

# *CHIMICA GENERALE*

*Corso A*

*Anno Accademico 2024-2025*

*Docente: [Prof. Francesco Pineider](#)*

*Email: [francesco.pineider@unipi.it](mailto:francesco.pineider@unipi.it)*

*Indirizzo: [Dipartimento di Chimica e Chimica Industriale](#)  
[Via Moruzzi 13](#)*

# *Equilibri Acido-Base*

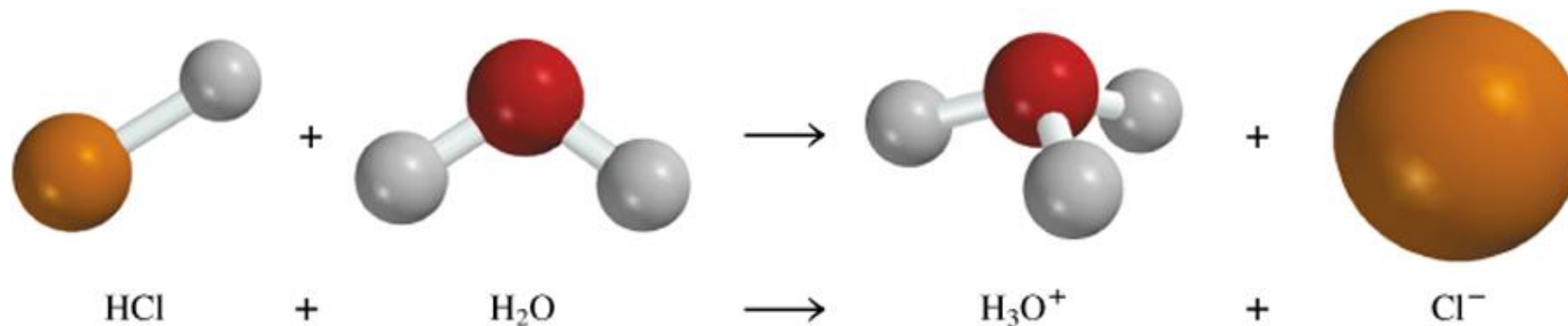
Capitolo 16



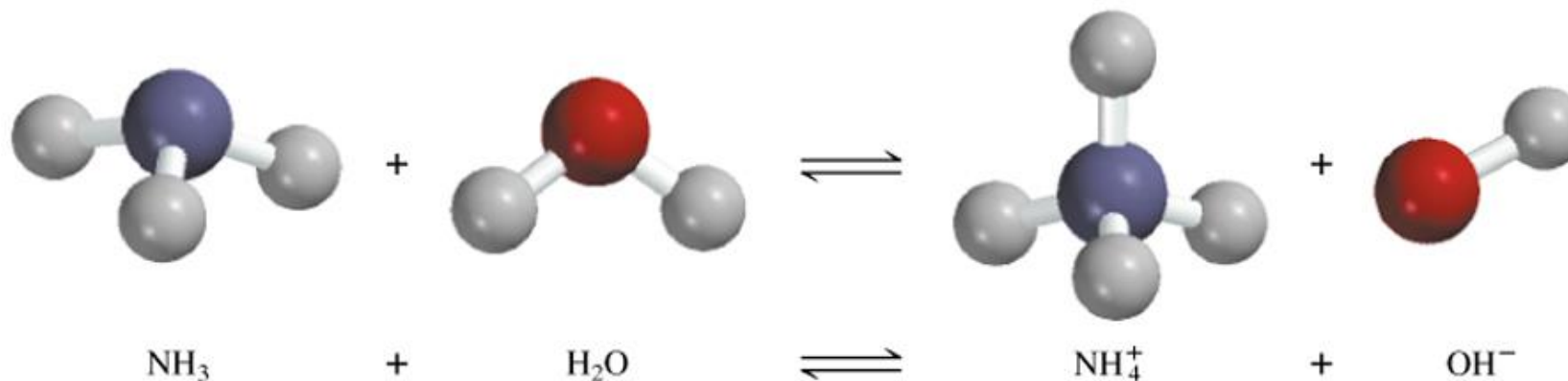
## Ripasso

## Acidi e basi secondo Arrhenius

Un **acido** di Arrhenius è una sostanza che in acqua libera **ioni  $H^+$**  ( $H_3O^+$ )



Una **base** di Arrhenius è una sostanza che in acqua libera **ioni  $OH^-$**

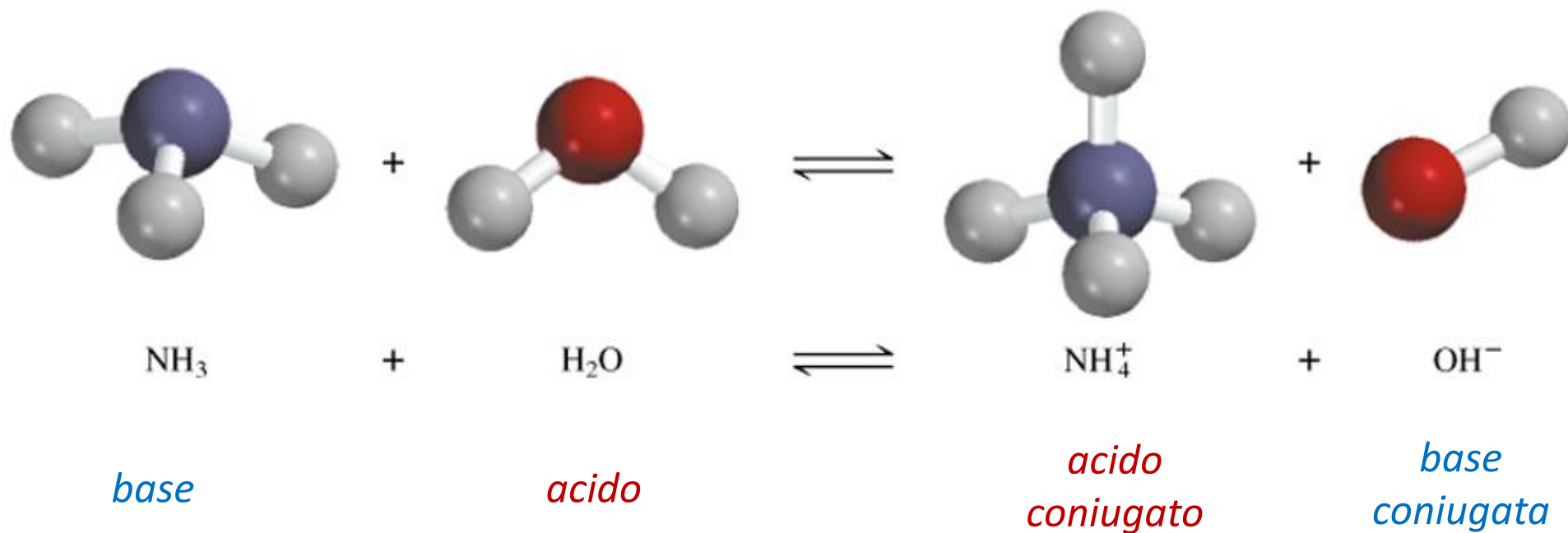


## Ripasso

## Acidi e basi secondo Brønsted

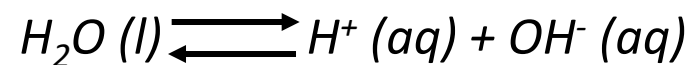
Un **acido** di Brønsted è un **donatore** di protoni

Una **base** di Brønsted è un **accettore** di protoni

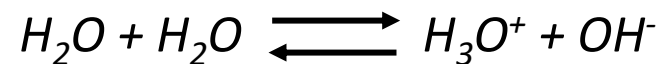
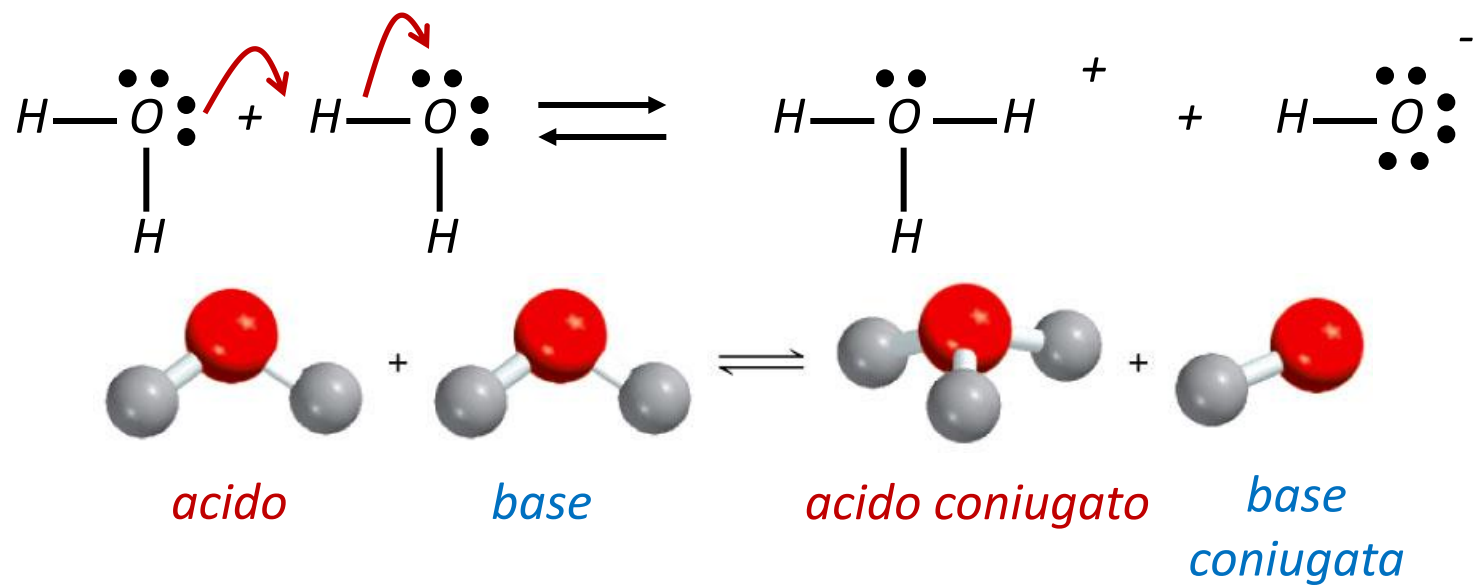


