

Chapitre 4

Réactions d'oxydoréduction

I. Réaction chimique avec transfert d'électrons

I.1 Transfert direct

Expérience :

On introduit un fil de cuivre dans un becher contenant une solution incolore de nitrate d'argent (Figure 1).

Observations :

Début de l'expérience

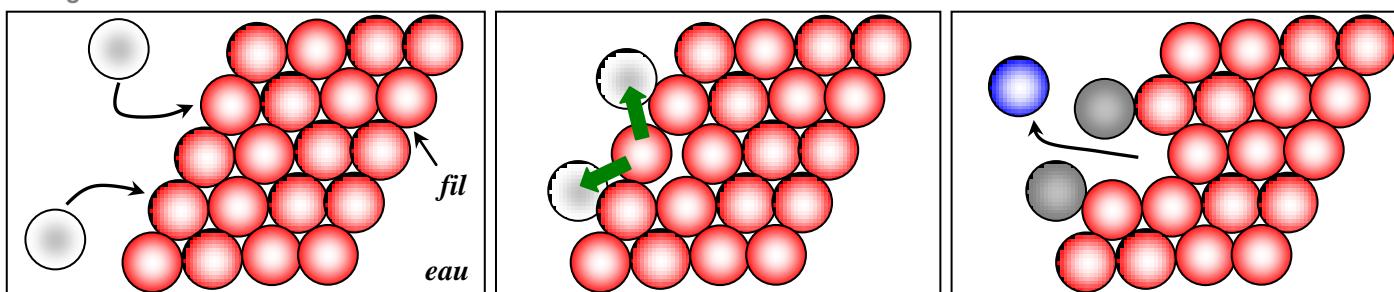


30 minutes plus tard

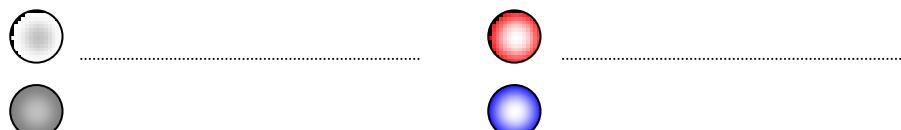


↑ Figure 2 : Expérience de l'arbre de Diane

↓ Figure 3 : Mécanisme de la réaction



Légende :



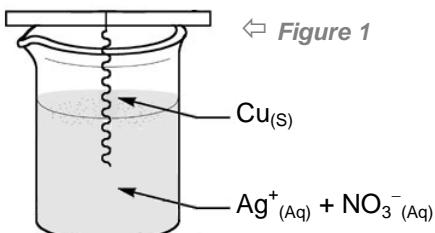
Conclusion :

Lors de certaines réactions chimiques on assiste à un transfert direct d'électrons d'un réactif à l'autre. De telles réactions sont appelées **réactions d'oxydo-réduction**.

I.2 Transfert indirect

Une pile est un élément capable de mettre des électrons (e^-) en mouvement dans un fil électrique. Or une réaction d'oxydo-réduction se traduit par un échange spontané d'électrons entre deux réactifs. L'idée est alors d'obliger les électrons à circuler dans un fil au cours de cet échange d'électrons entre les réactifs.

L'équation bilan de la transformation reste donc la même que lors de l'échange direct d'électrons.

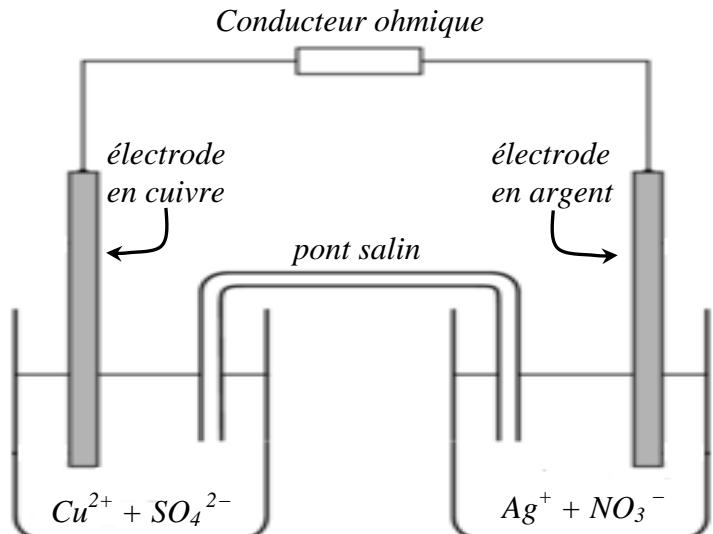


Questions :

- Citer toutes les entités chimiques présentes dans le becher au début de l'expérience.
- Sachant que l'ion nitrate est un ion spectateur, comment interpréter la formation des aiguilles métalliques sur le fil de cuivre après 30 minutes ?
- Quelle autre observation peut-on relever après 30 minutes ? L'interpréter.
- Déduire de ces observations l'équation de la réaction.
- En analysant le mécanisme de la réaction illustré par la figure 3, compléter la légende ci-dessous.

