

GLI ACIDI E LE BASI nel quotidiano

L'acido acetico: è presente nell'aceto;

L'acido formico: a questo composto si deve il bruciore che si avverte dopo il morso di una formica;

L'acido citrico: è contenuto nei limoni ed è responsabile del loro sapore aspro;

L'acido ascorbico: è contenuto negli agrumi ed è quel composto che conosciamo con il nome di vitamina C;

Gli esteri: ad essi sono dovuti i piacevoli odori e sapori della frutta matura, e si ottengono a partire dagli acidi carbossilici;

Gli amminoacidi: sono i mattoni costitutivi della proteine, sono acidi carbossilici che contengono anche gruppi basici;

Il succo gastrico: prodotto nello stomaco, contiene 0.10 moli di HCl per litro;

Il sangue umano: è leggermente basico;

Il mare: è una soluzione basica, pH = 8.3.

GLI ACIDI E LE BASI nell'industria chimica

TABELLA 6-10 *Produzione di acidi, basi e sali inorganici negli Stati Uniti nel 2006*

Formula	Nome	Miliardi di Kg	Maggiori usi
H ₂ SO ₄	acido solforico	35.96	Produzione di fertilizzanti e altri prodotti chimici
CaO, Ca(OH) ₂	calce (ossido di calcio e idrossido di calcio)	21.21	Produzione di altre sostanze chimiche, fabbricazione dell'acciaio, trattamento dell'acqua
NH ₃	ammoniaca	10.36	Fertilizzante; produzione di fertilizzanti ed altre sostanze chimiche
H ₃ PO ₄	acido fosforico	10.70	Produzione di fertilizzanti
Na ₂ CO ₃	carbonato di sodio (soda)	10.90	Produzione di vetro, altre sostanze chimiche, detersivi, materiale celluloso, e carta
NaOH	idrossido di sodio	7.99	Produzione di altre sostanze chimiche, materiale celluloso e carta, sapone e detersivi, alluminio, tessuti
HNO ₃	acido nitrico	6.64	Produzione di fertilizzanti, esplosivi, materie plastiche e vernici alla cellulosa
NH ₄ NO ₃	nitrato di ammonio	6.30	Fertilizzanti ed esplosivi
HCl	acido cloridrico	4.11	Produzione di altre sostanze chimiche e gomma, pulizia di metalli
(NH ₄) ₂ SO ₄	solfato di ammonio	2.60	Fertilizzante
KOH, K ₂ CO ₃	idrossido di potassio e carbonato di potassio	1.20	Produzione di fertilizzanti
Al ₂ (SO ₄) ₃	solfato di alluminio	0.90	Trattamento dell'acqua, coloranti tessili
NaClO ₃	clorato di sodio	0.56	Produzione di altre sostanze chimiche, esplosivi, materie plastiche
Na ₂ SO ₄	solfato di sodio	0.44	Produzione di carta, vetro e detersivi

GLI ACIDI E LE BASI: proprietà

Gli acidi: hanno sapore aspro; reagiscono (neutralizzano) con gli ossidi e gli idrossidi per formare sali e acqua.

Le basi: hanno sapore amaro; reagiscono (neutralizzano) con gli acidi per formare sali e acqua; sono scivolose al tatto.

Acidi e basi: cambiano il colore degli indicatori; le loro soluzioni acquose conducono la corrente elettrica perchè loro sono parzialmente o totalmente ionizzati, cioè sono **elettroliti deboli o elettroliti forti**.

GLI ACIDI E LE BASI secondo Arrhenius (1884)

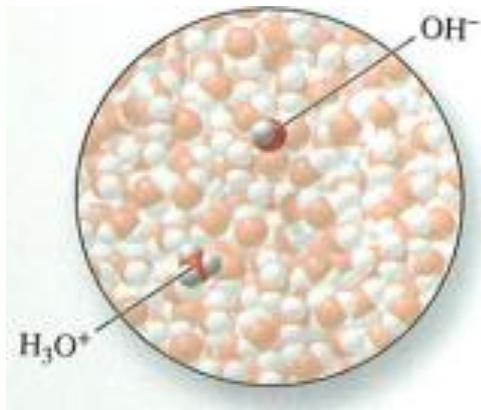
Acido è un composto che in **acqua** genera ioni idrogeno, H^+ .

Base è un composto che in **acqua** genera ioni idrossido, OH^- .

L'AUTOPROTOLISI DELL'ACQUA



Riflettiamo sui numeri

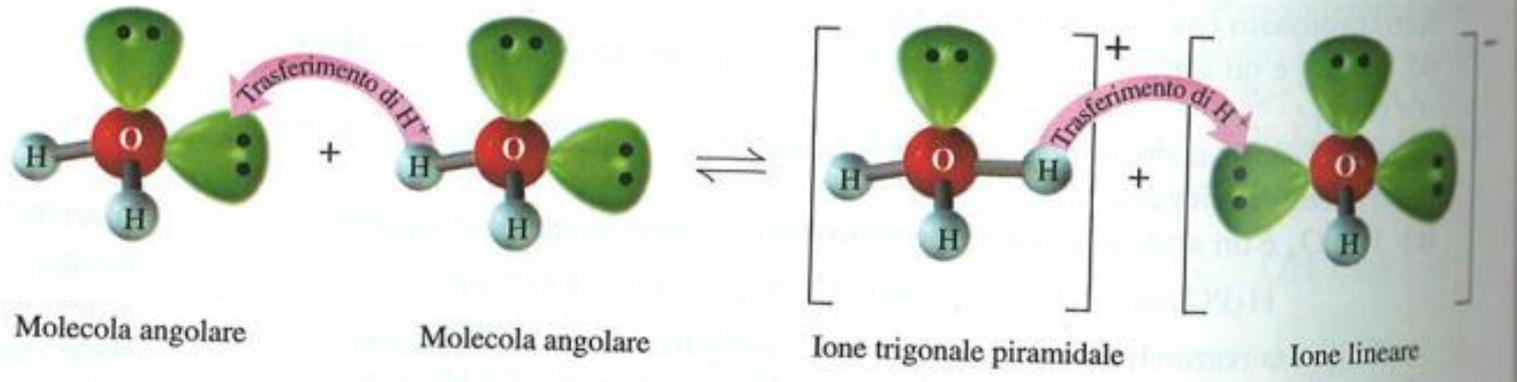


$$K_w = 1.00 \cdot 10^{-14} \quad \text{a } T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

Costante di ionizzazione dell'acqua

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 7$$



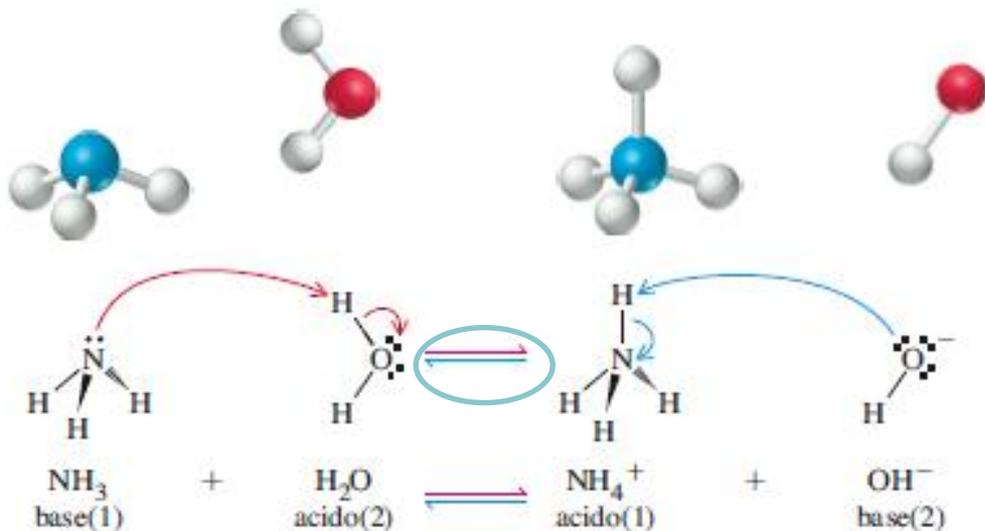
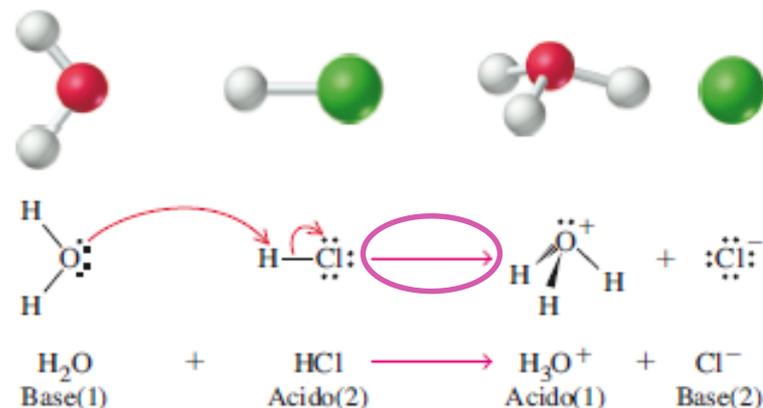
GLI ACIDI E LE BASI secondo Brønsted e Lowry (1923)

Acido è una qualsiasi sostanza in grado di **donare protoni** (ioni H^+).

Base è una qualsiasi sostanza in grado di **accettare protoni** (ioni H^+).

In una **reazione acido-base**, un **protone** si trasferisce da un acido a una base.

