

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_2SO_4	acido solforico	35.96	Produzione di fertilizzanti e altri prodotti chimici
CaO , $\text{Ca}(\text{OH})_2$	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_3PO_4	acido fosforico	10.70	Produzione di fertilizzanti
Na_2CO_3	carbonato di sodio (soda)	10.90	Produzione di vetro, altre sostanze chimiche, detergenti, materiale cellulosico, e carta
NaOH	idrossido di sodio	7.99	Produzione di altre sostanze chimiche, materiale cellulosico e carta, sapone e detergenti, alluminio, tessuti
HNO_3	acido nitrico	6.64	Produzione di fertilizzanti, esplosivi, materie plastiche e vernici alla cellulosa
NH_4NO_3	nitrato di ammonio	6.30	Fertilizzanti ed esplosivi
HCl	acido cloridrico	4.11	Produzione di altre sostanze chimiche e gomma, pulizia di metalli
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	solfo di ammonio	2.60	Fertilizzante
KOH , K_2CO_3	idrossido di potassio e carbonato di potassio	1.20	Produzione di fertilizzanti
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	solfo 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_2SO_4	solfo di sodio	0.44	Produzione di carta, vetro e detergenti

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^- .*

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

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

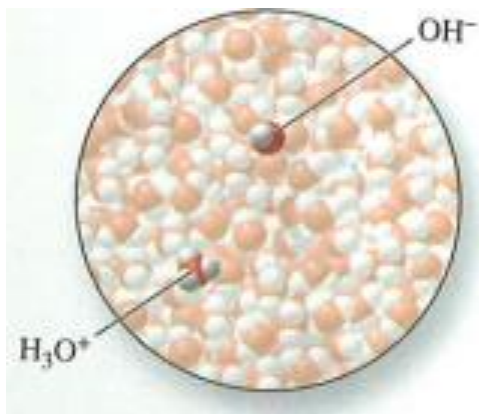
Base è una qualsiasi sostanza in grado di **accettare protoni** (ioni H^+).