## Le Proprietà Acido-Base dell'Acqua

### Autoionizzazione

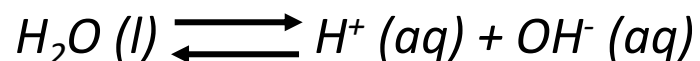


autoionizzazione dell'acqua



## Le Proprietà Acido-Base dell'Acqua

### Prodotto ionico dell'acqua



$$K_c = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \quad [H_2O] = \text{costante}$$

$$K_c[H_2O] = K_w = [H^+][OH^-]$$

La costante ( $K_w$ ) è il **prodotto ionico dell'acqua**: prodotto delle concentrazioni molari degli ioni  $H^+$  e  $OH^-$  **ad una determinata temperatura**

La soluzione è

$$[H^+] = [OH^-] \quad \text{neutra}$$

$$[H^+] > [OH^-] \quad \text{acida}$$

$$[H^+] < [OH^-] \quad \text{basica}$$

A 25 °C

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

**N.B.:** Le concentrazioni di  $H^+$  e  $OH^-$  sono **legate** attraverso la costante  $K_w$ , quindi conoscendo una si può **determinare l'altra**

## Le Proprietà Acido-Base dell'Acqua

### Prodotto ionico dell'acqua

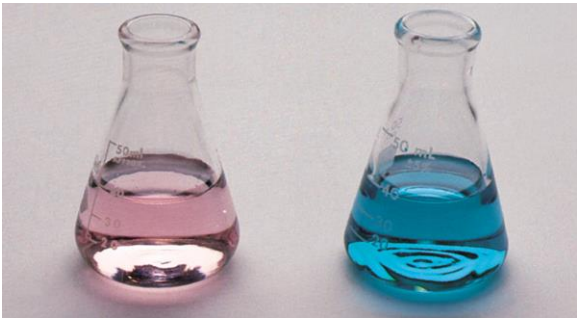
#### ESEMPIO:

Qual'è la concentrazione degli ioni  $\text{OH}^-$  in una soluzione di  $\text{HCl}$  la cui concentrazione di ioni idrogeno sia  $1.3 \text{ M}$ ?

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

$$[\text{H}^+] = 1.3 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.3} = 7.7 \times 10^{-15} \text{ M}$$



## Il pH

*pH*: misura dell'**acidità** di una soluzione

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

La soluzione è

At 25°C

neutra

$$[H^+] = [OH^-]$$

$$[H^+] = 1 \times 10^{-7}$$

$$pH = 7$$

**acida**

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

$$[H^+] > 1 \times 10^{-7}$$

$$\textbf{pH} < 7$$

basica

$$[H^+] < [OH^-]$$

$$[H^+] < 1 \times 10^{-7}$$

$$\textbf{pH} > 7$$

pH ↑

[H<sup>+</sup>] ↓



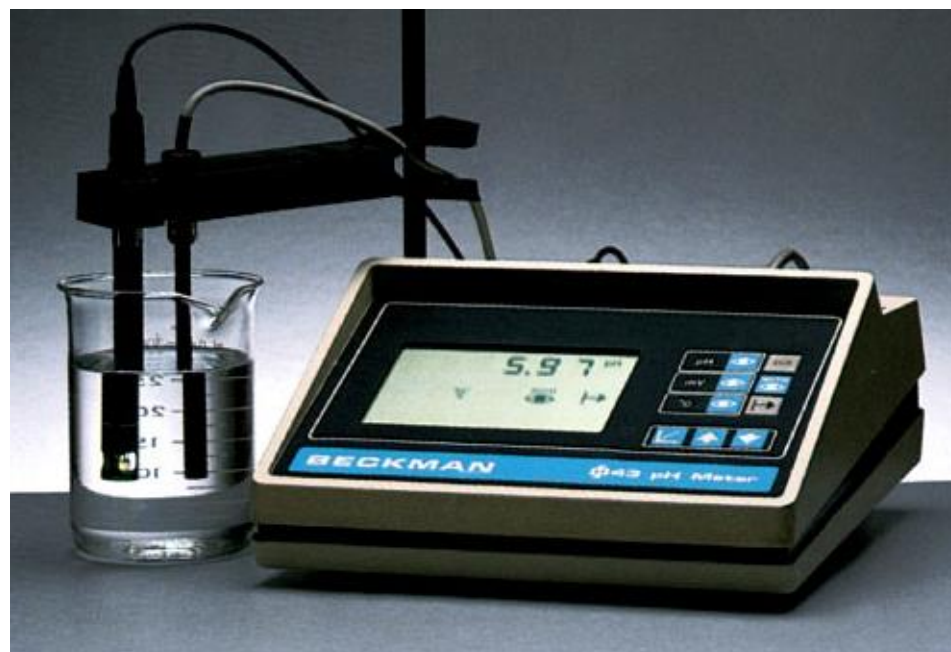
## Il pOH

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

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

$$-\log [H^+] - \log [OH^-] = 14.00$$

$$pH + pOH = 14.00$$



**TABELLA 15.1**

### Il pH di alcuni liquidi comuni

Campione	valore pH
Succo gastrico nello stomaco	1.0 – 2.0
Succo di limone	2.4
Aceto	3.0
Succo di pompelmo	3.2
Succo di arancia	3.5
Urina	4.8 – 7.5
Acqua esposta all'aria*	5.5
Saliva	6.4 – 6.9
Latte	6.5
Acqua pura	7.0
Sangue	7.35 – 7.45
Lacrime	7.4
Latte di magnesia	10.6
Ammoniaca per uso domestico	11.5

\* L'acqua esposta all'aria per un lungo periodo di tempo assorbe  $CO_2$  dall'atmosfera, formando acido carbonico ( $H_2CO_3$ ).

*Il pH dell'acqua piovana raccolta in una certa regione del nord est dell'Italia in un determinato giorno è 4.82. Qual'è la concentrazione di ioni  $H^+$  dell'acqua piovana?*

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

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.82} = 1.5 \times 10^{-5} M$$

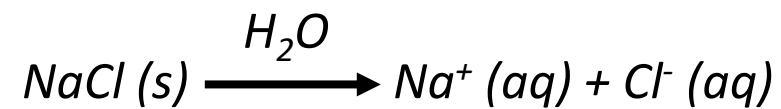
*La concentrazione di ioni  $OH^-$  di un campione di sangue è  $2.5 \times 10^{-7} M$ . Qual'è il pH del sangue?*

$$pH + pOH = 14.00$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (2.5 \times 10^{-7}) = 6.60$$

$$pH = 14.00 - pOH = 14.00 - 6.60 = 7.40$$

*Elettrolita forte* – completamente dissociato



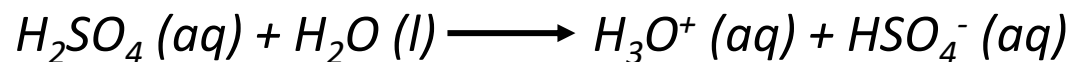
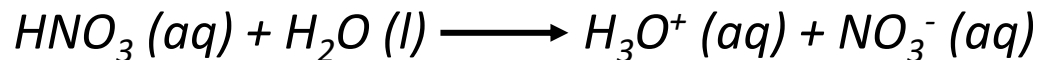
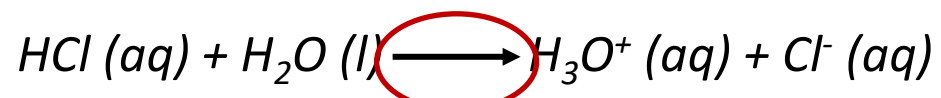
*Elettrolita debole* – non completamente dissociato



