

Chapitre

Équilibre de plusieurs réactions acido-basiques

5.1 Les outils

5.1.1 pH d'une solution aqueuse

π Définition 1.1 : Définition du pH

$pH = -\log(a(H_3O^+)) \simeq -\log([H_3O^+])$ si la concentration totale en ion est suffisamment faible.

π Définition 1.2 : Définition du pOH

$pH = -\log(a(HO^-)) \simeq -\log([HO^-])$ si la concentration totale en ion est suffisamment faible.

La somme des 2 vaut 14.

5.1.2 Constante d'équilibre d'une réaction

La constante d'équilibre peut se déduire des K_a des 2 couples mis en jeu. On a

π Théorème 1.1 : Constante d'équilibre

Pour une réaction de la forme $\text{Acide}_1 + \text{Base}_2 = \text{Base}_1 + \text{Acide}_2$, on a

$$K = \frac{K_a(1)}{K_a(2)}.$$

Si le $pK_a(2) > pK_a(1)$ et $|\Delta pK_a| > 4$, alors la réaction est quasi-totale dans le sens direct et la constante d'équilibre est $K = 10^{+|\Delta pK_a|}$.

Si le $pK_a(2) < pK_a(1)$ et $|\Delta pK_a| > 4$, alors la réaction est quasi-négligeable dans le sens indirect et la constante d'équilibre est $K = 10^{-|\Delta pK_a|}$.

5.2 Méthode de la réaction prépondérante

5.2.1 Réaction prépondérante

Par définition, c'est la réaction qui modifie le plus la composition du milieu.

Par hypothèse \times , c'est celle qui a la constante d'équilibre la plus élevée. Quand il n'y a que des acides ou des bases, c'est la réaction de l'acide le plus fort sur la base la plus forte.

\times Difficulté

Cela dépend aussi de la composition initiale mais aussi des conditions initiales (dilution, réactif en excès)

Méthode

1. Identifier les espèces prépondérantes
2. Classer les couples présents sur une échelle de pK_a
3. Entourer les espèces prépondérantes présentes initialement
4. On identifie l'acide le plus fort et la base la plus forte
5. Les 2 réagissent ensembles

5.2.2 Principe

On image la succession des réactions prépondérantes qui conduisent à des solutions équivalentes. On s'arrête quand $K \leq 10^4$.

5.2.3 Validation

Quand on connaît le K_a , la concentration de la forme acide et de la forme basique, on peut trouver la concentration en $[H_3O^+]$ car $K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$.

5.2.4 pH

Acide/base fort

Solution	pH	Validité
Acide fort	$-\log(C)$	< 6.5
Base forte	$14 + \log(C)$	> 7.5

Acide/base faible

Solution	pH	Validité
Acide faible	$\frac{1}{2}(pK_A - \log(C_0))$	$< 6.5, < pK_a - 1$
Base faible	$\frac{1}{2}(14 + pK_A + \log(C_0))$	$> 7.5, > pK_a + 1$

Mélange

Solution	pH	Validité
Tampon (A/B faibles conjugués)	$pK_A + \log(\frac{C_B}{C_A})$	
Acide/Base faible de couples \neq	$\frac{1}{2}(pK_A + pK_B + \log(\frac{C_B}{C_A}))$	