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

L'AUTOPROTOLISI DELL'ACQUA



Riflettiamo sui numeri



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

↑
*Costante di ionizzazione
dell'acqua*

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

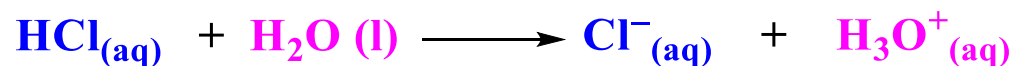
↓
pH = 7

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

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

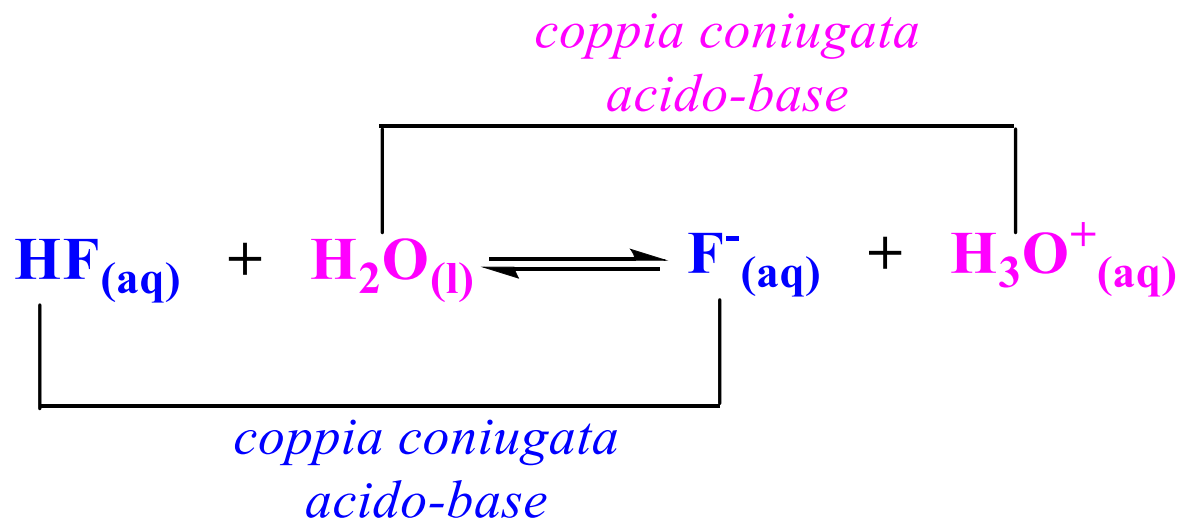
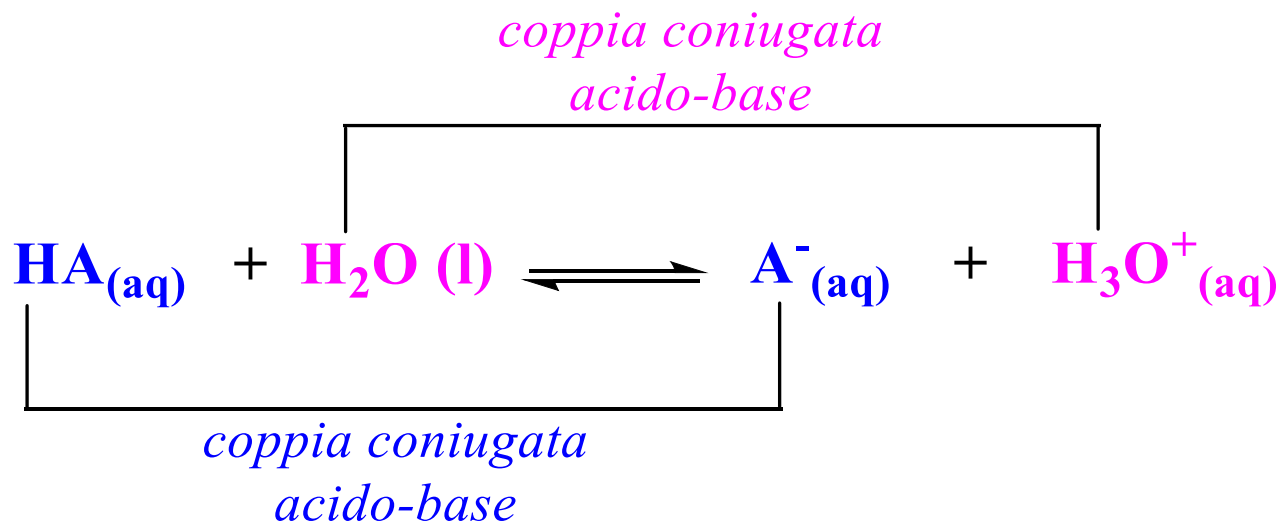
Base è una qualsiasi sostanza in grado di **accettare protoni** (ioni H^+).

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



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^+ .

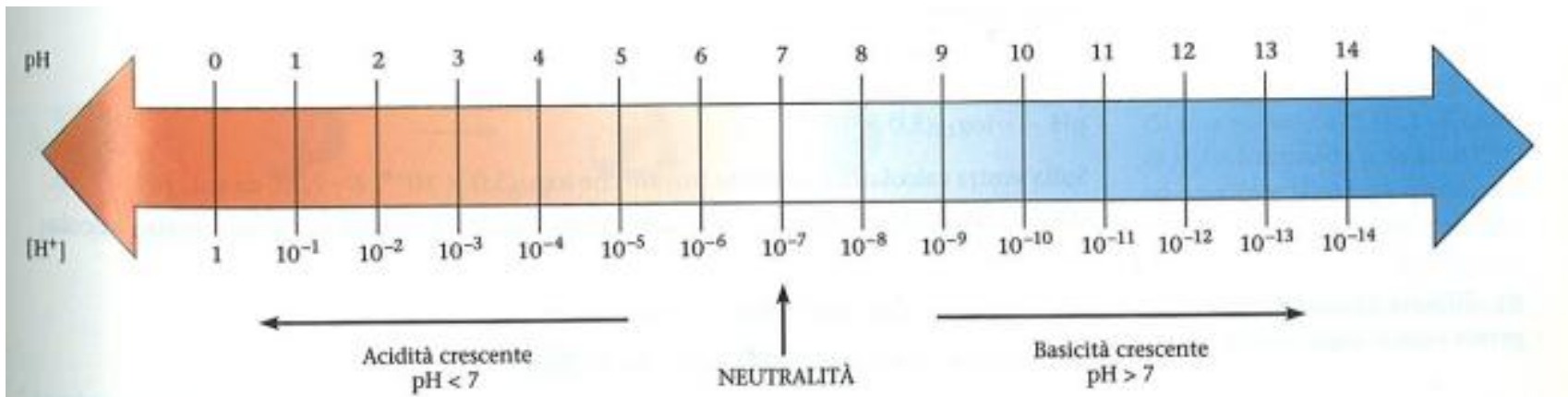
$$pH = -\log [H_3O^+]$$

Il termine **pH** è stato introdotto nel 1909 da Sørensen per indicare l'acidità di una soluzione.

