

Programma delle lezioni

Lezioni frontali

- Introduzione al laboratorio chimico
- Classificazione e proprietà della materia
- Grandezze fisiche e misure, trattamento dati scientifici
- I composti inorganici
- Le reazioni chimiche
- Le soluzioni
- **Il pH, acidi e basi**
- Le soluzioni tampone
- Le titolazioni
- Equilibri di solubilità
- Tecniche di laboratorio



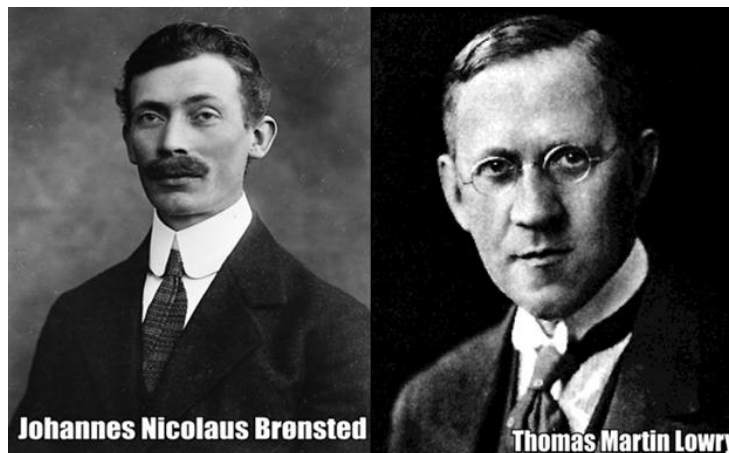
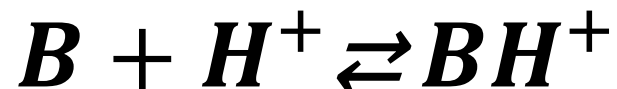
Acidi e basi

Acidi e basi secondo Brønsted-Lowry

- Un acido di Brønsted-Lowry è una sostanza in grado di cedere protoni H^+



- Una base di Brønsted-Lowry è una sostanza in grado di accettare protoni H^+

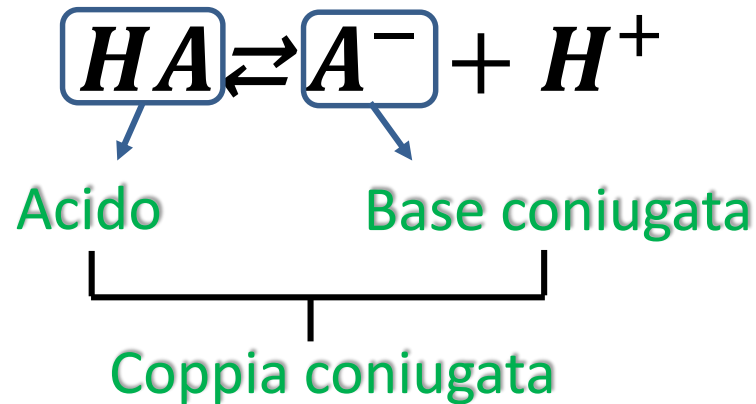


Johannes Nicolaus Brønsted

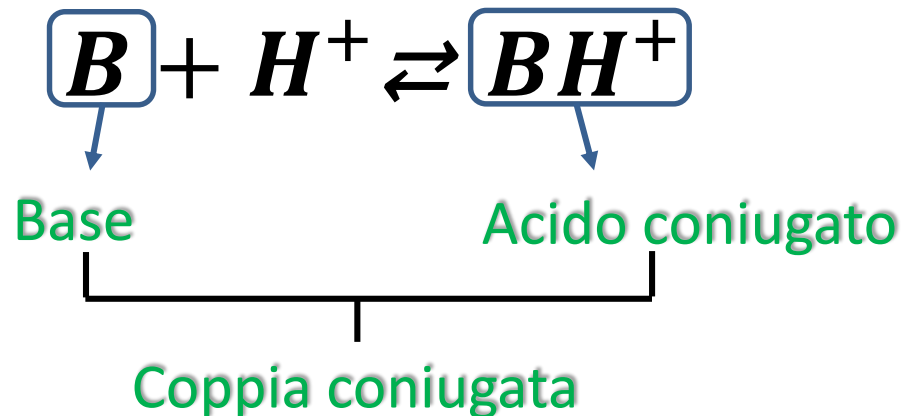
Thomas Martin Lowry

Acidi e basi secondo Brønsted-Lowry

- L'acido cedendo un protone H^+ si trasforma nella sua base coniugata

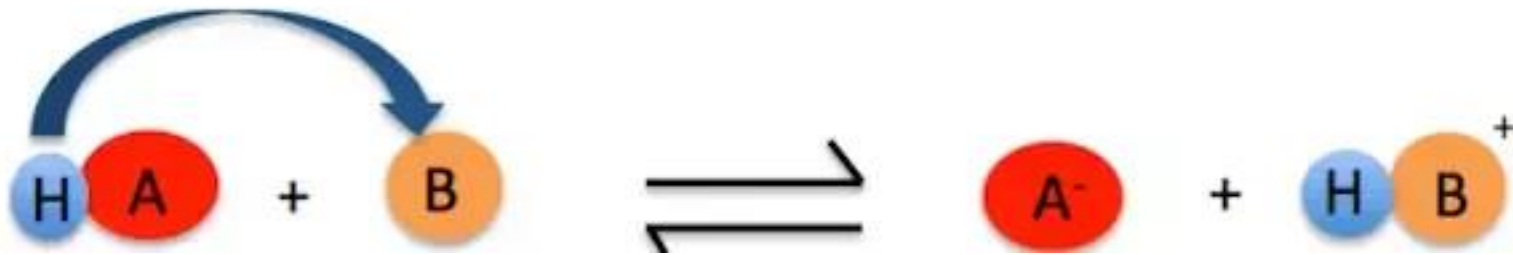
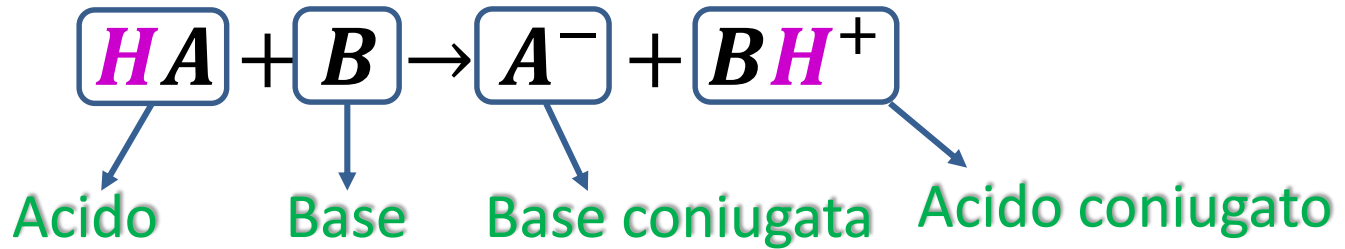


-
- La base accettando un protone H^+ si trasforma nel suo acido coniugato



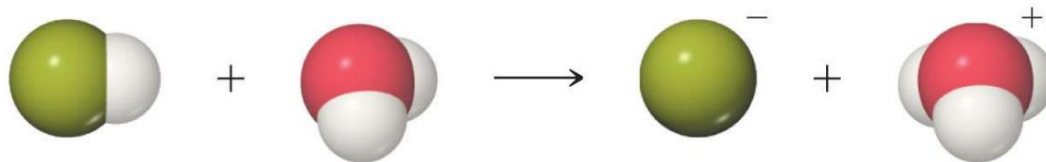
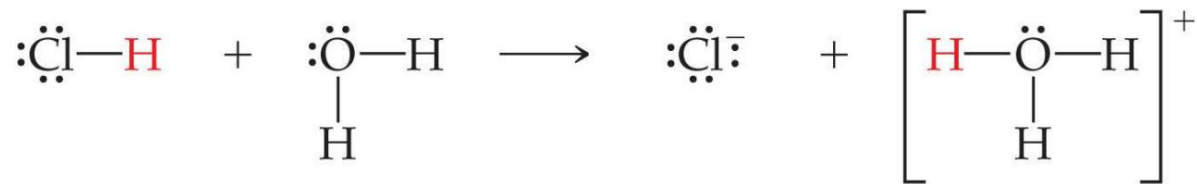
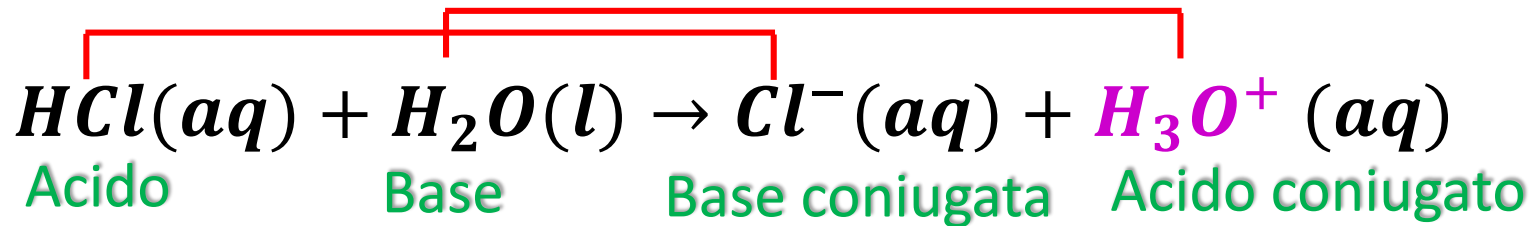
Acidi e basi secondo Brønsted-Lowry

- Una reazione acido-base consiste nel trasferimento di un protone dall'acido alla base



Acidi e basi secondo Brønsted-Lowry

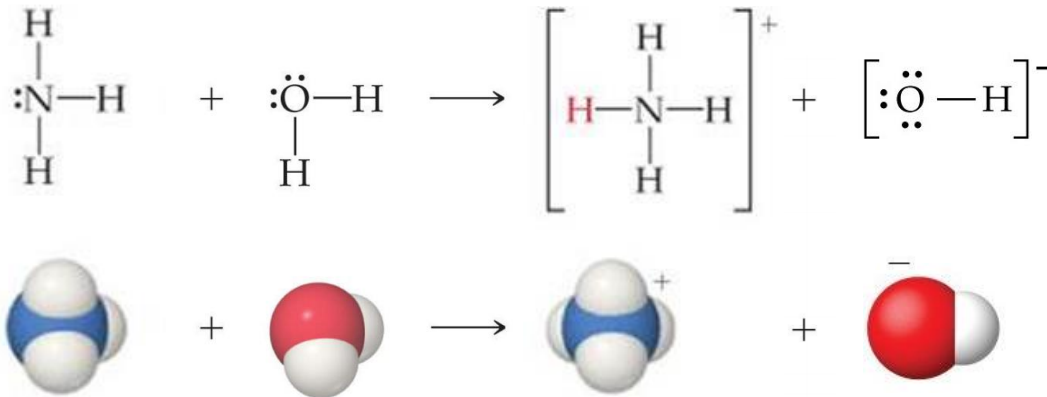
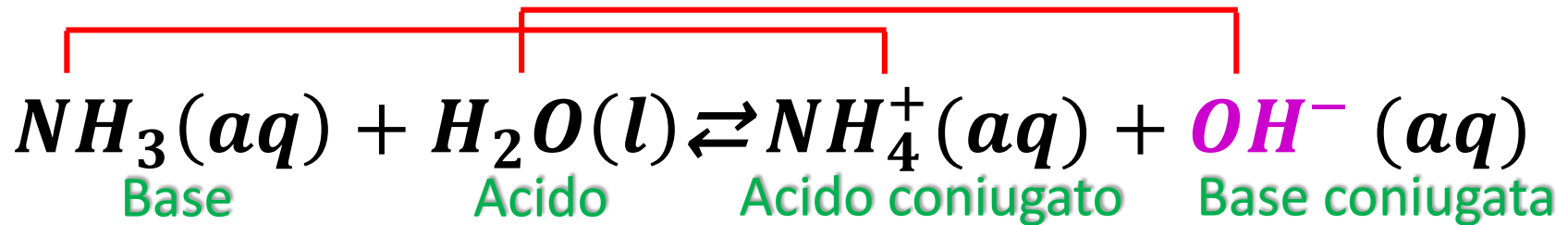
In soluzione acquosa, gli acidi cedono il protone H^+ all'acqua, che si comporta da base, generando il suo acido coniugato, lo **ione idronio H_3O^+**



