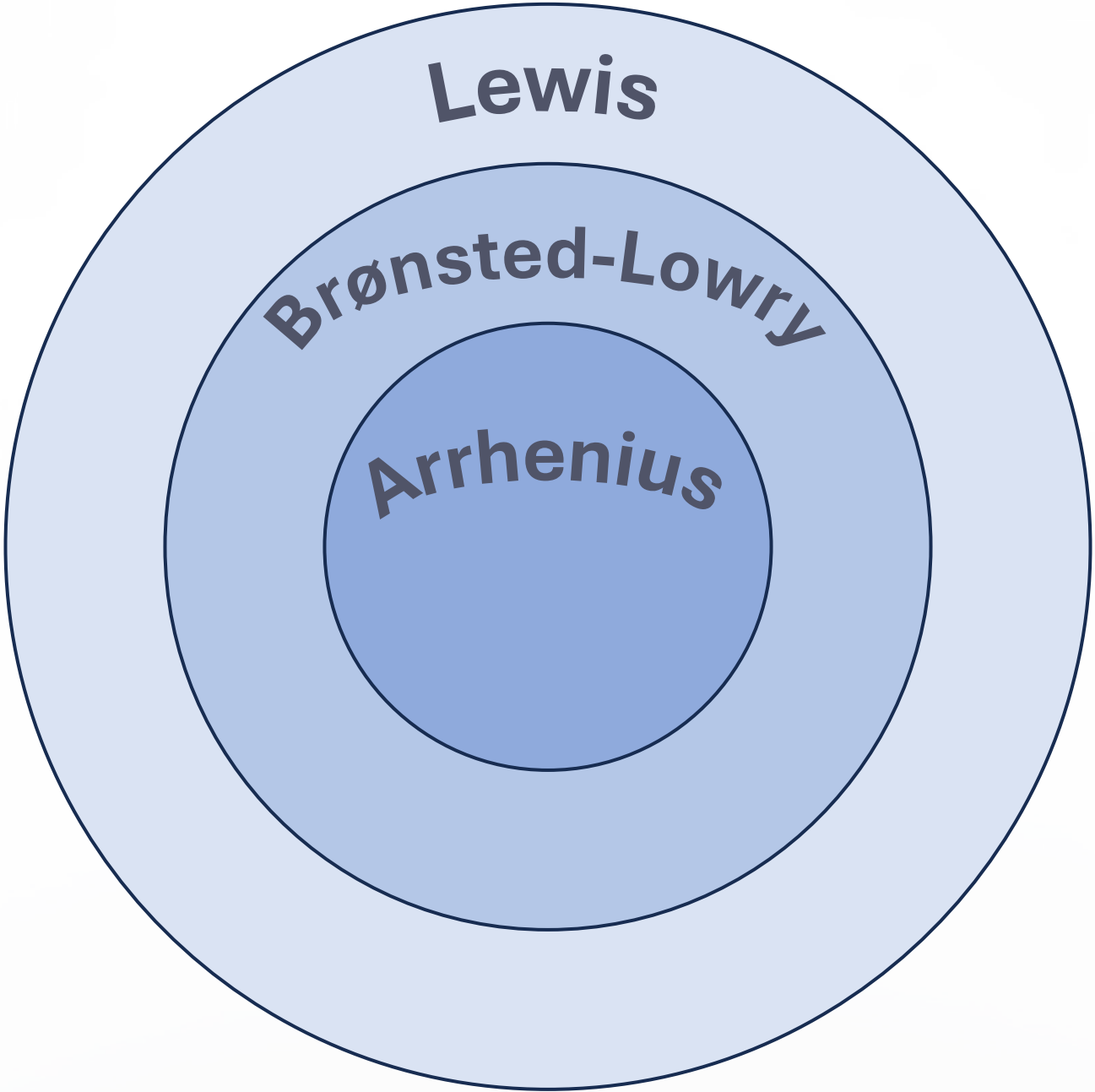


# ACIDI e BASI



# TRE TEORIE



# TEORIA DI ARRHENIUS

Il chimico svedese **Svante Arrhenius** osservò che acidi e basi in soluzione acquosa conducono la corrente elettrica, producendo ioni capaci di trasferire la carica elettrica.

## Definizione di Arrhenius:

- gli acidi sono sostanze che in acqua rilasciano ioni **H<sup>+</sup>** (idrogenioni)
- le basi sono sostanze che in acqua liberano ioni **OH<sup>-</sup>** (ioni ossidrile)

### Acidi → rilasciano H<sup>+</sup>



### Basi → rilasciano OH<sup>-</sup>



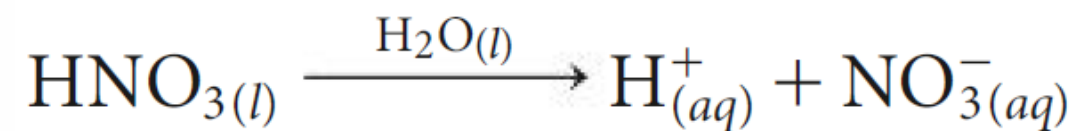
Il grande pregio di questa teoria è la **semplicità**: spiega efficacemente le reazioni di neutralizzazione e il comportamento di molti composti comuni.

## Acidi e Basi Forti

Si ionizzano o dissociano  
**COMPLETAMENTE**  
in acqua.

