

Lezione 17 Acidi e basi

Acidi e basi

- Definizione di acidi e basi secondo Arrhenius
- Trasferimento protonico e definizione di acidi e basi secondo Brønsted-Lowry
- Autoionizzazione dell'acqua e scala del Ph
- Generalizzazione del concetto di Brønsted- Lowry: l'effetto di livellamento
- Equilibri in soluzione di acidi(basi) forti e deboli
- Equilibri acido-base delle soluzioni saline
- Soluzione tampone
- Proprietà molecolari e forza di un acido
- Acidi e basi secondo Lewis: donazione di coppie di elettroni

Acidi e basi comuni

Sostanza

Uso

Acidi

Acido acetico, CH_3COOH	Aromatizzante, conservante
Acido citrico, $\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	Aromatizzante
Acido fosforico, H_3PO_4	Rimozione della ruggine
Acido borico, H_3BO_3	Antisettico blando; insetticida
Sali di alluminio, $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	Nel lievito in polvere, insieme a idrogenocarbonato di sodio
Acido cloridrico (acido muriatico), HCl	Detergente per mattoni e piastrelle di ceramica



Basi

Idrossido di sodio, NaOH	Detergente per forni, disotturante per scarichi
Ammoniaca, NH_3	Detergente per usi domestici
Carbonato di sodio, Na_2CO_3	Addolcitore dell'acqua, sgrassante
Idrogenocarbonato di sodio, NaHCO_3	Estinguente antincendio, agente lievitante nelle miscele per dolci (lievito in polvere), antiacido blando
Fosfato di sodio, Na_3PO_4	Detergente per superfici prima della pitturazione o dell'applicazione di carte da parati



Acidi e basi di Arrhenius

Definizione di acido e base di Arrhenius

- Definizione di acidi e basi in comportamento in soluzione **acquosa**
- Un **acido** è un composto che contiene H nella sua formula e si dissocia producendo uno ione H^+



- Una **base** è un composto che contiene OH nella sua formula e si dissocia per produrre OH^-



- Reazione di neutralizzazione:

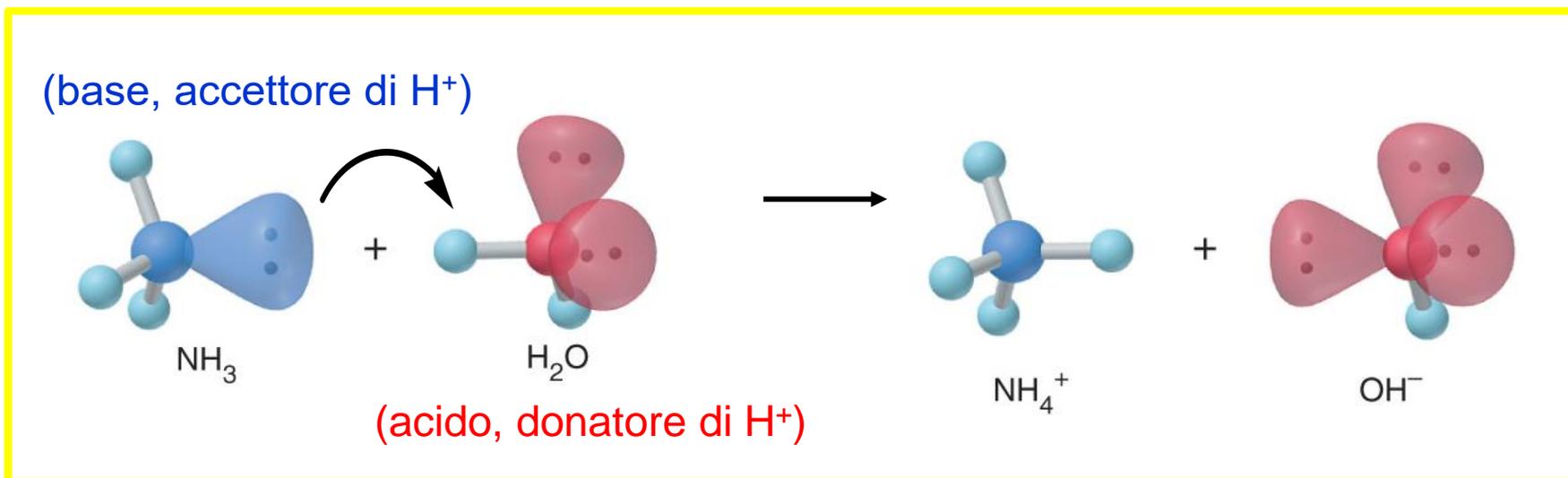
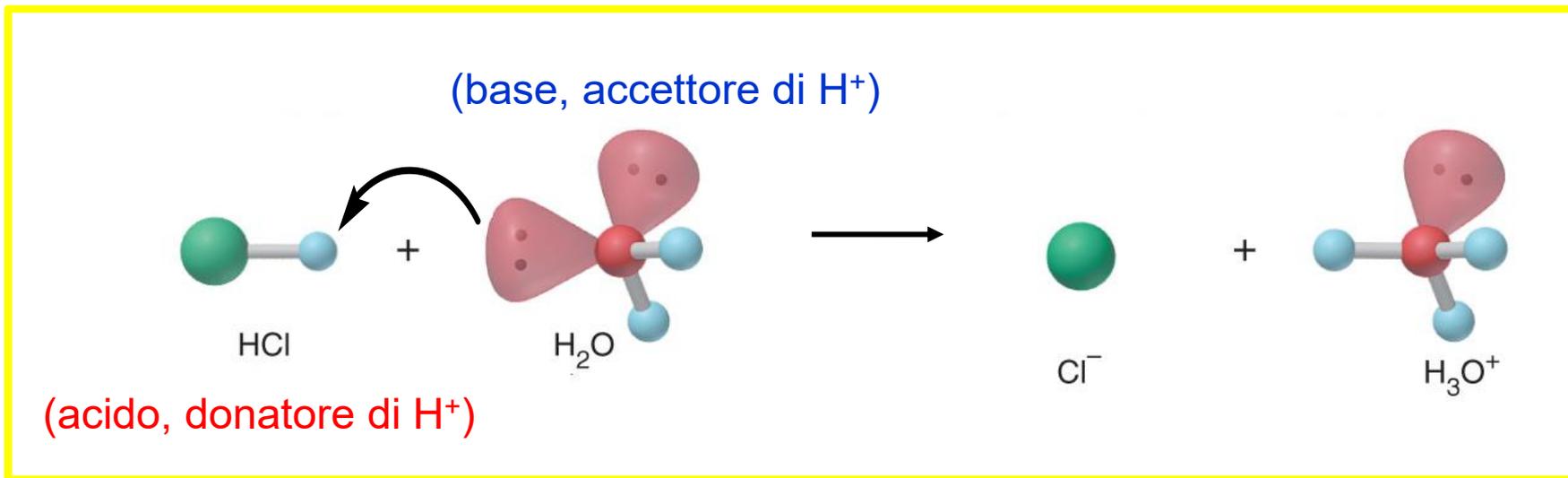


Acidi e basi di Brønsted-Lowry

Definizione di acido e base di Brønsted-Lowry

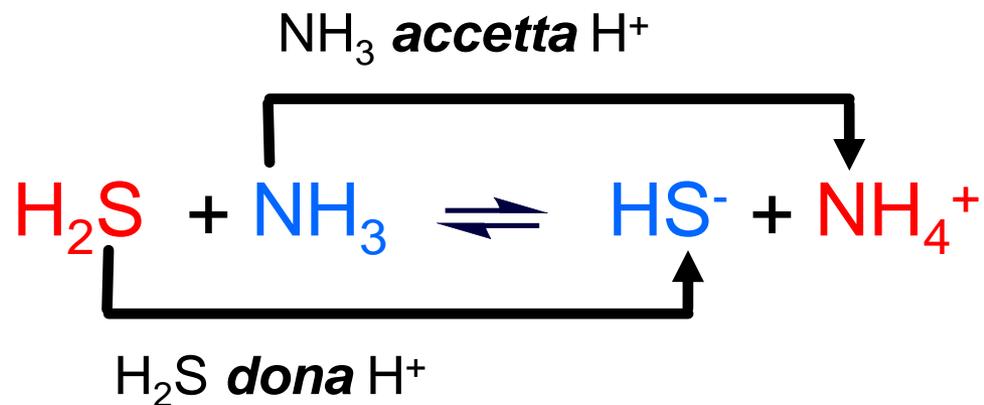
- Un **acido** è un composto **donatore** di ioni H^+
 - Un acido contiene H nella sua formula
- Una **base** è un composto **accettore** di ione H^+
 - Una base ha una **coppia solitaria di elettroni** disponibile a legare H^+
- Una reazione acido-base è un **processo di trasferimento protonico**.

