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, $Ca(OH)_2$	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_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, tessili
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
$(NH_4)_2SO_4$	solfato di ammonio	2.60	Fertilizzante
KOH, K_2CO_3	idrossido di potassio e carbonato di potassio	1.20	Produzione di fertilizzanti
$Al_2(SO_4)_2$	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_2SO_4	solfato 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^-.*

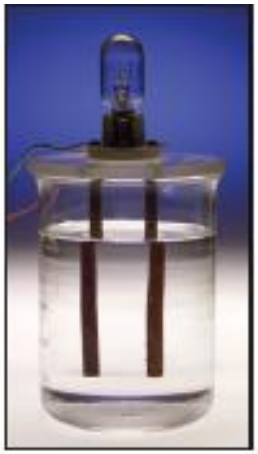
GLI ACIDI E LE BASI secondo Brønsted e Lowry (1923)

***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



La soluzione di acqua pura non contiene ioni: la lampadina non si accende.

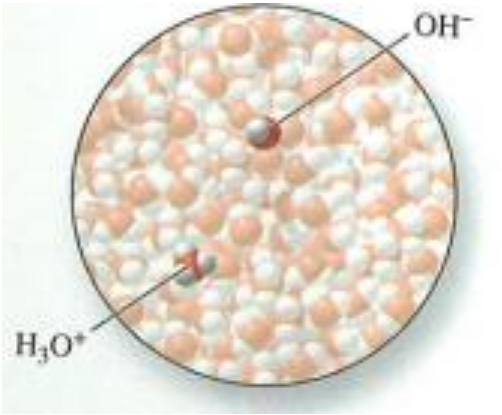
$$2\ H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \quad K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

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

Costante di ionizzazione dell'acqua

Riflettiamo sui numeri

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

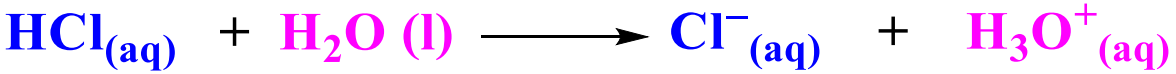


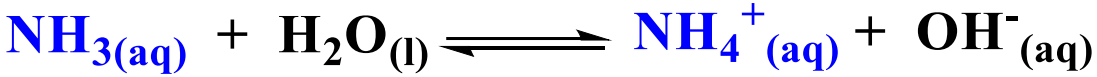
GLI ACIDI E LE BASI secondo Brønsted e Lowry (1923)

***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.





Il concetto di coppia coniugata acido-base:

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

$$HSO_4^-{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

$$PO_4^{3-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow HPO_4^{2-}{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

$$HNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+{}_{(l)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

$$CO_3^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow HCO_3^-{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

IL pH

$$2\ H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \qquad K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

$K_w = 1.00 \cdot 10^{-14}$ **a T = 25 °C $[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \cdot 10^{-7}$ M**

