



Università  
degli Studi  
di Ferrara

Dipartimento  
di Scienze Chimiche  
e Farmaceutiche

# ACIDI E BASI

CAP 16 TRO



*N. J. Tro*  
Chimica - II Ed.  
**EdiSES**

**ACIDI e BASI** componenti principali di molti prodotti per la casa, di alimenti, di medicinali.

**PROCESSI ACIDO-BASE** sono fondamentali nella biochimica e nella biologia molecolare. Aminoacidi, basi azotate del DNA ecc.



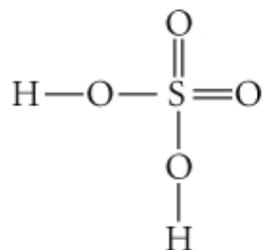
**ANALIZZIAMO IL COMPORTAMENTO IN ACQUA DI  
ACIDI E BASI**

# ACIDI DI USO COMUNE

HCl



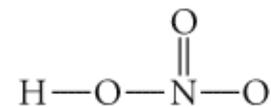
Acido cloridrico



H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>



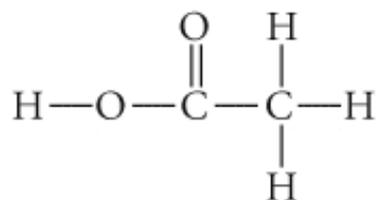
Acido solforico



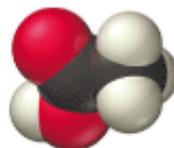
HNO<sub>3</sub>



Acido nitrico

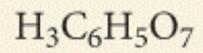


CH<sub>3</sub>COOH

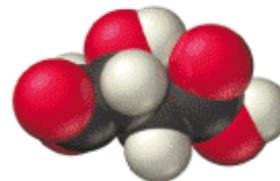
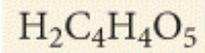


Acido acetico





Acido citrico



Acido malico



▲ Gli acidi carbossilici sono contenuti in agrumi, mele e uva.

# BASI DI USO COMUNE



▲ Molti prodotti di uso comune in casa contengono sostanze basiche.

**TABELLA 16.2** Alcune basi di uso comuni

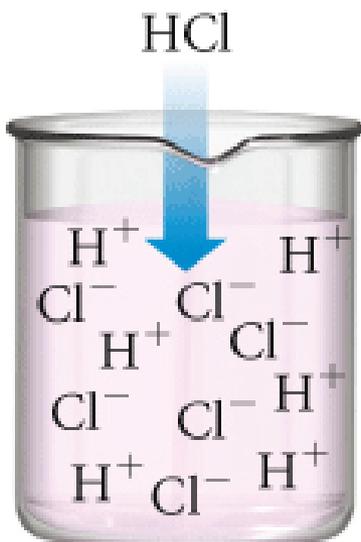
Nome	Uso
Idrossido di sodio (NaOH)	Processi di produzione del petrolio; industria del sapone e della plastica
Idrossido di potassio (KOH)	Processi di produzione del cotone; galvanoplastica; produzione di saponi, batterie
Idrogenocarbonato di sodio (NaHCO <sub>3</sub> )	Antiacido; ingrediente della polvere lievitante ( <i>baking soda</i> ); fonte di CO <sub>2</sub>
Carbonato di sodio (Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> )	Industria del vetro e del sapone; detersivo; addolcitore dell'acqua
Ammoniaca (NH <sub>3</sub> )	Detergente, industria di fertilizzanti ed esplosivi; produzione di fibre sintetiche

# DEFINIZIONE DI ACIDO

## ARRHENIUS

**Acido:**

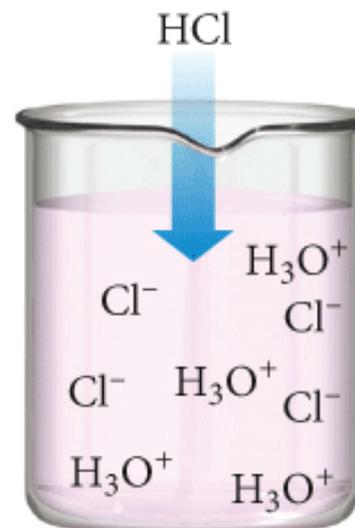
sostanza che LIBERA H<sup>+</sup> in soluzione acquosa



## BRONSTED-LOWRY

**Acido:**

sostanza capace di DONARE H<sup>+</sup> all'acqua



**Acido**  
(donatore  
di protoni)

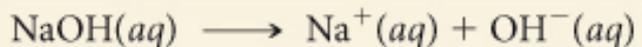
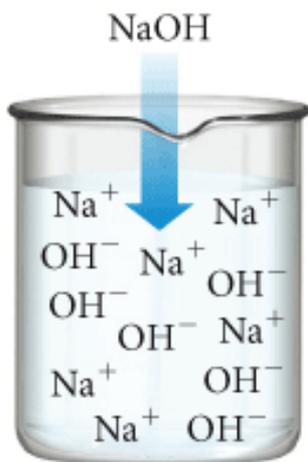
**Base**  
(accettore  
di protoni)

# DEFINIZIONE DI BASE

## ARRHENIUS

**Base:**

sostanza che libera OH<sup>-</sup> in soluzione acquosa

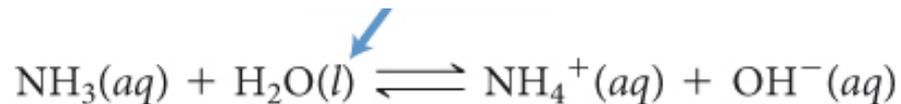


Tutti gli idrossidi sono delle BASI

## BRONSTED-LOWRY

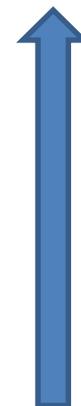
**Base:**

sostanza capace di ACCETTARE H<sup>+</sup> dall'acqua



**Base**  
(accettore  
di protone)

**Acido**  
(donatore  
di protone)



Una base di  
Bronsted libera  
ioni OH<sup>-</sup> dopo  
aver reagito con  
H<sub>2</sub>O

L'acqua agisce  
come base



**Acido**  
(donatore  
di protoni)

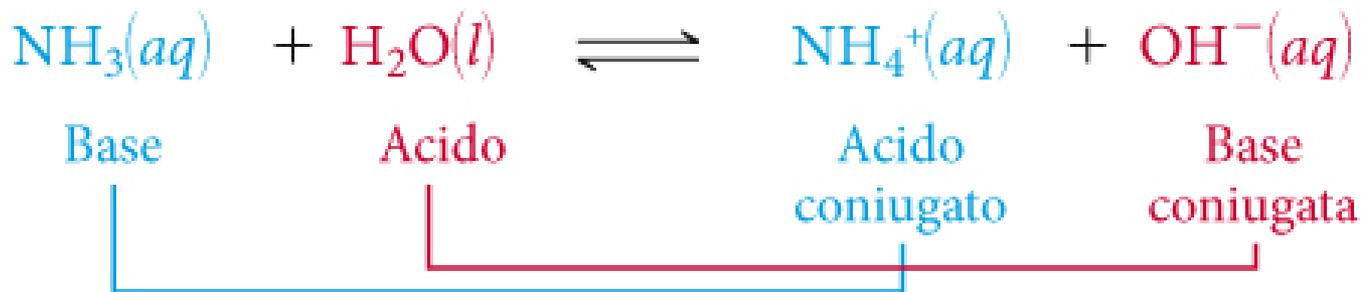
**Base**  
(accettore  
di protoni)

