

PARTIE 3 - AGIR : DÉFIS DU XXI^e SIÈCLE

Chapitre 15 : Piles et accumulateurs, une réponse au défi énergétique (p. 285)

Savoir-faire :

- ✓ Recueillir et exploiter des informations sur le stockage et conversion de l'énergie chimique.
- ✓ *Pratiquer une démarche expérimentale pour réaliser une pile et modéliser son fonctionnement.**
- ✓ *Relier la polarité de la pile aux réactions mises en jeu aux électrodes.**
- ✓ Recueillir et exploiter des informations sur les piles ou les accumulateurs dans la perspective du défi énergétique.
- ✓ Reconnaître l'oxydant et le réducteur dans un couple redox.
- ✓ Écrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction en utilisant les demi-équations redox.

(*) *Savoir-faire expérimentaux.*

TP n°20 : Les piles

I- Qu'est-ce un couple oxydant/réducteur ? (p. 291)

1. Espèces chimiques conjuguées (p. 291)

Deux espèces chimiques, qui, au cours d'une transformation chimique, se transforment l'une en l'autre par gain ou perte d'électron(s), sont dites **conjuguées** et forment un **couple oxydant/réducteur**, ou **couple rédox**.

L'**oxydant** est l'entité du couple susceptible de **capter** un ou plusieurs électrons.

Le **réducteur** est l'entité du couple susceptible de **céder** un ou plusieurs électrons.

Exemple :

- L'ion cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ peut se transformer en cuivre métallique $\text{Cu}(\text{s})$ par gain de 2 électrons : c'est un **oxydant**.
- Inversement, le cuivre peut se transformer en ion cuivre (II) par perte de 2 électrons : c'est un **réducteur**.
- Les ions cuivre (II) et le cuivre sont des espèces conjuguées et forment le couple rédox : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$.

Remarque :

Dans l'écriture Ox/Red d'un couple oxydant/réducteur, l'oxydant est toujours noté avant le réducteur.

2. Demi-équation d'oxydoréduction (p. 292)

La **demi-équation d'oxydoréduction** ou demi-équation électronique associée à un couple oxydant réducteur Ox/Red traduit la transformation possible d'une des espèces conjuguées en l'autre :



ou $n e^{-}$ représente le nombre n d'électrons perdus ou gagnés.

Remarque :

Le signe = traduit le fait que le processus est **renversible** : la transformation peut avoir lieu dans les deux sens selon les conditions de l'expérience.

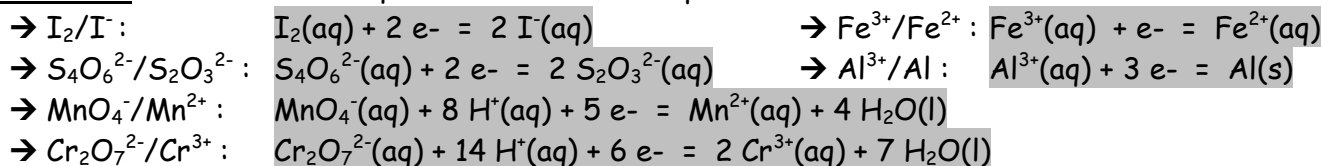
Exemple :

Au couple rédox $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ est associée la demi-équation rédox : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{Cu}(\text{s})$

REMARQUES : Méthode de résolution d'une demi-équation (p. 293)

- équilibrer les atomes autres que H et O
- équilibrer les atomes d'oxygène O avec des molécules d'eau $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
- équilibrer les atomes H avec des ions hydrogènes $\text{H}^+(\text{aq})$.
- équilibrer la charge totale avec des électrons e^- .

Exercice : écrire les demi-équations rédox des couples suivants :



Exercices n°11 p. 298 et n°(12) p. 299

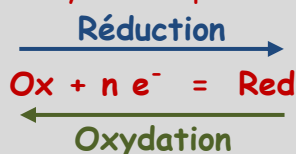
II- Qu'est-ce qu'une réaction d'oxydoréduction ? (p. 292)

1. Définitions (p. 292)

Une réaction d'oxydoréduction est un transfert d'électrons entre le réducteur d'un couple rédox et l'oxydant un autre couple.

Une oxydation est une perte d'électrons : le réducteur cède des électrons et est oxydé.

Une réduction est un gain d'électron : l'oxydant capte ces électrons et est réduit.