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

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

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

IL pH

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

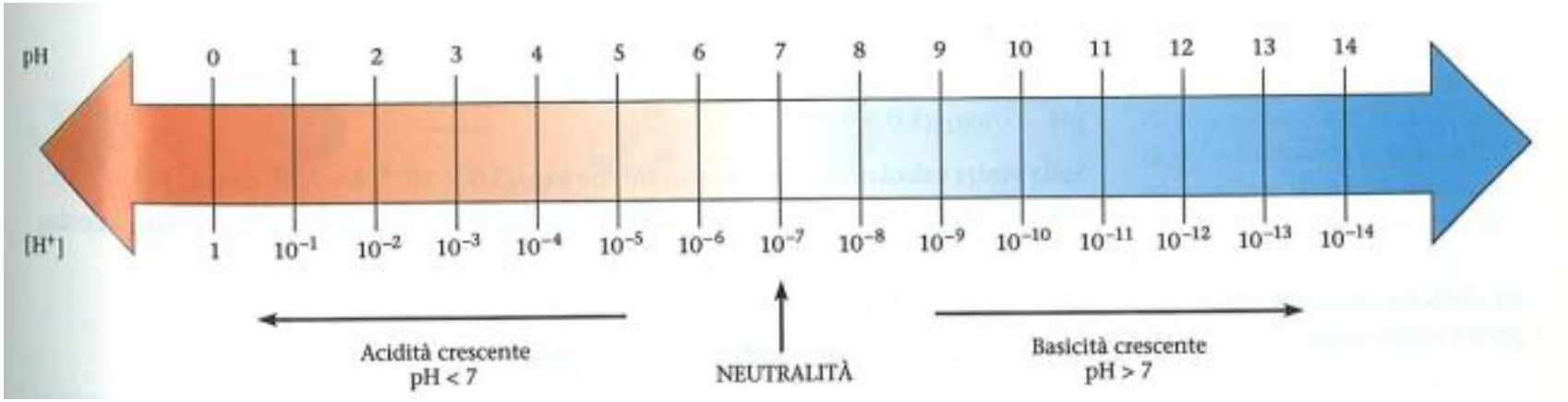
$$pH = - \log [H_3O^+]$$

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

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

Ad un'espressione con numeri semplici pH = 4.

Correlazione tra pH e $[H_3O^+]$



pH e pOH

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

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

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

$pH + pOH = 14$

IL pH

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

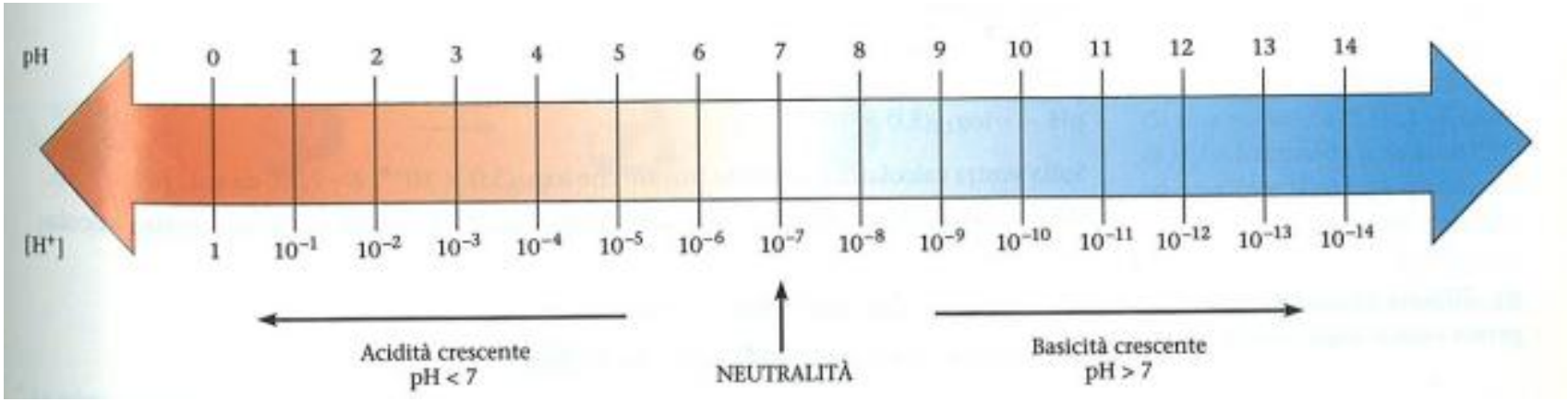
$$pH = - \log [H_3O^+]$$

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

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

Ad un'espressione con numeri semplici pH = 4.