Quindi si passa da un'espressione esponenziale $[H_3O^+] = 10^{-4} \text{ M}$

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

Correlazione tra pH e $[H_3O^+]$



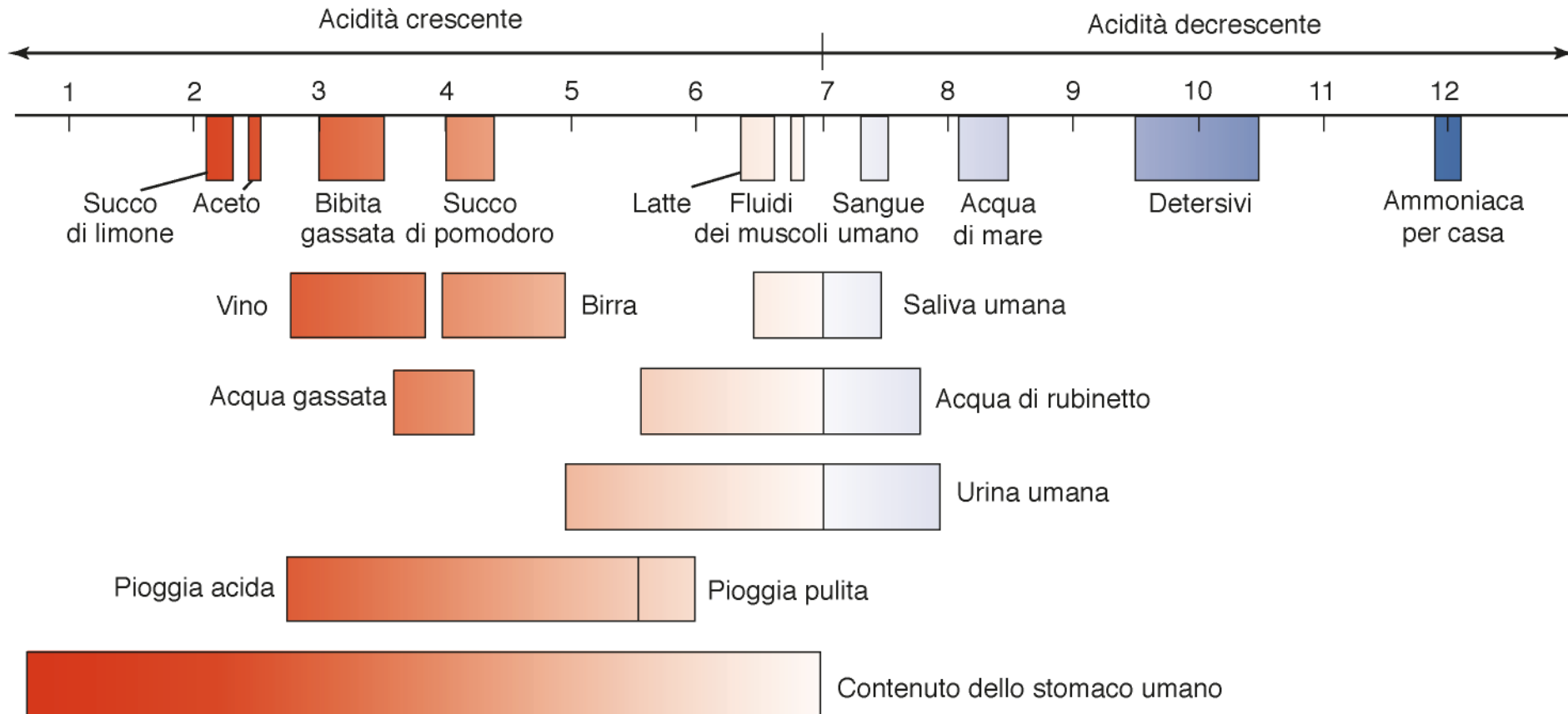
IL pH

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



pH e pOH

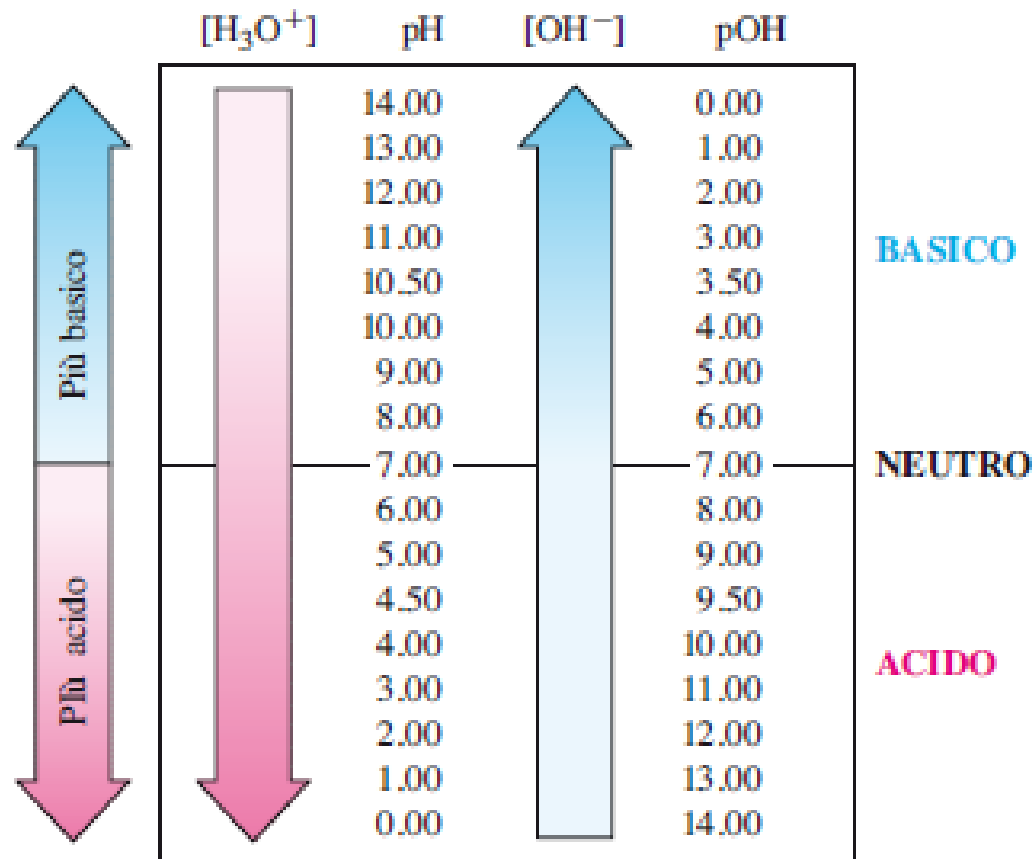
Il prodotto ionico dell'acqua mette in relazione la $[H_3O^+]$ con la $[OH^-]$.

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

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

$$pH + pOH = 14$$

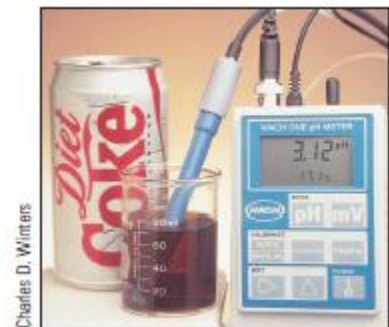
Le scale del pH e del pOH



LA MISURA DEL pH

per via POTENZIOMETRICA: con il pH-metro

per via COLORIMETRICA: con gli indicatori



Charles D. Winters

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**!*

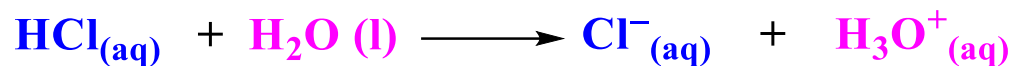
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \longrightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