Reazioni acido-base di Brønsted-Lowry acidi e basi in acqua

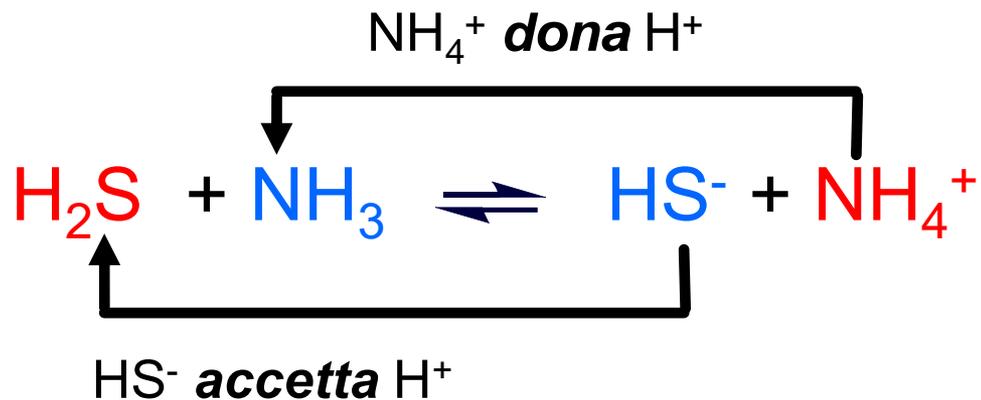


Coppie coniugate acido-base

Nella reazione *diretta*:



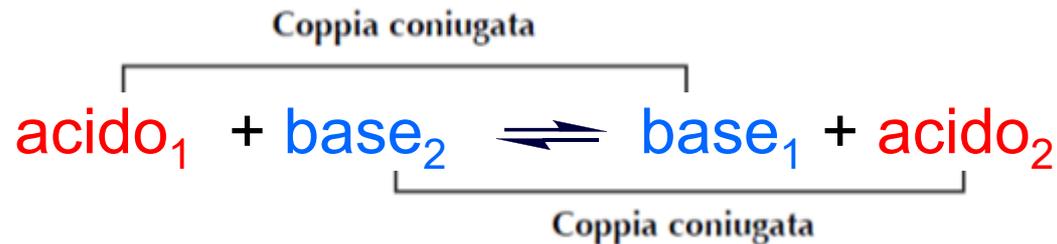
Nella reazione *inversa*:



Coppie coniugate acido-base



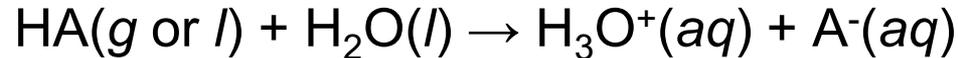
- $\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-$ $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ sono **coppie coniugate acido-base**
- HS^- è la **base coniugata** dell'acido H_2S
- NH_4^+ è l'**acido coniugato della** base NH_3
- In una reazione acido-base di Brønsted-Lowry



HF	+	H_2O	\rightleftharpoons	F^-	+	H_3O^+
HCOOH	+	CN^-	\rightleftharpoons	HCOO^-	+	HCN
NH_4^+	+	CO_3^{2-}	\rightleftharpoons	NH_3	+	HCO_3^-
H_2PO_4^-	+	OH^-	\rightleftharpoons	HPO_4^{2-}	+	H_2O
H_2SO_4	+	N_2H_5^+	\rightleftharpoons	HSO_4^-	+	$\text{N}_2\text{H}_6^{2+}$
HPO_4^{2-}	+	SO_3^{2-}	\rightleftharpoons	PO_4^{3-}	+	HSO_3^-

Acidi forti e acidi deboli

- Un acido **forte** in acqua si dissocia **completamente** in ioni:



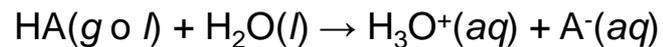
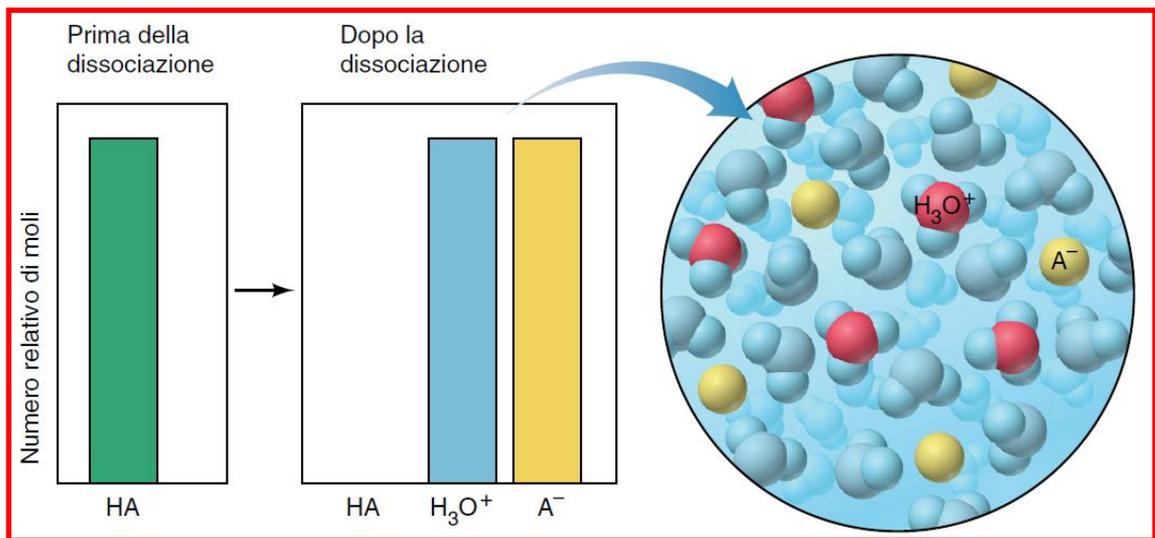
- Un acido **debole** in acqua si dissocia **parzialmente** in ioni:



- In una soluzione diluita di un acido **debole**, la maggior parte delle molecole di HA è indissociata

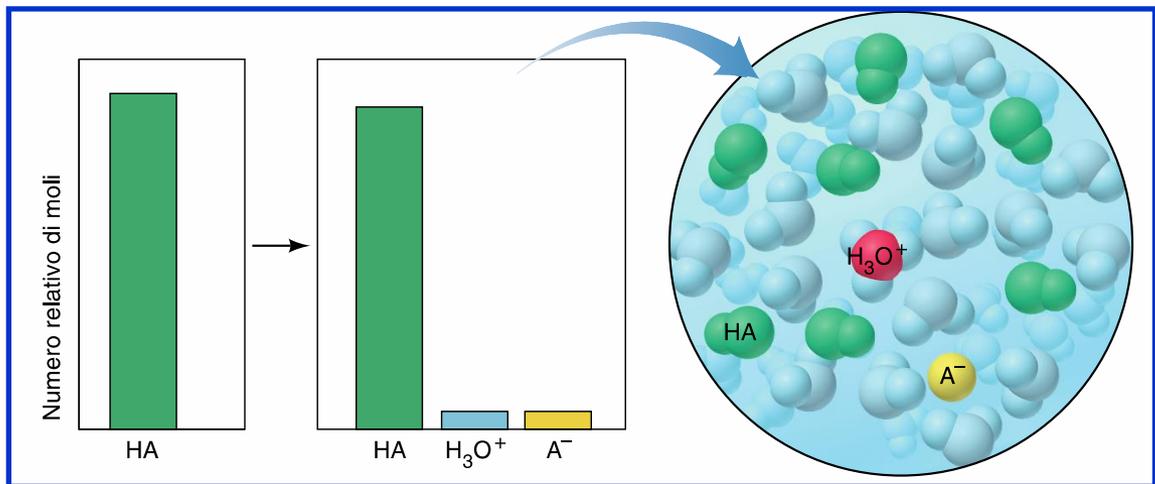
$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{è molto } \mathbf{piccola}.$$

Dissociazione di acidi forti e acidi deboli



Acido forte

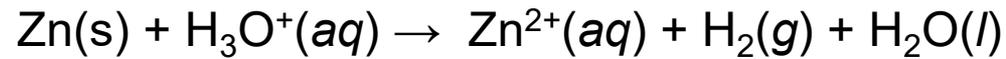
tutte le molecole di HA sono dissociate



Acido debole

una parte delle molecole di HA è indissociata

Reazione di Zn con un acido forte e uno debole



1 M HCl(aq)



1 M CH₃COOH(aq)

Lo zinco reagisce più rapidamente con HCl perché [H₃O⁺] è maggiore

La costante di dissociazione acida, K_a



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_c[\text{H}_2\text{O}] = K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

- Il valore di K_a è una misura della forza dell'acido.