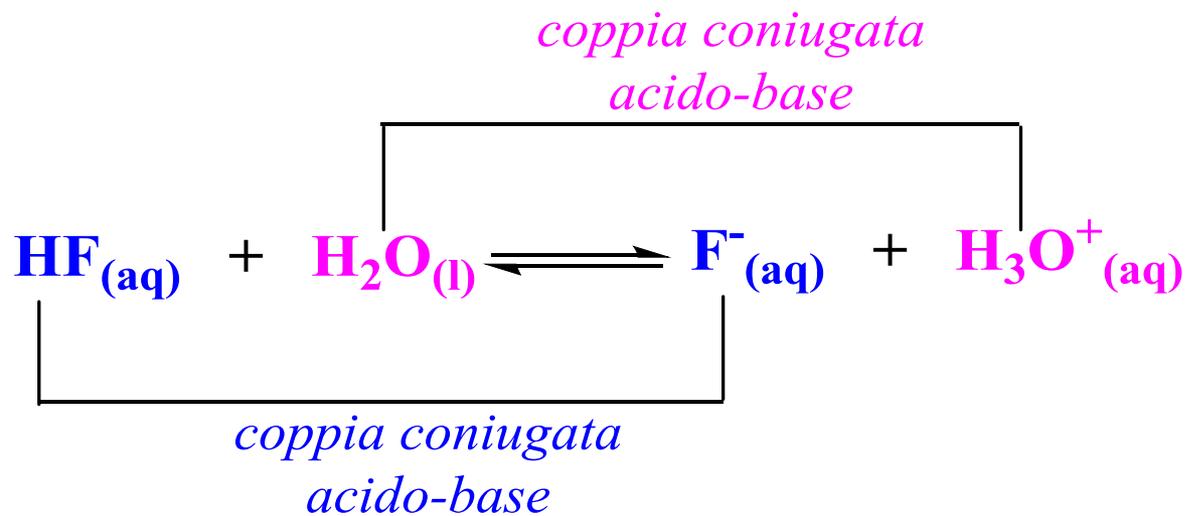
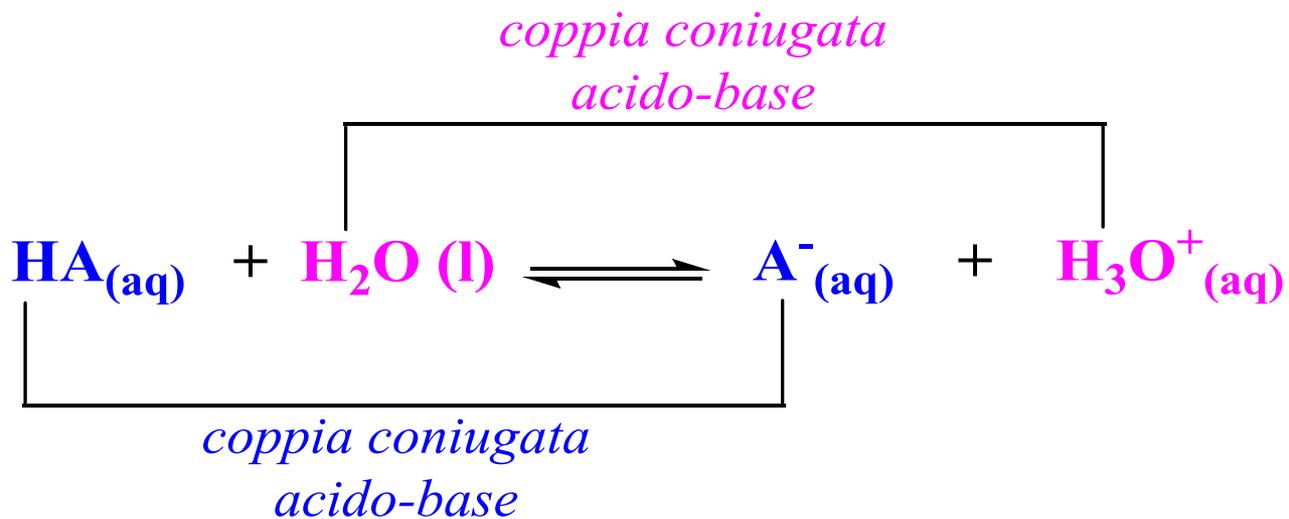
La ionizzazione di **HCl** in acqua



La ionizzazione di **NH₃** in acqua

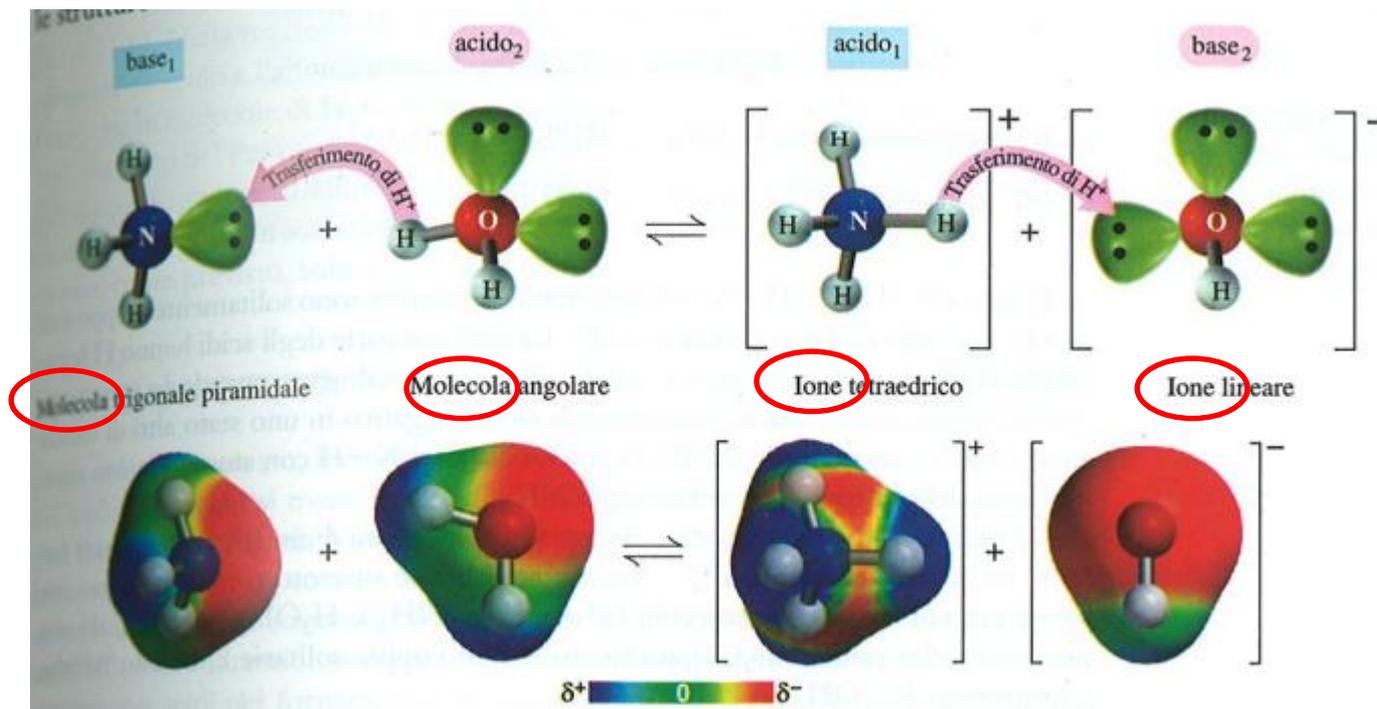
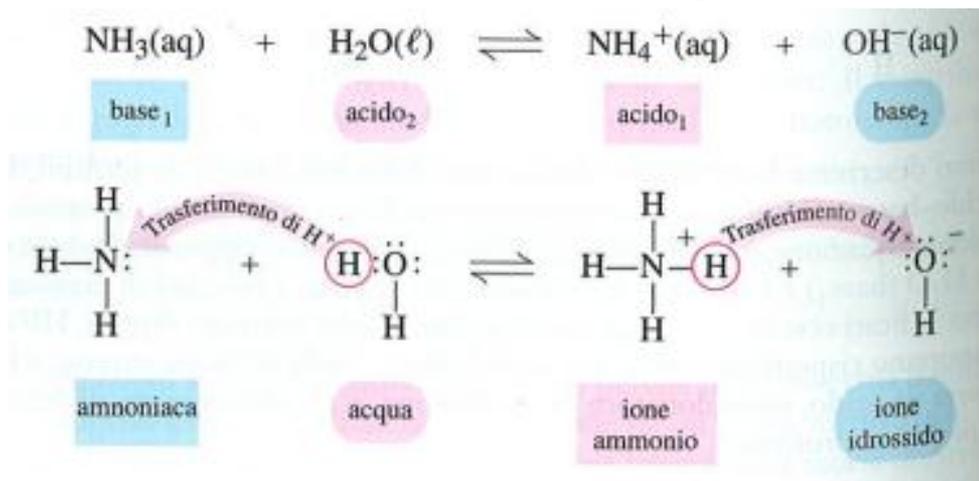
GLI ACIDI E LE BASI secondo Brønsted e Lowry:

Il concetto di coppia coniugata acido-base



GLI ACIDI E LE BASI secondo Brønsted e Lowry:

Il concetto di *coppia coniugata acido-base*



Il concetto di coppia coniugata acido-base: esercizi

1. Individuare l'acido di Brønsted e la sua base coniugata nelle seguenti reazioni:



2. Secondo la teoria di Brønsted e Lowry, quali delle seguenti specie si comportano da acidi? E quali da basi?



IL pH

Il pH è il logaritmo negativo della concentrazione degli ioni H_3O^+ .

