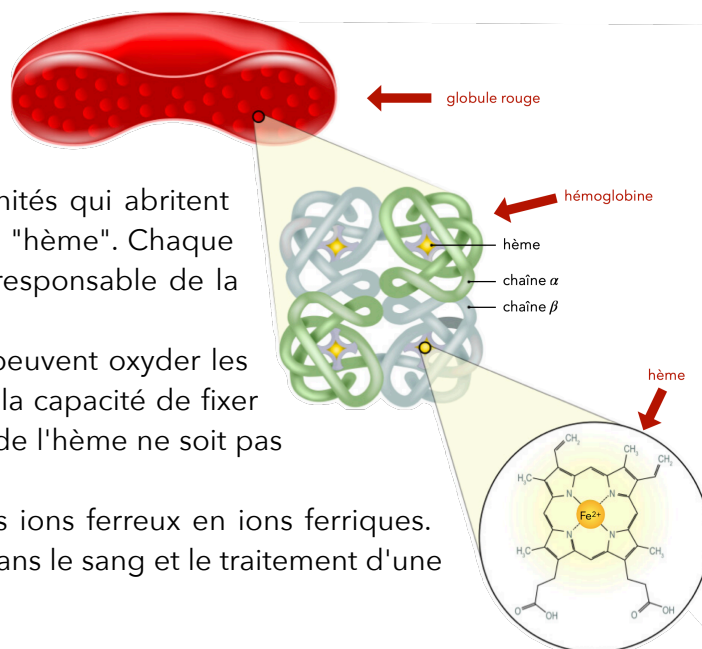


Transportées par les globules rouges dans la circulation sanguine, les molécules d'hémoglobine assurent l'apport du dioxygène aux différents organes des animaux vertébrés.

L'hémoglobine est un assemblage de quatre sous-unités qui abritent chacune une structure chimique particulière nommée "hème". Chaque hème contient un ion ferreux Fe^{2+} . Cet ion Fe^{2+} est responsable de la fixation d'une molécule de dioxygène.

Certains polluants ou toxines présents dans le sang peuvent oxyder les ions ferreux Fe^{2+} en ions ferriques Fe^{3+} qui n'ont pas la capacité de fixer le dioxygène. Il est donc important que l'élément fer de l'hème ne soit pas oxydé et reste sous la forme d'ion Fe^{2+} .

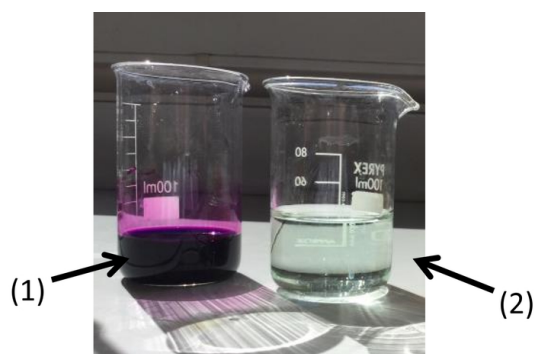
Dans cet exercice, on étudie d'abord l'oxydation des ions ferreux en ions ferriques. Ensuite, une méthode de dosage de l'hémoglobine dans le sang et le traitement d'une carence en fer sont abordés.



1. Oxydation des ions ferreux

Une expérience est menée en laboratoire pour illustrer la capacité de l'ion permanganate à oxyder les ions ferreux.

Dans un bécher contenant 40 mL d'une solution de sulfate de fer(II) ($Fe^{2+} (aq) + SO_4^{2-} (aq)$) de concentration en quantité de matière égale à $2,5 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$, on introduit 20 mL d'une solution aqueuse de permanganate de potassium ($K^+ (aq) + MnO_4^- (aq)$) de concentration en quantité de matière égale à $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$, contenant aussi des ions H^+ . Les solutions avant mélange et après mélange ont été photographiées et figurent ci-dessous :



Solution de permanganate de potassium (1) et solution de sulfate de fer (2) avant introduction de la solution (1) dans (2).



Solution obtenue après mélange des deux solutions.