Gli acidi possono anche essere definiti come sostanze in grado di **aumentare la concentrazione di ioni idronio** in soluzione acquosa

Acidi e basi secondo Brønsted-Lowry

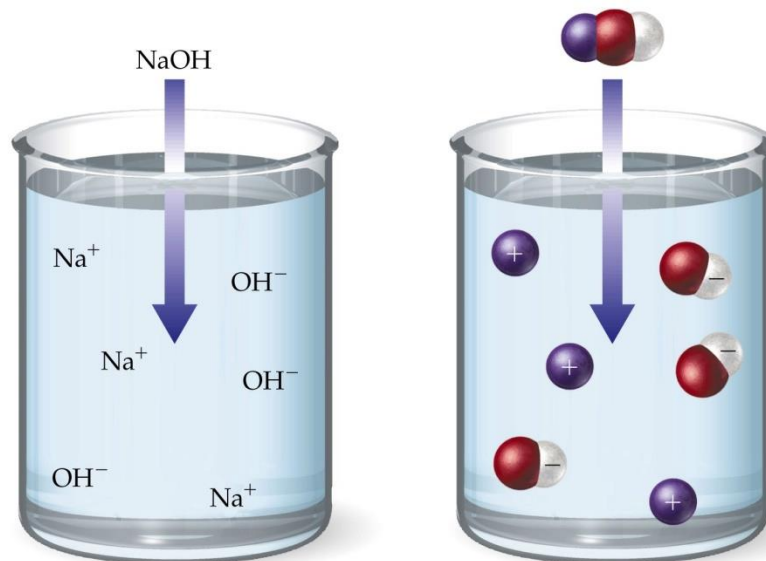
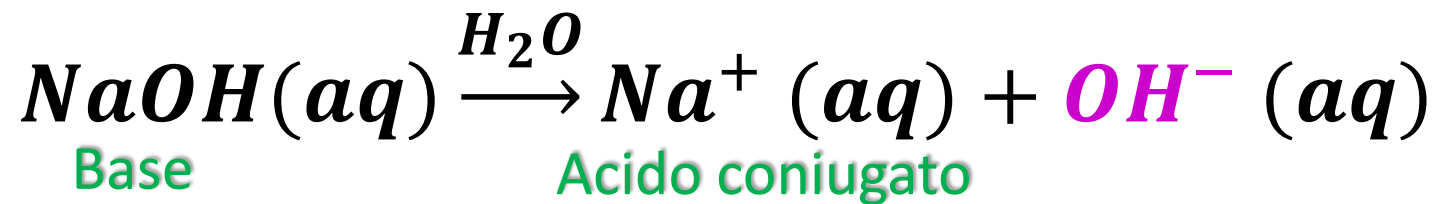
In soluzione acquosa, la basi accettano protoni H^+ all'acqua, che si comporta da acido, generando la sua base coniugata, lo **ione ossidrile OH^-**



Le basi possono anche essere definite come sostanze in grado di **aumentare la concentrazione di ioni ossidrile** in soluzione acquosa

Acidi e basi secondo Brønsted-Lowry

Le basi possono anche essere definite come sostanze in grado di **umentare la concentrazione di ioni ossidrile** in soluzione acquosa



L'equilibrio chimico

Reazioni reversibili

Non tutte le reazioni chimiche procedono in una sola direzione

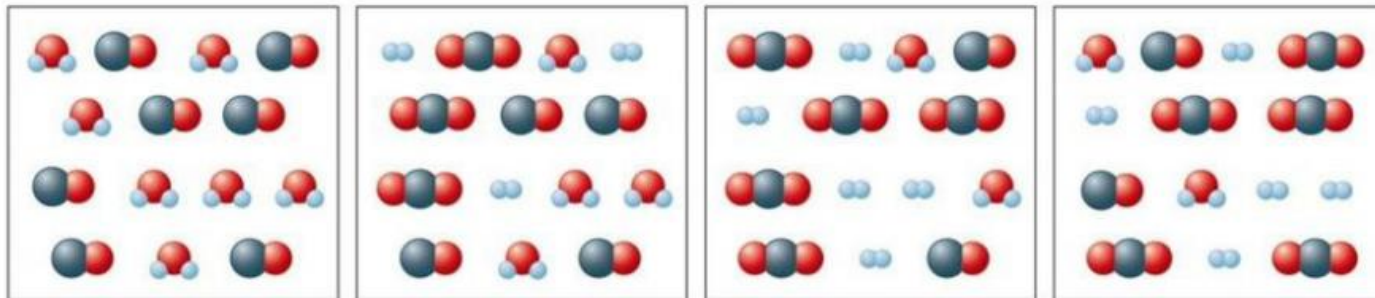
- Alcune reazioni chimiche sono **reversibili**: in esse dopo che una certa quantità dei reagenti si è trasformata nei prodotti (**reazione diretta**), una parte dei prodotti si riconverte nei reagenti (**reazione inversa**).
- Si instaura un **processo dinamico** tra le due reazioni (diretta ed inversa), che continuano ad avvenire entrambe indefinitamente.



Simbolo della doppia freccia

Equilibrio chimico

- In una reazione reversibile, si instaura ad un certo punto una condizione di **equilibrio** in cui la reazione diretta e quella inversa procedono alla stessa velocità.
- In conseguenza di ciò, le concentrazioni dei prodotti e dei reagenti rimangono **costanti**.



Tempo →

Tutte le reazioni reversibili tendono all'equilibrio

Legge di azione di massa

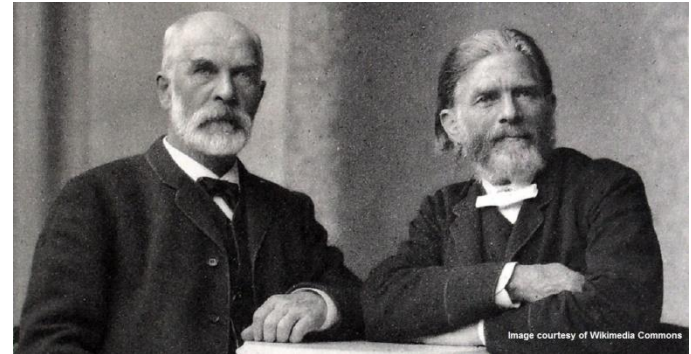
Quando una reazione reversibile è all'equilibrio, le concentrazioni dei reagenti e dei prodotti sono costanti, e soddisfano la seguente relazione:



$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$[A], [B], [C], [D] \rightarrow$

Concentrazioni molari all'equilibrio



Cato Guldberg

Peter Waage

Ad una data temperatura, Il rapporto fra il prodotto delle concentrazioni dei prodotti e quello delle concentrazioni dei reagenti, ciascuna elevata per il proprio coefficiente stechiometrico, ha un valore costante, espresso dalla **costante di equilibrio K_c** .

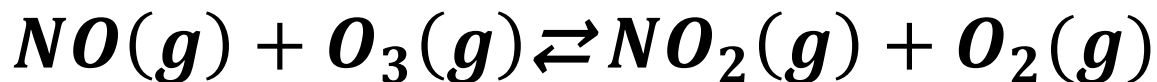
Costante di equilibrio K_c



$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$



$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$



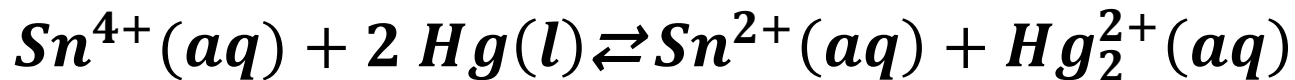
$$K_c = \frac{[NO_2][O_2]}{[NO][O_3]}$$

Equilibri omogenei

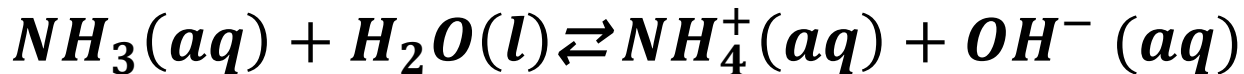
Equilibri eterogenei



$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$



$$K_c = \frac{[Sn^{2+}][Hg_2^{2+}]}{[Sn^{4+}]^2}$$

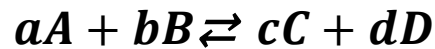


$$K_c = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

I solidi e i liquidi non compaiono nell'espressione della costante di equilibrio

Nelle reazioni che avvengono in soluzione acquosa, l'acqua non compare nell'espressione della costante di equilibrio

Costante di equilibrio K_c



$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Il valore della costante di equilibrio indica quale reazione (diretta o inversa) è prevalente

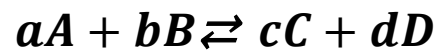
a) $K_c > 1$:

- La concentrazione dei prodotti all'equilibrio è superiore a quella dei reagenti
- La reazione diretta prevale rispetto a quella inversa
- La reazione è spostata **verso i prodotti**
- Se $K_c \gg 1$ ($K_c > 10^3$), la reazione va praticamente a completezza

b) $K_c < 1$:

- La concentrazione dei reagenti all'equilibrio è superiore a quella dei prodotti
- La reazione è spostata **verso i reagenti**
- La reazione inversa prevale rispetto a quella diretta
- Se $K_c \ll 1$ ($K_c < 10^{-3}$), la quantità di prodotti formata è molto piccola

