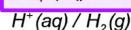
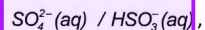
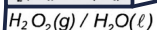
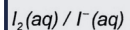
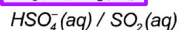
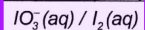


### Exercice 2 corrigé disponible

#### Fabrication du diiode.

En 1811, le salpêtrier Courtais observe des fumées violettes lors de la calcination du goémon en Bretagne. C'est Gay-Lussac, en 1813, qui donnera son nom à ce nouvel élément : iode, du grec iodos signifiant violet. L'élément iode est présent en très faible quantité dans l'eau de mer (environ 50 µg par litre). Pendant longtemps, il fut extrait des algues qui concentrent cet élément dans leurs tissus. Aujourd'hui cet élément présente un regain d'intérêt.

Couples oxydant/réducteur :

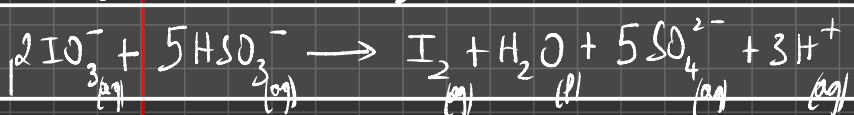
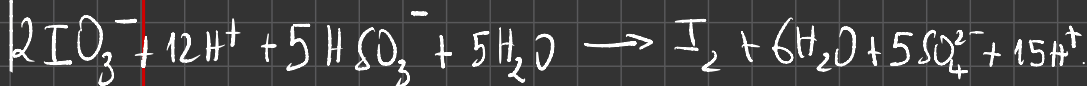
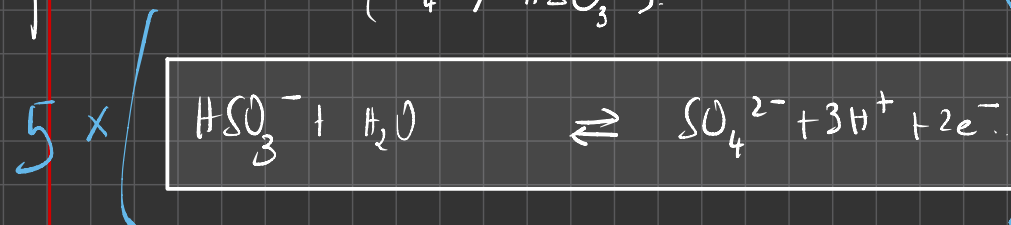


1. Actuellement, le procédé le plus courant de fabrication du diiode se fait à partir du nitrate du Chili. Ce nitrate naturel est utilisé pour obtenir des engrais. Lors de la préparation des engrais, des eaux de rinçage sont recueillies. Ces eaux contiennent des ions iodate  $\text{IO}_3^-$  qu'on fait réagir avec les ions hydrogénosulfite  $\text{HSO}_3^-$ . A partir des demi-équations, donner l'équation de la réaction de la transformation étudiée.
2. Une autre possibilité est d'utiliser les ions iodure. Par réaction avec le peroxyde d'hydrogène ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), ils donnent du diiode. A partir des demi-équations, donner l'équation de la réaction de la transformation étudiée.
3. Définir ce qu'est un réducteur et indiquer dans les 2 transformations le réducteur.

1. Établissons les demi-équations associées aux couples mis en jeu :  $(\text{IO}_3^- / \text{I}_2)$



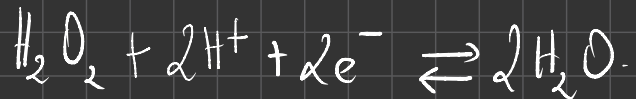
+  $(\text{SO}_4^{2-} / \text{HSO}_3^-)$



2) Couples:  $(I_2 / I^-)$



+  $(H_2O_2 / H_2O)$



3) à l'oral.

Exercice 5:

1.1. Le changement de couleur indique l'apparition d'une nouvelle espèce chimique donc une transformation chimique a bien lieu.

