

Oxydoréduction

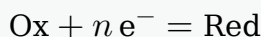
Certaines réactions échangent un proton H^+ : ce sont les réactions acide-base. D'autres échangent des **électrons** : ce sont les réactions d'**oxydoréduction**. Cette fiche rappelle le vocabulaire et la méthode d'écriture des équations.

1. Oxydants, réducteurs, couples

Oxydant, réducteur et couple

Un **oxydant** est une espèce capable de **capter** un ou plusieurs électrons. Un **réducteur** est une espèce capable de **céder** un ou plusieurs électrons.

Un oxydant et un réducteur qui s'échangent par transfert d'électrons forment un **couple oxydant/réducteur** Ox/Red, relié par la **demi-équation** :



(écriture formelle : les électrons libres n'existent pas en solution, d'où le signe =).

Exemple. Couples usuels : $\text{Cu}^{2+}(aq)/\text{Cu}(s)$; $\text{Zn}^{2+}(aq)/\text{Zn}(s)$; $\text{Fe}^{3+}(aq)/\text{Fe}^{2+}(aq)$ (les deux membres sont ici des ions) ; $\text{MnO}_4^-(aq)/\text{Mn}^{2+}(aq)$. Pour Cu^{2+}/Cu : $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- = \text{Cu}$.

Oxydation et réduction

Une **oxydation** est une **perte** d'électrons (le réducteur est consommé) ; une **réduction** est un **gain** d'électrons (l'oxydant est consommé).

Au cours d'une réaction, **l'oxydant est réduit** et **le réducteur est oxydé**.

Exemple. Quand une lame de zinc se dissout en donnant des ions Zn^{2+} , le zinc **perd** deux électrons : il est **oxydé** (c'est le réducteur du couple Zn^{2+}/Zn).

2. Écrire une demi-équation

Cap bac — l'indispensable

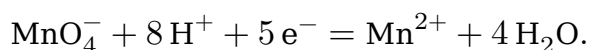
Pour équilibrer la demi-équation d'un couple Ox/Red (en milieu acide) :

1. écrire $\text{Ox} = \text{Red}$ et équilibrer l'**élément principal** ;
2. équilibrer l'**oxygène** en ajoutant des molécules d'**eau** H_2O ;

3. équilibrer l'**hydrogène** en ajoutant des ions H^+ ;
4. équilibrer les **charges** en ajoutant des **électrons** e^- ;
5. **vérifier** : mêmes éléments et même charge totale de chaque côté.

Exemple. Couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$:

1. $\text{MnO}_4^- = \text{Mn}^{2+}$ (le manganèse est équilibré) ;
2. quatre O à gauche : $\text{MnO}_4^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$;
3. huit H à droite : $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$;
4. charges : +7 à gauche, +2 à droite, donc cinq électrons à gauche :



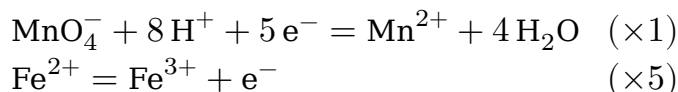
3. Écrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction est un **transfert d'électrons** : le réducteur d'un couple cède ses électrons à l'oxydant d'un **autre** couple.

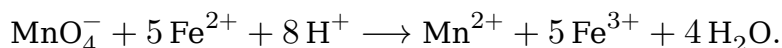
Cap bac — l'indispensable

1. Écrire les deux demi-équations, chacune **dans le sens où l'espèce réagit** (l'oxydant consommé à gauche avec ses électrons ; le réducteur consommé à gauche sans électrons) ;
2. les **multiplier** pour que le nombre d'électrons cédés soit égal au nombre d'électrons captés ;
3. **additionner** membre à membre : les électrons disparaissent du bilan ;
4. simplifier les espèces présentes des deux côtés (H^+ , H_2O ...).

Exemple. Ions permanganate et ions fer(II) — couples $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$:



d'où le bilan (plus aucun électron n'apparaît) :



Pièges fréquents

- **L'oxydant est réduit** (et non « oxydé ») : l'oxydation est subie par le **réducteur**. Relire deux fois avant de conclure.
- Les **électrons ne figurent jamais** dans l'équation bilan : s'il en reste, l'égalisation (étape 2) a été oubliée.
- Le **sens** d'une demi-équation n'est pas figé : on l'écrit dans le sens où l'espèce

réagit effectivement dans la situation étudiée.

- H^+ et H_2O s'ajoutent **du côté qui en manque** — une demi-équation s'équilibre, elle ne s'invente pas.
- Vérifier **les charges**, pas seulement les atomes : c'est l'erreur la plus fréquente.

Cap bac — l'indispensable

- Couple Ox/Red : $Ox + n e^- = Red$; oxydation = perte, réduction = gain d'électrons.
- Demi-équation : élément principal $\rightarrow O$ par $H_2O \rightarrow H$ par $H^+ \rightarrow$ charges par $e^- \rightarrow$ vérification.
- Bilan : égaliser les électrons entre les deux demi-équations, additionner, simplifier.

4. Auto-test

Répondez avant de regarder les corrigés.

1. Dans le couple Fe^{3+}/Fe^{2+} , quel est l'oxydant ? Écrire la demi-équation.
2. Écrire la demi-équation du couple Zn^{2+}/Zn , puis celle du couple O_2/H_2O (en milieu acide).
3. Écrire l'équation de la réaction entre l'ion Fe^{3+} et le cuivre Cu (couples Fe^{3+}/Fe^{2+} et Cu^{2+}/Cu).
4. Écrire l'équation de la réaction entre l'ion dichromate $Cr_2O_7^{2-}$ et l'éthanol C_2H_6O (couples $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ et C_2H_4O/C_2H_6O) — la réaction de l'alcootest chimique, dont le virage du orange au vert signale l'alcool.

Corrigés

1. L'oxydant est Fe^{3+} (il capte un électron) : $Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+}$.
2. $Zn^{2+} + 2 e^- = Zn$; $O_2 + 4 H^+ + 4 e^- = 2 H_2O$.
3. $Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+}$ ($\times 2$) et $Cu = Cu^{2+} + 2 e^-$, d'où : $2 Fe^{3+} + Cu \rightarrow 2 Fe^{2+} + Cu^{2+}$.
4. Demi-équations : $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^- = 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$ ($\times 1$) et $C_2H_6O = C_2H_4O + 2 H^+ + 2 e^-$ ($\times 3$), d'où :

