméthémoglobine possède un maximum d'absorption pour $\lambda_{\max} = 540 \text{ nm}$ (au niveau du vert d'après le cercle chromatique).
Si elle est éclairée en lumière blanche, on peut donc estimer, en 1^{ère} approximation, que la solution de cyanméthémoglobine apparaîtra rouge (couleur complémentaire du vert).
- 2.2. La longueur d'onde choisie correspond à celle pour laquelle il y a le maximum d'absorption. Cela permet de diminuer l'incertitude relative sur le résultat obtenu.

2.3.1.



L'absorbance de l'échantillon est $A = 0,26$.

En reportant cette valeur sur la courbe d'étalonnage, on trouve que la concentration en hémoglobine vaut $[\text{Hb}] = 1,4 \text{ mmol.L}^{-1}$

Cela correspond à une concentration en masse d'hémoglobine :

$$c_m = \frac{m_{\text{Hb}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{Hb}} \times M(\text{Hb})}{V_{\text{solution}}} = [\text{Hb}] \times M(\text{Hb}) = 1,4 \times 10^{-3} \times 64 \times 10^3 = 9,0 \times 10^1 \text{ g.L}^{-1}$$

Cette valeur est comprise entre 70 et 100 g.L^{-1} , donc, d'après le tableau de données de l'OMS, cette femme a une carence modérée en fer.

2.3.2.

- D'après le rapport de l'OMS, pour traiter cette carence modérée en fer, cette femme doit donc avoir un apport quotidien de 100 mg d'ions Fe^{2+} .

- Déterminons la masse d'ions Fe^{2+} dans un comprimé du médicament considéré.

- ✓ La quantité de matière de FeSO_4 dans un comprimé est :

$$n_{\text{FeSO}_4} = \frac{m_{\text{FeSO}_4}}{M(\text{FeSO}_4)} = \frac{136,00 \times 10^{-3}}{151,8} = 8,96 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{car } M(\text{FeSO}_4) = M(\text{Fe}) + M(\text{S}) + 4 M(\text{O}) = 55,8 + 32,0 + 4 \times 16,0 = 151,8 \text{ g.mol}^{-1}$$

- ✓ Dans 1 FeSO_4 , il y a 1 ion Fe^{2+} et 1 ion SO_4^{2-} , donc la quantité de matière d'ions Fe^{2+} dans un comprimé est :

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = n_{\text{FeSO}_4} = 8,96 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

- ✓ On en déduit la masse d'ions Fe^{2+} dans un comprimé :

$$m_{\text{Fe}^{2+}} = n_{\text{Fe}^{2+}} \times M(\text{Fe}) = 8,96 \times 10^{-4} \times 55,8 = 5,00 \times 10^{-2} \text{ g} = 50,0 \text{ mg}$$

- Le traitement préconisé par l'OMS est donc de 2 comprimés par jour pour cette femme en carence modérée.