Données :

- Les espèces chimiques ci-dessous colorent toute solution aqueuse qui les contient.

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

- Couples oxydant/réducteur :

- $Fe^{3+} (aq) / Fe^{2+} (aq)$
- $MnO_4^- (aq) / Mn^{2+} (aq)$

1.1. À l'aide des observations, montrer qu'une transformation chimique a bien eu lieu.

La couleur de la solution obtenue est différente du simple mélange des solutions de départ.

1.2. Identifier les oxydants et les réducteurs consommés, et ceux qui sont produits.

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

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

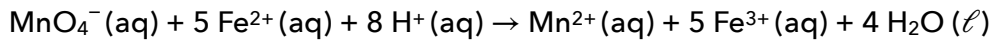
1.3. On souhaite modéliser la transformation par une réaction oxydant-réducteur.

1.3.1. Écrire les demi-équations électroniques des deux couples.

Réduction : $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

Oxydation : $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) = \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 1 \text{e}^-$

1.3.2. Vérifier que l'équation de la réaction oxydant-réducteur modélisant la transformation chimique s'écrit :



Une réaction d'oxydoréduction correspond à un échange d'électrons. Ils doivent donc disparaître du bilan : autant doivent être données par l'oxydation que pris par la réduction. Pour cela, on multiplie la demi-équation de l'oxydation par 5 afin d'avoir à chaque fois 5 électrons.

1.3.3. Justifier, à l'aide des données, que $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ et $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ sont introduits en proportions stœchiométriques dans le mélange initial.

$$n(\text{MnO}_4^-) = C \times V = 1,0 \cdot 10^{-1} \times 20 \cdot 10^{-3} = 2,0 \text{ mmol}$$

$$n(\text{Fe}^{2+}) = C \times V = 2,5 \cdot 10^{-1} \times 40 \cdot 10^{-3} = 10 \text{ mmol}$$

$$\text{On a donc bien } \frac{n(\text{MnO}_4^-)}{1} = \frac{n(\text{Fe}^{2+})}{5}$$

Cette modélisation de la transformation sert de support pour rédiger un programme en langage python.

Ce programme permet de visualiser l'évolution des quantités de matière des ions permanganate et des ions ferreux dans le système précédent, en fonction de l'avancement de la réaction noté x .

Extrait du programme rédigé en langage python ([lien notebook](#)) :

```
4
5 ni_MnO4 = 2.0      # quantité de matière initiale de permanganate MnO4- en mmol
6 ni_Ferreux = 10   # quantité de matière initiale d'ions Fe2+ en mmol
7 ni_Ferrique = 0   # quantité de matière initiale d'ions Fe3+ en mmol
8 ni_Mn2 = 0        # quantité de matière initiale d'ions Mn2+ en mmol
9 # H2O solvant (non simulé)
10 # H+ en large excès (non simulé)
11
12 n_MnO4 = [ni_MnO4]
13 n_Ferreux = [ni_Ferreux]
14 n_Ferrique = [ni_Ferrique]
15 n_Mn2 = [ni_Mn2]
16
17 avancement = [0]
18 x = 0
19
20 while n_MnO4[-1] >= 0 and n_Ferreux[-1] >= 0:
21     x = x + 0.05
22     n_MnO4.append(ni_MnO4 - 1 * x)
23     n_Ferreux.append(ni_Ferreux - 5 * x)
24     n_Mn2.append(ni_Mn2 + 1 * x)
25     avancement.append(x)
26
27 xmax = avancement[-1]
28
```

Représentations graphiques de l'évolution des quantités de matière calculées par le programme :

