

- identifier le transfert d'électrons entre deux réactifs et le modéliser par des demi-équations électroniques et par une réaction d'oxydo-réduction.
- Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur
- Mettre en œuvre des transformations modélisées par des réactions d'oxydo-réduction

Chapitre 5

Les réactions d'oxydoréduction

I. Couple oxydant-réducteur

I.1. Les demi-équations électroniques

Lors de transformations chimiques, les atomes contenus dans les molécules se réarrangent autrement pour former de nouvelles molécules.

Exemple : $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

Lors de certaines réactions chimiques, les atomes, les molécules ou les ions présents peuvent échanger des électrons en se transformant. Ce genre de transformation est appelée **réaction d'oxydoréduction**.

Exemples :
 - formation de la rouille : $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$
 - gravure de circuits imprimés : $2 \text{Fe}^{3+} + \text{Cu} \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^{2+}$



Exercice 1 :

Le numéro atomique de l'élément fer est $Z = 26$.

1. Lors de la formation de la rouille, dans quel état se trouve le fer au début ?
2. Déterminer le nombre d'électrons présents autour du noyau du fer avant la réaction.
3. L'oxyde de fer de formule Fe_2O_3 contient l'ion oxyde O^{2-} , en déduire la charge électrique de l'ion du fer qu'il contient.
4. Déterminer le nombre d'électrons dont dispose chaque noyau de fer après la réaction. Ont-ils alors gagné ou perdu des électrons et qu'est-il advenu de ces électrons ?
5. Lors de la gravure d'un circuit imprimé, la couche de cuivre métallique sur la plaque en époxy est en partie oxydée par les ions ferrique Fe^{3+} . Choisir parmi les demi-équations suivantes, celle qui correspond au mieux à cette transformation :
 ① $\text{Cu} = \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$ ② $\text{Cu} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}^{2+}$ ③ $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$ ④ $\text{Cu}^{2+} = \text{Cu} + 2 \text{e}^-$
6. En déduire si une oxydation correspond à une perte ou à un gain d'électrons.

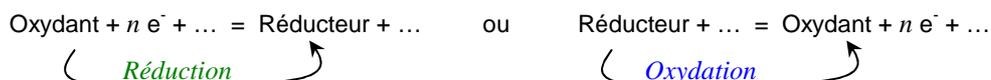
Un **réducteur**, noté Red, est une espèce chimique capable de perdre un ou plusieurs électrons.

Un **oxydant**, noté Ox, est une espèce chimique capable de gagner un ou plusieurs électrons.

Les deux espèces oxydant et réducteur obtenues en passant de l'une à l'autre par gain ou perte d'un ou plusieurs électrons: elles forment un couple **oxydant/réducteur**, noté **Ox/Red**.

Exemples : Couples Ox/Red : Cu^{2+}/Cu ; Zn^{2+}/Zn ; Ag^+/Ag

- Une réaction d'oxydoréduction met toujours en jeu deux couples **oxydant/réducteur** (ou plus simplement **Ox/Red**).
- Une **demi-équation électronique** met en équation la transformation subie par un de ces couples.
- Il faut **deux** demi-équations électroniques pour établir l'équation bilan d'une réaction d'oxydoréduction.
- Une demi-équation électronique s'écrit d'une manière générale :



D'une manière générale, on écrira pour un couple **Ox/Red** donné :



I.2 Etablir une demi-équation électronique

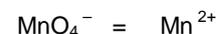
Considérons par exemple l'ion permanganate MnO_4^- et l'ion manganèse Mn^{2+} . On essaie alors d'établir la demi-équation électronique de ce couple. Pour ce faire, on commence par écrire les deux entités de part et d'autre d'un signe égal : $\text{MnO}_4^- = \text{Mn}^{2+}$

Puis, dans un premier temps, on oublie les charges électriques.

On équilibre les éléments chimiques de part et d'autre du signe égal en s'occupant en premier lieu de ce qui n'est pas de l'hydrogène ou de l'oxygène. Un fois terminé, on continue avec l'élément oxygène et, pour finir, on équilibre l'élément hydrogène.

L'élément manganèse Mn :

Ici, il y en a un de chaque côté, donc on ne modifie rien :



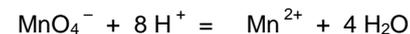
L'élément oxygène O :

On l'équilibre en ajoutant des molécules d'eau car tout se fait en solution aqueuse :



L'élément hydrogène H :

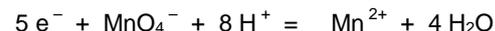
On l'équilibre en ajoutant des ions H^+ toujours présents en solution aqueuse :



Les charges électriques :

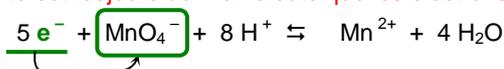
Lorsque tous les éléments sont équilibrés, on s'occupe finalement des charges.

