



## I Couple oxydant-réducteur

### 1) Rappel indispensable de seconde

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

### 2) Oxydants et réducteurs

Un ....., noté ....., est une espèce chimique capable de ..... 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 ....., noté ....., est une espèce chimique capable de ..... 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 .....

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

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 ..... : elles forment un ....., noté .....

*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 .....

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.

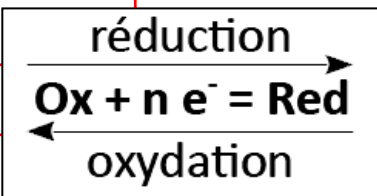
Comme ..... , cette écriture est « formelle » : elle ne constitue qu'une schématisation permettant de comprendre les réactions d'oxydoréduction. Le signe égal traduit la possibilité d'aller ..... suivant les conditions expérimentales.

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

**Le passage de l'oxydant à son réducteur conjugué est une .....**

**Comme l'oxydant subit une réduction, on dit .....**

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



**Le passage du réducteur à son oxydant conjugué est une .....**

**Comme le réducteur subit une oxydation, on dit .....**

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

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

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

- 1)  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  : .....
- 2)  $\text{I}_2/\text{I}^-$  : .....
- 3)  $\text{NO}_3^-/\text{NO}$  : .....
- 4)  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  : .....

## II Réaction d'oxydoréduction

**Une réaction d'oxydoréduction est le ..... 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 ..... au nombre d'électrons gagnés par l'oxydant. Ainsi, .....

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) : ..... (l) : ..... (g) : ..... (aq) : .....

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

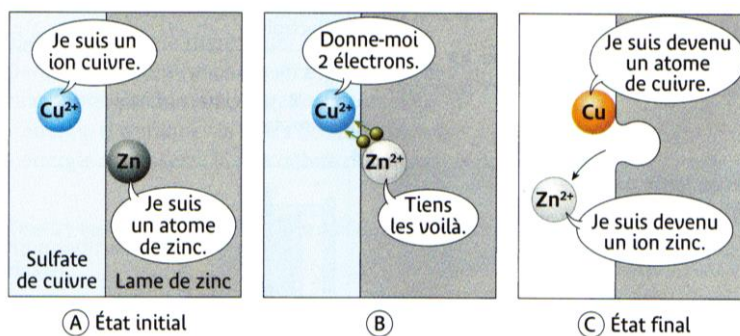
- On écrit les demi-équations électroniques dans le « bon » sens : celui dans lequel .....
- Si besoin, on multiplie l'une et/ou l'autre des demi-équations pour « éliminer » les électrons, c'est-à-dire pour que le nombre d'électrons perdus soit égal au nombre d'électrons gagnés.
- On additionne les deux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

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

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

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

Ici, pas besoin de multiplier les demi-équations.



Exemple 2 : Réaction entre le diiode  $I_2$  et le fer métallique  $Fe$  :

\* Couple  $I_2/I^-$  :

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

Exercices :

1) Ecrire la réaction d'oxydoréduction entre les ions permanganate  $MnO_4^-$  et les ions fer II  $Fe^{2+}$  :

\* Couple  $MnO_4^-/Mn^{2+}$  :

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

2) Ecrire la réaction d'oxydoréduction entre les ions nitrate  $NO_3^-$  et le cuivre métallique  $Cu$  :

\* Couple  $NO_3^-/NO_{(g)}$  :

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

3) Ecrire la réaction d'oxydoréduction entre les ions hypochlorite  $ClO^-$  et l'eau oxygénée  $H_2O_2$  :

\* Couple  $ClO^-/Cl^-$  :

\* Couple  $O_2/H_2O_2$  :