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

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

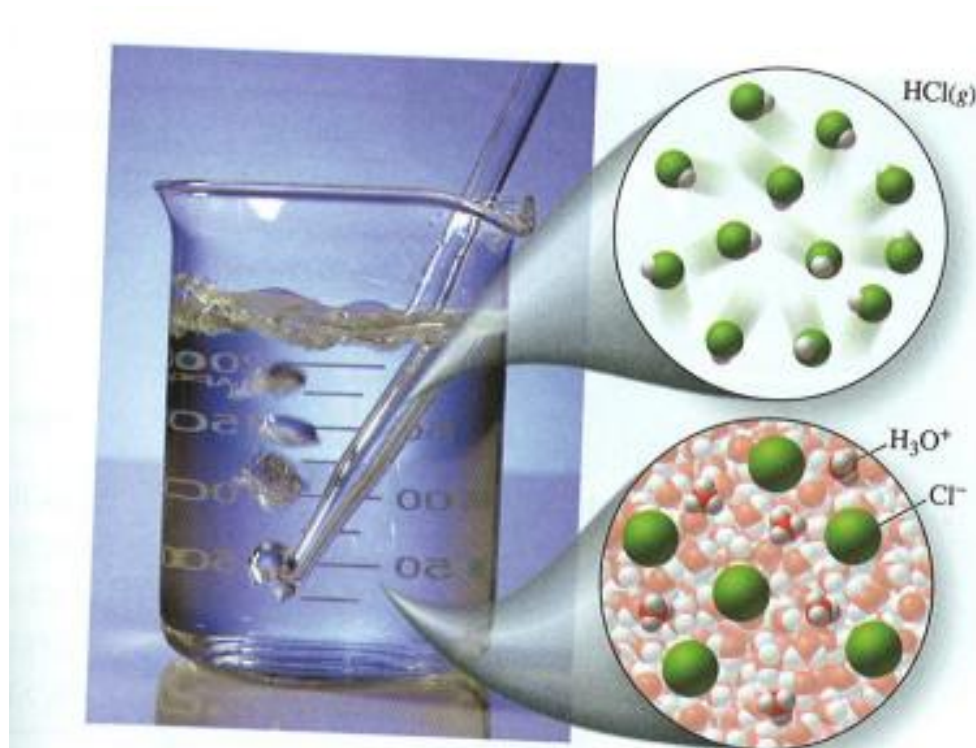
LA FORZA DEGLI ACIDI

L'HCl: un esempio di **acido forte**



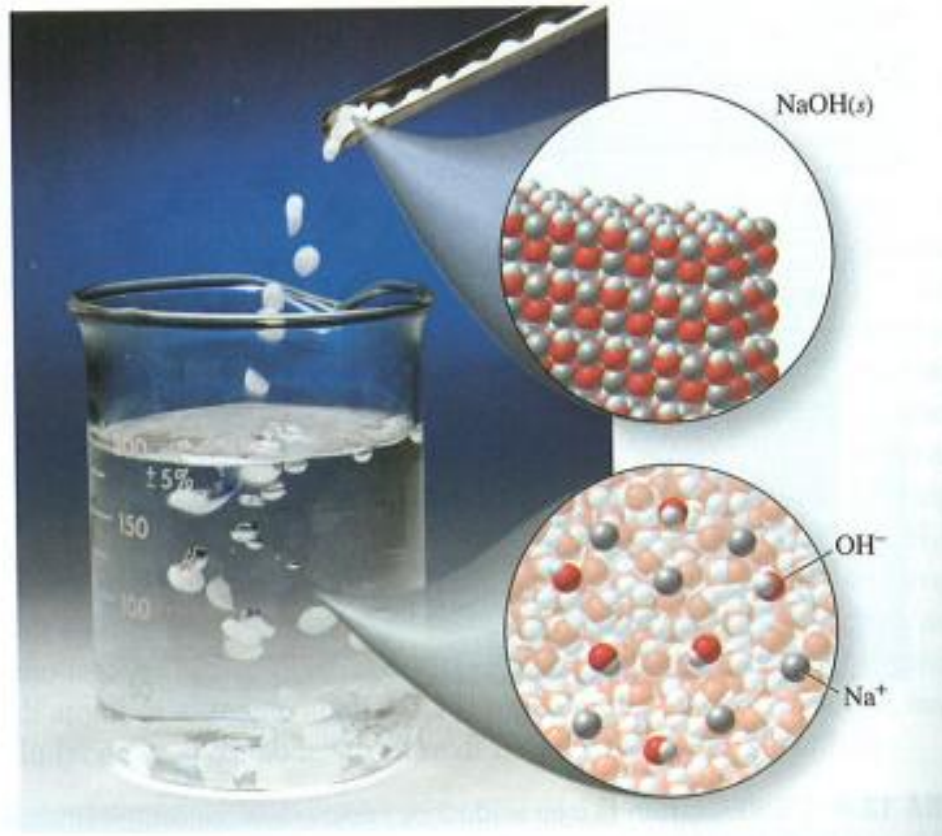
$$K_a = 10^7$$

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



LA FORZA DELLE BASI

NaOH: un esempio di **base forte**



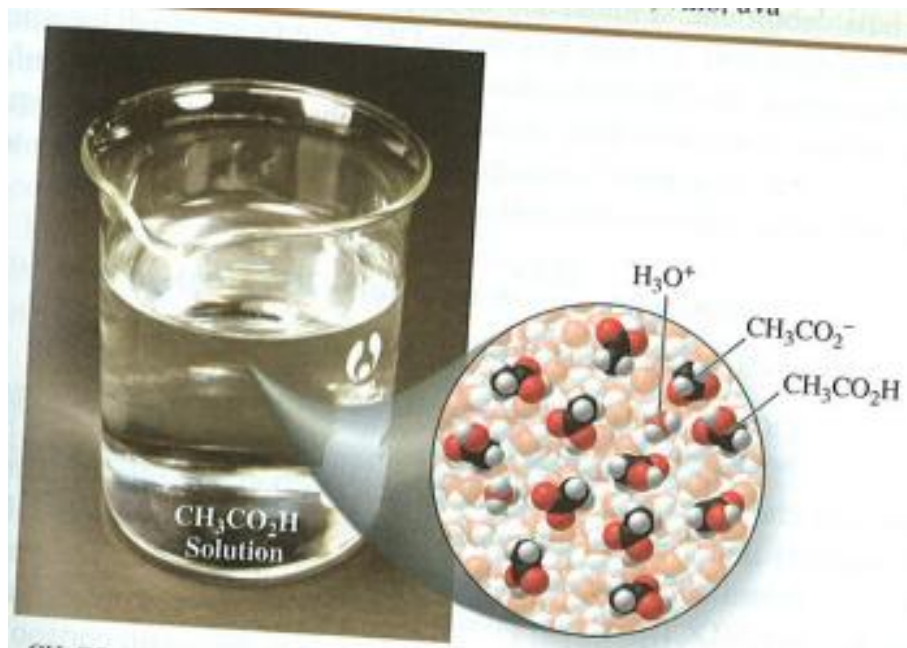
LA FORZA DEGLI ACIDI