Maggiore K_a

⇒ Maggiore dissociazione di HA

⇒ Maggiore $[\text{H}_3\text{O}^+]$

⇒ Acido più forte

Valori di K_a di alcuni acidi monoprotici a 25°C

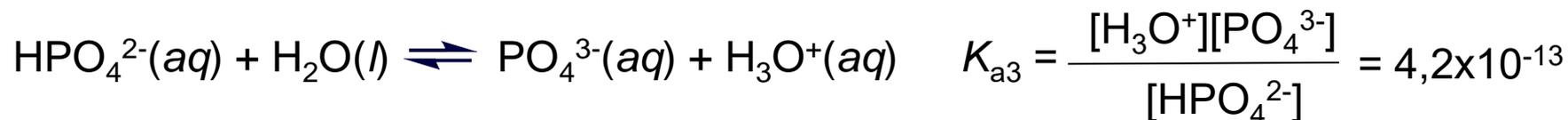
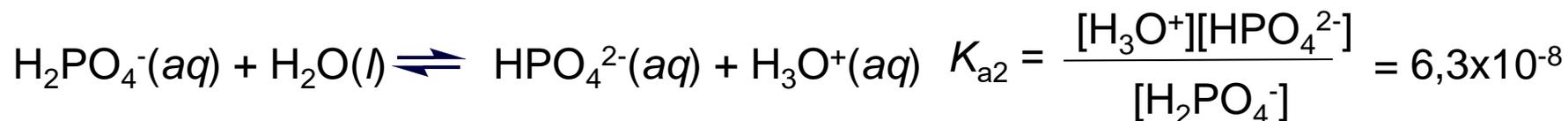
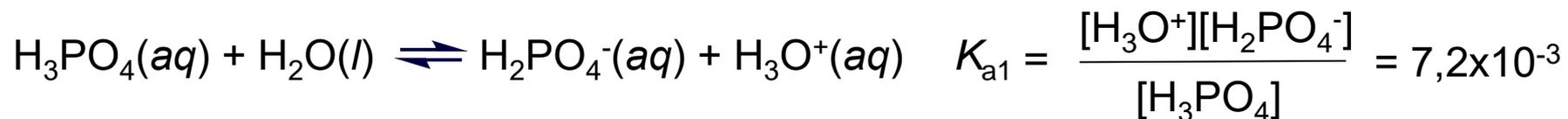
Nome (formula)	Struttura di Lewis*	K_a
Acido iodico (HIO_3)	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{I}}-\ddot{\text{O}}$	$1,6 \times 10^{-1}$
Acido cloroso (HClO_2)	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{Cl}}=\ddot{\text{O}}$	$1,12 \times 10^{-2}$
Acido nitroso (HNO_2)	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}$	$7,1 \times 10^{-4}$
Acido fluoridrico (HF)	$\text{H}-\ddot{\text{F}}:$	$6,8 \times 10^{-4}$
Acido formico (HCOOH)	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \end{array}$	$1,8 \times 10^{-4}$
Acido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$)	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ \text{C}_6\text{H}_5-\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \end{array}$	$6,3 \times 10^{-5}$
Acido acetico (CH_3COOH)	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{:O:} \\ \quad \parallel \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$1,8 \times 10^{-5}$
Acido propanoico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$)	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{:O:} \\ \quad \quad \parallel \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$1,3 \times 10^{-5}$
Acido ipocloroso (HClO)	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{Cl}}:$	$2,9 \times 10^{-8}$
Acido ipobromoso (HBrO)	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{Br}}:$	$2,3 \times 10^{-9}$
Acido cianidrico (HCN)	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}:$	$6,2 \times 10^{-10}$
Fenolo ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$)	$\begin{array}{c} \text{C}_6\text{H}_5-\ddot{\text{O}}-\text{H} \end{array}$	$1,0 \times 10^{-10}$
Acido ipoiodoso (HIO)	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{I}}:$	$2,3 \times 10^{-11}$



* Il carattere rosso indica il protone ionizzabile; le strutture hanno carica formale zero.

Acidi poliprotici

- Un **acido poliprotico** è un acido con più di un protone ionizzabile.
- Ogni dissociazione di un protone ha una K_a



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

- La $[\text{H}_3\text{O}^+]$ prodotta dalle dissociazioni degli ioni successive alla prima dissociazione in genere è trascurabile

Valori di K_a successive di alcuni acidi poliprotici a 25°C

Nome (formula)	Struttura di Lewis*	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Acido ossalico ($H_2C_2O_4$)		$5,6 \times 10^{-2}$	$5,4 \times 10^{-5}$	
Acido fosforoso (H_3PO_3)		3×10^{-2}	$1,7 \times 10^{-7}$	
Acido solforoso (H_2SO_3)		$1,4 \times 10^{-2}$	$6,5 \times 10^{-8}$	
Acido fosforico (H_3PO_4)		$7,2 \times 10^{-3}$	$6,3 \times 10^{-8}$	$4,2 \times 10^{-13}$
Acido arsenico (H_3AsO_4)		6×10^{-3}	$1,1 \times 10^{-7}$	3×10^{-12}
Acido citrico ($H_3C_6H_5O_7$)		$7,5 \times 10^{-4}$	$1,7 \times 10^{-5}$	$4,0 \times 10^{-7}$
Acido carbonico (H_2CO_3)		$4,5 \times 10^{-7}$	$4,7 \times 10^{-11}$	
Acido solfidrico (H_2S)		9×10^{-8}	1×10^{-17}	



* Il carattere rosso indica i protoni ionizzabili.

Acidi forti e acidi deboli

- ***acidi forti:***

- acidi alogenidrici (HCl, HBr, HI);
- ossiacidi in cui il numero di atomi di O supera di due o più il numero di protoni ionizzabili (ad es. HNO₃, H₂SO₄, HClO₄).

- ***acidi deboli:***

- acido alogenidrico HF;
- acidi in cui H non è legato a O o a un alogeno (ad es. HCN);
- ossiacidi in cui il numero di atomi di O è uguale a, o supera di uno, il numero di protoni ionizzabili (ad es. HClO, HNO₂);
- acidi carbossilici (R-COOH; ad es. acido acetico CH₃COOH)

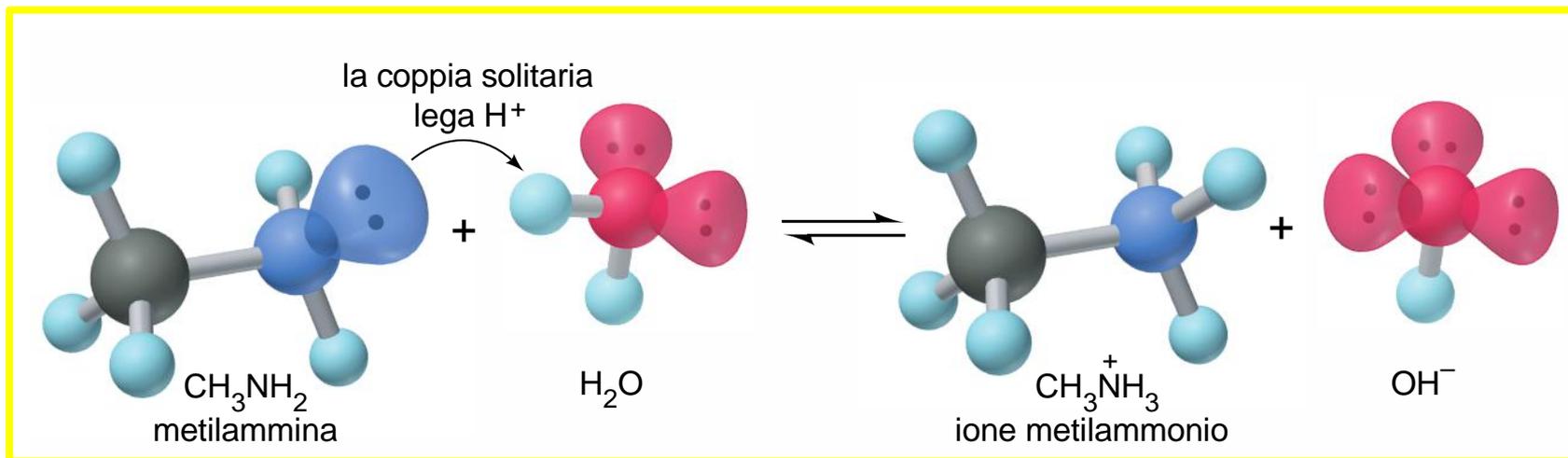
Basi deboli

- Una base di Brønsted-Lowry è una specie che accetta uno ione H^+ .
- Una base debole in acqua:



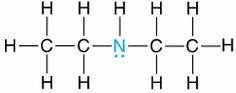
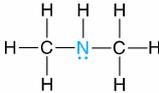
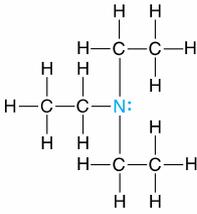
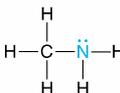
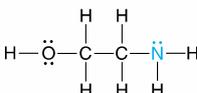
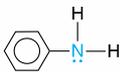
- Costante di dissociazione basica K_b :

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



- **La base non si dissocia** in soluzione; gli **ioni** OH^- sono prodotti dalla reazione della base con H_2O .

Valori di K_a di alcuni basi (ammine) a 25°C

Nome (formula)	Struttura di Lewis*	K_b
Dietilammina [(CH ₃ CH ₂) ₂ NH]		$8,6 \times 10^{-4}$
Dietilammina [(CH ₃) ₂ NH]		$5,9 \times 10^{-4}$
Trietilammina [(CH ₃ CH ₂) ₃ N]		$5,2 \times 10^{-4}$
Metilammina (CH ₃ NH ₂)		$4,4 \times 10^{-4}$
Etanolammina (HOCH ₂ CH ₂ NH ₂)		$3,2 \times 10^{-5}$
Ammoniaca (NH ₃)		$1,76 \times 10^{-5}$
Piridina (C ₅ H ₅ N)		$1,7 \times 10^{-9}$
Anilina (C ₆ H ₅ NH ₂)		$4,0 \times 10^{-10}$

