Chapitre 2: *Oxydo-réduction*

Généralités

-Oxydant : espèce pouvant capter 1 ou plusieurs électrons
-Réducteur : espèce susceptible de perdre 1 ou plusieurs électrons
-L'oxydant subit une réduction :

$$\text{Oxydant} + ne^- = \text{Réducteur}$$

-Le réducteur subit une oxydation :

$$\text{Réducteur} = ne^- + \text{Oxydant}$$

Equilibrer une réaction d'oxydo-réduction

$$\boldsymbol{\alpha Ox + ne^- + aH^+ = \beta Red + bH_2O}$$

Etape 1 :
a)Choisir α et β de façon assurée la conservation d'élément chimique commun aux espèces Ox et Red.
b) Choisir a et b de façon assurée la conservation d'élément chimique commun à O et H.
c) Choisir n de façon à équilibrer les échanges d'électrons.

Etape 2 :
a) Multiplier chacune des demi-équations afin d'égaliser le nombre d'e^- échanger.
b) Additionner les 2 demi-équations et annuler les espèces identiques **(Les e^- doivent disparaitre)**

Etape 3 : Vérifier que tous les éléments chimiques sont équilibrés.

Nombre d'oxydation

C'est l'état d'oxydation d'un élément chimique engagé dans un ion ou dans une molécule. On observe une variation du nombre d'oxydation de plusieurs éléments chimiques lors d'une réaction d'oxydo-réduction. Il est noté « n.o » et s'écrit en chiffre romain.

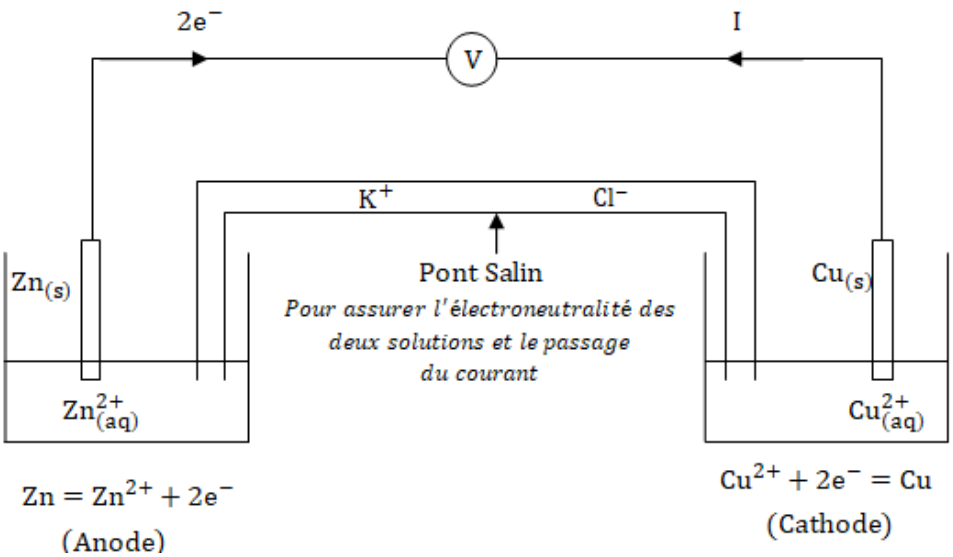
a) Corps simple diatomique (H_2 , C_2) : $n.o = 0$
b) Ions simple : $n.o =$ charge de l'ion
c) molécule : $\sum n.o = 0$
d) Ion complexe : $\sum n.o =$ charge de l'ion

Exceptions : $n.o\,(H) = +I$ sauf $H_2 \rightarrow n.o\,(H) = 0$
Hydrure $\rightarrow n.o\,(H) = -I$
$n.o\,(O) = -II$
sauf R.OO.C $\rightarrow n.o\,(O) = -I$

Dans une oxydation : n.o augmente
réduction : n.o diminue
$\Delta\, n.o =$ nombre d'e^- échangé.