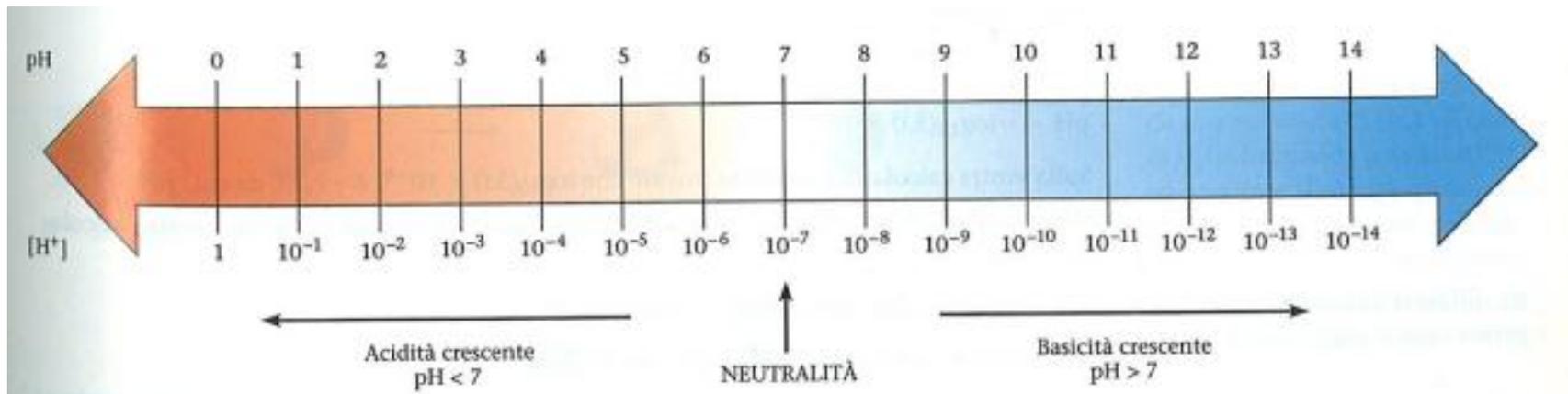
$$pH = - \log [H_3O^+]$$

Il termine **pH** è stato introdotto nel 1909 da Sørensen per indicare l'acidità di una soluzione. Infatti prima l'acidità di una soluzione veniva descritta come concentrazione degli ioni H^+ , $[H^+]$.

Quindi si passa da un'espressione esponenziale $[H^+] = 10^{-4} M$

Ad un'espressione con numeri semplici **pH = 4.**

Correlazione tra pH e $[H_3O^+]$



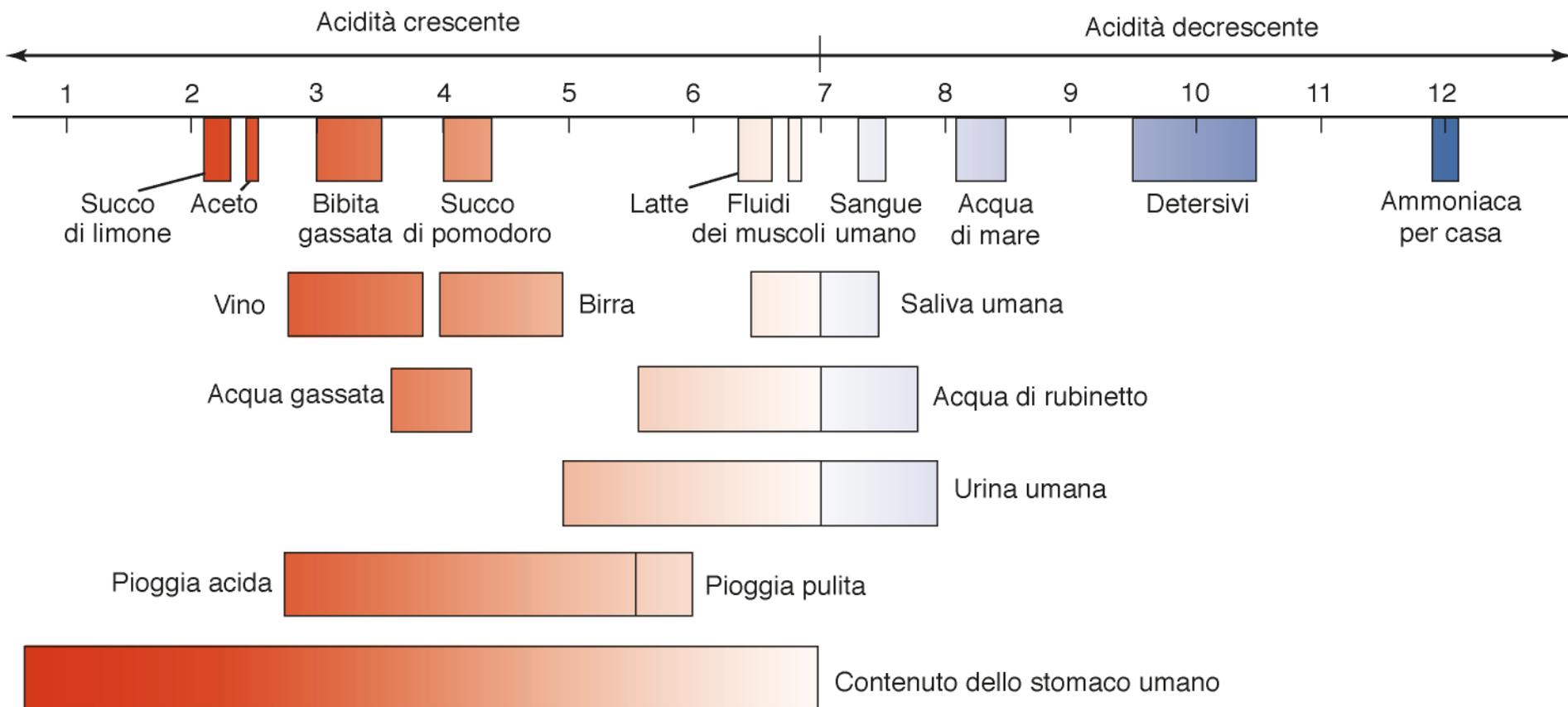
IL pH

pH < 7.0 la soluzione è **acida**

pH = 7.0 la soluzione è **neutra**

pH > 7.0 la soluzione è **basica**

pH di sostanze comuni



Il pH

Le piogge acide



Frederica Georgia/Photo Researchers, Inc.

Negli anni '30



Negli anni '90

Il colore di alcuni fiori

pH tra 5.5 e 6.5



Michael Dalton/Fundamental Photographs

pH tra 7.0 e 7.5



pH e pOH

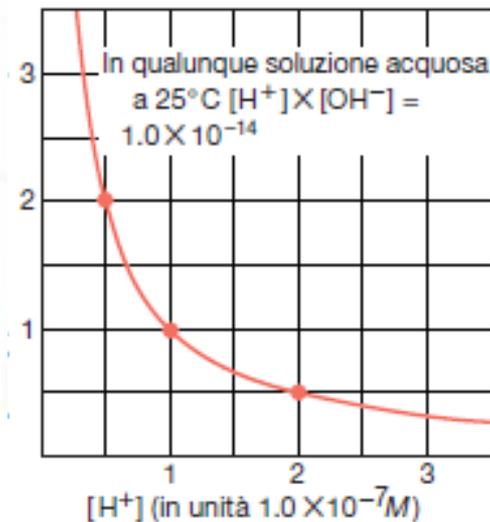
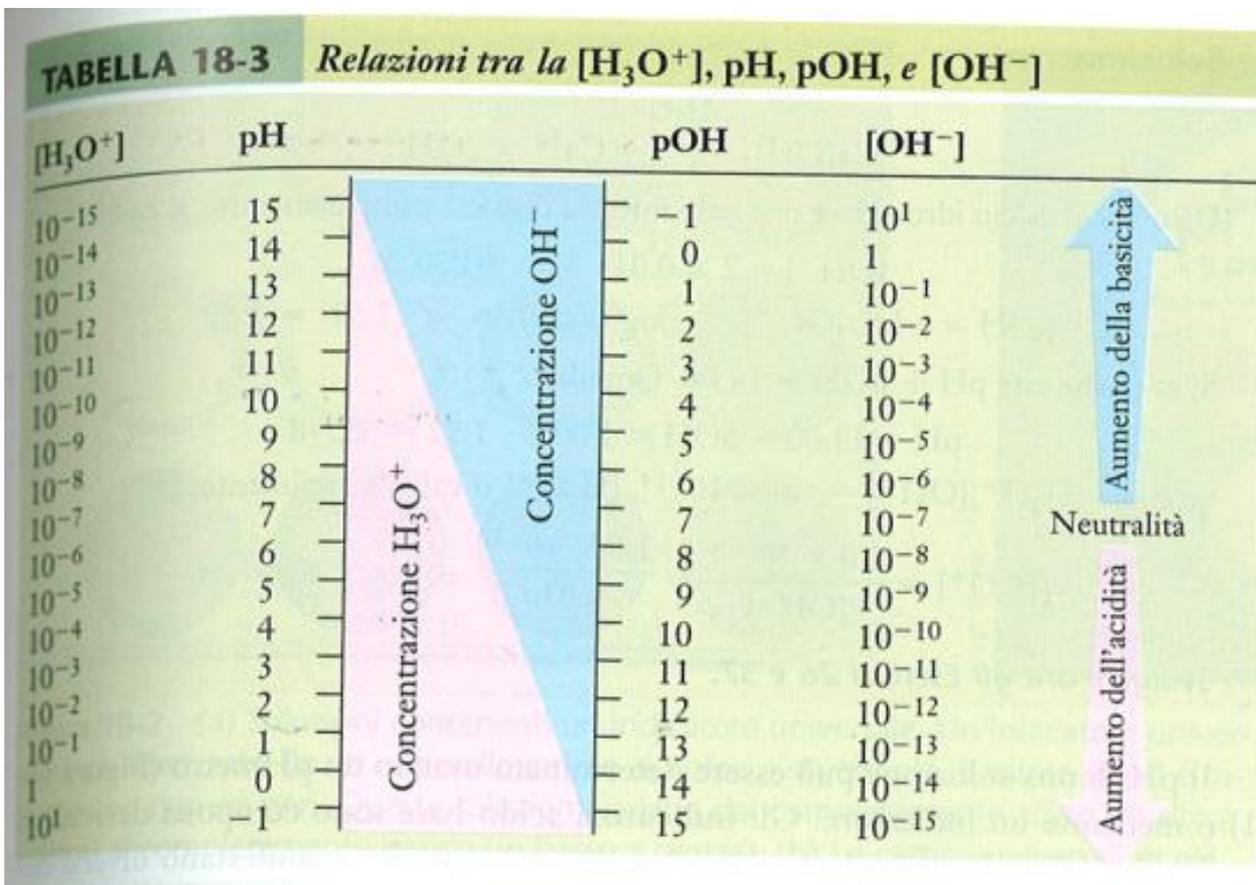
Il prodotto ionico dell'acqua mette in relazione la $[H_3O^+]$ con la $[OH^-]$.