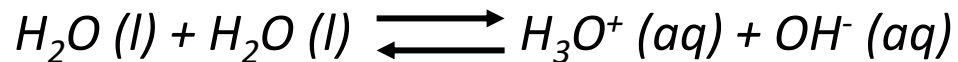
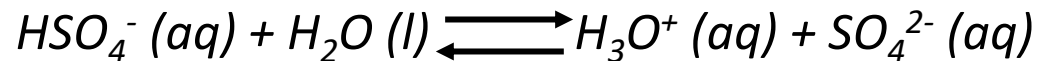
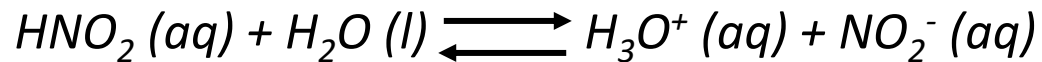
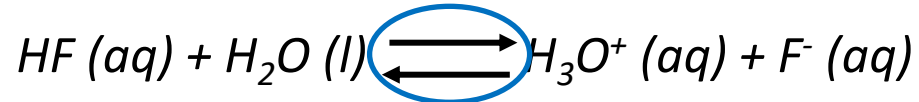
## Gli Acidi Deboli

## Elettroliti forti e deboli

Gli **Acidi Forti** sono elettroliti forti

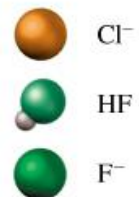
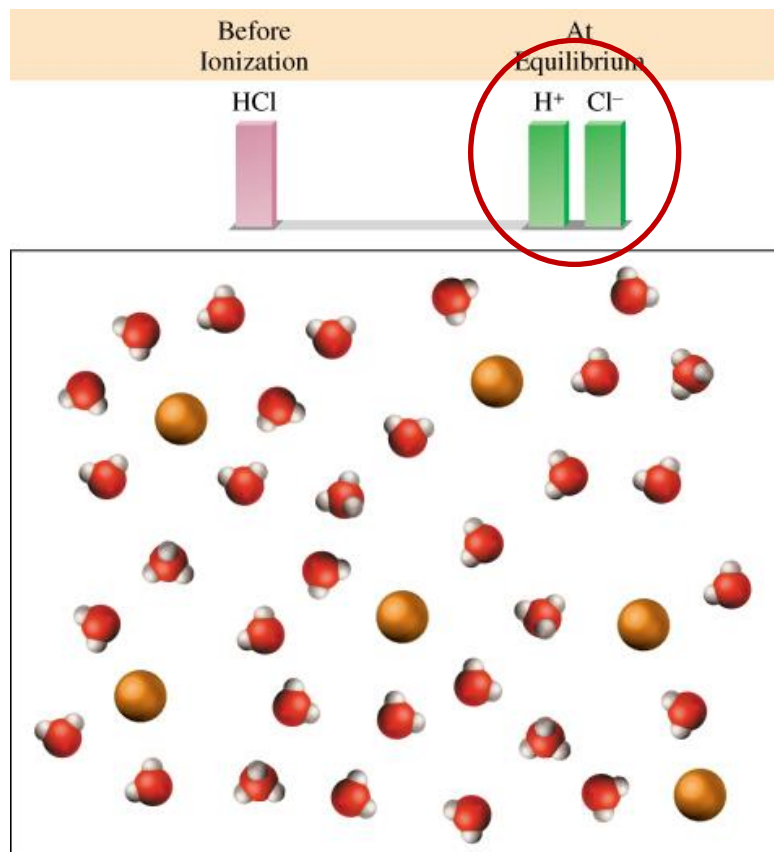


Gli **Acidi Deboli** sono elettroliti deboli

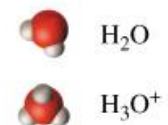
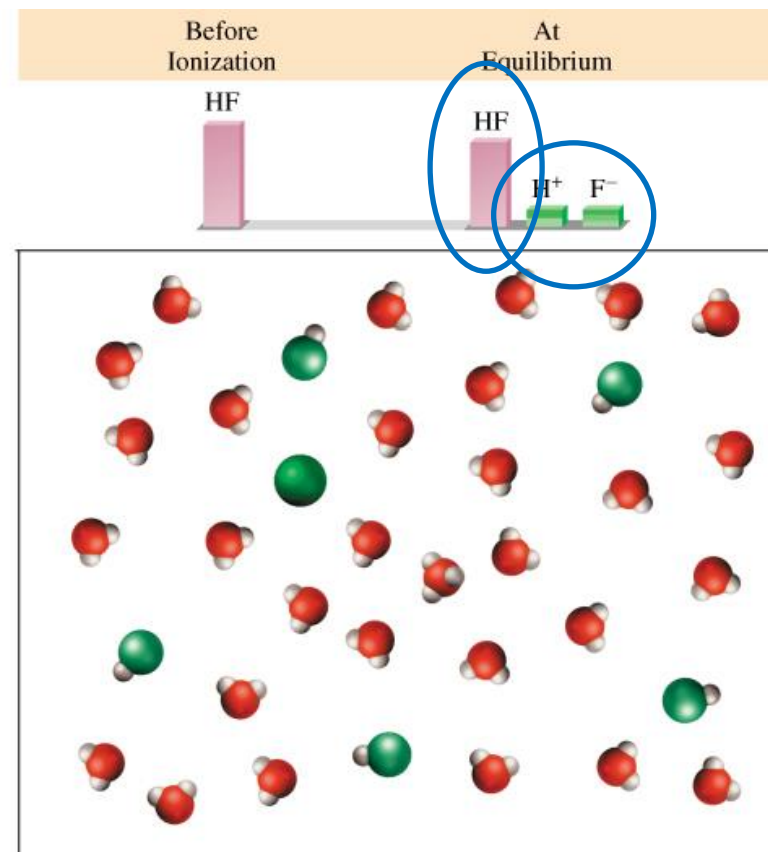


## Gli Acidi Deboli

### Acido Forte

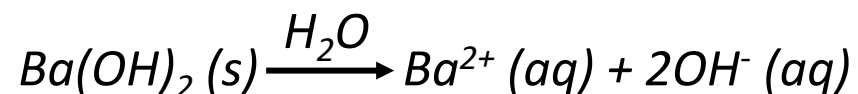
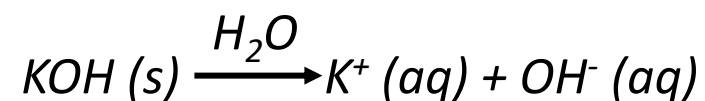
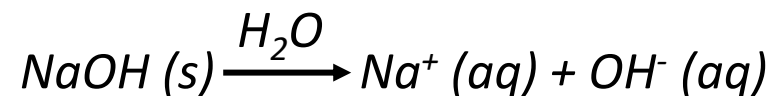


### Acido Debole

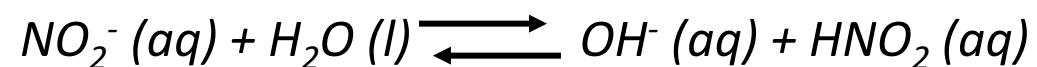
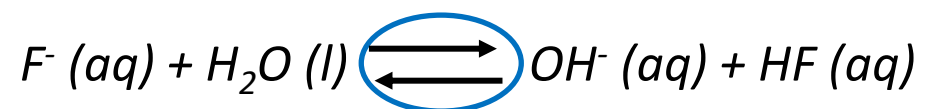


## Le Basi Deboli

Le **Basi Forti** sono elettroliti forti



Le **Basi Deboli** sono elettroliti deboli



N.B.: **Reazioni inverse** delle reazioni di dissociazione dell'acido

TABELLA 15.2

## Forze relative di coppie coniugate acido-base

	Acido	Base coniugata	
Potere acido crescente ↑	Acidi forti	$\text{HClO}_4$ (acido perclorico)	$\text{ClO}_4^-$ (ione perclorato)
		$\text{HI}$ (acido iodidrico)	$\text{I}^-$ (ione ioduro)
		$\text{HBr}$ (acido bromidrico)	$\text{Br}^-$ (ione bromuro)
		$\text{HCl}$ (acido cloridrico)	$\text{Cl}^-$ (ione cloruro)
		$\text{H}_2\text{SO}_4$ (acido solforico)	$\text{HSO}_4^-$ (ione idrogenosolfato)
		$\text{HNO}_3$ (acido nitrico)	$\text{NO}_3^-$ (ione nitrato)
	Acidi deboli	$\text{H}_3\text{O}^+$ (ione idronio)	$\text{H}_2\text{O}$ (acqua)
		$\text{HSO}_4^-$ (ione idrogenosolfato)	$\text{SO}_4^{2-}$ (ione solfato)
		$\text{HF}$ (acido fluoridrico)	$\text{F}^-$ (ione fluoruro)
		$\text{HNO}_2$ (acido nitroso)	$\text{NO}_2^-$ (ione nitrito)
		$\text{HCOOH}$ (acido formico)	$\text{HCOO}^-$ (ione formiato)
		$\text{CH}_3\text{COOH}$ (acido acetico)	$\text{CH}_3\text{COO}^-$ (ione acetato)
		$\text{NH}_4^+$ (ione ammonio)	$\text{NH}_3$ (ammoniaca)
		$\text{HCN}$ (acido cianidrico)	$\text{CN}^-$ (ione cianuro)
		$\text{H}_2\text{O}$ (acqua)	$\text{OH}^-$ (ione ossidrile)
		$\text{NH}_3$ (ammoniaca)	$\text{NH}_2^-$ (ione ammido)
			↓ Potere basico crescente

