

## **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 <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	acido solforico	35.96	Produzione di fertilizzanti e altri prodotti chimici
CaO, Ca(OH) <sub>2</sub>	calce (ossido di calcio e idrossido di calcio)	21.21	Produzione di altre sostanze chimiche, fabbricazione dell'acciaio, trattamento dell'acqua
NH <sub>3</sub>	ammoniaca	10.36	Fertilizzante; produzione di fertilizzanti ed altre sostanze chimiche
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	acido fosforico	10.70	Produzione di fertilizzanti
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	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 <sub>3</sub>	acido nitrico	6.64	Produzione di fertilizzanti, esplosivi, materie plastiche e vernici alla cellulosa
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	nitrato di ammonio	6.30	Fertilizzanti ed esplosivi
HCl	acido cloridrico	4.11	Produzione di altre sostanze chimiche e gomma, pulizia di metalli
(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	solfato di ammonio	2.60	Fertilizzante
KOH, K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	idrossido di potassio e carbonato di potassio	1.20	Produzione di fertilizzanti
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	solfato di alluminio	0.90	Trattamento dell'acqua, coloranti tessili
NaClO <sub>3</sub>	clorato di sodio	0.56	Produzione di altre sostanze chimiche, esplosivi, materie plastiche
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	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)

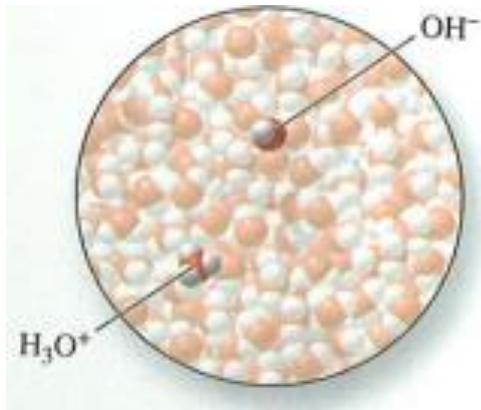
**Acido** è un composto che in **acqua** genera ioni idrogeno,  $H^+$ .

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

# L'AUTOPROTOLISI DELL'ACQUA



Riflettiamo sui numeri



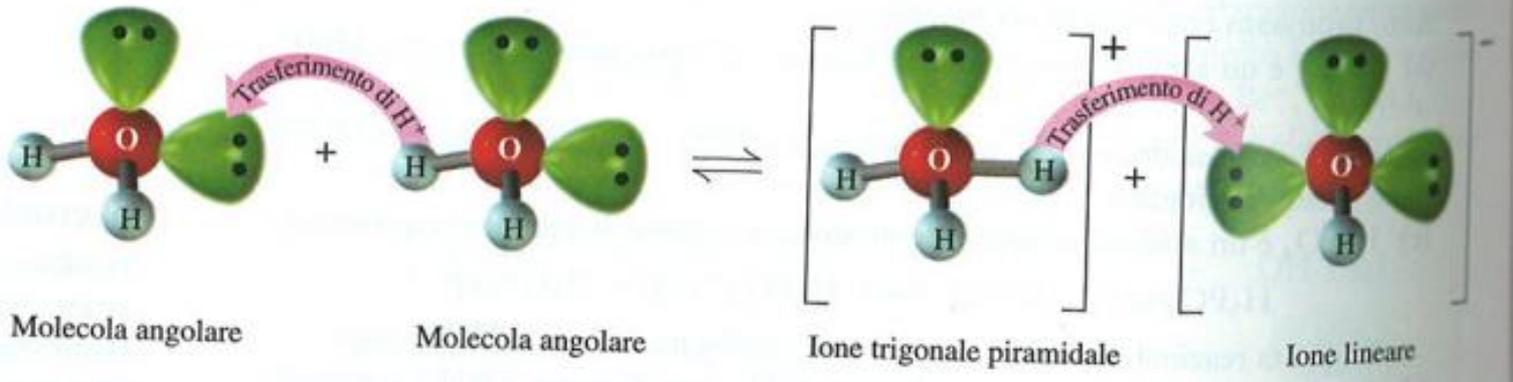
$$K_w = 1.00 \cdot 10^{-14} \quad \text{a } T = 25 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Costante di ionizzazione dell'acqua

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

↓

$$\text{pH} = 7$$



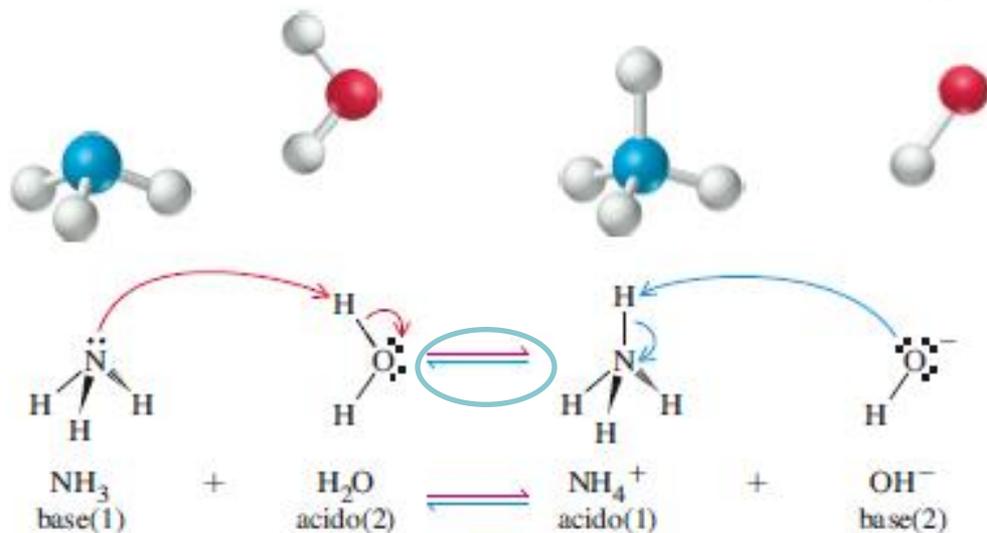
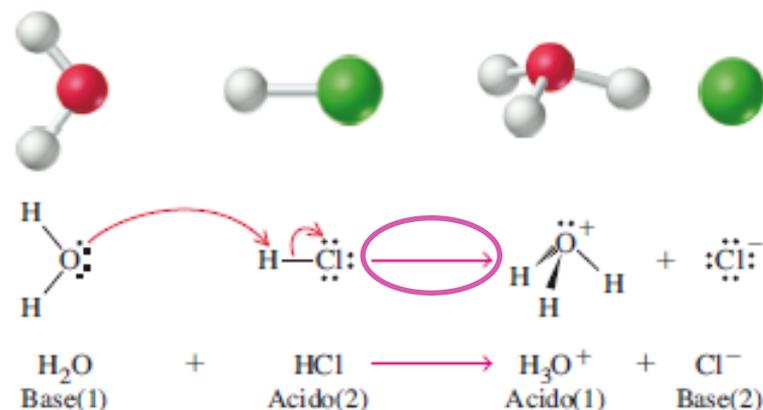
## GLI ACIDI E LE BASI secondo Brønsted e Lowry (1923)