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

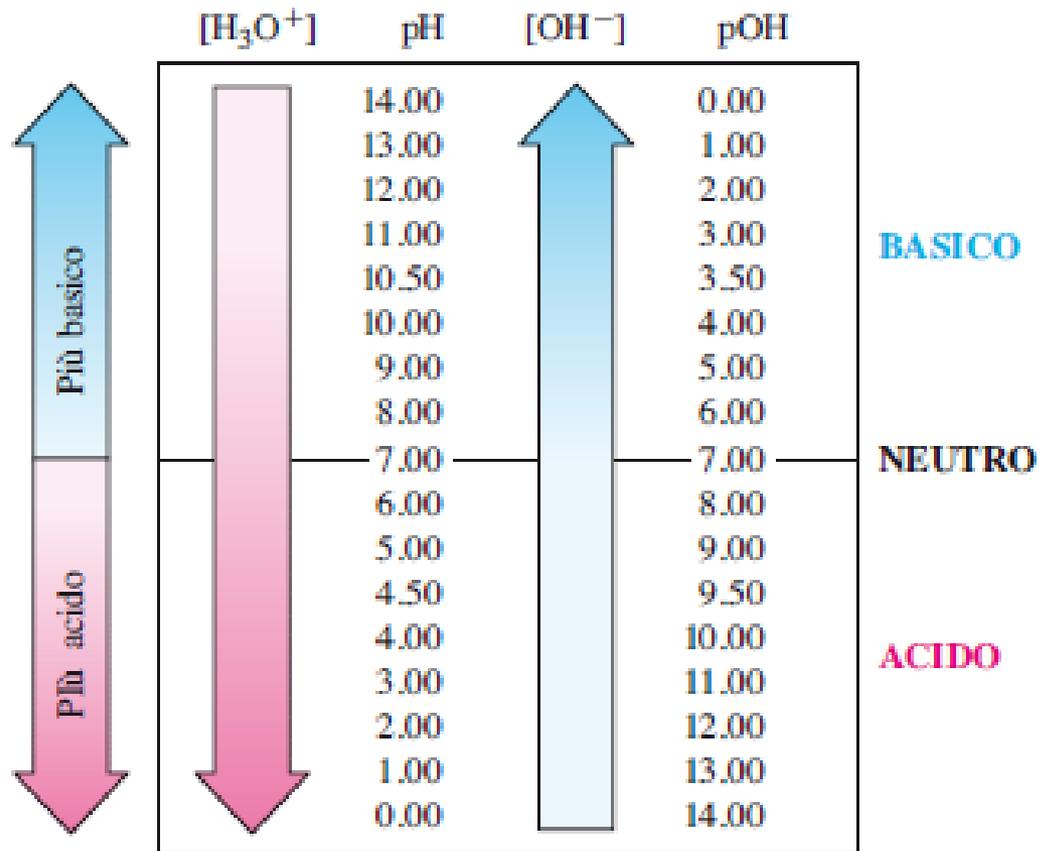
$$pOH = -\log [OH^-]$$

Le scale del pH
e del pOH

$$pH + pOH = 14$$



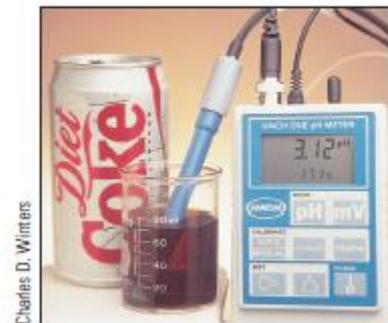
Le scale del pH e del pOH



LA MISURA DEL pH

per via POTENZIOMETRICA: con il pH-metro

per via COLORIMETRICA: con gli indicatori



GLI ACIDI E LE BASI secondo Brønsted e Lowry:

La forza di acidi e basi

La forza di un acido in **soluzione acquosa**



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}][\text{X}^{-}]}{[\text{HX}]}$$

La **costante** di **ionizzazione acida**

Un esempio



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}][\text{F}^{-}]}{[\text{HF}]}$$

Riflettiamo sui numeri

$$K_a = 3.5 \cdot 10^{-4} \longrightarrow K_a \ll 1 \longrightarrow [\text{HF}] \gg [\text{F}^{-}] \longrightarrow$$

—————> Solo una piccola parte di molecole di HF è deprotonata!

GLI ACIDI E LE BASI secondo Brønsted e Lowry:

La forza di acidi e basi

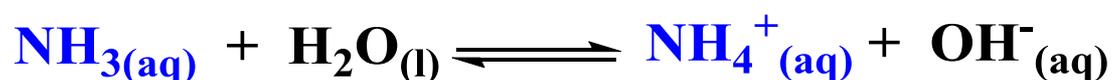
La forza di una base in **soluzione acquosa**



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

La costante di basicità

Un esempio



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

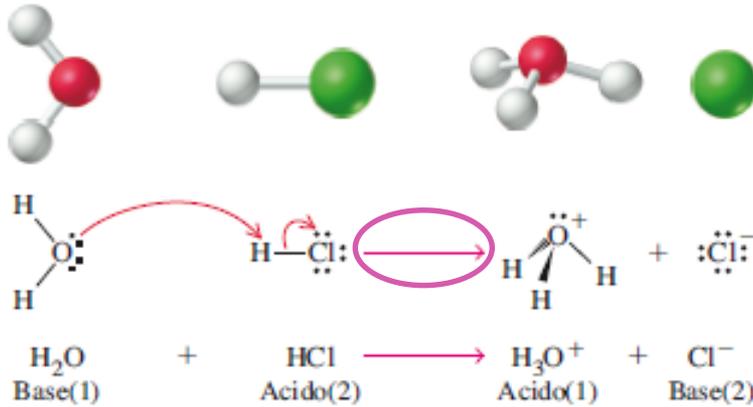
Riflettiamo sui numeri

$$K_b = 1.8 \cdot 10^{-5} \longrightarrow K_b \ll 1 \longrightarrow [\mathbf{NH_3}] \gg [\mathbf{NH_4^+}] \longrightarrow$$