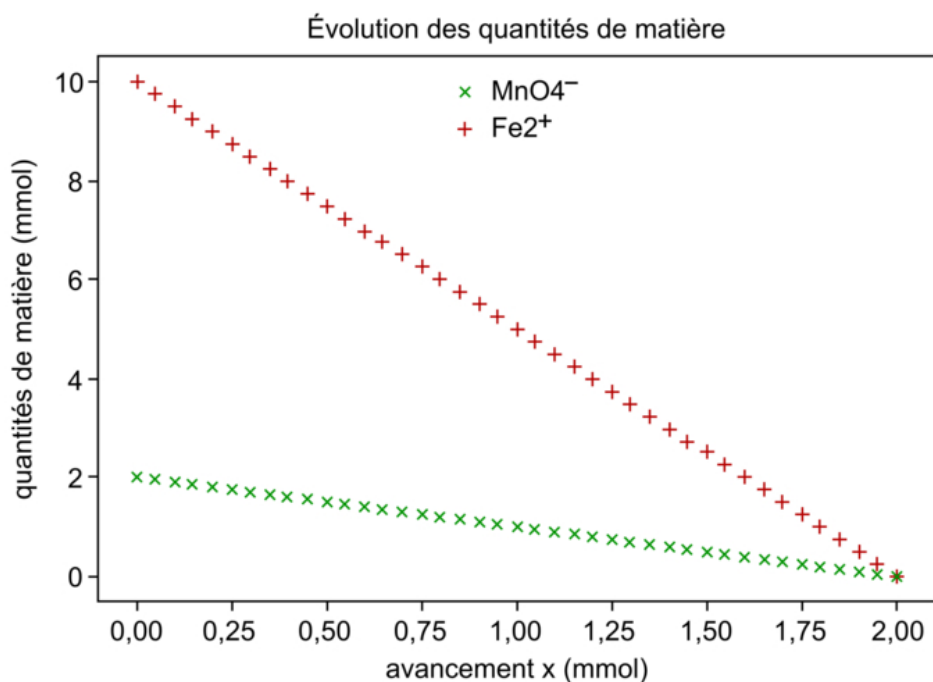


Figure 1 : Évolution des quantités de matière en fonction de l'avancement

1.4. Indiquer la ligne du programme codant l'information correspondant à une transformation totale. Justifier.

Il s'agit de la ligne 20 qui peut se traduire par : tant que la quantité de matière de chacun des deux réactifs est supérieur à zéro, on continue. On suppose donc que l'arrêt de la réaction est dû à l'épuisement d'un réactif (ou des deux à la fois), ce qui est la définition d'une réaction totale.

$n_{\text{MnO}_4^-}[-1]$ et $n_{\text{Ferreux}}[-1]$ correspondent aux derniers éléments de chacune des deux listes. Ce sont les éléments qui ont été ajoutés au tour de boucle précédent, pour la dernière valeur de l'avancement x obtenue (l'avancement est incrémenté de 0,05 à chaque tour).

1.5. Établir un tableau d'avancement de la réaction et vérifier que la valeur de l'avancement maximal est compatible avec le tracé de la figure 1.

Le tableau d'avancement suivant est en mmol :

		MnO_4^-	+	5Fe^{2+}	+	8H^+	→	Mn^{2+}	+	5Fe^{3+}	+	$4 \text{H}_2\text{O}$
état initial	$x = 0$	2,0		10		/		0		0		/
en cours	x	$2,0 - x$		$10 - 5x$		/		x		$5x$		/

Comme le mélange est en proportion stœchiométrique, l'avancement maximal correspond à : $2,0 - x_{\text{max}} = 10 - 5x_{\text{max}} = 0$

On obtient $x_{\text{max}} = 2,0$ mmol, ce qui correspond bien à l'avancement lue sur la figure 1 lorsque les réactifs atteignent une quantité nulle.

1.6. Déduire du tableau d'avancement l'expression de la quantité de matière des ions $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ en fonction de l'avancement.

$$n(\text{Fe}^{3+}) = n_i(\text{Fe}^{3+}) + 5x$$

1.7. Écrire l'instruction permettant de calculer la quantité de matière de $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ pour une valeur d'avancement x , et proposer un numéro de ligne où elle pourrait être insérée dans le programme.

Ligne 25 : `n_Ferrique.append(ni_Ferrique + 5 * x)`

1.8. Reproduire la figure 1 sur votre copie et tracer la représentation graphique de l'évolution de la quantité de matière d'ions $\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ et celle de la quantité de matière d'ions $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$.

