PHYSIQUE-CHIMIE · PREMIÈRE / COURS

Oxydoréduction

Astrolab Cours · astrolabcours.fr

01 Le problème

Un clou de fer rouille, une pile fournit du courant, la Bétadine perd sa couleur au contact de la vitamine C. Ces transformations très différentes ont un point commun : des **électrons** passent d'une espèce chimique à une autre.

01 L'idée : la monnaie qui change de main

Imagine une boutique. L'acheteur **donne** des pièces, le vendeur les **reçoit**. Les pièces ne disparaissent pas, elles changent de poche.

En oxydoréduction, les pièces sont les **électrons** e^-.

- Le **réducteur** est celui qui **donne** des électrons (l'acheteur).
- L'**oxydant** est celui qui **reçoit** des électrons (le vendeur).

Il n'y a jamais d'électron libre qui traîne dans la solution : autant d'électrons donnés que reçus. Une oxydoréduction, c'est un paiement complet.

01 Les définitions

Réducteur : espèce capable de **céder** un ou plusieurs électrons. **Oxydant** : espèce capable de **capter** un ou plusieurs électrons.

Oxydation : perte d'électrons. **Réduction** : gain d'électrons.

Couple oxydant/réducteur Ox/Red, relié par une **demi-équation électronique** :

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

Exemples : $\mathrm{Cu^{2+}}/\mathrm{Cu}$ avec $\mathrm{Cu^{2+}} + 2\,\mathrm{e}^- \rightleftharpoons \mathrm{Cu}$; $\mathrm{Fe^{3+}}/\mathrm{Fe^{2+}}$ avec $\mathrm{Fe^{3+}} + \mathrm{e}^- \rightleftharpoons \mathrm{Fe^{2+}}$; $\mathrm{I_2}/\mathrm{I^-}$ avec $\mathrm{I_2} + 2\,\mathrm{e}^- \rightleftharpoons 2\,\mathrm{I}^-$.

Les **métaux** sont des réducteurs (ils cèdent des électrons et deviennent des ions). Le dioxygène, le dichlore, les ions permanganate sont des oxydants usuels.

Équilibrer une demi-équation en milieu acide

Pour les couples plus compliqués, on suit toujours la même méthode. Exemple : le couple $\mathrm{MnO_4^-}/\mathrm{Mn^{2+}}$.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/oxydoreduction/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

1. On écrit le couple : $\mathrm{MnO_4^-} \rightleftharpoons \mathrm{Mn^{2+}}$.
2. On équilibre l'élément autre que O et H (ici Mn : déjà fait).
3. On équilibre l'**oxygène** avec des molécules d'**eau** : $\mathrm{MnO_4^-} \rightleftharpoons \mathrm{Mn^{2+}} + 4\,\mathrm{H_2O}$.
4. On équilibre l'**hydrogène** avec des ions $\mathrm{H^+}$: $\mathrm{MnO_4^-} + 8\,\mathrm{H^+} \rightleftharpoons \mathrm{Mn^{2+}} + 4\,\mathrm{H_2O}$.
5. On équilibre les **charges** avec des électrons : à gauche $-1 + 8 = +7$, à droite $+2$. Il faut 5 électrons à gauche.

$$\mathrm{MnO_4^-} + 8\,\mathrm{H^+} + 5\,\mathrm{e^-} \rightleftharpoons \mathrm{Mn^{2+}} + 4\,\mathrm{H_2O}$$

Écrire l'équation d'oxydoréduction

On combine la demi-équation de l'oxydant (qui capte) et celle du réducteur (qui cède), en les multipliant pour que le nombre d'électrons cédés soit égal au nombre d'électrons captés. Les électrons n'apparaissent pas dans le bilan.

Exemple : les ions permanganate oxydent les ions fer(II).

$$\begin{aligned} \mathrm{MnO_4^-} + 8\,\mathrm{H^+} + 5\,\mathrm{e^-} &\longrightarrow \mathrm{Mn^{2+}} + 4\,\mathrm{H_2O} \quad (\times 1) \\ \mathrm{Fe^{2+}} &\longrightarrow \mathrm{Fe^{3+}} + \mathrm{e^-} \quad (\times 5) \\ \hline \mathrm{MnO_4^-} + 8\,\mathrm{H^+} + 5\,\mathrm{Fe^{2+}} &\longrightarrow \mathrm{Mn^{2+}} + 4\,\mathrm{H_2O} + 5\,\mathrm{Fe^{3+}} \end{aligned}$$

Vérification finale : les éléments **et** les charges sont conservés ($-1 + 8 + 10 = 17$ à gauche, $2 + 15 = 17$ à droite).

Exemple guidé

Les ions permanganate $\mathrm{MnO_4^-}$ (violets) réagissent avec les ions fer(II) $\mathrm{Fe^{2+}}$ en milieu acide. Écris l'équation de la réaction.

1. **Couple** $\mathrm{MnO_4^-/Mn^{2+}}$: on équilibre Mn (déjà fait), puis O avec de l'eau, $\mathrm{MnO_4^-} = \mathrm{Mn^{2+}} + 4\,\mathrm{H_2O}$.
2. **On équilibre H** avec $\mathrm{H^+}$, puis les charges avec des électrons : $\mathrm{MnO_4^-} + 8\,\mathrm{H^+} + 5\,e^- = \mathrm{Mn^{2+}} + 4\,\mathrm{H_2O}$.
3. **Couple** $\mathrm{Fe^{3+}/Fe^{2+}}$: $\mathrm{Fe^{2+}} = \mathrm{Fe^{3+}} + e^-$. On multiplie par 5 pour échanger 5 électrons.
4. **On additionne**, les électrons disparaissent : $\mathrm{MnO_4^-} + 8\,\mathrm{H^+} + 5\,\mathrm{Fe^{2+}} \rightarrow \mathrm{Mn^{2+}} + 4\,\mathrm{H_2O} + 5\,\mathrm{Fe^{3+}}$.

On vérifie les charges : $-1 + 8 + 10 = 17$ à gauche, $2 + 15 = 17$ à droite.

Retour au problème

Dans la rouille, la pile ou la Bétadine, un réducteur cède des électrons et un oxydant les capte. La vitamine C cède deux électrons au diiode de la Bétadine, qui devient des ions iodure incolores : la couleur disparaît.

Les pièges

- Le **réducteur** s'**oxyde**, l'**oxydant** se **réduit**.
- Pas d'électrons dans l'équation finale.
- Dans un couple, on écrit l'**oxydant à gauche** : $\mathrm{Cu^{2+}/Cu}$.
- Toujours vérifier la conservation des **charges**, pas seulement des atomes.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/oxydoreduction/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/oxydoreduction/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits