



Fiche d'exercice : Réactions d'oxydo-réduction

1/ On ajoute de la poudre de **zinc** à une solution **aqueuse** de chlorure de **cuivre (II)** ($\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$).

On agite. Un solide rougeâtre est formé. Ecrire l'équation de la réaction.

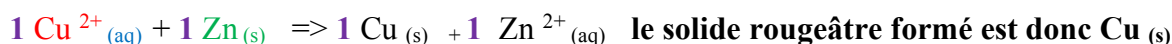
Données : $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$; $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Zn}_{(\text{s})}$ **toujours énoncé dans l'ordre Ox / Red**

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 : **Ox** $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$; **Red** $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Zn}_{(\text{s})}$ 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 **nombre stœchiométriques**



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



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.



réduction (un Ox, ici $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$, oxyde un Red, ici $\text{Zn}_{(\text{s})}$, tout en subissant une réduction)

oxydation (un Red, ici $\text{Zn}_{(\text{s})}$, réduit un Ox, ici $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$, 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 : $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$; $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} / \text{Ag}_{(\text{s})}$

Un **Ox** réagit avec un **Red** 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 : **Ox** $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$; **Red** $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} / \text{Ag}_{(\text{s})}$ L'ion $\text{NO}_3^{-}_{(\text{aq})}$ 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 **nombre stœchiométriques**



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



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).



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

3/ On verse une solution aqueuse d'acide sulfurique ($\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$) sur de la poudre de fer. Il se produit un dégagement gazeux de dihydrogène et l'ion fer (II) apparaît dans la solution aqueuse. Données : $\text{H}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_{2(\text{g})}$; $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}_{(\text{s})}$

a/ Ecrire la demi-équation électronique de chaque couple.



b/ Dire laquelle est une oxydation et laquelle est une réduction en justifiant : **voir entre parenthèse**

c/ Ecrire l'équation de la réaction. L'ion $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ est spectateur

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, il suffit de réaliser la somme des 2 ½ équations électroniques :

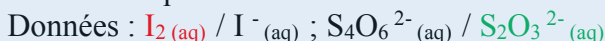


réduction (un Ox, ici $\text{H}^+_{(\text{aq})}$, oxyde un Red, ici $\text{Fe}_{(\text{s})}$, tout en subissant une réduction)

oxydation (un Red, ici $\text{Fe}_{(s)}$, réduit un Ox, ici $\text{H}^+_{(aq)}$, tout en subissant une oxydation)

4/ Le diiode oxyde l'ion thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ en solution aqueuse.

Ecrire l'équation de la réaction



Un Ox réagit avec un Red Reste à savoir si $\text{I}_{2(aq)}$ réagit avec $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(aq)$ ou si $\text{I}^-(aq)$ réagit avec $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(aq)$

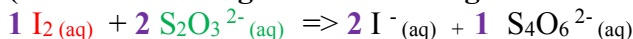
D'après l'énoncé : $\text{I}_2(\text{aq}) / \text{I}^-(\text{aq})$ $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$

Ox Red

On peut équilibrer directement l'équation de réaction globale :

en utilisant la conservation globale des éléments (I, S, O) et a conservation de la charge globale

(somme des charges des réactifs égale à celle des produits) en utilisant des **nombre**s stœchiométriques



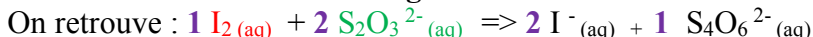
Cela commence à devenir compliqué, puisqu'on a 3 éléments à équilibrer.

En première, on passera par l'équilibrage d'abord les demies équations électroniques :



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.



réduction (un Ox, ici $I_{2(aq)}$, oxyde un Red, ici $S_2O_3^{2-}(aq)$, tout en subissant une réduction)

oxydation (un Red, ici $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$, réduit un Ox, ici $\text{I}_2(\text{aq})$, tout en subissant une oxydation)

5/ On verse sur de la poudre de fer une solution aqueuse d'acide sulfurique ($2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$).

Il se forme l'ion Fer (+ II) - ou ion Fer (II), de couleur bleu / vert.



a/ Ecrire la demi-équation électronique de chaque couple.



b/ Ecrire l'équation de la réaction. L'ion $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ est spectateur

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).



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

oxydation (un Red, ici $\text{Fe}_{(s)}$, réduit un Ox, ici $\text{H}^+_{(aq)}$, tout en subissant une oxydation)

c/ Dans cette réaction, indiquer quel est l'oxydant et quel est le réducteur ? voir entre parenthèse