

Equilibri in fase omogenea (acquosa)

Equilibri acido – base

Elettroliti

I soluti che si dissociano in ioni vengono chiamati **elettroliti** e sono in grado di condurre la corrente elettrica. I **non-elettroliti** invece non si dissociano e non sono in grado di condurre elettricità. **La natura da elettrolita di una sostanza dipende anche dal solvente in cui la sostanza viene sciolta.**

Gli elettroliti **forti** si dissociano completamente. Sono elettroliti forti quasi tutti i sali, molti acidi e basi: NaCl, K₂SO₄, NaOH, HCl, ...

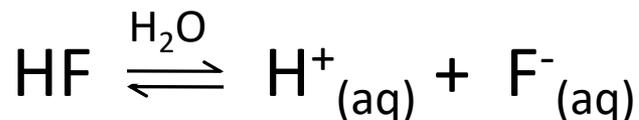
Gli elettroliti **deboli** sono solo parzialmente dissociati. Tra gli elettroliti deboli: CH₃COOH (acido acetico), Hg₂Cl₂, HCN, ...

ELETTROLITI FORTI



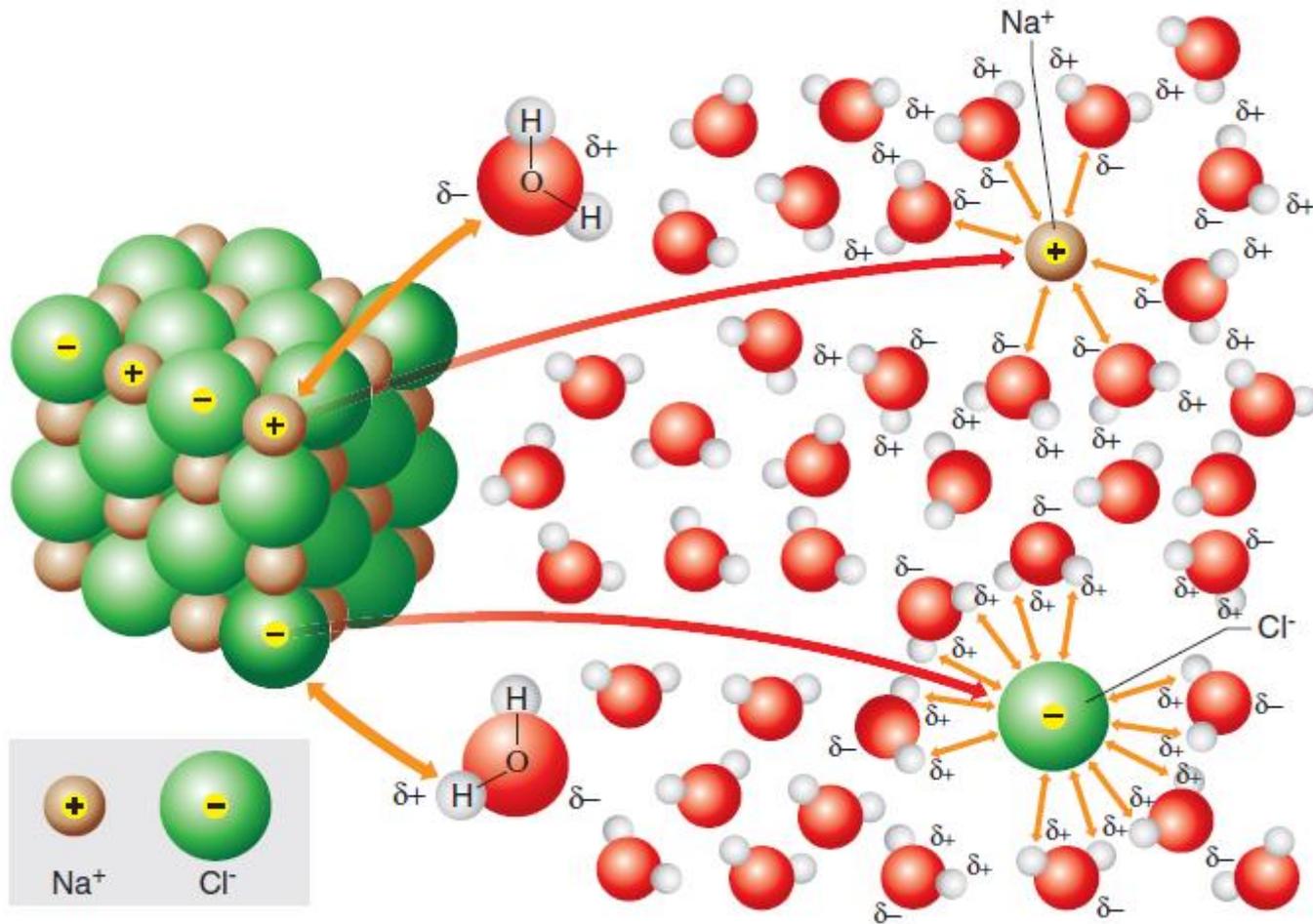
NOTA: NaCl si comporta da elettrolita forte se sciolto in acqua. Se mettessimo NaCl in un solvente come l'esano, non si dissocierebbe

ELETTROLITI DEBOLI



L'acido fluoridrico non si dissocia completamente in acqua. Si instaura un equilibrio tra specie indissociata e i suoi ioni. La conducibilità elettrica è più bassa

Solvatazione



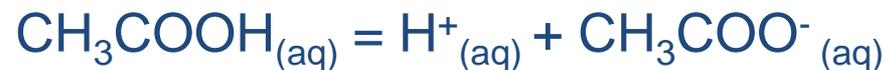
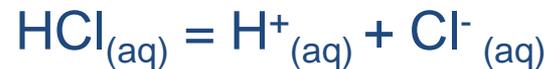
Acidi e basi: Arrhenius

Introduciamo a questo punto una classe di composti estremamente importante in rapporto alle soluzioni acquose: gli acidi e le basi.

Una prima definizione di acidi e basi è dovuta ad **Arrhenius** (1890):

Acido: composto che in soluzione acquosa si dissocia liberando ioni idrogeno

Ad esempio:



Base: composto che in soluzione acquosa si dissocia liberando ioni ossidrile o idrossido OH^-

Ad esempio:



La definizione di Arrhenius è incompleta. Ad esempio essa implica che una base debba contenere uno o più gruppi ossidrile nella formula molecolare. L'ammoniaca ha formula NH_3 , eppure si comporta inequivocabilmente come una base.

Acidi e basi: Lowry e Brönsted

Definizione di acido e base di Lowry e Brönsted (1923): **Un acido è una specie chimica capace di donare un protone, mentre una base è una specie chimica capace di acquistare un protone.**

In soluzione acquosa non esistono ioni H⁺ (protoni) liberi.

Piuttosto, lo ione idrogeno si lega ad (almeno) una molecola di acqua per formare la specie ionica H₃O⁺, detta **ione idronio**.

Sulla base di ciò, la ionizzazione di HCl in acqua può venire interpretata come il trasferimento di uno ione H⁺ da HCl ad H₂O, piuttosto che come una semplice dissociazione:



Allo stesso modo, la ionizzazione dell'ammoniaca può essere vista sempre come un trasferimento protonico da una molecola di H₂O all'ammoniaca:



Acidi e basi: Lowry e Brönsted

Nella definizione di Lowry e Brönsted, ciò che caratterizza un acido o una base è la capacità di cedere o accettare, rispettivamente, uno ione idrogeno.