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



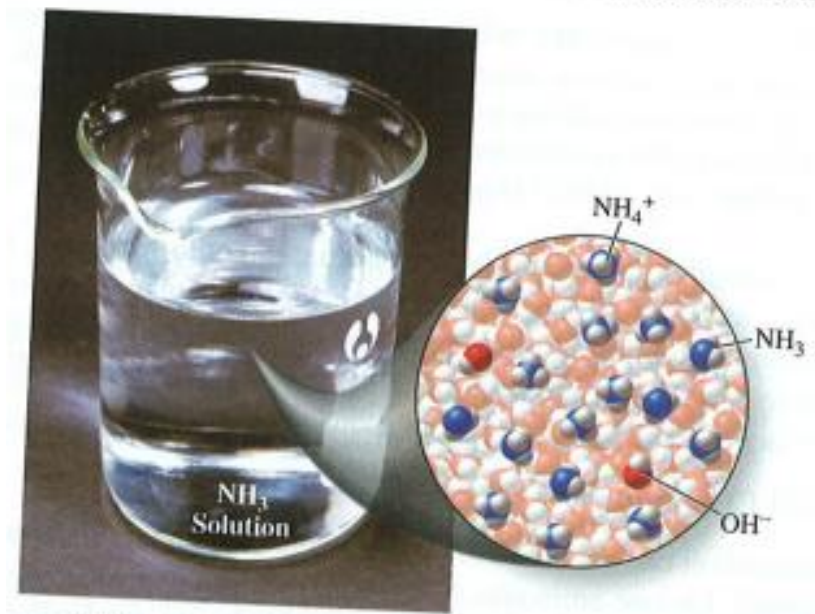
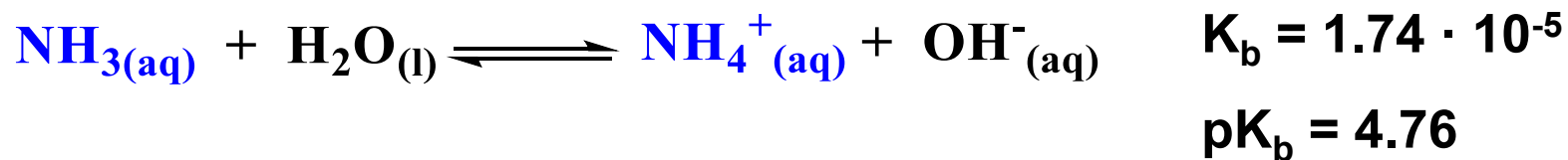
$$K_a = 1.74 \cdot 10^{-5}$$

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



LA FORZA DELLE BASI

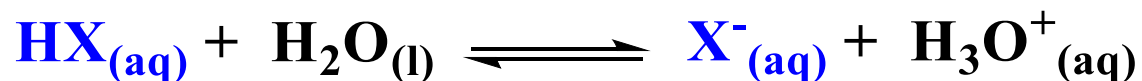
L'AMMONIACA: un esempio di base **debole**



GLI ACIDI E LE BASI secondo Brønsted e Lowry:

La forza di acidi e basi

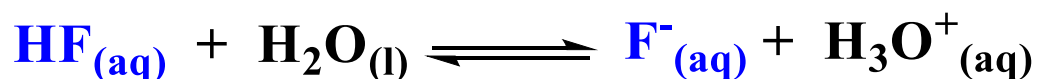
La forza di un acido in **soluzione acquosa**