**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

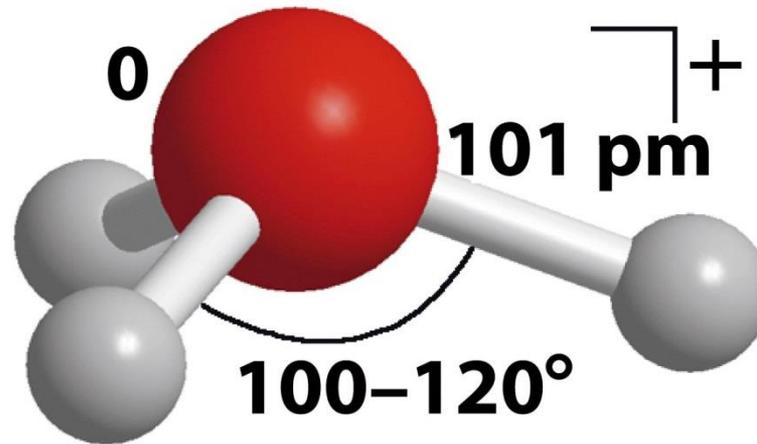


La ionizzazione di **NH<sub>3</sub>** in acqua

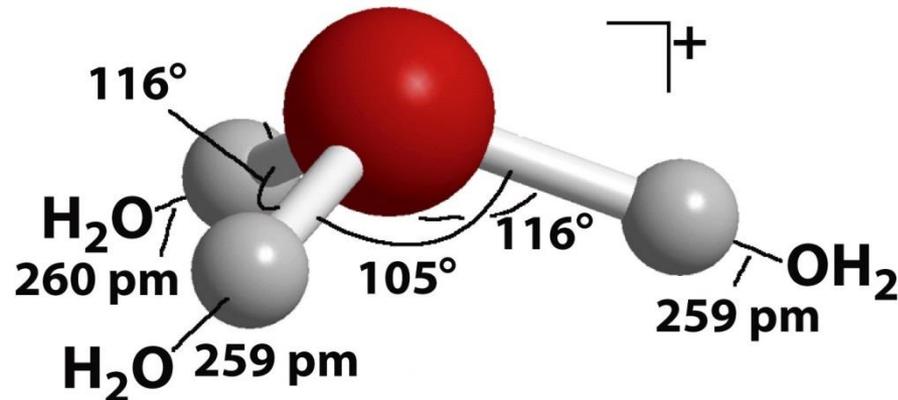
## L'acqua e lo ione idronio

L'acqua è una sostanza in grado di comportarsi sia da acido di Brønsted che da base di Brønsted: è una sostanza **anfiprotica**.

Lo ione idronio

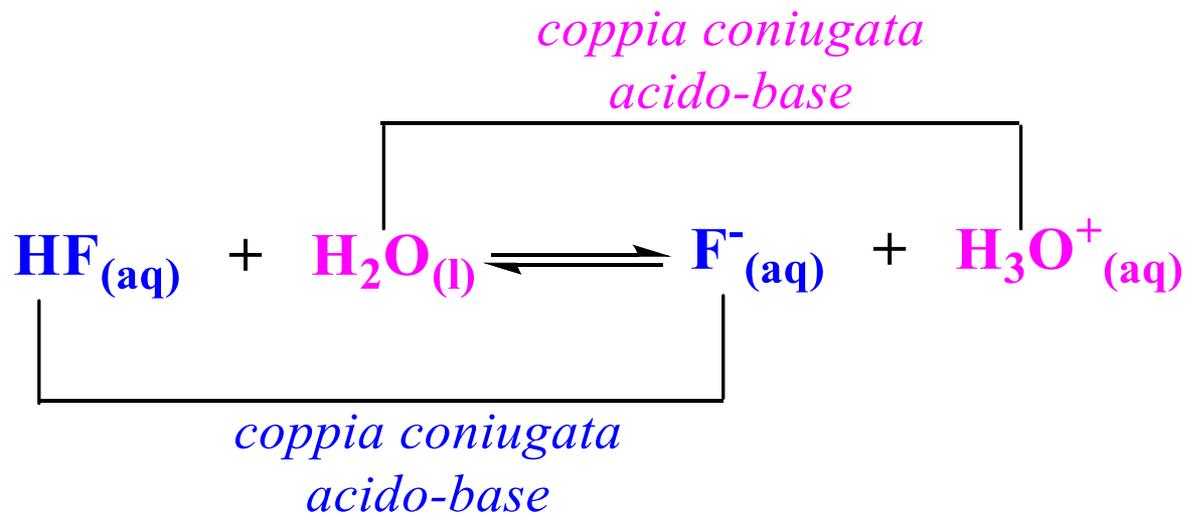
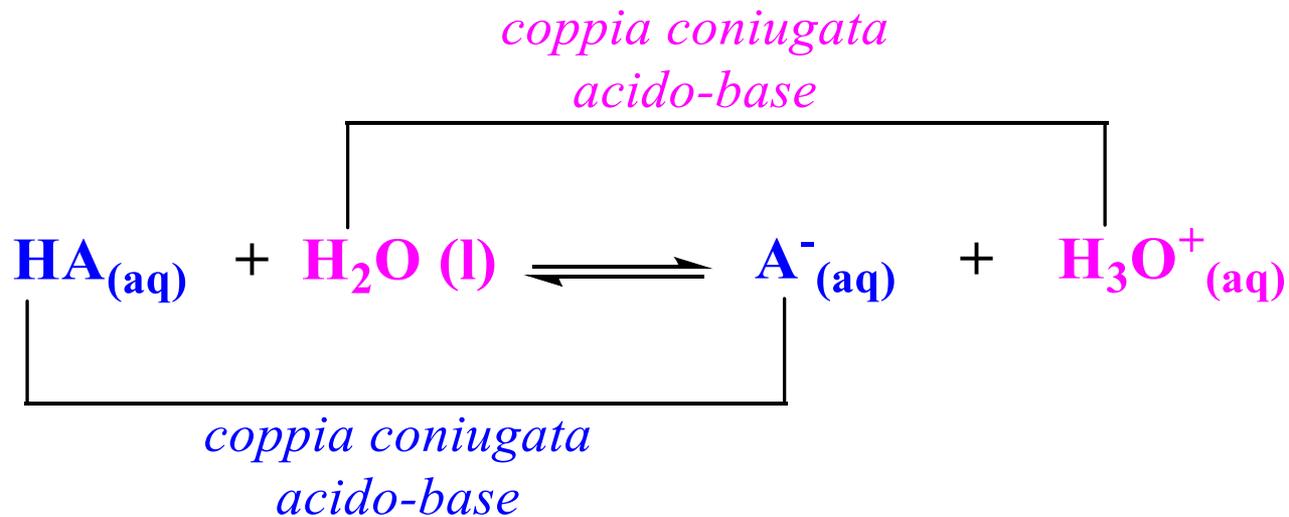


Lo ione  $\text{H}_9\text{O}_4^+$



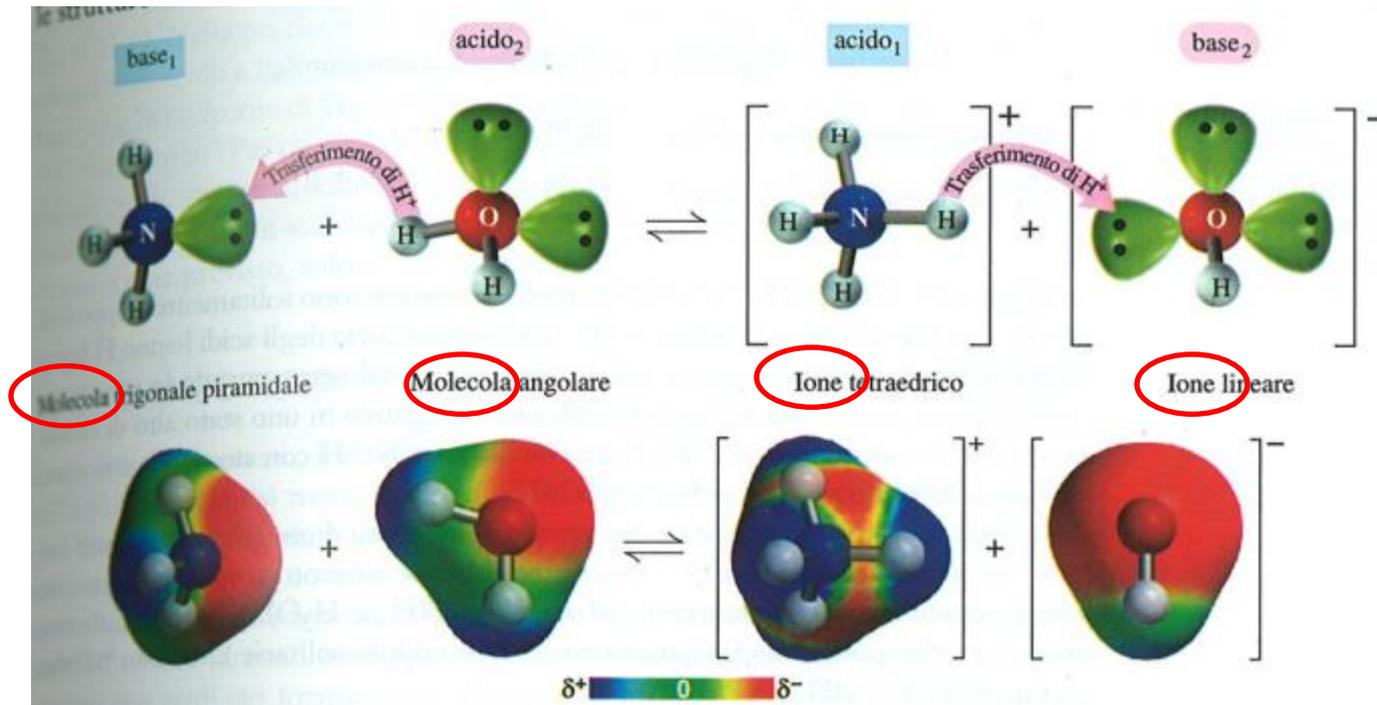
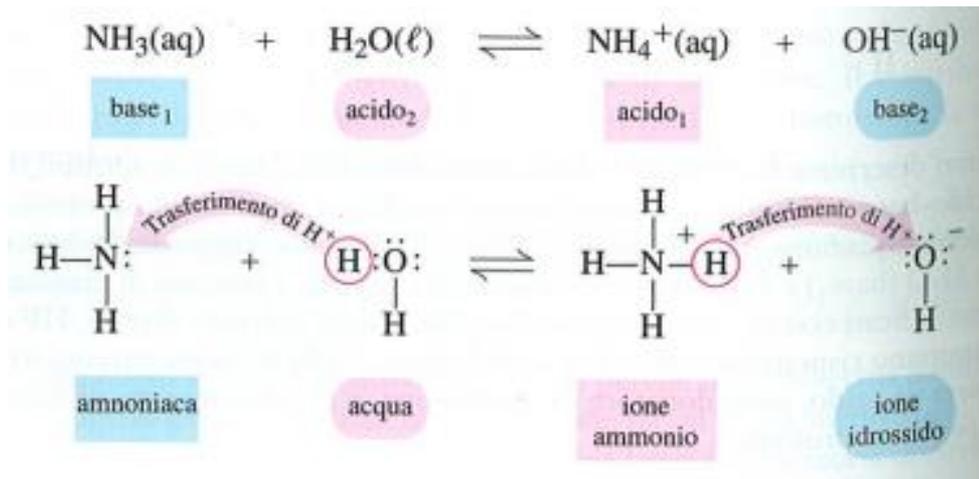
# GLI ACIDI E LE BASI secondo Brønsted e Lowry:

## *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  $H_3O^+$ .*

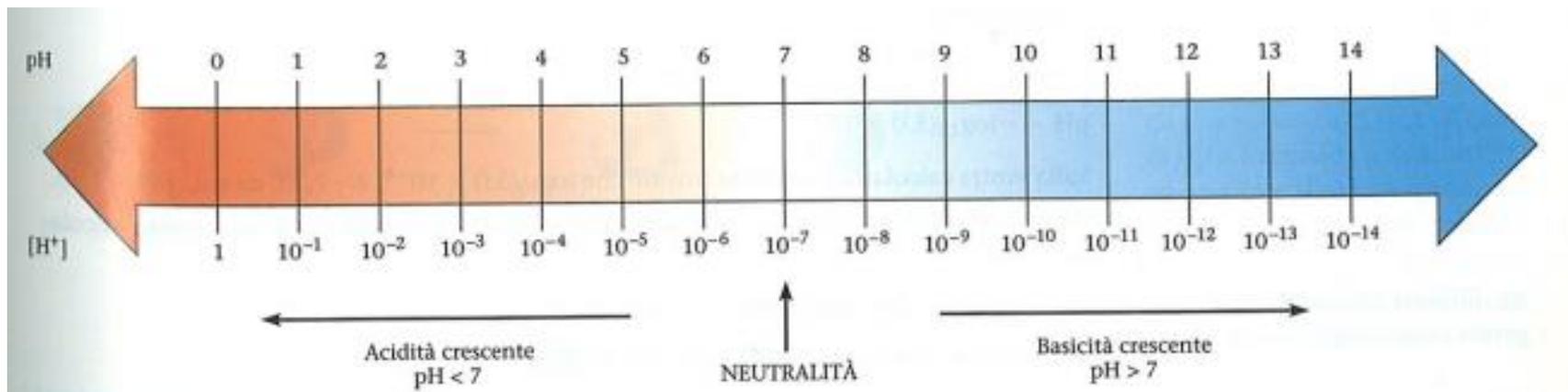
$$pH = - \log [H_3O^+]$$

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 $[H_3O^+]$



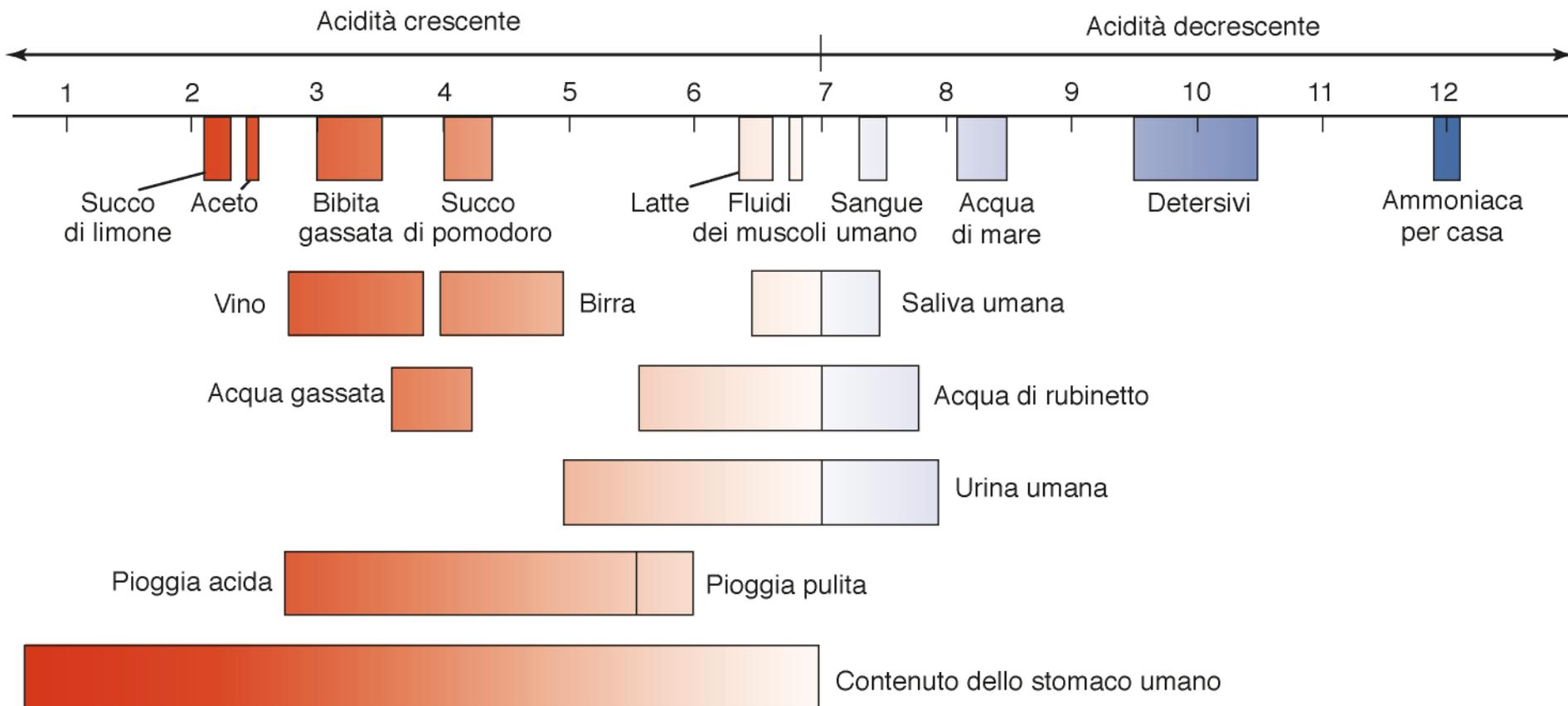
# IL pH

**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

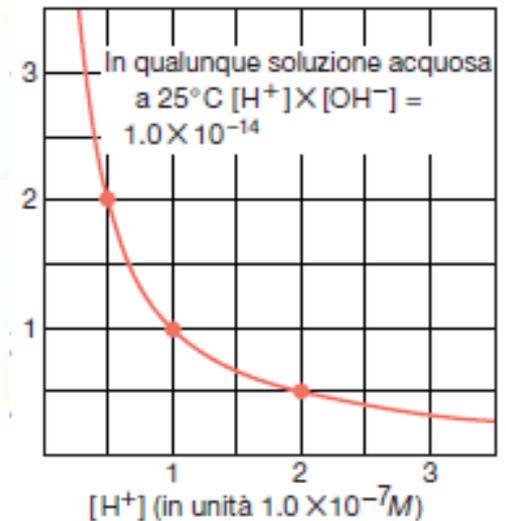
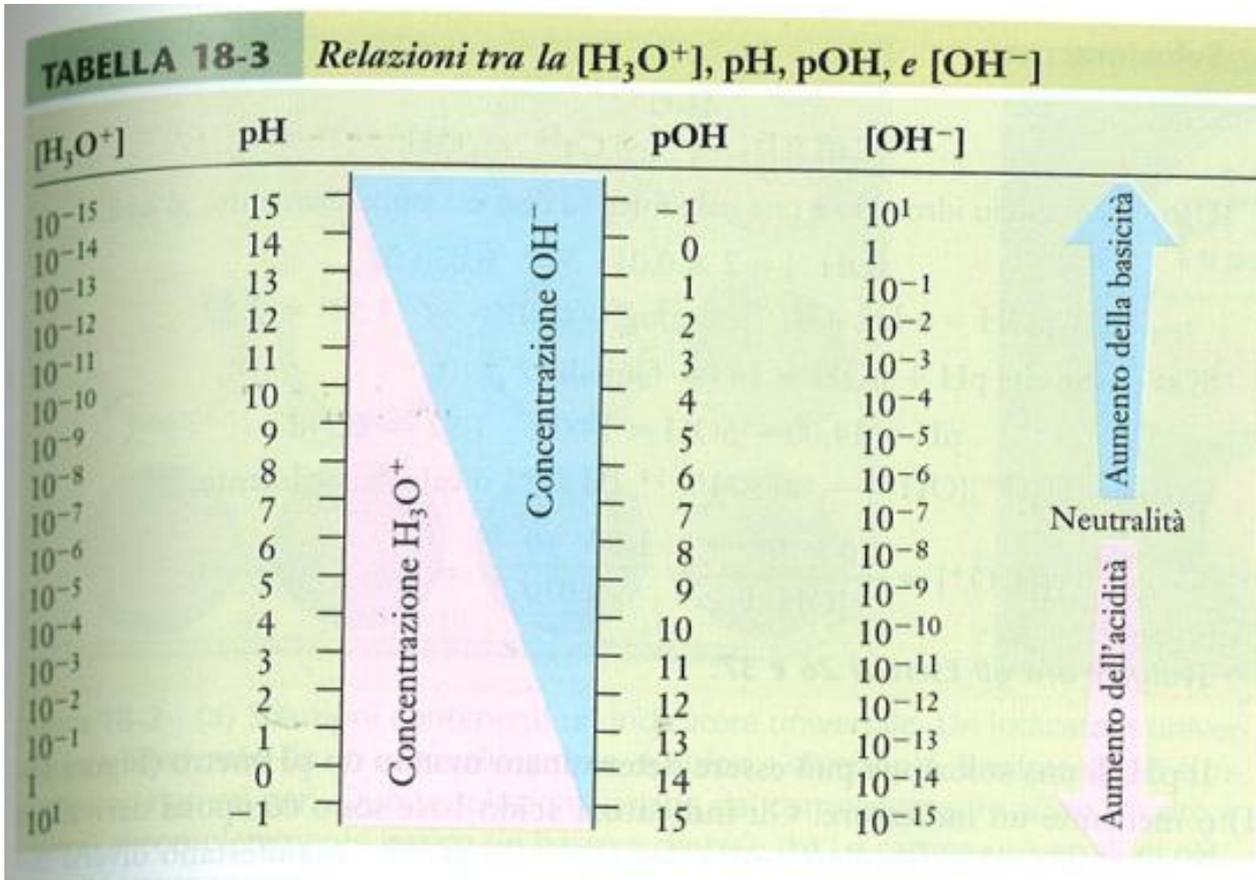
Il prodotto ionico dell'acqua mette in relazione la  $[H_3O^+]$  con la  $[OH^-]$ .

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

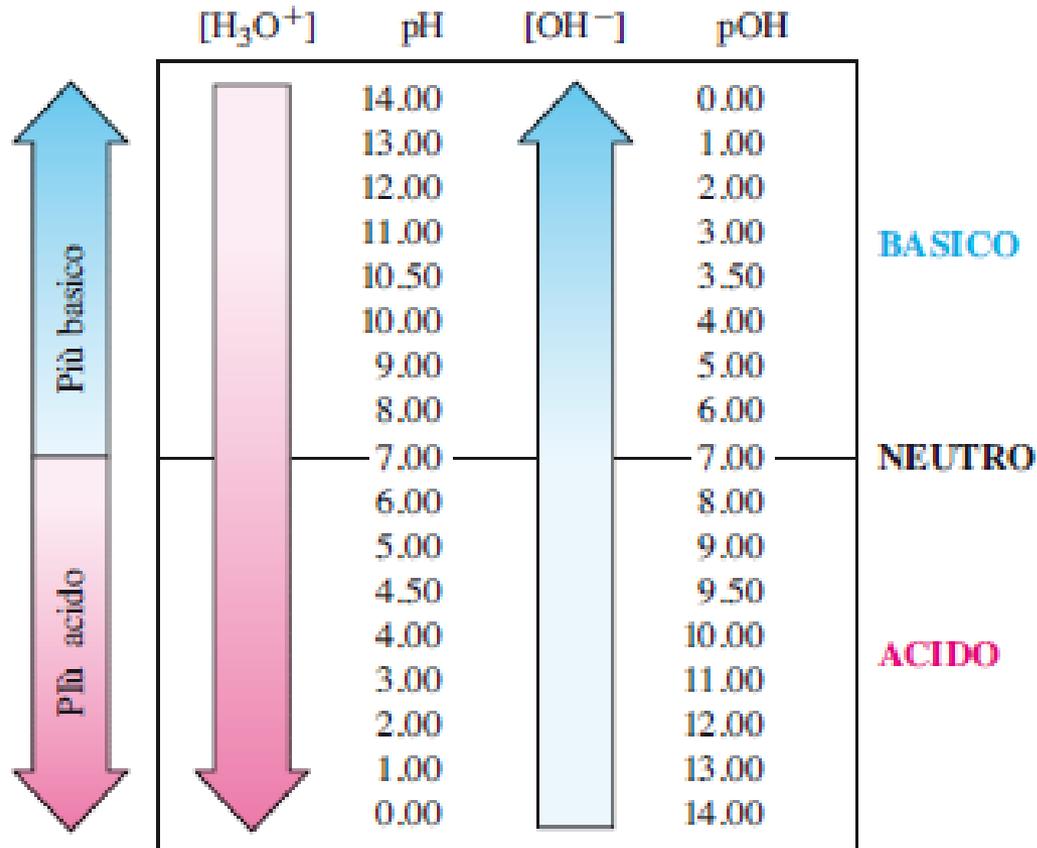
