

GLI EQUILIBRI PROTONICI

ACIDO DI ARRHENIUS: specie chimica che in soluzione acquosa si dissocia liberando ioni H^+ : $HA \rightarrow H^+ + A^-$

BASE DI ARRHENIUS: specie chimica che in soluzione acquosa si dissocia liberando ioni OH^- : $B \rightarrow OH^- + B^+$

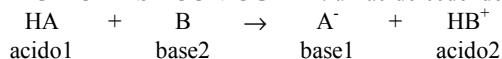
Questa definizione è valida solo per le soluzioni acquose.

ACIDO DI BRØNSTED-LOWRY: sostanza chimica capace di cedere protoni (ioni H^+): $HA \rightarrow H^+ + A^-$

BASE DI BRØNSTED-LOWRY: sostanza chimica capace di acquistare protoni (ioni H^+): $B + H^+ \rightarrow HB^+$

REAZIONE ACIDO-BASE: trasferimento di un protone da un acido all'altro.

COPIA ACIDO-BASE CONIUGATA: un'acido cedendo protoni si trasforma nella sua base coniugata e viceversa.



SOSTANZA ANFIPROTICA: è una sostanza che può cedere o acquistare elettroni (es. H_2O)

AUTOPROTOLISI: trasferimento di protoni tra molecole della stessa specie anfiprotica.

es. $2H_2O \leftrightarrow OH^-$ (ione idrossido) + H_3O^+ (ione ossonio)

PRODOTTO IONICO: è la costante di equilibrio dell'autoprotolisi dell'acqua, è proporzionale alla temperatura.

a 25 °C: $k_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol l}^{-1}$; $[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$

FORZA: tendenza degli acidi a cedere protoni e delle basi ad acquistarne.

COSTANTE DI DISSOCIAZIONE ACIDA: data $HA + H_2O \leftrightarrow A^- + H_3O^+$, è $k_a = [A^-][H_3O^+] / [HA]$ (misura la forza)

COSTANTE DI DISSOCIAZIONE BASICA: data $B + H_2O \leftrightarrow BH^+ + OH^-$, è $k_b = [BH^+][OH^-] / [B]$ (misura la forza)

data una coppia coniugata acido-base, vale $k_a k_b = k_w$ (più forte è l'acido, più debole è la base coniugata e viceversa)

- acidi e basi forti ($k_{a,b} > 55 \text{ mol l}^{-1}$) si dissociano completamente e sono coniugati con basi e acidi inattive

- acidi e basi deboli ($1.8 \cdot 10^{-16} \text{ mol l}^{-1} < k_{a,b} < 55 \text{ mol l}^{-1}$) instaurano equilibrio con l'acqua come le basi e gli acidi loro coniugati.

EFFETTO LIVELLANTE DEL SOLVENTE: in soluzione acquosa l'acido e la base più forti sono H_3O^+ e OH^-

ACIDO O BASE MONOPROTICO: sostanza che può cedere o acquistare un solo protone.

ACIDO O BASE POLIPROTICO: sostanza che, in reazioni successive, può cedere o acquistare più protoni, per ciascuna reazione, c'è una propria k (prima costante di dissociazione, seconda costante... e così via).

STRUTTURA MOLECOLARE: un acido è una sostanza con uno o più atomi di idrogeno legati covalentemente con atomi più elettronegativi; una base è una sostanza con coppie solitarie di elettroni di valenza.

ACIDO DI LEWIS: sostanza in grado di accettare coppie elettroniche di non legame (σ elettrofilo). es. BF_3

BASE DI LEWIS: sostanza in grado di fornire coppie elettroniche di non legame (σ nucleofilo). es. NH_3

IL pH E LA NEUTRALIZZAZIONE

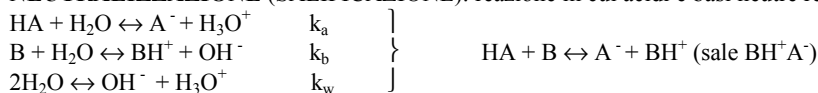
pH: è una funzione definita da $pH = -\log [H_3O^+]$

pOH: è una funzione definita da $pOH = -\log [OH^-]$

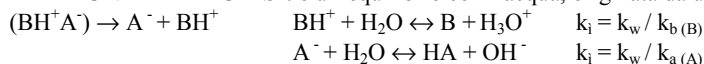
dato $pk_w = -\log k_w$, vale la relazione: $pH + pOH = pk_w = 14$ (a 25 °C)

SOLUZIONE ACIDA:	pH < 7	$[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$	pOH > 7	$[OH^-] < 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$
SOLUZIONE NEUTRA:	pH = 7	$[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$	pOH = 7	$[OH^-] = 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$
SOLUZIONE BASICA:	pH > 7	$[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$	pOH < 7	$[OH^-] > 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$

NEUTRALIZZAZIONE (SALIFICAZIONE): reazione in cui acidi e basi neutre reagiscono tra loro per dare sali.



REAZIONE DI IDROLISI: è un'equilibrio con l'acqua, originata da un sale sciolto in soluzione acquosa:



I sali possono essere formati in quattro modi:

1) **ACIDO E BASE FORTI:** gli ioni coniugati sono inattivi, nessuna idrolisi.

es. $HCl + NaOH \rightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$ (pH = 7)

2) **ACIDO FORTE, BASE DEBOLE:** gli anioni sono inattivi, i cationi si idrolizzano: IDROLISI ACIDA

es. $HCl + NH_4OH \rightarrow NH_4^+ + Cl^- + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + Cl^- + H^+$ (pH < 7)

3) **ACIDO DEBOLE, BASE FORTE:** i cationi sono inattivi, gli anioni si idrolizzano: IDROLISI BASICA

es. $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COO^- + Na^+ + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + Na^+ + OH^-$

4) **ACIDO E BASE DEBOLE:** anioni e cationi si idrolizzano: IDROLISI che dipende da k_1

es. $CH_3COOH + NH_4OH \leftrightarrow CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O$

Perciò all'equilibrio, una soluzione contenente quantità equivalenti di acido e base è uguale ad una soluzione contenente quantità equivalente del sale.

GLI EQUILIBRI ELETTRONICI

REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE (REAZIONI REDOX): sono reazioni in cui gli atomi cambiano il loro grado di ossidazione a causa del trasferimento di elettroni.

OSSIDAZIONE: aumento del grado di ossidazione = perdita di elettroni

RIDUZIONE: diminuzione del grado di ossidazione = acquisto di elettroni

Riduzioni ed ossidazioni devono sempre avvenire insieme, e il numero di elettroni acquistati deve essere uguale al numero di elettroni ceduti; la specie che si ossida è detta RIDUCENTE, quella che si riduce è detta OSSIDANTE.

DISMUTAZIONE (DISPROPORZIONE): ossidoriduzione in cui la stessa specie è riducente e ossidante.

OSSIDORIDUZIONI IN SOLUZIONE: occorre scrivere in forma ionica tutte le sostanze che si dissociano completamente (elettroliti forti), aggiungere H^+ se l'ambiente è acido o neutro, OH^- se l'ambiente è basico.