

# OXYDOREDUCTION – FORMULE DE NERNST

**Introduction** : à un couple Ox/Red est associé un potentiel standard  $E^\circ$  (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

$E^\circ$  = 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 :  $T = 298 \text{ K}$  ( $25^\circ\text{C}$ )

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<sup>-1</sup>
- 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  $1 \text{ mol.L}^{-1}$

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**