Remarque :

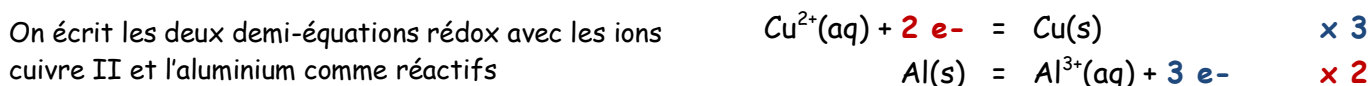
Les électrons libres n'existent pas en solution : tous les électrons cédés par le réducteur sont captés par l'oxydant.

2. Comment écrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction ? (p. 293)

L'équation associée à une réaction d'oxydoréduction ne fait pas apparaître d'électrons : elle s'écrit en combinant les demi-équations associées aux deux couples Ox/Red mis en jeu, de façon à égaliser le nombre d'électrons cédés et captés.

Exemple :

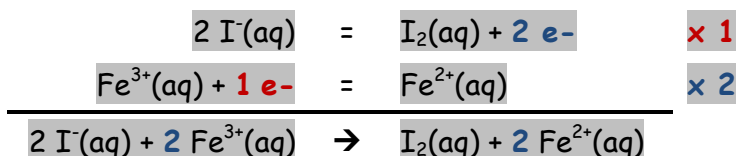
Réaction entre l'aluminium métallique du couple $\text{Al}^{3+}(\text{aq})/\text{Al}(\text{s})$ et les ions cuivre (II) du couple $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$:



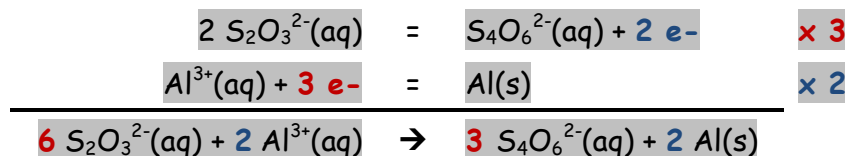
On cherche la combinaison pour éliminer les électrons $3 \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Al}(\text{s}) \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{s}) + 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq})$

Exercice : écrire les équations d'oxydoréduction des réactions suivantes :

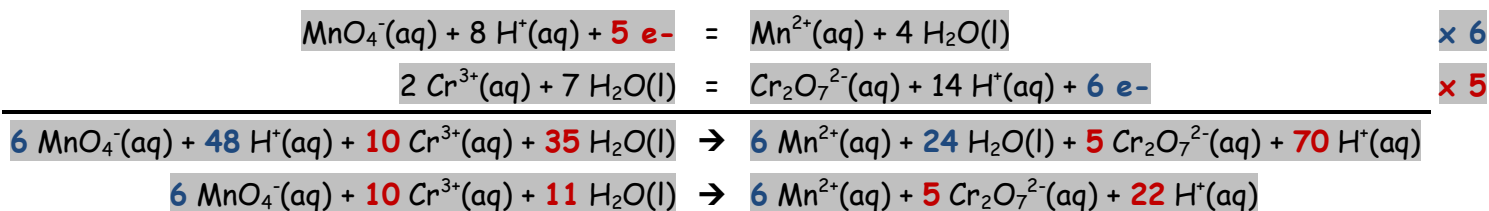
→ Réaction entre les ions **iodure** I^- du couple I_2/I^- et les ions **fer** Fe^{3+} du couple Fe^{3+}/Fe^{2+} :



→ Réaction entre les ions **thiosulfate** $S_2O_3^{2-}$ du couple $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$ et les ions **aluminium** Al^{3+} du couple Al^{3+}/Al :



→ Réaction entre les ions **permanganate** MnO_4^- du couple MnO_4^-/Mn^{2+} et les ions **chrome** Cr^{3+} du couple $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$:



Exercices n°14 et 15 p. 299

III- Comment fonctionne une pile ? (p. 289)

1. Transfert indirect des électrons

Une **pile** est le siège d'une **réaction spontanée d'oxydoréduction** entre deux couples rédox. C'est un **générateur électrochimique**, dans la mesure où elle convertit de l'énergie chimique en énergie électrique (et aussi en énergie thermique : perte par effet Joule).