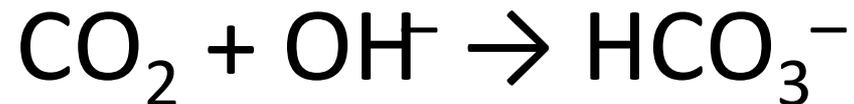
Quando una specie dona un protone essa diventa la base coniugata; quando una specie acquista un protone essa diventa l'acido coniugato.

Si vede subito che la definizione di Lowry e Brönsted implica che le proprietà acide o basiche di una determinata specie chimica non possano essere considerate isolatamente, ma sempre in rapporto ad un'altra specie chimica che consente alla prima di cedere o acquistare un protone.

Acidi e basi: Lewis

Definizione di acido e base di Lewis (1923): Un **acido di Lewis** è una sostanza che si comporta come un accettore di coppie di elettroni. Una **base di Lewis** è una sostanza che si comporta come un donatore di coppie di elettroni.

Gli acidi e le basi di Brønsted possiedono, rispettivamente, acidità e basicità di Lewis; la definizione di Lewis può essere usata in sistemi aprotici.



La reazione tra un acido e una base genera un sale (e spesso anche H₂O)

Forza di un acido

La **forza di un acido** è misurata dalla sua tendenza a cedere un protone. Ad esempio, HCl è completamente dissociato in H_2O e quindi è un acido forte. D'altro canto, CH_3COOH è scarsamente dissociato e quindi è un acido debole.

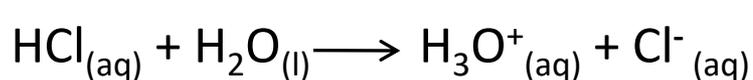
Forza di una base

La **forza di una base** è misurata dalla sua tendenza a generare ioni OH^- . Ad esempio, NaOH è completamente dissociato in H_2O e quindi è una base forte. D'altro canto, l'equilibrio di NH_3 con H_2O a generare ioni OH^- è scarsamente spostato a destra e quindi è una base debole.

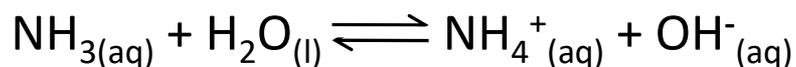
Gli acidi e le basi deboli danno quindi reazioni di equilibrio

Tratteremo esclusivamente gli equilibri acido base in soluzione acquosa.

Prodotto ionico dell'acqua

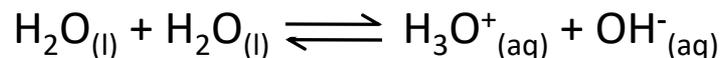


In questa reazione, HCl si comporta da acido (cede un protone), ma allo stesso tempo l'**acqua** si comporta da **base** (acquista un protone).



In questa reazione, invece, NH₃ si comporta da base (acquista un protone), ma allo stesso tempo l'**acqua** si comporta da **acido** (cede un protone).

L'acqua può quindi comportarsi sia da acido che da base a seconda della sostanza che si trova accanto. Anche quando una molecola di acqua è posta a confronto con un'altra molecola di acqua, avviene una reazione acido-base:



Questa reazione è chiamata **autoprotolisi** e, come indicato dalla doppia freccia, è una reazione all'equilibrio in cui l'equilibrio è fortemente spostato a sinistra (verso i reagenti): l'acqua pura è ionizzata in percentuale minima.

La costante di reazione per l'autoprotolisi può essere scritta come:

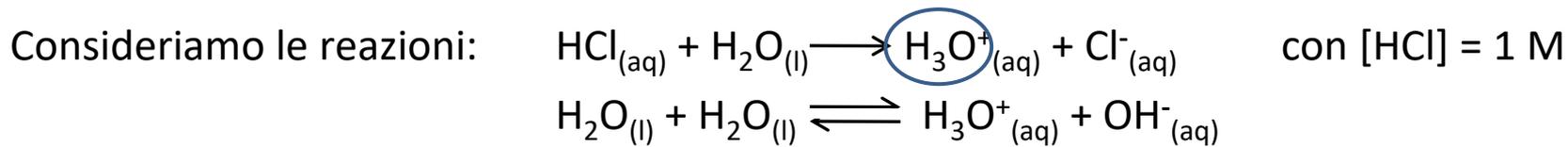
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad \text{che vale} \quad K_w = 10^{-14} \quad \text{a } 25^\circ\text{C}.$$

[L'acqua allo stato liquido non compare in questa equazione perché la sua concentrazione è costante essendo il solvente, e quindi già inclusa nella costante.]

In acqua pura la quantità di ioni idronio (H₃O⁺) è pari alla quantità di ioni idrossido (OH⁻).

Tale quantità può essere calcolata dalla costante: $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = [\text{OH}^-]^2$

Quindi, **in acqua pura a 25°C**: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$



La prima, una reazione che va a completezza, produce H_3O^+ . La quantità di H_3O^+ è pari alla quantità di HCl iniziale, cioè 1 M. Che effetto ha H_3O^+ sulla seconda reazione di equilibrio?

Per il principio di Le Châtelier, l'aggiunta di un prodotto di reazione sposta l'equilibrio di autoprotolisi dell'acqua verso i reagenti, consumando OH^- .

Vale sempre la costante di equilibrio della reazione: $K_w = 10^{-14}$ a 25°C.

	$\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	
<i>i</i>	$(1 + 10^{-7}) \text{ M}$	10^{-7} M
Δ	-x	-x
<i>eq</i>	$1 + 10^{-7} - x$	$10^{-7} - x$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$x \leq 10^{-7} \text{ M} \quad \text{quindi} \quad x \ll 1 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \text{ M} \quad [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{1}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ M}$$

Per comodità, si definisce una grandezza nota come pH:

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

Nell'acqua pura, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ M}$ quindi $\text{pH} = 7$

nella soluzione 1 M di HCl, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \text{ M}$ quindi $\text{pH} = 0$