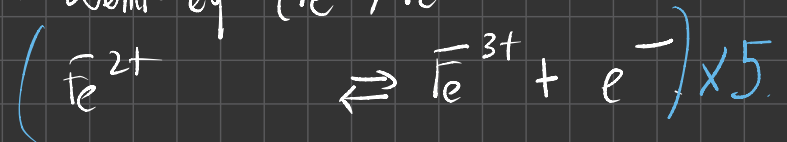
1.2. D'après l'énoncé: Réactifs:

- Oxydant:  $MnO_4^-$

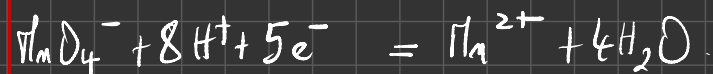
- Réducteur:  $Fe^{2+}$

Produits: - Oxydant:  $Fe^{3+}$   
- Réducteur:  $Mn^{2+}$

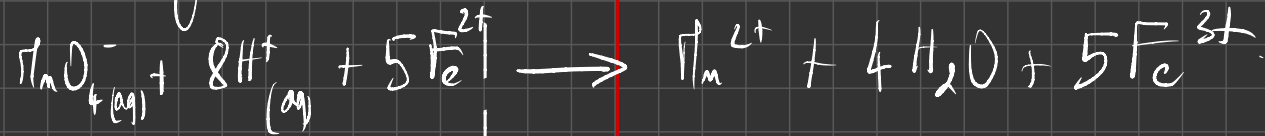
1.3.1. Demi-éq<sup>0</sup> ( $Fe^{3+} / Fe^{2+}$ )



1.3.2.  $MnO_4^- / Mn^{2+}$



$\epsilon^0$  globale:



1.3.3 Hypothèse 1:  $\text{MnO}_4^-$  est le réactif limitant:

$$m_f(\text{MnO}_4^-) = n_i(\text{MnO}_4^-) - x_{\text{max}_1} = 0$$

Hypothèse 2:  $\text{Fe}^{2+}$  est le réactif limitant,

$$m_f(\text{Fe}^{2+}) = 0$$

$$n_i(\text{Fe}^{2+}) - 5x_{\text{max}_2} = 0$$

$$x_{\text{max}_2} = \frac{n_i(\text{Fe}^{2+})}{5}$$

$$x_{\text{max}_2} = \frac{25 \times 10^{-1} \times 40 \times 10^{-3}}{5} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$x_{\text{max}_1} = n_i(\text{MnO}_4^-)$$

$$x_{\text{max}_1}^c = C(\text{MnO}_4^-) \times V_{\text{sol}}$$

$$x_{\text{max}_1} = 1,0 \times 10^{-1} \times 20 \times 10^{-3}$$

$$x_{\text{max}_1} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$\alpha_{\max 1} = \alpha_{\max 2}$  donc les seuils sont introduits dans les  
propositions stœchiométriques

# Oxydo-réduction – Fiche de cours

## 1. Vocabulaire

### a. Oxydant

Un oxydant est une espèce chimique pouvant gagner des électrons

### b. Oxydation

Une oxydation est une transformation chimique qui s'accompagne d'une perte d'électrons

### c. Réducteur

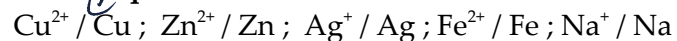
Un réducteur est une espèce chimique pouvant perdre des électrons

### d. Réduction

Une réduction est une transformation chimique qui s'accompagne d'un gain d'électrons

## 2. Quelques couples oxydoréducteurs

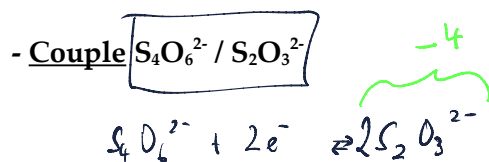
### - Cations métalliques



### - Couple $\text{H}^+ / \text{H}_2$

### - Couple $\text{I}_2 / \text{I}^-$

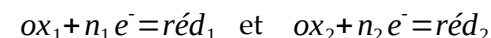
### - Couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$



## 3. Méthode pour équilibrer une équation d'oxydoréduction

Une oxydoréduction est la réaction chimique entre l'oxydant d'un premier couple  $\text{ox}_1 / \text{red}_1$  et le réducteur d'un deuxième couple  $\text{ox}_2 / \text{red}_2$  avec échange d'électrons.