Esempi: HCl, HNO<sub>3</sub>, NaOH, KOH

Per gli acidi forti si usa una sola freccia da sinistra a destra:

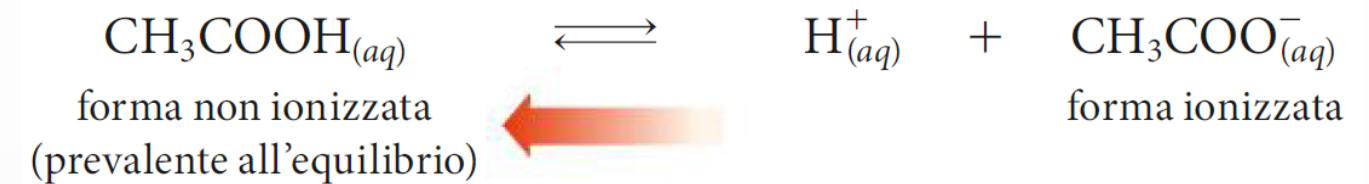


## Acidi e Basi Deboli

Si ionizzano o dissociano  
solo **PARZIALMENTE**  
in acqua.

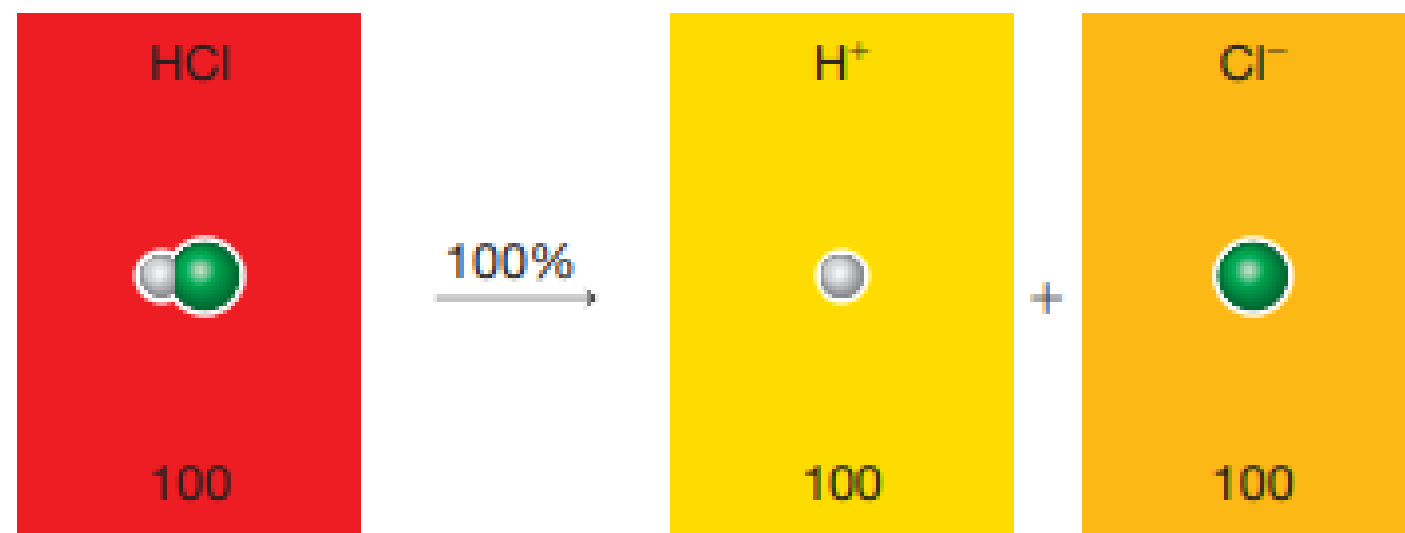
Esempi: CH<sub>3</sub>COOH (acido acetico), NH<sub>4</sub>OH

Per gli acidi deboli si usa una doppia freccia:

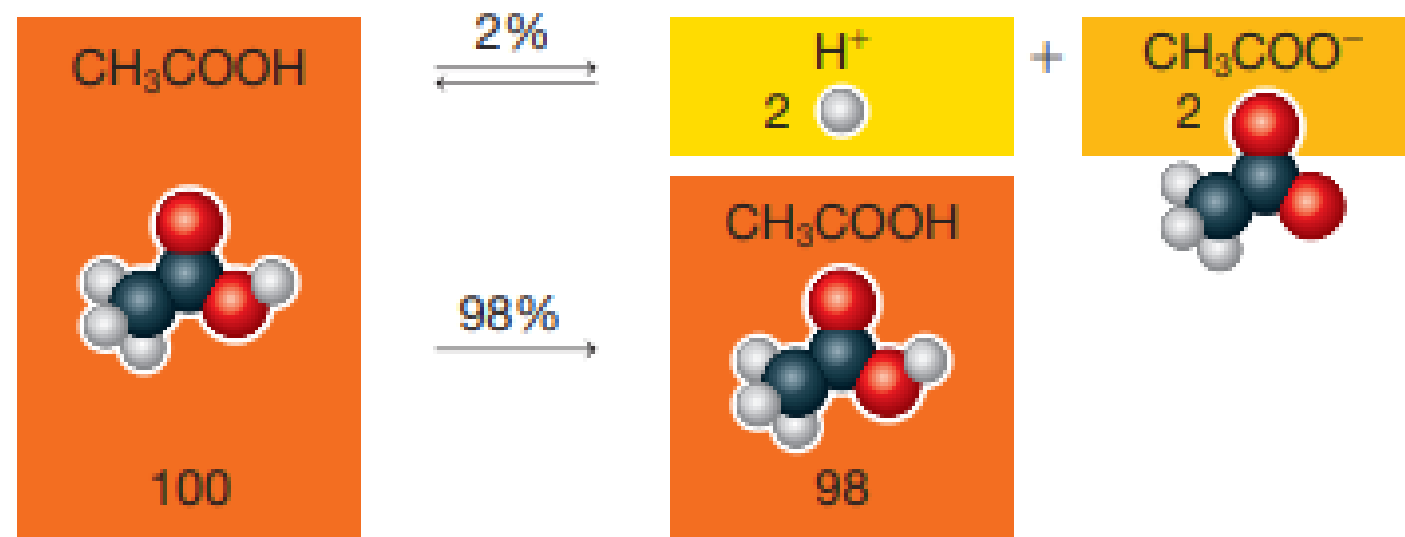


**ACIDO FORTE**

La ionizzazione completa produce un numero totale di particelle (200) doppio rispetto a quelle di partenza (100).

