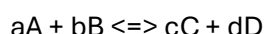

Chapitre 1 : Équilibres Chimiques en Solution

I. Introduction aux équilibres chimiques

Un équilibre chimique s'installe lorsqu'une réaction réversible se produit dans les deux sens à des vitesses égales.

Les concentrations des réactifs et des produits deviennent alors constantes dans le temps, bien que la réaction continue à se produire.

Exemple général :



Constante d'équilibre :

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

II. Équilibres acide-base

1. Définition du pH :

Le pH mesure l'acidité d'une solution.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

2. Constante d'acidité (Ka) :

Pour une réaction : $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pK}_a = -\log(K_a)$$

3. Force des acides :

- Un acide est **fort** si pKa est **petit**
- Un acide est **faible** si pKa est **grand**

III. Solutions tampons

Un **tampon** est une solution contenant un acide faible et sa base conjuguée.

Il permet de **stabiliser le pH** malgré l'ajout d'un acide ou d'une base forte.

Équation de Henderson-Hasselbalch :

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log\left(\frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}\right)$$

Exemple :

Mélange $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ ($\text{pK}_a = 4.76$)

Préparer une solution à **pH = 5.0** $\rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}] \approx 1.74$

IV. Principe de Le Chatelier

Lorsqu'un système à l'équilibre subit une perturbation (ajout/retrait d'une espèce, variation de température ou de pression), il évolue dans le sens qui tend à **compenser** cette perturbation.

Exemples :

- Ajout d'un réactif → déplacement vers la droite
 - Augmentation de température pour une réaction endothermique → déplacement vers la droite
-

V. Équilibres de précipitation

Certaines réactions en solution aboutissent à la **formation d'un précipité**, insoluble.

Produit de solubilité :

$$K_{ps} = [ion_1] \times [ion_2]$$

Exemple : $AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$

$$K_{ps}(AgCl) \approx 1.8 \times 10^{-10}$$

VI. Travaux Dirigés (TD)

TD 1 : Calcul de pH d'un acide faible

Énoncé :

Calculer le pH d'une solution 0,1 mol/L d'acide acétique ($pK_a = 4.76$)

Correction :

$$pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log C) = \frac{1}{2} (4.76 + 1) = \mathbf{2.88}$$

TD 2 : Préparation d'une solution tampon

Énoncé :

Préparer 100 mL d'une solution tampon à $pH = 5.0$ à base d'acide acétique et acétate de sodium.

Correction :

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[base]}{[acide]}\right) \rightarrow \log\left(\frac{[base]}{[acide]}\right) = 0.24$$
$$\rightarrow \frac{[base]}{[acide]} \approx 1.74$$

TD 3 : Précipitation

Énoncé :

Une solution contient Ag^+ et Cl^- . Calculer la concentration de Cl^- nécessaire pour précipiter 90 % d' Ag^+ .

$$K_{ps} = 1.8 \times 10^{-10}$$

Correction :

$[\text{Cl}^-] = K_{ps} / [\text{Ag}^+]_{\text{restant}}$

→ Application numérique

VII. Annales d'examens corrigées**Sujet type 1 – QCM (extrait)**

1. Le pKa est défini comme :

- ☐ a. $-\log(K_a)$ ✓
- ☐ b. $1/K_a$
- ☐ c. $\log(K_a)$

2. Le pH d'une base forte est :

- ☐ a. proche de 0
 - ☐ b. proche de 7
 - ☐ c. supérieur à 7 ✓
-

Sujet type 2 – Cas pratique**Énoncé :**

Un chimiste souhaite préparer 200 mL d'un tampon à pH 5.0 en utilisant CH_3COOH ($\text{p}K_a = 4.76$) et CH_3COONa .

Quelle masse d'acétate faut-il peser si on utilise 0.1 mol/L d'acide ?

Correction :

- $\log([\text{base}]/[\text{acide}]) = 0.24$
 - $[\text{base}] \approx 1.74 \times [\text{acide}]$
 - Calcul des moles de base → masse à peser = $n \times M$
-

VIII. Résumé

- Un équilibre chimique s'établit lorsque les vitesses directe et inverse sont égales.
 - Le pH dépend de la concentration en H_3O^+ .
 - Les solutions tampons sont des outils indispensables pour contrôler le pH.
 - Le Chatelier permet de prédire les effets d'une perturbation sur un équilibre.
 - Les produits de solubilité régissent les équilibres de précipitation.
-