Acidi, basi e pH

01 Teorie acido-base

definizioni e specie tipiche

	DEFINIZIONE	ACIDI	BASI
Teoria di Arrhenius	**Acido** – sostanza che in soluzione acquosa libera ioni H^+ **Base** – sostanza che in soluzione acquosa libera ioni ossidrile OH^-	Idracidi (HCl), ossiacidi (H_2SO_4)	Idrossidi ($NaOH$)
Teoria di Brønsted–Lowry	**Acido** – molecola o ione in grado di donare protoni H^+ **Base** – molecola o ione in grado di accettare protoni H^+	Idracidi (HCl), H_2O, ossiacidi, residui acidi HSO_4^-, NH_4^+	Cl^-, H_2O, OH^-, NH_3
Teoria di Lewis	**Acido** – sostanza in grado di accettare una coppia di elettroni **Base** – sostanza in grado di donare una coppia di elettroni	H^+, $AlCl_3$, Fe^{3+}, BF_3	NH_3, OH^-, H_2O

COPPIA CONIUGATA (BRØNSTED–LOWRY)

$$HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$$

HA acido, A^- base coniugata: più l'acido è forte, più la sua base coniugata è debole.

SPECIE ANFOTERE

$$H_2O \;,\; HCO_3^- \;,\; HSO_4^-$$

Possono comportarsi sia da acido sia da base, a seconda del partner di reazione.

02 pH e pOH

definizioni e relazioni

DEFINIZIONE

$$pH = -\log[H_3O^+]$$
$$pOH = -\log[OH^-]$$

CONCENTRAZIONE IONI

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$
$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

RELAZIONE FONDAMENTALE

$$pH + pOH = 14$$

a 25 °C

PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-] = 10^{-14}$$

K_w a 25 °C; cresce con la temperatura.

SCALA DI ACIDITÀ (25 °C)

$$pH < 7 \Rightarrow \text{soluzione acida}$$
$$pH = 7 \Rightarrow \text{soluzione neutra}$$
$$pH > 7 \Rightarrow \text{soluzione basica}$$

Acidi e basi forti e deboli

03 Acidi e basi forti

dissociazione completa

ACIDO FORTE

$$\mathrm{pH} = -\log C_a$$

BASE FORTE

$$\mathrm{pOH} = -\log C_b$$

MONO / POLI

$$[\mathrm{H_3O^+}] = n\,C_a$$
$$[\mathrm{OH^-}] = n\,C_b$$

n = ioni $\mathrm{H^+}$ ($\mathrm{OH^-}$) per formula, dalla reazione di dissociazione.

SOLUZIONI MOLTO DILUITE

Se $C_a < 10^{-6}\,\mathrm{M}$ l'acqua non è più trascurabile e non basta $\mathrm{pH} = -\log C_a$: si usa

$$[\mathrm{H_3O^+}] = \frac{C_a + \sqrt{C_a^2 + 4K_w}}{2}$$

04 Acidi e basi deboli

dissociazione parziale

COSTANTE ACIDA

$$K_a = \frac{[\mathrm{H_3O^+}]\,[\mathrm{A^-}]}{[\mathrm{HA}]}$$

$\mathrm{p}K_a = -\log K_a$

COSTANTE BASICA

$$K_b = \frac{[\mathrm{BH^+}]\,[\mathrm{OH^-}]}{[\mathrm{B}]}$$

$\mathrm{p}K_b = -\log K_b$

ACIDO DEBOLE

$$\mathrm{pH} = -\log\sqrt{K_a C_a}$$
$$\mathrm{pH} = \frac{1}{2}(\mathrm{p}K_a - \log C_a)$$

BASE DEBOLE

$$\mathrm{pOH} = -\log\sqrt{K_b C_b}$$
$$\mathrm{pOH} = \frac{1}{2}(\mathrm{p}K_b - \log C_b)$$

CONCENTRAZIONE IONI

$$[\mathrm{H_3O^+}] = \sqrt{K_a C_a}$$
$$[\mathrm{OH^-}] = \sqrt{K_b C_b}$$

GRADO DI DISSOCIAZIONE

$$\alpha = \frac{[\mathrm{H_3O^+}]}{C_a} = \sqrt{\frac{K_a}{C_a}}$$

frazione di molecole dissociate (base: C_b, K_b).

FORMULE SEMPLIFICATE

Valide se $C_a \gg K_a$ (indicativamente $C_a/K_a > 100$); altrimenti vale l'equilibrio esatto:

$$[\mathrm{H_3O^+}] = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a C_a}}{2}$$

Sali, tamponi e neutralizzazione

05 Coppie coniugate e idrolisi dei sali

25 °C

COPPIA CONIUGATA

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

FORMA LOGARITMICA

$$\mathrm{p}K_a + \mathrm{p}K_b = 14$$

SALE DERIVATO DA	FORMULA (C_s = CONCENTRAZIONE DEL SALE)
Acido forte + base forte esempio: NaCl (neutro)	$\mathrm{pH} = 7$
Base forte + acido debole esempio: $\mathrm{CH_3COONa}$ (basico)	$\mathrm{pH} = 7 + \frac{1}{2}(\mathrm{p}K_a + \log C_s)$
Acido forte + base debole esempio: $\mathrm{NH_4Cl}$ (acido)	$\mathrm{pH} = 7 - \frac{1}{2}(\mathrm{p}K_b + \log C_s)$
Acido debole + base debole esempio: $\mathrm{CH_3COONH_4}$	$\mathrm{pH} = 7 + \frac{1}{2}(\mathrm{p}K_a - \mathrm{p}K_b)$

06 Soluzioni tampone

acido o base debole + suo sale

TAMPONE ACIDO

$$\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_a + \log \frac{[\mathrm{A^-}]}{[\mathrm{HA}]}$$

Equazione di Henderson-Hasselbalch. Efficace per $0{,}1 < [\mathrm{A^-}]/[\mathrm{HA}] < 10$.

TAMPONE BASICO

$$\mathrm{pOH} = \mathrm{p}K_b + \log \frac{[\mathrm{BH^+}]}{[\mathrm{B}]}$$

Con $\mathrm{pH} = 14 - \mathrm{pOH}$. Efficace per $0{,}1 < [\mathrm{BH^+}]/[\mathrm{B}] < 10$.

07 Moli, diluizione e neutralizzazione

MOLI E DILUIZIONE

$$n = C\,V$$
$$C_i V_i = C_f V_f$$

NEUTRALIZZAZIONE

$$n_a\, C_a V_a = n_b\, C_b V_b$$

n_a, n_b = ioni $\mathrm{H^+}$ / $\mathrm{OH^-}$ per formula. Vale all'equivalenza.

MISCELA FORTE + FORTE

$$[\mathrm{H_3O^+}] = \frac{n_{\mathrm{H^+}} - n_{\mathrm{OH^-}}}{V_{tot}}$$
$$[\mathrm{OH^-}] = \frac{n_{\mathrm{OH^-}} - n_{\mathrm{H^+}}}{V_{tot}}$$

Prima formula se è in eccesso l'acido, seconda se è in eccesso la base.