Correlazione tra pH e $[H_3O^+]$



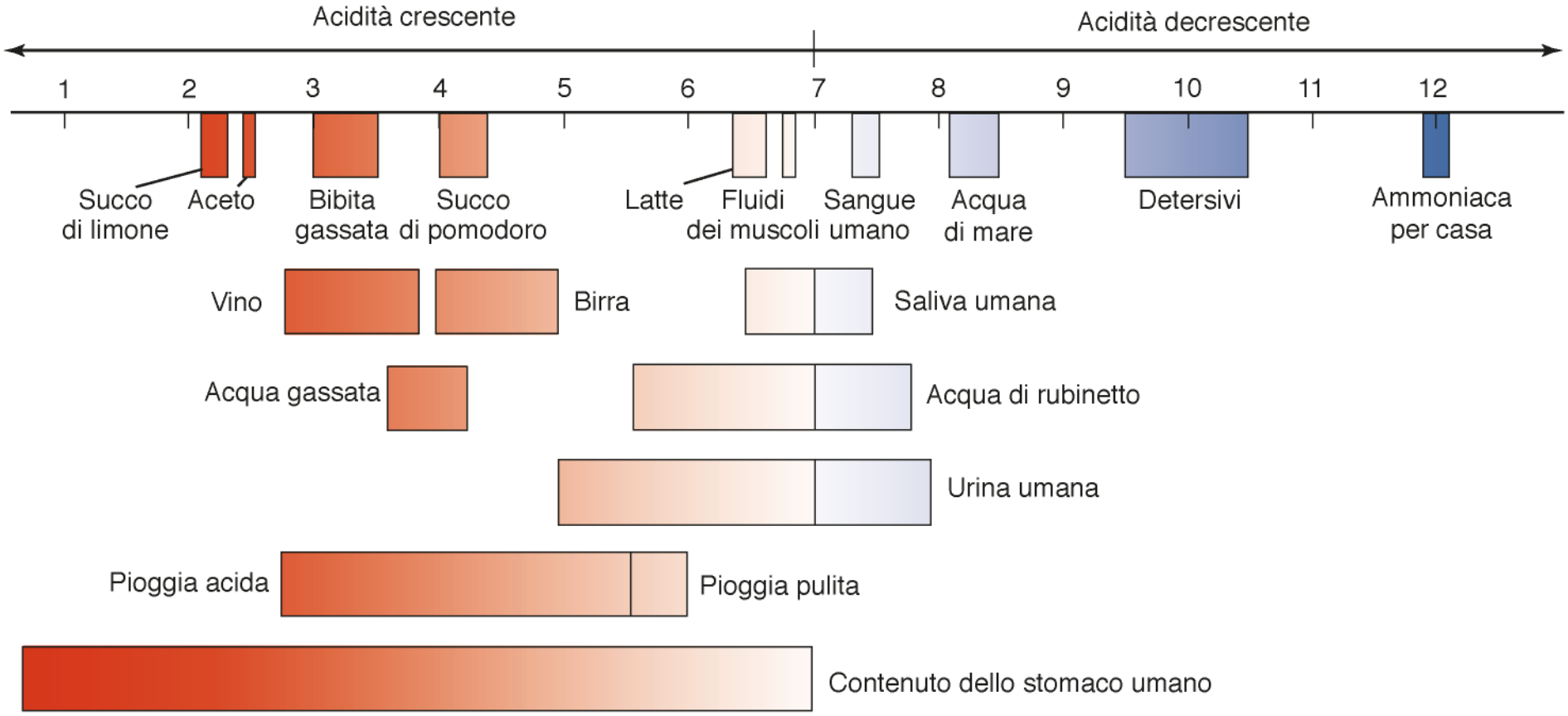
IL pH

pH < 7.0 la soluzione è acida

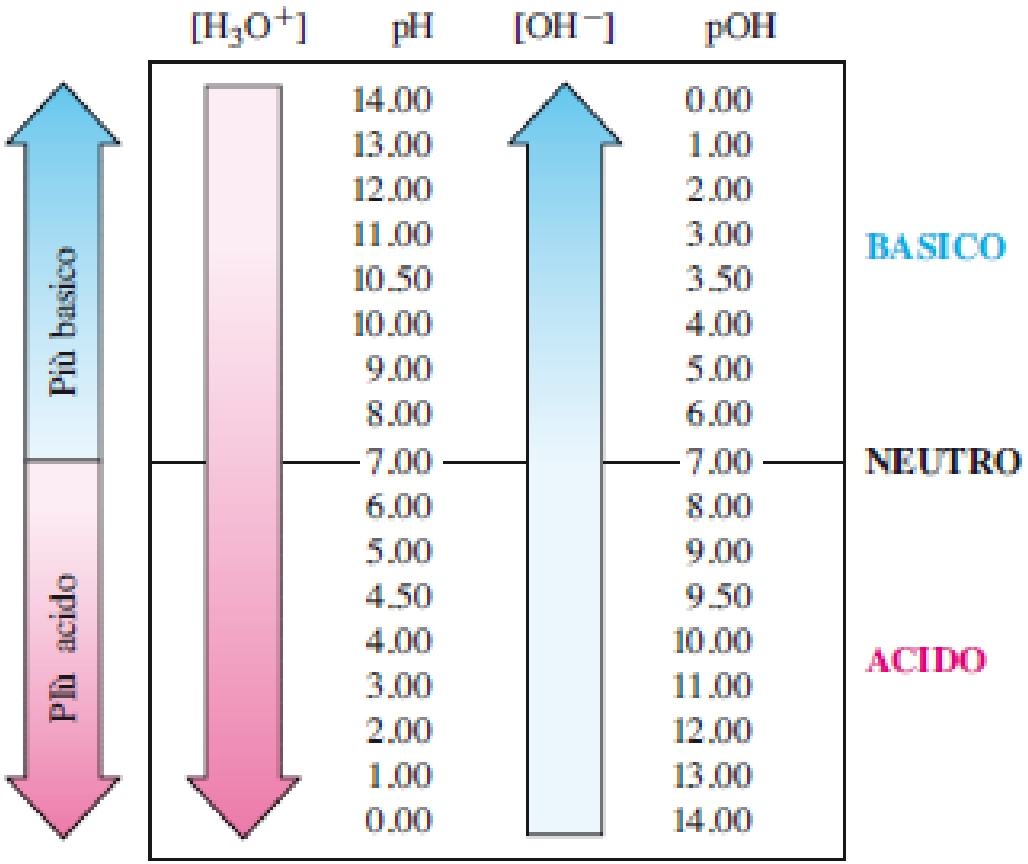
pH = 7.0 la soluzione è neutra

pH > 7.0 la soluzione è basica

pH di sostanze comuni



Le scale del pH e del pOH



LA MISURA DEL pH

per via POTENZIOMETRICA: con il pH-metro

per via COLORIMETRICA: con gli indicatori



pH e pOH: *esercizi*

1. Un valore di pH = -1 è possibile?

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

$pH = - 1 \longrightarrow [H_3O^+] = 10^{1}\ M$

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?

$pH + pOH = 14 \longrightarrow pH = 14 - pOH \longrightarrow pH = 14 – 12.18$

$pH = 1.82$

La soluzione è acida!

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

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

E' un valore molto piccolo!

