

# CHIMIE GÉNÉRALE

## OXYDO-RÉDUCTION

### 1. Définition

Une oxydation correspond à une perte d'électrons et une réduction à un gain d'électrons.

Un oxydant est une espèce capable de fixer des électrons. Il va subir une réduction.

Un réducteur est une espèce capable de céder des électrons. Il va subir une oxydation.



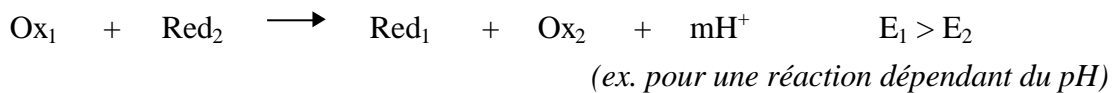
Le nombre d'oxydation d'un atome correspond à sa charge en cas de coupure hétérolytique.

- Pour un atome neutre : no = 0
- Pour un ion monoatomique : no = charge de l'ion
- Pour l'oxygène : no = -2 sauf pour les peroxydes no = -1 (ex.: H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>)
- Pour l'hydrogène : no = +1 sauf pour les hydrures no = -1 (ex.: NaH)

### 2. Oxydo-réduction

Une oxydo-réduction est un échange d'électrons.

L'oxydant le plus fort (E le plus élevé) réagit sur le réducteur le plus fort (E le plus faible).



Référence des potentiels : électrode à hydrogène  $\text{H}^+ / \frac{1}{2} \text{H}_2$  :  $E^0 = 0$  (à pH = 0,  $P_{\text{H}_2} = 1$  bar)

$$G = G^0 + RT \cdot \ln \frac{[\text{Red}_1][\text{Ox}_2][\text{H}^+]^m}{[\text{Ox}_1][\text{Red}_2]} \quad \text{et} \quad G = -nF E \text{ (travail électrique)}$$

n est le nombre de mole d'électrons échangés,

F, constante de Faraday, est la quantité de charge dans une mole d'électrons (96500 C.mol<sup>-1</sup>),

E est la force électromotrice de la pile, toujours >0.

$$\text{Loi de Nernst :} \quad E = E^0 - \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{[\text{Red}_1][\text{Ox}_2][\text{H}^+]^m}{[\text{Ox}_1][\text{Red}_2]} = E_1 - E_2$$

$$\text{et } E = E^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{[\text{Ox}][\text{H}^+]^m}{[\text{Red}]} = E^0 + \frac{0,06 \cdot m}{n} \cdot \log[\text{H}^+] + \frac{0,06}{n} \cdot \log \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]} = E^0 + \frac{0,06}{n} \cdot \log \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$

Pile : 2 demi-réactions redox séparées : oxydation anodique (pole -) et réduction cathodique (pole +).