

Thème 1 : Constitution et transformation de la matière

Chapitre 3 : Réactions d'oxydoréductions

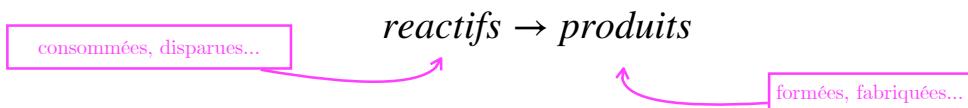
Les réactions redox, sont celles qui permettent les feux d'artifices par exemples ou bien qui expliquent la formation de la rouille. Elles sont aussi très importantes dans le domaine industriel (préparation de métaux).

Objectifs :

- Décrire qualitativement une réaction d'oxydoréduction.
- Identifier un oxydant et un réducteur.
- Identifier un couple oxydant/réducteur.
- Écrire une demi-équation électronique.
- Établir l'équation d'une réaction d'oxydoréduction.

Rappels

- ❖ Quand des espèces chimiques réagissent ensemble pour former de nouvelles espèces chimiques, c'est une transformation chimique.
- ❖ On modélise une transformation chimique par une équation de réaction :



- ❖ Un atome (neutre) (ou groupe d'atomes) peut gagner ou perdre un ou plusieurs électrons pour former un ion (chargé)

Exercice : Ajuster les équations de réactions suivantes:

- ... CH₄(g) + 2. O₂(g) → ... CO₂(g) + 2 H₂O(ℓ)
- 2 Ag⁺(aq) + ... Cu(s) → 2 Ag(s) + ... Cu²⁺(aq)
- 4 Fe(s) + 3 O₂(g) → 2 Fe₂O₃(s)
- ... Ba²⁺(aq) + ... SO₄²⁻(aq) → ... BaSO₄(s)

I. Couple Oxydant-réducteur (rédox)

1. Oxydant

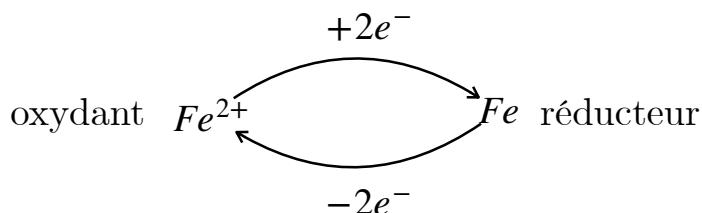
Un **oxydant**, noté Ox, est une espèce capable de **capter** un ou plusieurs électrons.

Exemple : Un ion fer II peut se transformer en atome de fer en captant deux électrons. C'est un oxydant.

2. Réducteur

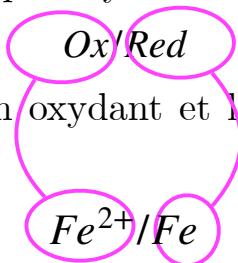
Un **réducteur**, noté Red, est une espèce capable de **libérer** (céder, donner) un ou plusieurs électrons.

Exemple : Un atome de fer peut se transformer en ion fer II en libérant deux électrons. C'est un réducteur.



3. Couple oxydant-réducteur

- Tout oxydant possède un réducteur conjugué et tout réducteur possède un oxydant conjugué.
- Ensemble ils forment un couple oxydant-réducteur (rédox) qui s'écrit :



Exemple : L'ion Fe^{2+} étant un oxydant et l'atome Fe étant son réducteur conjugué, le couple s'écrit :

- Un oxydant et son réducteur conjugué sont reliés par la **demi-équation** :



la double flèche indique que la réaction peut se dérouler dans les 2 sens (gauche vers droite et droite vers gauche), souvent remplacée par =

- Une espèce chimique peut être à la fois l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple.

Exemple : L'ion Fe^{2+} est un oxydant dans le couple Fe^{2+}/Fe .

Mais c'est un réducteur dans le couple : Fe^{3+}/Fe^{2+}

En effet : $Fe_{(aq)}^{2+} = Fe_{(aq)}^{3+} + e^-$

L'ion fer II a cédé 1 e^- , c'est bien un réducteur

II. Réaction d'oxydo-réduction

1. Oxydation

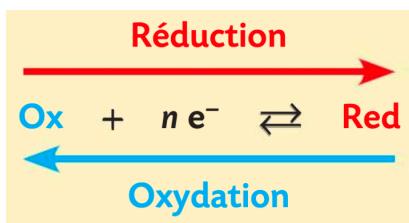
Une oxydation est une réaction au cours de laquelle un réducteur cède un ou plusieurs électrons.

C'est le passage d'un réducteur à son oxydant conjugué.

2. Réduction

Une réduction est une réaction au cours de laquelle une espèce capte un ou plusieurs électrons.

C'est le passage d'un oxydant à son réducteur conjugué.



Dans une réduction, l'oxydant est **réduit** en son réducteur conjugué.

Dans une oxydation, le réducteur est **oxydé** en son oxydant conjugué.

3. Réaction d'oxydo-réduction

- Une réaction d'oxydo-réduction est une réaction au cours de laquelle un ou plusieurs électrons sont échangés entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple.
- Bien qu'échangés, les électrons n'apparaissent pas dans l'équation de réaction (il y a autant d'électrons captés par l'oxydant que d'électrons libérés par le réducteur).