L'acqua agisce  
come acido



**Base**  
(accettore  
di protoni)

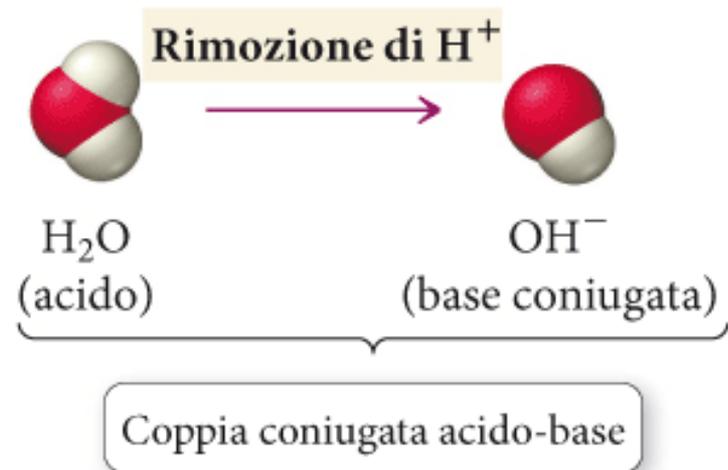
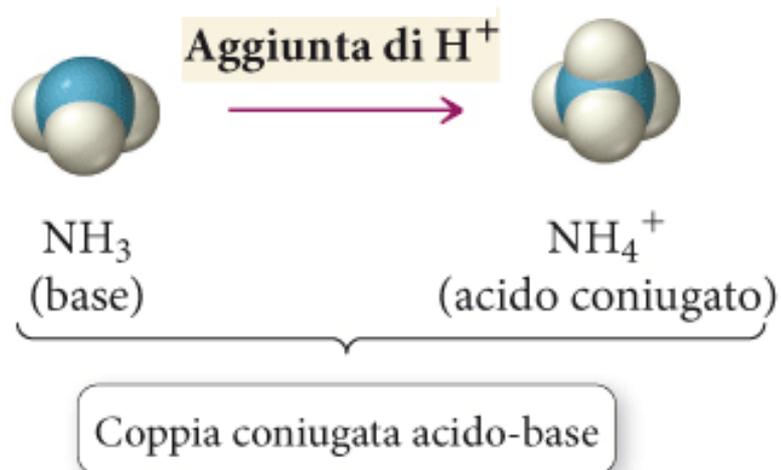
**Acido**  
(donatore  
di protoni)



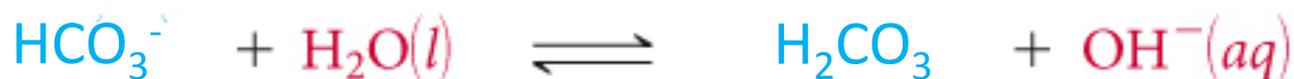
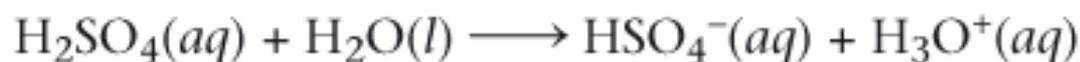
► **FIGURA 16.3 Coppia coniugata acido-base** Una coppia coniugata acido-base è formata da due sostanze legate tra loro da una reazione di trasferimento di un protone.

**Acido coniugato:** è la specie che si forma quando una base accetta un protone

**Base coniugata:** è la specie che rimane quando un acido cede un protone



**Esempio 16.1** Identificare le coppie coniugate acido-base secondo Brønsted-Lowry



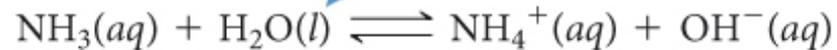
L'acqua agisce  
come base



**Acido**  
(donatore  
di protone)

**Base**  
(accettore  
di protone)

L'acqua agisce  
come acido

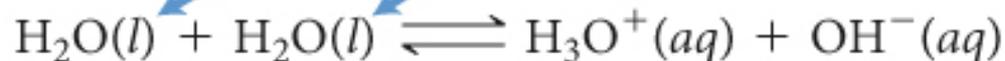


**Base**  
(accettore  
di protone)

**Acido**  
(donatore  
di protone)

....e se ho solo acqua?

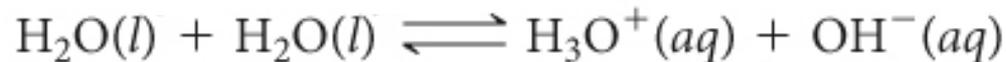
L'acqua agisce sia come  
acido sia come base



**Acido**  
(donatore  
di protone)

**Base**  
(accettore  
di protone)

# AUTOIONIZZAZIONE DELL'ACQUA



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

Posizione dell'equilibrio molto spostata a sx



In acqua pura:

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

Acqua è l'unica sorgente di questi ioni

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 7$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 7$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 = \text{p}K_w = -\log K_w = -\log 1 \times 10^{-14}$$

## UN ACIDO aumenta in soluzione la $[H_3O^+]$ .

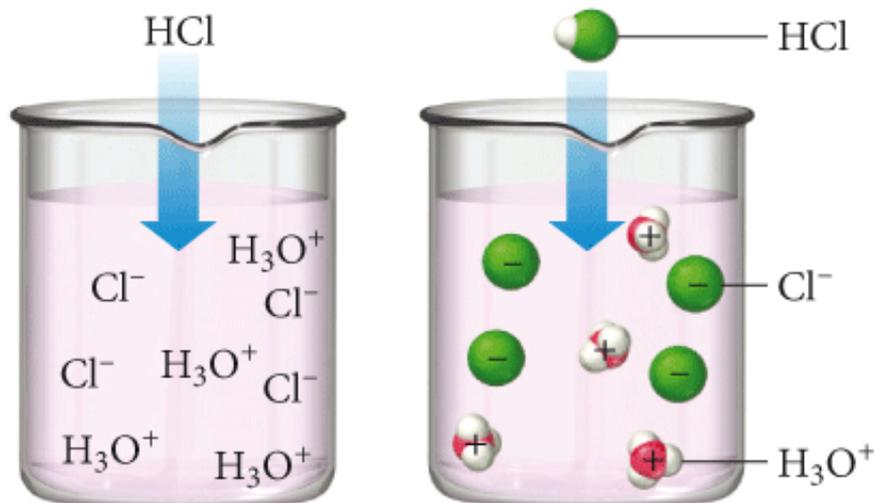


Una freccia singola indica una ionizzazione completa

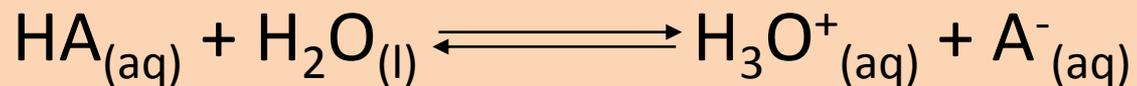


**Acido forte**

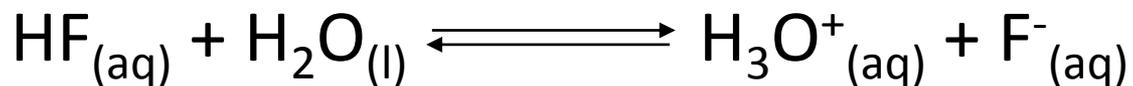
Quando HCl si dissolve in acqua, si ionizza completamente.



LA SOLUZIONE  
NON CONTIENE  
HCl NELLA FORMA  
INDISSOCIATA

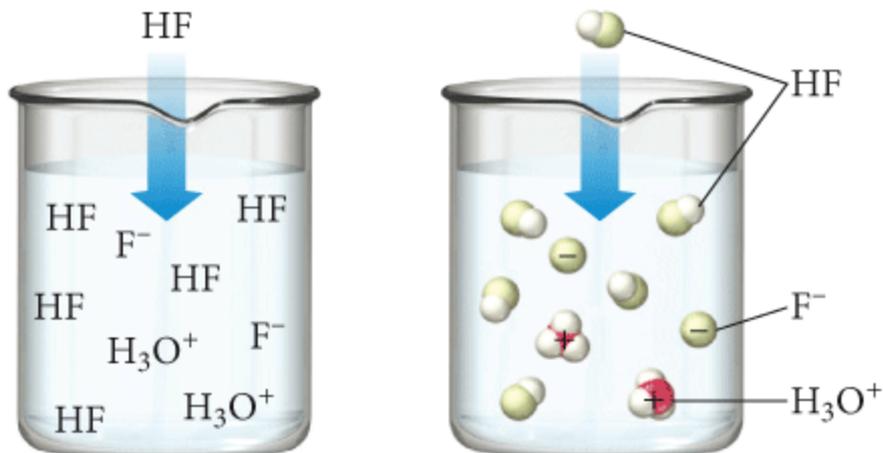


La doppia freccia indica la presenza di un equilibrio e di una parziale ionizzazione



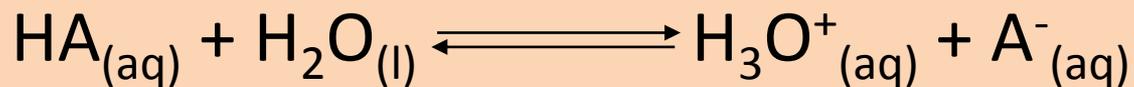
### Acido debole

Quando HF si dissolve in acqua, si ionizza solo parzialmente.



