

Réactions acido-basiques

Notions et formules essentielles

I Définitions

1 - Acide et base $\underbrace{\text{AH}}_{\text{acide}} = \underbrace{\text{A}^-}_{\text{base}} + \text{H}^+$
couple AH/A⁻

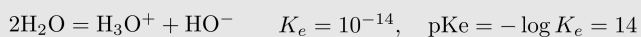
2 - Écriture de réactions acide-base

Entre deux couples $\text{A}_1\text{H} + \text{A}_2^- = \text{A}_1^- + \text{A}_2\text{H}$

3 - Le pH

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

4 - Autoprotolyse de l'eau



II Forces des acides et des bases

1 - Ajout d'un acide dans l'eau

a/ Acide fort : réaction totale avec l'eau

b/ Acide faible : réaction non totale $\longrightarrow K_A = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$
 $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} = \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
 $\text{p}K_A = -\log K_A$

c/ K_A et $\text{p}K_A$ des couples de l'eau

2 - Ajout d'une base dans l'eau

a/ Base forte : réaction totale avec l'eau

b/ Base faible : réaction non totale
 $\text{A}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{AH} + \text{HO}^-$

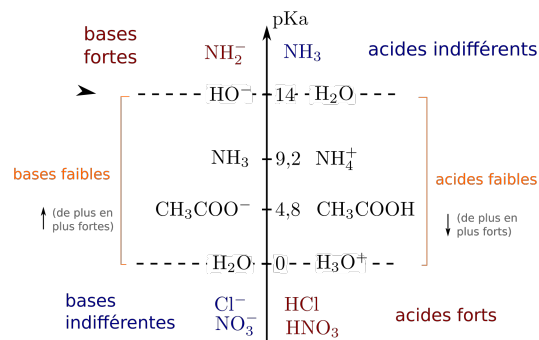
3 - Relation de Henderson

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

4 - Constante d'une réaction acide-base

Constante d'équilibre de $\text{A}_1\text{H} + \text{A}_2^- = \text{A}_1^- + \text{A}_2\text{H}$

$$K = 10^{\text{p}K_{A2} - \text{p}K_{A1}}$$



III Distribution des espèces selon le pH

1 - Diagramme de prédominance

a/ Principe

Diagramme montrant la prédominance des formes AH et A⁻ en fonction du pH. La forme acide prédomine à pH < pKa ([AH] > [A⁻]) et la forme basique prédomine à pH > pKa ([A⁻] > [AH]).

b/ Superposition de diagrammes

2 - Diagramme de distribution