**ACIDO DEBOLE**

La ionizzazione parziale produce un numero di particelle (102) di poco superiore a quelle di partenza (100).



## Limiti della teoria di Arrhenius

- Si applica **solo ai sistemi acquosi** → non spiega il comportamento in altri solventi
- Alcune sostanze (es. la  $\text{CO}_2$ ) formano soluzioni acide in acqua, pur non contenendo atomi di H da cedere come  $\text{H}^+$
- Alcune sostanze (es l' $\text{NH}_3$ ) danno soluzioni basiche in acqua, senza possedere alcun gruppo  $\text{OH}^-$



# TEORIA DI BRØNSTED-LOWRY

Brønsted e Lowry proposero (nel **1923**) , indipendentemente, una teoria più ampia che superava i limiti di Arrhenius.

Il concetto chiave non è più la specie ionica rilasciata, ma il **TRASFERIMENTO DI UN PROTONE** da una specie chimica a un'altra.

## Definizione di Brønsted-Lowry:

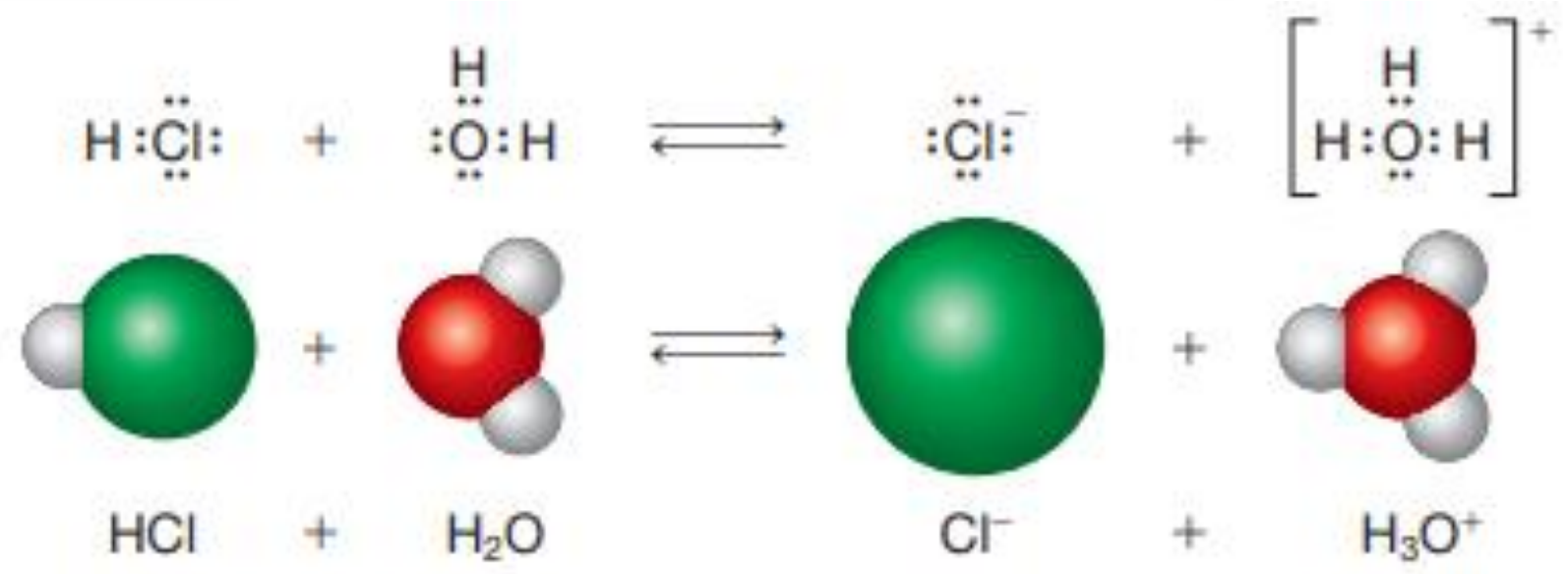
- un **acido** è una specie che cede uno ione  $H^+$  a un'altra
- una **base** è una specie che accetta uno ione  $H^+$  da un acido



Il comportamento acido o basico è quindi **relazionale** → una sostanza è acido solo in presenza di una base che possa accettare il protone, e viceversa.

Si parla perciò di **REAZIONI E EQUILIBRI ACIDO-BASE**

💡 **Connessione:** La teoria di Brønsted-Lowry *non si contrappone* ad Arrhenius → la estende. Tutti gli acidi-basi di Arrhenius sono tali anche secondo Brønsted-Lowry.



Quando un acido cede uno ione  $\text{H}^+$ , diventa esso stesso una base (poiché può riacquistare il protone) → questa specie è la **BASE CONIUGATA** dell'acido originario.

Analogamente, quando una base acquista  $\text{H}^+$  → diventa l'**ACIDO CONIUGATO** di quella base.

