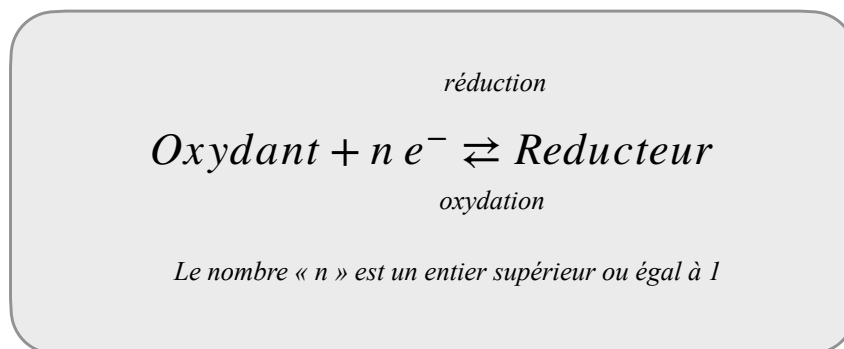


On appelle « **oxydant** » une espèce chimique capable de **capter** (c'est-à-dire gagner) un ou plusieurs **électrons** : elle se transforme alors en une autre espèce chimique, appelée « réducteur » et **subit une réduction**. A l'inverse, un réducteur peut subir une oxydation en cédant (c'est-à-dire en donnant) un ou plusieurs électrons et se transformer en oxydant. Ces propriétés sont modélisées par une **1/2 équation électronique** dans laquelle la double flèche indique la réaction peut avoir lieu dans les deux sens :

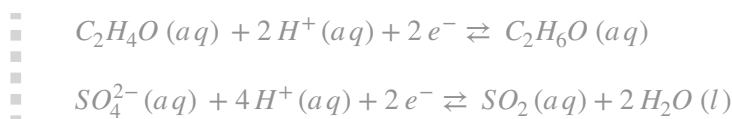


L'oxydant et le réducteur sont des espèces chimiques **conjuguées** qui forment un **couple** oxydant / réducteur.

- Les 1/2 équations électroniques doivent vérifier la **conservation des éléments chimiques** et la conservation de la **charge électrique**.

Couple $Ag^+(aq) / Ag(s)$	1/2 équation : $Ag^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Ag(s)$
Couple $Fe^{2+}(aq) / Fe(s)$	1/2 équation : $Fe^{2+}(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons Fe(s)$
Couple $H^+(aq) / H_2(g)$	1/2 équation : $2 H^+(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons H_2(g)$
Couple $I_2(aq) / I^-(aq)$	1/2 équation : $I_2(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 I^-(aq)$

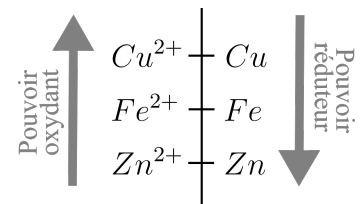
Dans certains cas, la conservation des éléments nécessite de rajouter un ou plusieurs **ions H^+** pour égaliser les éléments hydrogène, et éventuellement une ou plusieurs **molécules de H_2O** pour égaliser les éléments oxygène.



• Réactions d'oxydoréduction

Lorsqu'un oxydant et un réducteur appartenant à deux couples différents sont mis en contact, ils peuvent **échanger un ou plusieurs électrons** au cours d'une transformation appelée « réaction d'oxydoréduction ».

Mais un oxydant ne peut réagir qu'avec un réducteur dont le pouvoir (déterminé par l'expérience) est supérieur à celui de son réducteur conjugué. Inversement, un réducteur ne peut réagir qu'avec un oxydant dont le pouvoir est supérieur à celui de son oxydant conjugué.



- Les ions Fe^{2+} (oxydant) peuvent réagir avec le zinc Zn (réducteur) car son pouvoir réducteur est supérieur à celui du fer Fe mais pas avec le cuivre Cu (réducteur) car son pouvoir réducteur est inférieur à celui du fer (Fe).

- Pour écrire l'équation de la réaction qui a lieu entre un oxydant et un réducteur, une des 1/2 équations va s'écrire dans le sens de la réduction et l'autre dans le sens de l'oxydation.

Lorsque le nombre d'électrons échangés n'est pas le même dans les deux 1/2 équations électroniques, il faudra changer les **nombre stoechiométriques**.

- Réaction entre le zinc Zn et les ions Fe^{2+}
 - 1/2 équation de réduction : $Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$
 - 1/2 équation d'oxydation : $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$
 - => Équation d'oxydoréduction : $Fe^{2+}(aq) + Zn(s) \rightarrow Fe(s) + Zn^{2+}(aq)$
- Réaction entre l'étain Sn et les ions Au^{3+}
 - 1/2 équation de réduction : $Au^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Au(s)$ x 2
 - 1/2 équation d'oxydation : $Sn(s) \rightarrow Sn^{2+}(aq) + 2e^-$ x 3
 - => Équation d'oxydoréduction : $2Au^{3+}(aq) + 3Sn(s) \rightarrow 2Au(s) + 3Sn^{2+}(aq)$