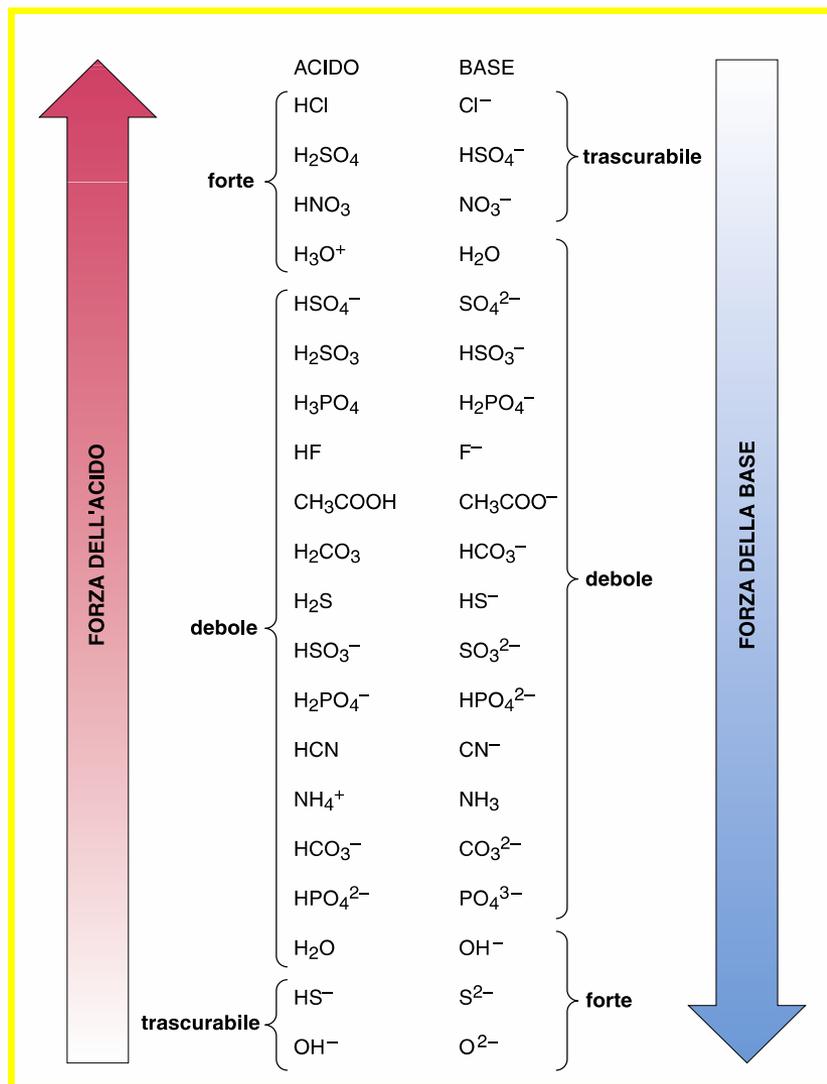


* Il carattere blu indica l'atomo di azoto basico e la sua coppia solitaria.

Basi forti e basi deboli

- Sono ***basi forti***:
 - composti solubili contenenti ioni O^{2-} o OH^-
 - M_2O o MOH , in cui M = metallo del Gruppo 1 (Li, Na, K, Rb, Cs)
 - MO o $M(OH)_2$, in cui M = metallo del Gruppo 2 (Ca, Sr, Ba)
- Sono ***basi deboli***:
 - ammoniaca (NH_3)
 - ammine ($R-NH_2$, R_2-NH_2 , R_3-NH)

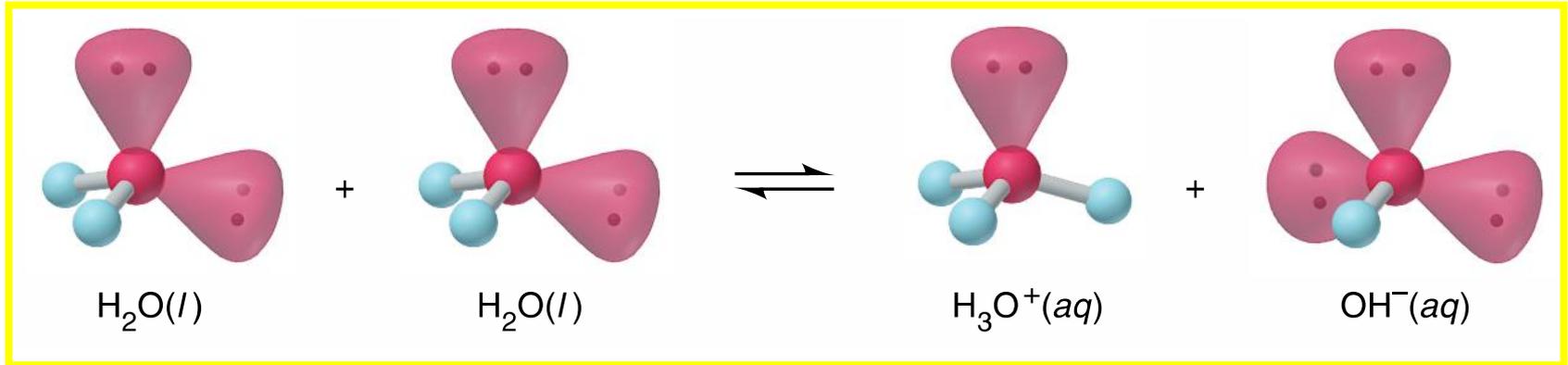
Forza di coppie coniugate acido-base



- Più forte è l'acido, più debole è la base coniugata.
- Quando un acido reagisce con una base situata più in basso lungo l'elenco, la reazione procede verso destra ($K_c > 1$).

Autoionizzazione dell'acqua e scala del pH

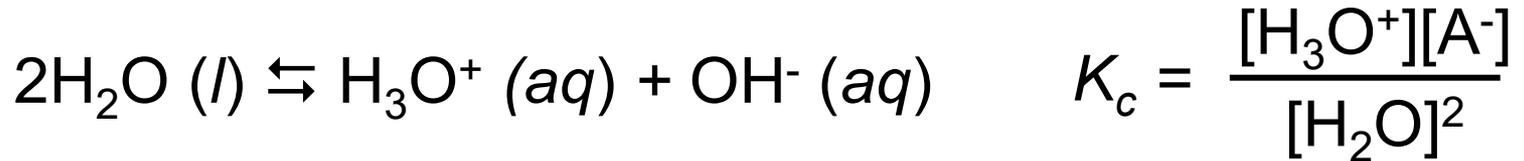
Autoionizzazione dell'acqua



- L'acqua si dissocia parzialmente in ioni in un processo di equilibrio (**autoionizzazione**):



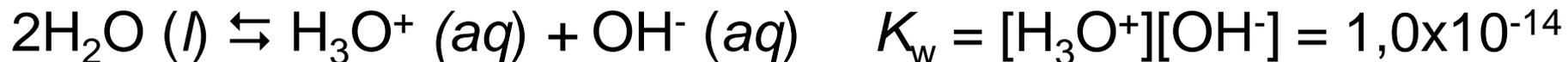
Il prodotto ionico dell'acqua (K_w)



$$K_c[\text{H}_2\text{O}]^2 = \mathbf{K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ (a } 25^\circ \text{ C)}}$$

In acqua pura,

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{1.0 \times 10^{-14}} = 1.0 \times 10^{-7} \text{ (at } 25^\circ \text{ C)}$$



- **Entrambi gli ioni** $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{OH}^-]$, sono presenti in tutti i sistemi acquosi
- Una variazione in $[\text{H}_3\text{O}^+]$ determina una variazione inversa in $[\text{OH}^-]$, e viceversa

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ più alta \longrightarrow $[\text{OH}^-]$ più bassa

$[\text{OH}^-]$ più alta \longrightarrow $[\text{H}_3\text{O}^+]$ più bassa

Soluzione acida

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 1,0 \times 10^{-7}$$

$$[\text{OH}^-] < 1,0 \times 10^{-7}$$

Soluzione neutra,

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7}$$

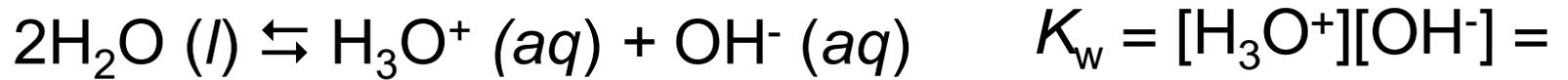
Soluzione basica,

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 1,0 \times 10^{-7}$$

$$[\text{OH}^-] > 1,0 \times 10^{-7}$$

La scala di pH



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

- Il pH di una soluzione è una misura dell'acidità di una soluzione acquosa

In soluzione acida, pH < 7,00

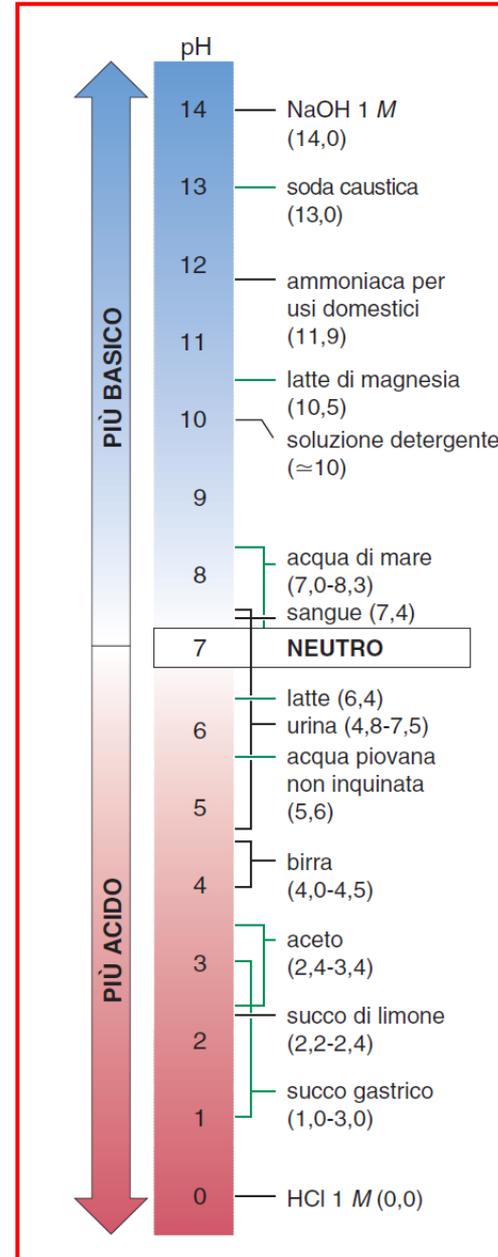
In soluzione neutra, pH = 7,00

In soluzione basica, pH > 7,00

- **Maggiore** il pH, **minore** $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e **meno acida (più basica)** la soluzione