III. Méthodes

1. Ecriture des demi-équations

« pareil à gauche et à droite »

Elles doivent respecter la **conservation** des éléments et de la charge.

🎬 Ecrire l'Ox à gauche et le Red à droite du signe =

🎬 Equilibrer les éléments autres que O et H.

🎬 Equilibrer O en ajoutant des H_2O .

🎬 Equilibrer les H en ajoutant des H^+ (en milieu acide)

🎬 Equilibrer les charges en ajoutant des e^- (tjs du côté de l'Ox).

équilibrer = ajouter
à gauche ou à
droite en fonction
du besoin

Exemple : Ecrire la demi-équation des couples :

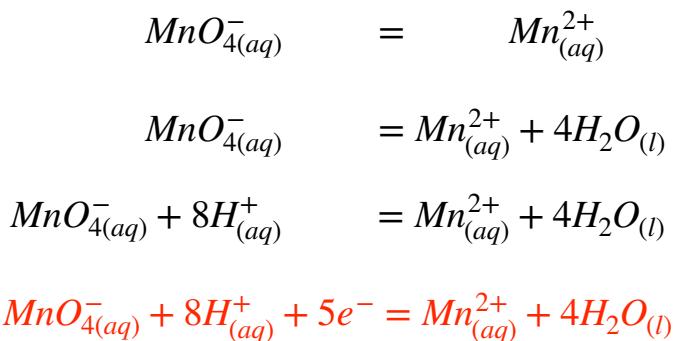
- | | |
|-----------------------------------|---------------------------------------|
| a. $Cu_{(aq)}^{2+}/Cu_{(s)}$ | a. $Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^- = Cu_{(s)}$ |
| b. $I_{2(aq)}/I_{(aq)}^-$ | b. $I_{2(aq)}^- + 2e^- = 2I_{(aq)}^-$ |
| c. $H_{(aq)}^+/H_{2(g)}$ | c. $2H_{(aq)}^+ + 2e^- = H_{2(g)}$ |
| d. $MnO_{4(aq)}^-/Mn_{(aq)}^{2+}$ | d. LA spéciale |
| e. $Al_{(aq)}^{3+}/Al_{(s)}$ | e. $Al_{(aq)}^{3+} + 3e^- = Al_{(s)}$ |

Couple : $MnO_{4(aq)}^- / Mn_{(aq)}^{2+}$

- 🎬 Ecrire l’Ox à gauche et le Red à droite.
- 🎬 Equilibrer les éléments autres que O et H .
- 🎬 Equilibrer les O en ajoutant des H_2O .
- 🎬 Equilibrer les H en ajoutant des H^+ .
- 🎬 Equilibrer les charges en ajoutant des e^- .

Pourquoi ajuster avec l’eau et les ions hydrogène ?

Les réactions d’oxydoréduction s’effectuant en solution aqueuse, l’eau en tant que solvant peut intervenir. Les ions hydrogène H^+ peuvent également intervenir.



2. Ecriture de l’équation de réaction.

- ✓ Ecrire les 2 demi-équations l’une sur l’autre en mettant à **gauche** les 2 **réactifs** (lire l’énoncé).
- ✓ Combiner les 2 demi-équations, en multipliant (si besoin) chaque demi-équation, pour qu’il y ait autant d’ e^- captés que d’ e^- produits.
- ✓ Enlever les espèces qui, comme les électrons, se retrouvent à la fois dans les réactifs et dans les produits.

Exemple : En milieu acide, les ions permanganate MnO_4^- oxydent l’acide oxalique $H_2C_2O_4$. Les couples oxydant-réducteur en jeu sont les couples $MnO_{4(aq)}^- / Mn_{(aq)}^{2+}$ et $CO_{2(g)} / H_2C_2O_{4(aq)}$.

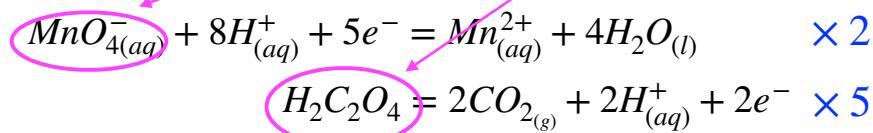
Écrire l’équation de la réaction d’oxydo-réduction.

Exemple : En milieu acide, les ions permanganate MnO_4^- oxydent l'acide oxalique $H_2C_2O_4$. Les couples oxydant-réducteur en jeu sont les couples MnO_4^-/Mn^{2+} et $CO_2(g)/H_2C_2O_4$.

Écrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction.

- ✓ Ecrire les 2 demi-équations l'une sur l'autre (double flèche) en mettant à gauche les 2 réactifs (lire l'énoncé).
- ✓ Combiner les 2 demi-équations, en multipliant (si besoin) chaque demi-équation par le nombre adéquat, de telle manière qu'il y ait autant d' e^- captés que d' e^- produits.
- ✓ Enlever les espèces qui, comme les électrons, se retrouvent à la fois dans les réactifs et dans les produits.

2 demi-équations :



On simplifie : reste 6 (16-10)