LA SOLUZIONE CONTIENE HF  
NELLA FORMA INDISSOCIATA

## COSTANTE DI IONIZZAZIONE ACIDA QUANTIFICA LA FORZA DI UN ACIDO



PER LA LEGGE DI  
AZIONE DI MASSA

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

MINORE E' IL VALORE DI  $K_a$  E MINORE E' LA FORZA DELL'ACIDO  
Valori di  $K_a$  molto grandi indicano acidi forti completamente  
ionizzati

**TABELLA 17.3** Costanti di ionizzazione di alcuni acidi

Nome dell'acido	Acido	$K_a$			
Acido perclorico	HClO <sub>4</sub>	grande	Acido solfidrico	H <sub>2</sub> S	$1 \times 10^{-7}$
Acido solforico	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	grande	Ione diidrogeno fosfato	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$6.2 \times 10^{-8}$
Acido cloridrico	HCl	grande	Ione idrogeno solfito	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	$6.2 \times 10^{-8}$
Acido nitrico	HNO <sub>3</sub>	grande	Acido ipocloroso	HClO	$3.5 \times 10^{-8}$
Ione idronio	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	1.0	Ione piombo esaidrato (II)	[Pb(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup>	$1.5 \times 10^{-8}$
Acido solforoso	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$1.2 \times 10^{-2}$	Ione cobalto esaidrato (II)	[Co(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup>	$1.3 \times 10^{-9}$
Ione idrogeno solfato	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$1.2 \times 10^{-2}$	Acido borico	B(OH) <sub>3</sub> (H <sub>2</sub> O)	$7.3 \times 10^{-10}$
Acido fosforico	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$7.5 \times 10^{-3}$	Ione ammonio	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	$5.6 \times 10^{-10}$
Ione ferro esaidrato (III)	[Fe(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>	$6.3 \times 10^{-3}$	Acido cianidrico	HCN	$4.0 \times 10^{-10}$
Acido fluoridrico	HF	$7.2 \times 10^{-4}$	Ione ferro esaidrato (II)	[Fe(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup>	$3.2 \times 10^{-10}$
Acido nitroso	HNO <sub>2</sub>	$4.5 \times 10^{-4}$	Ione idrogeno carbonato	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	$4.8 \times 10^{-11}$
Acido formico	HCO <sub>2</sub> H	$1.8 \times 10^{-4}$	Ione nichel esaidrato (II)	[Ni(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup>	$2.5 \times 10^{-11}$
Acido benzoico	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CO <sub>2</sub> H	$6.3 \times 10^{-5}$	Ione idrogeno fosfato	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$3.6 \times 10^{-13}$
Acido acetico	CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H	$1.8 \times 10^{-5}$	Acqua	H <sub>2</sub> O	$1.0 \times 10^{-14}$
Acido propanoico	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CO <sub>2</sub> H	$1.3 \times 10^{-5}$	Ione idrogeno solfuro*	HS <sup>-</sup>	$1 \times 10^{-19}$
Ione esaidrato alluminio	[Al(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>	$7.9 \times 10^{-6}$	Etanolo	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	molto piccola
Acido carbonico	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$4.2 \times 10^{-7}$	Ammoniaca	NH <sub>3</sub>	molto piccola
			Idrogeno	H <sub>2</sub>	molto piccola

\*I valori di  $K_a$  per HS<sup>-</sup> e  $K_b$  per S<sup>2-</sup> sono stimati.

In acqua pura:

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

In soluzione  
acquosa acida:

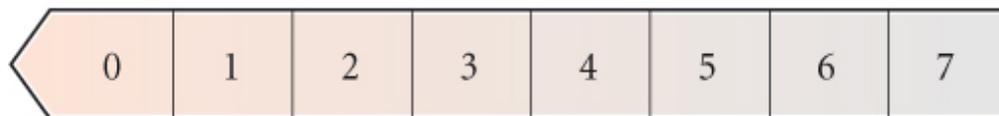
$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$$

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

Se  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  aumenta quella di  $[\text{OH}^-]$  diminuisce perché il loro prodotto è costante ed è  $K_w$

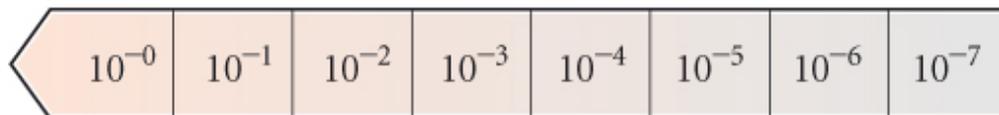
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

La scala del pH



Acido

pH



$[\text{H}^+]$

## CALCOLO DEL pH DI SOLUZIONI DI ACIDI FORTI



$[\text{H}_3\text{O}^+]$  in una soluzione di un acido forte è uguale alla concentrazione dell'acido disciolto in soluzione.

Ad es. una soluzione di HCl 0.1M ha una  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.1$ .

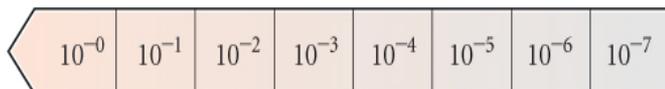
$$\text{pH} = -\log 0.1 = 1$$

La scala del pH



Acido

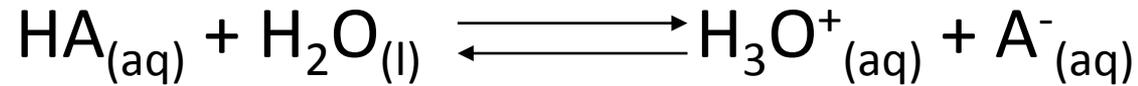
pH



$[\text{H}^+]$

# CALCOLO DEL pH DI SOLUZIONI DI ACIDI DEBOLI

Soluzione  
di HA 0.1M

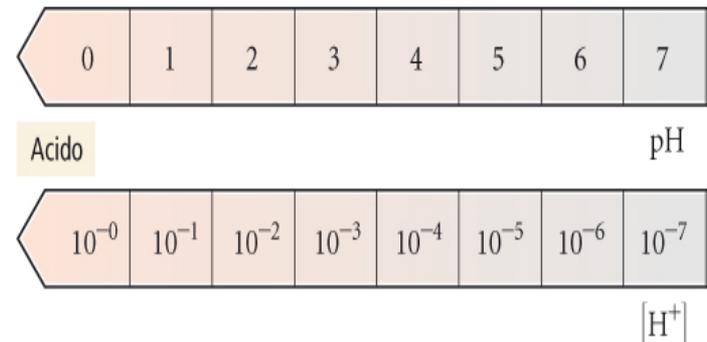


	[HA]	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]	[A <sup>-</sup> ]
Inizio	0.10	≈0.00	0.00
Cambiamento	-x	+x	+x
Equilibrio	0.10 - x	x	x

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{0.1 - x}$$

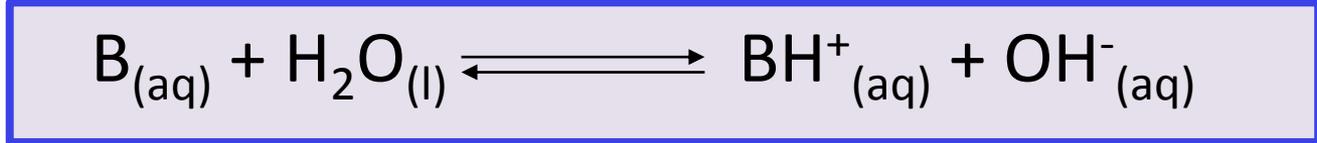
$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-1}$$

La scala del pH

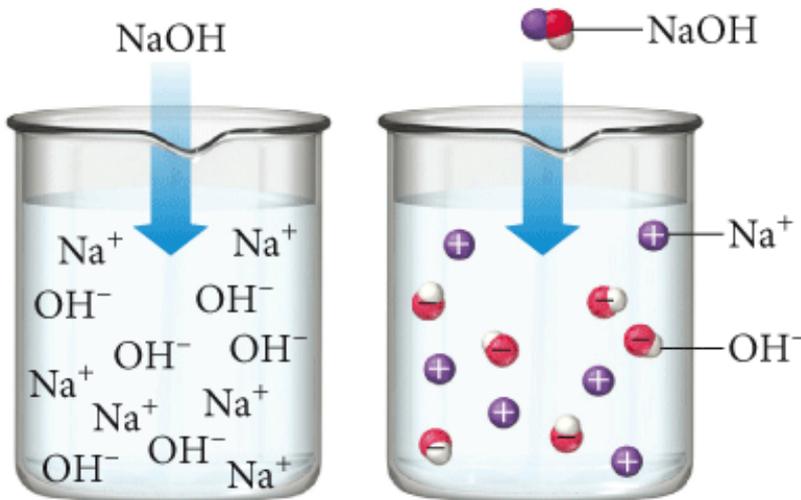


Esempi 16.5 e 16.6 TRO

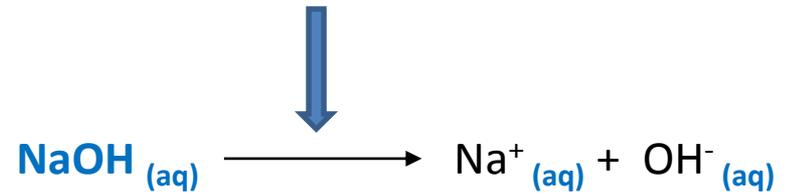
# UNA BASE aumenta in soluzione la $[\text{OH}^-]$