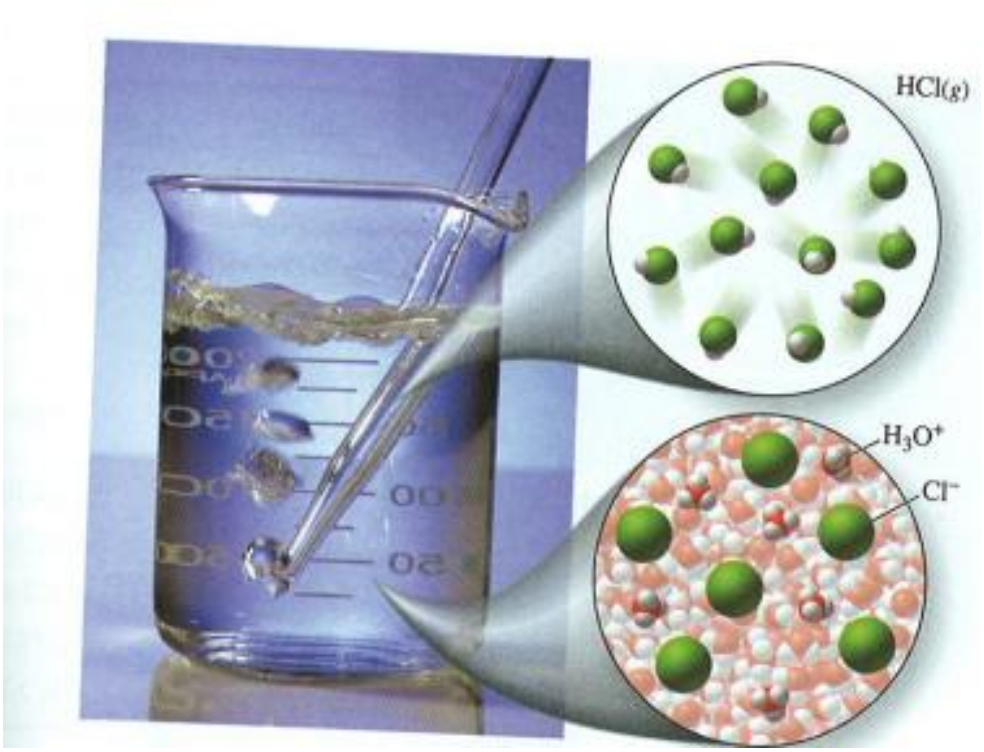
LA FORZA DEGLI ACIDI

L'HCl: un esempio di acido forte

$$HCl_{(aq)} + H_2O\ (l) \longrightarrow Cl^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

$K_a = 10^7$

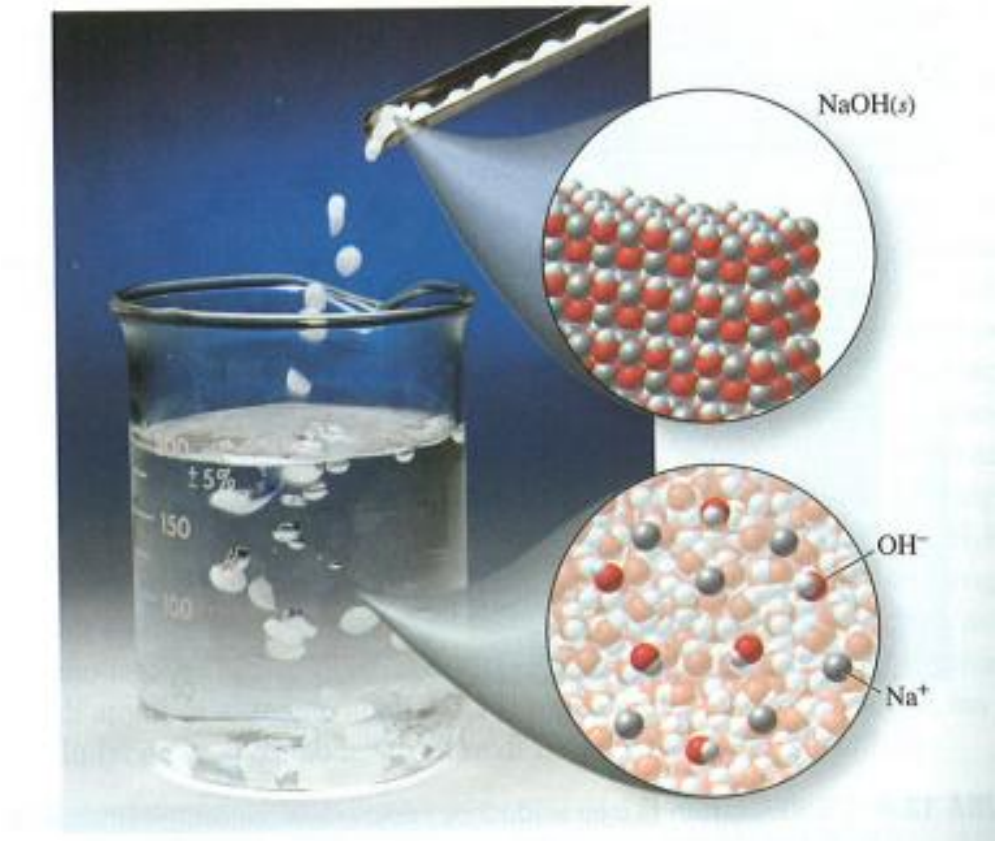
$pK_a = -7$



LA FORZA DELLE BASI

NaOH: un esempio di base forte

$$NaOH_{(aq)} \longrightarrow OH^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$



