



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 : $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$; $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Zn}_{(\text{s})}$ **L'ion $\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ est spectateur**
Ox Red

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**

$1 \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 1 \text{Zn}_{(\text{s})} \Rightarrow 1 \text{Cu}_{(\text{s})} + 1 \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$ le solide rougeâtre formé est donc $\text{Cu}_{(\text{s})}$

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

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

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 $\frac{1}{2}$ 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 $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$, 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 : $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$; $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} / \text{Ag}_{(\text{s})}$ **L'ion $\text{NO}_3^{-}_{(\text{aq})}$ est spectateur**
Red Ox

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**

$1 \text{Cu}_{(\text{s})} + 2 \text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} \Rightarrow 1 \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Ag}_{(\text{s})}$ le solide noir formé est donc $\text{Ag}_{(\text{s})}$

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

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

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 $\frac{1}{2}$ équations électroniques (affectées des coefficients résultants).

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

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 $\text{Cu}_{(\text{s})}$, 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 :

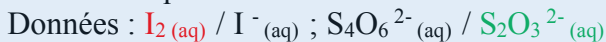


réduction (un Ox, ici $\text{H}^+(\text{aq})$, oxyde un Red, ici $\text{Fe}(\text{s})$, tout en subissant une réduction)

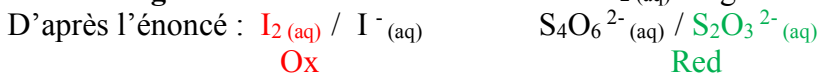
oxydation (un Red, ici $\text{Fe}(\text{s})$, réduit un Ox, ici $\text{H}^+(\text{aq})$, tout en subissant une oxydation)

4/ Le diiode oxyde l'ion thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ en solution aqueuse.

Ecrire l'équation de la réaction



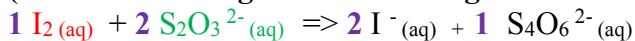
Un Ox réagit avec un Red Reste à savoir si $\text{I}_2(\text{aq})$ réagit avec $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ ou si $\text{I}^-(\text{aq})$ réagit avec $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$



On peut équilibrer directement l'équation de réaction globale :

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

(somme des charges des réactifs égale à celle des produits) en utilisant des nombres 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 $\text{I}_2(\text{aq})$, oxyde un Red, ici $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$, 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 2ème 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 $\text{Fe}(\text{s})$, réduit un Ox, ici $\text{H}^+(\text{aq})$, tout en subissant une oxydation)

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

6/ L'ion permanganate, en solution aqueuse acidifiée, de formule brute MnO_4^- (aa), oxyde l'eau oxygénée.

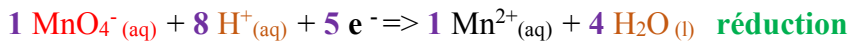
Ecrire l'équation de la réaction

Données : MnO_4^- (aq) / Mn^{2+} (aq) ; O_2 (aq) / H_2O_2 (aq)

En première, dès qu'on a plus de 2 éléments, on passera par l'équilibrage d'abord les demies équations électroniques :

On a le droit, pour équilibrer les atomes de H ou O, de n'utiliser que :

l'ion H^+ (aq) ou la molécule d'eau H_2O (l) (espèces présentes dans l'eau)

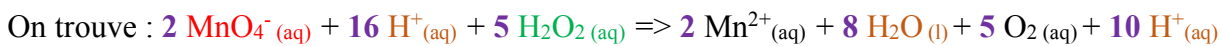


Les électrons n'existant pas dans l'eau, ils ne sont échangés que lors du contact des réactifs.

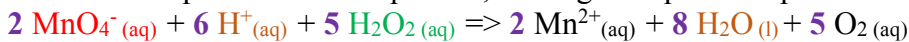
Le nombre d'électrons échangés doit être le même lors de la **réduction** et lors de l'**oxydation**.

Le nombre d'électrons échangés doit être le même (10) il suffit de multiplier

la 1^{ère} par 2 et la 2^{ème} par 5 et de réaliser la somme des 2 ½ équations électroniques (affectées des coefficients résultants).



Un réactif ne pouvant être un produit, on ne garde que le surplus en ions H^+ (aq) :



On remarque que l'ion H^+ (aq) est un réactif, la réaction a bien lieu en en solution aqueuse **acidifiée**

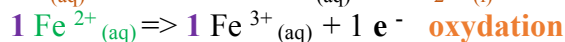
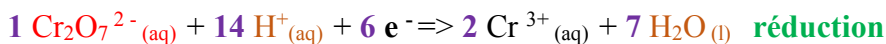
7/ En solution aqueuse, l'ion dichromate réagit avec l'ion fer (II) en l'oxydant en ion fer (III).

Ecrire l'équation de la réaction.