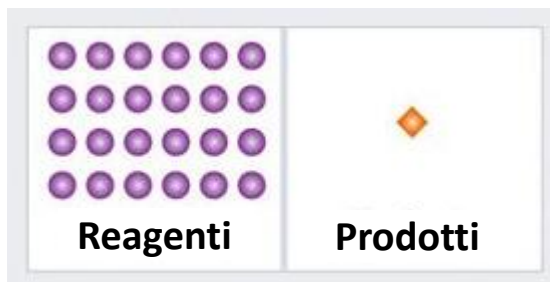
Costante di equilibrio K_c



$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Il valore della costante di equilibrio indica quale reazione (diretta o inversa) è prevalente

$$K_c < 10^{-3}$$



$$10^{-3} \leq K_c \leq 10^3$$



$$K_c > 1$$



$$K_c < 1$$

$$K_c > 10^3$$



Costante di equilibrio K_C

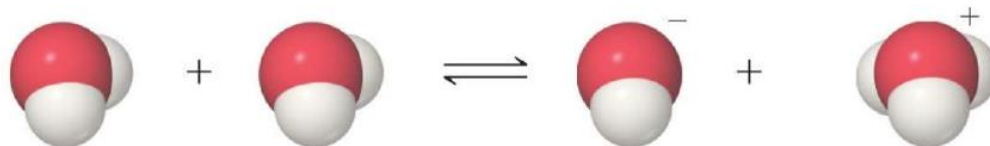
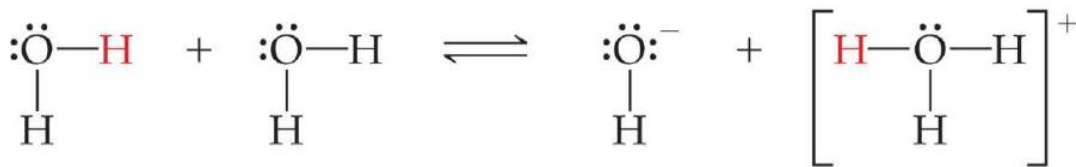
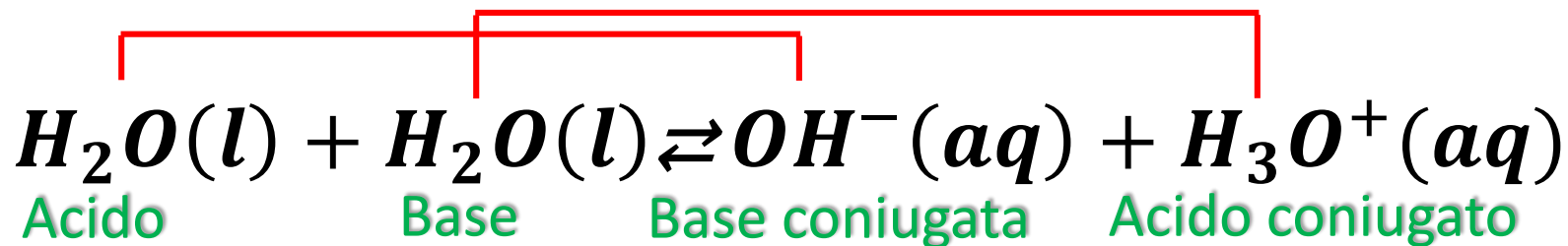
TABELLA 16.1 Valori di costanti di equilibrio per alcune reazioni selezionate

Reazione	Costante di equilibrio, K (a 25 °C)	Reazione spostata verso
<i>Reazione di combinazione di non metalli</i>		
$S(s) + O_2(g) \rightleftharpoons SO_2(g)$	4.2×10^{52}	$K > 1$; prodotti
$2 H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 H_2O(g)$	3.2×10^{81}	$K > 1$; prodotti
$N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$	3.5×10^8	$K > 1$; prodotti
$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 NO(g)$	1.7×10^{-3} (a 2300 K)	$K < 1$; reagenti
<i>Reazioni di ionizzazione di acidi e basi deboli</i>		
$HCO_2H(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HCO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$ acido formico	1.8×10^{-4}	$K < 1$; reagenti
$CH_3CO_2H(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons CH_3CO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$ acido acetico	1.8×10^{-5}	$K < 1$; reagenti
$H_2CO_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$ acido carbonico	4.2×10^{-7}	$K < 1$; reagenti
$NH_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$ ammoniaca	1.8×10^{-5}	$K < 1$; reagenti
<i>Reazioni di dissoluzione di solidi "insolubili"</i>		
$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	3.8×10^{-9}	$K < 1$; reagenti
$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$	1.8×10^{-10}	$K < 1$; reagenti

L'autoprotolisi dell'acqua

Autoprotolisi dell'acqua

- L'acqua può comportarsi sia da acido che da base: è una sostanza **anfiprotica**.
- Due molecole d'acqua possono reagire tra loro, comportandosi l'una da acido e l'altra da base, in un processo detto **autoprotolisi**



Costante di autoprotolisi dell'acqua (K_w)

- L'autoprotolisi è un processo che avviene spontaneamente nell'acqua pura e nelle soluzioni acquose, ed è una reazione di equilibrio, per cui possiamo definire una costante di equilibrio



$$K_w = [OH^-][H_3O^+]$$

Prodotto ionico dell'acqua

Costante di autoprotolisi dell'acqua

Costante di autoprotolisi dell'acqua (K_w)



$$K_w = [OH^-][H_3O^+]$$

- Le concentrazioni degli ioni idronio e ossidrile nell'acqua pura sono state determinate sperimentalmente. A 25 °C:

$$[OH^-] = [H_3O^+] = 1.0 \cdot 10^{-7} M$$

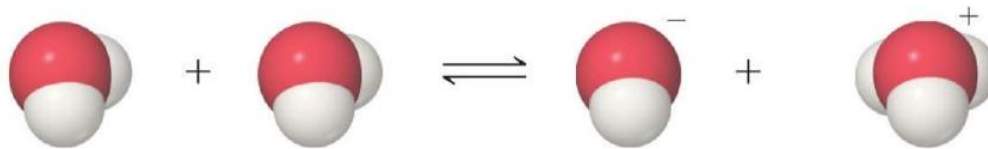
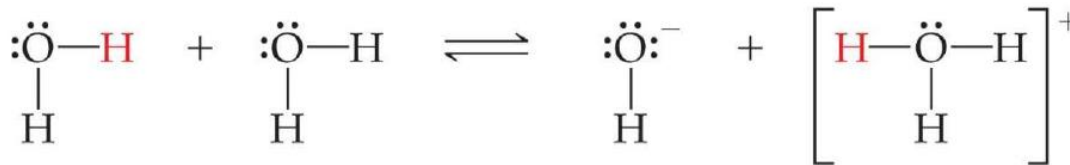
$$K_w = (1.0 \cdot 10^{-7} M)(1.0 \cdot 10^{-7} M) = 1.0 \cdot 10^{-14}$$

$$K_w = 1.0 \cdot 10^{-14}$$

$$[OH^-][H_3O^+] = 1.0 \cdot 10^{-14}$$

Soluzioni neutre, acide e basiche

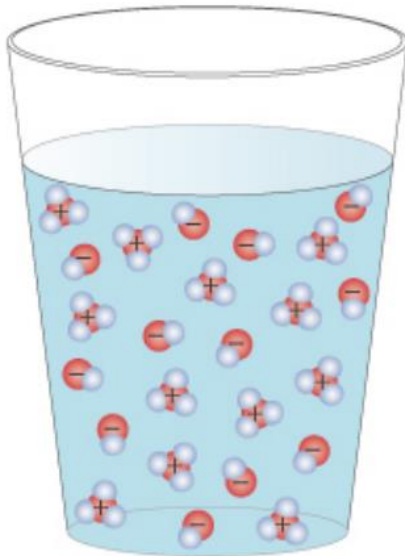
- Nell'acqua pura le concentrazioni degli ioni idronio ed ossidrile sono uguali. In queste condizioni, una soluzione si definisce **neutra**.



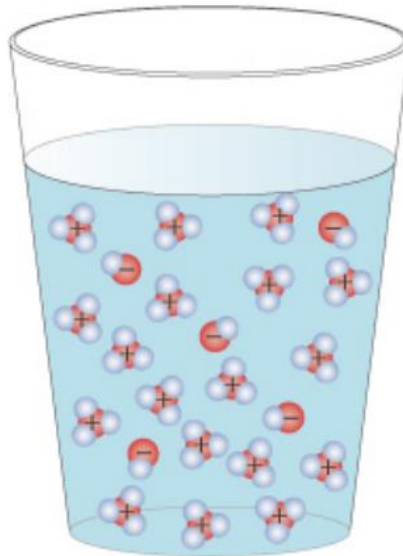
$$[OH^-] = [H_3O^+] = 1.0 \cdot 10^{-7} M$$

$$[OH^-][H_3O^+] = 1.0 \cdot 10^{-14}$$

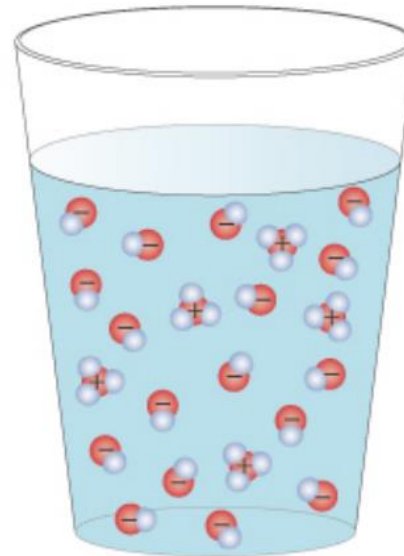
Soluzioni neutre, acide e basiche



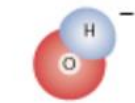
Soluzione neutra



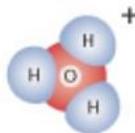
Soluzione acida



Soluzione basica



Ione ossidrilico OH⁻



Ione idronio H₃O⁺

Soluzioni neutre, acide e basiche



$$K_w = [OH^-][H_3O^+] = 1.0 \cdot 10^{-14}$$

- Nelle soluzioni acquose, conoscendo la concentrazione di uno dei due ioni (ossidrile e idronio) è possibile calcolare la concentrazione dell'altro

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$$

Soluzioni neutre, acide e basiche

Calcolare la concentrazione di ioni OH^- in una soluzione acquosa contenente una concentrazione di ioni H_3O^+ pari a 0.01 M.

Soluzioni neutre, acide e basiche

Calcolare la concentrazione di ioni OH^- in una soluzione acquosa contenente una concentrazione di ioni H_3O^+ pari a 0.01 M.

$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \cdot 10^{-14}$$

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

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{0.01} = 1 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

La scala del pH

La scala del pH

Il pH è una misura del grado di acidità di una soluzione

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

Il pOH è una misura del grado di basicità di una soluzione

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Se $pK_w = -\log K_w = 14$

$$pK_w = pOH + pH = 14$$

$$pOH + pH = 14$$

La scala del pH

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

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pOH + pH = 14$$

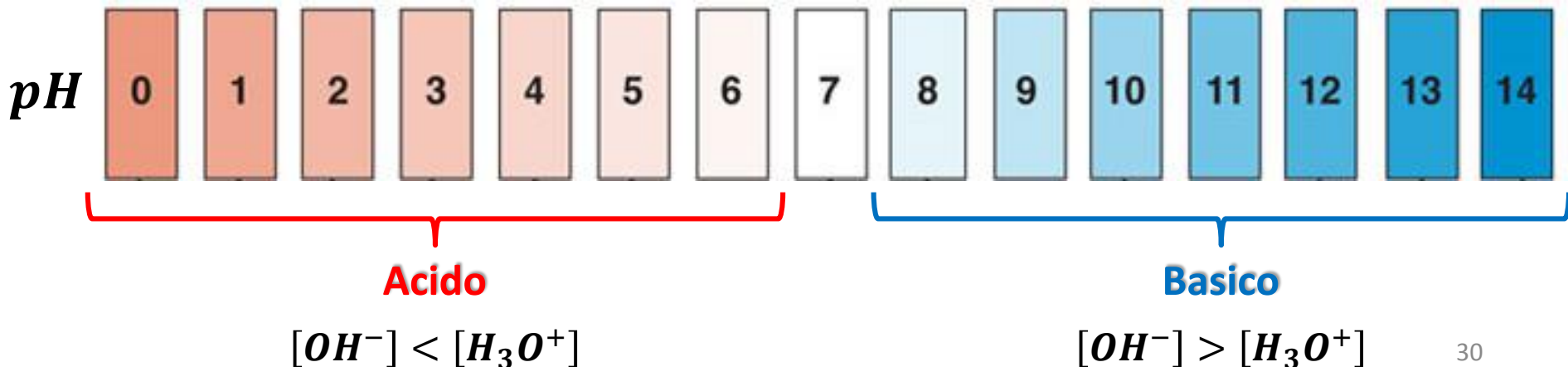
$$[OH^-][H_3O^+] = 1.0 \cdot 10^{-14}$$

$$[OH^-] = 1.0 \cdot 10^{-14} M$$
$$[H_3O^+] = 1.0 \cdot 10^0 M$$

$$[OH^-] = [H_3O^+] = 1.0 \cdot 10^{-7} M$$

$$[OH^-] = 1.0 \cdot 10^0 M$$
$$[H_3O^+] = 1.0 \cdot 10^{-14} M$$

Neutro



La scala del pH

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

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pOH + pH = 14$$


$$[OH^-][H_3O^+] = 1.0 \cdot 10^{-14}$$

$[H_3O^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0

← CARATTERE ACIDO CRESCENTE NEUTRALITÀ CARATTERE BASICO CRESCENTE →

La scala del pH

La comodità della scala logaritmica



The diagram shows a vertical axis with a blue arrow pointing upwards labeled 'Acidità crescente' and a red arrow pointing downwards labeled 'Basicità crescente'. A box labeled 'neutro' is positioned at the pH 7 level.