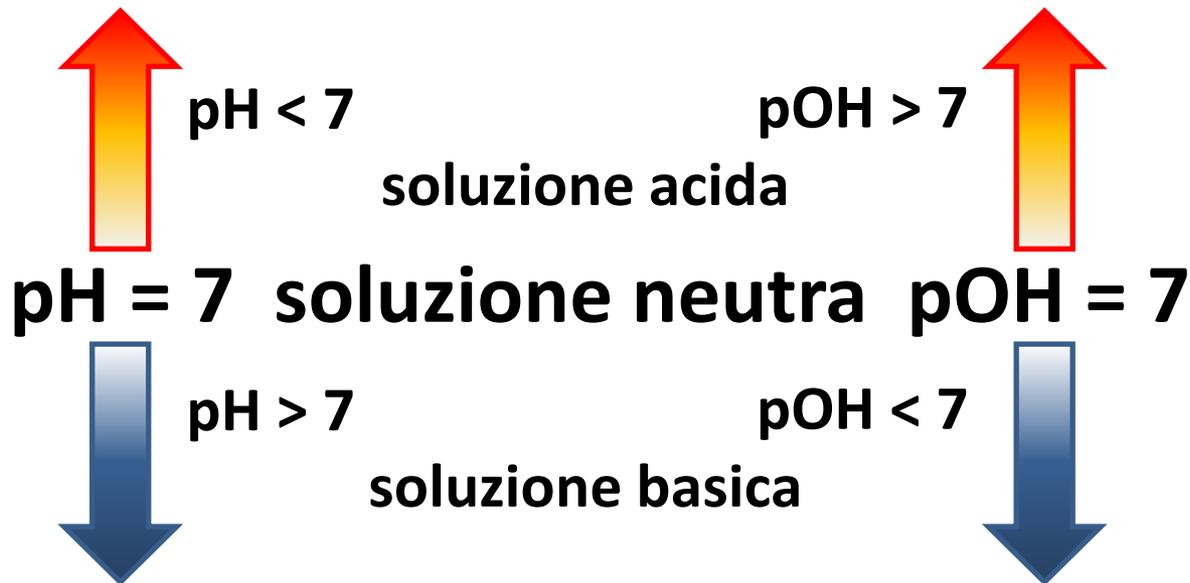
Allo stesso modo, per la concentrazione di ioni ossidrile, si definisce:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

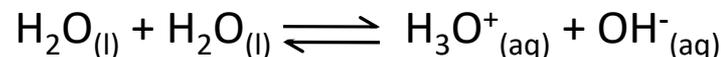
Nell'acqua pura, $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$ quindi $\text{pOH} = 7$

nella soluzione 1 M di HCl, $[\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ M}$ quindi $\text{pOH} = 14$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$



Consideriamo ora una soluzione NaOH 0.1 M:



	$\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	
<i>i</i>	10^{-7} M	$(0.1 + 10^{-7})$ M
Δ	-x	-x
<i>eq</i>	$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$	$0.1 + \cancel{10^{-7} - x}$

$$K_w = 10^{-14} \quad \text{a } 25^\circ\text{C.}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$x \leq 10^{-7} \text{ M} \quad \text{quindi} \quad x \ll 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 0.1 \text{ M} \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{0.1}$$

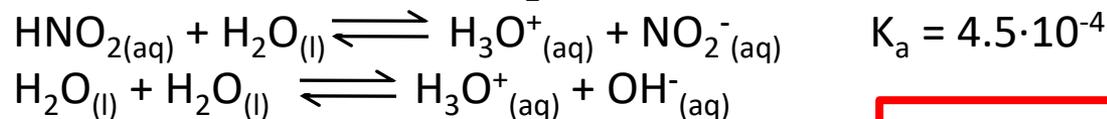
$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 10^{-13} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 1$$

$$\text{pH} = 13$$

Costante di un acido e di una base deboli

Se consideriamo un **acido debole**, la cui **dissociazione è parziale**, dobbiamo considerare due equilibri. Ad esempio, considerando HNO_2 0.1 M:



K_a è nota come **costante di acidità** e ha la forma:

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]}$$

	$\text{HNO}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{NO}_2^-_{(aq)}$		
<i>i</i>	0.1 M	10^{-7} M	
Δ	-x	+x	+x
<i>eq</i>	$0.1 - x$	$10^{-7} + x$	x

$$x \gg 10^{-7} \text{ M} \quad \text{ma} \quad x < 0.1 \text{ M}$$

$$C_{\text{HNO}_2} = 0.1 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{x^2}{0.1 - x} \approx \frac{x^2}{0.1} = 4.5 \cdot 10^{-4}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{4.5 \cdot 10^{-4} \cdot 0.1} = 0.0067 \text{ M}$$

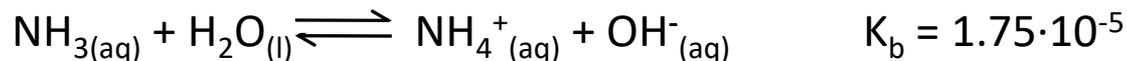
$$\text{pH} = 2.17$$

approssimazione

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{C_a \cdot K_a}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{C_b \cdot K_b}$$

Allo stesso modo, per una base debole come NH_3 , vale una **costante di basicità** che ha la forma:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Esempio:

Calcolare il pH di una soluzione di acido acetico CH_3COOH 0.1 M. L'acido acetico è un acido debole, con una costante K_a pari a $1.8 \cdot 10^{-5}$.

	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}$	$+$	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	\rightleftharpoons	$\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$	$+$	$\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}$	
<i>i</i>	0.1M				-		-	$K_a = 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$
Δ	-x				+x		+x	$x \ll 0.1\text{M}$ quindi $0.1\text{M} - x \approx 0.1\text{M}$
<i>eq</i>	$0.1\text{M} - x$				x		x	$1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0.1\text{M}}$ $x = 1.3 \cdot 10^{-3}\text{M}$
								$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 1.3 \cdot 10^{-3}\text{M}$
								$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.87$

Esempio:

Calcolare che concentrazione deve avere una soluzione di ammoniaca NH_3 per avere un pH di 11. L'ammoniaca è una base debole, con una costante di idrolisi basica K_b pari a $1.8 \cdot 10^{-5}$.

	$\text{NH}_3_{(aq)}$	$+$	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	\rightleftharpoons	$\text{NH}_4^+_{(aq)}$	$+$	$\text{OH}^-_{(aq)}$	
<i>i</i>	x				-		-	$K_b = 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{10^{-3} \cdot 10^{-3}}{x - 10^{-3}}$
Δ	-10^{-3}				$+10^{-3}$		$+10^{-3}$	$x - 10^{-3} = \frac{10^{-3} \cdot 10^{-3}}{1.8 \cdot 10^{-5}} = 5.55 \cdot 10^{-2}$
<i>eq</i>	$x - 10^{-3}$				10^{-3}M		10^{-3}M	$x = 5.55 \cdot 10^{-2} + 10^{-3} = 5.65 \cdot 10^{-2}\text{M} = [\text{NH}_3]$

Esempio:

Una soluzione 0.10 M di acido cianidrico HCN ha pH 5.10. Determinare la K_a dell'acido cianidrico.