Esempio con l'acido acetico



$\text{CH}_3\text{COOH}$  = acido

$\text{H}_2\text{O}$  = base

$\text{CH}_3\text{COO}^-$  = base coniugata

$\text{H}_3\text{O}^+$  = acido coniugato

Esempio con l'ammoniaca

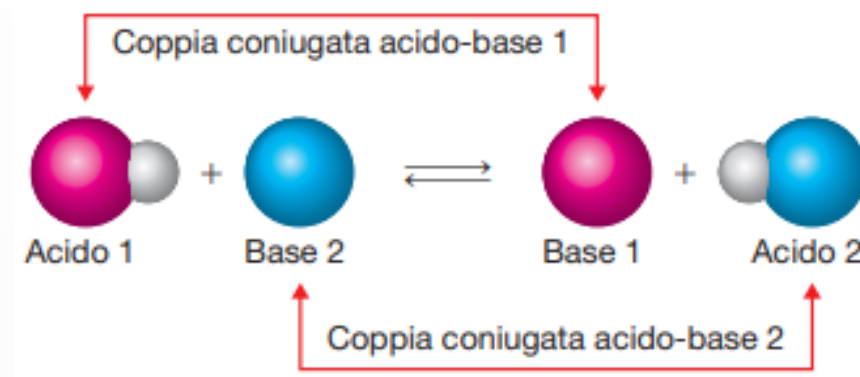


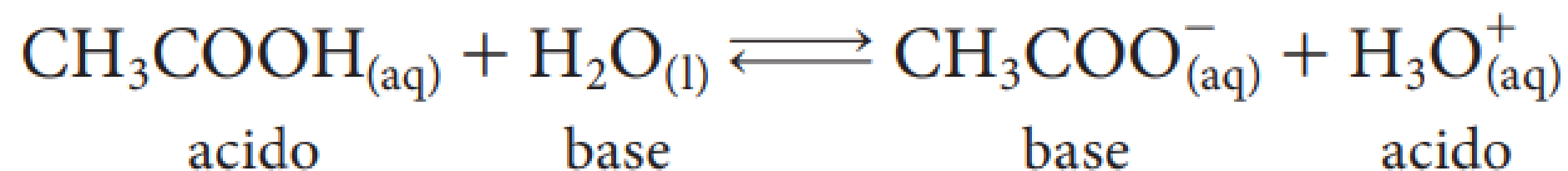
$\text{NH}_3$  = base

$\text{H}_2\text{O}$  = acido

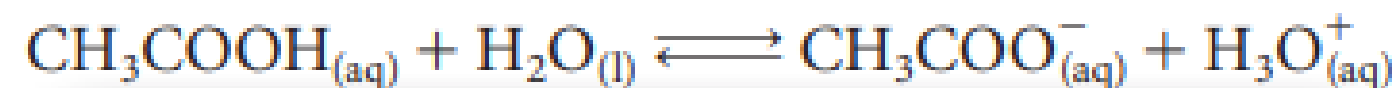
$\text{NH}_4^+$  = acido coniugato

$\text{OH}^-$  = base coniugata





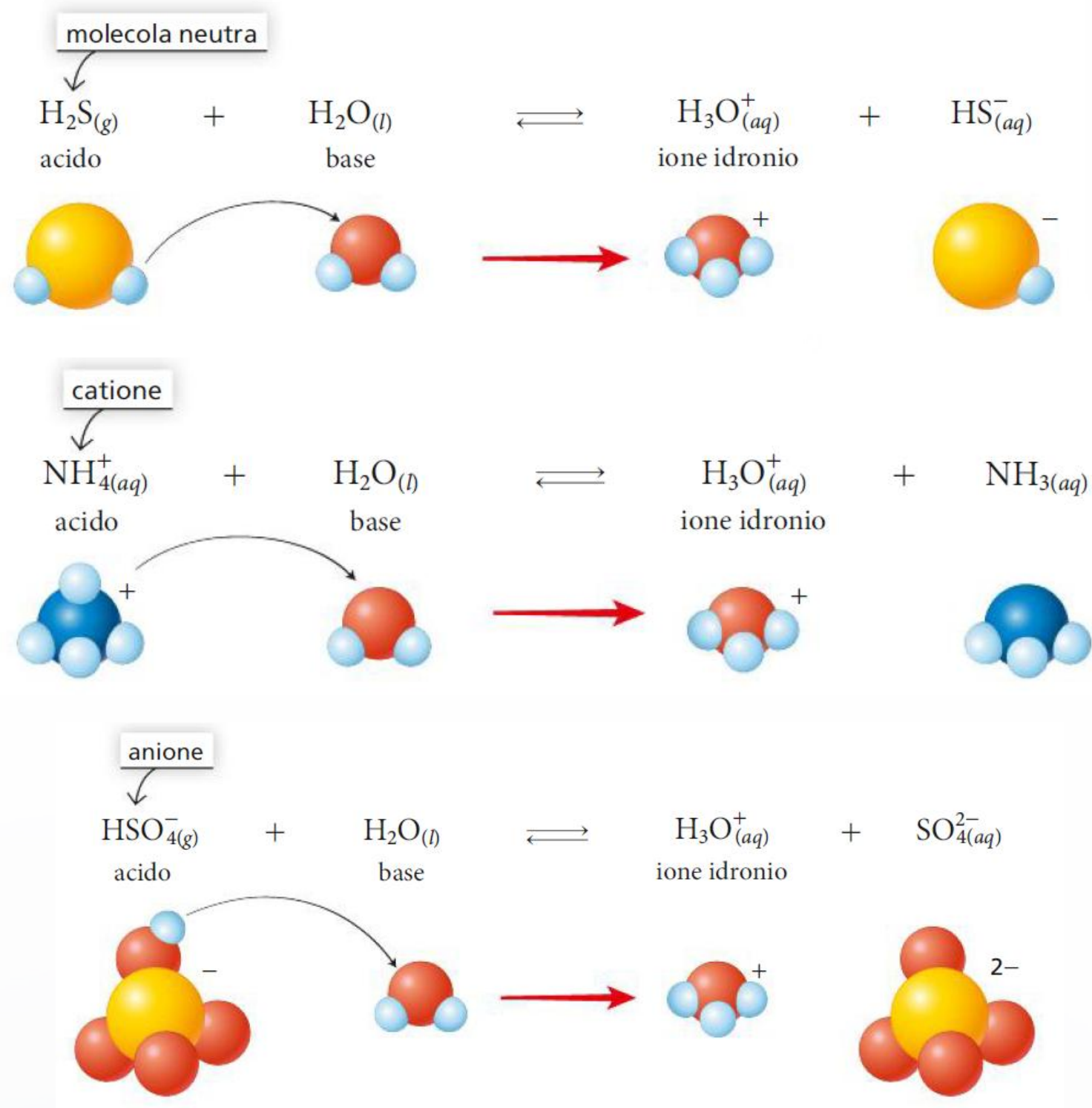
Rappresentazione in base alla teoria di Arrhenius



