

Tutorat BCM Fiche sur les équilibres Approuvée par J. NURIT

❖ **Equation de réaction équilibrée** : $\alpha A_{(g)} + \beta B_{(g)} \rightleftharpoons \gamma C_{(g)} + \delta D_{(g)}$

➔ **Coefficients stœchiométriques**: Nombres **sans dimension** (α, β, δ et γ)

❖ **Constantes d'équilibres** K_p et K_c :

➔ **Nombres stœchiométriques** v

➔ Réactifs (consommés) → -

➔ Produits (formés) → +

$$K_p = \frac{P'_C \times P'_D}{P'_A \times P'_B} = e^{-\Delta G^\circ / RT}$$

$$K_p = K_c \times (RT)^{\Delta n}$$



$R = 0,082 \text{ L.atm.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

$$K_c = K_p \times (RT)^{-\Delta n}$$

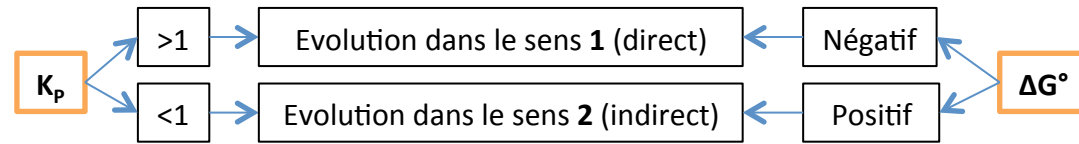
❖ **Détermination du sens d'une réaction** :

▪ Soit par ΔG : comparaison de M et de K

$$\Delta G = R \times T \times \ln M/K$$

- Si $M/K < 1 \Rightarrow \ln M/K < 0 \Rightarrow \Delta G < 0 \Rightarrow$ **évolution sens 1**
- Si $M/K > 1 \Rightarrow \ln M/K > 0 \Rightarrow \Delta G > 0 \Rightarrow$ **évolution sens 2**
- Si $M/K = 1 \Rightarrow \ln M/K = 0 \Rightarrow \Delta G = 0 \Rightarrow$ **équilibre**

▪ Soit par ΔG° : Si les activités des réactants égale à 1:



❖ **Rappels thermo** :

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ = -R \times T \times \ln K_p$$

❖ **Relation de Van't Hoff** :

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \times \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Permet de suivre l'évolution d'un **équilibre**

Si $\Delta H^\circ > 0$ (sens 1), si $T \nearrow$

$$K_2 > K_1$$

La réaction évolue dans le sens 1 $R \rightarrow P$

Si $\Delta H^\circ < 0$ (sens 1), si $T \nearrow$

$$K_2 < K_1$$

La réaction évolue dans le sens 2 $P \rightarrow R$

❖ **Solubilité** :

- **s**: solubilité en mol.L^{-1} ou g.L^{-1}
- **K_s** : produit de solubilité **sans unité** calculé avec la solubilité en mol.L^{-1}
- **Loi de dilution d'OSTWALD** : La dilution d'une solution augmente la fraction dissociée
- **Effet d'ions commun** : La solubilité d'un solide ionique est **diminuée** lorsqu'un **ion commun** est présent dans la solution.
- Détermination du pH d'une solution comprenant des ions OH^- :

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-]$$

ou

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (K_e / [\text{OH}^-]) \text{ avec } K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$