

CHAPITRE Oxydo-réduction



Fiche d'exercice : Réactions d'oxydo-réduction

1/ On ajoute de la poudre de **zinc** à une solution **aqueuse** de chlorure de **cuivre (II)** ($\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{Cl}^-_{(aq)}$).
On agite. Un solide rougeâtre est formé. Ecrire l'équation de la réaction.

Données : Cu²⁺_(aq) / Cu_(s); Zn²⁺_(aq) / Zn_(s) toujours énoncé dans l'ordre Ox / Red

Un **Ox** ne peut réagir qu'avec un **Red** Est-ce $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ qui réagit avec $\text{Zn}_{(\text{s})}$ ou $\text{Cu}_{(\text{s})}$ qui réagit avec $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$?

D'après l'énoncé : $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Cu}_{(\text{s})}$; $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$ L'ion $\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ est spectateur

On peut équilibrer directement l'équation de réaction globale : en utilisant la conservation globale des éléments (Cu, Zn) et la conservation de la charge globale (somme des charges des réactifs égale à celle des produits) en utilisant des nombres stœchiométriques

1 Cu²⁺(aq) + 1 Zn(s) => 1 Cu(s) + 1 Zn²⁺(aq) le solide rougeâtre formé est donc Cu(s)

On peut aussi équilibrer d'abord les deux équations électroniques :

$$\begin{array}{l} \textcolor{blue}{1} \text{ Cu}^{2+} \text{ (aq)} + \textcolor{purple}{2} \text{ e}^- \Rightarrow \textcolor{violet}{1} \text{ Cu}_{(s)} \\ \textcolor{red}{1} \text{ Zn}_{(s)} \Rightarrow \textcolor{violet}{1} \text{ Zn}^{2+} \text{ (aq)} + \textcolor{purple}{2} \text{ e}^- \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{réduction (un Ox capte un ou plusieurs électrons)} \\ \text{oxydation (un Red fournit un ou plusieurs électrons)} \end{array}$$

Les électrons n'existant pas dans l'eau, ils ne sont échangés que lors du contact des réactifs.

Le nombre d'électrons échangés doit être le même lors de la réduction et lors de l'oxydation.

Ici le nombre d'électrons échangés est le même (2) il suffit de réaliser la somme des 2 ½ équations électroniques.

On retrouve : $1 \text{ Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 1 \text{ Zn}_{(\text{s})} \Rightarrow 1 \text{ Cu}_{(\text{s})} + 1 \text{ Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$

réduction (un Ox, ici Cu²⁺_(aq), oxyde un Red, ici Zn_(s), tout en subissant une réduction)

oxydation (un Red, ici Zn_(s), réduit un Ox, ici Cu²⁺_(aq), tout en subissant une oxydation)

2/ On plonge une lame de cuivre dans une solution aqueuse de nitrate d'argent ($\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})}$ + $\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$).

Un solide noir est formé à la surface du cuivre. Ecrire l'équation de la réaction.

Données : $\text{Cu}^{2+} \text{(aq)}$ / $\text{Cu}_{\text{(s)}}$; $\text{Ag}^+ \text{(aq)}$ / $\text{Ag}_{\text{(s)}}$

Reste à savoir si $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ réagit avec $\text{Ag}_{(\text{s})}$ ou si $\text{Cu}_{(\text{s})}$ réagit avec $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$

D'après l'énoncé : $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$; $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} / \text{Ag}_{(\text{s})}$

L'ion NO_3^- _(aq) est spectateur

On peut équilibrer directement l'équation de réaction globale : en utilisant la conservation globale des éléments (Cu, Ag) et la conservation de la charge globale (somme des charges des réactifs égale à celle des produits) en utilisant des nombres stœchiométriques

1 Cu_(s) + 2 Ag⁺_(aq) => 1 Cu²⁺_(aq) + 2 Ag_(s) le solide noir formé est donc Ag_(s)

On peut aussi équilibrer d'abord les deux équations électroniques :

$$\begin{array}{l} \text{1 Cu}_{(s)} \Rightarrow \text{1 Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \text{ oxydation (un Red fournit un ou plusieurs électrons)} \\ \text{1 Ag}^+_{(aq)} + 1 e^- \Rightarrow \text{1 Ag}_{(s)} \text{ réduction (un Ox capte un ou plusieurs électrons)} \end{array}$$

Les électrons n'existant pas dans l'eau, ils ne sont échangés que lors du contact des réactifs.

Le nombre d'électrons échangés doit être le même lors de la réduction et lors de l'oxydation.

Le nombre d'électrons échangés doit être le même (2) il suffit de multiplier la 2 ème par 2 et de réaliser la somme des 2 ½ équations électroniques (affectées des coefficients résultants).

On retrouve : $\text{1 Cu}_{(\text{s})} + \text{2 Ag}^{+}_{(\text{aq})} \Rightarrow \text{1 Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{2 Ag}_{(\text{s})}$

réduction (un Ox, ici $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})}$, oxyde un Red, ici $\text{Cu}_{(\text{s})}$, tout en subissant une réduction)

oxydation (un Red, ici Cu_(s), réduit un Ox, ici Ag⁺_(aq), tout en subissant une oxydation)

