

# Les réactions d'oxydo-réduction :



Ce fichier est préparé par **Compil'Court** d'ENSA Agadir.  
∇ error found ∈ doc : contact us on [discord](#).  
Let's make ENSA AGADIR great again!

## Définitions :

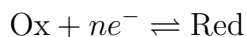
**Oxydation** : Réaction au cours de laquelle un élément perd des électrons.

**Réduction** : Réaction au cours de laquelle un élément gagne des électrons.

**Oxydant** : Espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons.

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

**Couple oxydoréduction (Ox/Red)** : Couple constitué par un oxydant et le réducteur correspondant avec :



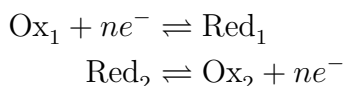
**Nombre d'oxydation** : Le nombre qui représenterait la charge électrique de cet élément si toutes les liaisons de cet élément était ionique. On donne :  $\text{NO}(\text{O}) = -II$ ,  $\text{NO}(\text{H}) = I$  dans les corps composés.

**NB** :

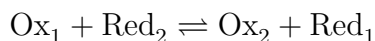
- . La somme des NO de toutes les éléments d'un composé chimique est égale à la charge portée par ce composé. On en déduit en particulier : corps simple  $\text{NO} = 0$ , ion simple  $\text{NO} =$  la charge de l'ion.
- . Certains éléments peuvent avoir des NO différents dans un même composé.
- .  $\text{NO}(\text{H}) = -I$  dans les hydrures de métaux comme  $\text{NaH}$ , et  $\text{NO}(\text{O}) = -I$  dans les peroxydes comme  $\text{H}_2\text{O}_2$  (2 atomes O liés).

## Réaction d'oxydo-réduction :

Une réaction d'oxydo-réduction est une transformation chimique mettant en jeu un transfert d'électrons du réducteur d'un couple vers l'oxydant du deuxième couple.



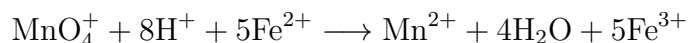
Donc l'équation qui modélise la réaction est :



**Exemples** : Écrivons les demis équations de  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  et celle de  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  :

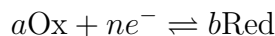
On a :  $\text{Fe}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$

Pour la deuxième demi-équation il faut suivre des étapes, premièrement on équilibre les réactifs avec les produits, puis on équilibre l'oxygène en ajoutant  $\text{H}_2\text{O}$ , et on équilibre l'hydrogène en ajoutant  $\text{H}^+$ , et finalement les charges  $e^-$ , la demi-équation qui modélise ce couple est la suivante :  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ , par suite l'équation est :



## Équation de Nernst :

Soit la demi équation suivante :



L'équation de Nernst s'écrit :

$$E = E^0 + \frac{RT}{n\mathcal{F}} \ln \left( \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} \right)$$

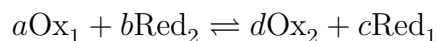
Avec :

$$\left\{ \begin{array}{l} E : \text{ le potentiel en volt (V)} \\ E^0 : \text{ le potentiel standard en volt (V)} \\ R : \text{ la constante des gaz parfait } 8,3145 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1} \\ T : \text{ la température en Kelvin (K)} \\ \mathcal{F} : \text{ la constante de Faraday } 96485 \text{ C.mol}^{-1} \\ n : \text{ le nombre des électrons échangés} \end{array} \right.$$

On peut ainsi écrire l'équation dans les conditions standard ( $P = 1 \text{ atm}$  et  $T = 25^\circ \text{ C}$ ) :

$$E = E^0 + \frac{0,06}{n} \log \left( \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} \right)$$

Pour un système Redox :



L'équation de Nernst est :

$$E = E^0 + \frac{0,06}{n} \log \left( \frac{[\text{Ox}_1]^a [\text{Red}_2]^b}{[\text{Ox}_2]^d [\text{Red}_1]^c} \right)$$

La réaction se produisant dans les conditions standards entre deux couples Ox/Red est celle qui se produit entre le meilleur oxydant ( $E^0$  élevé) et le meilleur réducteur ( $E^0$  faible).

**Règle de  $\gamma$  :**