Rappresentazione in base alla teoria di Brønsted-Lowry

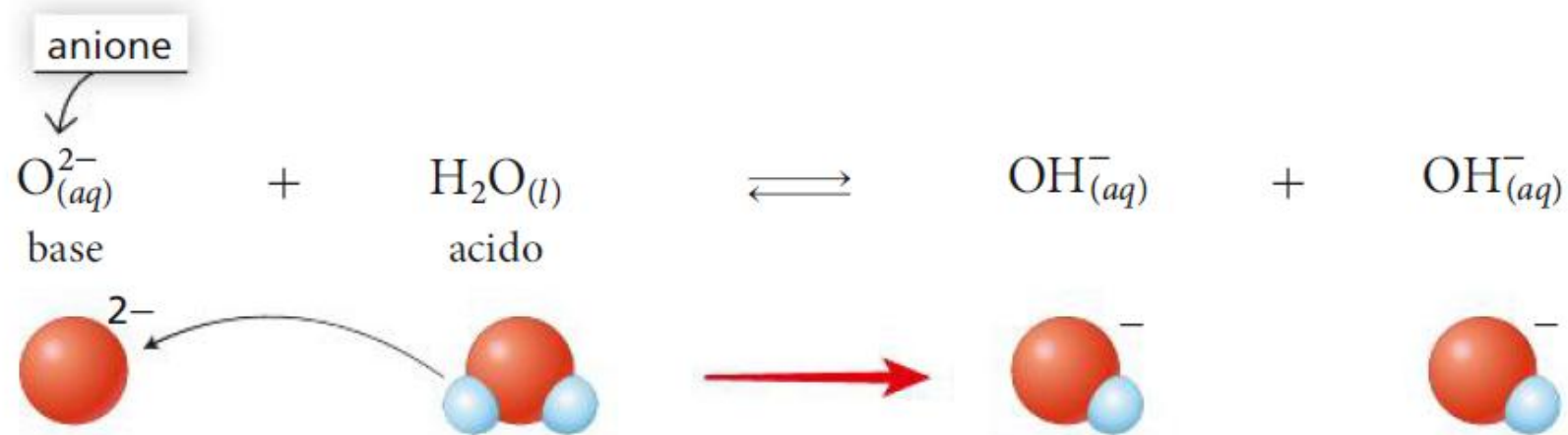
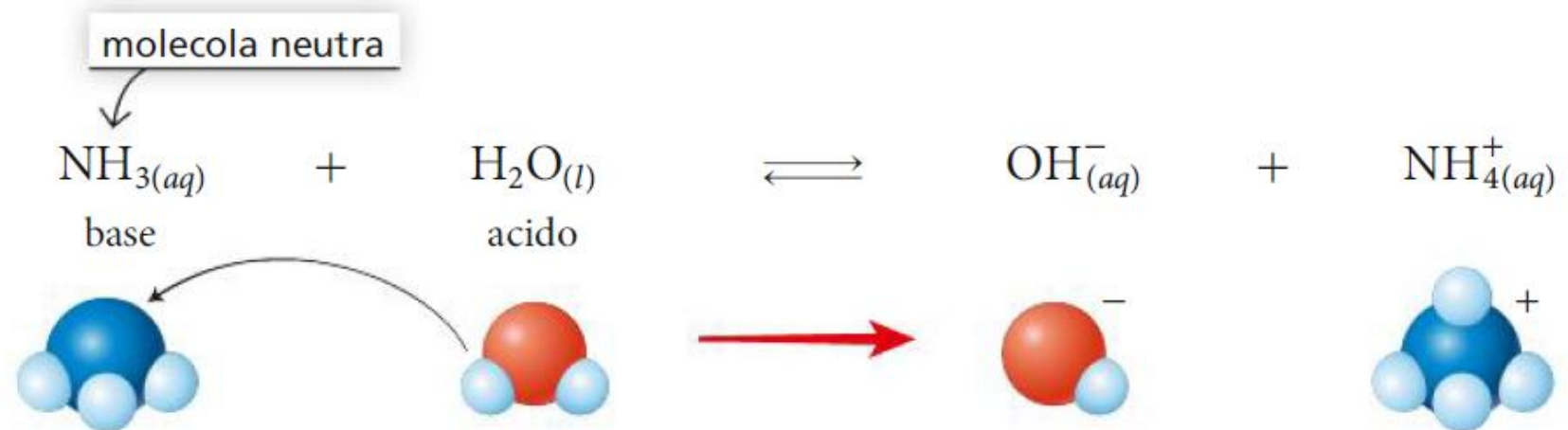
Il donatore di protoni può essere:

- una molecola neutra
- un catione
- un anione



L'accettore di protoni può essere:

- una molecola neutra
- un anione



# TEORIA LEWIS

Nel **1930**, Lewis propose la definizione più generale di acido e base, che include anche specie prive di protoni trasferibili.

Il criterio non è più il protone, ma la condivisione di **COPPIE DI ELETTRONI**.