Remarque :

Dans une pile, le transfert d'électron entre les réactifs ne se fait pas au sein du système chimique. Il est réalisé par l'intermédiaire d'un circuit extérieur où circule un courant d'électrons.

2. Demi-piles et continuité électrique (p. 290)

Une pile est composée de **deux demi-piles** reliées par un « **pont salin** ».

Une **demi-pile** est constituée d'une lame conductrice (métal ou graphite), appelée **électrode**, plongeant dans une solution aqueuse.

Le **pont salin** est une jonction électrochimique qui assure la continuité électrique et la neutralité électrique des solutions.

Le courant électrique circulant dans le circuit correspond au déplacement des électrons dans les électrodes et les fils de conduction et au déplacement des ions dans les solutions aqueuses et le pont salin.

Remarque :

Le pont salin est réalisé avec une bande de papier imbibée d'une solution ionique ou avec un tube de verre contenant une solution ionique gélifiée.

3. Polarité d'une pile et réactions aux électrodes (p. 291)

Des électrons sont libérés à l'électrode associée au **pôle négatif** de la pile. Cette électrode est le siège d'une **oxydation** c'est l'**anode**.

Des électrons sont captés à l'électrode associée au **pôle positif** de la pile. Cette électrode est le siège d'une **réduction** c'est la **cathode**.

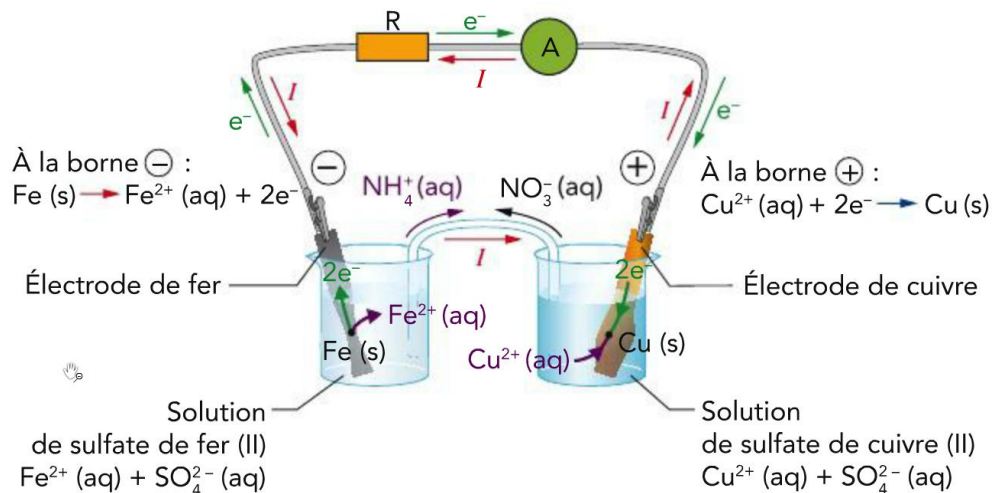
Remarque :

→ Moyen mnémotechnique : à la **C**athode il se produit une rédu**C**tion
à l'**A**node il se produit une oxyd**A**tion.

→ Une pile est généralement utilisée lorsque l'un des réactifs de la réaction d'oxydoréduction a été totalement consommé.

4. Équation globale de fonctionnement (p. 290)

Une pile qui débite du courant est le siège d'une réaction d'oxydoréduction associée à un **transfert indirect d'électrons**, dont l'équation est appelée **équation globale de fonctionnement**.



Exercices n°9, (10) p. 298 et n°18 et 20 p. 300

IV- Quelles sont les différents types de piles et d'accumulateurs ? (p. 289)

Une **pile** est un générateur électrochimique qui **n'est pas rechargeable**, tandis qu'un **accumulateur** (ou « pile rechargeable ») est un générateur électrochimique qui **est rechargeable**.

Une **batterie** est une association en série d'accumulateurs.

On rencontre différents types de piles :

- ⌘ Les piles classiques, **salines et alcalines** (voir document n°1 page 286 du livre).
- ⌘ La **pile bouton** (voir document n°1 page 295 du livre).
- ⌘ La **pile lithium - ion** (voir exercice 24 page 301).
- ⌘ L'**accumulateur au plomb** (voir exercice 8 page 298)
- ⌘ La **pile à combustible** (voir document n°1 page 286 du livre)

Exercices n°(7) et 8 p. 298