

OXYDOREDUCTION – FORMULE DE NERNST

Introduction : à un couple Ox/Red est associé un potentiel standard E° (fixe) qui définit le pouvoir réducteur et oxydant. Mais on constate que la valeur réelle du potentiel E qui détermine la réaction d'oxydoréduction dépend de la concentration des ions en présence, de la pression des gaz présents et éventuellement du pH (c'est à dire de la concentration $[H^+_{aq}]$)

1. **Cas d'un couple redox simple** : $a \text{ Ox} + n e^- \rightleftharpoons b \text{ Red}$

A ce couple est associé un potentiel d'oxydoréduction E qui est donné par la formule de

NERNST :
$$E = E^\circ + \frac{R T}{n F} \ln \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

E = potentiel d'oxydoréduction en volts

E° = potentiel d'électrode normal en volts

T = Température exprimée en Kelvin

F = 1 Faraday = 96 500 C

R = Constante des gaz parfaits : $R = 8,31$ unités SI

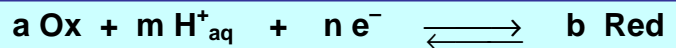
Si on se trouve dans les conditions dites standard : $T = 298 \text{ K}$ (25°C)

Et en utilisant les logarithmes décimaux (\log) à la place des logarithmes népériens (\ln)

On peut écrire que : $\frac{2,3 R T}{F} = 0,059 = 0,06$:

Ce qui donne alors pour la formule de NERNST :
$$E = E^\circ + \frac{0,06}{n} \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

2. **Cas d'un couple avec l'ion H^+_{aq}** :



Dans ces conditions, la formule de NERNST s'écrit :

$$E = E^\circ + \frac{0,06}{n} \log \frac{[\text{Ox}]^a \cdot [\text{H}^+_{aq}]^m}{[\text{Red}]^b}$$

3. **Remarques** :

3.1. Si les espèces intervenant dans la demi-équation redox sont :

- en solution : les concentrations sont exprimées en mol.L⁻¹
- des gaz : ils interviennent par leur pression exprimée en atm ou bar : $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$
- des solides : ils n'interviennent pas dans la formule de Nernst.
- de l'eau H_2O : H_2O n'intervient pas dans la formule de Nernst

3.2. Dans les conditions standard :

- la température vaut $T = 298 \text{ K}$:
- la pression vaut $P = 1 \text{ bar}$
- les concentrations sont égales à 1 mol.L^{-1}

3.3. Si les ions H^+_{aq} interviennent, alors le potentiel E dépend du pH .

4. **Prévisions de la réaction d'oxydoréduction** :

Si $E_2 < E_1 \Rightarrow$ RED 2 est le réducteur FORT et OX 1 est l'oxydant FORT