## Le Coppie Coniugate Acido-Base

- La *base coniugata* di un *acido forte* non ha una forza misurabile (base molto debole)
- $H_3O^+$  è l'*acido più forte* che possa esistere *in soluzione acquosa*

Gli *acidi più forti di  $H_3O^+$*  reagiscono con  $H_2O$  a dare  $H_3O^+$  e la loro base coniugata (acidi forti)

Gli *acidi più deboli di  $H_3O^+$*  reagiscono con  $H_2O$  in maniera minore a dare  $H_3O^+$  e la loro base coniugata instaurando un *equilibrio* di dissociazione (acidi deboli)

- Lo ione  $OH^-$  è la *base più forte* che possa esistere *in soluzione acquosa*

Le *basi più forti di  $OH^-$*  reagiscono con  $H_2O$  a dare  $OH^-$  e il loro acido coniugato (basi forti)

Le *basi più deboli di  $OH^-$*  reagiscono con  $H_2O$  in maniera minore a dare  $OH^-$  e il loro acido coniugato instaurando un *equilibrio* di dissociazione (basi deboli)

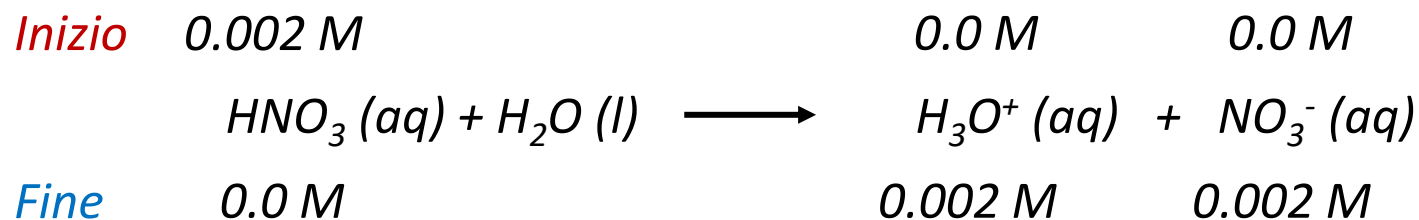


## Gli Acidi e le Basi Forti

### Esempi

Qual'è il pH di una soluzione  $2 \times 10^{-3} \text{ M}$  di  $\text{HNO}_3$ ?

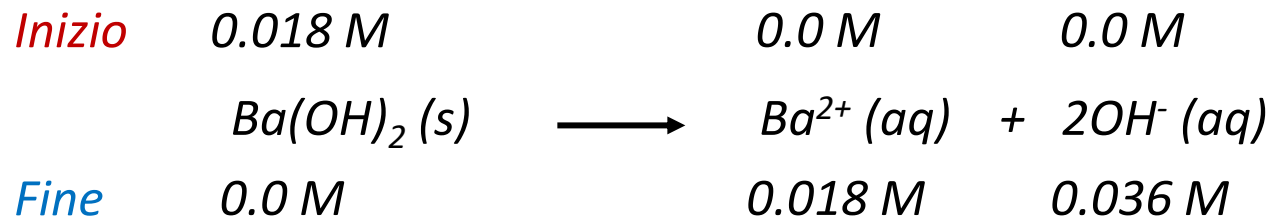
$\text{HNO}_3$  è un **acido forte** – 100% di dissociazione



$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0.002) = 2.7$$

Qual'è il pH di una soluzione  $1.8 \times 10^{-2} \text{ M}$  di  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ?

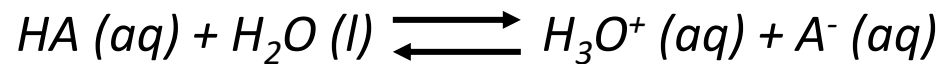
$\text{Ba}(\text{OH})_2$  è una **base forte** – 100% di dissociazione



$$\text{pH} = 14.00 - \text{pOH} = 14.00 + \log(0.036) = 12.6$$

## Gli Acidi Deboli

### Costante di ionizzazione acida



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

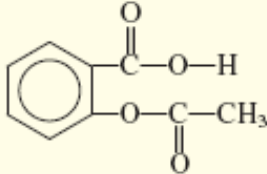
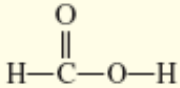
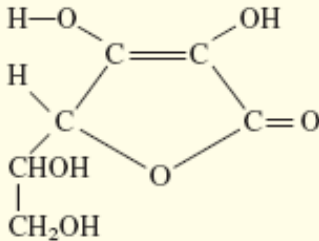
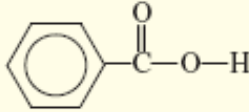
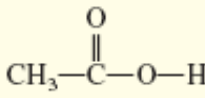
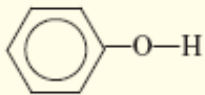
$K_a$  è la *costante di ionizzazione acida*

$$pK_a = -\log(K_a)$$

$pK_a$  ↑      forza di un acido  
debole ↓

Tanto *maggiore* è il valore di  $pK_a$  tanto *più debole* è l'acido

**TABELLA 15.3 Costanti di ionizzazione di alcuni acidi deboli e loro basi coniugate a 25 °C**

Nome dell'acido	Formula	Struttura	$K_a$	Base coniugata	$K_b$
Acido fluoridrico	HF	H—F	$7.1 \times 10^{-4}$	F <sup>-</sup>	$1.4 \times 10^{-11}$
Acido nitroso	HNO <sub>2</sub>	O=N—O—H	$4.5 \times 10^{-4}$	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	$2.2 \times 10^{-11}$
Acido acetilsalicilico (aspirina)	C <sub>9</sub> H <sub>8</sub> O <sub>4</sub>		$3.0 \times 10^{-4}$	C <sub>9</sub> H <sub>7</sub> O <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$3.3 \times 10^{-11}$
Acido formico	HCOOH		$1.7 \times 10^{-4}$	HCOO <sup>-</sup>	$5.9 \times 10^{-11}$
Acido ascorbico*	C <sub>6</sub> H <sub>8</sub> O <sub>6</sub>		$8.0 \times 10^{-5}$	C <sub>6</sub> H <sub>7</sub> O <sub>6</sub> <sup>-</sup>	$1.3 \times 10^{-10}$
Acido benzoico	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH		$6.5 \times 10^{-5}$	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COO <sup>-</sup>	$1.5 \times 10^{-10}$
Acido acetico	CH <sub>3</sub> COOH		$1.8 \times 10^{-5}$	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	$5.6 \times 10^{-10}$
Acido cianidrico	HCN	H—C≡N	$4.9 \times 10^{-10}$	CN <sup>-</sup>	$2.0 \times 10^{-5}$
Fenolo	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH		$1.3 \times 10^{-10}$	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> O <sup>-</sup>	$7.7 \times 10^{-5}$

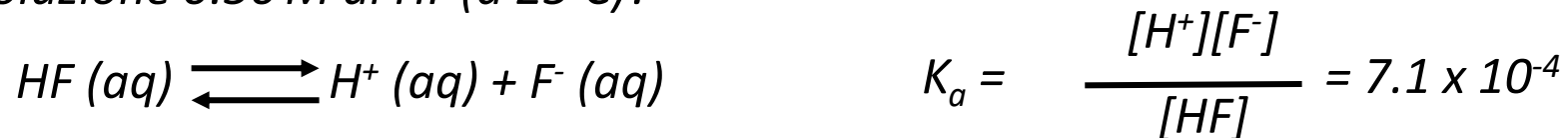
\* La costante di ionizzazione dell'acido ascorbico è associata al gruppo ossidrilico in alto a destra.

## Gli Acidi Deboli

### Calcolo del pH

#### ESEMPIO:

Qual è il pH di una soluzione 0.50 M di HF (a 25 °C)?