Pile électrochimique

Une pile est un dispositif capable de transformer l'énergie chimique en électrique.
Ex : **Pile Daniel**



Potentiel Redox (≡ Force electromotrice ≡ tensio à vide)

$$E_{pile_{(v)}} = E_{Cathode} - E_{anode}$$

Calcul du potentiel relatif à chaque électrode à $T° = 25°C$

$$E_{Ox_1/Red_1} = E°_{Ox_1/Red_1} + \frac{0.06}{n}\log\left(\frac{(a_{Ox_1})^{\alpha}}{(a_{Red_1})^{\beta}}\right)$$ avec

$E°_{Ox_1/Red_1} = cte$ caractéristique du couple

$n = nb$ d'électrons échangés

a=activité des especes (concentration)

α et β = coefficient stockiométrique

Capacité d'une pile Q

C'est la quantité d'électricité (en Colombe) qui a circulé dans le circuit extérieur entre le début du fonctionnement de la pile et son équilibre chimique

$Q = n(e^-) \times F$ F = cte de Faraday (= 96900 Colomb/mol)

$n(e^-)$ = nombre de mole d'électrons échangé

Précision du sens d'échange d'e⁻ , Calcul de K°T

$E_1 : Ox_1/Red_1$

$E_2 : Ox_2/Red_2$

$\Delta E = E_2 - E_1$: Si $\Delta E < 0$ → $E_1 > E_2$ → électrons sont fournies par E_2 et capter par E_1

→ Oxydation de Red_2 en Ox_2

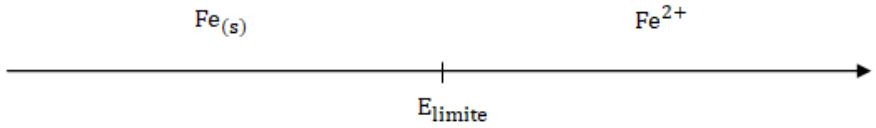
Si $\Delta E > 0$ → $E_1 < E_2$ → électrons sont fournies par E_1 et capter par E_2

→ Réduction de Ox_2 en Red_2

$$E_{limite} = E°_{Ox_1/Red_1} + \frac{0.06}{n}\log(Ox_1)_0$$

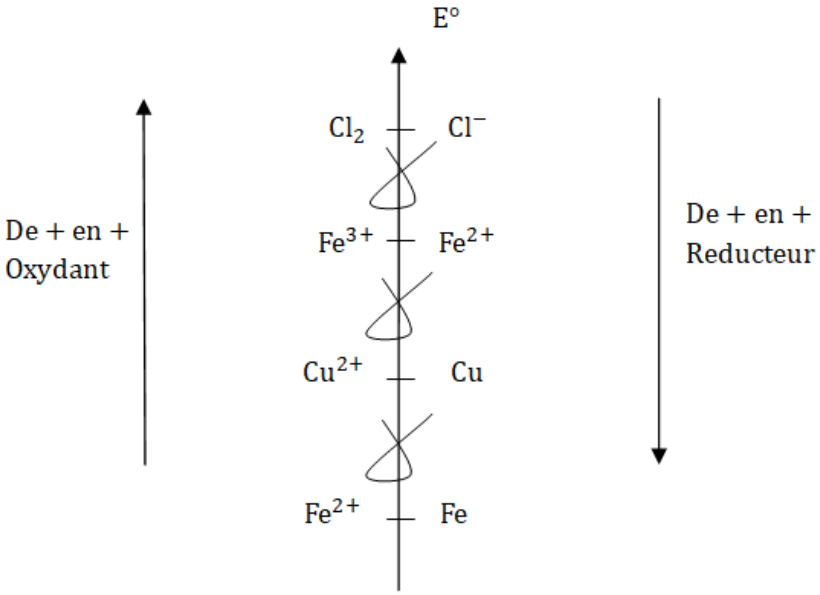
Exemple : Fe^{2+} / $Fe_{(s)}$

- Si $E > E_{limite}$, $[Fe^{2+}] > [Fe^{2+}]_0$ → il y a formation de Fe^{2+}
- Si $E < E_{limite}$ → disparition de Fe^{2+}



Echelle de potentiel standards

Ca réaction est favorisée dans le sens « γ » entre l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort.



<u>Calcul de $K°_T$</u>

$$\boldsymbol{Ox_1 + Red_2 = Ox_2 + Red_1}$$

$K°_T = 10^{\frac{n}{0.06}(E°_1 - E°_2)}$ (Plus $\Delta E°$ augmente plus $K°_T$ augmente et plus la réaction est quantative)

MOUVEMENT
DE L'ESIB
SOLIDAIRE