

ÉQUILIBRES ACIDES BASES, PH



Le pH (potentiel Hydrogène) mesure le degré d'acidité ou d'alcalinité d'une substance.

I. La réaction acide-base

D'après Bronsted :

Un **acide** est une espèce moléculaire ou ionique susceptible de **céder** un proton H^+

Ex : monoacides : HCl , HNO_3 , CH_3COOH , NH_4^+
polyacides (espèce pouvant céder plusieurs protons) : H_3PO_4 , H_2SO_4

Une **base** est une espèce moléculaire ou ionique susceptible de **capter** un proton H^+

Ex : monobases : HO^- , CH_3COO^- , NH_3
polybases (espèce pouvant capter plusieurs protons) : CO_3^{2-}

Equations acides-bases :



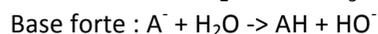
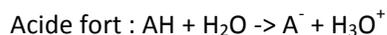
Ex :



II. Force d'un acide ou d'une base

La force d'un acide ou d'une base est son aptitude à céder ou capter un proton.

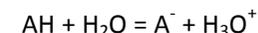
Les acides **forts** et les bases **fortes** réagissent avec l'eau de manière TOTALE.



Les acides **faibles** et les bases **faibles** réagissent avec l'eau de manière PARTIELLE.

Acides forts	Bases fortes
H_3O^+ (ion hydronium) $pK_A = 0$ -> Acide le plus fort pouvant exister dans l'eau HCl (acide chlorhydrique) HNO_3 (acide nitrique)	HO^- $pK_A = 14$ -> Base la plus forte pouvant exister dans l'eau NH_2^-
Acides faibles	Bases faibles
CH_3COOH (acide éthanoïque = acide acétique) NH_4^+ (ion ammonium = ammoniacque (aq))	NH_3 (ammoniac (g)) CH_3COO^- (ion éthanoate = ion acétate)

III. Constante d'équilibre



La force d'un acide ou d'une base faible est caractérisée par la constante d'acidité K_A .

$$K_A = \frac{[A^-].[H_3O^+]}{[AH]}$$

Plus cette constante est grande, plus l'acide faible est dissocié et plus son comportement se rapproche de celui d'un acide fort.

Le pK_A permet de classer les acides et les bases selon leur force.

$$pK_A = -\log K_A$$

Plus le pK_A d'un couple acide-base est petit, plus l'acide est fort et plus la base est faible.

NB : Dans l'eau, le pK_A sera toujours compris entre 0 et 14.

IV. Le pH

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

Si $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$: la solution est **neutre**

Si $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$: la solution est **acide**

Si $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$: la solution est **basique**

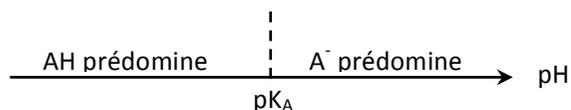
À 25°C, le pH d'une solution neutre est égal à 7.

Une espèce A **prédomine** sur une espèce B lorsque $[\text{A}] > [\text{B}]$

Une espèce A est **majoritaire** devant une espèce B lorsque $[\text{A}] > 10 [\text{B}]$

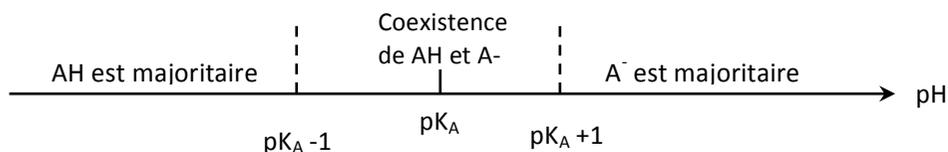
Si $\text{pH} > \text{pK}_A$, la base prédomine.

Si $\text{pK}_A > \text{pH}$, l'acide prédomine.



Si $\text{pH} > \text{pK}_A + 1$, la base est majoritaire (on peut négliger l'acide devant la base).

Si $\text{pH} < \text{pK}_A - 1$, l'acide est majoritaire (on peut négliger la base devant l'acide).



Acide fort	Totalement dissocié	$\text{pH} = -\log C_a$
Base forte	Totalement dissocié	$\text{pH} = 14 + \log C_b$
Acide faible	Acide faiblement dissocié $[\text{A}^-] \ll [\text{AH}] ; K_A < 10^{-3} ; \text{pK}_A > 3$	$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_A - \log C_a)$
	Acide moyennement dissocié : $K_A > 10^{-3} ; \text{pK}_A < 3$	Résolution d'équation
Base faible	Base faiblement protonée $[\text{AH}] \ll [\text{A}^-] ; K_B < 10^{-3} ; K_A > 10^{-11} ; \text{pK}_A < 11$	$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{pK}_A + \log C_b)$
	Base moyennement protonée : $K_B > 10^{-3} ; K_A < 10^{-11} ; \text{pK}_A > 11$	Résolution d'équation
Mélange acide faible - base faible conjugués		$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{C}_b]}{[\text{C}_a]}$