	$\text{HCN}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{CN}^-_{(aq)}$		
<i>i</i>	0.10M	-	-
Δ	-x	+x	+x
<i>eq</i>	0.10 - x	x	x

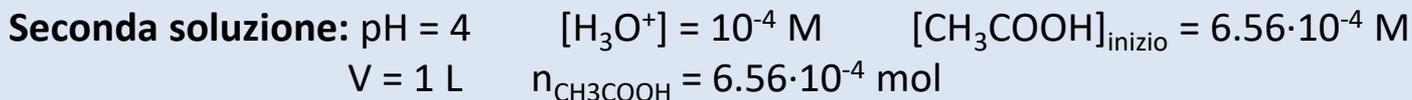
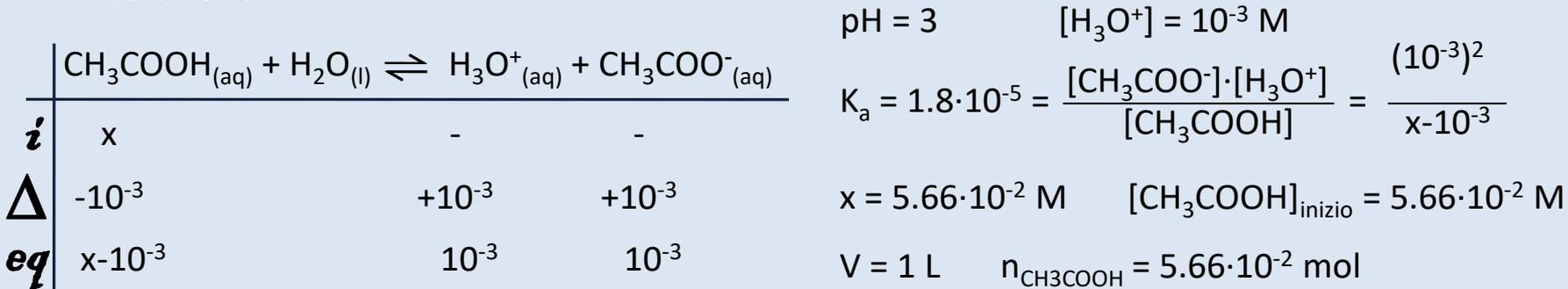
pH = 5.10 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 7.9 \cdot 10^{-6} \text{M} = x$
 $x \ll 0.10 \text{ M}$ quindi $0.10\text{M} - x \approx 0.10\text{M}$

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]} = \frac{7.9 \cdot 10^{-6} \cdot 7.9 \cdot 10^{-6}}{0.10} = 6.31 \cdot 10^{-10}$$

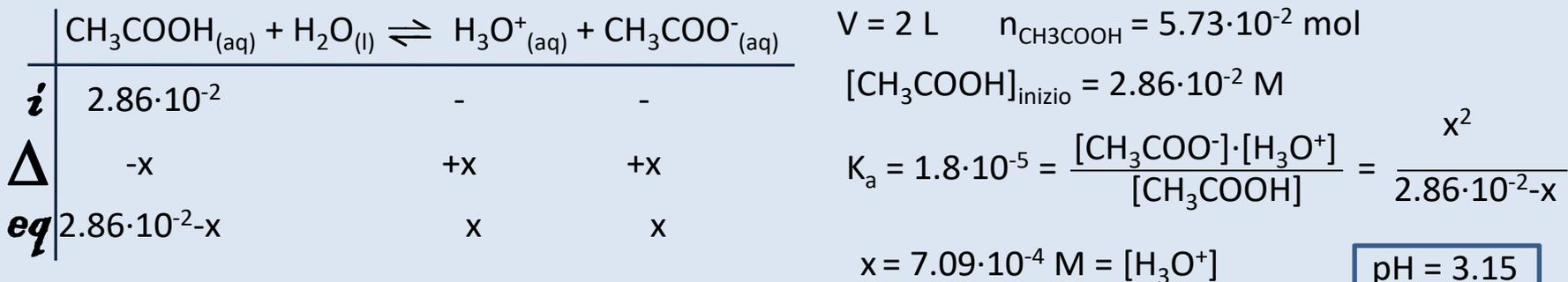
Esempio:

1 L di una soluzione di acido acetico a pH 3 viene mescolato con 1 L di una soluzione di acido acetico a pH 4. Calcolare pH finale (per acido acetico, $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$)

Prima soluzione:

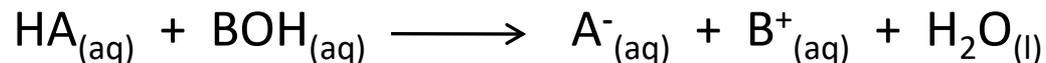


Soluzione finale:



Reazione di neutralizzazione

Quando un acido e una base vengono mescolati, avviene una reazione di neutralizzazione: l'acido reagisce con la base per produrre acqua



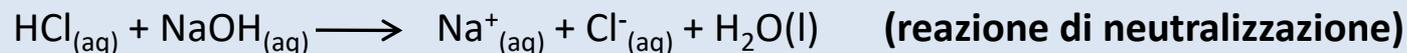
La reazione di neutralizzazione è una **reazione a completezza**.

Per acidi e basi forti, il pH della soluzione può essere calcolato dall'acido o dalla base in eccesso, se presente.

Nel caso invece ci si trovi in presenza di un acido (o di una base) debole, il pH può essere calcolato considerando la reazione di idrolisi della base (o dell'acido) coniugata...

Esempio:

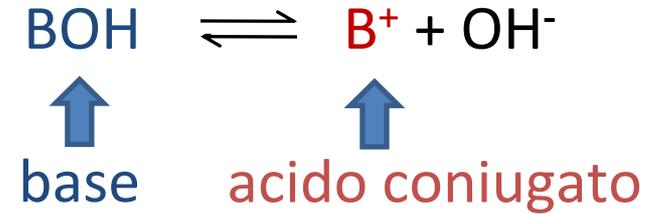
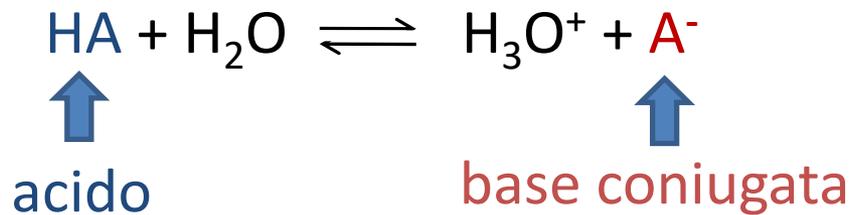
Calcolare la quantità in moli di acido cloridrico necessaria per neutralizzare 100 mL di una soluzione 1 M di idrossido di sodio.



$$n_{\text{NaOH}} = M \cdot V = 1 \text{ M} \cdot 0.100 \text{ L} = 0.100 \text{ mol}$$

Perché la soluzione venga neutralizzata, è necessario aggiungere una quantità di acido cloridrico pari alla quantità di idrossido di sodio. Quindi: $n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}} = 0.100 \text{ mol}$.

Idrolisi dei sali



Nel caso di acidi deboli, anche la base coniugata reagisce con l'acqua (reazione di idrolisi):



Il valore di K_b può essere ottenuto dal valore della costante di acidità, K_a :

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \qquad K_a \cdot K_b = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \cdot \frac{[\text{HA}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w$$

Per acido e base coniugati: $K_a \cdot K_b = K_w$

Esempio:

Calcolare il pH di una soluzione di acetato di sodio, CH_3COONa , 1 M. Per CH_3COOH : $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$.



	$\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{OH}^-_{(aq)} + \text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}$		
<i>i</i>	1M	-	-
Δ	-x	+x	+x
<i>eq</i>	1M - x	x	x

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{K_w}{K_a} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

$$x \ll 1\text{M} \quad \text{quindi} \quad 1\text{M} - x \approx 1\text{M}$$

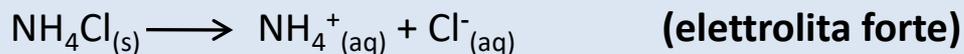
$$5.6 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{1\text{M}} \quad x = 2.4 \cdot 10^{-5}\text{M}$$

$$[\text{OH}^-] = x = 2.4 \cdot 10^{-5}\text{M} \quad \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 4.6$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = \boxed{9.4}$$

Esempio:

Calcolare il pH di una soluzione $2.42 \cdot 10^{-1}$ M di cloruro di ammonio, NH_4Cl . Per NH_3 , $K_b = 1.79 \cdot 10^{-5}$.