Montage d'une pile :

- Une pile est constituée de deux demi-piles.
- Le **pont salin** permet d'assurer la continuité du système électrique. Il est indispensable au fonctionnement de la pile.
- Les **électrodes** sont de simples fils ou plaques métalliques. Elles assurent le passage du courant électrique d'un liquide à un fil conducteur.
- Le conducteur ohmique fait office de récepteur électrique permettant à la pile de débiter un courant.

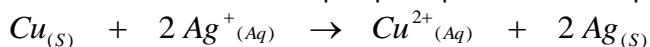


↑ Figure 4 : La pile Cuivre - Argent

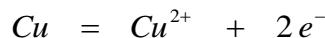
II. Réalisation d'une pile

II.1 Fonctionnement d'une pile

L'équation bilan de la transformation chimique qui s'opère dans cette pile est donc :



Ainsi, au niveau de l'électrode de cuivre, on observe la transformation :



De même, au niveau de l'électrode d'argent, on observe la transformation :



A retenir :

- Lors d'une réaction d'oxydo-réduction, on établit l'équation bilan à partir de deux **demi-équations électroniques**.
- Une demi-équation électronique s'écrit **Ox + n e⁻ = Réd** ou **Réd = Ox + n e⁻** avec **Ox** et **Red** les deux **espèces chimiques** du couple **Oxydant / Réducteur**.

Questions :

- Quelle est l'électrode dont la masse augmente ? Qu'arrive-t-il à l'autre électrode ?
- Déterminer à partir des demi-équations précédentes l'espèce oxydante du couple du cuivre. En déduire la notation correcte de ce couple.
- Même question pour le couple de l'argent.
- Sachant que si une demi-équation conduit à l'espèce oxydante elle est qualifiée d'**oxydation** et sachant que si elle conduit à l'espèce réductrice elle est qualifiée de **réduction**, quel type de réaction observe-t-on à l'électrode de cuivre ? Même question à l'électrode d'argent.
- Sachant que l'**anode** d'une pile est l'électrode qui émet des électrons dans le circuit électrique, et que la **cathode** capte ces électrons, déterminer le type de réaction qui se produit à chacune de ces électrodes.
- Ajouter sur le schéma de la figure 4 le sens de circulation des électrons dans le circuit électrique ainsi que le sens de l'intensité *I*.

A retenir :

- **A l'anode d'une pile est associé le pôle** . Il s'y produit une
- **A la cathode d'une pile est associé le pôle** . Il s'y produit une

II.2 Piles et accumulateurs

Les piles et les accumulateurs servent à stocker de l'énergie sous forme chimique. Lors de leur fonctionnement, ils sont le siège de réactions chimiques qui libèrent un courant électrique dans le circuit extérieur.

Les piles et les accumulateurs s'échauffent inévitablement et perdent une partie de leur énergie par **effet Joule**.

Pile classique : Alcaline ou saline selon les produits chimiques qu'elle contient, cette pile fonctionne jusqu'à épuisement de l'un de ces réactifs, après quoi elle est dite "vide" ou "usée"

Pile à combustible : C'est une pile qui fonctionne sur le même principe qu'une pile classique mais où l'apport des réactifs se fait en continu. Les réactifs ne sont pas stockés dans la pile elle-même.

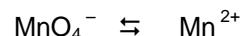
Accumulateurs : C'est un dipôle électrique de même type que la pile, mais dans lequel il est possible de reformer les réactifs de départ (recharge) en forçant le courant à circuler dans le sens contraire à celui que débite l'accumulateur.

II.3 Equilibrer une réaction d'oxydo-réduction

Méthode :

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'une double flèche.

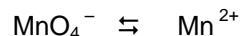


Puis, dans un premier temps on oublie les charges électriques.

On équilibre les éléments chimiques de part et d'autre de la double flèche en s'occupant en premier lieu de ce qui n'est pas de hydrogène ou de l'oxygène. Puis on continue avec l'oxygène et, pour finir, avec l'hydrogène.

L'élément manganèse Mn :

Il y en a un de chaque côté, donc on ne modifie rien.



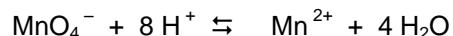
L'élément oxygènes O :

On les équilibre en ajoutant des molécules d'eau.



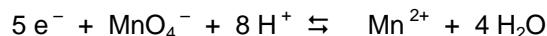
L'élément hydrogène H :

On les équilibre en ajoutant des ions H^+ .



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

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



Exercice :

1. On donne les deux éléments d'un couple. En établissant une demi-équation électronique, retrouver l'espèce oxydante et l'espèce réductrice et définir si la demi-équation est une réduction ou une oxydation.

a. Fe^{3+} et Fe^{2+}

.....

b. I_2 et I^-

.....

c. H_2O et O_2

.....

d. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$ et $\text{CH}_3 - \text{CHO}$

.....

e. SO_4^{2-} et $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$

.....

f. Cr^{3+} et $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

.....

2. On fait réagir des ions dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ avec des ions ferreux Fe^{2+} . Il se forme des ions ferriques et des ions chrome III. Etablir les deux demi-équations électroniques et en déduire l'équation bilan de la réaction.