pH	[H ⁺] gEq/L	[H ⁺] gEq/L
0	1	1.0
1	0,1	1.0 x 10 ⁻¹
2	0,01	1.0 x 10 ⁻²
3	0,001	1.0 x 10 ⁻³
4	0,0001	1.0 x 10 ⁻⁴
5	0,00001	1.0 x 10 ⁻⁵
6	0,000001	1.0 x 10 ⁻⁶
7	0,0000001	1.0 x 10 ⁻⁷
8	0,00000001	1.0 x 10 ⁻⁸
9	0,000000001	1.0 x 10 ⁻⁹
10	0,0000000001	1.0 x 10 ⁻¹⁰
11	0,00000000001	1.0 x 10 ⁻¹¹
12	0,000000000001	1.0 x 10 ⁻¹²
13	0,0000000000001	1.0 x 10 ⁻¹³
14	0,00000000000001	1.0 x 10 ⁻¹⁴

La scala del pH

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

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

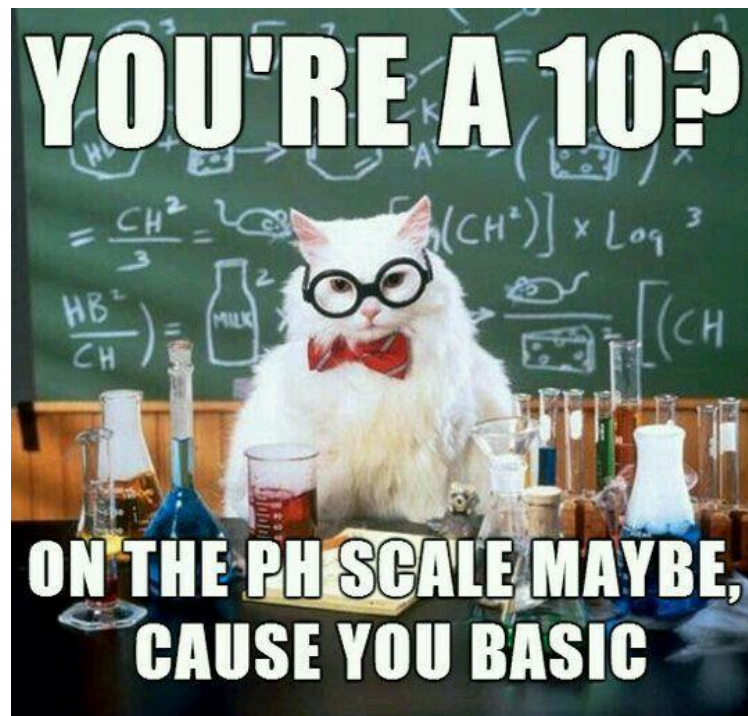
$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$pOH + pH = 14$$

$$pOH = 14 - pH$$

$$pH = 14 - pOH$$



La scala del pH

Qual è il pH di una soluzione avente una concentrazione di ioni idronio pari a 0.000200 M? Qual è il pOH della stessa soluzione?

La scala del pH

Qual è il pH di una soluzione avente una concentrazione di ioni idronio pari a 0.000200 M? Qual è il pOH della stessa soluzione?

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

$$pH = -\log(0.000200) = 3.70$$

$$pOH = 14 - pH$$

$$pOH = 14 - 3.70 = 10.3$$

La scala del pH

Qual è la concentrazione di ioni OH^- in una soluzione con pH 4.5?

La scala del pH

Qual è la concentrazione di ioni OH^- in una soluzione con pH 4.5?

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

$$pOH = 14 - pH$$

$$pOH = 14 - 4.5 = 9.5$$

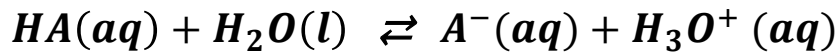
$$[\text{OH}^-] = 10^{-9.5} = 3.2 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

Forza di acidi e basi

Forza di acidi e basi

Acidi forti

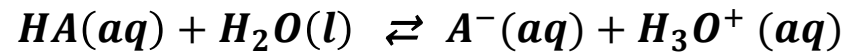
Si dissociano **completamente** in soluzione acquosa



$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} \gg 1$$

Acidi deboli

Solo **una parte** dell'acido si dissocia in soluzione acquosa



$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} < 1$$

Basi forti

Si dissociano **completamente** in soluzione acquosa



$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \gg 1$$

Basi deboli

Solo **una parte** della base si dissocia in soluzione acquosa

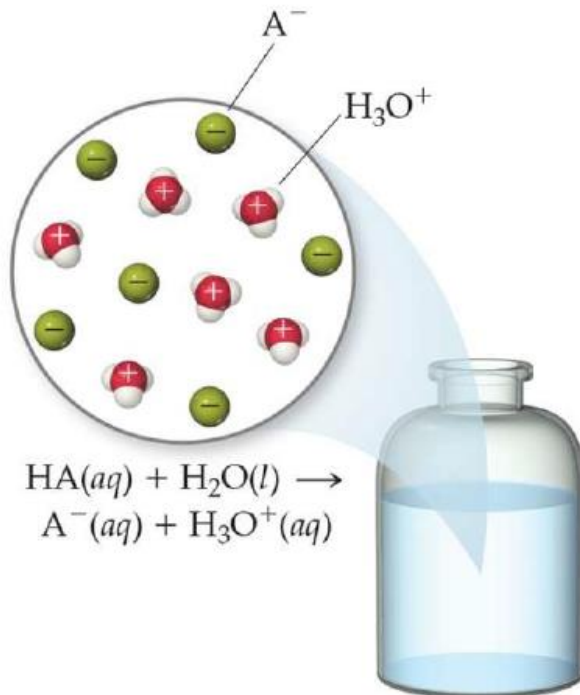


$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} < 1$$

Acidi forti

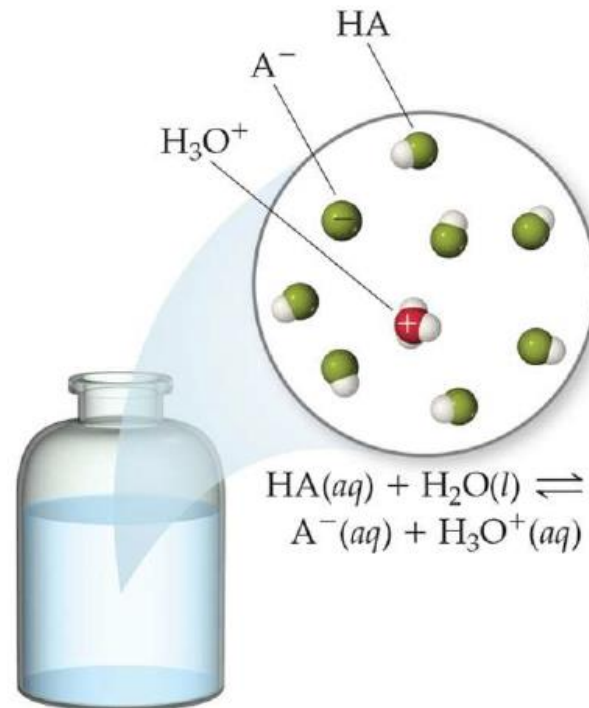
Acidi forti

Si dissociano **completamente** in soluzione acquosa



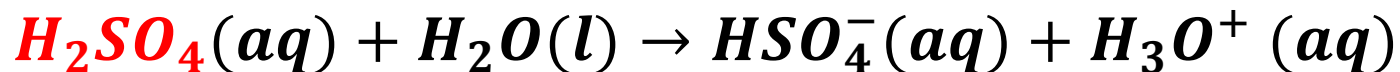
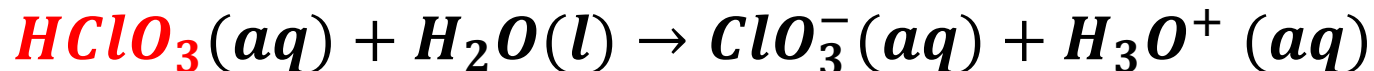
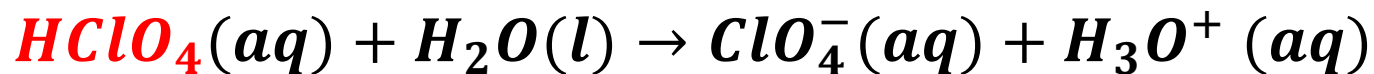
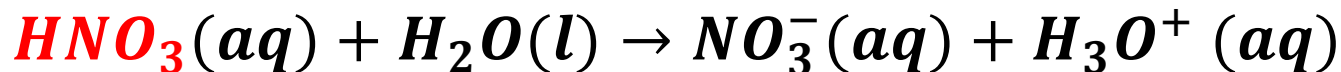
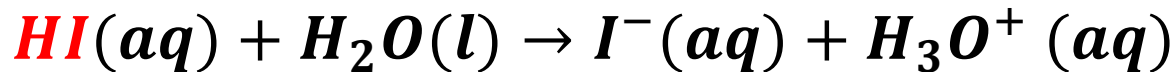
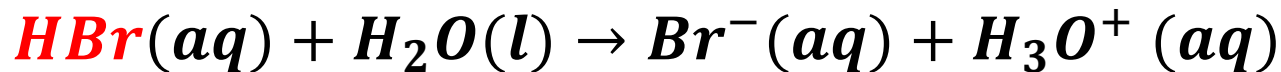
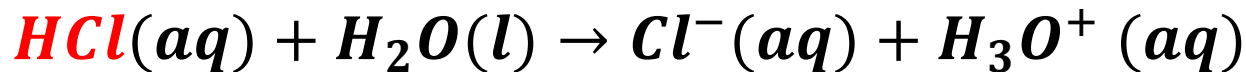
Acidi deboli

Solo **una parte** dell'acido si dissocia in soluzione acquosa



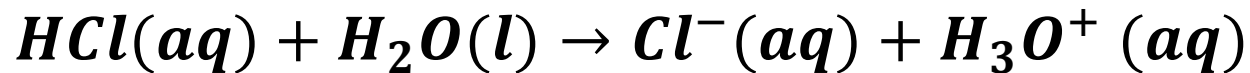
Acidi forti

Si dissociano **completamente** in soluzione acquosa



Acidi forti

Si dissociano **completamente** in soluzione acquosa



La concentrazione di ioni idronio in una soluzione di acido forte monoprotico **corrisponde** alla concentrazione dell'acido stesso

Data una soluzione di HCl 0.1 M

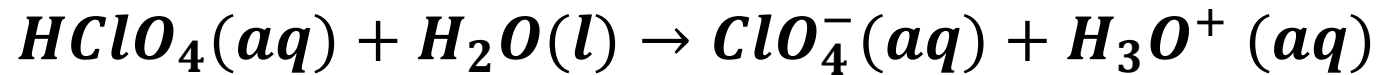
	$\text{HCl}(aq)$	$+\text{H}_2\text{O}(l)$	$\rightarrow \text{Cl}^-(aq)$	$+\text{H}_3\text{O}^+(aq)$
Inizio	0.1 M	/	0.0 M	0.0 M
Durante	- 0.1 M	/	+ 0.1 M	+ 0.1 M
Fine	0.0 M	/	0.1 M	0.1 M

Acidi forti

Calcolare il pH di una soluzione 0.30 M di acido perclorico.