	$\text{NH}_4^+_{(aq)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	\rightleftharpoons	$\text{NH}_3_{(aq)}$	+	$\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$
<i>i</i>	0.242M				-		-
Δ	-x				+x		+x
<i>eq</i>	0.242M - x				x		x

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{K_w}{K_b} = 5.59 \cdot 10^{-10}$$

$$K_a = \frac{x^2}{(0.242 - x)} = 5.59 \cdot 10^{-10}$$

$$x^2 + 5.59 \cdot 10^{-10} x - 1.35 \cdot 10^{-10} = 0$$

$$x = 1.16 \cdot 10^{-5} \text{M} = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pH} = \boxed{4.93}$$

Usando l'approssimazione $0.242 \text{ M} - x \approx 0.242 \text{ M}$:

$$5.59 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0.242 \text{ M}} \quad x = 1.16 \cdot 10^{-5} \text{M} = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pH} = \boxed{4.93}$$

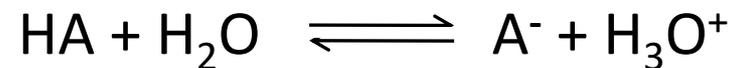
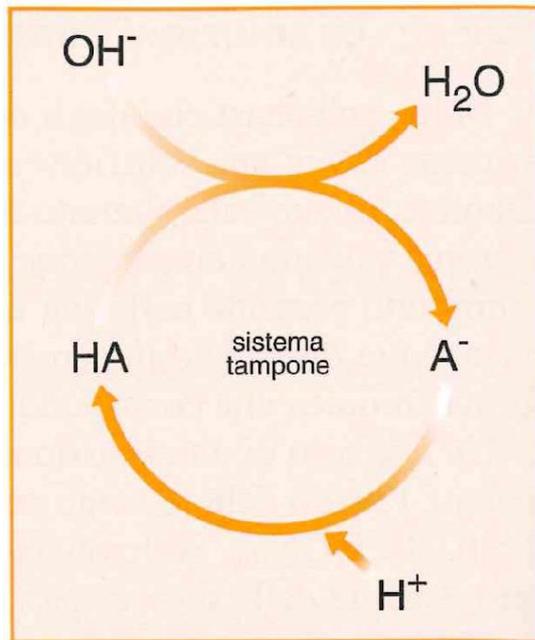
Soluzione tampone

Una soluzione tampone è una soluzione il cui pH non varia in modo apprezzabile per piccole aggiunte di acidi o di basi.

Inoltre, il pH di una soluzione tampone non varia quando viene diluita.

Come si prepara una soluzione tampone?

Una soluzione tampone è composta da un acido debole e dalla sua base coniugata, o da una base debole e dal suo acido coniugato, **contemporaneamente** presenti in soluzione in concentrazioni tra loro vicine



$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Calcolo del pH per una soluzione tampone

Si considera una **soluzione tampone** formata da un **acido debole**, in concentrazione C_a , e un **sale dello stesso acido**, in concentrazione C_b .

	$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$		
<i>i</i>	C_a	C_b	
Δ	$-x$	$+x$	$+x$
<i>eq</i>	$C_a - x \approx C_a$	$C_b \approx C_b + x$	x

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

HA è un acido debole, poco dissociato:

x è piccolo rispetto a C_a e C_b .

$$K_a = \frac{C_b \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{C_a}$$

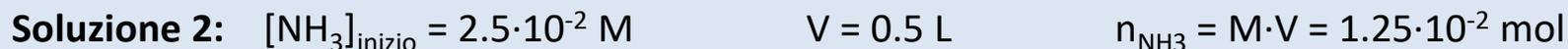
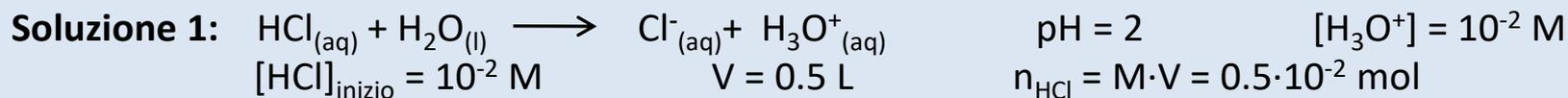
Equazione di Henderson-Hasselbach
In forma semplificata:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{C_a \cdot K_a}{C_b}$$

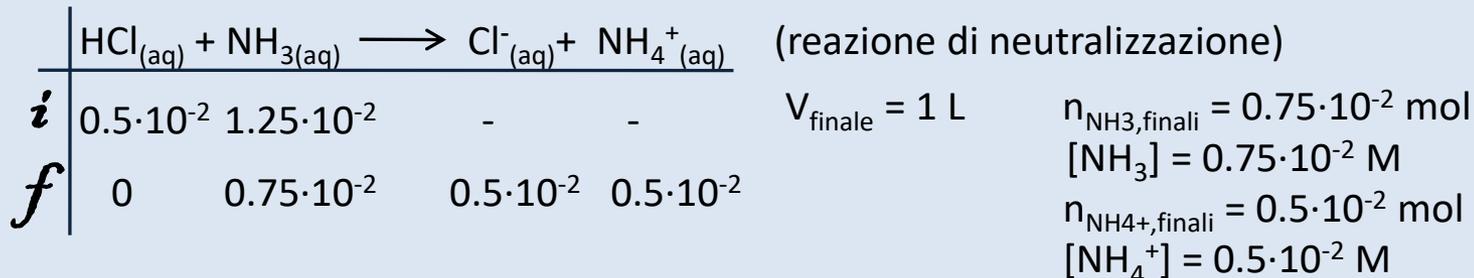
Condizioni per avere un tampone: $10 < C_b/C_a < 0.1$
l'intervallo del tampone e' $\text{pH} = \text{p}K_a \pm 1$

Esempio:

Calcolare il pH della soluzione che si ottiene miscelando 0.5 L di soluzione di HCl avente pH 2.00 con un uguale volume di soluzione di NH₃ 2.5·10⁻² M. Per l'ammoniaca: K_b = 1.6·10⁻⁵.