## Definizione di Lewis:

- un **acido** è una specie che accetta un doppietto elettronico
- una **base** è una specie che dona un doppietto elettronico per formare un legame covalente

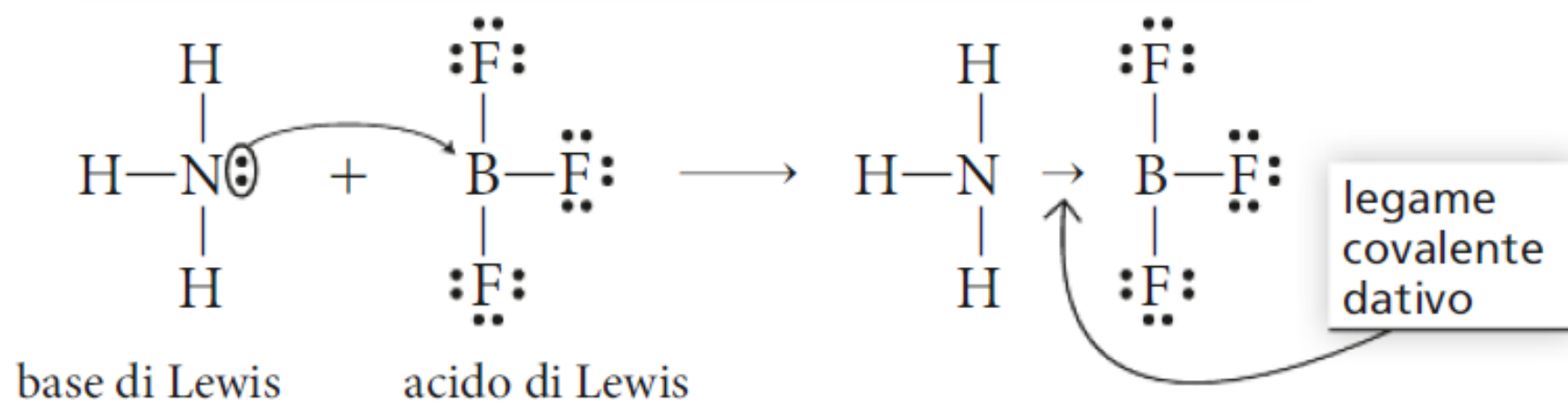
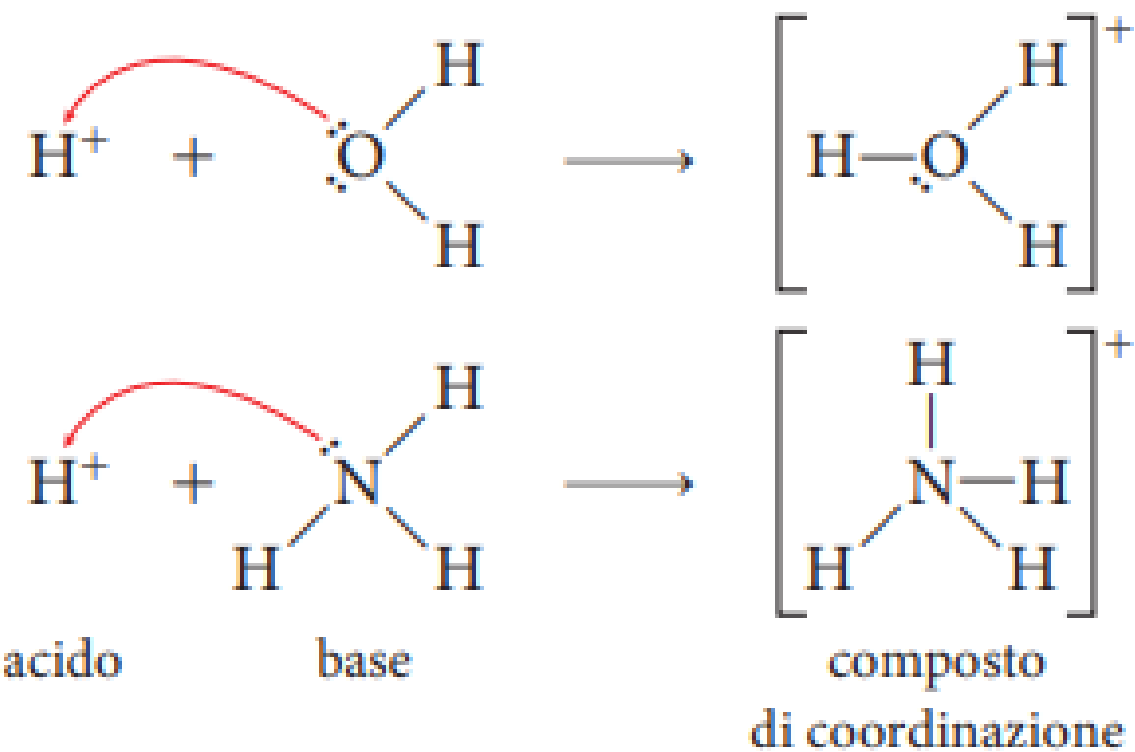
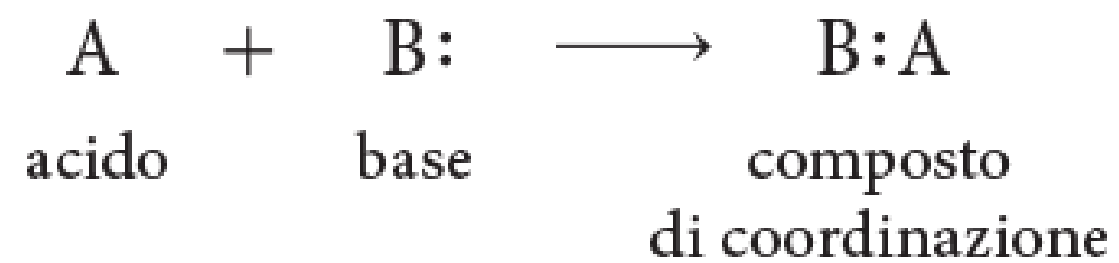
## Schema della reazione