Acidi forti

Calcolare il pH di una soluzione 0.30 M di acido perclorico.



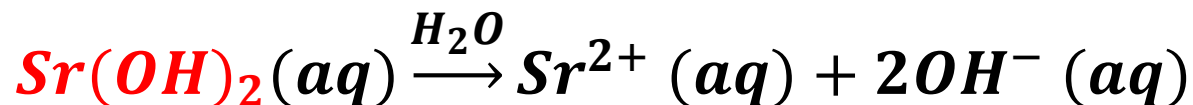
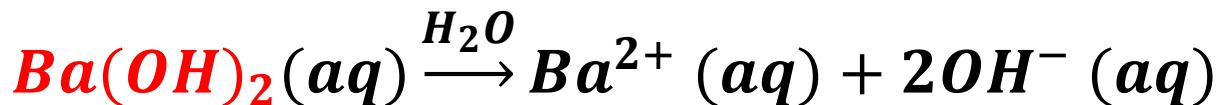
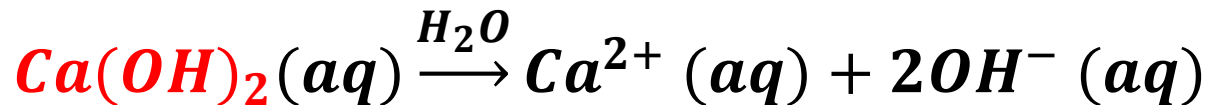
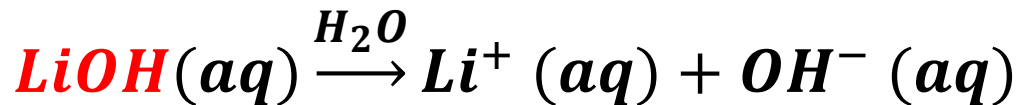
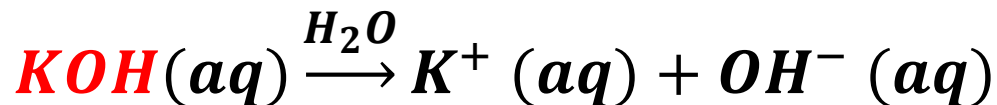
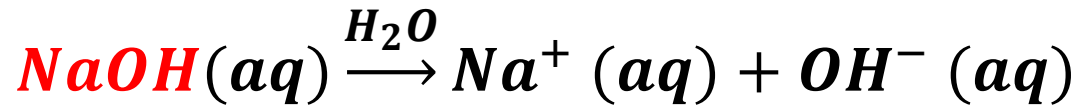
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HClO}_4]$$

$$\text{pH} = -\log(0.30) = \mathbf{0.52}$$

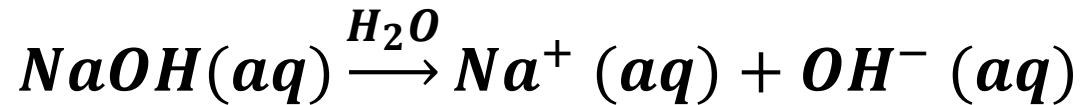
Basi forti

Si dissociano **completamente** in soluzione acquosa



Basi forti

Si dissociano **completamente** in soluzione acquosa



La concentrazione di ioni ossidrile in una soluzione di base forte monobasica **corrisponde** alla concentrazione della base stessa

Data una soluzione di NaOH 0.1 M

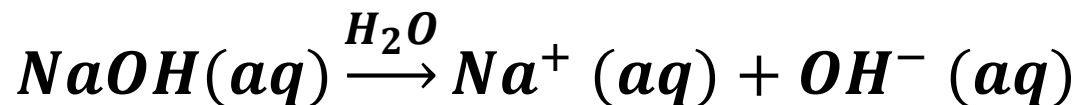
	$\text{NaOH}(aq)$	$\rightarrow \text{Na}^+(aq)$	$+ \text{OH}^-(aq)$
Inizio	0.1 M	0.0 M	0.0 M
Durante	- 0.1 M	+ 0.1 M	+ 0.1 M
Fine	0.0 M	0.1 M	0.1 M

Basi forti

Calcolare il pH di una soluzione 0.0500 M di idrossido di sodio.

Basi forti

Calcolare il pH di una soluzione 0.0500 M di idrossido di sodio.



$$pH = 14 - pOH$$

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$[OH^-] = [NaOH]$$

$$pOH = -\log(0.0500) = 1.30$$

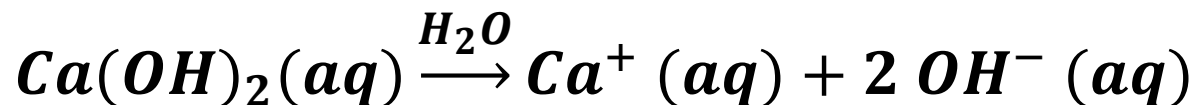
$$pH = 14 - 1.30 = \mathbf{12.7}$$

Basi forti

Calcolare il pH di una soluzione 0.0500 M di idrossido di calcio.

Basi forti

Calcolare il pH di una soluzione 0.0500 M di idrossido di calcio.



$$pH = 14 - pOH$$

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

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot [\text{Ca}(\text{OH})_2] = 2 \cdot (0.0500 \text{ M}) = 0.100 \text{ M}$$

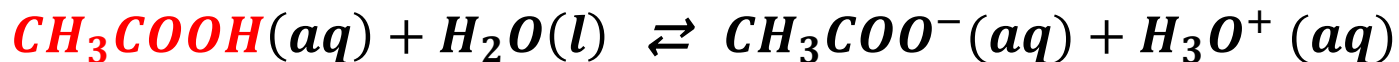
$$pOH = -\log(0.100) = 1.00$$

$$pH = 14 - 1.00 = \mathbf{13.0}$$

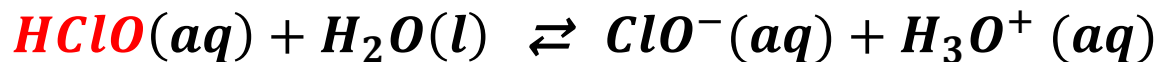
Acidi e basi deboli

Acidi deboli

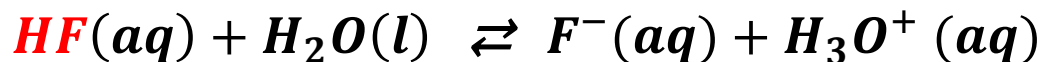
Rimangono parzialmente **indissociati** in soluzione acquosa



$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

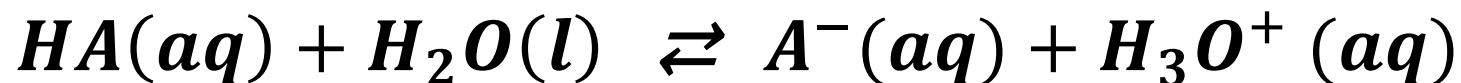


$$K_a = \frac{[ClO^-][H_3O^+]}{[HClO]} = 3.0 \cdot 10^{-8}$$



$$K_a = \frac{[F^-][H_3O^+]}{[HF]} = 6.8 \cdot 10^{-4}$$

Costante di ionizzazione di acidi e basi



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

Costante di dissociazione acida

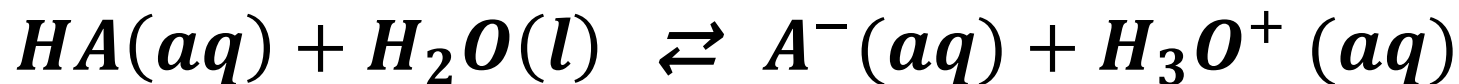


$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

Costante di dissociazione basica

Forza di acidi e basi

Maggiore sarà il valore della costante di ionizzazione, maggiore sarà la tendenza a dissociarsi (**forza**)



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



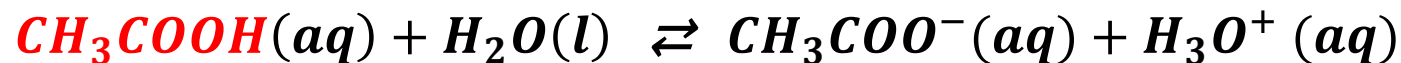
$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

Acidi deboli

Rimangono parzialmente **indissociati** in soluzione acquosa

$$pK_a = -\log K_a$$

$$K_a = 10^{-pK_a}$$



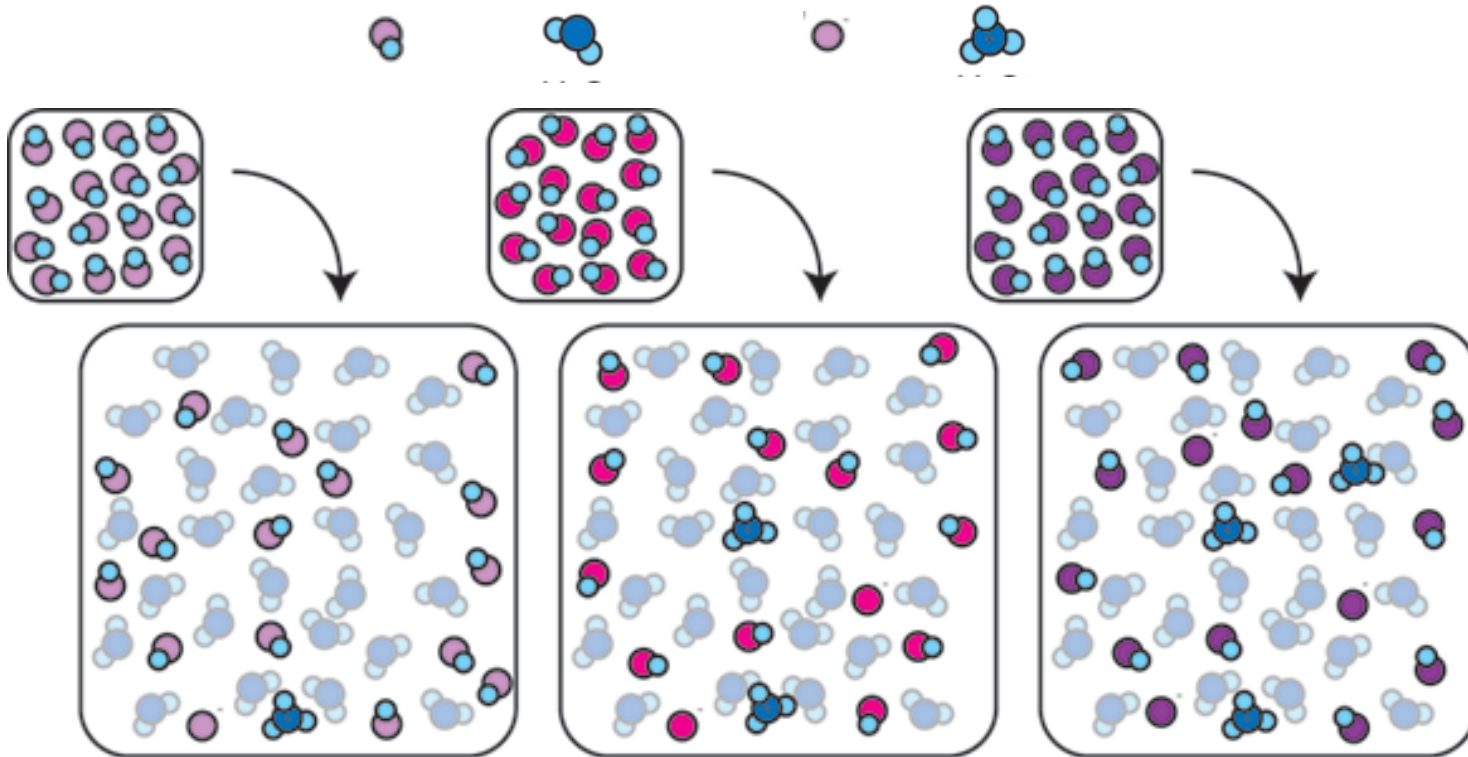
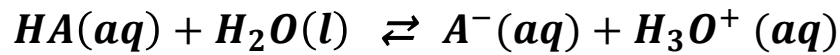
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$pK_a = -\log(1.8 \cdot 10^{-5}) = 4.74$$