$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pH + pOH = 14$$

Le scale del pH  
e del pOH



# 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

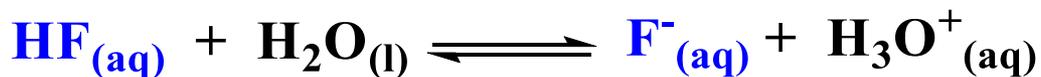
La forza di un acido in **soluzione acquosa**



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

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

## Le costanti di acidità in soluzione acquosa a 25 °C

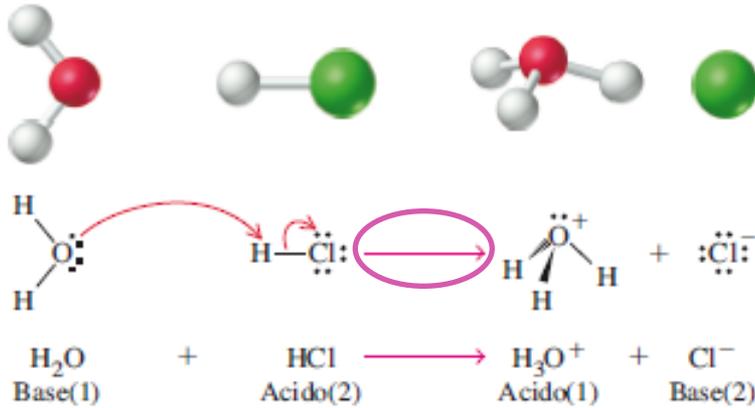
**Tabella 4.1** Costanti di acidità per alcune specie in soluzione acquosa a 25 °C.