On les équilibre à l'aide d'électrons notés e^- :



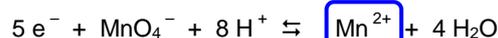
I.3. Etablir l'écriture d'un couple oxydant/réducteur

L'espèce oxydante est toujours du même côté que les électrons dans la demi-équation électronique.



Ainsi, l'oxydant de ce couple est l'ion permanganate MnO_4^-

De l'autre côté, on trouve logiquement l'espèce réductrice Mn^{2+} :



Exercice 2 : Ecrire les demi-équations électroniques correspondant aux couples suivants :

1) $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$:



2) I_2/I^- :



3) NO_3^-/NO :



4) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$:



II. Réaction d'oxydoréduction

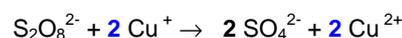
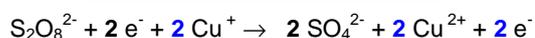
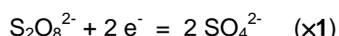
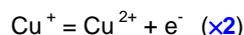
Exercice 3:

Lors d'une réaction d'oxydoréduction, une plaque d'aluminium est attaquée par une solution aqueuse de chlorure de cuivre II.

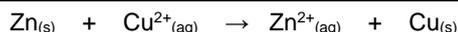
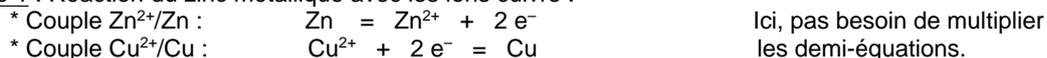
- Sachant qu'il se forme alors des ions aluminium Al^{3+} ainsi qu'un dépôt de cuivre métallique, déterminer les deux demi-équations électroniques associées à cette transformation et en déduire l'écriture des deux couples Ox/Red mis en jeu.
- Sachant qu'un électron ne peut être libéré par le réducteur d'un couple que s'il est instantanément consommé par l'oxydant de l'autre couple, rechercher l'équation bilan de cette transformation chimique.

Pour établir l'équation bilan d'une réaction d'oxydoréduction, on additionne les deux demi-équations électroniques de manière à simplifier les électrons pour qu'ils n'apparaissent plus dans l'équation finale.

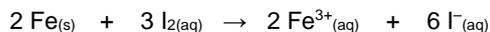
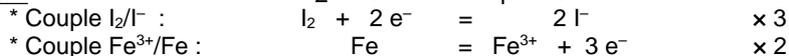
Exemple :



Exemple 1 : Réaction du zinc métallique avec les ions cuivre :

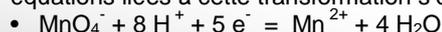


Exemple 2 : Réaction entre le diiode I_2 et le fer métallique Fe :



Exercice 4 :

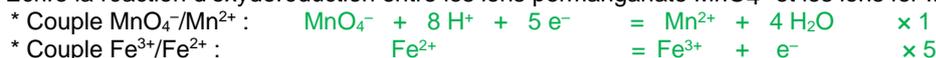
On oxyde de l'éthanol de formule $CH_3 - CH_2 - OH$ par une solution de permanganate de potassium $K^{+} + MnO_4^{-}$. Les deux demi-équations liées à cette transformation s'écrivent :



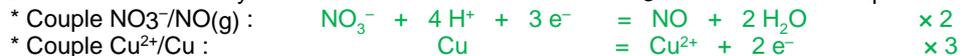
- Après avoir réécrit les deux demi-équations dans le sens qui convient, déterminer l'équation bilan de cette transformation ainsi que les deux couples redox mis en jeu.
- Déterminer l'équation bilan de cette réaction.
- Sachant que l'ion permanganate est violet et que les autres entités présentes sont toutes incolores, déterminer ce que l'on observe après homogénéisation lorsqu'on verse quelques gouttes de permanganate de potassium dans de l'éthanol.

Exercice 5 :

- 1) Ecrire la réaction d'oxydoréduction entre les ions permanganate MnO_4^{-} et les ions fer II Fe^{2+} :



- 2) Ecrire la réaction d'oxydoréduction entre les ions nitrate NO_3^{-} et le cuivre métallique Cu :



- 3) Ecrire la réaction d'oxydoréduction entre les ions hypochlorite ClO^{-} et l'eau oxygénée H_2O_2 :