Iniziale (M)	0.50	0.00	0.00
Cambiamento (M)	-x	+x	+x
Equilibrio (M)	0.50 - x	x	x

$$K_a = \frac{x^2}{0.50 - x} = 7.1 \times 10^{-4}$$

$$K_a \ll 1$$

$$0.50 - x \approx 0.50$$

Approssimazione

$$K_a \approx \frac{x^2}{0.50} = 7.1 \times 10^{-4}$$

$$x^2 = 3.5 \times 10^{-4}$$

$$x = 0.019 \text{ M}$$

$$[H^+] = [F^-] = 0.019 \text{ M}$$

$$pH = -\log [H^+] = 1.7$$

Controllo

$$[HF] = 0.50 - x = 0.48 \text{ M}$$

## Gli Acidi Deboli

### Calcolo del pH

Quando posso usare le approssimazioni?  $K_a \ll 1$   $0.50 - x \approx 0.50$

Quando  $x$  è minore del 5% del valore del termine da cui è sottratta

$$x = 0.019 \quad \frac{0.019 \text{ M}}{0.50 \text{ M}} \times 100 = 3.8\%$$

Meno del 5%

l'approssimazione è *corretta*

Qual'è il pH di una soluzione 0.05 M di HF ( $\alpha$  25°C)?

$$K_a \approx \frac{x^2}{0.05} = 7.1 \times 10^{-4} \quad x = 0.006 \text{ M}$$

$$\frac{0.006 \text{ M}}{0.05 \text{ M}} \times 100\% = 12\%$$

Più del 5%

l'approssimazione *non è corretta*

$x$  si deve calcolare *in maniera esatta* usando *l'equazione quadratica*

**Riassunto:** Risoluzione dei problemi sulla ionizzazione di acidi deboli

1. **Identifica** le specie che possono avere effetto sul pH
  - Nella maggior parte dei casi, si può trascurare l'autoionizzazione dell'acqua
  - Trascura  $[OH^-]$  perchè è determinato da  $[H^+]$
2. Usa ICE per esprimere le concentrazioni all'equilibrio in funzione della singola incognita  $x$ .
3. Scrivi la  $K_a$  in funzione delle concentrazioni all'equilibrio. Trova la  $x$  con il metodo delle approssimazioni. Se le approssimazioni non sono valide, trova la  $x$  esattamente.
4. Calcola le concentrazioni di tutte le specie e/o il pH della soluzione.

## Gli Acidi Deboli

## Calcolo del pH

### ESEMPIO:

Qual'è il pH di un acido monoprotico 0.122 M la cui  $K_a$  è  $5.7 \times 10^{-4}$ ?



Iniziale (M)	0.122	0.00	0.00
Cambiamento (M)	-x	+x	+x
Equilibrio (M)	0.122 - x	x	x

$$K_a = \frac{x^2}{0.122 - x} = 5.7 \times 10^{-4}$$

$$K_a \ll 1 \quad 0.122 - x \approx 0.122$$

$$K_a \approx \frac{x^2}{0.122} = 5.7 \times 10^{-4}$$

$$x^2 = 6.95 \times 10^{-5}$$

$$x = 0.0083 \text{ M}$$

$$\frac{0.0083 \text{ M}}{0.122 \text{ M}} \times 100\% = 6.8\%$$

Più del 5%  
l'approssimazione non è  
valida.

## Gli Acidi Deboli

### Calcolo del pH

$$K_a = \frac{x^2}{0.122 - x} = 5.7 \times 10^{-4}$$

$$x^2 + 0.00057x - 6.95 \times 10^{-5} = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = 0.0081$$

~~$$x = -0.0081$$~~



Iniziale (M)	0.122	0.00	0.00
Cambiamento (M)	-x	+x	+x
Equilibrio (M)	0.122 - x	x	x

$$[H^+] = x = 0.0081 \text{ M}$$

$$pH = -\log[H^+] = 2.1$$



## Gli Acidi Deboli

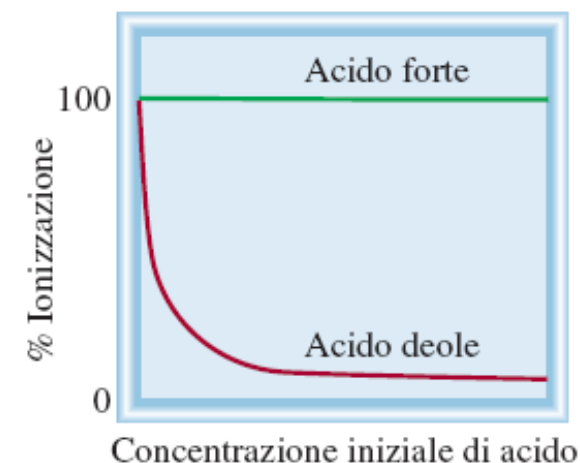
### Percentuale di ionizzazione

$$\text{Percentuale di ionizzazione} = \frac{\text{Concentrazione di acido ionizzato all'equilibrio}}{\text{Concentrazione iniziale di acido}} \times 100$$

Per un acido monoprotico **HA**

$$\text{percentuale di ionizzazione} = \frac{[H^+]}{[HA]_0} \times 100$$

$[HA]_0$  = concentrazione iniziale

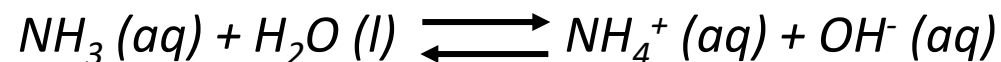


**Figura 15.4**

La dipendenza della percentuale di ionizzazione dalla concentrazione iniziale di acido. Nota che a concentrazioni molto basse, tutti gli acidi (deboli o forti), sono praticamente completamente ionizzati.

## Le Basi Deboli

### Costante di ionizzazione basica




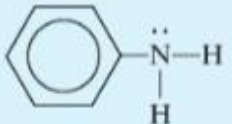
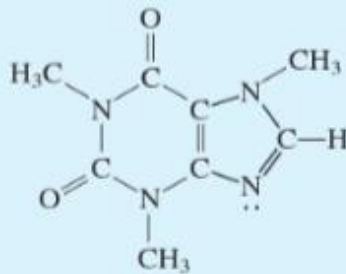
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$K_b$  è la *costante di ionizzazione basica*

$pK_b$  ↑      forza  
della base  
debole ↓

Risolvi i problemi relativi alle basi deboli con lo *stesso procedimento di quelli degli acidi*, ma in funzione di  $[\text{OH}^-]$  invece che di  $[\text{H}^+]$

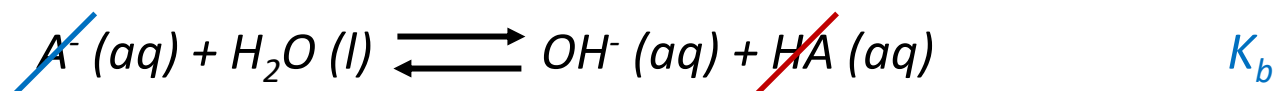
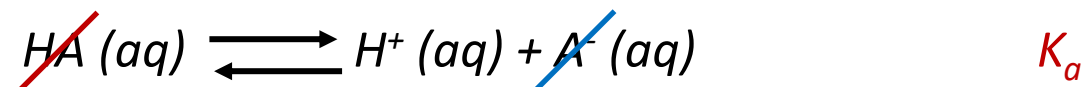
**Tabella 15.5** Costanti di ionizzazione di alcune basi e i loro rispettivi acidi coniugati a 25 °C

Nome della base	Formula	Struttura	$K_b^*$	Acido coniugato	$K_a$
Etilammina	$C_2H_5NH_2$	$CH_3-CH_2-\overset{\cdot\cdot}{N}-H$   H	$5.6 \times 10^{-4}$	$C_2H_5\overset{+}{N}H_3$	$1.8 \times 10^{-11}$
Metilammina	$CH_3NH_2$	$CH_3-\overset{\cdot\cdot}{N}-H$   H	$4.4 \times 10^{-4}$	$CH_3\overset{+}{N}H_3$	$2.3 \times 10^{-11}$
Ammoniaca	$NH_3$	$H-\overset{\cdot\cdot}{N}-H$   H	$1.8 \times 10^{-5}$	$NH_4^+$	$5.6 \times 10^{-10}$
Piridina	$C_5H_5N$		$1.7 \times 10^{-9}$	$C_5H_5\overset{+}{N}H$	$5.9 \times 10^{-6}$
Anilina	$C_6H_5NH_2$		$3.8 \times 10^{-10}$	$C_6H_5\overset{+}{N}H_3$	$2.6 \times 10^{-5}$
Caffeina	$C_8H_{10}N_4O_2$		$5.3 \times 10^{-14}$	$C_8H_{11}\overset{+}{N}_4O_2$	0.19
Urea	$(NH_2)_2CO$	$H-\overset{\cdot\cdot}{N}-\overset{O}{\parallel}C-\overset{\cdot\cdot}{N}-H$                H            H	$1.5 \times 10^{-14}$	$H_2N\overset{+}{C}ONH_3$	0.67