Acido	HA	A <sup>-</sup>	K <sub>a</sub>	pK <sub>a</sub>	Acido	HA	A <sup>-</sup>	K <sub>a</sub>	pK <sub>a</sub>
Iodidrico	HI	I <sup>-</sup>	10 <sup>11</sup>	-11	Acetico (etanoico)	CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	1,74 × 10 <sup>-5</sup>	4,76
Perclorico	HClO <sub>4</sub>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	10 <sup>10</sup>	-10	Ione piridinio	HC <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N <sup>+</sup>	C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N	5,6 × 10 <sup>-6</sup>	5,25
Bromidrico	HBr	Br <sup>-</sup>	10 <sup>9</sup>	-9	Carbonico	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	4,3 × 10 <sup>-7</sup>	6,37
Cloridrico	HCl	Cl <sup>-</sup>	10 <sup>7</sup>	-7	Solfidrico	H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>	9,1 × 10 <sup>-8</sup>	7,04
Solfonico	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	10 <sup>2</sup>	-2	Borico*	B(OH) <sub>3</sub>	B(OH) <sub>4</sub> <sup>-</sup>	7,2 × 10 <sup>-10</sup>	9,14
Nitrico	HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	10 <sup>2</sup>	-2	Ione ammonio	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>	5,6 × 10 <sup>-10</sup>	9,25
Ione idronio	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O	1	0,0	Cianidrico	HCN	CN <sup>-</sup>	4,9 × 10 <sup>-10</sup>	9,31
Clorico	HClO <sub>3</sub>	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	10 <sup>-1</sup>	1	Ione idrogenocarbonato	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	4,8 × 10 <sup>-11</sup>	10,32
Solforoso	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	1,5 × 10 <sup>-2</sup>	1,81	Ione idrogenoarsenato	HAsO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	3,0 × 10 <sup>-12</sup>	11,53
Ione idrogenosolfato	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	1,2 × 10 <sup>-2</sup>	1,92	Ione idrogenosolfuro	HS <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	1,1 × 10 <sup>-16</sup>	19
Fosforico	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	7,5 × 10 <sup>-3</sup>	2,12	Ione idrogenofosfato	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	2,2 × 10 <sup>-13</sup>	12,67
Fluoridrico	HF	F <sup>-</sup>	3,5 × 10 <sup>-4</sup>	3,45	Ione diidrogenofosfato	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	6,2 × 10 <sup>-8</sup>	7,21
Formico	HCOOH	HCO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	1,8 × 10 <sup>-4</sup>	3,75					

\* L'equilibrio di trasferimento di protone è B(OH)<sub>3</sub>(aq) + 2H<sub>2</sub>O(l) ⇌ H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>(aq) + B(OH)<sub>4</sub><sup>-</sup>(aq).