Acidi deboli

Maggiore sarà il valore K_a , maggiore sarà forza dell'acido

Minore sarà il valore pK_a , maggiore sarà forza dell'acido



K_a
 pK_a

K_a
 pK_a

K_a
 pK_a

Acidi deboli

Maggiore sarà il valore K_a , maggiore sarà forza dell'acido

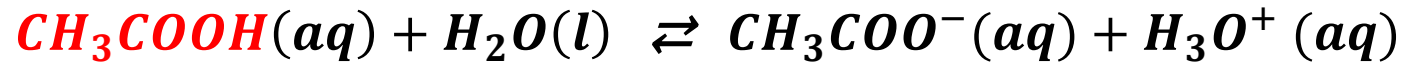
Forza relativa degli acidi e delle basi e costanti di dissociazione acida				
ACIDI FORTI	Nome dell'acido	Formula dell'acido	Formula della base	
	Acido iodidrico	HI	$H^+ + I^-$	
	Acido bromidrico	HBr	$H^+ + Br^-$	
	Acido perclorico	$HClO_4$	$H^+ + ClO_4^-$	
	Acido cloridrico	HCl	$H^+ + Cl^-$	
	Acido solforico	H_2SO_4	$H^+ + ClO_4^-$	
	Acido clorico	$HClO_3$	$H^+ + ClO_3^-$	
Acido nitrico	HNO_3	$H^+ + NO_3^-$		
ACIDI DEBOLI	Nome dell'acido	Formula dell'acido	Formula della base	K_a
	Acido ossalico	$H_2C_2O_4 \rightleftharpoons$	$H^+ + HC_2O_4^-$	$5,4 \times 10^{-2}$
	Acido solforoso	$H_2SO_3 \rightleftharpoons$	$H^+ + HSO_3^-$	$1,3 \times 10^{-2}$
	Ione idrogenosolfato	$HSO_4^- \rightleftharpoons$	$H^+ + SO_4^{2-}$	$1,1 \times 10^{-2}$
	Acido fosforico	$H_3PO_4 \rightleftharpoons$	$H^+ + H_2PO_4^-$	$7,1 \times 10^{-3}$
	Acido nitroso	$HNO_2 \rightleftharpoons$	$H^+ + NO_2^-$	$7,2 \times 10^{-4}$
Acido fluoridrico	$HF \rightleftharpoons$	$H^+ + F^-$	$6,6 \times 10^{-4}$	

Acidi deboli

Maggiore sarà il valore K_a , maggiore sarà forza dell'acido

ACIDI DEBOLI	Acido fluoridrico	HF	\rightleftharpoons	$H^+ + F^-$	$6,6 \times 10^{-4}$
	Acido formico (metanoico)	HCOOH	\rightleftharpoons	$H^+ + HCOO^-$	$1,8 \times 10^{-4}$
	Acido benzoico	C_6H_5COOH	\rightleftharpoons	$H^+ + C_6H_5COO^-$	$6,3 \times 10^{-5}$
	Ione idrogenoossalato	$HC_2O_4^-$	\rightleftharpoons	$H^+ + C_2O_4^{2-}$	$5,3 \times 10^{-5}$
	Acido acetico (etanoico)	CH_3COOH	\rightleftharpoons	$H^+ + CH_3COO^-$	$1,8 \times 10^{-5}$
	Acido propionico (propanoico)	CH_3CH_2COOH	\rightleftharpoons	$H^+ + CH_3CH_2COO^-$	$1,3 \times 10^{-5}$
	Acido carbonico	H_2CO_3	\rightleftharpoons	$H^+ + HCO_3^-$	$4,4 \times 10^{-7}$
	Acido solfidrico	H_2S	\rightleftharpoons	$H^+ + HS^-$	$1,0 \times 10^{-7}$
	Ione diidrogenofosfato	$H_2PO_4^-$	\rightleftharpoons	$H^+ + HPO_4^{2-}$	$6,3 \times 10^{-8}$
	Ione idrogenosolfito	HSO_3^-	\rightleftharpoons	$H^+ + SO_3^{2-}$	$6,2 \times 10^{-8}$
	Acido ipocloroso	HClO	\rightleftharpoons	$H^+ + ClO^-$	$2,9 \times 10^{-8}$
	Acido cianidrico	HCN	\rightleftharpoons	$H^+ + CN^-$	$6,2 \times 10^{-10}$
	Acido borico	H_3BO_3	\rightleftharpoons	$H^+ + H_2BO_3^-$	$5,8 \times 10^{-10}$
	Ione ammonio	NH_4^+	\rightleftharpoons	$H^+ + NH_3$	$5,7 \times 10^{-10}$
	Ione idrogenocarbonato	HCO_3^-	\rightleftharpoons	$H^+ + CO_3^{2-}$	$4,7 \times 10^{-11}$
	Ione monoidrogenofosfato	HPO_4^{2-}	\rightleftharpoons	$H^+ + PO_4^{3-}$	$4,2 \times 10^{-13}$
Acqua	H_2O	\rightleftharpoons	$H^+ + OH^-$	$1,0 \times 10^{-14}$	

Acidi deboli



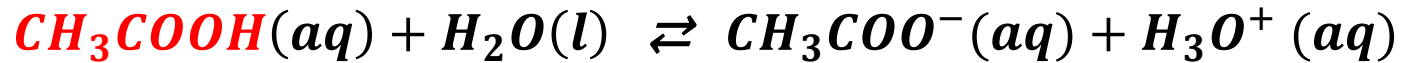
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

Data una soluzione di acido acetico 0.10 M

	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$	$+\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$	$+\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
Inizio	0.10 M	/	0.0 M	0.0 M
Durante	- x M	/	+ x M	+ x M
Fine	0.10 - x M	/	x M	x M

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(x)(x)}{0.10 - x} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

Acidi deboli



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$\frac{(x)(x)}{0.10 - x} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$x^2 = 1.8 \cdot 10^{-5}(0.10 - x)$$

$$x^2 = 1.8 \cdot 10^{-6} - 1.8 \cdot 10^{-5}x$$

$$x^2 + 1.8 \cdot 10^{-5}x - 1.8 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$x_{1,2} = \frac{-b \mp \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} =$$

$$= \frac{-0.0190 \mp \sqrt{(0.0190)^2 - 4(1)(-0.00475)}}{2(1)}$$

$$x_1 = 0.0013$$

$$x_2 = -0.0013$$

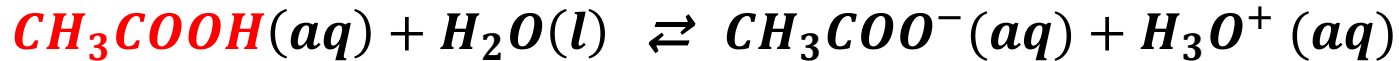
$$\frac{(x)(x)}{0.10 - x} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

Trascurabile rispetto alla C iniziale in quanto K_a è piccola

$$\frac{x^2}{0.10} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$x = \sqrt{(0.10)(1.8 \cdot 10^{-5})} = 0.0013$$

Acidi deboli



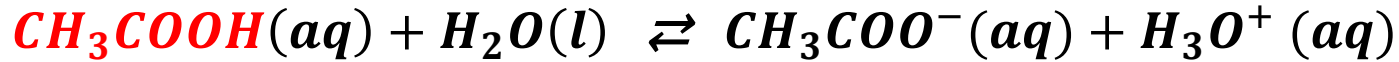
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$\frac{(x)(x)}{0.10 - x} = 1.8 \cdot 10^{-5} \xrightarrow{\text{Approssimazione}} \frac{(x)(x)}{0.10} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

Si può applicare quando:

- la K_a è minore o nell'ordine di 10^{-5}
- Concentrazione dell'acido è maggiore di $1.0 \cdot 10^{-2}$ M

Acidi deboli



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

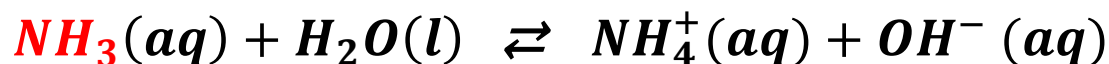
	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$	$+\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$	$+\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
Inizio	0.10 M	/	0.0 M	0.0 M
Durante	- x M	/	+ x M	+ x M
Fine	0.10 - x M	/	x M	x M

$$\frac{(x)(x)}{0.10} \approx 1.8 \cdot 10^{-5} \quad x = \sqrt{(0.10)(1.8 \cdot 10^{-5})} = 0.0013$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pH} = -\log(0.0013) = 2.9$$

Basi deboli

Rimangono parzialmente **indissociate** in soluzione acquosa



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$pK_b = -\log K_b = 4.74$$

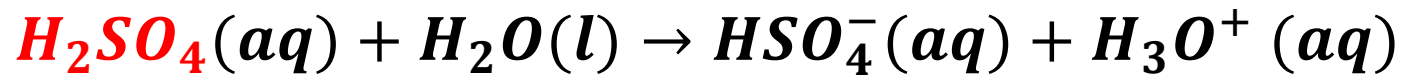
Maggiore sarà il valore K_b , maggiore sarà forza della base
Minore sarà il valore pK_b , maggiore sarà forza della base

Base	Reazione di ionizzazione	K_b a 25°C	pK_b
dimetilammina	$(\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$	7.4×10^{-4}	3.13
metilammina	$(\text{CH}_3)\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	5.0×10^{-4}	3.30
trimetilammina	$(\text{CH}_3)_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_3\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	7.4×10^{-5}	4.13
ammoniaca	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	1.8×10^{-5}	4.74
piridina	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	1.5×10^{-9}	8.82
anilina	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	4.2×10^{-10}	9.38

