

Réaction d'oxydoréduction

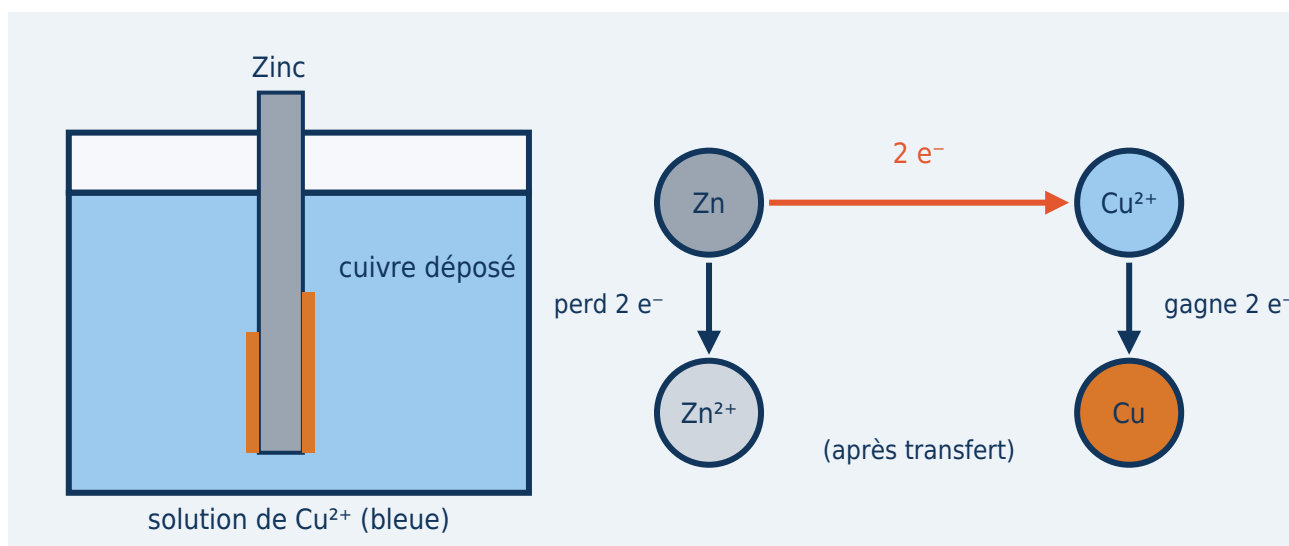
Cours de sciences physiques - niveau 1re

Un clou de fer plongé dans une solution bleue se recouvre d'un dépôt rouge de cuivre, et la solution perd sa couleur : que s'est-il passé ? Derrière cette observation se cache une **réaction d'oxydoréduction**, c'est-à-dire un échange d'électrons entre deux espèces chimiques. Le même principe explique la rouille, la combustion, le fonctionnement des piles et le dosage de nombreux médicaments.

Ce cours est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

La réaction d'oxydoréduction : un transfert d'électrons

Plongeons une lame de zinc dans une solution de sulfate de cuivre, bleue à cause des ions cuivre(II) Cu^{2+} . Au bout de quelques minutes, un dépôt rouge-orangé de cuivre métallique recouvre le zinc, la solution se décolore peu à peu et le zinc se creuse. Les atomes de zinc se transforment en ions Zn^{2+} qui passent en solution, tandis que des ions Cu^{2+} deviennent des atomes de cuivre. Ce bilan n'est possible que si des **électrons** passent des atomes de zinc aux ions cuivre.



Oxydant, réducteur et couple redox

DÉFINITION

Un **oxydant** est une espèce chimique capable de **gagner** un ou plusieurs électrons. Un

réducteur est une espèce capable de **céder** un ou plusieurs électrons. Un oxydant et un réducteur qui se correspondent forment un **couple oxydant/réducteur**, noté Ox/Red. Une **oxydation** est une perte d'électrons ; une **réduction** est un gain d'électrons.

Dans un couple, l'oxydant et le réducteur sont reliés par une **demi-équation électronique** qui s'écrit avec le signe « = » car la transformation peut a priori se faire dans les deux sens : $\text{Ox} + n \text{e}^- = \text{Red}$. Le nombre n est le nombre d'électrons échangés. Voici quelques couples fréquents.