—————> Solo una piccola parte di molecole di $\mathbf{NH_3}$ è **protonata!**

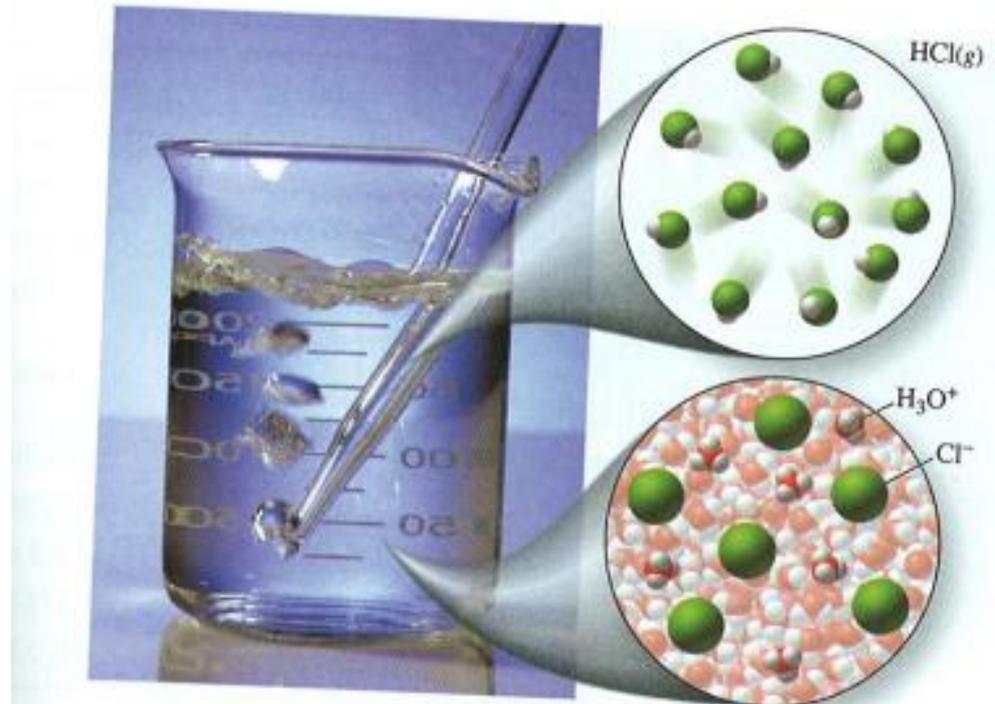
LA FORZA DEGLI ACIDI

L'HCl: un esempio di acido forte



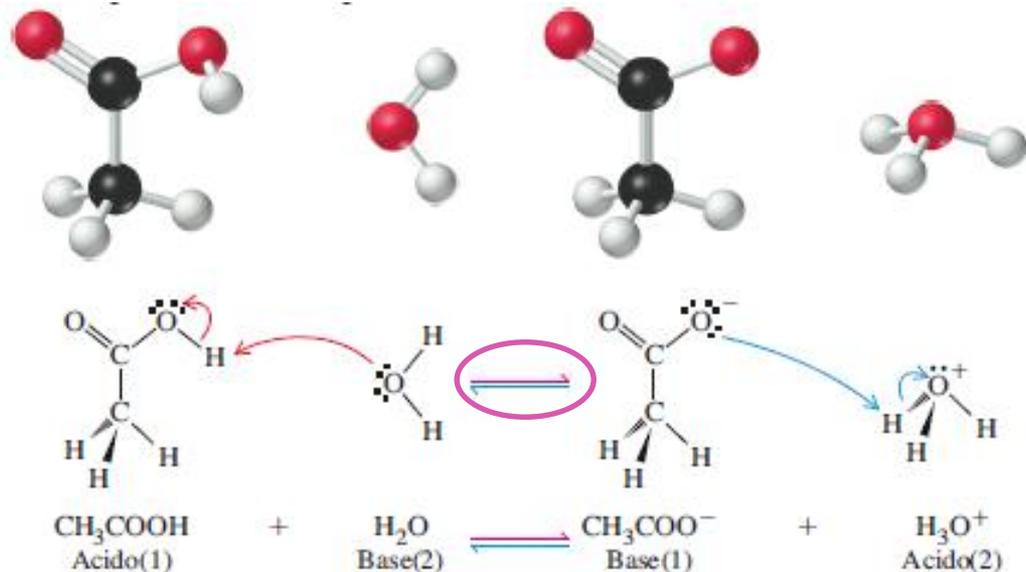
$$K_a = 10^7$$

$$\text{p}K_a = -7$$



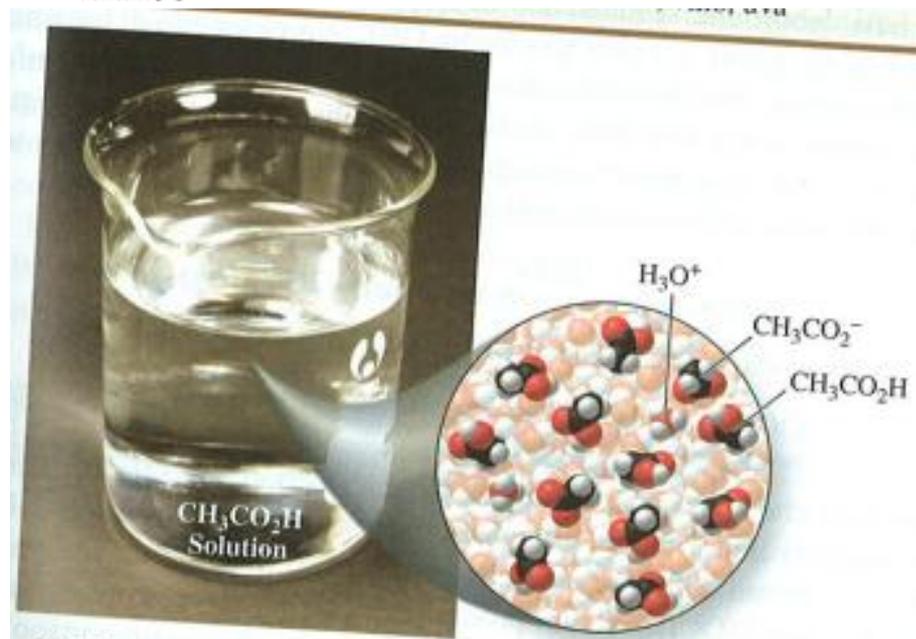
LA FORZA DEGLI ACIDI

L'acido acetico: un esempio di **acido debole**



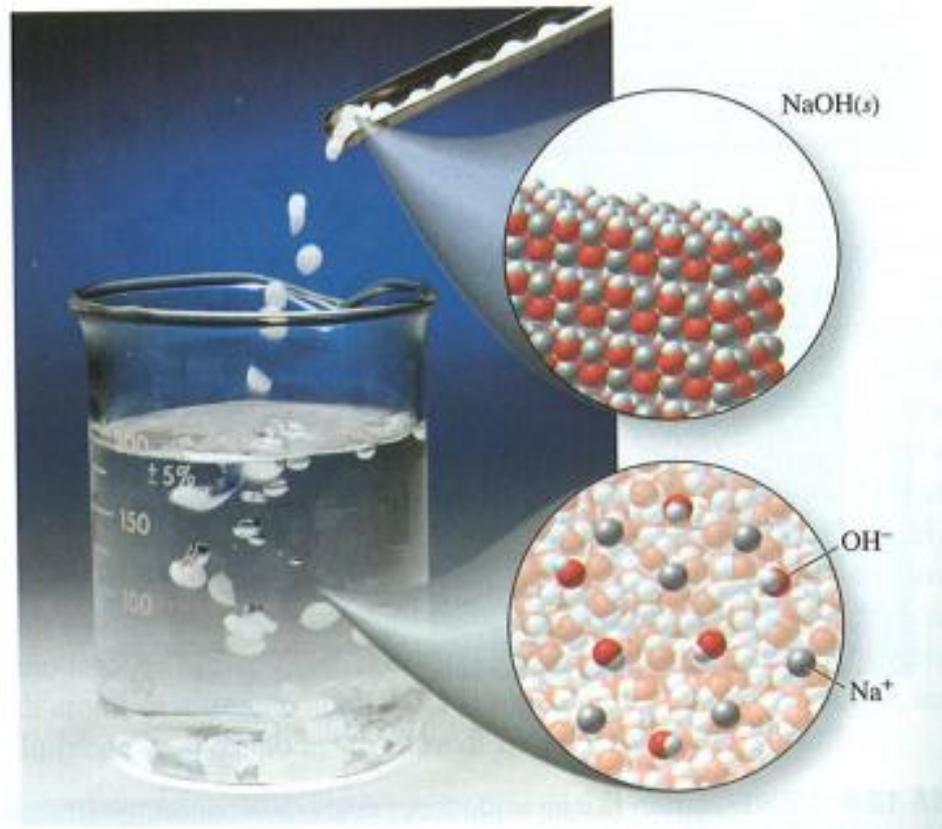
$$K_a = 1.74 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{p}K_a = 4.76$$



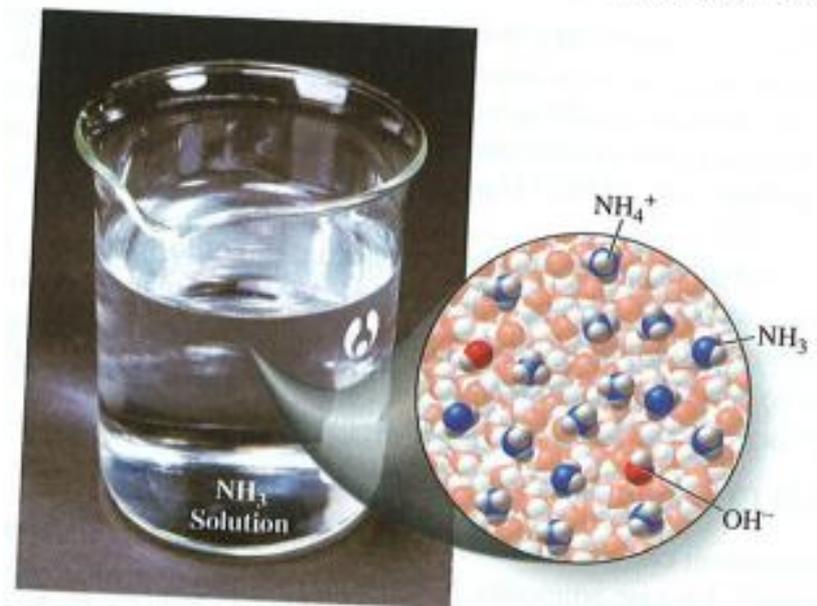
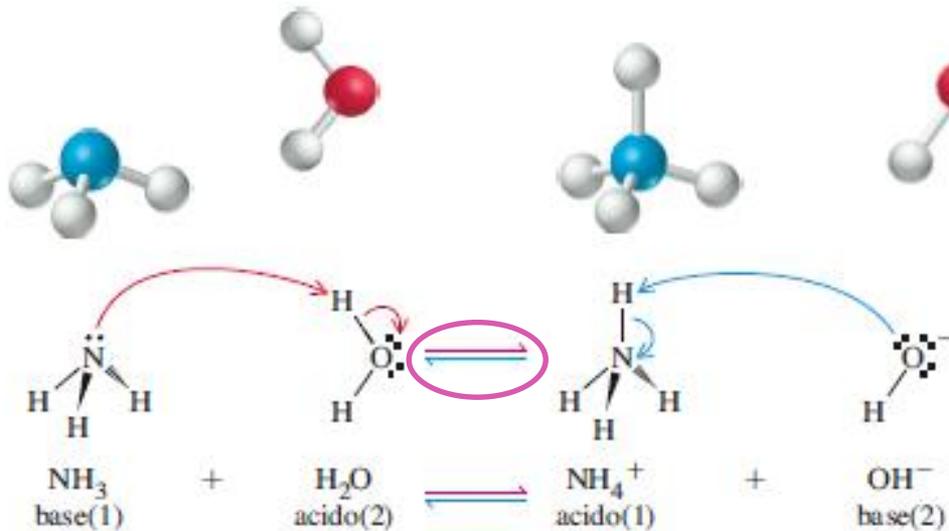
LA FORZA DELLE BASI