Valori di pH di alcune soluzioni acquose

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



Relazione tra K_a e pK_a

Nome dell'acido (formula)	K_a a 25 °C	pK_a
Ione idrogenosolfato (HSO_4^-)	$1,02 \times 10^{-2}$	1,991
Acido nitroso (HNO_2)	$7,1 \times 10^{-4}$	3,15
Acido acetico (CH_3COOH)	$1,8 \times 10^{-5}$	4,74
Acido ipobromoso (HBrO)	$2,3 \times 10^{-9}$	8,64
Fenolo($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$)	$1,0 \times 10^{-10}$	10,00

$$pK_a = -\log K_a$$

pH, pOH, e pK_w

Relazioni tra [H₃O⁺], pH, [OH⁻] e pOH

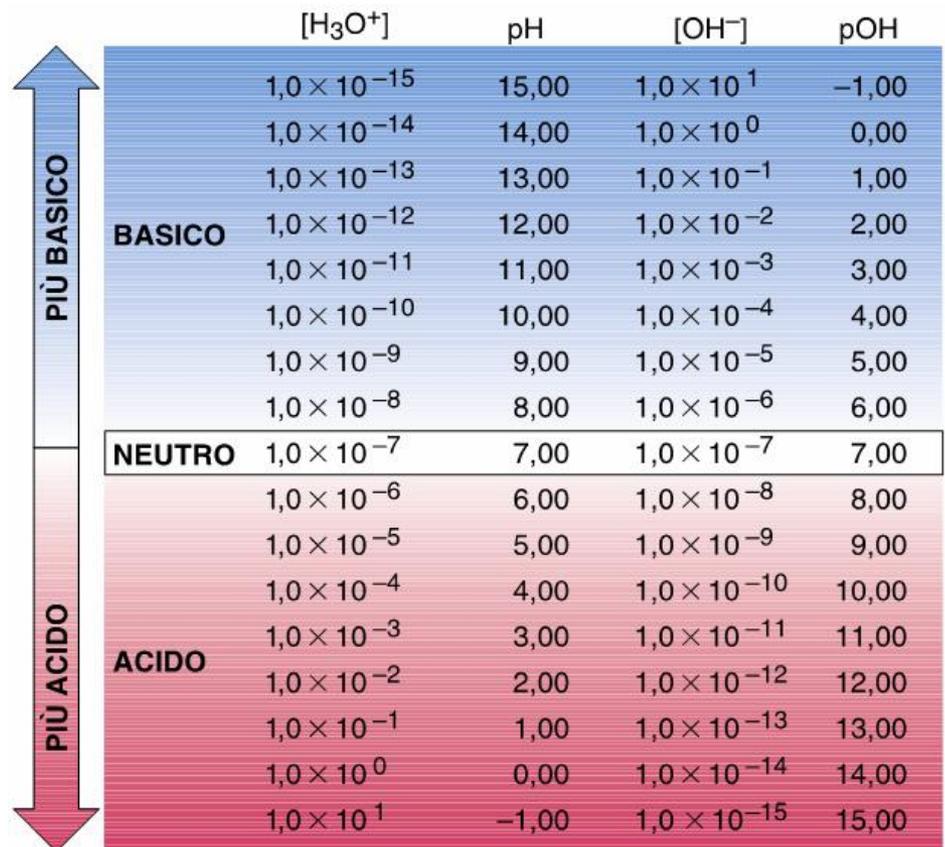
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ a } 25^\circ \text{ C}$$

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

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14,00 \text{ a } 25^\circ \text{ C}$$

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

- pH + pOH = pK_w per ogni soluzione acquosa a tutte le temperature
- K_w è una costante: i valori di pH, pOH ([H₃O⁺], e [OH⁻]) sono correlati:
 - Se [H₃O⁺] aumenta, [OH⁻] diminuisce (e viceversa);
 - Se pH aumenta, pOH diminuisce (e viceversa).



	[H ₃ O ⁺]	pH	[OH ⁻]	pOH
BASICO	1,0 × 10 ⁻¹⁵	15,00	1,0 × 10 ¹	-1,00
	1,0 × 10 ⁻¹⁴	14,00	1,0 × 10 ⁰	0,00
	1,0 × 10 ⁻¹³	13,00	1,0 × 10 ⁻¹	1,00
	1,0 × 10 ⁻¹²	12,00	1,0 × 10 ⁻²	2,00
	1,0 × 10 ⁻¹¹	11,00	1,0 × 10 ⁻³	3,00
	1,0 × 10 ⁻¹⁰	10,00	1,0 × 10 ⁻⁴	4,00
	1,0 × 10 ⁻⁹	9,00	1,0 × 10 ⁻⁵	5,00
	1,0 × 10 ⁻⁸	8,00	1,0 × 10 ⁻⁶	6,00
NEUTRO	1,0 × 10 ⁻⁷	7,00	1,0 × 10 ⁻⁷	7,00
ACIDO	1,0 × 10 ⁻⁶	6,00	1,0 × 10 ⁻⁸	8,00
	1,0 × 10 ⁻⁵	5,00	1,0 × 10 ⁻⁹	9,00
	1,0 × 10 ⁻⁴	4,00	1,0 × 10 ⁻¹⁰	10,00
	1,0 × 10 ⁻³	3,00	1,0 × 10 ⁻¹¹	11,00
	1,0 × 10 ⁻²	2,00	1,0 × 10 ⁻¹²	12,00
	1,0 × 10 ⁻¹	1,00	1,0 × 10 ⁻¹³	13,00
	1,0 × 10 ⁰	0,00	1,0 × 10 ⁻¹⁴	14,00
	1,0 × 10 ¹	-1,00	1,0 × 10 ⁻¹⁵	15,00

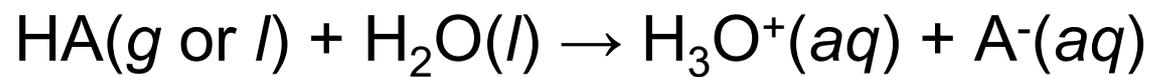
Metodi per misurare il pH di una soluzione acquosa



Cartina indicatrice di pH
(tornasole)

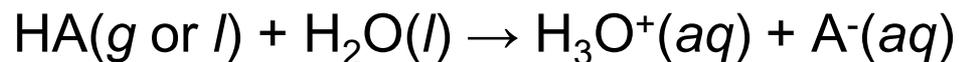


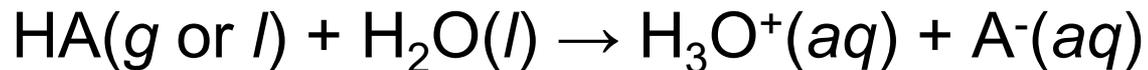
pH-metro



L'effetto di livellamento

- ***Tutti*** gli acidi e le basi forti sono ***ugualmente forti*** in acqua.
- Tutti gli acidi forti si dissociano completamente per formare H_3O^+ e tutte le basi forti si dissociano completamente per formare OH^- .
- In acqua, l'**acido più forte possibile è H_3O^+** e la **base più forte possibile è OH^-** .
- H_2O esercita un ***effetto di livellamento*** su qualsiasi acido o base forte.





ACIDO		BASE	
forte	HCl	Cl ⁻	trascurabile
	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	
	HNO ₃	NO ₃ ⁻	
	H ₃ O ⁺	H ₂ O	
debole	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	debole
	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	
	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	
	HF	F ⁻	
	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	
	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	
	H ₂ S	HS ⁻	
	HSO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻	
	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	
	HCN	CN ⁻	
	NH ₄ ⁺	NH ₃	
	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	
	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	
	H ₂ O	OH ⁻	
trascurabile	HS ⁻	S ²⁻	forte
	OH ⁻	O ²⁻	

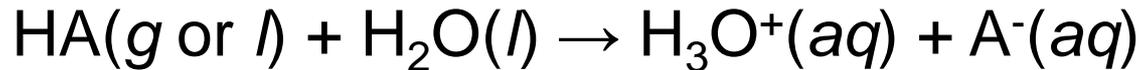
- Più forte è l'acido, più debole è la base coniugata.
- Quando un acido reagisce con una base situata più in basso lungo l'elenco, la reazione procede verso destra ($K_c > 1$).

Equilibri in soluzione di acidi(basi) forti e deboli

1. Scrivere un'equazione bilanciata.
2. Scrivere l'espressione di K_a .
3. Definire x come la variazione di concentrazione che avviene durante la reazione.
4. Costruire una tabella di reazione in base a x .
5. Formulare ipotesi che semplifichino i calcoli.
6. Sostituire i valori nell'espressione per K_a e risolvere rispetto a x .
7. Verificare che le ipotesi siano giustificate.

