

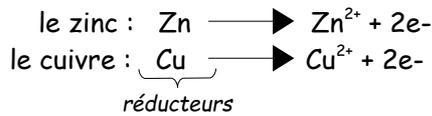
# Les réactions d'oxydo-réduction

## I/ L'oxydoréduction

### 1/ Les notions d'oxydant et de réducteur

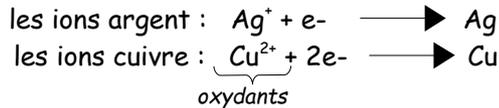
→ un réducteur est une espèce chimique capable de libérer 1 ou plusieurs électrons.

exemples :



→ un oxydant est une espèce chimique capable de capter 1 ou plusieurs électrons.

exemples :

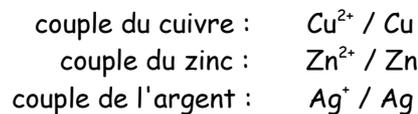


### 2/ Les couples oxydant/réducteur

→ on remarque que l'atome de cuivre Cu est un réducteur et que l'ion cuivre Cu<sup>2+</sup> est un oxydant.

→ on peut toujours associer un réducteur avec un oxydant : ces 2 espèces forment un « couple oxydant/réducteur ».

exemples :



on écrit toujours l'oxydant à gauche et le réducteur à droite

### 3/ Les demi-équations électroniques

→ Chaque couple oxydant-réducteur représente un transfert d'électron(s) réalisable dans les 2 sens.



→ On décrit cette double possibilité par une « demi-équation » électronique :



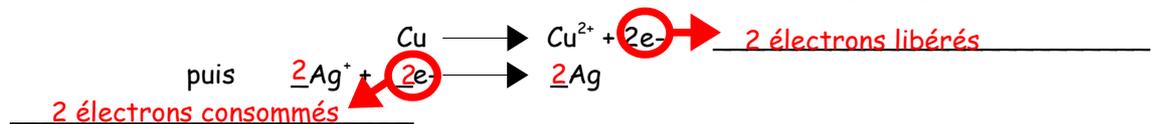
→ Pour s'entraîner : « TS oxydoréduction demi équation »

### 4/ Les réactions d'oxydoréduction

→ Le réducteur d'un couple (noté 1) peut participer à une réaction chimique avec l'oxydant d'un autre couple (noté 2).

→ Au cours de cette réaction, le réducteur 1 va libérer 1 ou plusieurs électrons, qui seront ensuite captés par l'oxydant 2.

exemple : réaction entre le réducteur du couple Cu<sup>2+</sup> / Cu et l'oxydant du couple Ag<sup>+</sup> / Ag



→ Bilan :

- x une réaction d'oxydoréduction correspond à un transfert d'électron(s) entre un réducteur et un oxydant appartenant à 2 couples différents
- x au cours de la réaction, il y a autant d'électrons libérés par le réducteur 1 que d'électrons captés par l'oxydant 2
- x les électrons échangés n'apparaissent pas dans le bilan final

## 5/ L'équation d'une réaction d'oxydoréduction : méthode

- a/ identifier le réducteur du couple 1 et l'oxydant du couple 2 présents
- b/ écrire la demi-équation électronique du couple 1 et celle du couple 2  
pour le couple 1, écrire cette demi-équation de sorte que le réducteur 1 se trouve à gauche, du côté des réactifs
- c/ déterminer le coefficient éventuel de sorte que le nombre d'électron(s) échangé soit le même
- d/ faire la somme, en vérifiant bien que :

- x la conservation des atomes est respectée
- x la conservation des charges électriques est respectée
- x les électrons n'apparaissent pas dans le bilan final

## 6/ Pour s'entraîner : simulateur « TS oxydoréduction équation »

Déterminez l'équation d'oxydoréduction qui a lieu dans une solution contenant les ions fer II  $\text{Fe}^{2+}$  et les ions permanganate  $\text{MnO}_4^-$ , en milieu acide (= présence d'ions  $\text{H}^+$ )

couple 1 :  $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$

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

→ Entourer en rouge : les espèces présentes dans la solution et les identifier dans les couples :

$\text{Fe}^{2+}$  : réducteur du couple 1

$\text{MnO}_4^-$  : oxydant du couple 2

→ On écrit les 2 demi-équations électroniques correspondant à ces couples, en plaçant à gauche chaque réactif présent (il faut inverser la demi-équation du couple  $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^{3+}$ ) :



→ Pour avoir autant d'électrons libérés par le réducteur 1 que d'électrons captés par l'oxydant 2, on doit coefficienter chaque demi-équation (en vert).

→ On fait la somme :  $5 \times (1) + 1 \times (2)$   
Les électrons s'annulent car il y en a autant dans les réactifs que dans les produits