**Base forte**



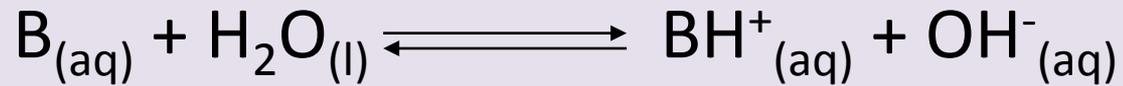
Ionizzazione completa



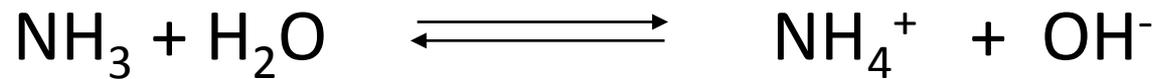
LA SOLUZIONE NON CONTIENE  
NaOH NELLA FORMA  
INDISSOCIATA

## TABELLA 16.7 Basi forti

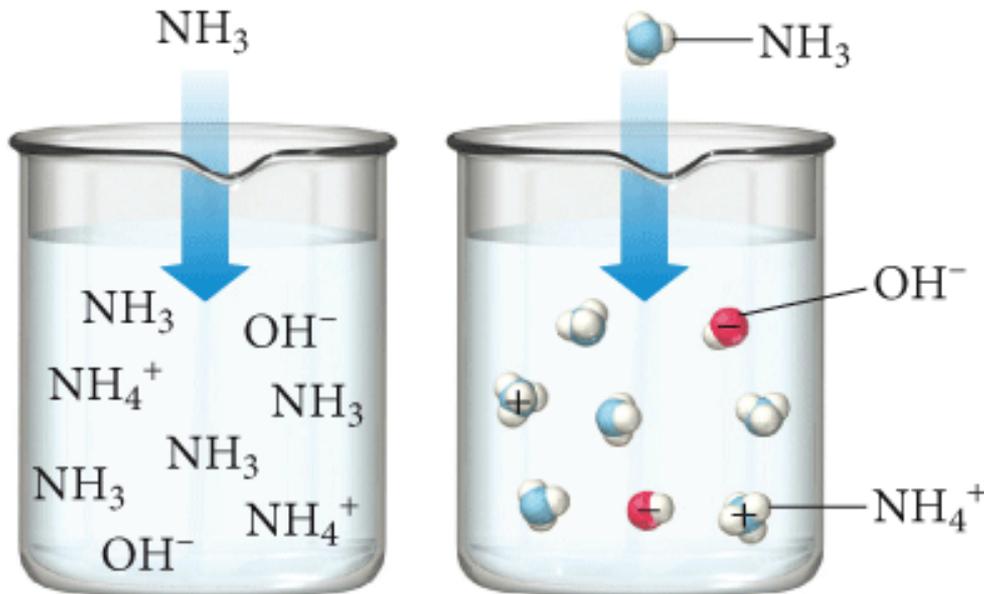
Idrossido di litio (LiOH)	Idrossido di stronzio $[\text{Sr}(\text{OH})_2]$
Idrossido di sodio (NaOH)	Idrossido di calcio $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$
Idrossido di potassio (KOH)	Idrossido di bario $[\text{Ba}(\text{OH})_2]$



La doppia freccia indica la presenza di un equilibrio e di una parziale ionizzazione



**Base debole**



IN CONDIZIONI DI EQUILIBRIO,  
LA SOLUZIONE CONTIENE NH<sub>3</sub>

## COSTANTE DI IONIZZAZIONE BASICA QUANTIFICA LA FORZA DI UNA BASE



PER LA LEGGE DI  
AZIONE DI MASSA

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

MINORE E' IL VALORE DI  $K_b$  E MINORE E' LA FORZA DELLA BASE  
Valori di  $K_b$  molto grandi indicano basi forti completamente  
ionizzate

Base	$K_b$	Nome della base
$\text{ClO}_4^-$	molto piccola	ione perclorato
$\text{HSO}_4^-$	molto piccola	ione idrogeno solfato
$\text{Cl}^-$	molto piccola	ione cloruro
$\text{NO}_3^-$	molto piccola	ione nitrato
$\text{H}_2\text{O}$	$1.0 \times 10^{-14}$	acqua
$\text{HSO}_3^-$	$8.3 \times 10^{-13}$	ione idrogeno solfito
$\text{SO}_4^{2-}$	$8.3 \times 10^{-13}$	ione solfato
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$1.3 \times 10^{-12}$	ione diidrogeno fosfato
$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$	$1.6 \times 10^{-12}$	ione idrosso ferro(III) pentaidrato
$\text{F}^-$	$1.4 \times 10^{-11}$	ione fluoruro
$\text{NO}_2^-$	$2.2 \times 10^{-11}$	ione nitrito
$\text{HCO}_2^-$	$5.6 \times 10^{-11}$	ione formiato
$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$	$1.6 \times 10^{-10}$	ione benzoato
$\text{CH}_3\text{CO}_2^-$	$5.6 \times 10^{-10}$	ione acetato
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CO}_2^-$	$7.7 \times 10^{-10}$	ione propanato
$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$	$1.3 \times 10^{-9}$	ione idrossi alluminio pentaidrato
$\text{HCO}_3^-$	$2.4 \times 10^{-8}$	ione idrogeno carbonato

escente

$\text{HS}^-$	$1 \times 10^{-7}$	ione idrogeno solfuro
$\text{HPO}_4^{2-}$	$1.6 \times 10^{-7}$	ione idrogeno fosfato
$\text{SO}_3^{2-}$	$1.6 \times 10^{-7}$	ione solfito
$\text{ClO}^-$	$2.9 \times 10^{-7}$	ione ipoclorito
$[\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^+$	$6.7 \times 10^{-7}$	ione idrosso piombo(II) pentaidrato
$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^+$	$7.7 \times 10^{-6}$	ione idrosso cobalto(II) pentaidrato
$\text{B}(\text{OH})_4^-$	$1.4 \times 10^{-5}$	ione tetraidrosso borato
$\text{NH}_3$	$1.8 \times 10^{-5}$	ammoniaca
$\text{CN}^-$	$2.5 \times 10^{-5}$	ione cianuro
$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^+$	$3.1 \times 10^{-5}$	ione idrosso ferro(II) pentaidrato
$\text{CO}_3^{2-}$	$2.1 \times 10^{-4}$	ione carbonato
$[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^+$	$4.0 \times 10^{-4}$	ione idrosso nichel(II) pentaidrato
$\text{PO}_4^{3-}$	$2.8 \times 10^{-2}$	ione fosfato
$\text{OH}^-$	1.0	ione idrossido
$\text{S}^{2-}$	$1 \times 10^5$	ione solfuro
$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$	grande	ione etossido
$\text{NH}_2^-$	grande	ione amide
$\text{H}^-$	grande	ione idruro

Forza della base



Più  $K_b$  è piccola e più la base è debole. Le più deboli sono basi coniugate di acidi forti completamente dissociati

In acqua pura:  $[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$

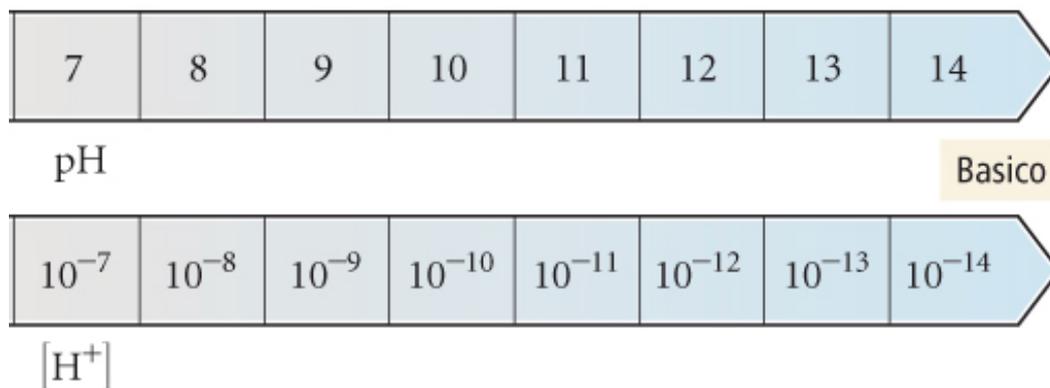
In soluzione  
acquosa basica:

$$[OH^-] > [H_3O^+]$$

$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

Se  $[OH^-]$  aumenta quella di  $[H_3O^+]$  diminuisce perché il loro prodotto è costante ed è  $K_w$

