Réactions d'oxydoréduction

Oxydant, réducteur, couple

Un **oxydant** **capte** des électrons ; un **réducteur** en **cède**.

couple **Ox** / **Red** : $\mathbf{Ox} + \boldsymbol{n}\,e^- = \mathbf{Red}$

L'**oxydant** et le **réducteur** d'un même couple sont **conjugués** : on passe de l'un à l'autre par un échange d'électrons. Le couple s'écrit toujours **oxydant** / **réducteur**.

oxydation **perte** d'électrons $\mathbf{Red} \longrightarrow \mathbf{Ox} + \boldsymbol{n}\,e^-$

réduction **gain** d'électrons $\mathbf{Ox} + \boldsymbol{n}\,e^- \longrightarrow \mathbf{Red}$

Le **réducteur** **est oxydé** ; l'**oxydant** **est réduit**.

Écrire une demi-équation électronique

On place l'**oxydant** et le **réducteur** de part et d'autre du signe =, puis :

1. équilibrer l'élément autre que O et H ;
2. équilibrer **O** avec des molécules H_2O ;
3. équilibrer **H** avec des ions H^+ ;
4. équilibrer les **charges** avec des électrons e^-.

Exemples :

$$\mathbf{Cu^{2+}(aq)} + 2\,e^- = \mathbf{Cu(s)}$$

$$\mathbf{MnO_4^-(aq)} + 8\,H^+(aq) + 5\,e^- = \mathbf{Mn^{2+}(aq)} + 4\,H_2O(l)$$

Les électrons sont toujours du côté de l'**oxydant**. On vérifie que la **charge totale** est la même des deux côtés.

Réaction d'oxydoréduction : un transfert d'électrons

Le **réducteur** d'un couple **cède** des électrons à l'**oxydant** d'un autre couple.



$$Red_1 + Ox_2 \longrightarrow Ox_1 + Red_2$$

Couples mis en jeu : Ox_1 / Red_1 et Ox_2 / Red_2. Les électrons n'existent pas en solution : ils n'apparaissent **jamais** dans l'équation de la réaction.

Identifier l'oxydant et le réducteur qui réagissent

1. Relever les **observations** : dépôt métallique, changement de couleur, dégagement gazeux. Elles indiquent les espèces **formées** et **consommées**.
2. Retrouver ces espèces dans les **couples** donnés.
3. Les réactifs sont l'**oxydant** d'un couple et le **réducteur** de l'**autre** couple.

Écrire l'équation de la réaction

1. Écrire les deux demi-équations, chacune dans le **sens où elle se produit** (réactifs à gauche).
2. Les multiplier pour que le nombre d'électrons **cédés** soit égal au nombre d'électrons **captés**.
3. Les **additionner** : les électrons disparaissent. Simplifier H^+ et H_2O si besoin.
4. Vérifier la conservation des **éléments** et des **charges**.

Exemple : couples MnO_4^- / Mn^{2+} et Fe^{3+} / Fe^{2+}.

$$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- = Mn^{2+} + 4\,H_2O \quad \times 1$$

$$Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^- \quad \times 5$$

$$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,Fe^{2+} \longrightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O + 5\,Fe^{3+}$$