

Une réaction d'oxydoréduction est **un échange d'électrons**.

### 1. Etude de l'action de l'acide chlorhydrique sur le zinc.

L'équation de la transformation est :  $2 \text{H}^+ + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$

Les 2 ions  $\text{H}^+$  ont gagnés 2 électrons;  $\text{H}^+$  est un oxydant

Le métal zinc a perdu 2 électrons; Zn est un réducteur

Un **oxydant** est une espèce susceptible de capter au moins un électron.

Un **réducteur** est une espèce susceptible de perdre au moins un électron.

### 2. Le couple oxydant/réducteur.

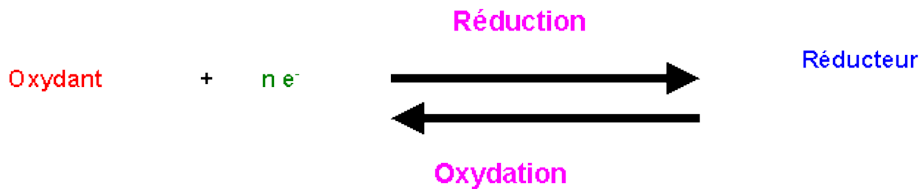
L'ion  $\text{H}^+$  est susceptible de gagner un électron, c'est un oxydant. Il devient du dihydrogène qui est susceptible de perdre deux électrons, c'est un un réducteur.

On obtient un **couple oxydant / réducteur** :  $\text{H}^+ / \text{H}_2$

Le métal zinc est un réducteur (il perd 2 électrons) et devient l'ion zinc (un oxydant) :  $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+}$

### 3. Le couple rédox et sa demi-équation rédox.

On peut écrire un schéma formel noté demi-équation rédox :  $2 \text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$



Une oxydation correspond à une perte d'électrons : un réducteur est oxydé, subit une oxydation.

Une réduction est un gain d'électrons : un oxydant est réduit, subit une réduction.

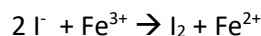
Des couples à connaitre :

Couple	Nom de l'oxydant	Nom du réducteur	Demi Équation
$\text{H}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_{2(\text{g})}$	Ion $\text{H}^+$ (aqueux)	Dihydrogène	$2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{H}_{2(\text{g})}$
$\text{M}^{\text{n}+}_{(\text{aq})} / \text{M}_{(\text{s})}$	Cation métallique	métal	$\text{M}^{\text{n}+}_{(\text{aq})} + \text{n} \text{e}^- = \text{M}_{(\text{s})}$
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	Ion fer (III)	Ion fer (II)	$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + 1 \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$
$\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} / \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$	Ion permanganate violet	Ion manganèse (II) incolore	$\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 4 \text{H}_2\text{O}$
$\text{I}_{2(\text{aq})} / \text{I}^-_{(\text{aq})}$	diiode	Ion iodure	$\text{I}_{2(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = 2\text{I}^-_{(\text{aq})}$
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$	Ion tétrathionate	Ion thiosulfate	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$

#### 4. Des demi-équations rédox à l'équation d'oxydoréduction.

Expérience :  $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$  :  $\text{Fe}^{3+} + e = \text{Fe}^{2+}$

$\text{I}_2(\text{aq}) / \text{I}^-$  :  $2\text{I}^- = \text{I}_2 + 2e$



Une réaction d'oxydoréduction correspond à un transfert d'électrons entre un oxydant d'un couple rédox 1 et un réducteur d'un couple rédox 2.

**Il faut donc combiner la demi-équation rédox du couple 1 avec la demi-équation rédox du couple 2 afin d'éliminer les électrons.**

Méthode d'écriture des demi-équations électroniques :

- a. Oxydant + e- = réducteur
- b. Equilibrer tous les atomes autres que O et H.
- c. Equilibrer les O en ajoutant des molécules d'eau.
- d. Equilibrer les H en ajoutant des protons H+.
- e. Compléter le nombre d'électrons pour respecter les charges électriques.

Méthode pour écrire les réactions d'oxydoréduction :

- a. On écrit les deux demi équations :

réducteur 1 = oxydant 1 + n1 é

oxydant 2 + n2 é = réducteur 2

- b. On s'arrange pour avoir le même nombre d'électrons transférés dans les deux équations ; pour cela, on multiplie par n2 la première et par n1 la seconde :

$n_2 * \text{réducteur 1} = n_2 * \text{oxydant 1} + n_2 * n_1 \text{ é}$

$n_1 * \text{oxydant 2} + n_1 * n_2 \text{ é} = n_1 * \text{réducteur 2}$

- c. On additionne alors les deux demi équations, les électrons n'apparaissent plus :

$n_1 * \text{oxydant 2} + n_2 * \text{réducteur 1} \rightarrow n_2 * \text{oxydant 1} + n_1 * \text{réducteur 2}$