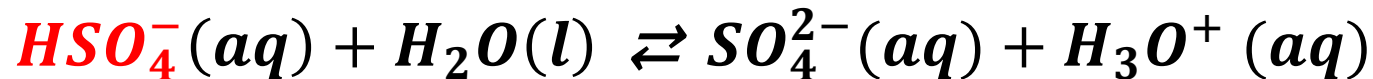
Forza crescente

Acidi poliprotici

Possono cedere più di un protone H^+



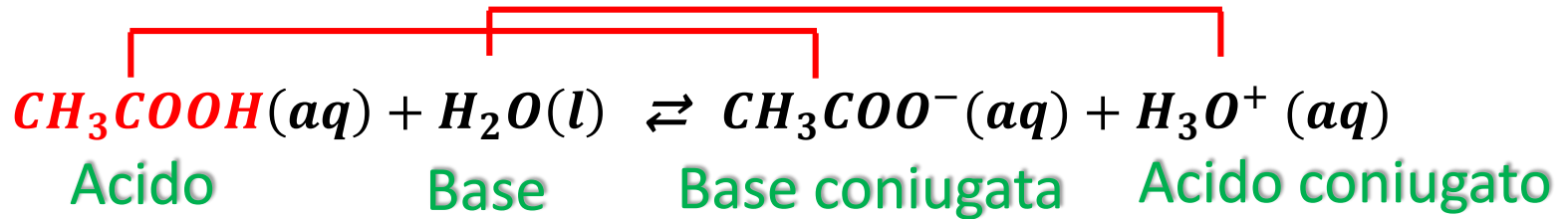
$$K_{a1} = \frac{[HSO_4^-][H_3O^+]}{[H_2SO_4]} \gg 1$$



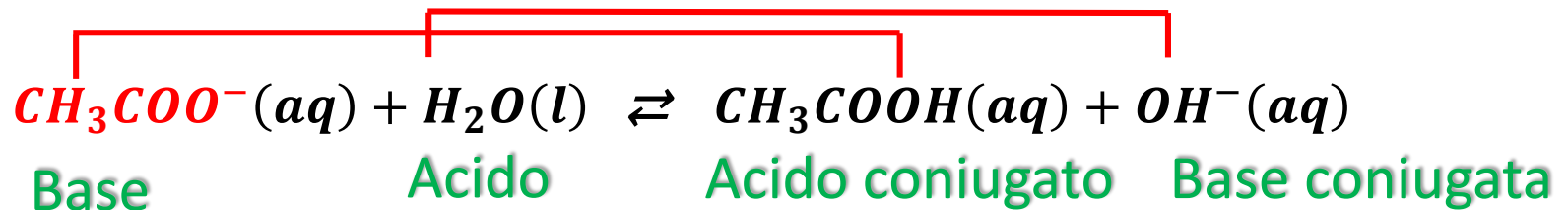
$$K_{a2} = \frac{[SO_4^{2-}][H_3O^+]}{[HSO_4^-]} = 1.0 \cdot 10^{-2}$$

La K_a diventa più piccola ad ogni deprotonazione successiva

Forza di acidi e basi

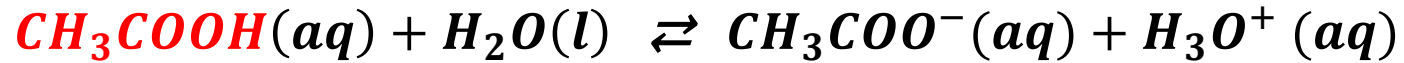


$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

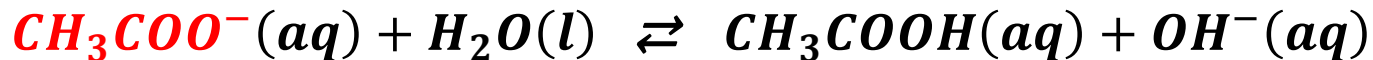


$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Forza di acidi e basi



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

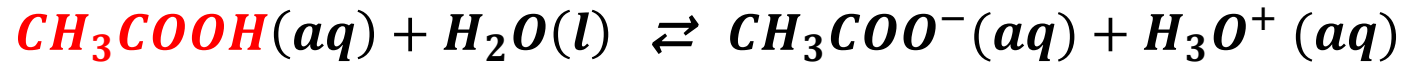


$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

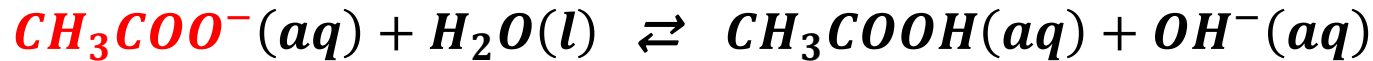
$$K_a K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

Forza di acidi e basi



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$



$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

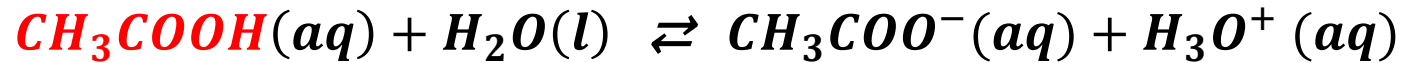
$$K_a \cdot K_b = K_w$$

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

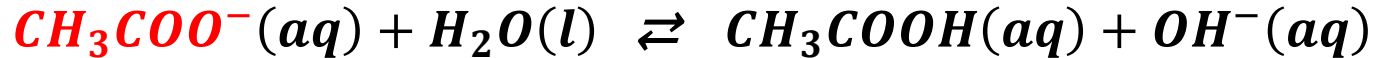
$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_b = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{1.8 \cdot 10^{-5}} = 5.5 \cdot 10^{-10}$$

Forza di acidi e basi



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$



$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 5.5 \cdot 10^{-10}$$

Tanto più forte un acido, tanto più debole la sua base coniugata

Forza di acidi e basi

TABELLA 16.1 Forze relative di alcuni comuni acidi e basi di Brønsted–Lowry

Acido		Base coniugata	
	Acido perclorico	HClO_4	Ione perclorato
	Acido iodidrico	HI	Ione ioduro
	Acido bromidrico	HBr	Ione bromuro
	Acido cloridrico	HCl	Ione cloruro
	Acido solforico	H_2SO_4	Ione idrogeno solfato
	Acido nitrico	HNO_3	Ione nitrato
	Ione idrossonio ^a	H_3O^+	Acqua ^a
	Ione idrogeno solfato	HSO_4^-	Ione solfato
	Acido nitroso	HNO_2	Ione nitrito
	Acido acetico	CH_3COOH	Ione acetato
	Acido carbonico	H_2CO_3	Ione idrogeno carbonato
	Ione ammonio	NH_4^+	Ammoniaca
	Ione idrogeno carbonato	HCO_3^-	Ione carbonato
	Acqua	H_2O	Ione idrossido
	Metanolo	CH_3OH	ione metossido
	Ammoniaca	NH_3	Ione ammido
			Ione perclorato
			ClO_4^-
			I^-
			Br^-
			Cl^-
			HSO_4^-
			NO_3^-
			H_2O
			SO_4^{2-}
			NO_2^-
			CH_3COO^-
			HCO_3^-
			NH_3
			CO_3^{2-}
			OH^-
			CH_3O^-
			NH_2^-

^a La combinazione ione idrossido–acqua si riferisce al caso in cui il protone viene trasferito da una molecola d’acqua ad un’ altra; ovvero $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$.

Forza di acidi e basi

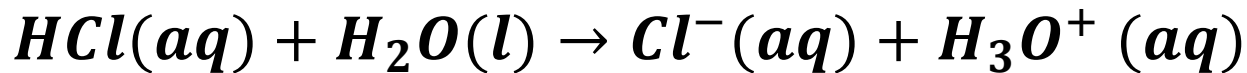
K _a and K _b Values					
Name of Acid	Acid	K _a	Name of Base	Base	K _b
Sulfuric acid	H ₂ SO ₄	large	hydrogen sulfate ion	HSO ₄ ⁻	very small
Hydrochloric acid	HCl	large	chloride ion	Cl ⁻	very small
Nitric acid	HNO ₃	large	nitrate ion	NO ₃ ⁻	very small
Hydronium ion	H ₃ O ⁺	55.5	water	H ₂ O	1.8 × 10 ⁻¹⁶
Hydrogen sulfate ion	HSO ₄ ⁻	1.2 × 10 ⁻²	sulfate ion	SO ₄ ²⁻	8.3 × 10 ⁻¹³
Phosphoric acid	H ₃ PO ₄	7.5 × 10 ⁻³	dihydrogen phosphate ion	H ₂ PO ₄ ⁻	1.3 × 10 ⁻¹²
Hexaaquairon(III) ion	Fe(H ₂ O) ₆ ³⁺	6.3 × 10 ⁻³	pentaaquahydroxoiron(III) ion	Fe(H ₂ O) ₅ OH ²⁺	1.6 × 10 ⁻¹²
Hydrofluoric acid	HF	7.4 × 10 ⁻⁴	fluoride ion	F ⁻	1.4 × 10 ⁻¹¹
Formic acid	HCO ₂ H	1.8 × 10 ⁻⁴	formate ion	HCO ₂ ⁻	5.6 × 10 ⁻¹¹
Benzoic acid	C ₆ H ₅ CO ₂ H	6.3 × 10 ⁻⁵	benzoate ion	C ₆ H ₅ CO ₂ ⁻	1.6 × 10 ⁻¹⁰
Acetic acid	CH ₃ CO ₂ H	1.8 × 10 ⁻⁵	acetate ion	CH ₃ CO ₂ ⁻	5.6 × 10 ⁻¹⁰
Hexaaquaaluminum ion	Al(H ₂ O) ₆ ³⁺	7.9 × 10 ⁻⁶	pentaaquahydroxoaluminum ion	Al(H ₂ O) ₅ OH ²⁺	1.3 × 10 ⁻⁹
Carbonic acid	H ₂ CO ₃	4.2 × 10 ⁻⁷	hydrogen carbonate ion	HCO ₃ ⁻	2.4 × 10 ⁻⁸
Hydrogen sulfide	H ₂ S	1 × 10 ⁻⁷	hydrogen sulfide ion	HS ⁻	1 × 10 ⁻⁷
Dihydrogen phosphate ion	H ₂ PO ₄ ⁻	6.2 × 10 ⁻⁸	hydrogen phosphate ion	HPO ₄ ²⁻	1.6 × 10 ⁻⁷
Hypochlorous acid	HClO	3.5 × 10 ⁻⁸	hypochlorite ion	ClO ⁻	2.9 × 10 ⁻⁷
Ammonium ion	NH ₄ ⁺	5.6 × 10 ⁻¹⁰	ammonia	NH ₃	1.8 × 10 ⁻⁵
Hydrocyanic acid	HCN	4.0 × 10 ⁻¹⁰	cyanide ion	CN ⁻	2.5 × 10 ⁻⁵
Hexaaquairon(II) ion	Fe(H ₂ O) ₆ ²⁺	3.2 × 10 ⁻¹⁰	pentaaquahydroxoiron(II) ion	Fe(H ₂ O) ₅ OH ⁺	3.1 × 10 ⁻⁵
Hydrogen carbonate ion	HCO ₃ ⁻	4.8 × 10 ⁻¹¹	carbonate ion	CO ₃ ²⁻	2.1 × 10 ⁻⁴
Hydrogen phosphate ion	HPO ₄ ²⁻	3.6 × 10 ⁻¹³	phosphate ion	PO ₄ ³⁻	2.8 × 10 ⁻²
Water	H ₂ O	1.8 × 10 ⁻¹⁶	hydroxide ion	OH ⁻	55.5
Hydrogen sulfide ion	HS ⁻	1 × 10 ⁻¹⁹	sulfide ion	S ²⁻	1 × 10 ⁵