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 $Ba(OH)_2$ in una quantità di acqua sufficiente ad avere 0.655 L di soluzione.**

Il pH di soluzioni di acidi deboli monoprotici

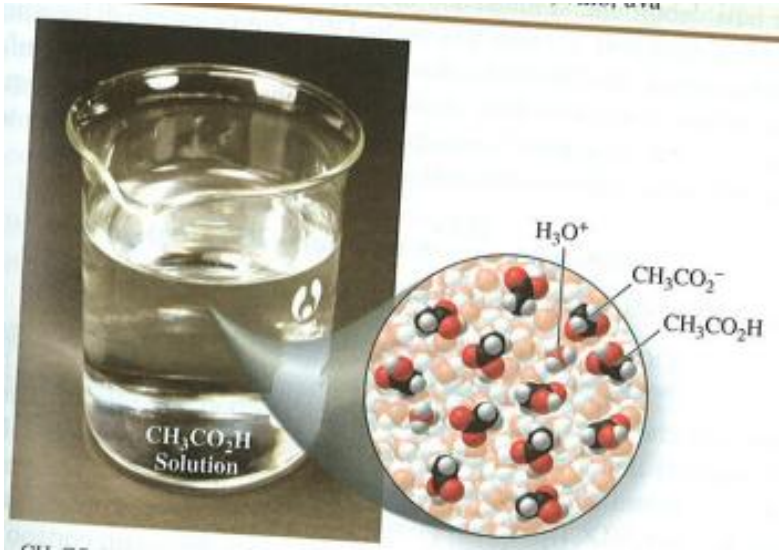
LA FORZA DEGLI ACIDI

L'acido acetico: un esempio di acido debole

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

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

$pK_a = 4.76$



Riflettiamo sui numeri

$K_a = 1.74 \cdot 10^{-5}$ ⟶ $K_a << 1$ ⟶ $[CH_3COOH] >> [CH_3COO^-]$ ⟶

⟶ Solo una piccola parte di molecole di acido acetico è deprotonata!

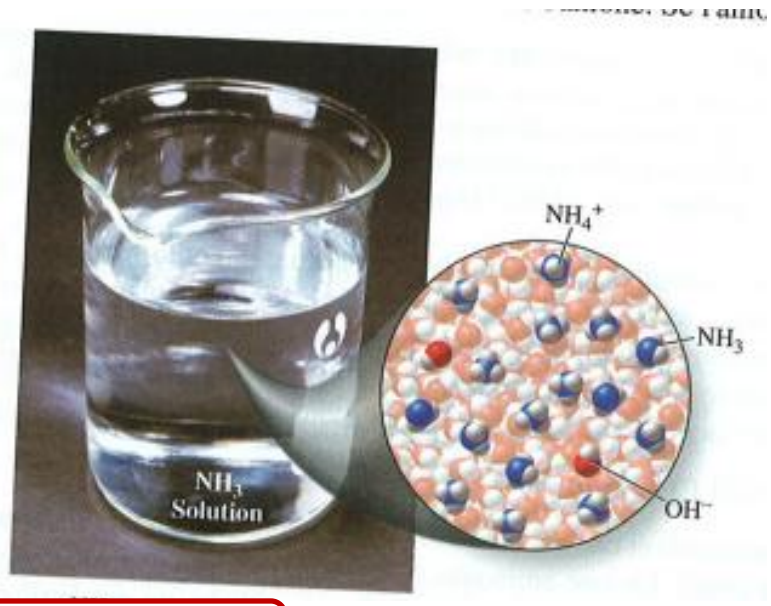
LA FORZA DELLE BASI

L'AMMONIACA: un esempio di base debole

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

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

$pK_b = 4.76$



Riflettiamo sui numeri

$K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$ ⟶ $K_b << 1$ ⟶ $[NH_3] >> [NH_4^+]$ ⟶

⟶ Solo una piccola parte di molecole di NH_3 è protonata!