Couple Ox/Red	Demi-équation
Cu^{2+}/Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$
Zn^{2+}/Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Zn}$
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$
I_2/I^-	$\text{I}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{I}^-$
H^+/H_2	$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2$
$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$	$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Écrire une demi-équation électronique

Quand le couple fait intervenir des atomes d'oxygène ou d'hydrogène, la demi-équation se construit en **milieu aqueux acide** avec de l'eau H_2O et des ions hydrogène H^+ . On suit toujours le même ordre : l'élément principal, l'oxygène, l'hydrogène, puis la charge.

1. Écrire le couple et équilibrer l'élément principal :
 $\text{MnO}_4^- = \text{Mn}^{2+}$ (1 Mn à gauche, 1 Mn à droite)

2. Équilibrer l'oxygène avec des molécules d'eau (4 O à gauche) :
 $\text{MnO}_4^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

3. Équilibrer l'hydrogène avec des ions H^+ (8 H à droite) :
 $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

4. Équilibrer la charge avec des électrons (gauche : $-1 + 8 = +7$; droite : $+2$) :
il faut retirer 5 charges positives à gauche : on ajoute 5e^- à gauche

5. Résultat, à vérifier (atomes et charges) :
 $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Méthode en cinq étapes pour écrire une demi-équation, ici pour le couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$.

EXEMPLE

Couple $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ (l'eau oxygénée est ici l'oxydant). Élément O : $\text{H}_2\text{O}_2 = 2 \text{H}_2\text{O}$ (2 O à

gauche, 2 O à droite). Hydrogène : 2 H à gauche, 4 H à droite, donc on ajoute 2 H⁺ à gauche : $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ = 2 \text{H}_2\text{O}$. Charge : +2 à gauche, 0 à droite : on ajoute 2 e⁻ à gauche. Résultat : **$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$** .

Écrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction met en jeu **l'oxydant d'un couple** et **le réducteur d'un autre couple**. L'oxydant gagne des électrons (il est réduit), le réducteur en cède (il est oxydé). Les électrons échangés ne sont pas libres en solution : ils **n'apparaissent pas** dans l'équation de la réaction.

MÉTHODE

1. Repérer les deux couples et écrire leurs demi-équations dans le sens voulu (le réactif oxydant gagne des électrons, le réactif réducteur en cède). 2. Multiplier chaque demi-équation pour que le nombre d'électrons soit le même dans les deux. 3. Additionner les demi-équations et simplifier les espèces identiques de part et d'autre. 4. Écrire la flèche « → » et vérifier la conservation des éléments et de la charge.

EXEMPLE

Les ions permanganate MnO_4^- réagissent avec les ions fer(II) Fe^{2+} en milieu acide. Réduction de l'oxydant : $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$. Oxydation du réducteur : $\text{Fe}^{2+} = \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$, à multiplier par 5. Somme : **$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Fe}^{3+}$** . Vérification de la charge : $-1 + 8 + 10 = +17$ à gauche ; $+2 + 15 = +17$ à droite.

Pouvoir réducteur : classer des métaux

Toutes les réactions possibles ne se produisent pas spontanément. On l'observe en plongeant des métaux dans des solutions d'ions métalliques : le zinc réagit avec les ions Cu^{2+} , Fe^{2+} et Ag^+ ; le fer réagit avec Cu^{2+} et Ag^+ mais pas avec Zn^{2+} ; le cuivre réagit avec Ag^+ seulement ; l'argent ne réagit avec aucun de ces ions. On en déduit un **classement qualitatif** du pouvoir réducteur des métaux : **$\text{Zn} > \text{Fe} > \text{Cu} > \text{Ag}$** . Plus un métal est réducteur, plus il cède facilement ses électrons et plus l'ion correspondant est difficile à réduire.