- pour chaque couple  $\text{ox}_1 / \text{red}_1$  et  $\text{ox}_2 / \text{red}_2$  écrire :



- équilibrer les éléments autres que H et O

- équilibrer les éléments O en ajoutant des molécules  $\text{H}_2\text{O}$  si nécessaire

- équilibrer les éléments H en ajoutant des ions  $\text{H}^+$  si nécessaire

- équilibrer les charges électriques

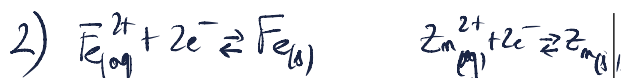
- écrire chaque demi équation dans le sens où elle se produit réellement (oxydation ou réduction)

- multiplier chaque équation par un coefficient de sorte que le nombre d'électrons échangé par les demi équations soit  $n = \text{ppcm}(n_1, n_2)$

- ajouter les 2 demi équations et simplifier si nécessaire

- considérer que une réaction d'oxydoréduction est totale (simple flèche)

# Oxydo-réduction – Exercices - Devoirs



## Exercice 1 corrigé disponible

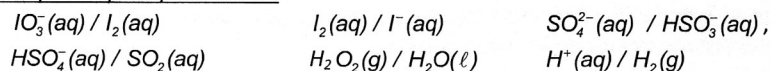
- Définir un oxydant et un réducteur *oral*.
- Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction se produisant entre l'oxydant du couple  $\text{Fe}_{(aq)}^{2+}/\text{Fe}_{(s)}$  et le réducteur du couple  $\text{Zn}_{(aq)}^{2+}/\text{Zn}_{(s)}$
- Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction se produisant entre l'oxydant du couple  $\text{MnO}_{4(aq)}^{-}/\text{Mn}_{(aq)}^{2+}$  et le réducteur du couple  $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}/\text{Cu}_{(s)}$   $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)}$
- Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction se produisant entre l'oxydant du couple  $\text{Cr}_2\text{O}_{7(aq)}^{2-}/\text{Cr}_{(aq)}^{3+}$  et le réducteur du couple  $\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(aq)}$

## Exercice 2 corrigé disponible

### Fabrication du diiode.

En 1811, le salpêtrier Courtais observe des fumées violettes lors de la calcination du goémon en Bretagne. C'est Gay-Lussac, en 1813, qui donnera son nom à ce nouvel élément : iode, du grec iodios signifiant violet. L'élément iode est présent en très faible quantité dans l'eau de mer (environ 50 µg par litre). Pendant longtemps, il fut extrait des algues qui concentrent cet élément dans leurs tissus. Aujourd'hui cet élément présente un regain d'intérêt.

### Couples oxydant/réducteur :



- Actuellement, le procédé le plus courant de fabrication du diiode se fait à partir du nitrate du Chili. Ce nitrate naturel est utilisé pour obtenir des engrais. Lors de la préparation des engrais, des eaux de rinçage sont recueillies. Ces eaux contiennent des ions iodate  $\text{IO}_3^-$  qu'on fait réagir avec les ions hydrogénosulfite  $\text{HSO}_3^-$ . A partir des demi-équations, donner l'équation de la réaction de la transformation étudiée.
- Une autre possibilité est d'utiliser les ions iodure. Par réaction avec le peroxyde d'hydrogène ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), ils donnent du diiode. A partir des demi-équations, donner l'équation de la réaction de la transformation étudiée.
- Définir ce qu'est un réducteur et indiquer dans les 2 transformations le réducteur.

## Exercice 3 corrigé disponible

Un extrait de protocole est donné ci-dessous: «Dans un erlenmeyer contenant une solution aqueuse de glucose, on ajoute une solution de bleu de méthylène  $\text{BM}^+(aq)$ . Le mélange, initialement bleu, devient progressivement incolore».

Couples oxydant-réducteur mis en jeu:

- $\text{BM}^+(aq) / \text{BMH}(aq)$
- $\text{RCOOH}(aq) / \text{RCHO}(aq)$
- le glucose est noté  $\text{RCHO}(aq)$ .
- la forme oxydée du bleu de méthylène, noté  $\text{BM}^+$ , est la seule espèce colorée en solution aqueuse.