Nome dell'acido	Acido	K_a
Acido perclorico	$HClO_4$	grande
Acido solforico	H_2SO_4	grande
Acido cloridrico	HCl	grande
Acido nitrico	HNO_3	grande
Ione idronio	H_3O^+	1.0
Acido solforoso	H_2SO_3	1.2×10^{-2}
Ione idrogeno solfato	HSO_4^-	1.2×10^{-2}
Acido fosforico	H_3PO_4	7.5×10^{-3}
Ione ferro esaidrato (III)	$[Fe(H_2O)_6]^{3+}$	6.3×10^{-3}
Acido fluoridrico	HF	7.2×10^{-4}
Acido nitroso	HNO_2	4.5×10^{-4}
Acido formico	HCO_2H	1.8×10^{-4}
Acido benzoico	$C_6H_5CO_2H$	6.3×10^{-5}
Acido acetico	CH_3CO_2H	1.8×10^{-5}
Acido propanoico	$CH_3CH_2CO_2H$	1.3×10^{-5}
Ione esaidrato alluminio	$[Al(H_2O)_6]^{3+}$	7.9×10^{-6}
Acido carbonico	H_2CO_3	4.2×10^{-7}
Ione rame esaidrato (II)	$[Cu(H_2O)_6]^{2+}$	1.6×10^{-7}
Acido solfidrico	H_2S	1×10^{-7}
Ione diidrogeno fosfato	$H_2PO_4^-$	6.2×10^{-8}
Ione idrogeno solfito	HSO_3^-	6.2×10^{-8}
Acido ipocloroso	$HClO$	3.5×10^{-8}
Acido ciacitico	HCN	6.2×10^{-10}

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

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

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_3COOH	$CH_3CO_2^-$	$1{,}74 \times 10^{-5}$	4,76
Perclorico	$HClO_4$	ClO_4^-	10^{10}	−10	Ione piridinio	$HC_5H_5N^+$	C_5H_5N	$5{,}6 \times 10^{-6}$	5,25
Bromidrico	HBr	Br^-	10^{9}	−9	Carbonico	H_2CO_3	HCO_3^-	$4{,}3 \times 10^{-7}$	6,37
Cloridrico	HCl	Cl^-	10^{7}	−7	Solfidrico	H_2S	HS^-	$9{,}1 \times 10^{-8}$	7,04
Solforico	H_2SO_4	HSO_4^-	10^{2}	−2	Borico*	$B(OH)_3$	$B(OH)_4^-$	$7{,}2 \times 10^{-10}$	9,14
Nitrico	HNO_3	NO_3^-	10^{2}	−2	Ione ammonio	NH_4^+	NH_3	$5{,}6 \times 10^{-10}$	9,25
Ione idronio	H_3O^+	H_2O	1	0,0	Cianidrico	HCN	CN^-	$4{,}9 \times 10^{-10}$	9,31
Clorico	$HClO_3$	ClO_3^-	10^{-1}	1	Ione idrogenocarbonato	HCO_3^-	CO_3^{2-}	$4{,}8 \times 10^{-11}$	10,32
Solforoso	H_2SO_3	HSO_3^-	$1{,}5 \times 10^{-2}$	1,81	Ione idrogenoarsenato	$HAsO_4^{2-}$	AsO_4^{3-}	$3{,}0 \times 10^{-12}$	11,53
Ione idrogenosolfato	HSO_4^-	SO_4^{2-}	$1{,}2 \times 10^{-2}$	1,92	Ione idrogenosolfuro	HS^-	S^{2-}	$1{,}1 \times 10^{-19}$	19
Fosforico	H_3PO_4	$H_2PO_4^-$	$7{,}5 \times 10^{-3}$	2,12	Ione idrogenofosfato	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	$2{,}2 \times 10^{-13}$	12,67
Fluoridrico	HF	F^-	$3{,}5 \times 10^{-4}$	3,45	Ione diidrogenofosfato	$H_2PO_4^-$	HPO_4^{2-}	$6{,}2 \times 10^{-8}$	7,21
Formico	HCOOH	HCO_2^-	$1{,}8 \times 10^{-4}$	3,75					

* L'equilibrio di trasferimento di protone è $B(OH)_3(aq) + 2H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + B(OH)_4^-(aq)$.