NaOH: un esempio di **base forte**



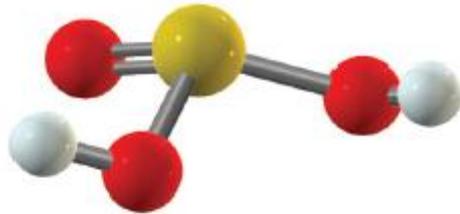
LA FORZA DELLE BASI

L'AMMONIACA: un esempio di base **debole**

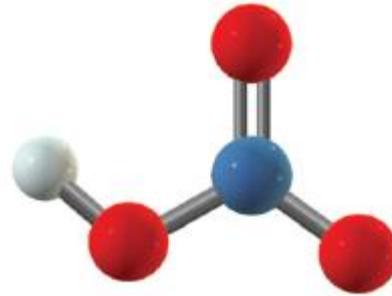


GLI OSSIACIDI

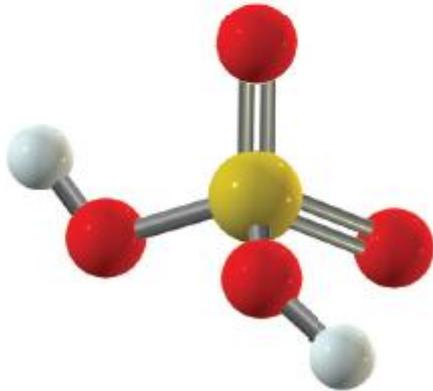
*Sono tipici di atomi centrali che si trovano nella parte **destra** del blocco **p**, prevalentemente **non metalli**, o con elementi in **alto stato di ossidazione**.*



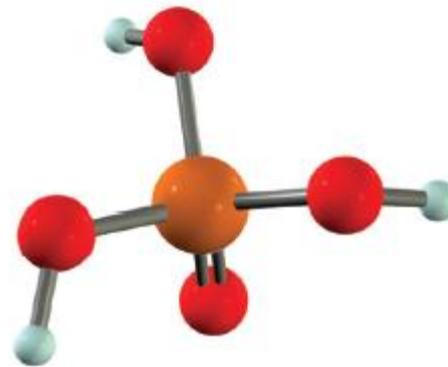
H_2SO_3 , acido solforoso



HNO_3 , Acido nitrico



H_2SO_4 , acido solforico



H_3PO_4 , Acido fosforico

LA FORZA DEGLI ACIDI

Le costanti di acidità in soluzione acquosa a 25 °C

Tabella 4.1 Costanti di acidità per alcune specie in soluzione acquosa a 25 °C.

Acido	HA	A ⁻	K _a	pK _a	Acido	HA	A ⁻	K _a	pK _a
Iodidrico	HI	I ⁻	10 ¹¹	-11	Acetico (etanoico)	CH ₃ COOH	CH ₃ CO ₂ ⁻	1,74 × 10 ⁻⁵	4,76
Perclorico	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	10 ¹⁰	-10	Ione piridinio	HC ₅ H ₅ N ⁺	C ₅ H ₅ N	5,6 × 10 ⁻⁶	5,25
Bromidrico	HBr	Br ⁻	10 ⁹	-9	Carbonico	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	4,3 × 10 ⁻⁷	6,37
Cloridrico	HCl	Cl ⁻	10 ⁷	-7	Solfidrico	H ₂ S	HS ⁻	9,1 × 10 ⁻⁸	7,04
Solfonico	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	10 ²	-2	Borico*	B(OH) ₃	B(OH) ₄ ⁻	7,2 × 10 ⁻¹⁰	9,14
Nitrico	HNO ₃	NO ₃ ⁻	10 ²	-2	Ione ammonio	NH ₄ ⁺	NH ₃	5,6 × 10 ⁻¹⁰	9,25
Ione idronio	H ₃ O ⁺	H ₂ O	1	0,0	Cianidrico	HCN	CN ⁻	4,9 × 10 ⁻¹⁰	9,31
Clorico	HClO ₃	ClO ₃ ⁻	10 ⁻¹	1	Ione idrogenocarbonato	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	4,8 × 10 ⁻¹¹	10,32
Solforoso	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	1,5 × 10 ⁻²	1,81	Ione idrogenoarsenato	HAsO ₄ ²⁻	AsO ₄ ³⁻	3,0 × 10 ⁻¹²	11,53
Ione idrogenosolfato	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	1,2 × 10 ⁻²	1,92	Ione idrogenosolfuro	HS ⁻	S ²⁻	1,1 × 10 ⁻¹⁹	19
Fosforico	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	7,5 × 10 ⁻³	2,12	Ione idrogenofosfato	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	2,2 × 10 ⁻¹³	12,67
Fluoridrico	HF	F ⁻	3,5 × 10 ⁻⁴	3,45	Ione diidrogenofosfato	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	6,2 × 10 ⁻⁸	7,21
Formico	HCOOH	HCO ₂ ⁻	1,8 × 10 ⁻⁴	3,75					

* L'equilibrio di trasferimento di protone è B(OH)₃(aq) + 2H₂O(l) ⇌ H₃O⁺(aq) + B(OH)₄⁻(aq).

LA FORZA DELLE BASI

Basi forti

TABELLA 6-3 *Basi forti comuni*

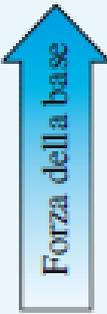
Gruppo 1A		Gruppo 2A	
LiOH	idrossido di litio		
NaOH	idrossido di sodio		
KOH	idrossido di potassio	Ca(OH) ₂	idrossido di calcio
RbOH	idrossido di rubidio	Sr(OH) ₂	idrossido di stronzio
CsOH	idrossido di cesio	Ba(OH) ₂	idrossido di bario

Basi deboli

Le costanti di basicità in soluzione acquosa a 25 °C

Basi		$K_b =$	$pK_b =$
Dietilammina	$(C_2H_5)_2NH + H_2O \rightleftharpoons (C_2H_5)_2NH_2^+ + OH^-$	6.9×10^{-4}	3.16
Etilammina	$C_2H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+ + OH^-$	4.3×10^{-4}	3.37
Ammoniaca	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	1.8×10^{-5}	4.74
Idrossilammina	$HONH_2 + H_2O \rightleftharpoons HONH_3^+ + OH^-$	9.1×10^{-9}	8.04
Piridina	$C_5H_5N + H_2O \rightleftharpoons C_5H_5NH^+ + OH^-$	1.5×10^{-9}	8.82
Anilina	$C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$	7.4×10^{-10}	9.13

Forza della base



La **FORZA** di acidi e basi e il **pH** delle loro soluzioni

*Il pH di soluzioni di **acidi forti** **monoprotici***

Calcolare il pH di una soluzione 0.15 M di HNO_3 .

*Il pH di soluzioni di **basi forti***

1. Calcolare il pH di una soluzione 0.015 M di KOH.
 2. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 0.25 g di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ in una quantità di acqua sufficiente ad avere 0.655 L di soluzione.
-

*Il pH di soluzioni di **acidi deboli monoprotici***

La **FORZA** di acidi e basi e il **pH** delle loro soluzioni

*Il pH di soluzioni di **acidi deboli monoprotici***

1. L'acido urico, $\text{HC}_5\text{H}_3\text{O}_3\text{N}_4$, si può accumulare nelle articolazioni. Questo accumulo provoca intenso dolore e la condizione patologica viene detta gotta. La sua K_a è $5.1 \cdot 10^{-6}$. Calcolare il pH di una soluzione 0.894 M di acido urico.

4. L'acido ascorbico, $\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6$, conosciuto anche come vitamina C, è un acido debole; è una vitamina essenziale e un antiossidante. Una soluzione di acido ascorbico viene preparata sciogliendo 2.00 g di acido in una quantità di acqua sufficiente per ottenere 100 mL di soluzione. La soluzione risultante ha un pH di 2.54. Qual è la K_a dell'acido ascorbico?

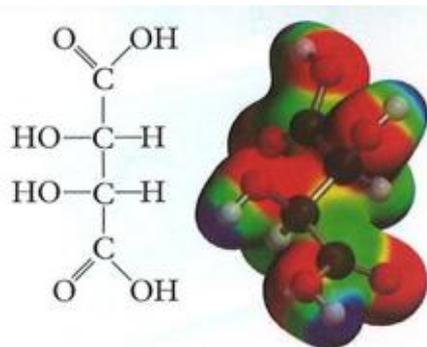
GLI ACIDI POLIPROTICI

Acidi che possono fornire **due o più protoni** per molecola sono detti **acidi poliprotici**.

