

Oxydoréduction

Nathan MAILLET

Nombre d'oxydation

Pour tous les édifices comprenant de l'hydrogène, de l'oxygène et un unique autre atome, le nombre d'oxydation est donné par la formule :

Somme des nombres d'oxydations = Charge totale de l'édifice considéré

Exemple :

— Dans MnO_4 , l'oxygène étant au degré d'oxydation -II, il en découle que l'on a $\text{Mn}^{+\text{VIII}}$

à partir de couples connus. En effet, il faut dans ce cas appliquer la loi de Hess et ne *surtout pas* écrire bêtement que $E_3^0 = E_1^0 + E_2^0$

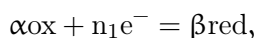
L'électrode standard à hydrogène

Par convention, la référence pour les potentiels est :

$$E^0(\text{H}^+/\text{H}_2(\text{g})) = 0 \text{ V}$$

Formule de Nernst

Pour un couple avec la demi-équation :



on a :

$$E = E^0(\text{T}) + \frac{RT}{n\mathcal{F}} \ln \left(\frac{a_{\text{ox}}^\alpha}{a_{\text{red}}^\beta} \right)$$

$$E = E^0(\text{T}) + \frac{0,06}{n} \ln \left(\frac{a_{\text{ox}}^\alpha}{a_{\text{red}}^\beta} \right)$$

Thermodynamique de l'oxydoréduction

Avec la même demi-équation que ci-dessus, on a :

$$\Delta_r G^0 = -n\mathcal{F}(E_1^0 - E_2^0)$$

et

$$\Delta_r G^0 = -n_i \mathcal{F} E_i$$

Très utile dans les calculs de E^0 pour trouver facilement les potentiels standard de couples inconnus