



## I Couple oxydant-réducteur

### 1) Rappel indispensable de seconde

- Un atome qui **gagne** un ou plusieurs électrons devient un **ion négatif** (anion). L'ion présente en effet un excès d'électron(s) négatif(s) par rapport à l'atome correspondant.
- Un atome qui **perd** un ou plusieurs électrons devient un **ion positif** (cation). L'ion présente en effet un défaut d'électron(s) négatif(s) par rapport à l'atome correspondant.

### 2) Oxydants et réducteurs

Un **réducteur**, noté **Red**, est une espèce chimique capable de **perdre** un ou plusieurs électrons.

Pour cela, cette espèce cède à une autre espèce chimique le ou les électrons en trop.

*Exemple* : Le zinc métallique  $Zn_{(s)}$  se transforme en ions  $Zn^{2+}_{(aq)}$  en perdant 2 électrons. C'est un réducteur.

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

Pour cela, cette espèce prend à une autre espèce chimique le ou les électrons qui lui manquent.

*Exemple* : L'ion cuivre  $Cu^{2+}_{(aq)}$  se transforme en cuivre métallique  $Cu_{(s)}$  en gagnant 2 électrons. C'est un oxydant.

### 3) Couple Oxydant/Réducteur

Dès qu'un oxydant a gagné un électron, il devient une nouvelle espèce chimique capable de ... céder cet électron, donc un réducteur ! Ce réducteur est appelé son réducteur conjugué.

*Exemple* : L'ion cuivre  $Cu^{2+}_{(aq)}$  peut gagner 2 électrons et se transformer en cuivre métallique  $Cu_{(s)}$  : c'est un oxydant. A son tour, dans une autre réaction, le cuivre métallique  $Cu_{(s)}$  peut perdre 2 électrons et se transformer en ion cuivre. C'est un réducteur.

Les deux espèces oxydant et réducteur obtenues en passant de l'une à l'autre par gain ou perte d'un ou plusieurs électrons s'appellent des espèces conjuguées : elles forment un **couple oxydant/réducteur**, noté **Ox/Red**.

*Exemples* : Couples Ox/Red :  $Cu^{2+}/Cu$      $Zn^{2+}/Zn$      $Ag^+/Ag$

### 4) Demi-équation électronique

Un oxydant et son réducteur conjugué sont liés par une **demi-équation électronique**.

Cette équation montre la capture d'électron(s) par l'oxydant du couple pour devenir le réducteur conjugué.

Elle se note de manière générale :



« n » est le nombre d'électrons échangé.

« e<sup>-</sup> » est le symbole de l'électron.

Comme les électrons n'existent pas en solution aqueuse, cette écriture est « formelle » : elle ne constitue qu'une schématisation permettant de comprendre les réactions d'oxydoréduction.

Le signe égal traduit la possibilité d'aller dans un sens ou l'autre suivant les conditions expérimentales.

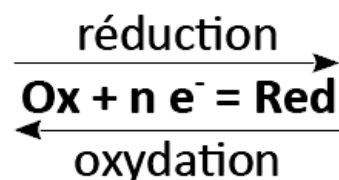
*Exemples* : Couple  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  : demi-équation électronique :  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$   
Couple  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  : demi-équation électronique :  $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Zn}$   
Couple  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  : demi-équation électronique :  $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$

**Le passage de l'oxydant à son réducteur conjugué est une réduction.**  
**Une réduction est un gain d'électrons.**  
**Comme l'oxydant subit une réduction, on dit qu'il est réduit.**

*Exemple* : Réduction de l'ion cuivre :  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

**Le passage du réducteur à son oxydant conjugué est une oxydation.**  
**Une oxydation est une perte d'électrons.**  
**Comme le réducteur subit une oxydation, on dit qu'il est oxydé.**

*Exemple* : Oxydation de l'argent métallique :  $\text{Ag} = \text{Ag}^+ + \text{e}^-$



### Méthode : comment écrire une demi-équation électronique ?

Elle doit respecter la conservation des éléments (en indice) et des charges (en exposant).