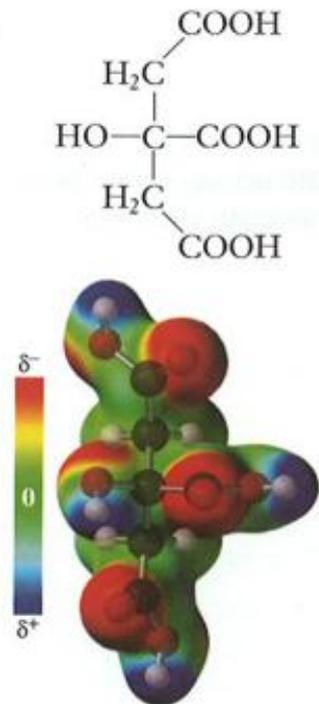
Le ionizzazioni avvengono **per stadi**, cioè un protone per volta.

Ogni equilibrio di ionizzazione è caratterizzato dalla **sua costante di ionizzazione**.

*L'acido tartarico:
un acido
diprotico
organico*

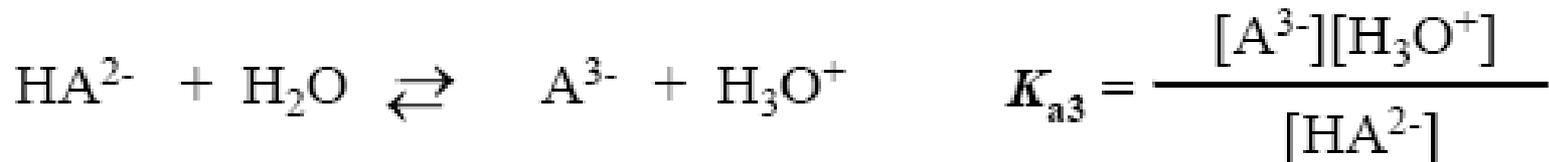
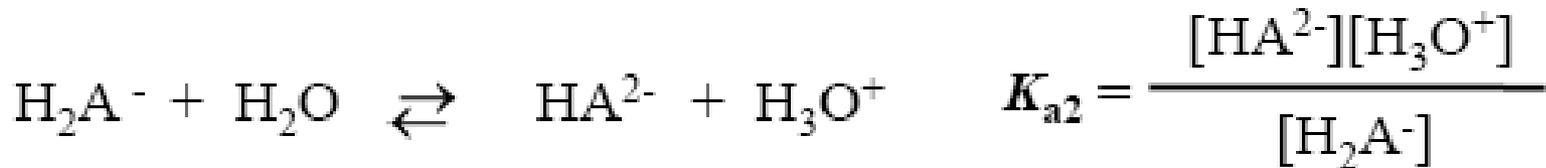
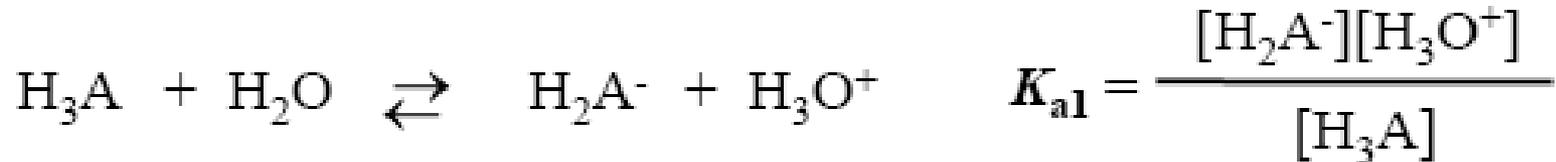


*L'acido citrico:
un acido
triprotico
organico*



GLI ACIDI POLIPROTICI

Acidi poliprotici = si ionizzano in acqua liberando due o più ioni H_3O^+



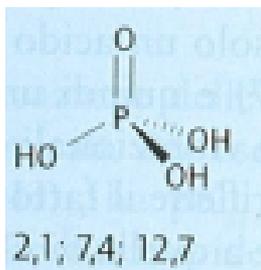
normalmente

$$K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$$

$$K_a = K_{a1} K_{a2} K_{a3}$$

GLI ACIDI POLIPROTICI

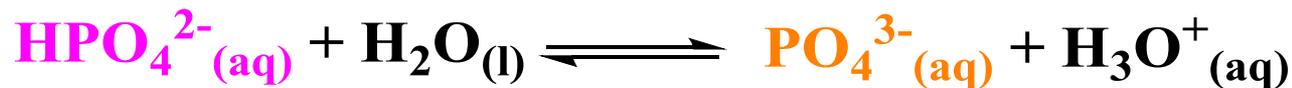
L'acido fosforico: un acido triprotico inorganico



$$K_{\text{a}1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}][\text{H}_2\text{PO}_4^{-}]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} \quad K_{\text{a}1} = 7.5 \cdot 10^{-3}$$



$$K_{\text{a}2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^{-}]} \quad K_{\text{a}2} = 6.2 \cdot 10^{-8}$$



$$K_{\text{a}3} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}][\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} \quad K_{\text{a}3} = 3.6 \cdot 10^{-13}$$

GLI ACIDI POLIPROTICI

L'acido fosforico: un acido triprotico inorganico

Il modello elettrostatico dell'acido: nella seconda deprotonazione un protone, specie carica positivamente, si deve allontanare da una specie che ha una carica negativa in più rispetto alla precedente e quindi è richiesto un lavoro elettrostatico aggiuntivo.

TABELLA 16.4 Costanti di ionizzazione di alcuni acidi poliprotici

Acidi	Equilibri di ionizzazione	Costanti di ionizzazione, K	pK
Solfidrico ^a	$H_2S + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HS^-$	$K_{a_1} = 1.0 \times 10^{-7}$	$pK_{a_1} = 7.00$
	$HS^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + S^{2-}$	$K_{a_2} = 1 \times 10^{-19}$	$pK_{a_2} = 19.0$
Carbonico ^b	$H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HCO_3^-$	$K_{a_1} = 4.4 \times 10^{-7}$	$pK_{a_1} = 6.36$
	$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CO_3^{2-}$	$K_{a_2} = 4.7 \times 10^{-11}$	$pK_{a_2} = 10.33$
Citrico	$H_3C_6H_5O_7 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + H_2C_6H_5O_7^-$	$K_{a_1} = 7.5 \times 10^{-4}$	$pK_{a_1} = 3.12$
	$H_2C_6H_5O_7^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HC_6H_5O_7^{2-}$	$K_{a_2} = 1.7 \times 10^{-5}$	$pK_{a_2} = 4.77$
	$HC_6H_5O_7^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + C_6H_5O_7^{3-}$	$K_{a_3} = 4.0 \times 10^{-7}$	$pK_{a_3} = 6.40$
Fosforico	$H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + H_2PO_4^-$	$K_{a_1} = 7.1 \times 10^{-3}$	$pK_{a_1} = 2.15$
	$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HPO_4^{2-}$	$K_{a_2} = 6.3 \times 10^{-8}$	$pK_{a_2} = 7.20$
	$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + PO_4^{3-}$	$K_{a_3} = 4.2 \times 10^{-13}$	$pK_{a_3} = 12.38$
Ossalico	$H_2C_2O_4 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HC_2O_4^-$	$K_{a_1} = 5.6 \times 10^{-2}$	$pK_{a_1} = 1.25$
	$HC_2O_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + C_2O_4^{2-}$	$K_{a_2} = 5.4 \times 10^{-5}$	$pK_{a_2} = 4.27$
Solforoso ^c	$H_2SO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HSO_3^-$	$K_{a_1} = 1.3 \times 10^{-2}$	$pK_{a_1} = 1.89$
	$HSO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_3^{2-}$	$K_{a_2} = 6.2 \times 10^{-8}$	$pK_{a_2} = 7.21$
Solforico ^d	$H_2SO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HSO_4^-$	$K_{a_1} = \text{molto grande}$	$pK_{a_1} < 0$
	$HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_4^{2-}$	$K_{a_2} = 1.1 \times 10^{-2}$	$pK_{a_2} = 1.96$

Forza dell'acido

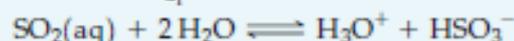
^aIl valore di K_{a_2} per H_2S che si trova di solito nella letteratura più vecchia è 1×10^{-14} , ma oggi si hanno prove che il valore autentico è considerevolmente più basso.

^b H_2CO_3 non si può isolare. È in equilibrio con H_2O e con CO_2 disciolto. Il valore di K_{a_1} indicato si riferisce alla reazione



In genere, le soluzioni acquose di CO_2 sono trattate *come se* $CO_2(aq)$ fosse prima convertita in H_2CO_3 , e poi questo si ionizzasse.

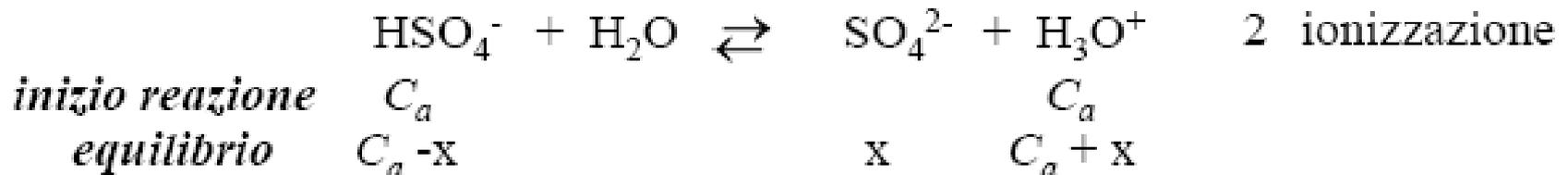
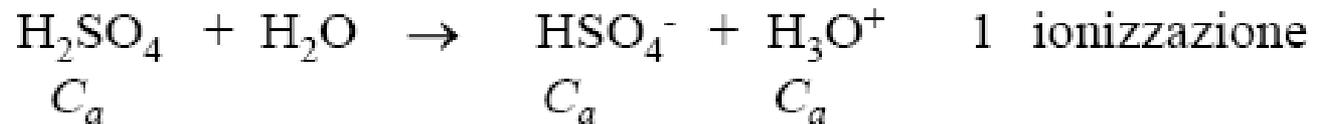
^c H_2SO_3 è una specie ipotetica, non isolabile. Il valore di K_{a_1} indicato si riferisce alla reazione



^d H_2SO_4 è completamente ionizzato nel primo stadio.

