

Introduction

La pile qui alimente une télécommande, la corrosion d'un métal, la respiration de tes cellules... toutes ces transformations reposent sur un même phénomène : un **transfert d'électrons** entre espèces chimiques. C'est l'**oxydoréduction**.

Dans ce chapitre, tu vas apprendre à reconnaître ces réactions et à comprendre comment une **pile** produit de l'électricité.

I. Oxydant, réducteur et couple Ox/Red

Une réaction d'oxydoréduction met en jeu un **échange d'électrons** :

- une **oxydation** est une **perte** d'électrons ;
- une **réduction** est un **gain** d'électrons.

On définit alors :

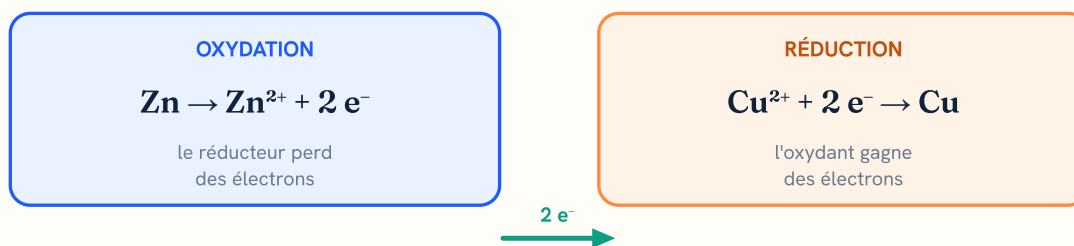
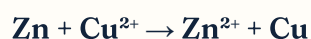
- un **réducteur** : une espèce capable de **céder** des électrons (elle s'oxyde) ;
- un **oxydant** : une espèce capable de **capter** des électrons (elle se réduit).

Un oxydant et un réducteur qui se transforment l'un en l'autre forment un **couple oxydant/réducteur**, noté **Ox/Red**, relié par une **demi-équation électronique** :

Demi-équation. Ox + n e⁻ = Red Exemples : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^{-} = \text{Cu}$ (couple Cu^{2+}/Cu)
; $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^{-} = \text{Zn}$ (couple Zn^{2+}/Zn).

II. La réaction d'oxydoréduction

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



Une oxydoréduction = un transfert d'électrons
du réducteur vers l'oxydant

Schéma 1 — Lors d'une oxydoréduction, le réducteur (Zn) s'oxyde en perdant des électrons et l'oxydant (Cu^{2+}) se réduit en les gagnant : les électrons passent du réducteur à l'oxydant.

Pour écrire l'équation, on combine les deux demi-équations de façon à ce que les **électrons cédés** soient exactement les **électrons captés** (ils n'apparaissent pas dans l'équation finale).

Exemple. Couples Cu^{2+}/Cu et Zn^{2+}/Zn : oxydation : $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ réduction
: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$ **équation : $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$**

III. Les piles

Une **pile** est un dispositif qui convertit l'**énergie chimique** d'une réaction d'oxydoréduction **spontanée** en **énergie électrique**.

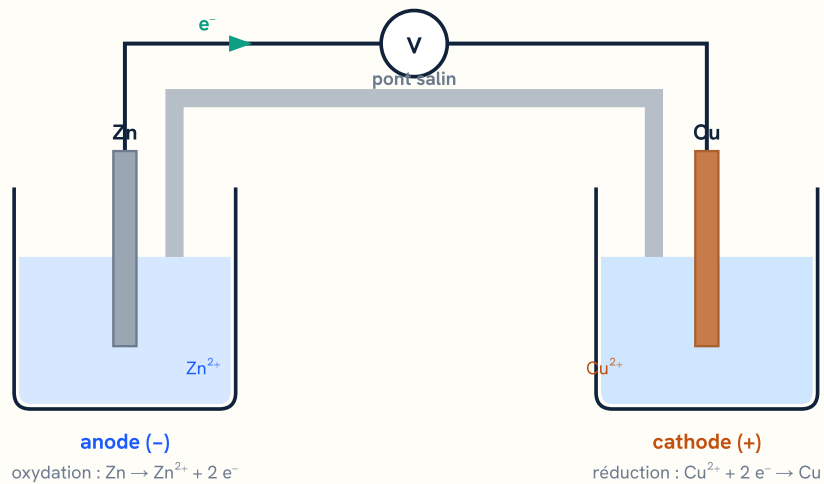


Schéma 2 — Dans une pile, l'oxydation a lieu à l'anode (-) et la réduction à la cathode (+). Les électrons circulent de l'anode vers la cathode dans le circuit extérieur ; le pont salin assure la fermeture du circuit.