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



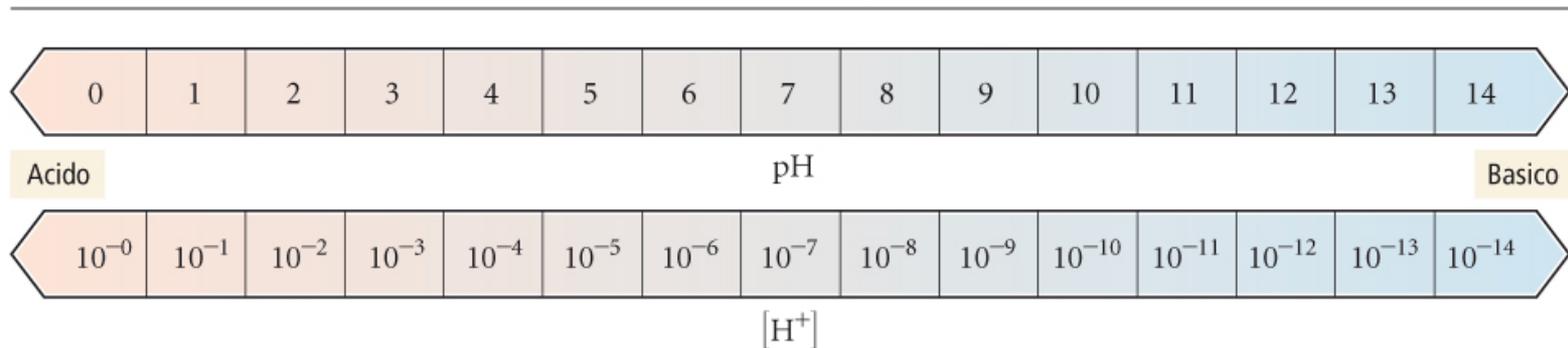


# LA SCALA DI pH

CONSENTE DI SPECIFICARE L'ACIDITA' DI UNA SOLUZIONE

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

La scala del pH



▲ FIGURA 16.7 La scala del pH L'aumento di 1 nella scala del pH corrisponde alla diminuzione di un fattore 10 di  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ .

Se  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4}$      $\text{pH} = -\log 10^{-4} = 4$     e  $[\text{OH}^-] = 10^{-10}$

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

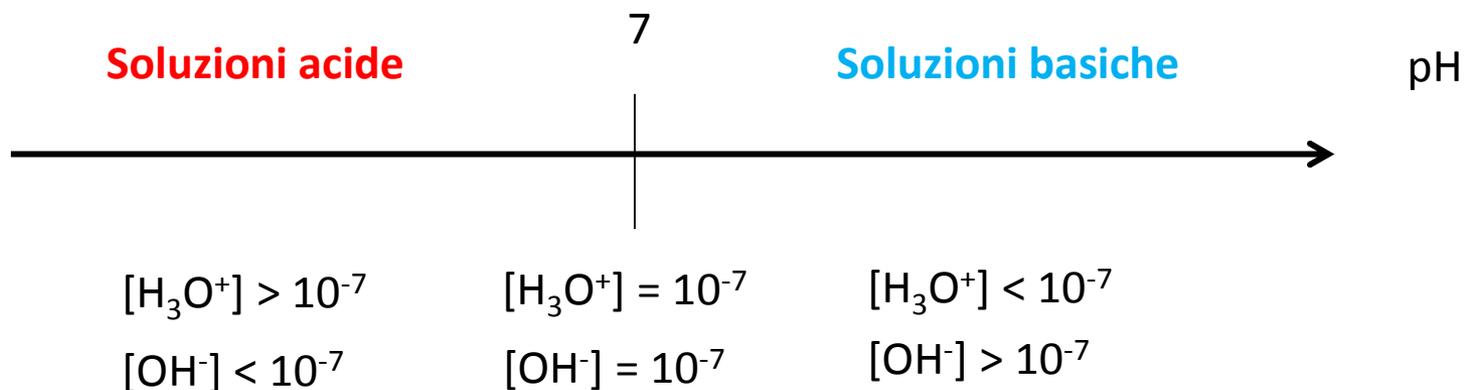
$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Faccio il  $-\log$  a entrambi i membri

$$-\log K_W = -\log ([H_3O^+][OH^-]) = -\log[H_3O^+] - \log [OH^-] = -\log(10^{-14})$$

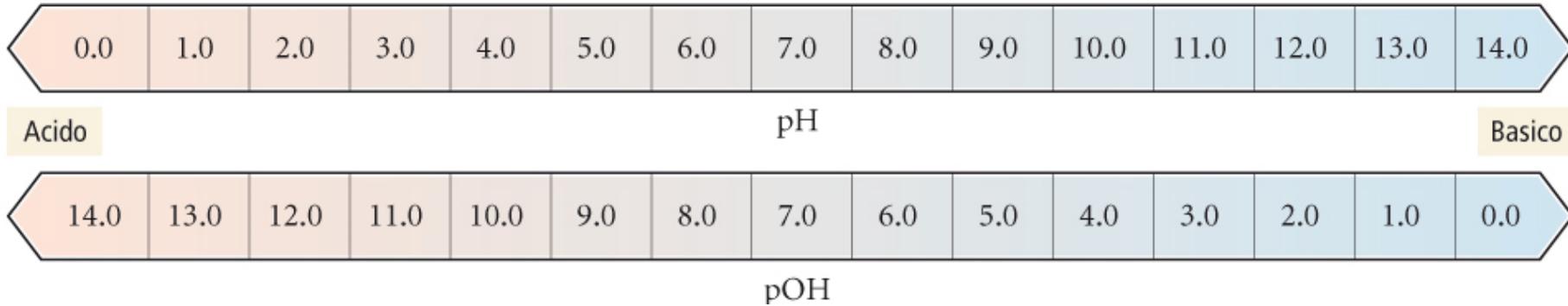
$$\mathbf{pK_W = pH + pOH = 7 + 7 = 14}$$

pH 7 è un confine tra soluzioni acide e basiche



Dato che  $K_W$  è costante se aumenta  $[H_3O^+]$ , la  $[OH^-]$  deve diminuire e viceversa

# LE SCALE DI pH E DI pOH



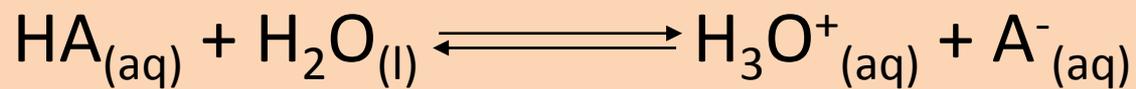
$$\mathbf{pK_w = pH + pOH = 7 + 7 = 14}$$

# COPPIE CONIUGATE

	Acido	Base	
<b>Forte</b>	HCl	Cl <sup>-</sup>	<b>neutra</b>
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	
	HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	
	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O	<b>Debole</b>
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>		
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>		
HF	F <sup>-</sup>		
CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>		
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		
H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>		
HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>		
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>		
HCN	CN <sup>-</sup>		
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>		
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>		
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>		
H <sub>2</sub> O	OH <sup>-</sup>	<b>Forte</b>	
HS <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>		
OH <sup>-</sup>	O <sup>2-</sup>		
<b>Trascurabile</b>			

Forza dell'acido ↑

Forza della base ↓



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



$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

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

$$K_a K_b = K_w$$

Vedi tavola periodica

## ACIDI POLIPROTICI

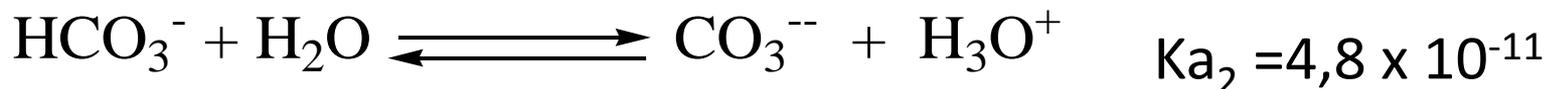


TABELLA 16.10 Acidi poliprotici comuni e loro costanti di ionizzazione					
Nome (formula)	Struttura	Modello molecolare	$K_{a_1}$	$K_{a_2}$	$K_{a_3}$
Acido solforico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}=\text{S}-\text{OH} \\   \\ \text{OH} \end{array}$		Forte	$1.2 \times 10^{-2}$	
Acido ossalico ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ )	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{HO}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$		$6.0 \times 10^{-2}$	$6.1 \times 10^{-5}$	
Acido solforoso ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ )	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{HO}-\text{S}-\text{OH} \end{array}$		$1.6 \times 10^{-2}$	$6.4 \times 10^{-8}$	
Acido fosforico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ )	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{HO}-\text{P}-\text{OH} \\   \\ \text{OH} \end{array}$		$7.5 \times 10^{-3}$	$6.2 \times 10^{-8}$	$4.2 \times 10^{-13}$

## Acidi poliprotici

Sono gli acidi che possono donare più di un protone e hanno stadi di dissociazione successivi.