L'ACIDO SOLFORICO

Calcoliamo il pH degli acidi poliprotici applicando l'equilibrio alla prima deprotonazione supponendo che le ulteriori ionizzazioni non siano significative. Fa eccezione **l'acido solforico**, l'unico acido poliprotico che all'atto della prima ionizzazione si dimostra un acido forte



$$K_{a2} = 1.2 \times 10^{-2} = \frac{[\text{SO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_4^-]} = \frac{x(C_a + x)}{C_a - x} = \frac{C_a x + x^2}{C_a - x}$$

$$1.2 \times 10^{-2} C_a - 1.2 \times 10^{-2} x = C_a x + x^2$$

$$x^2 + (C_a + 1.2 \times 10^{-2})x - 1.2 \times 10^{-2} C_a = 0$$

Si considerano tutte le deprotonazioni se si vogliono determinare le concentrazioni di tutte le specie all'equilibrio

La **FORZA** di acidi e basi e il **pH** delle loro soluzioni

*Il **pH** delle soluzioni di **acidi poliprotici** è dominato dalla prima dissociazione.*

1. I calcoli renali sono cristalli depositati di ossalato di calcio, un sale dell'acido ossalico $(\text{COOH})_2$. Calcolare il pH di una soluzione 0.12 M di acido ossalico.

2. Calcolare il pH e il pOH di una bibita gassata che è una soluzione 0.0035 M di acido carbonico, assumendo che non vi siano altri componenti acidi o basici.

pH e pOH: *esercizi*

1. Un valore di **pH = -1** è possibile?

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pH} = -1 \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^1 \text{ M}$$

E' possibile! Per soluzioni di acidi forti, il pH può anche essere un numero **negativo, piccolo**.

2. Una soluzione che ha **pOH = 12.18**, è acida, basica o neutra?

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \longrightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} \longrightarrow \text{pH} = 14 - 12.18$$

$$\text{pH} = 1.82$$

*La soluzione è **acida!***

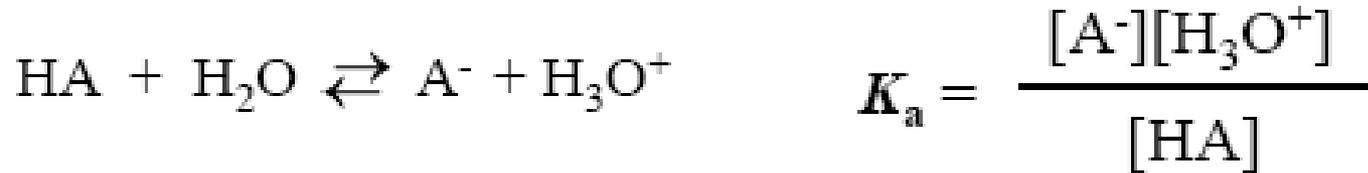
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \longrightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$\text{pOH} = 12.8 \longrightarrow [\text{OH}^-] = 6.6 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

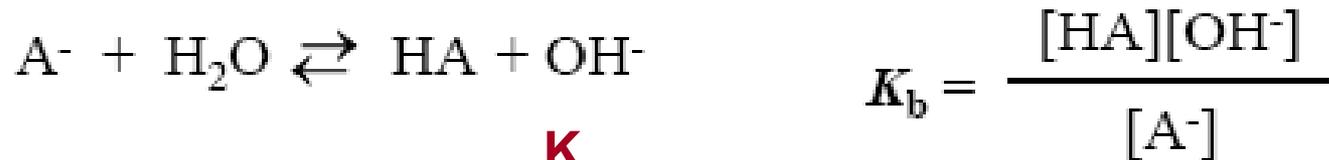
*E' un valore **molto piccolo!***

LA FORZA DI COPPIE CONIUGATE ACIDO-BASE

La ionizzazione di un acido debole in soluzione acquosa



La protonazione della sua base coniugata



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

K_w
↓

$1/K_b$
↑

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

Per una coppia coniugata acido-base K_a e K_b sono inversamente proporzionali!

Quanto più un acido è forte tanto più la sua base coniugata è debole

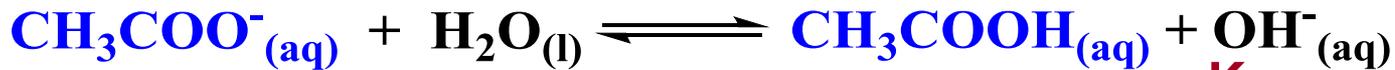
LA FORZA DI COPPIE CONIUGATE ACIDO-BASE

La ionizzazione di un acido in soluzione acquosa



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

La protonazione della sua base coniugata



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

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

$1/K_b$

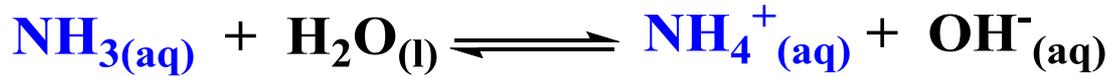
$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

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

$$K_b = \frac{1.00 \cdot 10^{-14}}{1.76 \cdot 10^{-5}} = 5.68 \cdot 10^{-10}$$

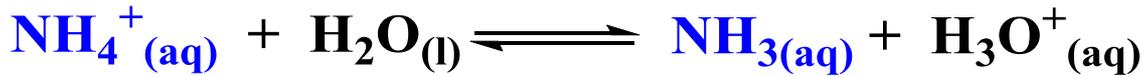
LA FORZA DI COPPIE CONIUGATE ACIDO-BASE

La protonazione di una base in soluzione acquosa



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

La ionizzazione del suo acido coniugato



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

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

Diagram illustrating the derivation of the relationship between K_b , K_a , and K_w . The equation for K_b is shown with a red box around the numerator terms $[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]$ and a red arrow labeled K_w pointing to this box. A purple box highlights the entire fraction, and a purple arrow labeled $1/K_a$ points to the denominator $[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]$.

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

Per una coppia base/acido coniugato K_b e K_a sono inversamente proporzionali!

LA FORZA DI COPPIE CONIUGATE ACIDO-BASE

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

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

Forza acida crescente

Forza basica crescente

^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 $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$.

LA FORZA DI COPPIE CONIUGATE ACIDO-BASE

Tabella 13.4 Forze relative degli acidi e delle basi di Brønsted–Lowry

K_a	Acido coniugato	Base coniugata	K_b
Molto grande	HClO_4	ClO_4^-	Molto piccolo
Molto grande	HCl	Cl^-	Molto piccolo
Molto grande	HNO_3	NO_3^-	Molto piccolo
	H_3O^+	H_2O	
6.9×10^{-4}	HF	F^-	1.4×10^{-11}
1.8×10^{-5}	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	5.6×10^{-10}
1.2×10^{-5}	$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$	$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})^{2+}$	8.3×10^{-10}
4.4×10^{-7}	H_2CO_3	HCO_3^-	2.3×10^{-8}
2.8×10^{-8}	HClO	ClO^-	3.6×10^{-7}
5.6×10^{-10}	NH_4^+	NH_3	1.8×10^{-5}
4.7×10^{-11}	HCO_3^-	CO_3^{2-}	2.1×10^{-4}
	H_2O	OH^-	
Molto piccolo	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$	Molto grande
Molto piccolo	OH^-	O^{2-}	Molto grande
Molto piccolo	H_2	H^-	Molto grande

La **FORZA** di acidi e basi e il **pH** delle loro soluzioni

*Il pH di soluzioni di **basi deboli***

L'ipoclorito di sodio, NaClO, è il componente principale della varechina. Viene preparata una soluzione sciogliendo 12.0 g di NaClO (MM = 74.45) in acqua per fare 835 mL di soluzione. Qual è il pH di questa soluzione (l'acido ipocloroso ha una $K_a = 3.5 \times 10^{-8}$)?

La **FORZA** di acidi e basi e il **pH** delle loro soluzioni

*Il pH di soluzioni di **basi deboli***

3. L'ipoclorito di sodio, NaClO, è il componente principale della varechina. Lo ione ipoclorito, ClO⁻, ha una $K_b = 3.6 \cdot 10^{-7}$. Viene preparata una soluzione sciogliendo 12.0 g di NaClO (MM = 74.45) in acqua per fare 835 mL di soluzione. Qual è il pH di questa soluzione?

REAZIONI DI NEUTRALIZZAZIONE

*In soluzione acquosa un acido e una base reagiscono tra di loro secondo una reazione che viene detta reazione di **NEUTRALIZZAZIONE**, ottenendo come prodotto un **SALE** e **ACQUA**.*

Reazione tra:

un acido **forte** e una base **forte**



una base **debole** e un acido **forte**



un acido **debole** e una base **forte**



(Vedi anche Soluzioni Tampone)