Acidi forti e acidi deboli

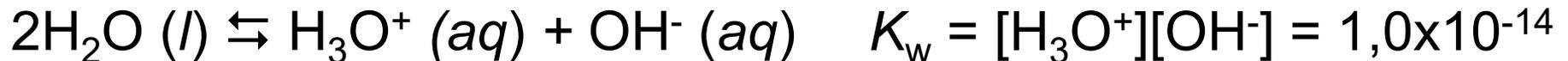
- Un acido **forte** in acqua si dissocia **completamente** in ioni:



- Un acido **debole** in acqua si dissocia **parzialmente** in ioni:



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



Equilibri in soluzione di acidi(basi) forti e deboli

Il sistema di notazione

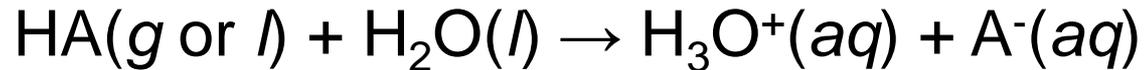
- le concentrazioni molari si indicano con [].
- le parentesi quadre ***senza pedice*** si riferiscono alla ***concentrazione molare della specie all'equilibrio***

Le ipotesi

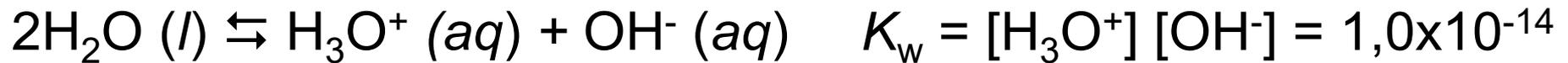
- $[\text{H}_3\text{O}^+]$ derivante dall'autoionizzazione di H_2O è trascurabile.
- un acido debole ha K_a molto piccola e la sua dissociazione è trascurabile.
 $[\text{HA}] \approx [\text{HA}]_{\text{iniz}}$

Acidi forti

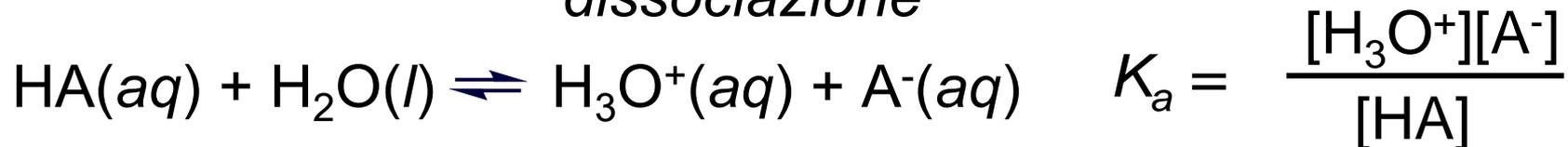
- Un acido **forte** in acqua si dissocia **completamente** in ioni:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_{\text{HA}} \quad \text{concentrazione dell'acido}$$



Acidi deboli Concentrazione ed entità di dissociazione



$$\% \text{ di HA dissociato} = \frac{[\text{HA}]}{[\text{HA}]_{\text{iniz}}} \times 100$$

$$[\text{HA}]_{\text{dissoc}} = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$$

- Al **diminuire** della concentrazione iniziale dell'acido, la dissociazione percentuale dell'acido **augmenta**.
- Una **diminuzione** in $[\text{HA}]_{\text{iniz}}$ implica una **diminuzione** in $[\text{HA}]_{\text{dissoc}} = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$: l'equilibrio si sposta verso i **prodotti**.
- La frazione (%) di ioni presenti **augmenta**, anche se il valore di $[\text{HA}]_{\text{dissoc}}$ diminuisce.

Per l'acido HA, $K_a = 1,0 \times 10^{-5}$.

Calcolare $[H_3O]^+$ e la % di dissociazione per tre soluzioni di concentrazione a) 0,1 M; b) 0,01 M; c) 0,001 M.



	$[HA]_{iniz}$	$[HA]$	$[H_3O]^+$	$[A^-]$
(a)	0,1	0,1-x	x	x
(b)	0,01	0,01-y	y	y
(c)	0,001	0,001-z	z	z

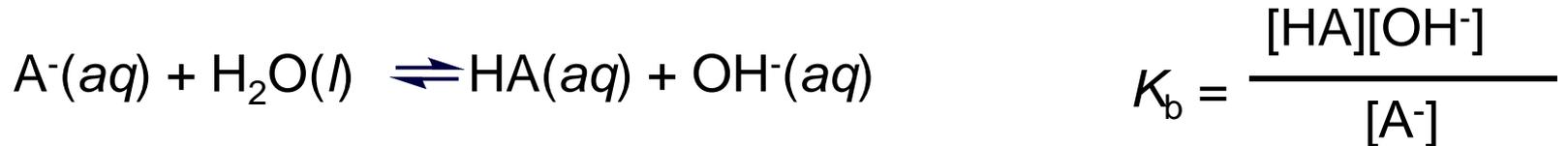
$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

Sostituendo le espressioni delle concentrazioni e risolvendo per x, y e z:

	$[H_3O]^+$	% dissociazione
(a)	1×10^{-3}	1
(b)	$3,2 \times 10^{-4}$	3,2
(c)	1×10^{-4}	10

Equilibri in soluzione di anioni di acidi(basi) deboli

- Gli **anioni** degli acidi deboli si comportano da **basi deboli**.



- Una soluzione di HA è **acida**, mentre una soluzione di A^- è **basica**.



- HF è un acido debole ($K_a=6,8 \times 10^{-4}$), perciò l'equilibrio è spostato a *sinistra*



La soluzione è **acida**.

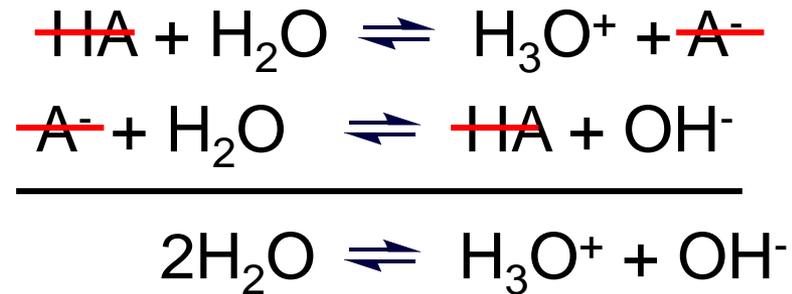
- Se si scioglie NaF in H₂O, il sale si dissocia completamente e F⁻ si comporta da base debole:



[F⁻] >> [HF], and [OH⁻]_{HF+H₂O} >> [H₃O⁺]

la soluzione è **basica**.

K_a e K_b di una coppia coniugata acido-base



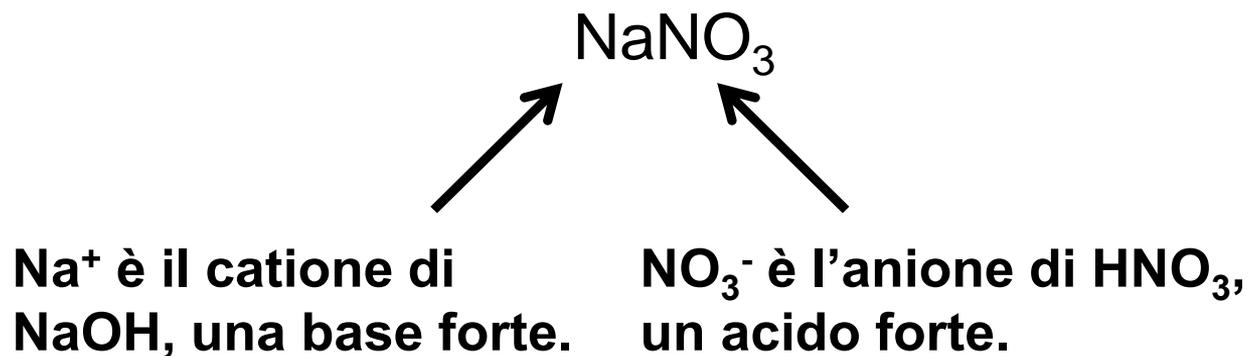
K_c per la reazione complessiva = $K_1 \times K_2$, perciò:

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

Questa relazione è valida per qualsiasi **coppia coniugata acido-base**.

Idrolisi di sali che producono soluzioni neutre

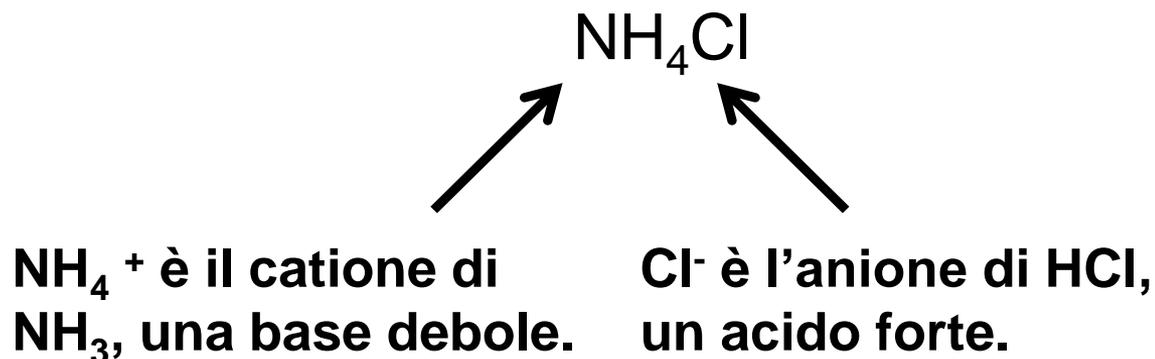
- Un sale costituito dall'**anione** di un **acido forte** e dal **catione** di una **base forte** produce una soluzione **neutra**.



- La soluzione di nitrato di sodio è neutra perché né Na⁺ né NO₃⁻ reagiscono con H₂O.