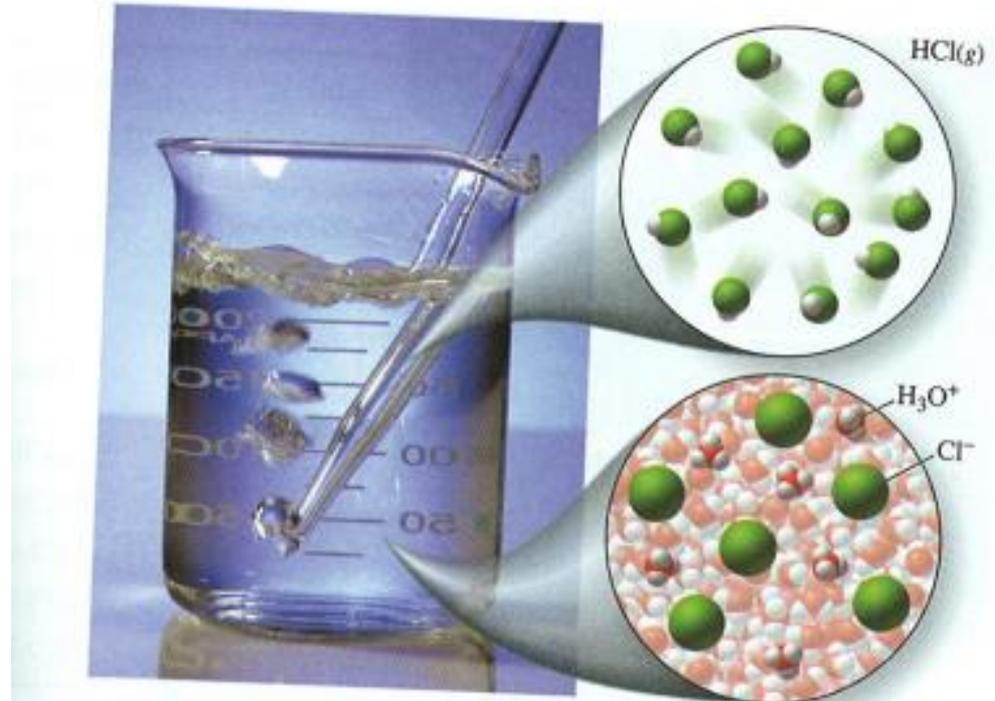
# LA FORZA DEGLI ACIDI

## L'HCl: un esempio di acido forte



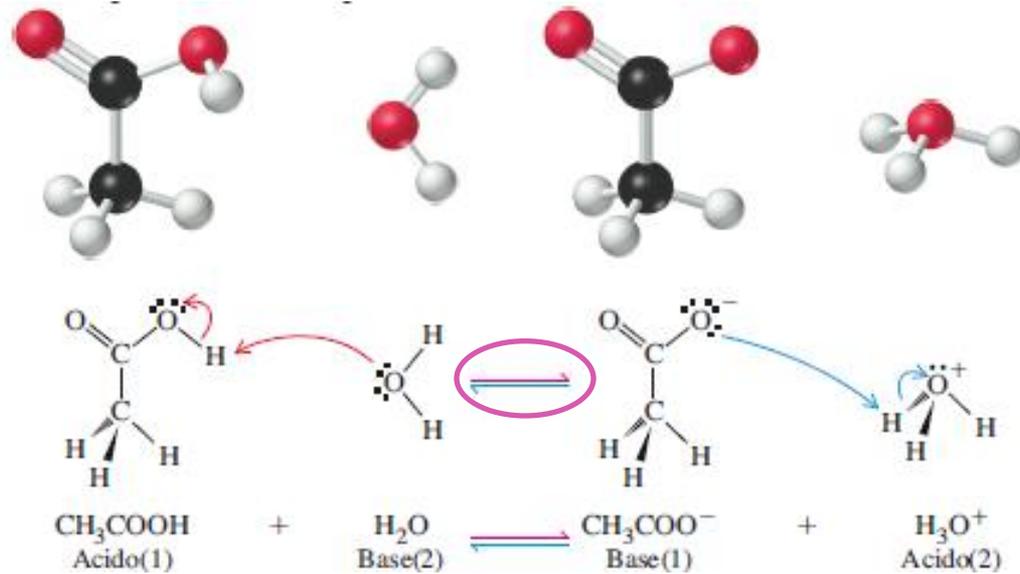
$$K_a = 10^7$$

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



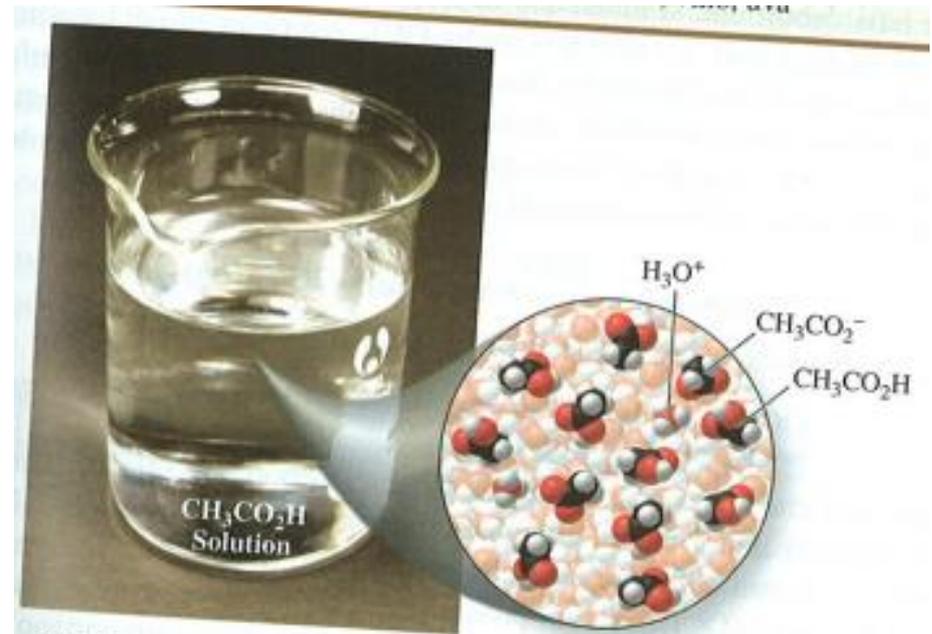
# LA FORZA DEGLI ACIDI

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



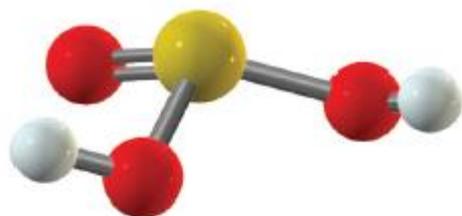
$$K_a = 1.74 \cdot 10^{-5}$$

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

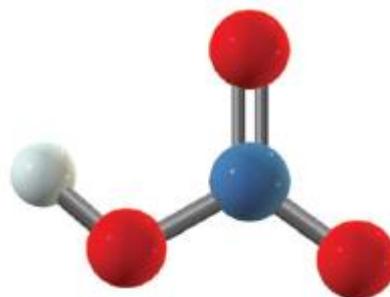


## GLI OSSIACIDI

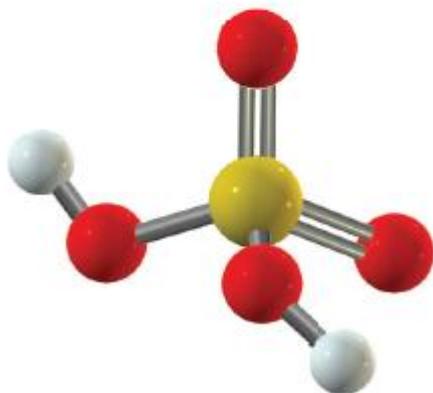
*Sono tipici di atomi centrali che si trovano nella parte **destra** del blocco **p**, prevalentemente **non metalli**, o con elementi in **alto stato di ossidazione**.*



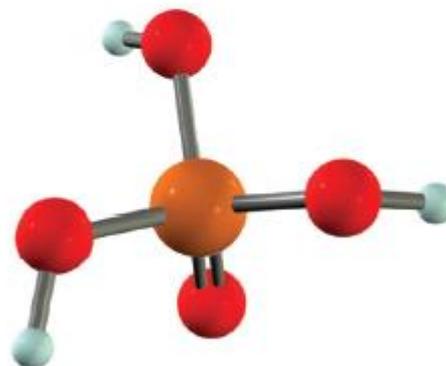
$\text{H}_2\text{SO}_3$ , acido solforoso



$\text{HNO}_3$ , Acido nitrico



$\text{H}_2\text{SO}_4$ , acido solforico



$\text{H}_3\text{PO}_4$ , Acido fosforico

# 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) <sub>2</sub>	idrossido di calcio
RbOH	idrossido di rubidio	Sr(OH) <sub>2</sub>	idrossido di stronzio
CsOH	idrossido di cesio	Ba(OH) <sub>2</sub>	idrossido di bario

## Basi deboli

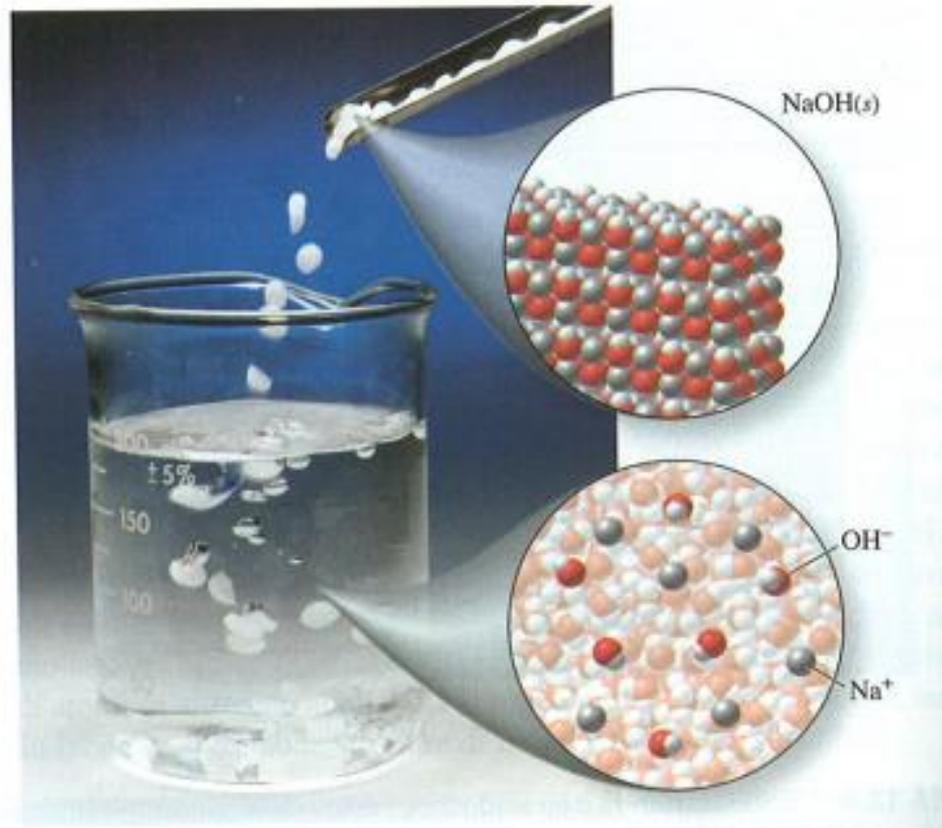
*Le costanti di basicità in soluzione acquosa a 25 °C*

