

# 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 : Cu<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub> / Cu<sub>(s)</sub>; Zn<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub> / Zn<sub>(s)</sub> 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 Cu<sup>2+</sup>(aq) + 1 Zn(s) => 1 Cu(s) + 1 Zn<sup>2+</sup>(aq)** le solide rougeâtre formé est donc Cu(s)

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

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

**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 Cu<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub>, oxyde un Red, ici Zn<sub>(s)</sub>, tout en subissant une réduction)**  
**oxydation (un Red, ici Zn<sub>(s)</sub>, réduit un Ox, ici Cu<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub>, tout en subissant une oxydation)**

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

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  $\text{NO}_3^-$ <sub>(aq)</sub> 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<sub>(s)</sub> + 2 Ag<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> => 1 Cu<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub> + 2 Ag<sub>(s)</sub>** le solide noir formé est donc Ag<sub>(s)</sub>

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

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

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



6/ L'ion permanganate, en solution aqueuse acidifiée, de formule brute  $MnO_4^-$  (aq), 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 demi-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.**

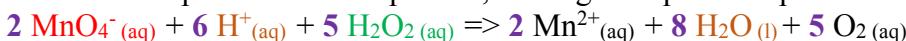
**Le nombre d'électrons échangés doit être le même lors de la réduction et lors de l'oxydation.**

**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).**

On trouve :  $2 MnO_4^-$  (aq) +  $16 H^+$  (aq) +  $5 H_2O_2$  (aq)  $\Rightarrow 2 Mn^{2+}$  (aq) +  $8 H_2O$  (l) +  $5 O_2$  (aq) +  $10 H^+$  (aq)

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 solution aqueuse acidifiée

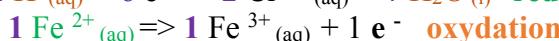
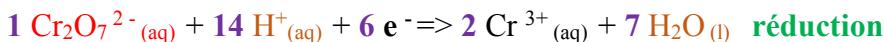
7/ En solution aqueuse, l'ion dichromate réagit avec l'ion fer (II) en l'oxydant en ion fer (III).

Ecrire l'équation de la réaction.

Données :  $Cr_2O_7^{2-}$  (aq) /  $Cr^{3+}$  (aq) ;  $Fe^{2+}$  (aq) /  $Fe^{3+}$  (aq)

**En première, dès qu'on a plus de 2 éléments, on passera par l'équilibrage d'abord les demi-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)**



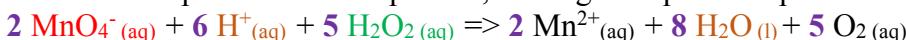
**Les électrons n'existent pas dans l'eau, ils ne sont échangés que lors du contact des réactifs.**

**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).**

On trouve :  $1 Cr_2O_7^{2-}$  (aq) +  $14 H^+$  (aq) +  $6 Fe^{2+}$  (aq)  $\Rightarrow 2 Cr^{3+}$  (aq) +  $7 H_2O$  (l) +  $6 Fe^{3+}$  (aq)

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 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.

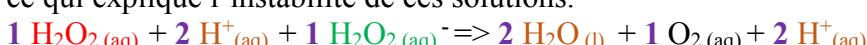


b/ Quel est le rôle de l'eau oxygénée dans chacun des couples ?

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 redox et se décomposer ce qui explique l'instabilité de ces solutions.

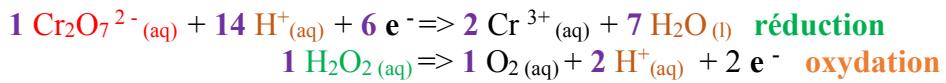


Soit  $2 H_2O_2$  (aq)  $\Rightarrow 2 H_2O$  (l) +  $1 O_2$  (aq)

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

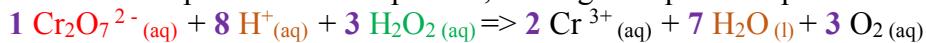


L'ion  $\text{K}^+ \text{(aq)}$  est spectateur.

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).

On trouve :  $1 \text{ Cr}_2\text{O}_7^{2-} \text{(aq)} + 14 \text{ H}^{\text{(aq)}} + 3 \text{ H}_2\text{O}_2 \text{(aq)} \Rightarrow 2 \text{ Cr}^{3+} \text{(aq)} + 7 \text{ H}_2\text{O} \text{(l)} + 3 \text{ O}_2 \text{(aq)} + 6 \text{ H}^{\text{(aq)}}$

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



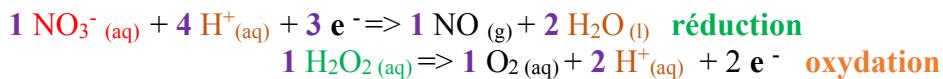
On remarque que l'ion  $\text{H}^{\text{(aq)}}$  est un réactif, la réaction a lieu en en solution aqueuse acidifiée

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

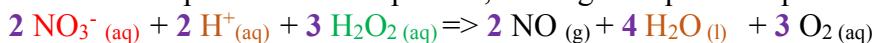
Données :  $\text{O}_2 \text{(aq)}$  /  $\text{H}_2\text{O}_2 \text{(aq)}$ ;  $\text{NO}_3^- \text{(aq)}$  /  $\text{NO} \text{(g)}$



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).

On trouve :  $2 \text{ NO}_3^- \text{(aq)} + 8 \text{ H}^{\text{(aq)}} + 3 \text{ H}_2\text{O}_2 \text{(aq)} \Rightarrow 2 \text{ NO} \text{(g)} + 4 \text{ H}_2\text{O} \text{(l)} + 3 \text{ O}_2 \text{(aq)} + 6 \text{ H}^{\text{(aq)}}$

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