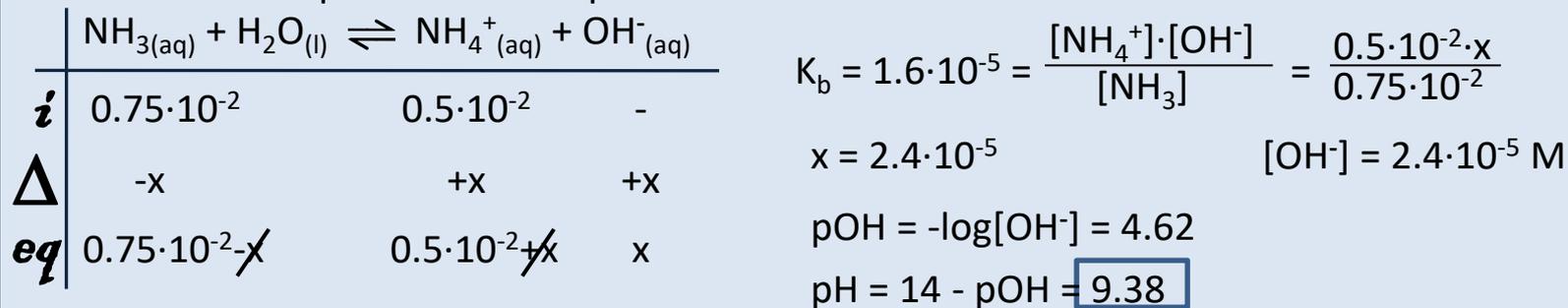


Soluzione finale:



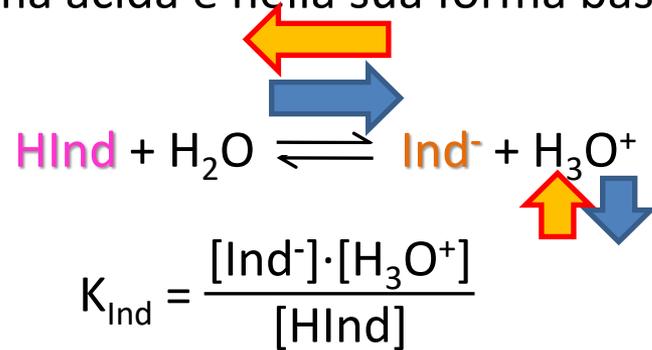
Si forma una **soluzione tampone**, in cui la concentrazione della base è pari a C_b = 0.75·10⁻² M, mentre la concentrazione dell'acido coniugato è pari a C_a = 0.5·10⁻² M.

Si considera l'equilibrio del tampone:



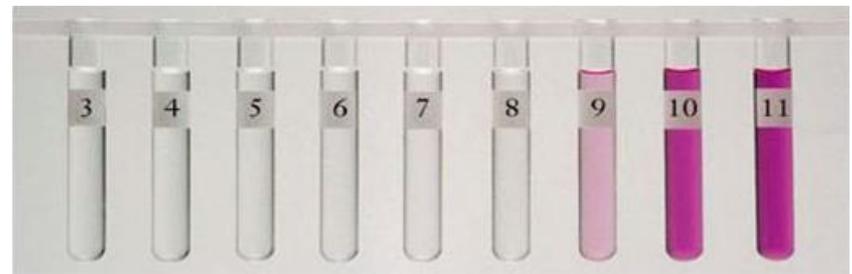
Indicatori

Un indicatore è una sostanza che presenta un diverso colore nella sua forma acida e nella sua forma basica.



In una soluzione acida, sono presenti molti ioni H_3O^+ , di conseguenza l'equilibrio dell'indicatore è spostato verso la forma acida **HInd**.

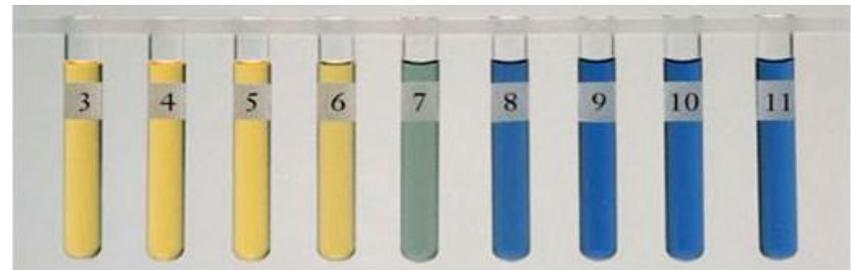
In una soluzione basica, sono presenti molti ioni OH^- che spostano l'equilibrio di autoprotolisi dell'acqua consumando gli ioni H_3O^+ . Poiché gli ioni H_3O^+ vengono consumati, l'equilibrio dell'indicatore è spostato verso la forma basica **Ind⁻**.



Fenolftaleina



Metilarancio



Blu di bromotimolo

Diversi indicatori hanno diverso punto di viraggio, quindi permettono di osservare cambiamenti di pH diversi.

Equilibri in fase eterogenea

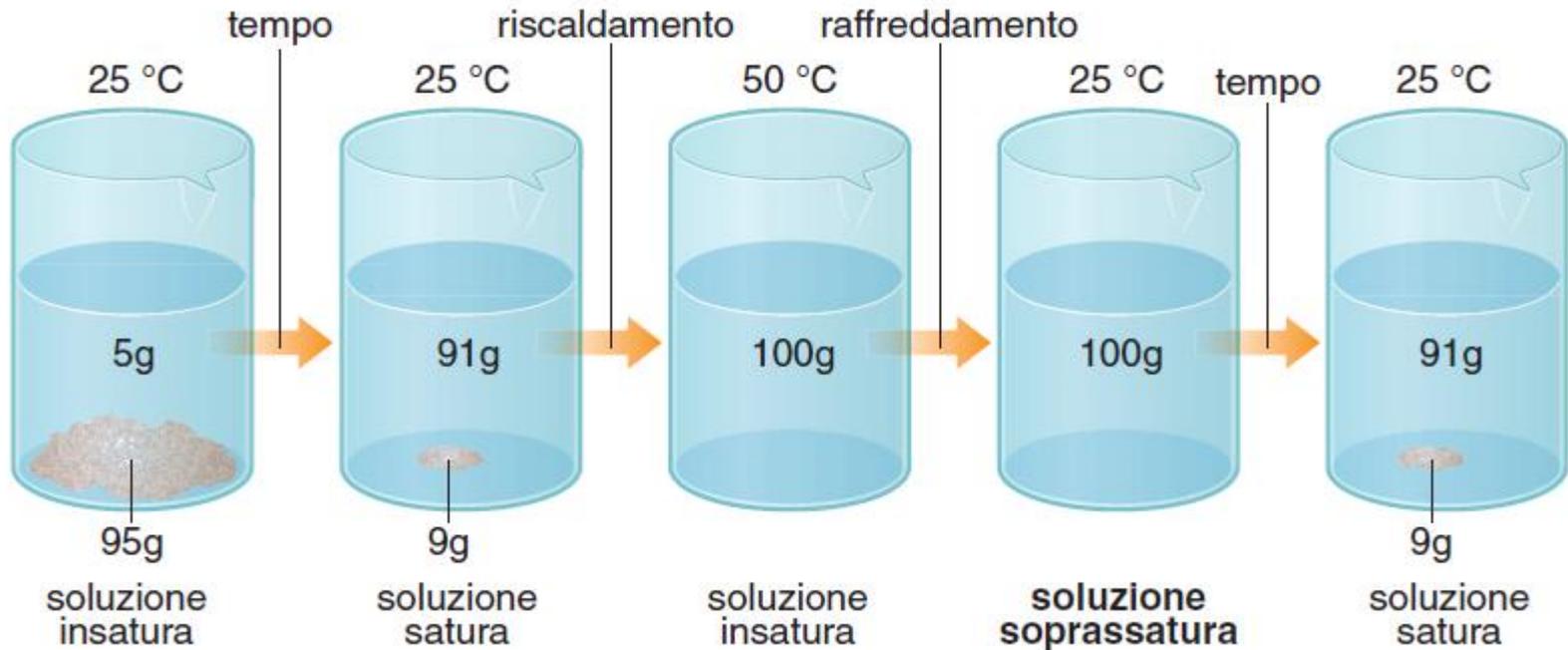


$$K_{\text{eq}} = [\text{CO}_2]$$

$$K_{\text{p}} = P_{\text{CO}_2}$$

Una soluzione **satura** contiene la massima concentrazione di soluto ad una data temperatura