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



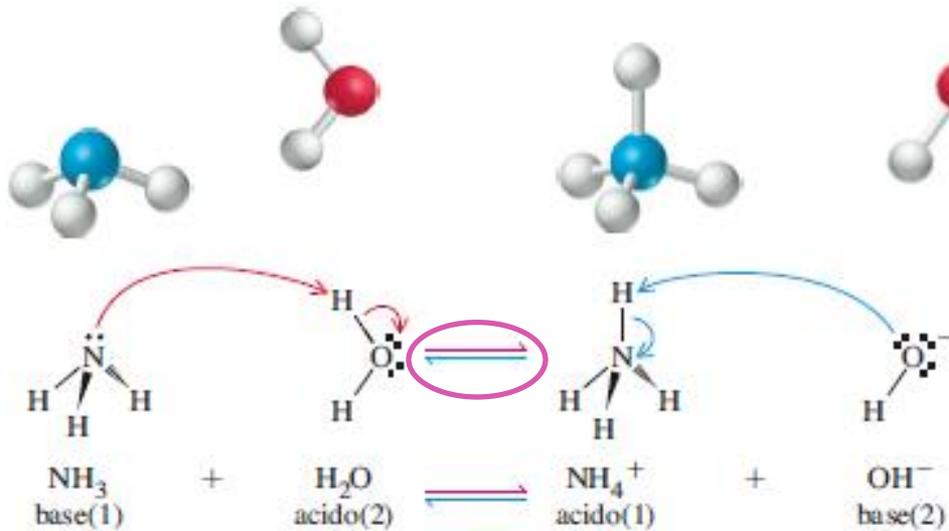
# LA FORZA DELLE BASI

NaOH: un esempio di **base forte**



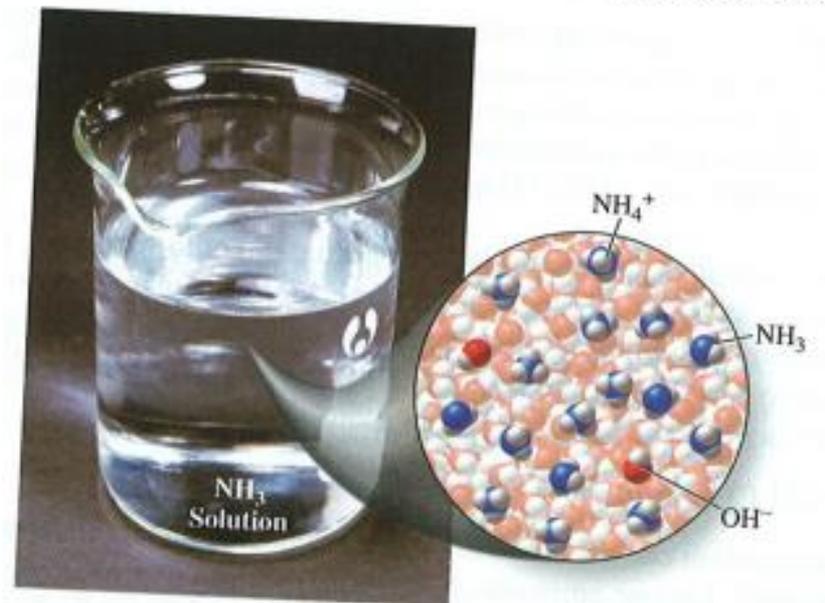
# LA FORZA DELLE BASI

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



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

$$pK_b = 4.76$$



## 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  $\text{HNO}_3$ .

---

---

*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?

# 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<sup>-</sup>, 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?

## pH e pOH: *esercizi*

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

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

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

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?

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

$$\text{pH} = 1.82$$

*La soluzione è **acida!***

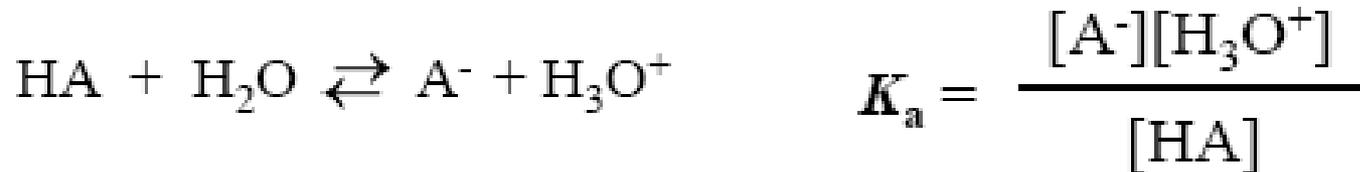
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \implies [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

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

*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



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

$\uparrow$   $K_w$

$\uparrow$   $1/K_a$

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

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*

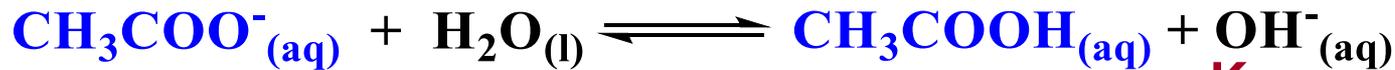
# LA FORZA DI COPPIE CONIUGATE ACIDO-BASE

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**



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

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

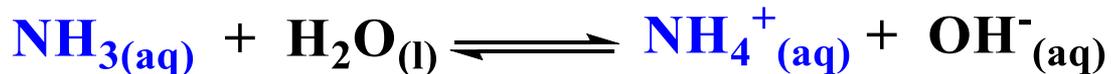
*Note: In the original image, a red box highlights the product of [OH⁻] and [H₃O⁺], with a red arrow labeled K<sub>w</sub> pointing to it. A purple oval highlights the fraction [CH₃COOH]/[CH₃COO⁻], with a purple arrow labeled 1/K<sub>a</sub> pointing to it.*

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

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

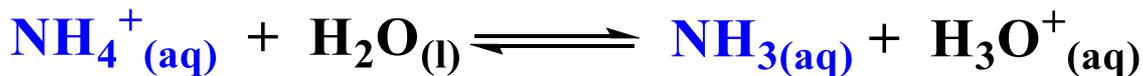
# LA FORZA DI COPPIE CONIUGATE ACIDO-BASE

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**



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

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

$\downarrow K_w$

$\uparrow 1/K_b$

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

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	$\text{HClO}_4$	Ione perclorato $\text{ClO}_4^-$
	Acido iodidrico	$\text{HI}$	Ione ioduro $\text{I}^-$
	Acido bromidrico	$\text{HBr}$	Ione bromuro $\text{Br}^-$
	Acido cloridrico	$\text{HCl}$	Ione cloruro $\text{Cl}^-$
	Acido solforico	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Ione idrogeno solfato $\text{HSO}_4^-$
	Acido nitrico	$\text{HNO}_3$	Ione nitrato $\text{NO}_3^-$
	Ione idrossonio <sup>a</sup>	$\text{H}_3\text{O}^+$	Acqua <sup>a</sup> $\text{H}_2\text{O}$
	Ione idrogeno solfato	$\text{HSO}_4^-$	Ione solfato $\text{SO}_4^{2-}$
	Acido nitroso	$\text{HNO}_2$	Ione nitrito $\text{NO}_2^-$
	Acido acetico	$\text{CH}_3\text{COOH}$	Ione acetato $\text{CH}_3\text{COO}^-$
	Acido carbonico	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Ione idrogeno carbonato $\text{HCO}_3^-$
	Ione ammonio	$\text{NH}_4^+$	Ammoniaca $\text{NH}_3$
	Ione idrogeno carbonato	$\text{HCO}_3^-$	Ione carbonato $\text{CO}_3^{2-}$
	Acqua	$\text{H}_2\text{O}$	Ione idrossido $\text{OH}^-$
	Metanolo	$\text{CH}_3\text{OH}$	ione metossido $\text{CH}_3\text{O}^-$
	Ammoniaca	$\text{NH}_3$	Ione ammido $\text{NH}_2^-$

Forza acida crescente

Forza basica crescente

<sup>a</sup> 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	$\text{HClO}_4$	$\text{ClO}_4^-$	Molto piccolo
Molto grande	$\text{HCl}$	$\text{Cl}^-$	Molto piccolo
Molto grande	$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$	Molto piccolo
	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{H}_2\text{O}$	
$6.9 \times 10^{-4}$	$\text{HF}$	$\text{F}^-$	$1.4 \times 10^{-11}$
$1.8 \times 10^{-5}$	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	$5.6 \times 10^{-10}$
$1.2 \times 10^{-5}$	$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$	$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})^{2+}$	$8.3 \times 10^{-10}$
$4.4 \times 10^{-7}$	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{HCO}_3^-$	$2.3 \times 10^{-8}$
$2.8 \times 10^{-8}$	$\text{HClO}$	$\text{ClO}^-$	$3.6 \times 10^{-7}$
$5.6 \times 10^{-10}$	$\text{NH}_4^+$	$\text{NH}_3$	$1.8 \times 10^{-5}$
$4.7 \times 10^{-11}$	$\text{HCO}_3^-$	$\text{CO}_3^{2-}$	$2.1 \times 10^{-4}$
	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{OH}^-$	
Molto piccolo	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$	Molto grande
Molto piccolo	$\text{OH}^-$	$\text{O}^{2-}$	Molto grande
Molto piccolo	$\text{H}_2$	$\text{H}^-$	Molto grande

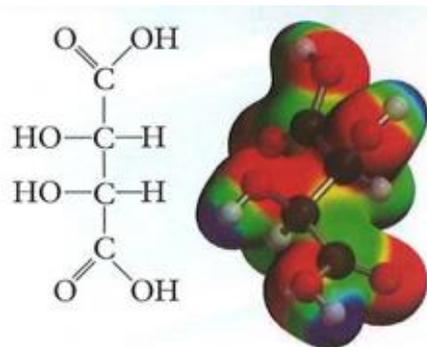
## GLI ACIDI POLIPROTICI

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

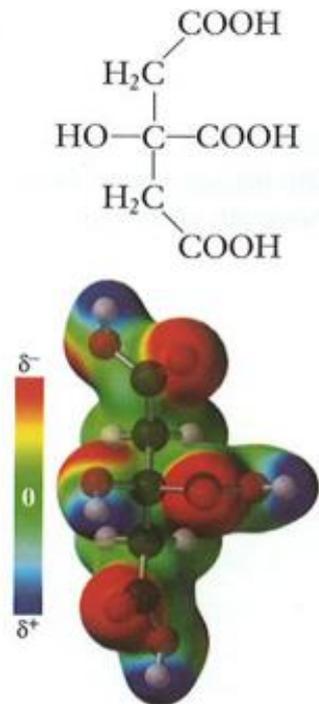
Le ionizzazioni avvengono **per stadi**, cioè un protone per volta.