## Le Coppie Coniugate Acido-Base

### Costanti di ionizzazione

#### Acido Debole e la sua Base Coniugata

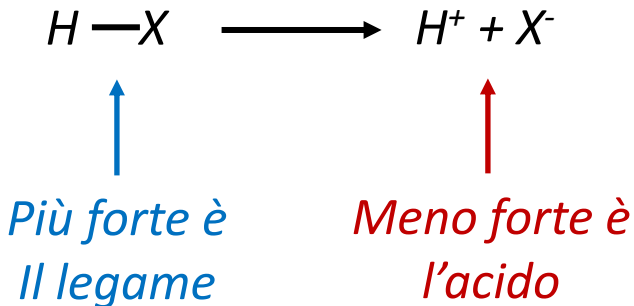


$$K_a K_b = K_w$$

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

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

## La Struttura Molecolare e la Forza di un Acido



### TABELLA 15.6

## Entalpie di legame per alogenuri di idrogeno e forza acida di acidi alogenidrici

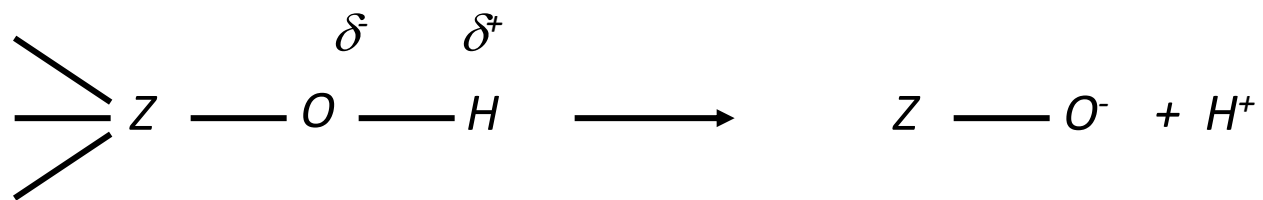
Legame	Entalpia di legame (kJ/mol)	Forza dell'acido
H—F	568.2	debole
H—Cl	431.9	forte
H—Br	366.1	forte
H—I	298.3	forte



The diagram shows a simplified periodic table with columns labeled 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A, and 8A. The elements F, Cl, Br, and I are highlighted in the 7A column. A red arrow on the right points downwards, indicating the direction of increasing atomic number.

## La Struttura Molecolare e la Forza di un Acido

### Andamenti

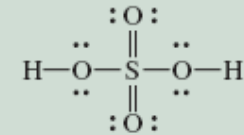
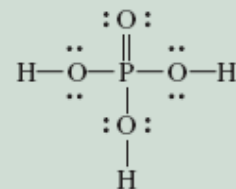
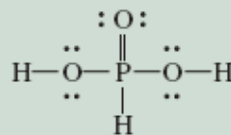
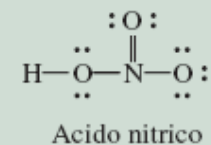
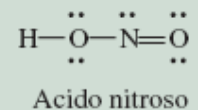
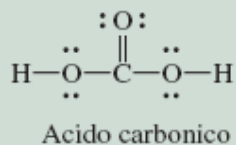


Il legame O-H sarà **più polare** e **più facile da rompere** se:

- Z è **molto elettronegativo**
- Z è in un **alto stato di ossidazione**

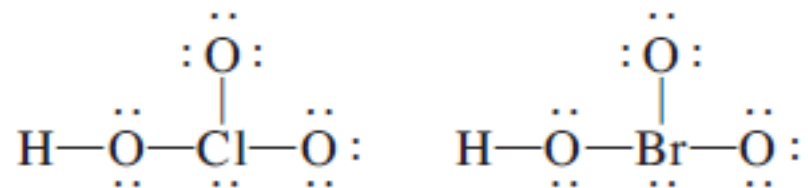
**Figura 15.5**

Strutture di Lewis di alcuni ossiacidi comuni. Per chiarezza le cariche formali sono state omesse.



## Andamenti

La forza di un acido **aumenta** all'aumentare dell'**elettronegatività** di Z



*Cl è più elettronegativo di Br*



The diagram shows a simplified periodic table with the following structure:

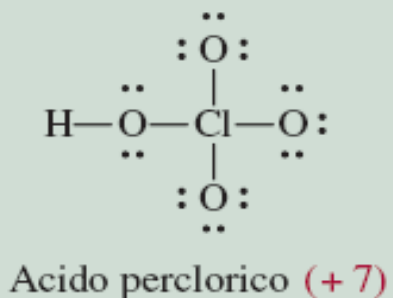
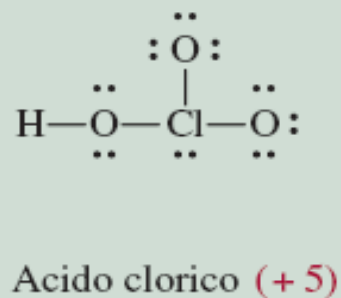
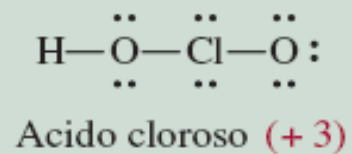
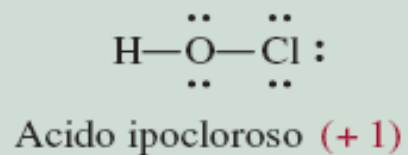
- Columns (Groups):** Labeled at the top as 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A, and 8A.
- Rows (Periods):** There are 7 rows in total.
- Element Placement:**
  - Chlorine (Cl) is in the 7A column, 3rd row.
  - Bromine (Br) is in the 7A column, 4th row.
  - Iodine (I) is in the 7A column, 5th row.
- Electronegativity Trend:** A red arrow on the right side points upwards, indicating that electronegativity increases in this direction.

## La Struttura Molecolare e la Forza di un Acido

Andamenti

2. Osoacidi che hanno il **medesimo atomo centrale (Z)**, ma **differenti quantità di gruppi (O) legati**

La forza dell'acido **aumenta** all'aumentare del **numero di ossidazione di Z**





## Le Proprietà Acido-Base dei Sali

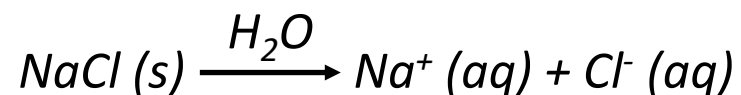
**IDROLISI SALINA:** *reazione* di un anione o di un catione (o di entrambi) di un sale *con l'acqua*

Si originano soluzioni:

- Neutre
- Basiche
- Acide

Soluzioni Neutre:

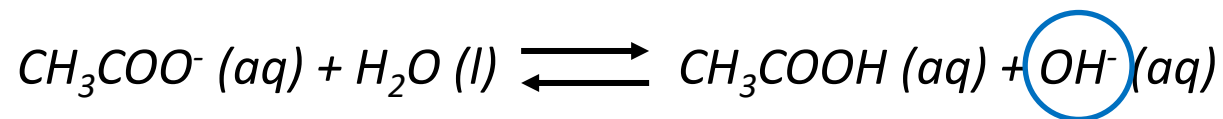
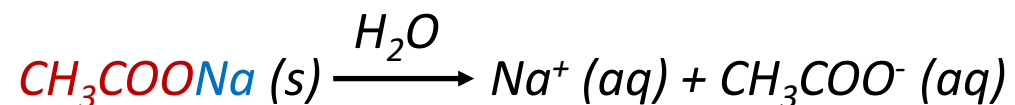
I sali che contengono uno ione di un **metallo alcalino o alcalino terroso** (tranne  $\text{Be}^{2+}$ ) e la **base coniugata di un acido forte** ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ , e  $\text{NO}_3^-$ ).



## Le Proprietà Acido-Base dei Sali

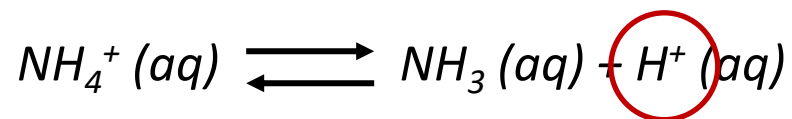
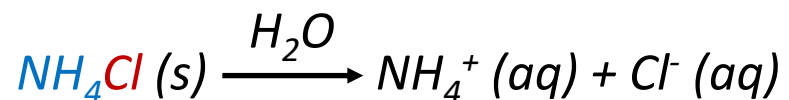
### Soluzioni Basiche:

Sali derivati da una *base forte* e un *acido debole*

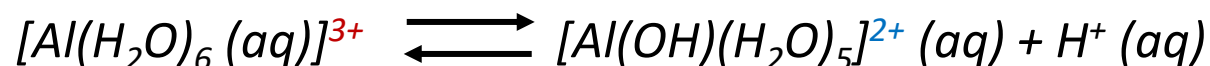


### Soluzioni Acide:

I sali derivati da un *acido forte* e una *base debole*

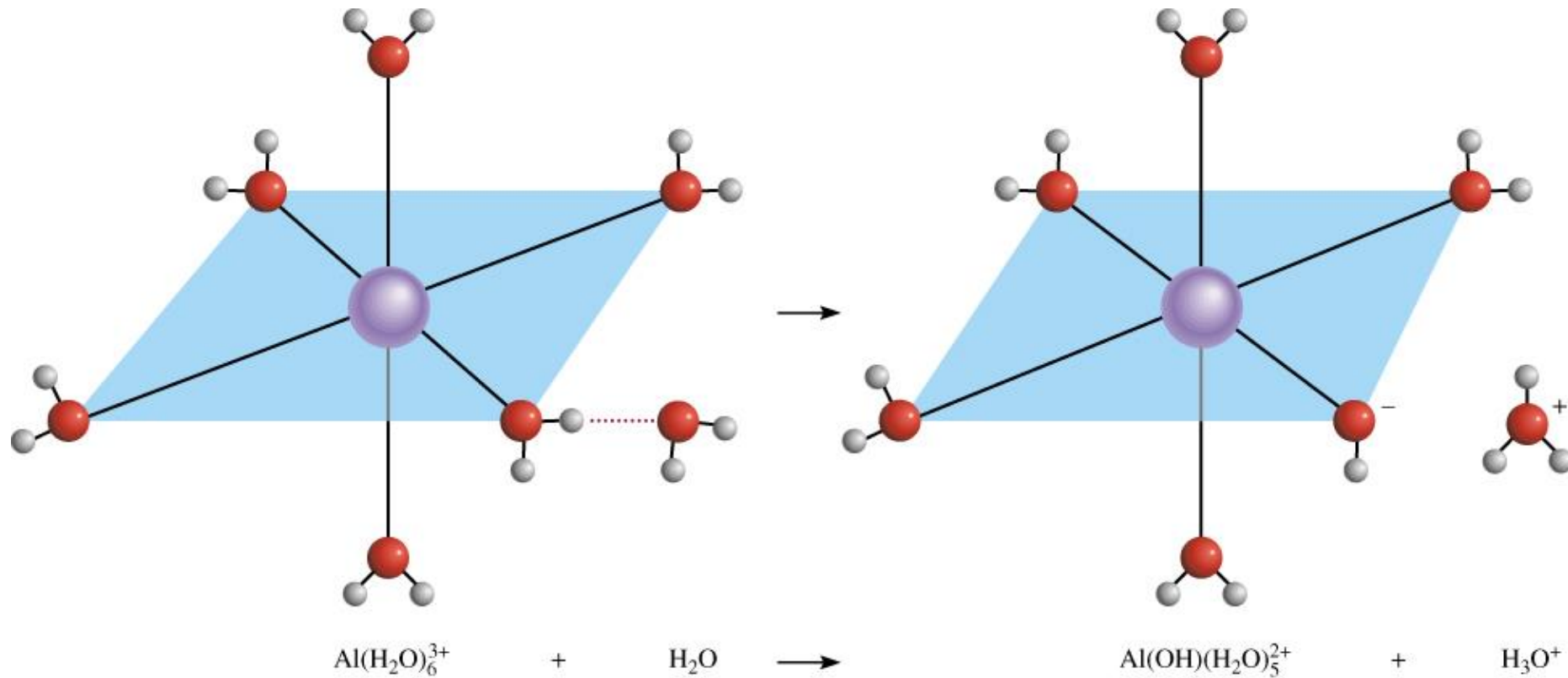


I sali con *cationi metallici piccoli e altamente carichi* (e.g.  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Be}^{2+}$ ) e la *base coniugata di un acido forte*



## Le Proprietà Acido-Base dei Sali

### Idrolisi acida di $\text{Al}^{3+}$



## Le Proprietà Acido-Base dei Sali

Soluzioni in cui si idrolizzano *sia il catione che l'anione*:

- $K_b$  dell'anione  $> K_a$  del catione, la soluzione sarà *basica*
- $K_b$  dell'anione  $< K_a$  del catione, la soluzione sarà *acida*
- $K_b$  dell'anione  $\approx K_a$  del catione, la soluzione sarà *neutra*

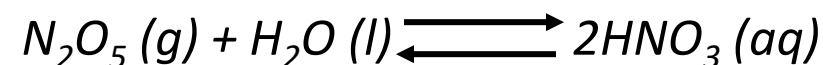
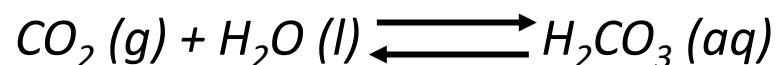
**TABELLA 15.7** Proprietà acido-base dei sali

Tipo di sale	Esempio	Ione che subisce idrolisi	pH della soluzione
Catione da base forte; anione da acido forte	NaCl, KI, KNO <sub>3</sub> , RbBr, BaCl <sub>2</sub>	Nessuno	$\approx 7$
Catione da base forte; anione da acido debole	CH <sub>3</sub> COONa, KNO <sub>2</sub>	Anione	$> 7$
Catione da base debole; anione da acido forte	NH <sub>4</sub> Cl, NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	Catione	$< 7$
Catione da base debole; anione da acido debole	NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub> , CH <sub>3</sub> COONH <sub>4</sub> , NH <sub>4</sub> CN	Anione e catione	$< 7$ se $K_b < K_a$
			$\approx 7$ se $K_b \approx K_a$
			$> 7$ se $K_b > K_a$
Cationi piccoli e altamente carichi	AlCl <sub>3</sub> , Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	Catione idrato	$< 7$

## Le Proprietà Acido-Base degli Ossidi

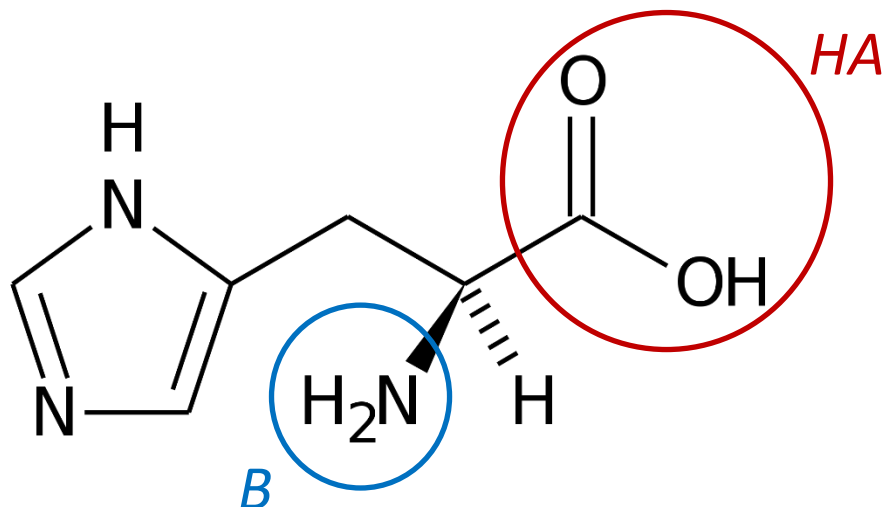
*Gli ossidi possono reagire con l'acqua per dare **ossoacidi (acidi)** o **idrossidi (basici)***

*Proprietà acido-base degli ossidi degli elementi rappresentativi nei loro stati di ossidazione più alti*

[illegible]

## Le Proprietà Acido-Base degli Amminoacidi

ISTIDINA: forma neutra



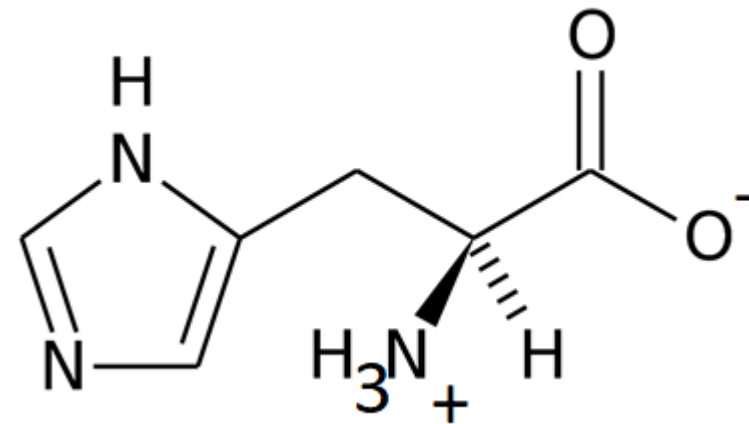
$$pH = pK_a + \text{Log} \left( \frac{[A^-]}{[HA]} \right)$$

$$pOH = pK_b + \text{Log} \left( \frac{[HB^+]}{[B]} \right)$$

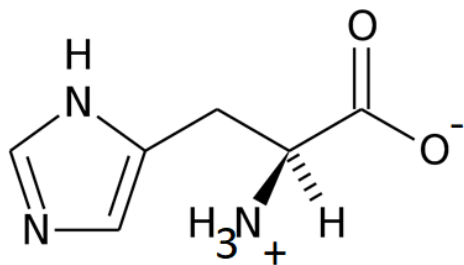
$$pK_a = -\log(K_a) = 1.82$$

$$pK_b = -\log(K_b) = 4.83$$

A pH fisiologico (vicino a 7) il **gruppo carbossilico perde un protone** mentre quello **amminico acquista un protone**: si dice che l'amminoacido istidina si trova in forma zwitterionica