Une pile est constituée de **deux demi-piles** : chacune contient une **électrode** (un métal) plongée dans une **solution** contenant ses ions. Les deux solutions sont reliées par un **pont salin**, et les deux électrodes par un **circuit extérieur**.

- À l'**anode**, il se produit l'**oxydation** : c'est le pôle **négatif (-)**.
- À la **cathode**, il se produit la **réduction** : c'est le pôle **positif (+)**.

Sens de circulation. Dans le circuit extérieur, les **électrons** circulent de l'**anode (-)** vers la **cathode (+)**. Le **pont salin** ferme le circuit et maintient la neutralité électrique des solutions.

L'essentiel à retenir

À retenir.

- **Oxydation** = perte d'électrons ; **réduction** = gain d'électrons.
- Un **couple Ox/Red** est relié par la demi-équation $\text{Ox} + n e^- = \text{Red}$.
- Une réaction d'oxydoréduction = un **transfert d'électrons** du réducteur vers l'oxydant.
- Dans une **pile** : oxydation à l'**anode (-)**, réduction à la **cathode (+)** ; les électrons vont de l'anode vers la cathode dans le circuit.

Exercices

Exercice 1 — Oxydation ou réduction ?

Pour chaque demi-équation, indique s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction :

1. $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2 e^-$
2. $\text{Cl}_2 + 2 e^- = 2 \text{Cl}^-$
3. $\text{Al} = \text{Al}^{3+} + 3 e^-$

Exercice 2 — Oxydant et réducteur

On considère le couple Ag^+/Ag (argent).

1. Écris la demi-équation électronique de ce couple.
2. Dans ce couple, quelle espèce est l'oxydant ? Laquelle est le réducteur ?

Exercice 3 — Établir une équation

On donne les couples Ag^+/Ag et Cu^{2+}/Cu . La réaction fait intervenir le cuivre métallique Cu et les ions argent Ag^+ .

1. Écris la demi-équation d'oxydation (couple du cuivre).
2. Écris la demi-équation de réduction (couple de l'argent).
3. En déduire l'équation de la réaction (attention au nombre d'électrons échangés).

Exercice 4 — Fonctionnement d'une pile

Une pile est formée d'une demi-pile au zinc (Zn^{2+}/Zn) et d'une demi-pile au cuivre (Cu^{2+}/Cu). Le zinc s'oxyde.

1. À quelle électrode se produit l'oxydation ? Quel est son signe (+ ou -) ?
2. Dans quel sens circulent les électrons dans le circuit extérieur ?
3. À quoi sert le pont salin ?

Corrigés

Corrigé de l'exercice 1

1. $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$: **oxydation** (le fer perd des électrons).
2. $\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{Cl}^-$: **réduction** (le dichlore gagne des électrons).
3. $\text{Al} = \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$: **oxydation** (l'aluminium perd des électrons).

Corrigé de l'exercice 2

1. Demi-équation : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$.
2. L'**oxydant** est Ag^+ (il capte un électron) ; le **réducteur** est Ag (le métal).

Corrigé de l'exercice 3

1. Oxydation : $\text{Cu} = \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$.
2. Réduction : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$.
3. Le cuivre cède 2 électrons, l'argent n'en capte qu'un : il faut **multiplier la demi-équation de l'argent par 2** pour équilibrer les électrons. **équation** : $\text{Cu} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow$



Corrigé de l'exercice 4

1. L'oxydation se produit à l'**anode**, qui est le pôle **néгатif (-)** (ici l'électrode de zinc).
2. Les électrons circulent de l'**anode (zinc, -) vers la cathode (cuivre, +)** dans le circuit extérieur.
3. Le **pont salin** ferme le circuit (il permet la circulation des ions) et maintient la **neutralité électrique** des deux solutions.