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

Il pH di soluzioni di acidi deboli monoprotici

1. L'acido urico, $HC_5H_3O_3N_4$, 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, $HC_6H_7O_6$, 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?

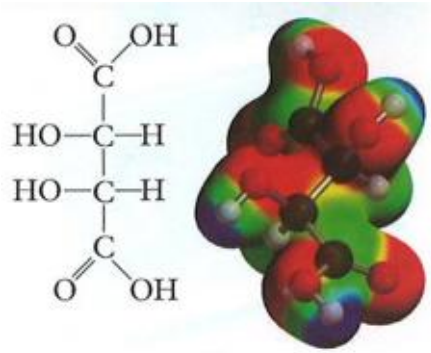
GLI ACIDI POLIPROTICI

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

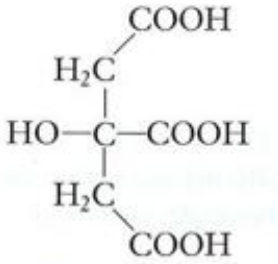
Le ionizzazioni avvengono per stadi, cioè un protone per volta.

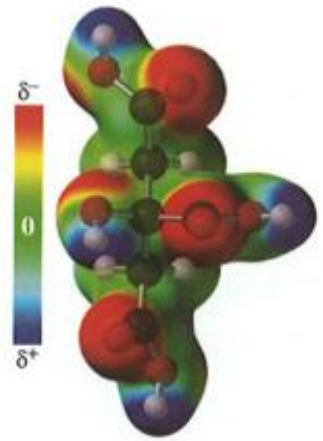
Ogni equilibrio di ionizzazione è caratterizzato dalla sua costante di ionizzazione.

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^+

$$H_3A + H_2O \rightleftarrows H_2A^- + H_3O^+ \qquad K_{a1} = \frac{[H_2A^-][H_3O^+]}{[H_3A]}$$

$$H_2A^- + H_2O \rightleftarrows HA^{2-} + H_3O^+ \qquad K_{a2} = \frac{[HA^{2-}][H_3O^+]}{[H_2A^-]}$$

$$HA^{2-} + H_2O \rightleftarrows A^{3-} + H_3O^+ \qquad K_{a3} = \frac{[A^{3-}][H_3O^+]}{[HA^{2-}]}$$

normalmente

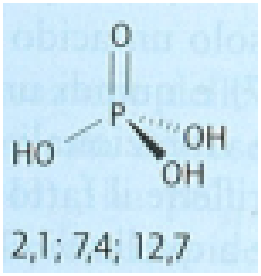
$K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$

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

GLI ACIDI POLIPROTICI

L'acido fosforico: un acido triprotico inorganico

H_3PO_4



$$H_3PO_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2PO_4^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} \qquad K_{a1} = 7.5 \cdot 10^{-3}$$

$$H_2PO_4^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HPO_4^{2-}{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

$$K_{a2} = \frac{[H_3O^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} \qquad K_{a2} = 6.2 \cdot 10^{-8}$$

$$HPO_4^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons PO_4^{3-}{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

$$K_{a3} = \frac{[H_3O^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} \qquad K_{a3} = 3.6 \cdot 10^{-13}$$

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 $(COOH)_2$. 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} = 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

[a] Il 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

$$CO_2(aq) + 2\,H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HCO_3^-$$

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

$$SO_2(aq) + 2\,H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HSO_3^-$$

[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

$$\underset{C_a}{H_2SO_4} + H_2O \rightarrow \underset{C_a}{HSO_4^-} + \underset{C_a}{H_3O^+} \qquad 1 \text{ ionizzazione}$$

$$HSO_4^- + H_2O \rightleftarrows SO_4^{2-} + H_3O^+ \qquad 2 \text{ ionizzazione}$$

	HSO_4^-		SO_4^{2-}	H_3O^+
inizio reazione	C_a			C_a
equilibrio	$C_a - x$		x	$C_a + x$

$$K_{a^2} = 1.2 \times 10^{-2} = \frac{[SO_4^{2-}][H_3O^+]}{[HSO_4^-]} = \frac{x(C_a + x)}{C_a - x} = \frac{C_a x + x^2}{C_a - x}$$

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

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

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