Es.  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  ecc.



$K_{a_2} \ll K_{a_1}$  sempre: è più difficile rimuovere un protone da un anione che da una specie neutra

$\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{HSO}_4^-$  e  $\text{HSO}_4^- / \text{SO}_4^{2-}$ ;  $\text{H}_2\text{S} / \text{HS}^-$  e  $\text{HS}^- / \text{S}^{2-}$ ;  
ecc...



Acido	Elettronegatività di Y	$K_a$
H — O — I	2.5	$2.3 \times 10^{-11}$
H — O — Br	2.8	$2.0 \times 10^{-9}$
H — O — Cl	3.0	$2.9 \times 10^{-8}$

Acido	Struttura	$K_a$
HClO <sub>4</sub>	$  \begin{array}{c}  \text{O} \\     \\  \text{H} - \text{O} - \text{Cl} = \text{O} \\     \\  \text{O}  \end{array}  $	Forte
HClO <sub>3</sub>	$  \begin{array}{c}  \text{O} \\     \\  \text{H} - \text{O} - \text{Cl} = \text{O}  \end{array}  $	1
HClO <sub>2</sub>	$  \text{H} - \text{O} - \text{Cl} = \text{O}  $	$1.1 \times 10^{-2}$
HClO	$  \text{H} - \text{O} - \text{Cl}  $	$2.9 \times 10^{-8}$

## Calcolo del pH di una soluzione acquosa di un acido forte

Calcolare il pH di una soluzione 0.025 M di acido perclorico  $\text{HClO}_4$

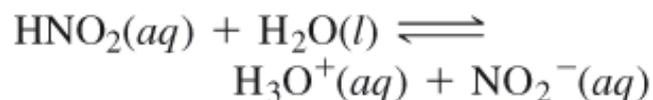


$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [0,025] = 1.6$$

## Esempio 16.6

### Calcolo del pH di una soluzione di un acido debole

Calcolare il pH di una soluzione 0.200 M di  $\text{HNO}_2$ .



	$[\text{HNO}_2]$	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{NO}_2^-]$
Inizio	0.200	$\approx 0.00$	0.00
Camb.	-x	+x	+x
Equil.	$0.200 - x$	x	x

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$
$$= \frac{x^2}{0.200 - x} \quad (x \text{ è piccola})$$

$$4.6 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0.200}$$

$$\sqrt{4.6 \times 10^{-4}} = \sqrt{\frac{x^2}{0.200}}$$

$$x = \sqrt{(0.200)(4.6 \times 10^{-4})}$$
$$= 9.6 \times 10^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 9.6 \times 10^{-3} \text{ M}$$

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

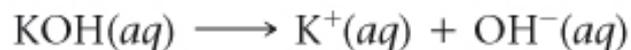
$$= -\log(9.6 \times 10^{-3})$$

$$= 2.02$$

## Esempio 16.11 Calcolare $[\text{OH}^-]$ e il pH di una soluzione di una base forte

Calcolare la concentrazione degli ioni  $\text{OH}^-$  e il pH di ognuna delle seguenti soluzioni:

(a) 0.225 M KOH      (b) 0.0015 M  $\text{Sr}(\text{OH})_2$



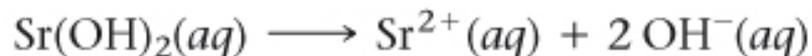
$$[\text{OH}^-] = 0.225 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+](0.225) = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.44 \times 10^{-14} \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log(4.4 \times 10^{-14}) \\ &= 13.35 \end{aligned}$$



$$[\text{OH}^-] = 2(0.0015) \text{ M}$$

$$= 0.0030 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+](0.0030) = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.3 \times 10^{-12} \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log(3.3 \times 10^{-12}) \\ &= 11.48 \end{aligned}$$

### Esempio 16.12 Calcolare $[\text{OH}^-]$ e il pH di una soluzione di una base debole

Calcolare  $[\text{OH}^-]$  e il pH di una soluzione 0.100 M di  $\text{NH}_3$ .



	$[\text{NH}_3]$	$[\text{NH}_4^+]$	$[\text{OH}^-]$
Inizio	0.100	0.00	$\approx 0.00$
Camb.			
Equil.			



	$[\text{NH}_3]$	$[\text{NH}_4^+]$	$[\text{OH}^-]$
Inizio	0.100	0.00	$\approx 0.00$
Camb.	-x	+x	+x
Equil.			



	$[\text{NH}_3]$	$[\text{NH}_4^+]$	$[\text{OH}^-]$
Inizio	0.100	0.00	$\approx 0.00$
Camb.	-x	+x	+x
Equil.	0.100 - x	x	x

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$
$$= \frac{x^2}{0.100 - x} \quad (x \text{ è piccola})$$

$$1.76 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.100}$$

$$\sqrt{1.76 \times 10^{-5}} = \sqrt{\frac{x^2}{0.100}}$$

$$x = \sqrt{(0.100)(1.76 \times 10^{-5})}$$

$$= 1.33 \times 10^{-3}$$

$$\frac{1.33 \times 10^{-3}}{0.100} \times 100 = 1.33\%$$

$$\text{pOH} = -\log 1.33 \times 10^{-3} = 2,88$$

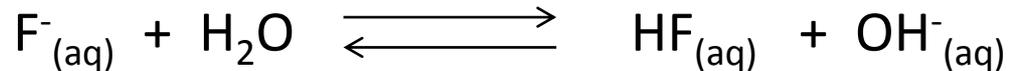
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2.88 = 11.12$$

**Un sale sciolto e dissociato  
in acqua può determinare  
variazioni di pH dal valore  
dell'acqua pura?**

## PROPRIETA' ACIDO-BASE DI IONI E SALI

UN SALE E' COMPOSTO DA UN CATIONE E DA UN ANIONE.  
QUESTI IONI IN ACQUA POSSONO AVERE COMPORTAMENTO  
ACIDO O BASICO.

**SOLUZIONI ACQUOSE DI SALI POSSONO ESSERE NEUTRE,  
ACIDE O BASICHE**



Che tipo di base è?

E' una base debole

Per calcolare il pH di una soluzione di NaF devo conoscere  $K_b$  di ione  $\text{F}^-$

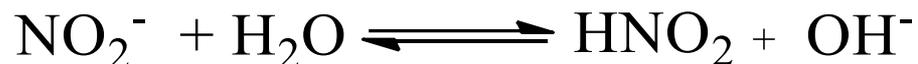
Calcolare il pH di una soluzione 0.2 M di  $\text{NaNO}_2$

**Punto 1:** il sale in acqua è completamente dissociato nei suoi ioni:



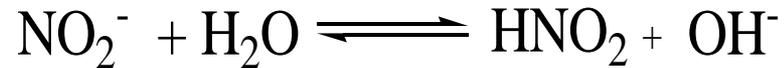
**Punto 2:** il catione  $\text{Na}^+$  NON può comportarsi da acido, quindi non influenza il pH

**Punto 3:** lo ione nitrito è una base debole di Bronsted. Per dire se questo comportamento influisce sul pH della soluzione del sale devo considerare l'equilibrio di ionizzazione basica:



$$K_b = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]}$$

$$K_a K_b = K_w = 1 \times 10^{-14} \Rightarrow K_b = \frac{1 \times 10^{-14}}{7.1 \times 10^{-4}} = 1.4 \times 10^{-11}$$



$$\text{i) } \quad 0.2 \quad \quad \quad / \quad \quad /$$

$$\text{e) } \quad 0.2 - x \quad \quad \quad x \quad \quad x$$

$$K_b = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]}$$

$$K_b = \frac{x^2}{0.2 - x} = 1.4 \times 10^{-11}$$

$$1.4 \times 10^{-11} = x^2 / 0.2$$

$$\text{pOH} = -\log (1.67 \times 10^{-6}) =$$

$$6 - \log (1.67) =$$

5.78

$$\text{pH} = 14 - 5.78 = \mathbf{8,22}$$

$$x = (1.4 \times 10^{-11} \times 0.2)^{1/2} = 1.67 \times 10^{-6}$$

Calcolare il pH di una soluzione 0.1 M di  $\text{NH}_4\text{Cl}$

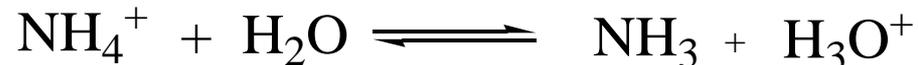
**Punto 1:** il sale in acqua è completamente dissociato nei suoi ioni:



**Punto 2:** il catione  $\text{NH}_4^+$  è un acido debole. La sua  $K_a$  è  $5.8 \times 10^{-10}$

**Punto 3:** l'anione cloruro potenzialmente è una base di Bronsted. Ma poiché la sua  $K_b$  è molto piccola, la sua forza basica è trascurabile. Quindi NON influisce sul pH.