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

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

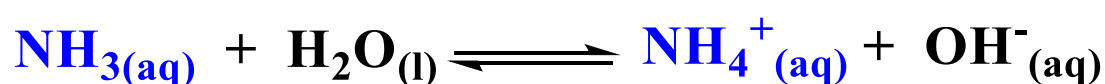
La forza di una base in **soluzione acquosa**



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

La costante di basicità

Un esempio



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

Riflettiamo sui numeri

$$K_b = 1.8 \cdot 10^{-5} \longrightarrow K_b \ll 1 \longrightarrow [\text{NH}_3] \gg [\text{NH}_4^+] \longrightarrow$$

Solo una piccola parte di molecole di NH_3 è protonata!

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
Solfoso	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?

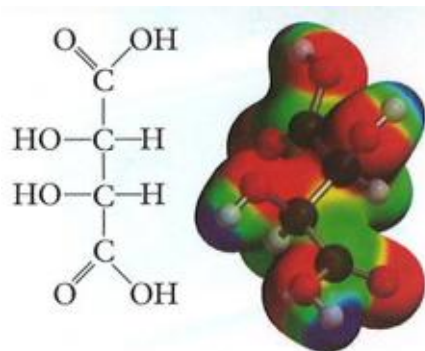
GLI ACIDI POLIPROTICI

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

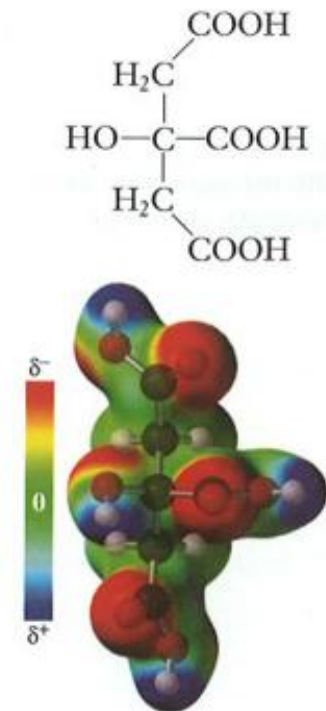
Le ionizzazioni avvengono **per stadi**, cioè un protone per volta.

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

*L'acido
tartarico:
un acido
diprotico
organico*

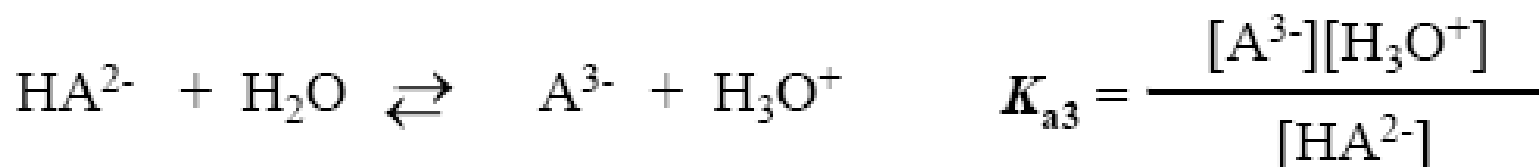
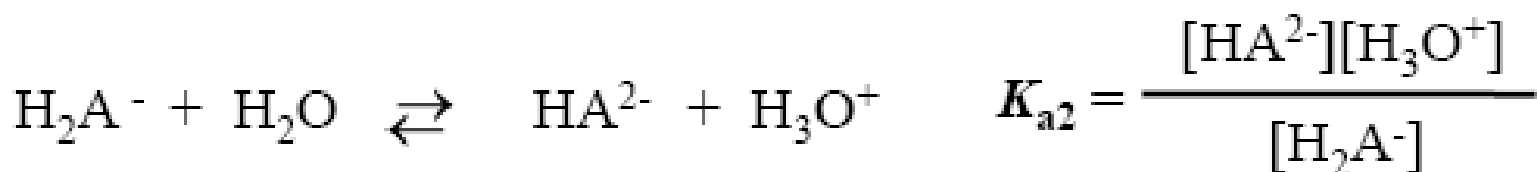
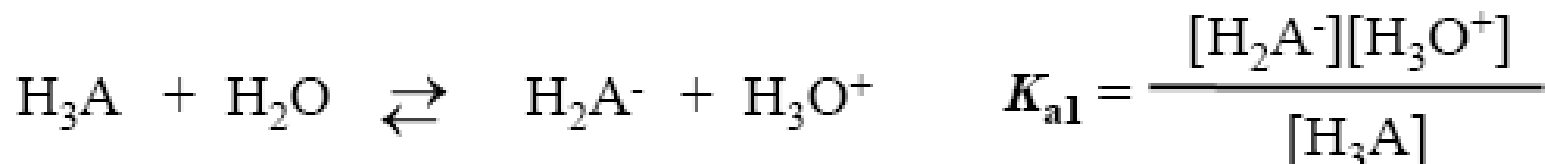