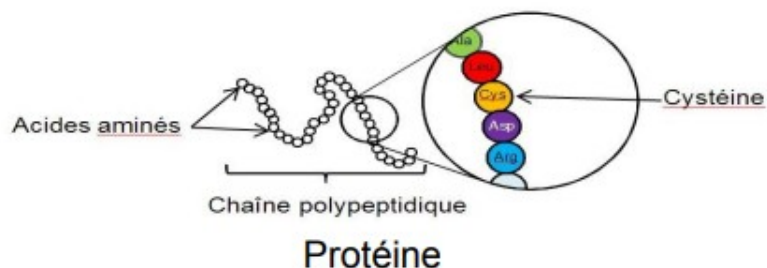
- Donner la définition d'un oxydant.
- Donner la définition d'une réduction.
- Écrire les demi-équations électroniques relatives aux couples du bleu de méthylène  $\text{BM}^+(aq) / \text{BMH}(aq)$  et du glucose  $\text{RCOOH}(aq) / \text{RCHO}(aq)$
- En déduire l'équation de la réaction modélisant la transformation décrite dans l'extrait du protocole.

## 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

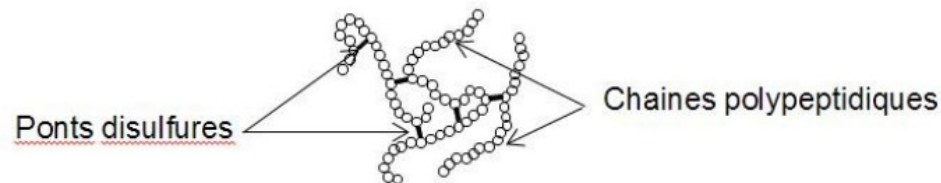
Une bactérie est un être unicellulaire dont la taille varie de 1 à 10  $\mu\text{m}$ . Elle contient 70% d'eau. Rapporté à son poids sec, une bactérie est constituée à 55% de protéines [...]. Les protéines sont des macromolécules biologiques présentes dans toutes les cellules vivantes. Elles sont constituées 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  $\text{Cys-S-H}$  et la cystine  $\text{Cys-S-S-Cys}$ , la demi-équation électronique du couple s'écrit :  $2\text{Cys-S-H} = \text{Cys-S-S-Cys} + 2\text{H}^+ + 2e^-$

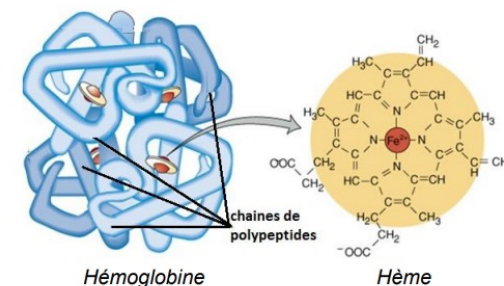
1. Nommer l'oxydant du couple oxydant-réducteur formé par la cystéine et la cystine ?
2. Écrire la demi-équation électronique du couple diiode/ion iodure noté  $\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^-(\text{aq})$ .
3. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction modélisant la transformation chimique entre le diiode  $\text{I}_2$  et la cystéine notée  $\text{Cys-S-H}$ .
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  $\text{Fe}^{2+}$ . Cet ion ferreux  $\text{Fe}^{2+}$  est responsable de la fixation d'une molécule de dioxygène.

Certains polluants ou toxines présents dans le sang peuvent oxyder les ions ferreux  $\text{Fe}^{2+}$  en ions ferriques  $\text{Fe}^{3+}$  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  $\text{Fe}^{2+}$ .



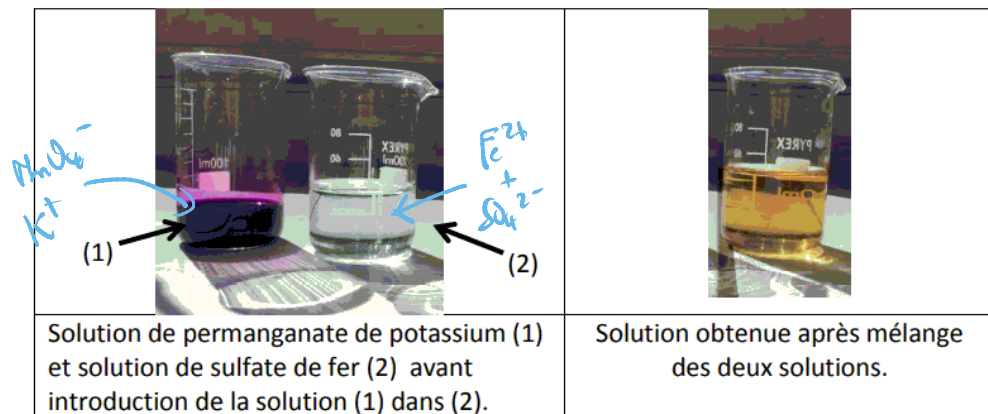
D'après <https://slideplayer.com/slide/7662391/>

