

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 22/09/2026 02:15 creat by Kalanso App

La loi d'action de masse et l'équilibre chimique

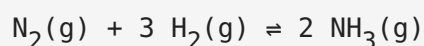
En chimie, de nombreuses réactions ne sont pas totales : les réactifs ne se transforment pas entièrement en produits. Elles atteignent un état d'équilibre dynamique où les concentrations de toutes les espèces restent constantes. La **loi d'action de masse** permet de quantifier cet équilibre à l'aide d'une constante d'équilibre. Ce cours présente cette loi fondamentale, son expression, sa signification et son utilisation pour prévoir le sens d'une réaction.

1. Réactions totales et réactions équilibrées

Une réaction totale s'arrête lorsque l'un des réactifs est entièrement consommé. Par exemple, la combustion du méthane en présence d'un excès de dioxygène est totale :



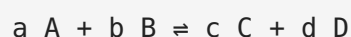
En revanche, la synthèse de l'ammoniac est une réaction équilibrée :



La double flèche $\rightleftharpoons$ indique que la réaction se déroule dans les deux sens. À l'équilibre, les vitesses des réactions directe et inverse sont égales, et les concentrations n'évoluent plus macroscopiquement.

2. Loi d'action de masse

Pour une réaction équilibrée générale :



La loi d'action de masse, formulée par Guldberg et Waage en 1864, stipule qu'à l'équilibre, le rapport suivant est constant à une température donnée :

$$K = \frac{[\text{C}]^c \times [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \times [\text{B}]^b}$$

où [X] représente la concentration molaire de l'espèce X à l'équilibre (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$). **K** est la constante d'équilibre, qui ne dépend que de la température.

Pour les gaz, on peut utiliser les pressions partielles à la place des concentrations, définissant alors K_p . La relation entre K_c (concentrations) et K_p est :

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

où Δn est la variation du nombre de moles de gaz (produits - réactifs).

Exemple : synthèse de l'ammoniac

Pour la réaction $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$, l'expression de la constante est :

$$K_c = [NH_3]^2 / ([N_2] \times [H_2]^3)$$

À 500 K, $K_c \approx 0,04$. Si les concentrations à l'équilibre sont $[N_2] = 0,10$ M, $[H_2] = 0,30$ M, alors :

$$[NH_3]^2 = K_c \times [N_2] \times [H_2]^3 = 0,04 \times 0,10 \times (0,30)^3 = 0,04 \times 0,10 \times 0,027 = 1,08 \times 10^{-4}$$

Donc $[NH_3] = \sqrt{(1,08 \times 10^{-4})} \approx 0,0104$ M.

3. Quotient réactionnel et sens d'évolution

Pour

savoir si un système est à l'équilibre ou dans quel sens il va évoluer, on calcule le **quotient réactionnel Q**, qui a la même expression que K mais avec les concentrations instantanées (hors équilibre).

- Si $Q < K$: le système évolue dans le sens direct (formation des produits).
- Si $Q > K$: le système évolue dans le sens inverse (formation des réactifs).
- Si $Q = K$: le système est à l'équilibre.

Cette comparaison permet de prévoir qualitativement l'effet d'une modification des conditions initiales.

4. Déplacement d'équilibre : principe de Le Chatelier

Lorsqu'on modifie les conditions d'un système à l'équilibre (concentration, pression, température), l'équilibre se déplace dans le sens qui s'oppose à cette modification. C'est le **principe de Le Chatelier**.

- **Concentration** : ajouter un réactif déplace l'équilibre dans le sens direct ; ajouter un produit le déplace dans le sens inverse.

- **Pression** : une augmentation de pression favorise le côté ayant le moins de moles de gaz. Pour la synthèse de NH_3 , $\Delta n = 2 - 4 = -2$, donc une pression élevée favorise la formation d'ammoniac.
- **Température** : si la réaction directe est exothermique, une augmentation de température déplace l'équilibre dans le sens inverse (endothermique). Pour $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$, $\Delta H^\circ = -92 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, donc une température élevée défavorise la formation de NH_3 .

Ces principes sont utilisés dans l'industrie pour optimiser les rendements, comme dans le procédé Haber-Bosch.

5. Constante d'équilibre et énergie libre de Gibbs

La constante d'équilibre est reliée à la variation d'énergie libre standard de la réaction par :

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

où $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, T en kelvin. Ainsi, plus K est grand, plus ΔG° est négatif, et plus la réaction est favorisée dans le sens direct.

Cette relation permet de calculer K à partir de données thermodynamiques, ou inversement.

Conclusion

La loi d'action de masse est un pilier de la chimie des équilibres. Elle fournit une expression quantitative de l'état d'équilibre via la constante K , permet de prévoir le sens d'évolution grâce au quotient Q , et s'articule avec le principe de Le Chatelier pour anticiper l'effet des perturbations. Maîtriser ces concepts est essentiel pour comprendre les réactions réversibles, que ce soit en chimie analytique, en chimie industrielle ou en biochimie.