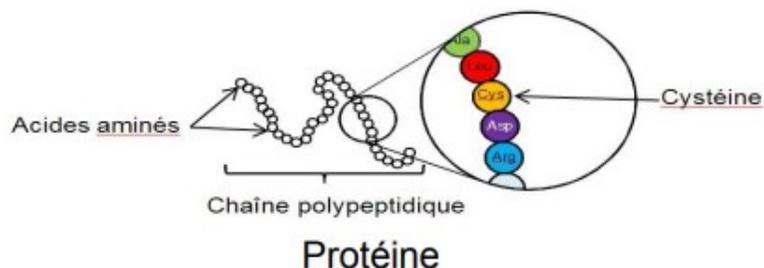


Exercice 4 corrigé disponible

La Bétadine® 10% est un antiseptique proposé sous forme de solution, utilisé en application locale pour le traitement des plaies et des brûlures superficielles. Ses propriétés antiseptiques sont dues à son principe actif : le diiode de formule I_2 . C'est aussi le diiode qui lui donne sa couleur jaune-orange

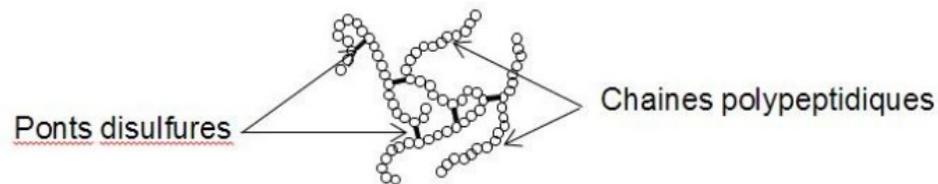
Une bactérie est un être unicellulaire dont la taille varie de 1 à 10 μm . Elle contient 70% d'eau. Rapporté à son poids sec, une bactérie est constituée à 55% de protéines [...]. Les protéines sont des macromolécules biologiques présentes dans toutes les cellules vivantes. Elles sont constituées d'enchaînements d'acides aminés liés entre eux par des liaisons peptidiques. Parmi les acides aminés présents dans ces enchaînements, certains sont susceptibles de réagir avec le diiode libéré progressivement par la polyvidone iodée.

L'un d'entre eux est la cystéine, notée Cys sur l'illustration ci-dessous. Les symboles Ala, Leu, Asp... sont relatifs à d'autres acides aminés, qui ne sont pas étudiés dans cet exercice.



La réaction entre le diiode et la cystéine entraîne la formation de liaisons chimiques appelées « ponts disulfures » entre deux parties différentes d'une même protéine ou entre deux protéines différentes.

Les protéines forment alors des agrégats qui entraînent la mort de la bactérie.



La cystéine forme un couple oxydant-réducteur avec la cystine.

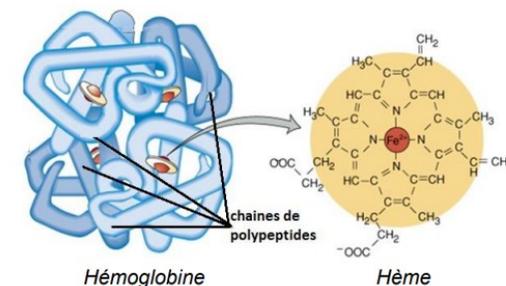
En notant la cystéine Cys-S-H et la cystine Cys-S-S-Cys , la demi-équation électronique du couple s'écrit : $2\text{Cys-S-H} = \text{Cys-S-S-Cys} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$

1. Nommer l'oxydant du couple oxydant-réducteur formé par la cystéine et la cystine ?
2. Écrire la demi-équation électronique du couple diiode/ion iodure noté $\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^-(\text{aq})$.
3. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction modélisant la transformation chimique entre le diiode I_2 et la cystéine notée Cys-S-H .
4. L'action bactéricide de la Bétadine® présentée ici, est-elle la conséquence d'une oxydation ou d'une réduction des protéines ?

Exercice 5 corrigé disponible

Transportées par les globules rouges, les molécules d'hémoglobine assurent, par la circulation sanguine, 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 ferreux Fe^{2+} est responsable de la fixation d'une molécule de dioxygène.