Per dire se il comportamento dello ione ammonio influisce sul pH della soluzione del sale devo considerare l'equilibrio di ionizzazione acida:





i)	0.1	/	/
e)	0.1 -x	x	x

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = 5.8 \times 10^{-10}$$

$$K_a = \frac{x^2}{0.1 - x} = 5.8 \times 10^{-10}$$

$$5.8 \times 10^{-10} = x^2 / 0.1$$

$$x = (5.8 \times 10^{-10} \times 0.1)^{1/2} = 7.6 \times 10^{-6}$$

$$\text{pH} = -\log(7.6 \times 10^{-6}) = 6 - \log 7.6 = 5.12$$

Calcolare il pH di una soluzione 0.025 M di NaBr

**Punto 1:** il sale in acqua è completamente dissociato nei suoi ioni:



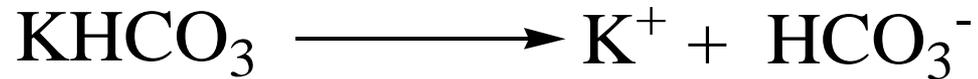
**Punto 2:** il catione  $\text{Na}^+$  NON è un acido perché non ha un protone da cedere, quindi non influenza il pH.

**Punto 3:** l'anione bromuro è una base di Bronsted. Ma poiché è la base coniugata dell'acido forte HBr, la sua forza basica è trascurabile ( $K_b$  molto piccola). Quindi NON influisce sul pH.

Quando entrambi gli ioni che formano il sale non influiscono sul pH, la soluzione del sale presenta lo stesso pH dell'acqua pura.

Prevedere se una soluzione di idrogeno carbonato di potassio ha pH acido, basico o neutro.

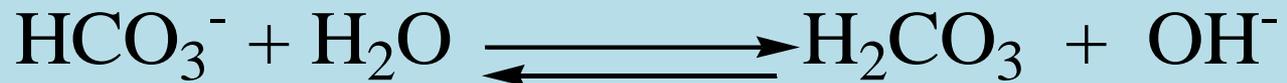
Il sale è  
completamente  
dissociato



Lo ione idrogeno carbonato può comportarsi da acido cedendo un protone all'acqua:



Lo ione idrogeno carbonato può comportarsi anche da base acquistando un protone dall'acqua:



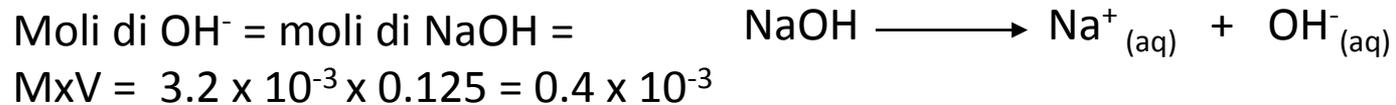
$$K_b = K_w / K_{a_1} = 10^{-14} / (4,5 \times 10^{-7}) = 2,2 \times 10^{-8}$$

Qual è il comportamento di  $\text{HCO}_3^-$ ? Siccome  $K_b > K_{a_2}$ , il comportamento è basico

Calcolare la massa di idrossido di sodio che deve essere sciolta in 125 mL di acqua per ottenere una soluzione di pH 11.5:

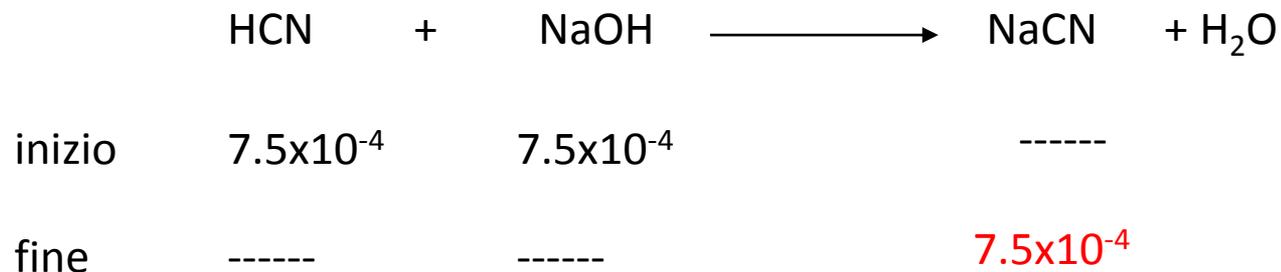
$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 2.5$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 3.2 \times 10^{-3}$$



$$\text{Massa di NaOH} = 0.4 \times 10^{-3} \times \text{MM}(\text{NaOH}) = 0.016 \text{ g}$$

15 mL di una soluzione di acido cianidrico (HCN) 0.05M vengono mescolati a 15 mL di una soluzione di idrossido di sodio 0.05 M per formare cianuro di sodio (NaCN) e acqua. Indicare quante moli di cianuro di sodio si formano e la acidità/basicità della soluzione dopo il mescolamento



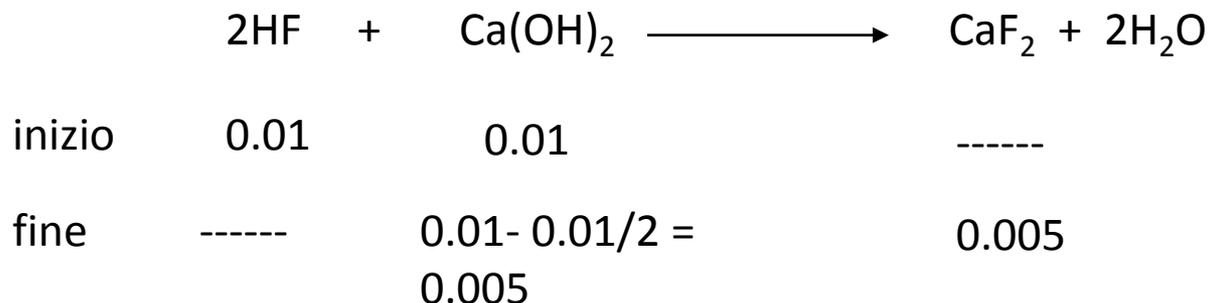
$$\text{Moli di HCN} = 0.05 \times 0.015 = 7.5 \times 10^{-4}$$

$$\text{Moli di NaOH} = 0.05 \times 0.015 = 7.5 \times 10^{-4}$$



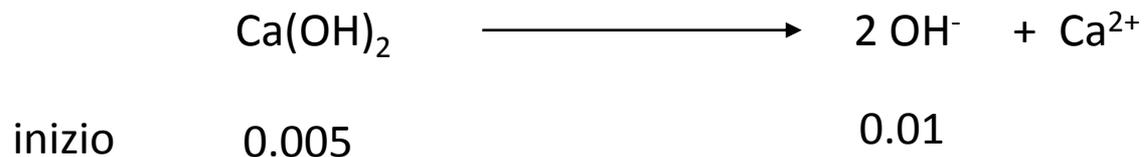
pH basico

Si mescolano 0.01 moli di HF con 0.01 moli di  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Si formano fluoruro di calcio e acqua. Stabilire chi è il reagente limitante e il pH dopo il mescolamento (si consideri un volume di soluzione dopo il mescolamento pari a 1L):



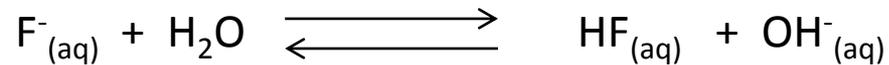
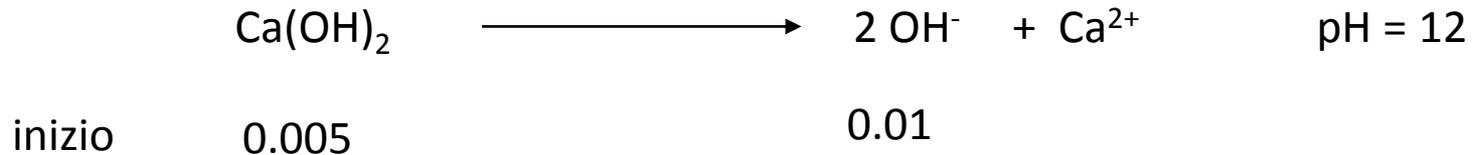
0.01 moli di  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  reagiscono con  $2 \times 0.01 = 0.02$  moli di HF

HF è il reagente LIMITANTE



$[\text{OH}^-] = 0.01/1\text{L} = 0.01$        $\text{pOH} = 2$        $\text{pH} = 12$

Se ho una base debole come lo ione  $F^-$  in un ambiente dove è presente ione  $OH^-$  (rimasto da una base forte).....