Idrolisi di sali che producono soluzioni acide

- Un sale costituito dall'**anione** di un **acido forte** e dal **catione** di una **base debole** produce una soluzione **acida**.

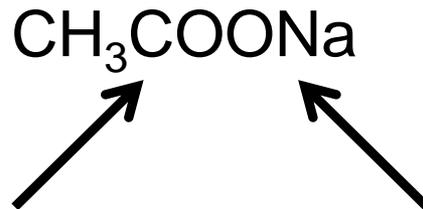


- La soluzione di cloruro d'ammonio è **acida**, perché NH_4^+ reagisce con H_2O per produrre H_3O^+ :



Idrolisi di sali che producono soluzioni basiche

- Un sale costituito dall'**anione** di un **acido debole** e dal **catione** di una **base forte** produce una soluzione **basica**.



CH_3COO^- è l'anione di CH_3COOH , un acido debole.

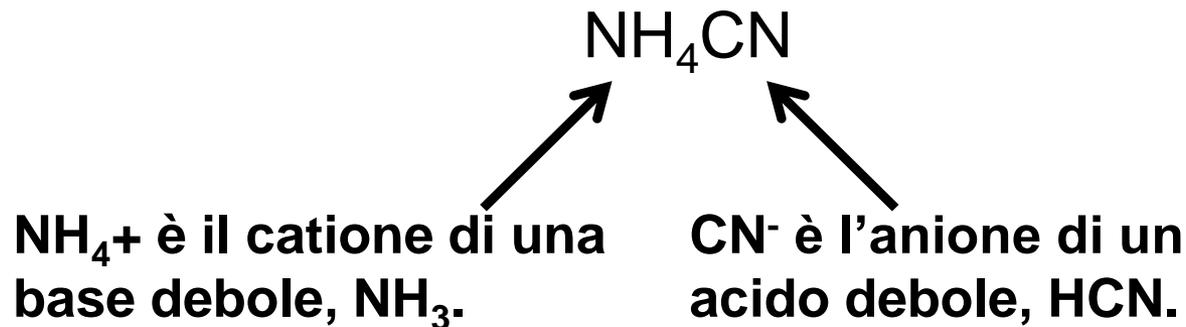
Na^+ è il catione di NaOH , una base forte.

- La soluzione di acetato di sodio è **basica**, perché CH_3COO^- reagisce con H_2O per produrre OH^- :



Idrolisi di sali di cationi debolmente acidi e anioni debolmente basici

- Se un sale è costituito dall'**anione** di un **acido debole** e dal **catione** di una **base debole**, il pH della soluzione dipende dalla forza acida o basica relativa degli ioni



- La reazione che procede più verso destra ha la maggiore influenza sul pH della soluzione, perciò si deve confrontare la K_a di NH_4^+ con la K_b di CN^- .

$$K_a \text{ di } \text{NH}_4^+ = \frac{K_w}{K_b \text{ di } \text{NH}_3} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,76 \times 10^{-5}} = 5,7 \times 10^{-10}$$

$$K_b \text{ di } \text{CN}^- = \frac{K_w}{K_a \text{ di } \text{HCN}} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{6,2 \times 10^{-10}} = 1,6 \times 10^{-5}$$

- $K_b \text{ di } \text{CN}^- > K_a \text{ di } \text{NH}_4^+$, quindi CN^- è una base più forte di quanto non sia acido NH_4^+ . Una soluzione di NH_4CN è basica.

Comportamento acido-base dei sali in acqua

Soluzione salina (esempi)	pH	Natura degli ioni	Ione che reagisce con l'acqua
Neutra [NaCl, KBr, Ba(NO ₃) ₂]	7,0	Catione di base forte Anione di acido forte	Nessuno
Acida (NH ₄ Cl, NH ₄ NO ₃ , CH ₃ NH ₃ Br)	<7,0	Catione di base debole Anione di acido forte	Catione
Acida [Al(NO ₃) ₃ , CrCl ₃ , FeBr ₃]	<7,0	Catione piccolo, di carica elevata Anione di acido forte	Catione
Acida (NaH ₂ PO ₄ , KHSO ₄ , NaHSO ₃)	<7,0	Catione di base forte Primo anione di acido	Anione
Basica (CH ₃ COONa, KF, Na ₂ CO ₃)	>7,0	Catione di base forte Anione di base debole	Anione

Soluzione tampone

Proprietà molecolari e forza di un acido

*Effetto delle proprietà atomiche e molecolari
sull'acidità degli idruri dei non metalli*



La forza acida degli idruri dei non metalli (E-H) dipende da:

- l'elettronegatività del non metallo centrale (E);
- la forza del legame E-H.

La forza acida **aumenta** lungo un **periodo**.

L'acidità aumenta perché aumenta l'elettronegatività di E.

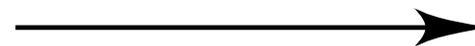
La forza acida **aumenta** lungo un **gruppo**.

La lunghezza del legame E-H aumenta lungo un gruppo e parallelamente diminuisce la forza del legame.

La forza del legame diminuisce,
l'acidità aumenta

6A(16)	7A(17)
H ₂ O	HF
H ₂ S	HCl
H ₂ Se	HBr
H ₂ Te	HI

L'elettronegatività aumenta,
l'acidità aumenta



Forza acida negli ossiacidi

In tutti gli ossiacidi H è legato a un **atomo di O**.

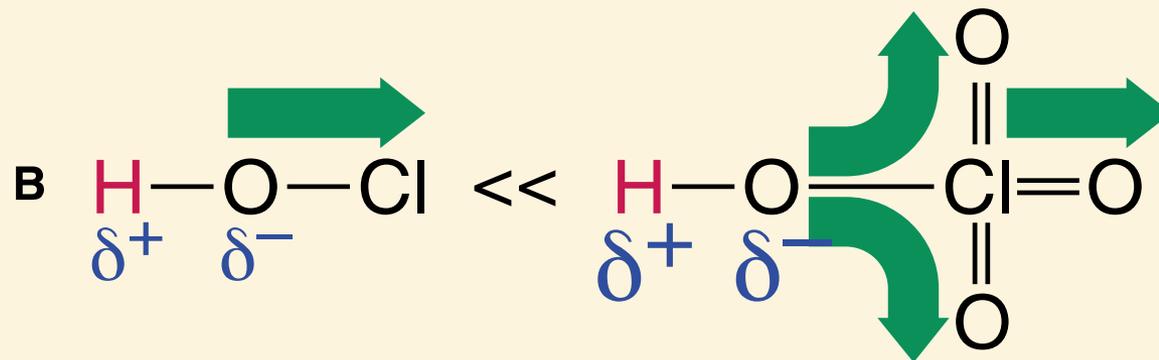
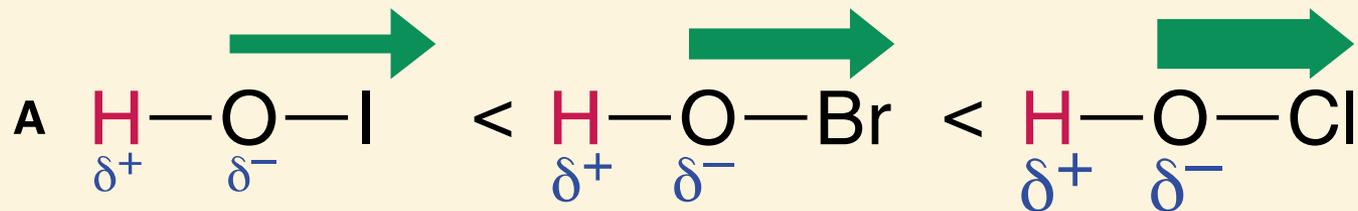
La forza acida degli ossiacidi dipende da:

- l'elettronegatività del non metallo centrale (E), e
- il numero di atomi di O attorno ad E.

Per gli ossiacidi con lo **stesso** numero di atomi di ossigeno attorno a E, la forza acida aumenta all'aumentare dell'elettronegatività di E.

Per gli ossiacidi con **differenti** numeri di atomi di ossigeno attorno a un dato E, la forza acida aumenta all'aumentare del numero di atomi di O.

L'elettronegatività aumenta, l'acidità aumenta

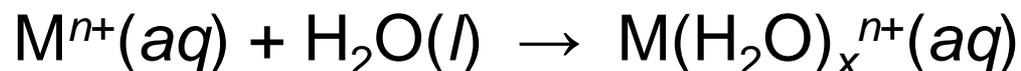


Il numero di atomi di O aumenta, l'acidità aumenta

Ioni metallici idrati

Alcuni ioni metallici **idrati** possono trasferire un H^+ a H_2O . Le soluzioni di questi ioni metallici sono **acide**.