D'après <https://slideplayer.com/slide/7662391/>

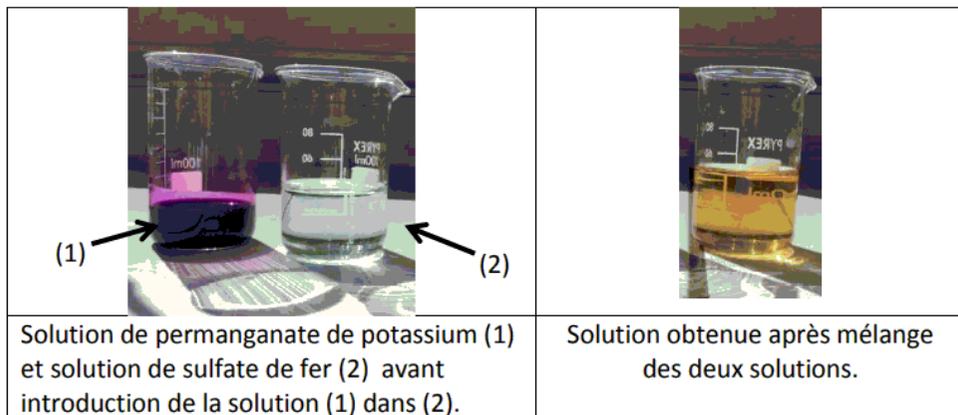
Certains polluants ou toxines présents dans le sang peuvent oxyder les ions ferreux Fe^{2+} en ions ferriques Fe^{3+} qui n'ont pas la capacité de fixer le dioxygène. Il est donc important que l'élément fer de l'hème ne soit pas oxydé et reste sous la forme d'ion Fe^{2+} .

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) ($\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) de concentration en quantité de matière égale à $2,5 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, on introduit 20 mL d'une solution aqueuse de permanganate de potassium ($\text{K}^+(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq})$) de concentration en quantité de matière $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ contenant aussi des ions H^+ . Les solutions avant mélange et après le mélange ont été photographiées et figurent ci-dessous.



Données :

- La présence des espèces chimiques citées dans le tableau ci-dessous confère une coloration à une solution aqueuse.

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

- Couples oxydant/réducteur :

- $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$;
- $\text{MnO}_4^-(\text{aq})/\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ dont la demi-équation électronique s'écrit :
 $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

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

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

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

1.3.1. Écrire la demi-équation électronique du couple $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$.

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

s'écrit : $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

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.

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 :

```

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+ 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]

```

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

Exercice 6 corrigé disponible

On s'intéresse à la modélisation du phénomène de « végétations métalliques » à l'aide des outils de la chimie moderne, en s'interrogeant notamment sur la nature de ce métal qui se dépose comme les feuilles d'un arbre.



Données :

- Couples oxydant/réducteur Ag^+/Ag ; Cu^{2+}/Cu
- Couleurs des solutions aqueuses :
 - les ions cuivre $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ donnent une couleur bleue aux solutions aqueuses
 - les ions argent $\text{Ag}^+(\text{aq})$ et les ions nitrate $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ sont incolores en solution aqueuse.

- Masses molaires atomiques :

$M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g/mol}$, $M(\text{N}) = 14,0 \text{ g/mol}$.

On souhaite fabriquer un arbre de Diane au laboratoire. On place un fil de cuivre, de masse initiale $m = 5,6 \text{ g}$ dans un bécher contenant $V = 220 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate d'argent à la concentration en quantité de matière égale à $C = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$

On réalise l'expérience, et on prend en photos le système chimique dans son état initial et dans son état final. Dans l'état initial, la solution est incolore. Après plusieurs heures, la solution se colore progressivement en bleu, et le fil de cuivre se recouvre d'un solide brillant déposé sous forme de « feuillage métallique », qui porte le nom d'« arbre de Diane ».



État initial



État final (après plusieurs heures)

1. Justifier qu'une transformation chimique a bien eu lieu.
2. Ecrire les deux demi-équations d'oxydoréduction correspondantes.
3. Donner l'équation d'oxydoréduction modélisant la formation de l'arbre de Diane
4. En considérant la transformation précédente totale, déterminer le réactif limitant ainsi que la masse d'argent formé

Exercice 7 corrigé disponible

Etablir l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre :

- le diiode $I_2(aq)$ et le dioxyde de soufre $SO_2(aq)$
- Les ions nitrates $NO_3^-(aq)$ et le zinc métallique $Zn(s)$
- le dibrome $Br_2(aq)$ et les ions thiosulfates $S_2O_3^{2-}(aq)$
- les ion nickel $Ni^{2+}(aq)$ et le cadmium $Cd(s)$

Couples oxydant/ réducteurs mis en présence

- $I_2(aq)/I^-(aq)$ et $SO_4^{2-}(aq)/SO_2(aq)$
- $NO_3^-(aq)/NO(g)$ et $Zn^{2+}(aq)/Zn(s)$
- $Br_2(aq)/Br^-(aq)$ et $S_4O_6^{2-}(aq)/S_2O_3^{2-}(aq)$
- $Ni^{2+}(aq)/Ni(s)$ et $Cd^{2+}(aq)/Cd(s)$