Réactions d'oxydoréduction

Oxydant, réducteur, couple

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

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

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 $\mathrm{Red} \longrightarrow \mathrm{Ox} + n\,\mathrm{e}^-$

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

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 :

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

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

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.

transfert d'électrons

$$\mathrm{Red_1} + \mathrm{Ox_2} \longrightarrow \mathrm{Ox_1} + \mathrm{Red_2}$$

Couples mis en jeu : $\mathrm{Ox_1}$ / $\mathrm{Red_1}$ et $\mathrm{Ox_2}$ / $\mathrm{Red_2}$. 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 $\mathrm{MnO_4^-}$ / $\mathrm{Mn^{2+}}$ et $\mathrm{Fe^{3+}}$ / $\mathrm{Fe^{2+}}$.

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

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

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