Si definisce **solubilità** s la massima quantità di soluto (in mol/L) che si scioglie in un litro di solvente a una data temperatura



Equilibri ionici di sali poco solubili

Prodotto di solubilità K_{ps}

Nella soluzione insatura



Nella soluzione satura



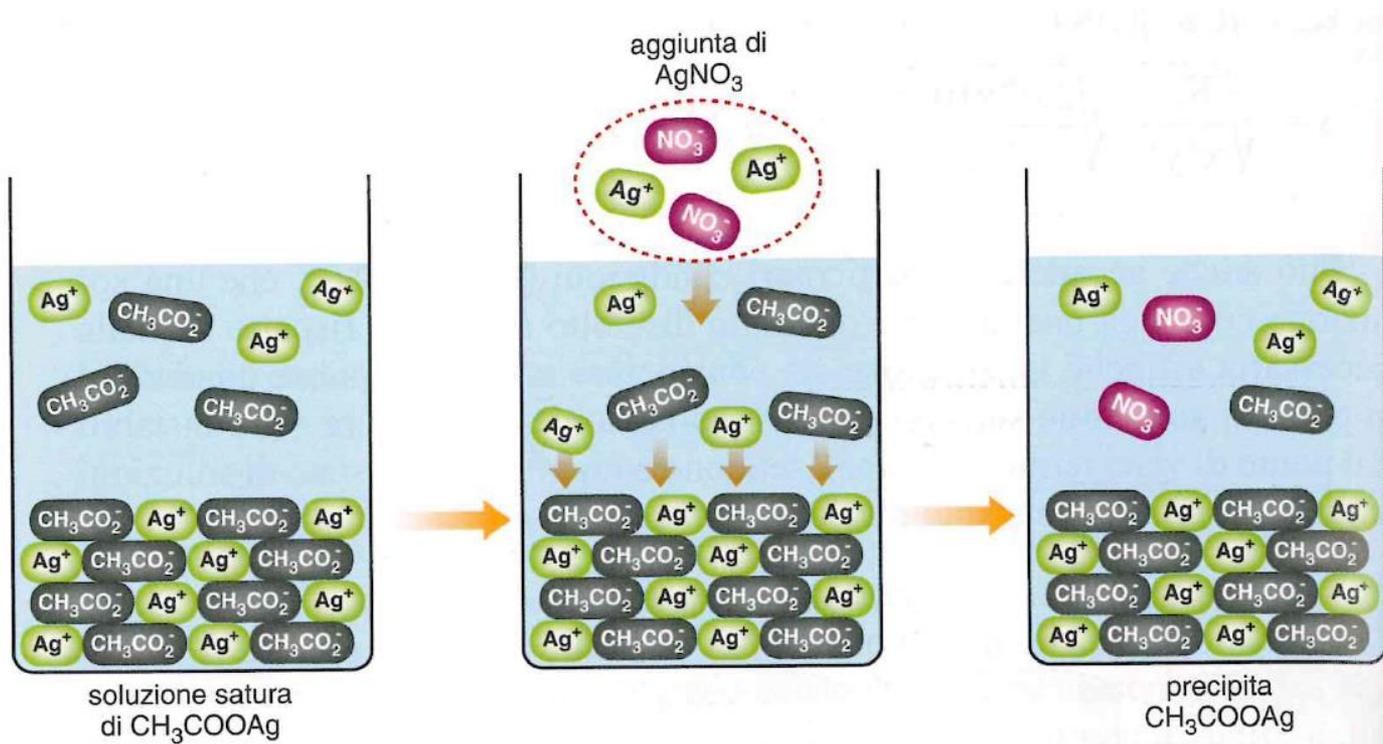
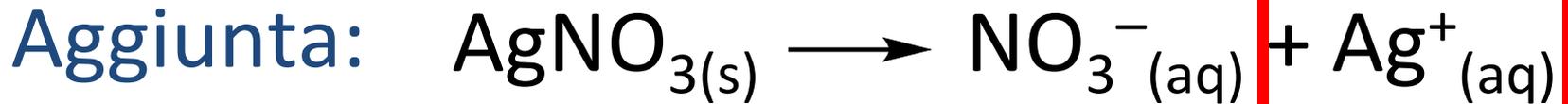
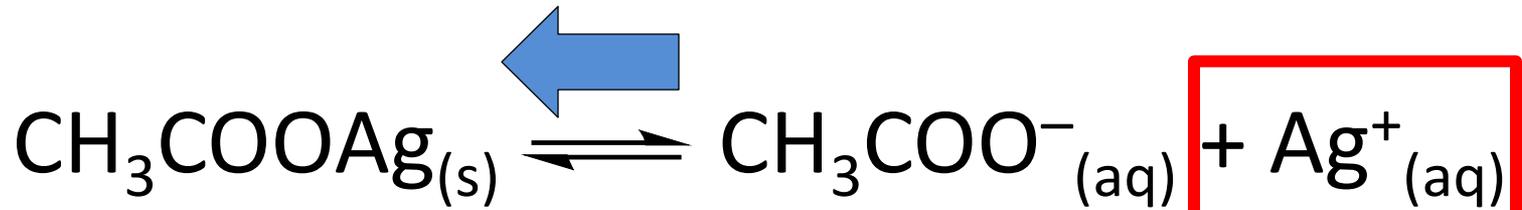
$$K_{\text{eq}} = K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$