Acido + Base → Composto di coordinazione

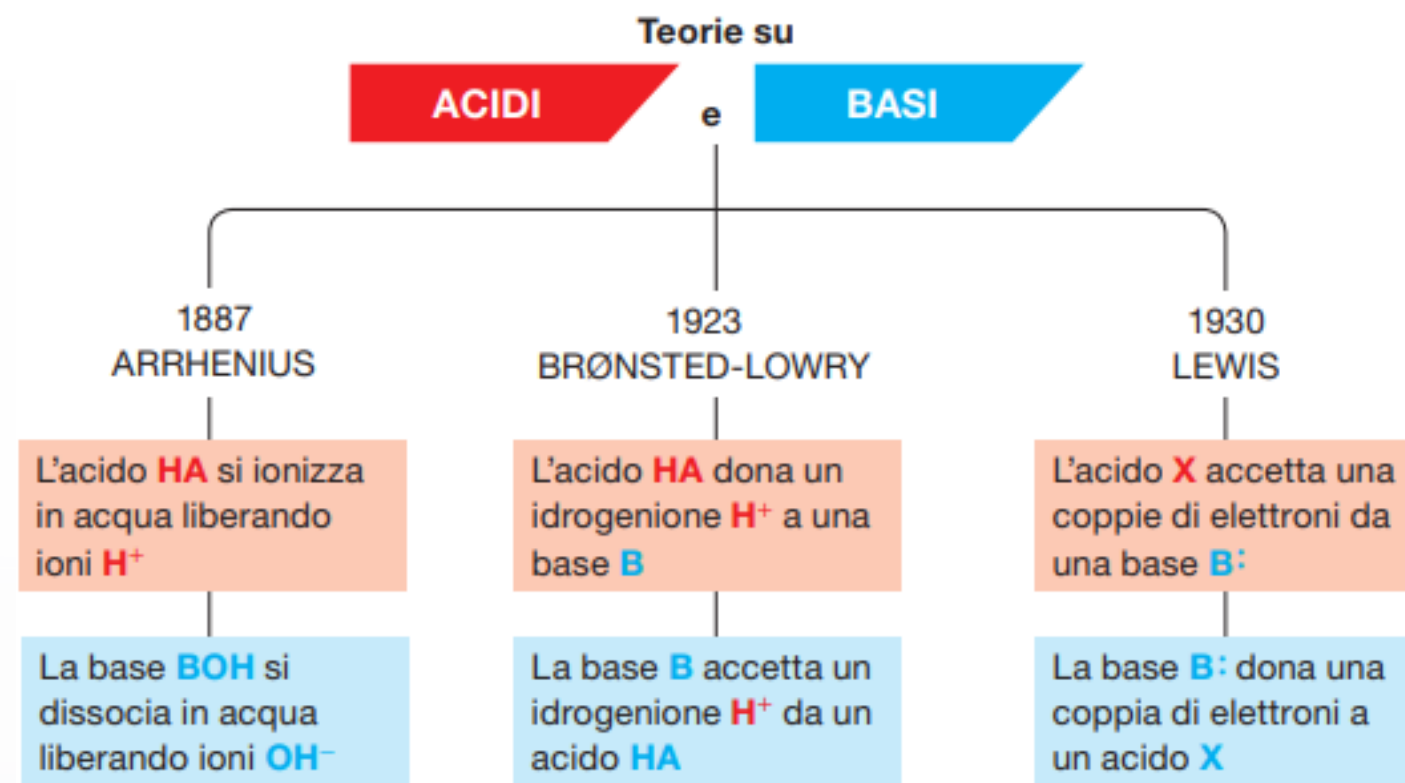
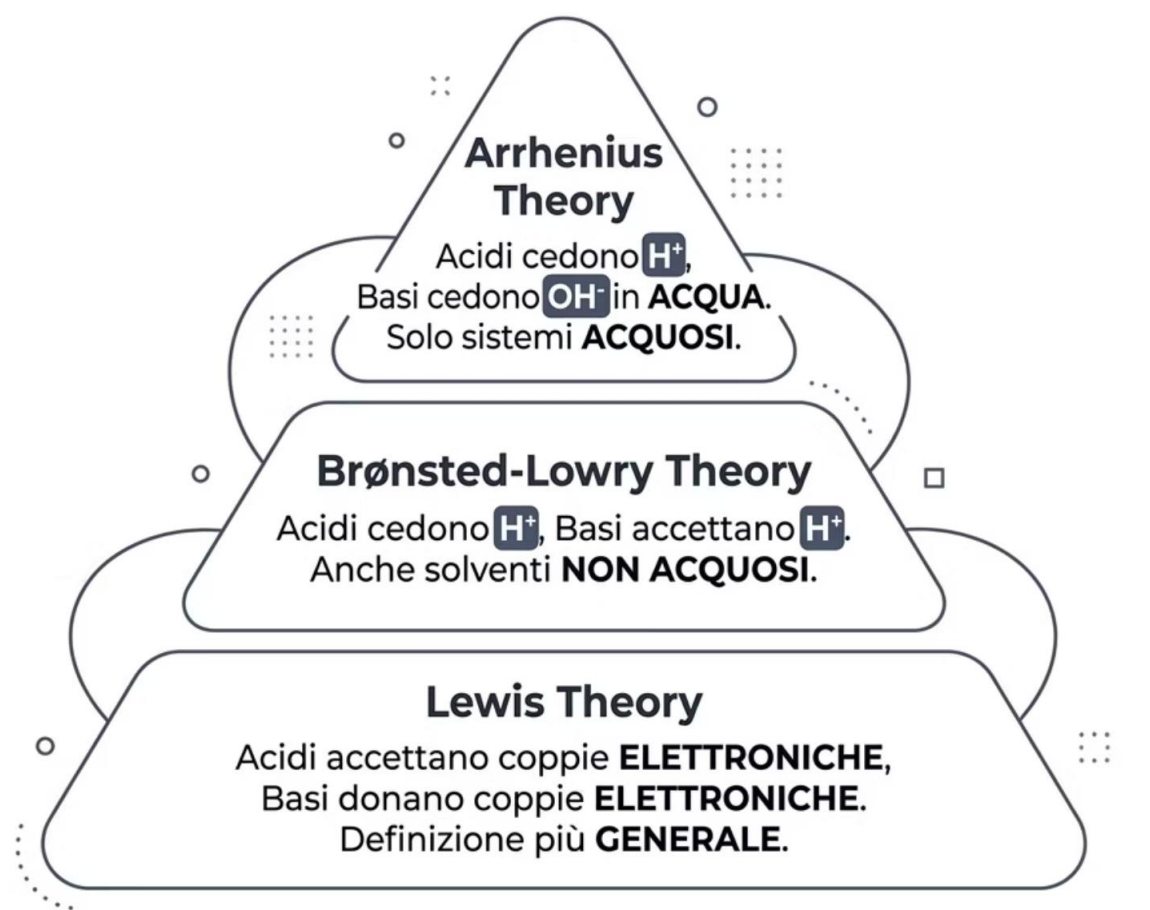
## Connessione con le teorie precedenti