Forza di acidi e basi

		Acid		Base			
Acidi forti	↑ Increasing acid strength	perchloric acid	HClO_4	Do not undergo base ionization in water	ClO_4^-	perchlorate ion	Basi inattive
		sulfuric acid	H_2SO_4		HSO_4^-	hydrogen sulfate ion	
		hydrogen iodide	HI		I^-	iodide ion	
		hydrogen bromide	HBr		Br^-	bromide ion	
		hydrogen chloride	HCl		Cl^-	chloride ion	
		nitric acid	HNO_3		NO_3^-	nitrate ion	
Acidi deboli	↑ Increasing acid strength	hydronium ion	H_3O^+	H_2O	water	↓ Increasing base strength	Basi deboli
		hydrogen sulfate ion	HSO_4^-	SO_4^{2-}	sulfate ion		
		phosphoric acid	H_3PO_4	H_2PO_4^-	dihydrogen phosphate ion		
		hydrogen fluoride	HF	F^-	fluoride ion		
		nitrous acid	HNO_2	NO_2^-	nitrite ion		
		acetic acid	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	CH_3CO_2^-	acetate ion		
		carbonic acid	H_2CO_3	HCO_3^-	hydrogen carbonate ion		
		hydrogen sulfide	H_2S	HS^-	hydrogen sulfide ion		
		ammonium ion	NH_4^+	NH_3	ammonia		
		hydrogen cyanide	HCN	CN^-	cyanide ion		
		hydrogen carbonate ion	HCO_3^-	CO_3^{2-}	carbonate ion		
Acidi inattivi	↑ Increasing acid strength	water	H_2O	OH^-	hydroxide ion	Basi forti	
		hydrogen sulfide ion	HS^-	S^{2-}	sulfide ion		
		ethanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$	ethoxide ion		
		ammonia	NH_3	NH_2^-	amide ion		
		hydrogen	H_2	H^-	hydride ion		
		methane	CH_4	CH_3^-	methide ion		

Forza di acidi e basi

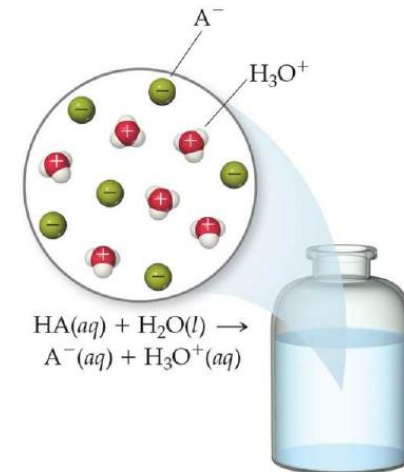
La reazione diretta va **a completamento**



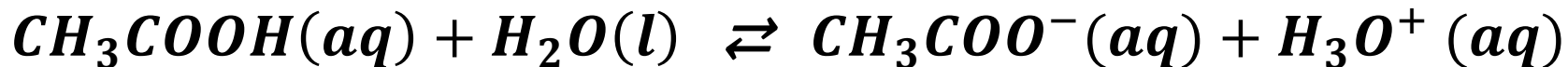
Acido forte

Base coniug. inattiva

La reazione inversa **NON AVVIENE**



Equilibrio: avvengono sia la reazione diretta che quella inversa, ma una sarà prevalente:



Acido debole

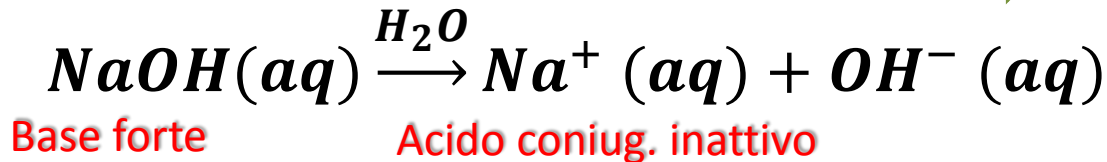
$$K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

Base debole

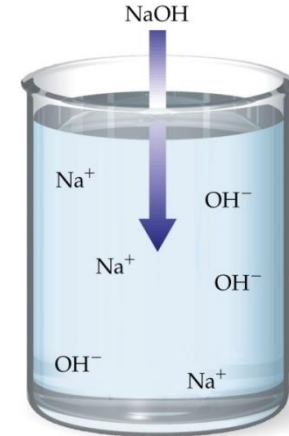
$$K_b = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

Forza di acidi e basi

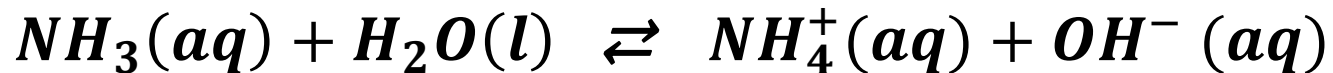
La reazione diretta va **a completamento**



La reazione inversa **NON AVVIENE**



Equilibrio: avvengono sia la reazione diretta che quella inversa, ma una sar  prevalente:



Base debole

$$K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

Acido debole

$$K_a = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

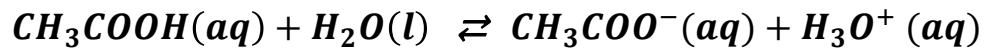
Idrolisi dei sali

Idrolisi dei sali

Gli ioni in cui si dissocia un sale in soluzione acquosa sono acidi e basi



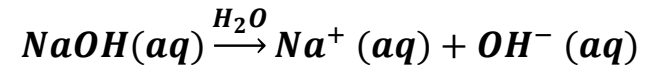
Base coniugata di un acido debole:



Base debole

Soluzione basica

Acido coniugato di una base forte



Acido inattivo

Non influisce sul pH

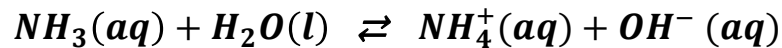
Il sale da idrolisi basica

Idrolisi dei sali

Gli ioni in cui si dissocia un sale in soluzione acquosa sono acidi e basi



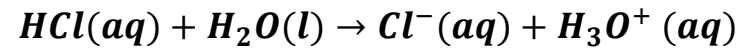
Acido coniugato di una base debole:



Acido debole

Soluzione acida

Base coniugata di un acido forte



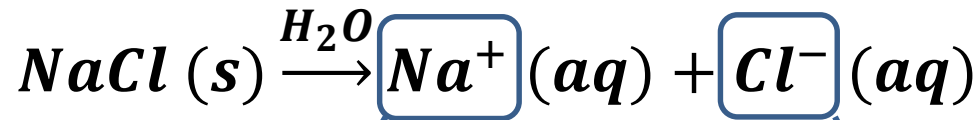
Base inattiva

Non influisce sul pH

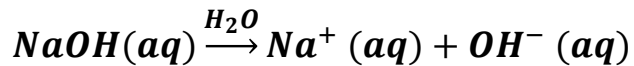
Il sale da idrolisi acida

Idrolisi dei sali

Gli ioni in cui si dissocia un sale in soluzione acquosa sono acidi e basi



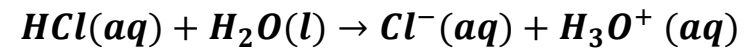
Acido coniugato di una base forte



Acido inattivo

Non influisce sul pH

Base coniugata di un acido forte



Base inattiva

Non influisce sul pH

Il sale da idrolisi neutra

Esercizi

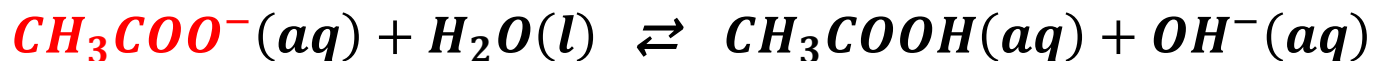
Calcolare il pH di una soluzione 0.10 M di acetato di sodio sapendo che la costante di dissociazione dell'acido acetico è $1.8 \cdot 10^{-5}$.

Esercizi

Calcolare il pH di una soluzione 0.10 M di acetato di sodio sapendo che la costante di dissociazione dell'acido acetico è $1.8 \cdot 10^{-5}$.



$$C_{\text{CH}_3\text{COONa}} = C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = C_{\text{Na}^+} = 0.10 \text{ M}$$



$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{1.8 \cdot 10^{-5}} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

Esercizi

Calcolare il pH di una soluzione 0.10 M di acetato di sodio sapendo che la costante di dissociazione dell'acido acetico è $1.8 \cdot 10^{-5}$.



	$CH_3COO^-(aq)$	$+H_2O(l)$	\rightleftharpoons	$CH_3COOH(aq)$	$+OH^-(aq)$
Inizio	0.10 M	/		0.0 M	0.0 M
Durante	- x M	/		+ x M	+ x M
Fine	0.10 - x M	/		x M	x M

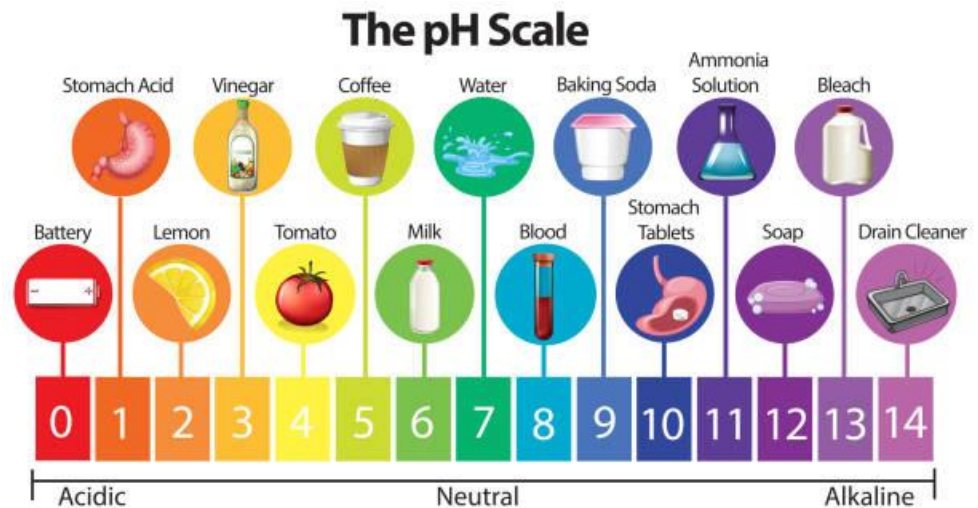
$$K_b = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} = \frac{(x)(x)}{0.10 - x} = 5.6 \cdot 10^{-10} \quad x = [OH^-] = 7.5 \cdot 10^{-6}$$

$$pOH = -\log(2.4 \cdot 10^{-6}) = 5.1$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 5.6 = \mathbf{8.9}$$

Obbiettivi minimi

- Conoscere e saper esporre la teoria acido-base di Brønsted-Lowry
- Conoscere il concetto di coppia acido-base coniugati
- Conoscere l'equilibrio di autoprotolisi dell'acqua e il significato del prodotto ionico K_w
- Conoscere la definizione del pH ed il suo significato
- Sapere cosa si intende per forza di acidi e basi, saper definire le costanti di dissociazione di acidi e basi deboli
- Conoscere la relazione che intercorre tra la K_a di un acido e la K_b della sua base coniugata, e viceversa
- Essere in grado di calcolare il pH di una soluzione contenente acidi o basi forti e deboli
- Conoscere e saper discutere il comportamento acido-base in soluzione acquosa dei sali

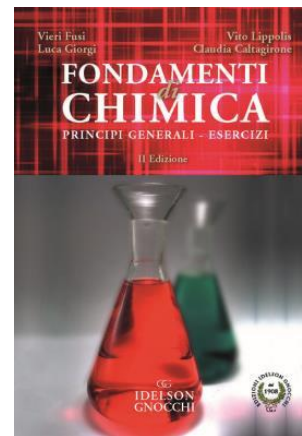


Dove studiare?

Lippolis:

Capitolo 10 - Pagg. 339-343

Capitolo 11 - Pagg. 377-391,
405-419



Esercizi per casa...

Lippolis:

Capitolo 10

- n. 1, 2, pag. 373

Capitolo 11

- n. 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8 pag. 466
- n. 11, 12, 13, 14, 16, 17 pag. 467
- n. 32, 33 pag. 468
- n. 45 pag. 469