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

*L'acido tartarico:  
un acido  
diprotico  
organico*

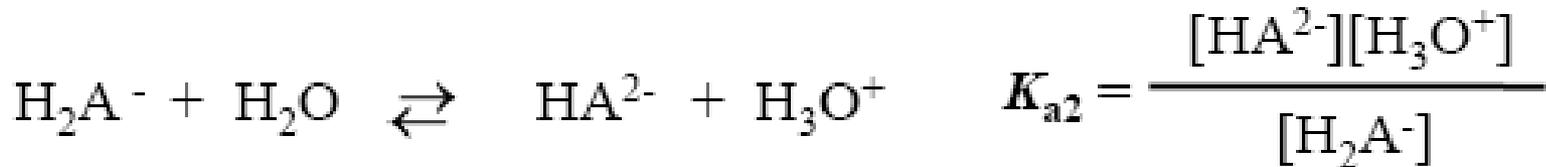
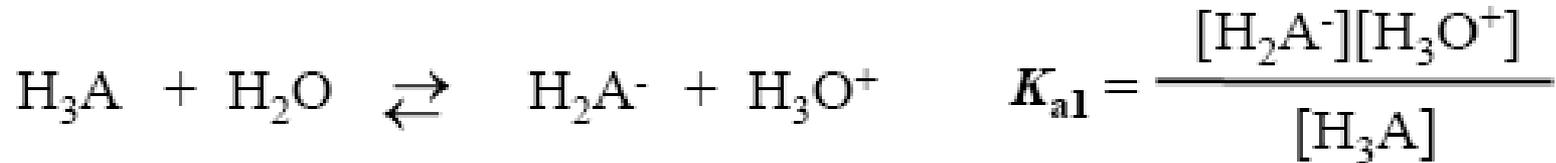


*L'acido citrico:  
un acido  
triprotico  
organico*



## GLI ACIDI POLIPROTICI

**Acidi poliprotici** = si ionizzano in acqua liberando due o più ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$



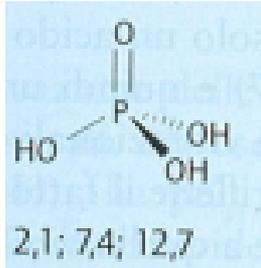
**normalmente**

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

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

# GLI ACIDI POLIPROTICI

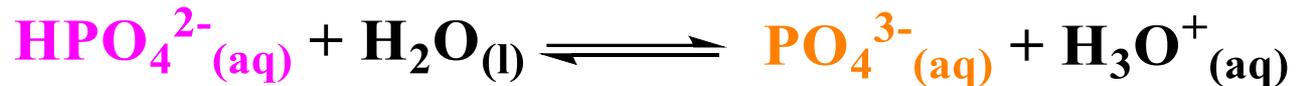
*L'acido fosforico: un acido triprotico inorganico*



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



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



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

## GLI ACIDI POLIPROTICI

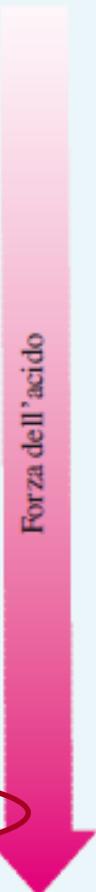
*L'acido fosforico: un acido triprotico inorganico*

**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**

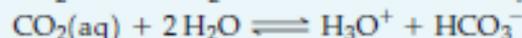
Acidi	Equilibri di ionizzazione	Costanti di ionizzazione, $K$	$pK$
Solfidrico <sup>a</sup>	$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$	$K_{a_1} = 1.0 \times 10^{-7}$	$pK_{a_1} = 7.00$
	$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{S}^{2-}$	$K_{a_2} = 1 \times 10^{-19}$	$pK_{a_2} = 19.0$
Carbonico <sup>b</sup>	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$	$K_{a_1} = 4.4 \times 10^{-7}$	$pK_{a_1} = 6.36$
	$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$K_{a_2} = 4.7 \times 10^{-11}$	$pK_{a_2} = 10.33$
Citrico	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^-$	$K_{a_1} = 7.5 \times 10^{-4}$	$pK_{a_1} = 3.12$
	$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-}$	$K_{a_2} = 1.7 \times 10^{-5}$	$pK_{a_2} = 4.77$
	$\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}$	$K_{a_3} = 4.0 \times 10^{-7}$	$pK_{a_3} = 6.40$
Fosforico	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$K_{a_1} = 7.1 \times 10^{-3}$	$pK_{a_1} = 2.15$
	$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$K_{a_2} = 6.3 \times 10^{-8}$	$pK_{a_2} = 7.20$
	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$K_{a_3} = 4.2 \times 10^{-13}$	$pK_{a_3} = 12.38$
Ossalico	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HC}_2\text{O}_4^-$	$K_{a_1} = 5.6 \times 10^{-2}$	$pK_{a_1} = 1.25$
	$\text{HC}_2\text{O}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$K_{a_2} = 5.4 \times 10^{-5}$	$pK_{a_2} = 4.27$
Solforoso <sup>c</sup>	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_3^-$	$K_{a_1} = 1.3 \times 10^{-2}$	$pK_{a_1} = 1.89$
	$\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$K_{a_2} = 6.2 \times 10^{-8}$	$pK_{a_2} = 7.21$
Solforico <sup>d</sup>	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$	$K_{a_1} = \text{molto grande}$	$pK_{a_1} < 0$
	$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$K_{a_2} = 1.1 \times 10^{-2}$	$pK_{a_2} = 1.96$

Forza dell'acido



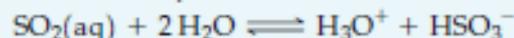
<sup>a</sup>Il valore di  $K_{a_2}$  per  $\text{H}_2\text{S}$  che si trova di solito nella letteratura più vecchia è  $1 \times 10^{-14}$ , ma oggi si hanno prove che il valore autentico è considerevolmente più basso.

<sup>b</sup> $\text{H}_2\text{CO}_3$  non si può isolare. È in equilibrio con  $\text{H}_2\text{O}$  e con  $\text{CO}_2$  disciolto. Il valore di  $K_{a_1}$  indicato si riferisce alla reazione



In genere, le soluzioni acquose di  $\text{CO}_2$  sono trattate *come se*  $\text{CO}_2(\text{aq})$  fosse prima convertita in  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , e poi questo si ionizzasse.

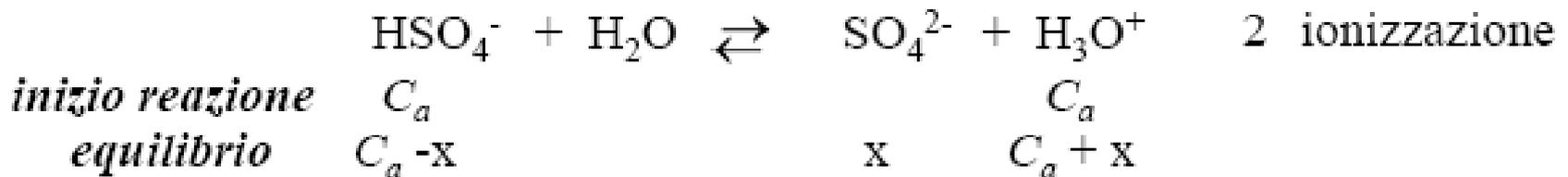
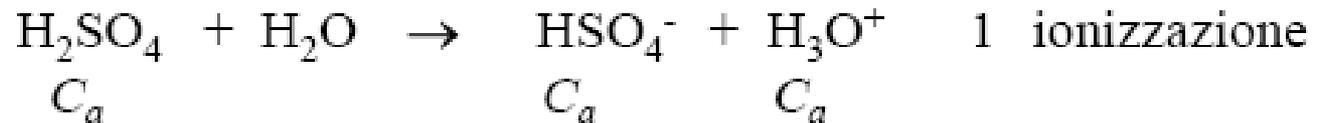
<sup>c</sup> $\text{H}_2\text{SO}_3$  è una specie ipotetica, non isolabile. Il valore di  $K_{a_1}$  indicato si riferisce alla reazione



<sup>d</sup> $\text{H}_2\text{SO}_4$  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.