Données : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (aq) / Cr^{3+} (aq) ; Fe^{3+} (aq) / Fe^{2+} (aq)

En première, dès qu'on a plus de 2 éléments, on passera par l'équilibrage d'abord les demies équations électroniques :

On a le droit, pour équilibrer les atomes de H ou O, de n'utiliser que l'ion H^+ (aq) ou la molécule d'eau H_2O (l) (espèces présentes dans l'eau)



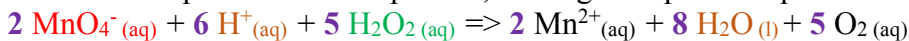
Les électrons n'existant pas dans l'eau, ils ne sont échangés que lors du contact des réactifs.

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 (6) il suffit de multiplier la 2^{ème} par 6 et de réaliser la somme des 2 ½ équations électroniques (affectées des coefficients résultants).



Un réactif ne pouvant être un produit, on ne garde que le surplus en ions H^+ (aq) :



On remarque que l'ion H^+ (aq) est un réactif, la réaction a lieu en en solution aqueuse **acidifiée**

8/ L'eau oxygénée H_2O_2 apparaît dans deux couples oxydant/réducteur O_2 (aq) / H_2O_2 (aq) et H_2O_2 (aq) / H_2O (l) .

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

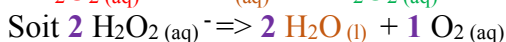
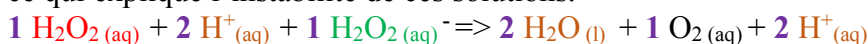


b/ Quel est le rôle de l'eau oxygénée dans chacun des couples ?

l'eau oxygénée dans le couple O_2 (aq) / H_2O_2 (aq) est un **Red**

l'eau oxygénée dans le couple H_2O_2 (aq) / H_2O (l) est un **Ox**

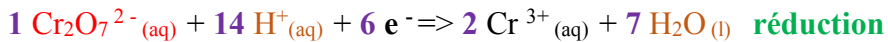
c/ Montrer à l'aide de ces deux couples que l'eau oxygénée peut subir une réaction rédox et se décomposer ce qui explique l'instabilité de ces solutions.



9/ Une solution aqueuse de dichromate de potassium ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{K}^+(\text{aq})$) oxyde l'eau oxygénée, en milieu acide.

Etablir l'équation-bilan de la réaction.

Données : $\text{O}_2(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$; $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) / \text{Cr}^{3+}(\text{aq})$



L'ion $\text{K}^+(\text{aq})$ est spectateur.

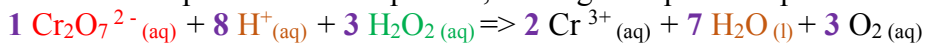
Les électrons n'existant pas dans l'eau, ils ne sont échangés que lors du contact des réactifs.

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 (6) il suffit de multiplier la 2^{ème} par 3 et de réaliser la somme des 2 ½ équations électroniques (affectées des coefficients résultants).



Un réactif ne pouvant être un produit, on ne garde que le surplus en ions $\text{H}^+(\text{aq})$:



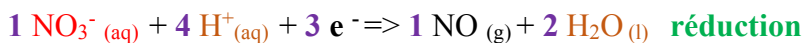
On remarque que l'ion $\text{H}^+(\text{aq})$ est un réactif, la réaction a lieu en en solution **aqueuse acidifiée**

10 / En solution **aqueuse acidifiée**, Les ions nitrate $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ oxyde l'eau oxygénée $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$.

Il se forme du monoxyde d'azote NO et du dioxygène.

Ecrire l'équation de la réaction

Données : $\text{O}_2(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$; $\text{NO}_3^-(\text{aq}) / \text{NO}(\text{g})$

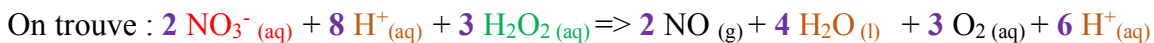


Les électrons n'existant pas dans l'eau, ils ne sont échangés que lors du contact des réactifs.

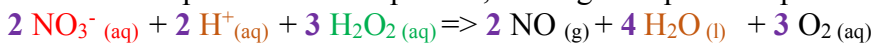
Le nombre d'électrons échangés doit être le même lors de la **réduction** et lors de l'**oxydation**.

Le nombre d'électrons échangés doit être le même (6) il suffit de multiplier

la 1^{ère} par 2 et la 2^{ème} par 3 et de réaliser la somme des 2 ½ équations électroniques (affectées des coefficients résultants).



Un réactif ne pouvant être un produit, on ne garde que le surplus en ions $\text{H}^+(\text{aq})$:



On remarque que l'ion $\text{H}^+(\text{aq})$ est un réactif, la réaction a lieu en en solution **aqueuse acidifiée**