Acide-base

Couples acide / base

Un **acide** **cède** un ion H^+ ; une **base** en **capte** un.

couple AH / A^- : $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$

acide carboxylique	$R-COOH / R-COO^-$ (ion carboxylate)
amine	$R-NH_3^+ / R-NH_2$ (ion ammonium / amine)
eau	H_3O^+ / H_2O et H_2O / HO^-
acide carbonique	$CO_2, H_2O / HCO_3^-$ et HCO_3^- / CO_3^{2-}

Amphotère : acide d'un couple **et** base d'un autre, comme H_2O et HCO_3^-.

Écrire une réaction acide-base

L'**acide** d'un couple donne un H^+ à la **base** d'un autre couple.

transfert d'un H^+

$$\underset{\textit{acide 1}}{CH_3COOH(aq)} + \underset{\textit{base 2}}{H_2O(l)} \rightleftharpoons \underset{\textit{base 1}}{CH_3COO^-(aq)} + \underset{\textit{acide 2}}{H_3O^+(aq)}$$

pH et concentration en ions oxonium

$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right) \iff [H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH}$$

Acide fort ou faible ? Taux d'avancement final τ

fort réaction avec l'eau **quasi totale** flèche $\longrightarrow$ $\text{pH} = -\log(c/c^\circ)$

faible réaction **limitée** (équilibre) flèche $\rightleftharpoons$ $\text{pH} > -\log(c/c^\circ)$

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{[H_3O^+]_f}{c}$$

Constante d'acidité K_A et pK_A

K_A est la constante d'équilibre de la réaction de l'**acide** du couple avec l'eau :

$$AH\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons A^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$$

$$K_A = \frac{[A^-]_{éq} \times [H_3O^+]_{éq}}{[AH]_{éq} \times c^\circ}$$

$$pK_A = -\log K_A$$

$$\text{pH} = pK_A + \log\left(\frac{[A^-]}{[AH]}\right)$$

À concentration égale, l'acide le **plus fort** a le plus **grand** K_A (plus **petit** pK_A).

Diagramme de prédominance



$\text{pH} < pK_A$ **acide** $\text{pH} = pK_A$ $[AH] = [A^-]$ $\text{pH} > pK_A$ **base**

Indicateur coloré

Sa zone de virage doit contenir le pH à l'équivalence.