

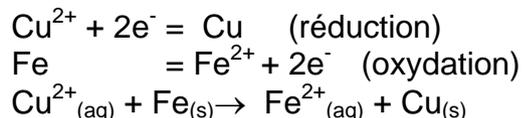
LES REACTIONS D'OXYDO-REDUCTION

1. Oxydant et réducteur

Un réducteur est une espèce chimique capable de céder/donner un ou plusieurs électrons.
Le réducteur est oxydé.

Un oxydant est une espèce chimique capable de capter/prendre un ou plusieurs électrons.
L'oxydant est réduit.

ex :



Cu^{2+} est un oxydant, il est réduit en subissant une réduction

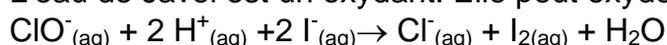
Fe est un réducteur, il est oxydé en subissant une oxydation

Rque : moyen pour le retenir :

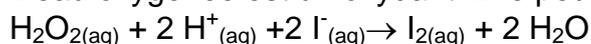
- l'**oxydant** est méchant, il prend des électrons
- le **réducteur** a bon cœur, il donne des électrons

2. Quelques oxydants et réducteurs usuels

L'eau de Javel est un oxydant. Elle peut oxyder les ions iodure en diiode en milieu acide



L'eau oxygénée est un oxydant. Elle peut oxyder les ions iodure en diiode en milieu acide



La vitamine C est un réducteur.

3. Couple oxydant/réducteur

Cu peut céder deux électrons et se transformer en Cu^{2+} , c'est le réducteur.

Cu^{2+} peut capter deux électrons et se transformer en Cu, c'est l'oxydant.

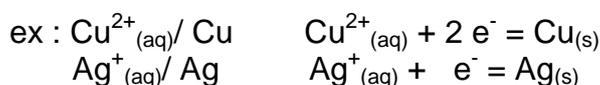
On associe ces deux espèces pour former le couple **oxydant/réducteur** $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Cu}$.

Un couple **oxydant/réducteur** est formé de deux entités chimiques qui se transforment l'une en l'autre par un transfert d'électrons.

On représente ce transfert par la demi-équation :



Cette demi-équation est un équilibre et peut s'écrire dans les 2 sens en fonction des espèces mises en présence :



Problème pour $\text{ClO}^-_{(\text{aq})}/\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$

4. Stœchiométrie d'une demi-équation d'oxydoréduction

Pour ajuster les nombres stœchiométriques d'une demi-équation d'oxydoréduction, il faut respecter le protocole suivant dans cet ordre :

1. Écriture du couple
2. Equilibrer les éléments chimique commun, autres que l'H et l'O.
3. Equilibrer l'élément oxygène O en ajoutant une ou plusieurs molécules H₂O
4. Equilibrer l'élément hydrogène H en ajoutant un ou plusieurs ions H⁺_(aq)
5. Équilibre des charges en ajoutant un ou plusieurs électrons du côté de l'oxydant

$ClO^-_{(aq)} / Cl^-_{(aq)}$	
$H^+_{(aq)} / H_{2(g)}$	
$Al^{3+}_{(aq)} / Al_{(s)}$	
$Fe^{3+}_{(aq)} / Fe^{2+}_{(aq)}$	
$MnO_4^-_{(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$	
$I_{2(aq)} / I^-_{(aq)}$	
$S_4O_6^{2-}_{(aq)} / S_2O_3^{2-}_{(aq)}$	

5. La réaction d'oxydoréduction : un transfert spontané d'électrons

Une réaction d'oxydoréduction est **un échange d'électrons** entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple. Tous les électrons cédés par le réducteur d'un couple sont captés par l'oxydant de l'autre couple.

Pour écrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction :

On écrit les deux demi-équations relatives à chaque couple.

On les réécrit dans le bon sens en plaçant les **réactifs** mis en jeu à **gauche**.

On **multiplie** chaque demi-équation par un coefficient de façon à éliminer les électrons échangées lors de leur **somme**.

De ce fait, **les électrons n'apparaissent pas dans l'équation bilan**.

Ex : oxydation de l'ion thiosulfate par le diiode

$I_{2(aq)} / I^-_{(aq)}$	
$S_4O_6^{2-}_{(aq)} / S_2O_3^{2-}_{(aq)}$	
Donne	

Ex : oxydation de l'ion thiosulfate par l'ion permanganate

$S_4O_6^{2-}_{(aq)} / S_2O_3^{2-}_{(aq)}$	
$MnO_4^-_{(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$	
Donne	