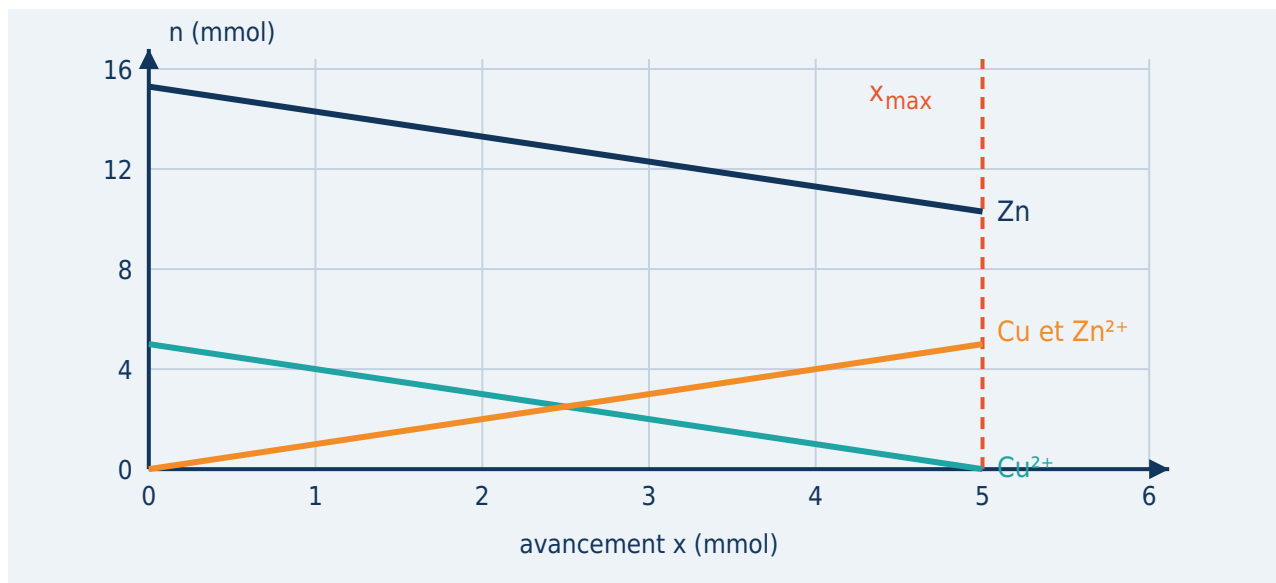
Oxydoréduction et avancement

Une réaction d'oxydoréduction obéit au tableau d'avancement comme toute transformation. L'avancement permet aussi de relier la matière transformée au nombre d'électrons échangés : si les demi-équations échangent n électrons par unité d'avancement, alors $n(\text{e}^-) \text{ transférés} = n \times x$.

APPLICATION NUMÉRIQUE

Une lame de zinc de masse 1,00 g est plongée dans 50,0 mL de solution de sulfate de cuivre à 0,100 mol/L. Équation : $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$. Données : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$.

$n_0(\text{Zn}) = 1,00 \div 65,4 = 1,53 \times 10^{-2} \text{ mol}$; $n_0(\text{Cu}^{2+}) = 0,100 \times 50,0 \times 10^{-3} = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$. Les nombres stœchiométriques valent 1 : **$x_{\text{max}} = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$** , les ions Cu^{2+} sont limitants et la solution se décolore. Masse de cuivre déposée : $5,00 \times 10^{-3} \times 63,5 = \mathbf{0,318 \text{ g}}$. Zinc consommé : $5,00 \times 10^{-3} \times 65,4 = 0,327 \text{ g}$; il reste 0,673 g. Électrons échangés : $n(e^-) = 2 \times 5,00 \times 10^{-3} = \mathbf{1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}}$.



Évolution des quantités de matière pour $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+}$: les ions Cu^{2+} sont épuisés à $x_{\text{max}} = 5,00 \text{ mmol}$, il reste du zinc (courbe de Cu et Zn^{2+} confondues).

ERREUR FRÉQUENTE

Ne pas écrire d'électrons dans l'équation de la réaction : ils se compensent entre les deux demi-équations. Autre piège : confondre l'espèce oxydée (le réducteur, qui perd des électrons) avec l'oxydant, qui est l'espèce réduite. Enfin, une demi-équation s'écrit avec « = » et l'équation de réaction avec « → ».

L'essentiel à retenir

- Un oxydant gagne des électrons, un réducteur en cède ; ils forment un couple Ox/Red.
- Demi-équation : $\text{Ox} + n e^- = \text{Red}$, équilibrée en éléments et en charge (H_2O et H^+ en milieu acide).
- Une réaction d'oxydoréduction associe l'oxydant d'un couple au réducteur d'un autre ; les électrons n'apparaissent pas dans l'équation.
- Oxydation : perte d'électrons ; réduction : gain d'électrons.
- Classement qualitatif des métaux : $\text{Zn} > \text{Fe} > \text{Cu} > \text{Ag}$ selon le pouvoir réducteur.
- Le tableau d'avancement s'applique ; $n(e^-) \text{ échangés} = n \times x$.