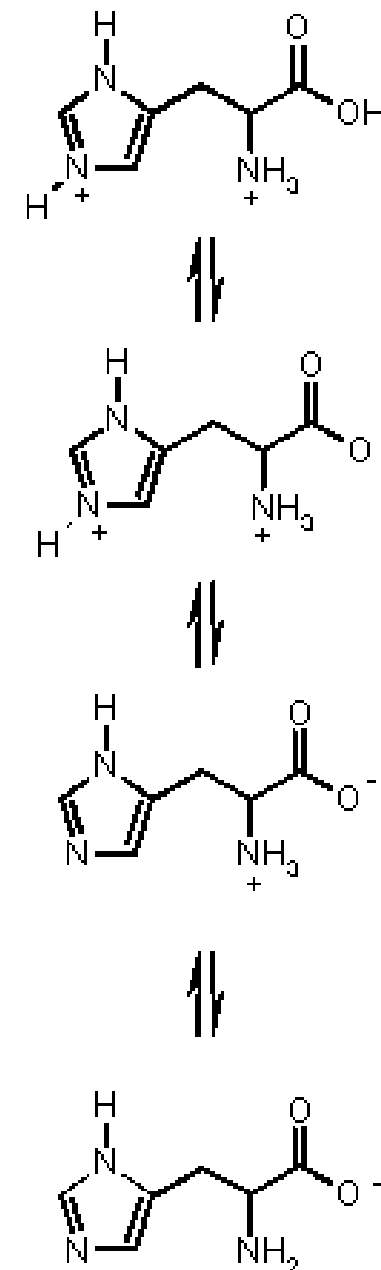
## Le Proprietà Acido-Base degli Amminoacidi



*Istidina*: amminoacido con un gruppo funzionale **imidazolico** che presenta **tre gruppi** acidi che hanno rispettivamente valori di  $pK_a$  di **1.82** (relativo al gruppo carbossilico), **6.04** (relativo al gruppo imidazolico) e **9.17** (relativo al gruppo amminico)

A **seconda del pH** l'istidina può presentarsi in **quattro forme**:

- a valori di pH **minori di 1.82** si presenta in forma biprotonata con carica netta **+2**
- a pH maggiori, e più precisamente per valori di pH compresi **tra 1.82 e 6.04**, il protone più acido ovvero quello appartenente al gruppo  $-COOH$  viene allontanato e quindi la carica netta è **+1**
- a valori di pH compresi tra **6.04 e 9.17** si deprotona l'azoto dell'anello imidazolico e quindi la carica netta è **0**
- a valori di pH **maggiori di 9.17** la carica netta è **-1**



Individua le coppie coniugate acido-base nella reazione tra ammoniaca e acido fluoridrico in soluzione acquosa:



**Problema di verifica** Individua le coppie coniugate acido-base per la reazione:



La concentrazione di  $\text{OH}^-$  in una soluzione di ammoniaca per l'igiene domestica è  $0.0025\text{ M}$ . Calcolare la concentrazione di ioni  $\text{H}^+$ .

**Problema di verifica** Calcolare la concentrazione di ioni  $\text{OH}^-$  in una soluzione di  $\text{HCl}$  la cui concentrazione di ioni idrogeno è  $1.3\text{ M}$ .

La concentrazione di ioni  $\text{H}^+$  in una bottiglia di vino da tavola era  $3.2 \times 10^{-4}\text{ M}$  subito dopo la rimozione del tappo. Solo la metà del vino è stata consumata. L'altra metà, dopo essere stata lasciata aperta all'aria per un mese, ha evidenziato una concentrazione di ioni idrogeno uguale a  $1.0 \times 10^{-3}\text{ M}$ . Calcolare il pH del vino nelle due situazioni.

**Problema di verifica** L'acido nitrico ( $\text{HNO}_3$ ) è usato nella produzione di fertilizzanti, coloranti, medicine ed esplosivi. Calcola il pH di una soluzione di  $\text{HNO}_3$  avente una concentrazione di ione idrogeno di  $0.76\text{ M}$ .

Il pH dell'acqua piovana raccolta in una certa regione del nord est dell'Italia in un certo giorno era 4.82. Calcola la concentrazione di ioni  $\text{H}^+$  dell'acqua piovana.

**Problema di verifica** Il pH di un succo di arancia è 3.3. Calcola la concentrazione di ioni  $\text{H}^+$ .



In una soluzione di NaOH  $[\text{OH}^-]$  è  $2.9 \times 10^{-4} \text{ M}$ . Calcola il pH della soluzione.

**Problema di verifica** La concentrazione di ioni  $\text{OH}^-$  di un campione di sangue è  $2.5 \times 10^{-7} \text{ M}$ . Qual è il pH del sangue?

Calcola il pH di (a) una soluzione  $1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$  di HCl e (b) di una soluzione  $0.020 \text{ M}$  di  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

**Problema di verifica** Calcola il pH di una soluzione  $1.8 \times 10^{-2} \text{ M}$  di  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

Prevedi la direzione della seguente reazione in soluzione acquosa:



**Problema di verifica** Prevedi se la costante di equilibrio della seguente reazione è più grande o più piccola di 1.



Calcola il pH di una soluzione  $0.036 \text{ M}$  di acido nitroso ( $\text{HNO}_2$ ):



**Problema di verifica** Qual è il pH di un acido monoprotico  $0.122 \text{ M}$  la cui  $K_a$  è  $5.7 \times 10^{-4}$ ?

Il pH di una soluzione  $0.10\text{ M}$  di acido formico ( $\text{HCOOH}$ ) è 2.39. Qual è la  $K_a$  dell'acido?

**Problema di verifica** Il pH di una soluzione  $0.060\text{ M}$  di un acido debole monoprotico è 3.44. Calcola la  $K_a$  dell'acido.

L'acido ossalico ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) è una sostanza velenosa usata principalmente come sbiancante e agente detergente (per esempio, per rimuovere gli aloni nella vasca da bagno). Calcola le concentrazioni di tutte le specie presenti all'equilibrio in una soluzione  $0.10\text{ M}$ .

**Problema di verifica** Calcola le concentrazioni di  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  e degli ioni  $\text{HC}_2\text{O}_4^-$ ,  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  e  $\text{H}^+$  in una soluzione  $0.20\text{ M}$  di acido ossalico.

Qual è il pH di una soluzione  $0.40\text{ M}$  di ammoniaca?

**Problema di verifica** Calcola il pH di una soluzione  $0.26\text{ M}$  di metilammina (vedi Tabella 15.5).

Prevedi le forze relative degli ossoacidi in ciascuno dei seguenti gruppi: (a)  $\text{HClO}$ ,  $\text{HBrO}$  e  $\text{HIO}$ ; (b)  $\text{HNO}_3$  e  $\text{HNO}_2$ .

**Problema di verifica** Quale dei seguenti acidi è meno forte:  $\text{HClO}_3$  o  $\text{HClO}_2$ ?

Calcola il pH di una soluzione  $0.15\text{ M}$  di acetato di sodio ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ). Qual è la percentuale di idrolisi?

**Problema di verifica** Calcola il pH di una soluzione di  $0.24\text{ M}$  di formiato di sodio ( $\text{HCOONa}$ ).

Prevedi se le seguenti soluzioni saranno acide, basiche o circa neutre:  
(a)  $\text{NH}_4\text{I}$ , (b)  $\text{NaNO}_2$ , (c)  $\text{FeCl}_3$ , (d)  $\text{NH}_4\text{F}$ .

**Problema di verifica** Prevedi se le seguenti soluzioni saranno acide, basiche o quasi neutre: (a)  $\text{LiClO}_4$ , (b)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , (c)  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ , (d)  $\text{NH}_4\text{CN}$ .

## *Ripasso*

### *Concetti fondamentali e parole chiave*

- *Acido e base di Bronsted*
- *Proprietà acido-base dell'acqua*
- *Prodotto ionico dell'acqua*
- *pH e pOH*
- *Acidi forti e deboli, Basi forti e deboli*
- *Costante di ionizzazione acida e basica*
- *Calcolo del pH di una soluzione di acido debole e base debole, metodo esatto e approssimato*
- *Percentuale di ionizzazione*
- *Costanti di Ionizzazione di Coppie Coniugate Acido-Base*
- *Struttura molecolare e forza di un acido*
- *Idrolisi salina*
- *Gli amminoacidi*

## *Ripasso*

### *Domande ed esercizi utili*

*Eserciziario Chang, Overby capitolo 16*

#### *Domande*

*16.1-16.2*

*16.9-16.14*

*16.25-16.28*

*16.37-16.40*

*16.49-16.50*

*16.53-16.54*

*16.59-16.60*

*16.65-16.70*

*16.79-16.82*

#### *Esercizi*

*16.3-16.8*

*16.15-16.24*

*16.29-16.36*

*16.41-16.48*

*16.51-16.52*

*16.55-16.58*

*16.61-16.64*

*16.71-16.76*

*16.79-16.82*

*16.83; 16.85-16.86*

*16.96; 16.99-16.100*

*16.102, 16.108-16.109*

*16.115, 16.116*