

Acides-bases

Définition

$$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$$

Acide \rightarrow cède un ou plusieurs H^+ Base \leftarrow capte des H^+

Constante d'acidité

Mise en solution aqueuse d'un acide l'eau se comporte comme une base

$$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$$

$$\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+$$

$$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$$

Constante d'acidité de CH_3COOH

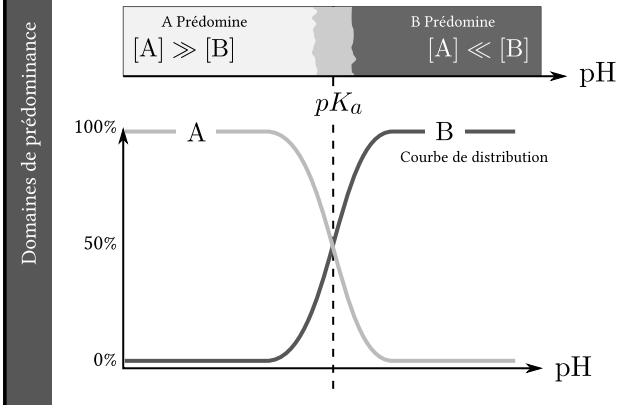
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{c^\circ[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$pK_a = -\log(K_a)$

Constante d'acidité de l'eau :

$$K_e = \frac{1}{c^\circ{}^2} [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-] = 10^{-14}$$

$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right) = pK_a + \log\left(\frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}\right)$



Réaction Acide-Base

$$\text{A}_1 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{B}_1 + \text{H}_3\text{O}^+ \quad K_{a1}$$

$$\text{A}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{B}_2 + \text{H}_3\text{O}^+ \quad K_{a2}$$

Lorsque A_1 réagit avec B_2

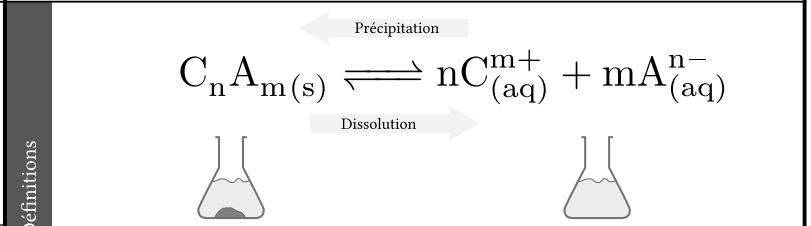
$$\text{A}_1 + \text{B}_2 \rightleftharpoons \text{A}_2 + \text{B}_1$$

Constante d'équilibre : $K = \frac{K_{a1}}{K_{a2}}$

Quelques espèces

H_2SO_4	Acide sulfurique	Acide fort
HCl	Acide chlorhydrique	Acide fort
HNO_3	Acide nitrique	Acide fort
H_3PO_4	Acide phosphorique	Acide faible
CH_3COOH	Acide acétique	Acide faible
NaOH	Soude	Base forte
HCO_3^-	Ion hydrogénocarbonate	Acide faible et base faible
NH_3	Ammoniac	Base faible

Dissolution et précipitation



Définitions

Produit de solubilité de $\text{C}_n\text{A}_m(\text{s})$

$$K_S(T) = \frac{1}{c^\circ{}^{m+n}} [\text{C}^{m+}]_{\text{éq.}}^n [\text{A}^{n-}]_{\text{éq.}}^m$$

Condition de précipitation

Dissolution de AgCl $\text{AgCl}_{(\text{s})} \rightleftharpoons \text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + \text{Cl}_{(\text{aq})}^-$

Quotient réactionnel $Q = \frac{1}{c^\circ} [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$

$Q < K_S$	Dissolution de $\text{AgCl}_{(\text{s})}$
$Q > K_S$	Précipitation de $\text{AgCl}_{(\text{s})}$

Acide-base et précipitation

Dissolution et précipitation

Domaine d'existence

Réaction

$$\text{AgCl}_{(\text{s})} \rightleftharpoons \text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + \text{Cl}_{(\text{aq})}^- \quad \text{avec } \frac{[\text{Cl}^-]}{c^\circ} = \text{constante}$$

Domaine d'existence de $\text{AgCl}_{(\text{s})}$ Absence de $\text{AgCl}_{(\text{s})}$

$p\text{Ag}_{\text{lim}} = pK_S + \log\left(\frac{c_i}{c^\circ}\right)$ $p\text{Ag} = -\log([\text{Ag}])$

dans cette zone, la solution est saturée

Exemple : dissolution de NaCl

	$\text{NaCl}(\text{s})$	\rightleftharpoons	$\text{Na}^+(\text{aq})$	+	$\text{Cl}^-(\text{aq})$
État initial	n_0		0		0
Équilibre	$n_0 - \xi$		ξ		ξ

Solubilité

À l'équilibre

$$\left(\frac{\xi}{c^\circ V}\right)^2 = K_S \rightarrow \frac{\xi}{V} = c^\circ \sqrt{K_S} \approx 6,2 \text{ mol } \ell^{-1}$$

Solubilité

$$S = 365,3 \text{ g } \ell^{-1}$$