

Description d'un système

Grandeur extensive
dépend de la quantité de matière et additive
ex: $m, n, q, U, H, S \dots$

Grandeur intensive
Ne dépend pas de la quantité de matière et non additive
ex: T, P , grandeurs de composition ...

Grandeurs de composition intensives

- Fraction molaire: $x_i \equiv \frac{n_i}{n_{tot}}$
- Fraction massique: $w_i \equiv \frac{m_i}{m_{tot}}$
- Concentration molaire: C_i ou $[A_i] \equiv \frac{n_i}{V}$
- Pression partielle: $P_i \equiv \frac{n_i}{n_{tot}} P_{tot}$ avec $P_{tot} = \sum_i P_i$
(Pour un gaz parfait: $PV = nRT$)

Transformation chimique

Représentation symbolique = EQUATION DE REACTION

$$\underbrace{v_A A + v_B B + \dots}_{\text{REACTIFS}} \rightleftharpoons \underbrace{v_Y Y + v_Z Z + \dots}_{\text{PRODUITS}}$$

avec v = coefficient stoechiométrique

$$\begin{matrix} n_A(t) = n_{A0} - v_A \xi(t) & n_Y(t) = n_{Y0} + v_Y \xi(t) \\ n_B(t) = n_{B0} - v_B \xi(t) & n_Z(t) = n_{Z0} + v_Z \xi(t) \end{matrix}$$

avec $\xi(t)$ avancement de réaction en moles

Activité chimique des réactifs et des produits

→ pour un solvant: $a_i = 1$

→ pour un soluté: $a_i = \frac{[A_i]}{C_0}$ avec $C_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$

→ pour un solide ou liquide pur: $a_i = 1$

→ cas d'un gaz ou mélange de gaz: $a_i = \frac{P_i}{P_0}$ avec $P_0 = 10^5 \text{ Pa}$ (P_i = pression partielle)

Constante d'équilibre thermodynamique

A l'équilibre : $K \equiv \frac{\prod a_{\text{produits,eq}}^{v_p}}{\prod a_{\text{réactifs,eq}}^{v_r}}$

→ Calcul des activités (concentrations) à l'équilibre
→ $K(T)$ ne dépend que de la température et est propre à chaque transformation

Prévision du sens de réaction: le quotient de réaction

Quotient de réaction à l'instant t : $Q(t) \equiv \frac{\prod a_{\text{produits}}^{v_p}(t)}{\prod a_{\text{réactifs}}^{v_r}(t)}$

- Si $Q(t=0) < K \Rightarrow$ La réaction n'est pas en équilibre, elle évolue vers la formation des produits (réaction directe \rightarrow).
- Si $Q(t=0) = K \Rightarrow$ La réaction est déjà à équilibre, pas d'évolution.
- Si $Q(t=0) > K \Rightarrow$ La réaction n'est pas en équilibre, elle évolue vers la formation des réactifs (réaction indirecte \leftarrow).