

## 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  $OH^-$ :  $B \rightarrow OH^- + B^+$

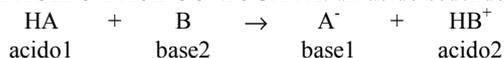
Questa definizione è valida solo per le soluzioni acquose.

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

- acidi e basi deboli ( $1.8 \cdot 10^{-16} \text{ mol l}^{-1} < k_{a,b} < 55 \text{ mol}^{-1}$ ) 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 ( $\sigma$  elettrofilo). es.  $BF_3$

**BASE DI LEWIS:** sostanza in grado di fornire coppie elettroniche di non legame ( $\sigma$  nucleofilo). es.  $NH_3$

## IL pH E LA NEUTRALIZZAZIONE

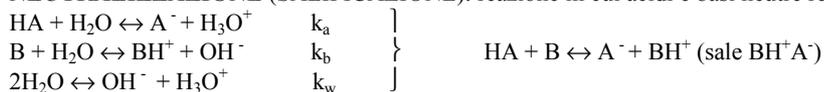
**pH:** è una funzione definita da  $pH = -\log [H_3O^+]$

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

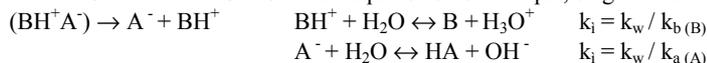
dato  $pk_w = -\log k_w$ , vale la relazione:  $pH + pOH = pk_w = 14$  (a 25 °C)

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

**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.