*L'acido citrico:
un acido
triprotico
organico*



GLI ACIDI POLIPROTICI

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



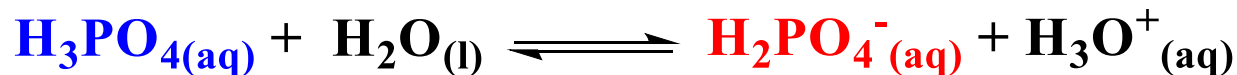
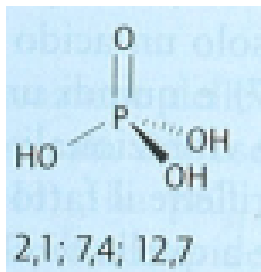
normalmente

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

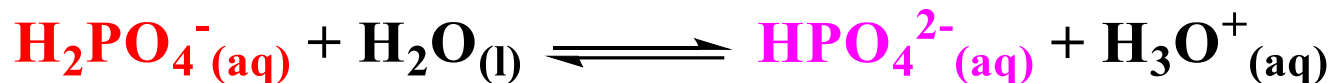
$$K_a = K_{a1} K_{a2} K_{a3}$$

GLI ACIDI POLIPROTICI

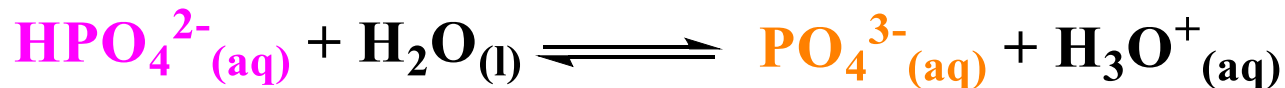
L'acido fosforico: un acido triprotico inorganico



$$K_{a1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}][\text{H}_2\text{PO}_4^{-}]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} \quad K_{a1} = 7.5 \cdot 10^{-3}$$



$$K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^{-}]} \quad K_{a2} = 6.2 \cdot 10^{-8}$$



$$K_{a3} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}][\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} \quad K_{a3} = 3.6 \cdot 10^{-13}$$

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.

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

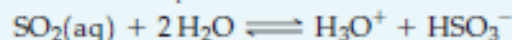
^aIl valore di K_{a_2} per H_2S che si trova di solito nella letteratura più vecchia è 1×10^{-14} , ma oggi si hanno prove che il valore autentico è considerevolmente più basso.

^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.

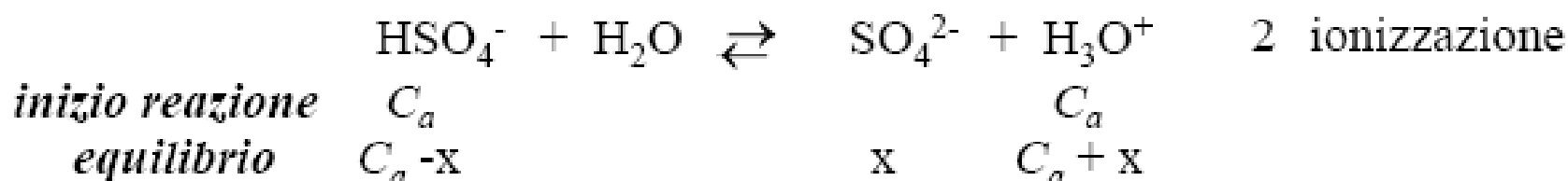
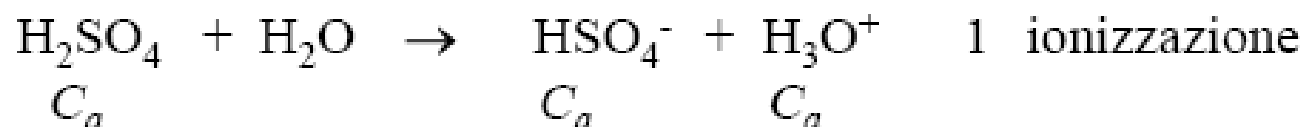
^c H_2SO_3 è una specie ipotetica, non isolabile. Il valore di K_{a_1} indicato si riferisce alla reazione



^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