*Exemple* : couple  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$  :

- Ecrire l'équation de la forme :  $\text{Ox} + n \text{e}^- = \text{Red}$  :  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + n \text{e}^- = \text{Cr}^{3+}$
- Equilibrer le nombre d'éléments **autre que O et H** :  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + n \text{e}^- = \mathbf{2} \text{Cr}^{3+}$
- Equilibrer le nombre d'éléments **oxygène** O en ajoutant des molécules d'eau  $\text{H}_2\text{O}$  (solvant) :  
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + n \text{e}^- = 2 \text{Cr}^{3+} + \mathbf{7} \text{H}_2\text{O}$
- Equilibrer le nombre d'éléments **hydrogène** H en ajoutant des ions hydrogène  $\text{H}^+$  :  
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + n \text{e}^- + \mathbf{14} \text{H}^+ = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
- Equilibrer la **charge** électrique en ajoutant des électrons ( $\text{e}^-$ ), normalement toujours à gauche :  
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \mathbf{6} \text{e}^- + 14 \text{H}^+ = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$

*Exercice* : Ecrire les demi-équations électroniques correspondant aux couples suivants :

- 1)  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  :  $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$
- 2)  $\text{I}_2/\text{I}^-$  :  $\text{I}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{I}^-$
- 3)  $\text{NO}_3^-/\text{NO}$  :  $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- 4)  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  :  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

## II Réaction d'oxydoréduction

**Une réaction d'oxydoréduction est le transfert d'électron(s) du réducteur d'un couple vers l'oxydant d'un autre couple.**

Il y a donc deux couples en jeu :  $\text{Ox}_1/\text{Red}_1$  et  $\text{Ox}_2/\text{Red}_2$

L'équation générale est donc :



Les électrons n'existent pas à l'état libre en solution : le nombre d'électrons perdus par le réducteur doit être **exactement égal** au nombre d'électrons gagnés par l'oxydant. Ainsi, **les électrons n'apparaissent plus dans l'équation**.

Des petites lettres sont ajoutées à l'équation générale, entre parenthèses et en indice de chaque formule pour indiquer l'état de l'espèce chimique :

(s) : solide

(l) : liquide

(g) : gaz

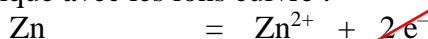
(aq) : en solution aqueuse

### Méthode : comment écrire une équation d'oxydoréduction ?

- On écrit les demi-équations électroniques dans le « bon » sens : celui dans lequel **les réactifs sont présents à gauche de la flèche**.
- Si besoin, on multiplie l'une et/ou l'autre des demi-équations pour « éliminer » les électrons, c'est-à-dire pour que le nombre d'électrons perdus soit égal au nombre d'électrons gagnés.
- On additionne les deux demi-équations.

Exemple 1 : Réaction du zinc métallique avec les ions cuivre :

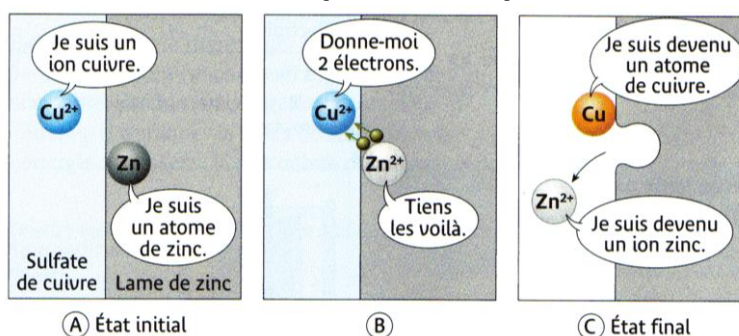
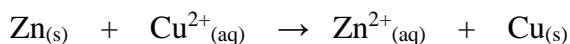
\* Couple  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  :



\* Couple  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  :

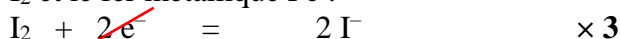


Ici, pas besoin de multiplier les demi-équations.

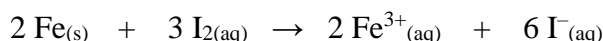
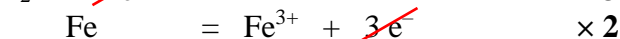


Exemple 2 : Réaction entre le diiode  $\text{I}_2$  et le fer métallique  $\text{Fe}$  :

\* Couple  $\text{I}_2/\text{I}^-$  :



\* Couple  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}$  :



Exercices :

1) Ecrire la réaction d'oxydoréduction entre les ions permanganate  $\text{MnO}_4^-$  et les ions fer II  $\text{Fe}^{2+}$  :

\* Couple  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  :



\* Couple  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  :



2) Ecrire la réaction d'oxydoréduction entre les ions nitrate  $\text{NO}_3^-$  et le cuivre métallique  $\text{Cu}$  :

\* Couple  $\text{NO}_3^-/\text{NO}_{(g)}$  :



\* Couple  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  :



3) Ecrire la réaction d'oxydoréduction entre les ions hypochlorite  $\text{ClO}^-$  et l'eau oxygénée  $\text{H}_2\text{O}_2$  :

\* Couple  $\text{ClO}^-/\text{Cl}^-$  :



\* Couple  $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$  :