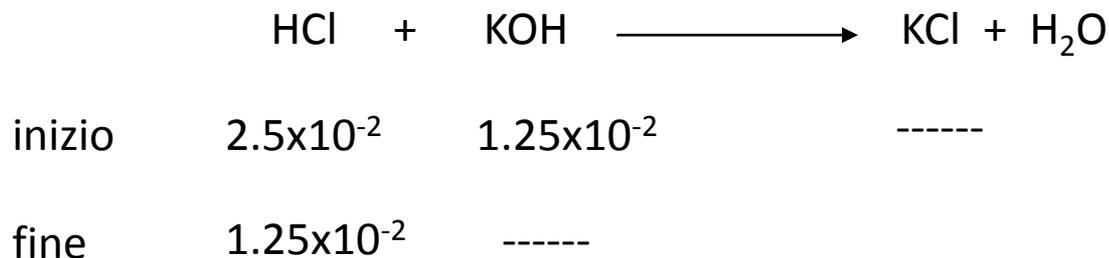
L'equilibrio si instaura in una soluzione che contiene già 0.01 moli di ioni  $OH^-$

Applicando il principio di Le Chatelier

Equilibrio basico dello ione fluoruro è perturbato e si sposta a sinistra

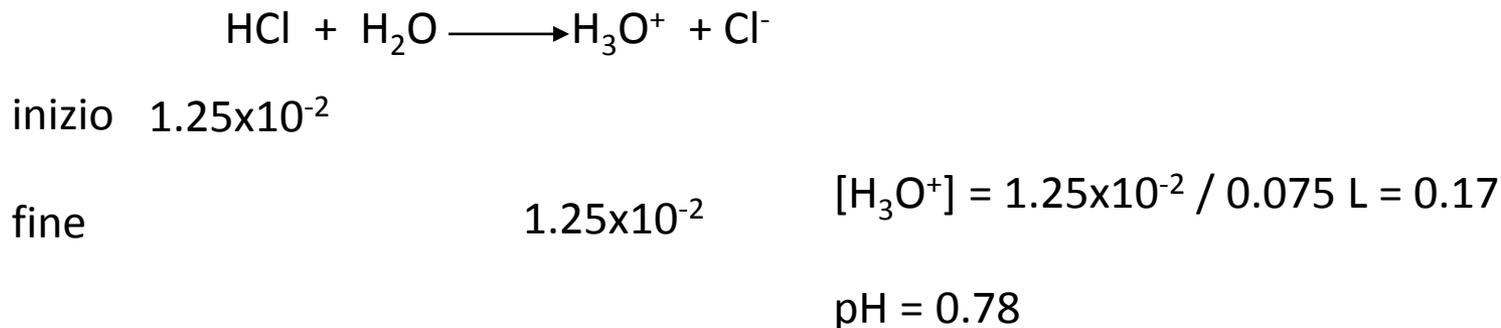
Per il calcolo del pH è sufficiente considerare gli ioni  $OH^-$  di  $Ca(OH)_2$  che rimangono

Si mescolano 50 mL di una soluzione di acido cloridrico 0.5M con 25 mL di una soluzione di idrossido di potassio 0.5M. Indicare il valore del pH della soluzione dopo il mescolamento



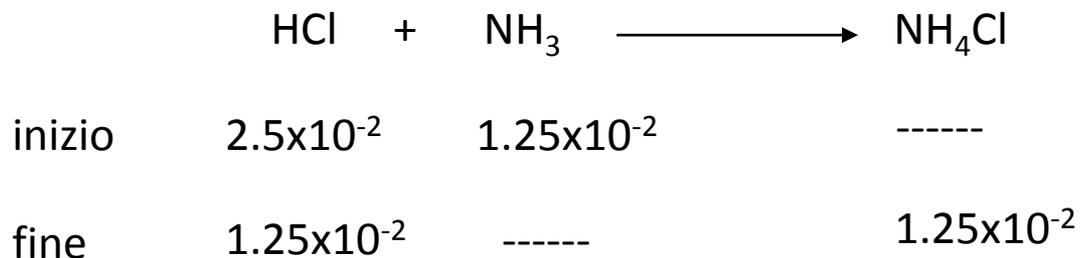
Moli di HCl =  $0.5 \times 0.05 = 2.5 \times 10^{-2}$

Moli di KOH =  $0.5 \times 0.025 = 1.25 \times 10^{-2}$



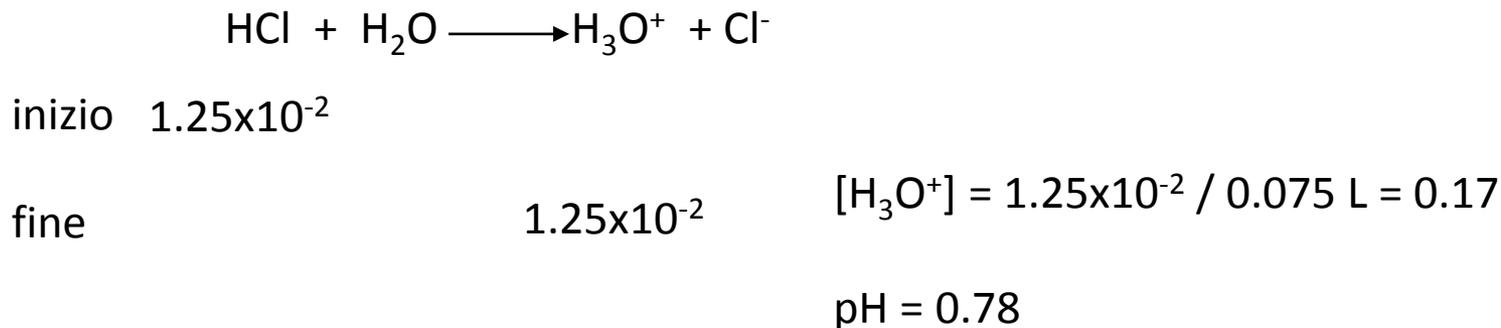
Perché KCl non influenza il pH?

Si mescolano 50 mL di una soluzione di acido cloridrico 0.5M con 25 mL di una soluzione di ammoniaca 0.5M. Indicare il valore del pH della soluzione dopo il mescolamento

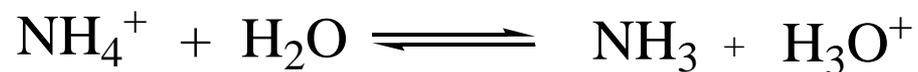
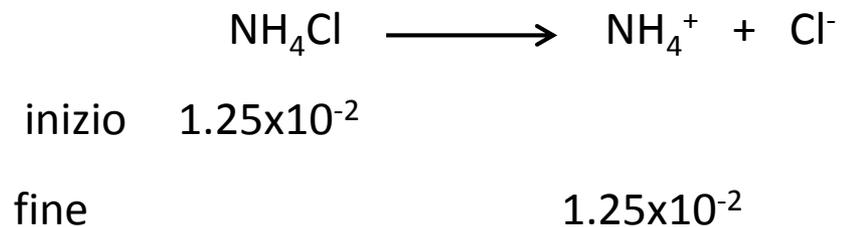


Moli di HCl = 0.5 x 0.05 = 2.5x10<sup>-2</sup>

Moli di NH<sub>3</sub> = 0.5 x 0.025 = 1.25x10<sup>-2</sup>



Perché NH<sub>4</sub>Cl non influenza il pH?



L'equilibrio si instaura in una soluzione che contiene già 0.0125 moli di ioni  $\text{H}^+$

Applicando il principio di Le Chatelier

Equilibrio acido dello ione ammonio è perturbato e si sposta a sinistra

Per il calcolo del pH è sufficiente considerare gli ioni  $\text{H}^+$  di HCl che rimangono