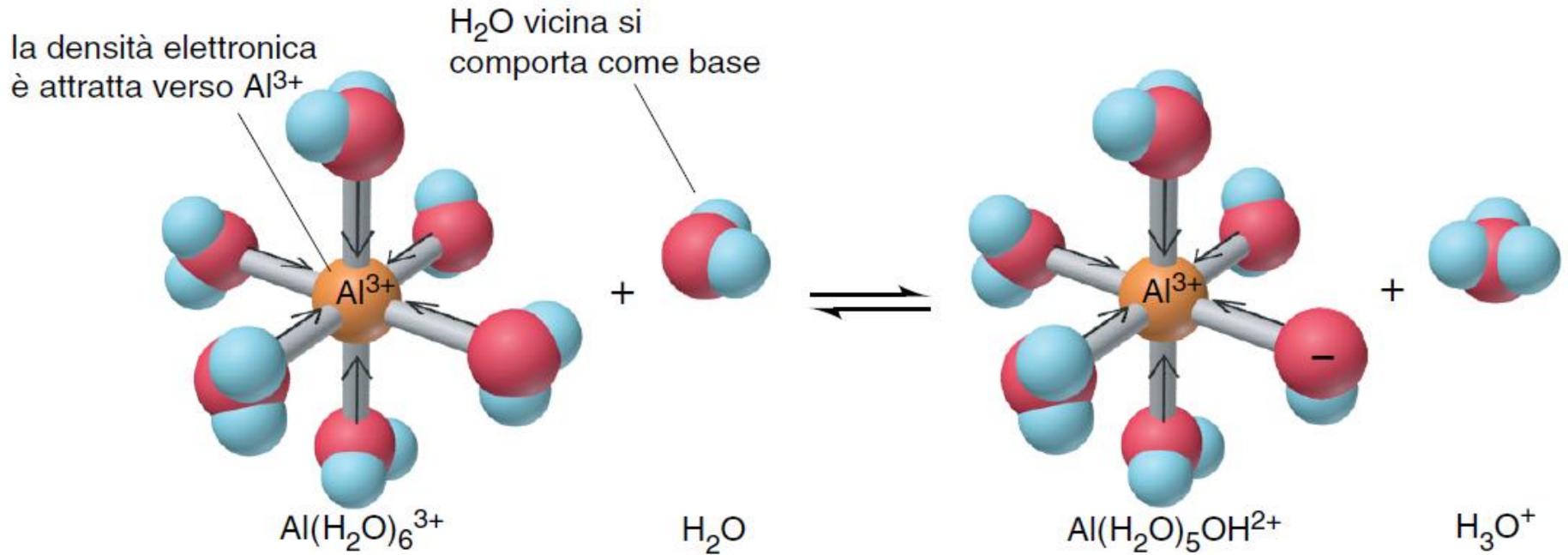
Consideriamo uno ione metallico in soluzione, M^{n+} :



Se M^{n+} è **piccolo** e con **carica elevata**, attrae sufficiente densità elettronica dal legame O-H nelle molecole d'acqua a cui è legato da permettere la dissociazione di H^+ :



Il comportamento acido dello ione Al^{3+} idrato



Acidi e basi di Lewis

Definizione di acidi e basi di Lewis

- Una **base di Lewis** è una specie che **dona** una **coppia di elettroni** per formare un legame.
- Un **acido di Lewis** è una specie che **accetta** una **coppia di elettroni** per formare un legame.



- La definizione di Lewis vede una reazione acido-base come la **donazione** e l'**accettazione di una coppia di elettroni** per formare un legame covalente in un addotto.

Acidi e basi di Lewis

- La caratteristica essenziale di una **base di Lewis** è una **coppia solitaria di elettroni da donare**.

Tutte le basi di Brønsted-Lowry sono anche basi di Lewis.

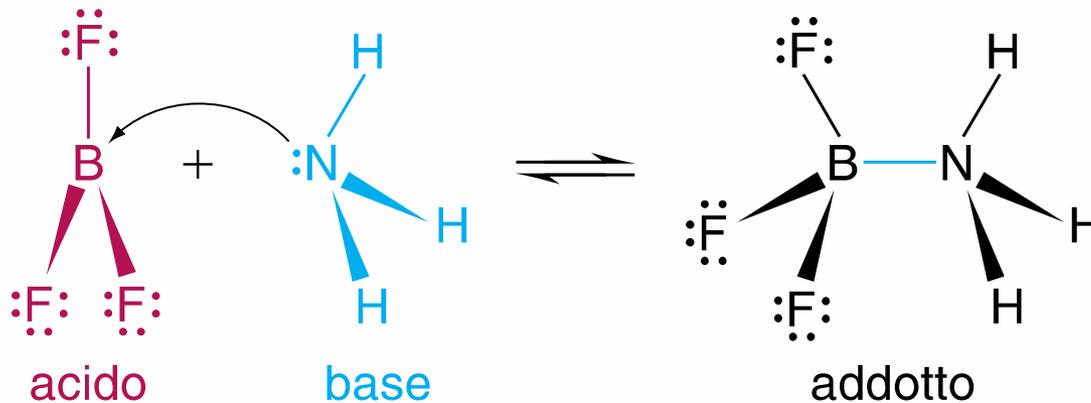
- La caratteristica essenziale di un **acido di Lewis** è un **orbitale vuoto** (o la capacità di riorganizzare i suoi legami per formarne uno) **per accettare una coppia solitaria** e formare un nuovo legame.

Molte sostanze che **non** sono acidi di Brønsted-Lowry sono acidi di Lewis.

- La definizione di Lewis espande la classe degli **acidi**.

Molecole elettronedeficienti come acidi di Lewis

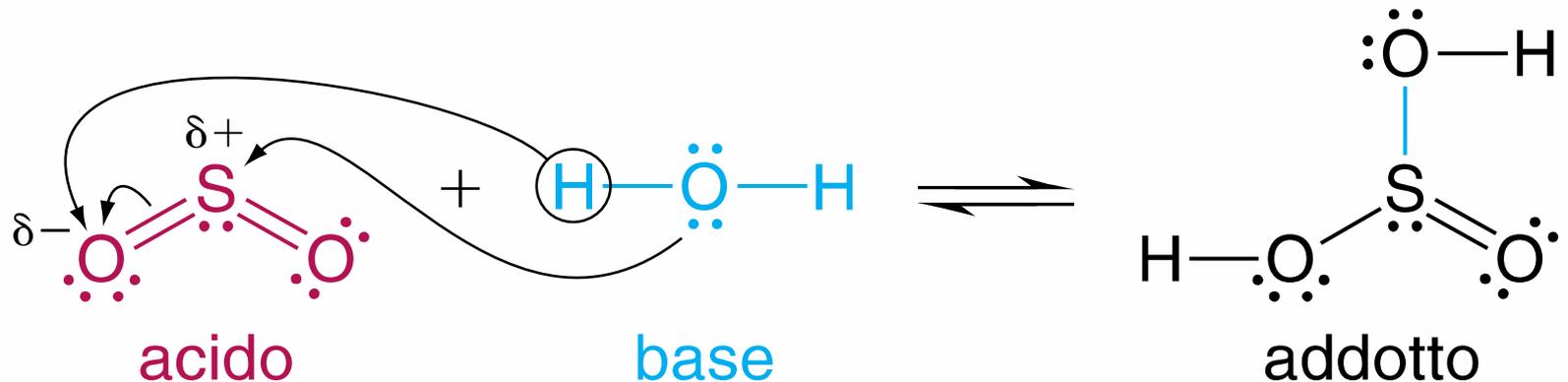
- B e Al formano spesso molecole elettronedeficienti, in cui un orbitale p non occupato può accettare una coppia di elettroni:



BF_3 accetta una coppia di elettroni dall'ammoniaca per formare un legame covalente.

Acidi di Lewis con legami multipli polari

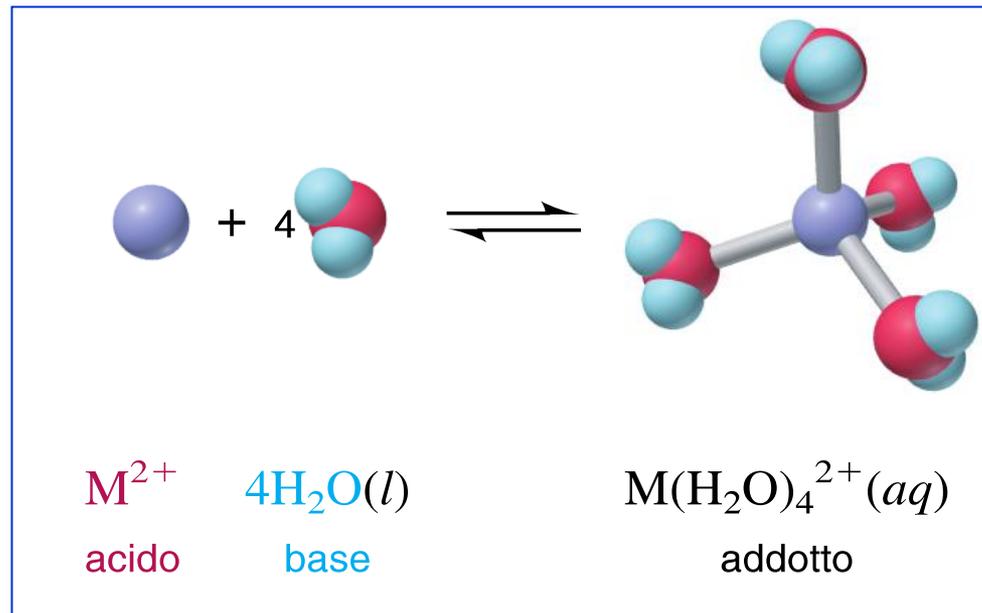
- Le molecole che contengono legami multipli polari si comportano spesso come acidi di Lewis:



- L'atomo di O di una molecola di H₂O dona una coppia di elettroni allo S di SO₂, formando un nuovo legame σ S–O e rompendo uno dei legami π S–O.

Cationi metallici come acidi di Lewis

Il processo di idratazione di un catione metallico in acqua è una reazione acido-base di Lewis:



L'atomo di O di una molecola di H_2O dona una coppia di elettroni a un orbitale disponibile del catione metallico.

Lo ione Mg^{2+} come acido di Lewis nella clorofilla

