

▪ **Réaction d'oxydo-réduction :** \_\_\_\_\_

Réaction qui modélise les transformations d'oxydation et de réduction à l'aide d'un échange d'électrons entre les réactifs. Ex. : formation de la rouille par échange d'électrons entre le fer et le dioxygène de l'air.

**Espèce oxydante :** Espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons. « Oxydant prend ».

Ex. : le dichlore  $\text{Cl}_2$  est une espèce oxydante.  $\text{Cl}_2(g) + 2e^- = 2 \text{Cl}^-(aq)$

**Espèce réductrice :** Espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons.

Ex. : le zinc Zn est une espèce réductrice.  $\text{Zn}(s) = \text{Zn}^{2+}(aq) + 2e^-$

**Couple oxydant-réducteur :** Donnée de deux espèces chimiques, l'une oxydante et l'autre réductrice, engagées entre elles par un gain ou une perte d'électrons. S'écrit sous la forme (oxydant / réducteur)

Ex. :  $\text{Cl}_2(g) / \text{Cl}^-(aq)$   $\text{Zn}^{2+}(aq) / \text{Zn}(s)$

▪ **Oxydation :** Transformation d'une espèce chimique réductrice en son espèce chimique oxydante conjuguée par perte d'électrons

Demi-équation électronique modélisant l'oxydation du zinc :  $\text{Zn}(s) = \text{Zn}^{2+}(aq) + 2e^-$

▪ **Réduction :** Transformation d'une espèce chimique oxydante en son espèce chimique réductrice conjuguée par gain d'électrons

Demi-équation électronique modélisant la réduction du dichlore :  $\text{Cl}_2(g) + 2e^- = 2 \text{Cl}^-(aq)$

▪ **Équation de réaction d'oxydo-réduction**

Une réaction d'oxydo-réduction modélise la transformation qui s'opère entre une espèce oxydante d'un couple et l'espèce réductrice d'un autre couple, entre lesquelles des électrons sont échangés.

Au cours d'une transformation d'oxydo-réduction, le nombre d'électrons cédés par réduction est égal au nombre d'électrons captés par oxydation. Aucun électron globalement consommé ou produit

Ex. de l'équation de la réaction entre le fer et les ions argent. Couples ( $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$ ) et ( $\text{Ag}^+ / \text{Ag}$ )

Demi-équation électronique modélisant l'oxydation du fer :  $\text{Fe}(s) = \text{Fe}^{2+}(aq) + 2e^-$

Demi-équation électronique modélisant la réduction de l'argent :  $\text{Ag}^+(aq) + e^- = \text{Ag}(s)$

Équation de la réaction : La demi-équation de la réduction de l'argent doit avoir lieu deux fois quand celle de l'oxydation du fer a lieu une fois :  $\text{Fe}(s) + 2 \text{Ag}^+(aq) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(aq) + 2 \text{Ag}(s)$

▪ **Cas des milieux aqueux**

En milieu acide, les demi-équations électroniques et l'équation de réaction d'oxydo-réduction peuvent être équilibrées par des ions hydrogène  $\text{H}^+(aq)$  et de l'eau  $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ .

En milieu basique, elles peuvent être équilibrées par des ions hydroxyde  $\text{HO}^-(aq)$  et de l'eau  $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ .

Ex. de la demi-équation électronique de la réduction des ions dichromate  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ . Couple ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$ ) :