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  $\text{H}^+$ . Les solutions avant mélange et après le 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 :

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

Espèce chimique	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{MnO}_4^-$	$\text{Mn}^{2+}$
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

En chimie, une végétation métallique est un type de dendrites produites par certaines transformations chimiques. La découverte de ces « feuillages métalliques » est attribuée à des alchimistes au Moyen-Age, qui croyaient y voir un phénomène magique. L'alchimie, malgré son statut de pseudoscience (c'est à dire de « fausse » science), a eu un rôle important dans le développement, au cours du XVIII<sup>e</sup> siècle, de la chimie en tant que discipline scientifique s'appuyant sur des faits expérimentaux.



Figure 1. Un des premières publications d'une végétation chimique par Athanase Kircher, dans Mundus subterraneus en 1660 (d'après : [wikipedia.org/Athanasius-Kircher-Mundus-subterraneus.jpg](https://wikipedia.org/Athanasius-Kircher-Mundus-subterraneus.jpg))

On s'intéresse dans cet exercice 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
  - couple ion argent/argent :  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  ;
  - couple ion cuivre/cuivre :  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ .
- 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 :

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

Les alchimistes décrivent l'arbre de Diane comme une végétation d'argent se déposant sur un tronc fait en cuivre.

On souhaite fabriquer un arbre de Diane au laboratoire. Pour ce faire, 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  $c = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ .

## 2. Modélisation de la transformation chimique intervenant dans l'arbre de Diane

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 (photographie de gauche ci-après). 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 » (photographie de droite ci-après).

```
### Verification du cuivre en exces ###
```

```
if n_cu < n_mini :
```

```
    print("""La masse choisie pour le fil de cuivre est insuffisante.
           Le fil risque de casser avant que le système n'ait atteint
           son état final.""")
```

```
else :
```

```
### Calcul de la masse d'argent depose ###
```

```
m_agsolide = n_ag * 107.9
```

```
print("""La masse d'argent déposée vaut : """,m_agsolide,""" g""")
```

Ce programme permet aussi de s'assurer que le cuivre est bien introduit en excès : dans le cas contraire, le fil, qui joue aussi le rôle de support, risquerait de casser et l'on perdrait la végétation métallique qui met plusieurs heures à se former.

On exécute le programme. Tout d'abord on indique les conditions expérimentales initiales de l'expérience décrites précédemment. On obtient l'écran suivant :

- 2.3. En déduire que l'équation de la réaction modélisant la formation de l'arbre de Diane s'écrit :  $2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Ag}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
- 2.4. Avec la méthode de votre choix, montrer que le cuivre est en excès. La quantité initiale  $n$  d'ions argent sera prise égale à  $2,2 \times 10^{-2}$  mol.
- 2.5. Avec la méthode de votre choix, déterminer la masse d'argent qui se forme sur le fil de cuivre si l'avancement maximal est atteint.

### 3. Prédiction de l'état final à l'aide d'un script en Python

Le programme suivant, écrit en langage Python, permet de calculer la masse d'argent déposée sur le fil de cuivre.

```
### Saisie des données initiales ###
m_cu = float(input("Masse du fil en g : "))
c = float(input("Concentration de la solution de nitrate d'argent en mol/L : "))
v = 0.001 * float(input("Volume de la solution en mL : "))

### Calcul des quantites initiales ###
n_cu = m_cu / 63.5
n_ag = c * v

### Quantité initiale minimale de cuivre ###
n_mini = n_ag / 2
Masse du fil en g : 5.6
Concentration de la solution de nitrate d'argent en mol/L : 0.1
Volume de la solution en mL : 220
```

Écrire la ligne qui apparaîtrait dans la console d'exécution à la suite de la saisie des données initiales ci-dessus. Justifier.



État initial



État final (après plusieurs heures)

- 2.1. Justifier qu'une transformation chimique a bien eu lieu.
- 2.2. Identifier les couples mis en jeu lors de la formation d'un arbre de Diane et écrire les deux demi-équations correspondantes.