$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

Sostanza	Equilibrio	Prodotto di solubilità K_{ps}	Unità
Bromuro d'argento	$\text{AgBr} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Br}^-$	$5,3 \times 10^{-13}$	(moli / litro) ²
Carbonato di calcio	$\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{Ca}^{++} + \text{CO}_3^{--}$	$6,9 \times 10^{-9}$	(moli / litro) ²
Cloruro di piombo (II)	$\text{PbCl}_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{++} + 2\text{Cl}^-$	$1,6 \times 10^{-5}$	(moli / litro) ³
Cloruro di mercurio (II)	$\text{HgCl}_2 \rightleftharpoons \text{Hg}^{++} + 2\text{Cl}^-$	$1,1 \times 10^{-8}$	(moli / litro) ³
Cloruro d'argento	$\text{AgCl} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$	$1,7 \times 10^{-10}$	(moli / litro) ²
Cromato di piombo	$\text{PbCrO}_4 \rightleftharpoons \text{Pb}^{++} + \text{CrO}_4^{--}$	$2,0 \times 10^{-16}$	(moli / litro) ²
Cromato d'argento	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 \rightleftharpoons 2\text{Ag}^+ + \text{CrO}_4^{--}$	$1,9 \times 10^{-12}$	(moli / litro) ³
Fluoruro di calcio	$\text{CaF}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{++} + 2\text{F}^-$	$3,9 \times 10^{-11}$	(moli / litro) ³
Idrossido di alluminio	$\text{Al}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Al}^{+++} + 3\text{OH}^-$	5×10^{-33}	(moli / litro) ⁴
Idrossido di rame (II)	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Cu}^{++} + 2\text{OH}^-$	$1,6 \times 10^{-19}$	(moli / litro) ³
Idrossido di ferro (III)	$\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^-$	6×10^{-38}	(moli / litro) ⁴
Ioduro d'argento	$\text{AgI} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{I}^-$	$8,5 \times 10^{-17}$	(moli / litro) ²
Ossalato di calcio	$\text{CaC}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons \text{Ca}^{++} + \text{C}_2\text{O}_4^{--}$	$1,3 \times 10^{-9}$	(moli / litro) ²
Solfato di bario	$\text{BaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ba}^{++} + \text{SO}_4^{--}$	$1,1 \times 10^{-10}$	(moli / litro) ²
Solfato di piombo	$\text{PbSO}_4 \rightleftharpoons \text{Pb}^{++} + \text{SO}_4^{--}$	$1,3 \times 10^{-8}$	(moli / litro) ²
Solfuro di rame (II)	$\text{CuS} \rightleftharpoons \text{Cu}^{++} + \text{S}^{--}$	4×10^{-38}	(moli / litro) ²
Solfuro di ferro (II)	$\text{FeS} \rightleftharpoons \text{Fe}^{++} + \text{S}^{--}$	4×10^{-18}	(moli / litro) ²
Solfuro di piombo	$\text{PbS} \rightleftharpoons \text{Pb}^{++} + \text{S}^{--}$	4×10^{-26}	(moli / litro) ²

Effetto dello ione comune



Esempio:

La solubilità (g/L) del cloruro di argento, AgCl, in acqua a 25°C è $1.92 \cdot 10^{-3}$ g/L. Calcolare il valore del prodotto di solubilità.

$$\text{MM (AgCl)} = 143.5 \text{ g/mol}$$

$$s(\text{AgCl}) = \frac{1.92 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}}{143.5 \text{ g/mol}} = 1.3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

	$\text{AgCl}_{(s)}$	\rightleftharpoons	$\text{Ag}^+_{(aq)}$	+	$\text{Cl}^-_{(aq)}$
<i>i</i>	$1.3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$		-		-
<i>eq</i>	-		$1.3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$		$1.3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

$$K_{\text{PS}} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = 1.69 \cdot 10^{-10}$$

Esempio:

Il prodotto di solubilità di CaF_2 è pari a $3.9 \cdot 10^{-11}$. Calcolare la solubilità del sale.

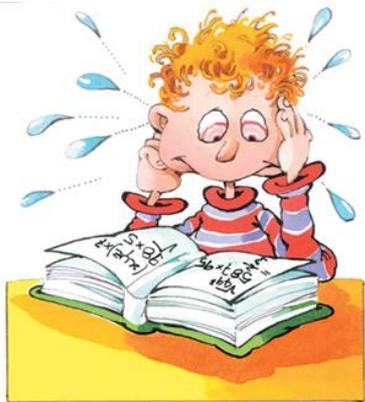
	$\text{CaF}_{2(s)}$	\rightleftharpoons	$\text{Ca}^{2+}_{(aq)}$	+	$2\text{F}^-_{(aq)}$
<i>i</i>	x		-		-
<i>eq</i>	-		x		2x

$$K_{\text{PS}} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = (x) \cdot (2x)^2 = 4x^3 = 3.9 \cdot 10^{-11}$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{3.9 \cdot 10^{-11}}{4}} = 2.13 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

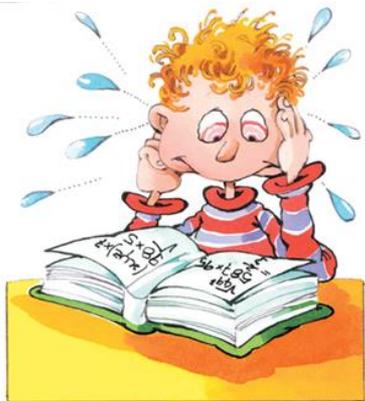
$$\text{MM (CaF}_2) = 78.07 \text{ g/mol}$$

$$s = 2.13 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot 78.07 \text{ g/mol} = 1.67 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$$



Esercizi

1. Calcolare il pH di una soluzione di acido nitrico (acido forte) di concentrazione 0.5 M.
2. Calcolare il pH di una soluzione di idrossido di sodio (base forte) di concentrazione 0.6 M.
3. (a) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 100 mL di soluzione di KOH 0.2 M con 50 mL di soluzione di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0.3 M. (b) A questa soluzione si aggiungono 50 mL di una soluzione di HBr 0.4 M. L'idrossido di potassio e l'idrossido di calcio sono entrambi basi forti, mentre l'acido bromidrico è un acido forte.
4. Il pH di una soluzione di idrossido di potassio è 11.74. Calcolare quanto idrossido (in grammi) è presente in 360 mL di tale soluzione. L'idrossido di potassio è una base forte.
5. Calcolare il pH di una soluzione di acido formico HCOOH 0.1 M. L'acido formico è un acido debole con $K_a = 1.79 \cdot 10^{-4}$ e la sua base coniugata è il formiato HCOO^- .
6. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta solubilizzando 5.88 g di sodio cianuro (NaCN) in acqua pura e portando il volume della soluzione a 250 mL. La costante di idrolisi basica dello ione cianuro (CN^-) è $1.6 \cdot 10^{-5}$.



7. Calcolare quale volume di soluzione 0.2 M di CH_3COOH deve essere utilizzato per preparare 2 L di soluzione avente pH pari a 3.10. Per l'acido acetico, $K_a = 1.74 \cdot 10^{-5}$.
8. Calcolare a quale volume bisogna diluire 10 mL di soluzione 1.2 M di acido fluoridrico affinché il pH aumenti di 0.2 punti. La costante di acidità dell'acido fluoridrico è $6.31 \cdot 10^{-4}$.
9. Il pH di una soluzione acquosa 0.25 M di un acido debole HA è 4.58. Calcolare la costante di acidità di HA.
10. In una soluzione 0.12 M di CH_3COOH viene sciolto acetato di sodio (CH_3COONa) fino a quando la concentrazione del sale diventa 5 g/L. Che tipo di sistema si forma in questo modo? Calcolare il pH della soluzione finale, sapendo che la K_a dell'acido è pari a $1.74 \cdot 10^{-5}$.
11. 200 mL di soluzione $6.4 \cdot 10^{-2}$ M di un acido debole HA, con costante di acidità di $3.89 \cdot 10^{-5}$, sono divisi in uguali porzioni. Ad uno dei due campioni sono aggiunti 128 mg di NaOH, all'altro 40 mL di soluzione di KOH 0.30 M. Calcolare il pH delle soluzioni risultanti.
12. 100 mL di una soluzione 0.15 M di acido ipocloroso sono mescolati con 50 mL di soluzione 0.12 M di idrossido di potassio. Calcolare il pH della soluzione risultante, sapendo che per l'acido ipocloroso K_a è $4.0 \cdot 10^{-8}$.