- $H^+$  (acido di Brønsted-Lowry) è anche acido di Lewis: accetta elettroni.
- $NH_3$  (base di Brønsted-Lowry) è anche base di Lewis: dona elettroni.
- Tutte le basi di B-L sono basi di Lewis, ma non viceversa.



# CONFRONTO TRA LE TRE TEORIE

Le tre teorie non si escludono, ma si **estendono progressivamente**: ogni teoria successiva include la precedente come caso particolare e amplia il numero di specie classificabili come acidi o basi.



## Evoluzione nel tempo dei concetti di acido e di base

|       | Boyle (1660)                                                                               | Arrhenius (1887)                                                                        | Brønsted-Lowry (1922)                                                                                  | Lewis (1923)                                                                                                        |
|-------|--------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| ACIDO | Sostanza di sapore aspro, corrode i metalli e colora in rosso la cartina indicatrice.      | Sostanza che libera ioni $H^+$ in soluzione acquosa:<br>$HCl$ , $H_2SO_4$ , $HNO_3$ ... | Specie (molecola o ione) che cede un protone a una base:<br>$HCl$ , $H_2O$ , $HSO_4^-$ , $NH_4^+$ ...  | Specie (molecola o ione) capace di accettare un doppietto elettronico:<br>$H^+$ , $AlCl_3$ , $Fe^{3+}$ ...          |
| BASE  | Sostanza scivolosa al tatto, neutralizza gli acidi e colora in blu la cartina indicatrice. | Sostanza che libera ioni $OH^-$ in soluzione acquosa:<br>$NaOH$ , $Ca(OH)_2$ ...        | Specie (molecola o ione) che acquista un protone da un acido:<br>$Cl^-$ , $H_2O$ , $OH^-$ , $NH_3$ ... | Specie (molecola o ione) capace di mettere a disposizione un doppietto elettronico:<br>$NH_3$ , $OH^-$ , $H_2O$ ... |

## Piccola esercitazione

Le seguenti sostanze danno soluzioni basiche. Quali sono basi secondo Arrhenius e quali lo sono secondo la definizione di Brønsted-Lowry?

1. NaOH

2. HS<sup>-</sup>

3. NH<sub>3</sub>

4. HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>

5. Ba(OH)<sub>2</sub>

# Soluzioni commentate

| Sostanza                         | Base di Arrhenius                                       | Base di Brønsted-Lowry                                                                                           |
|----------------------------------|---------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1. NaOH                          | <b>SI</b> ✓<br>in acqua libera OH <sup>-</sup>          | <b>SI</b> ✓<br>lo ione OH <sup>-</sup> può accettare un protone formando H <sub>2</sub> O                        |
| 2. HS <sup>-</sup>               | <b>NO</b><br>non libera direttamente OH <sup>-</sup>    | <b>SI</b> ✓<br>può accettare un H <sup>+</sup> formando H <sub>2</sub> S                                         |
| 3. NH <sub>3</sub>               | <b>NO</b><br>non contiene OH <sup>-</sup>               | <b>SI</b> ✓<br>in acqua accetta un H <sup>+</sup> formando NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> e genera OH <sup>-</sup> |
| 4. HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> | <b>NO</b><br>non contiene OH <sup>-</sup>               | <b>SI</b> ✓<br>può accettare un H <sup>+</sup> formando H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>                           |
| 5. Ba(OH) <sub>2</sub>           | <b>SI</b> ✓<br>in acqua libera due ioni OH <sup>-</sup> | <b>SI</b> ✓<br>gli OH <sup>-</sup> possono accettare un H <sup>+</sup>                                           |

## Piccola esercitazione

Individuando le coppie coniugate acido-base delle seguenti reazioni:



Soluzioni commentate

| Reazione bilanciata                                                                              | Acido                   | Base                 | Coppie acido-base coniugate                                           |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------|----------------------|-----------------------------------------------------------------------|
| 1. $\text{KOH} + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$ | $\text{NH}_4^+$         | $\text{OH}^-$        | $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$<br>$\text{OH}^-/\text{H}_2\text{O}$       |
| 2. $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$              | $\text{HCl}$            | $\text{H}_2\text{O}$ | $\text{HCl}/\text{Cl}^-$<br>$\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^+$ |
| 3. $\text{NH}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{OH}^-$                    | $\text{H}_2\text{O}$    | $\text{NH}_2^-$      | $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$<br>$\text{NH}_2^-/\text{NH}_3$       |
| 4. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{HSO}_4^-$              | $\text{H}_2\text{SO}_4$ | $\text{NH}_3$        | $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{HSO}_4^-$<br>$\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ |

# L'ACQUA

Dagli esempi precedenti emerge un fatto sorprendente: nei due equilibri discussi, l'acqua si comporta una volta da **base** (accetta  $\text{H}^+$  dall'acido acetico) e una volta da **acido** (cede  $\text{H}^+$  all'ammoniaca).

Questa doppia natura è definita **comportamento ANFOTERO**.

## $\text{H}_2\text{O}$ come **BASE**

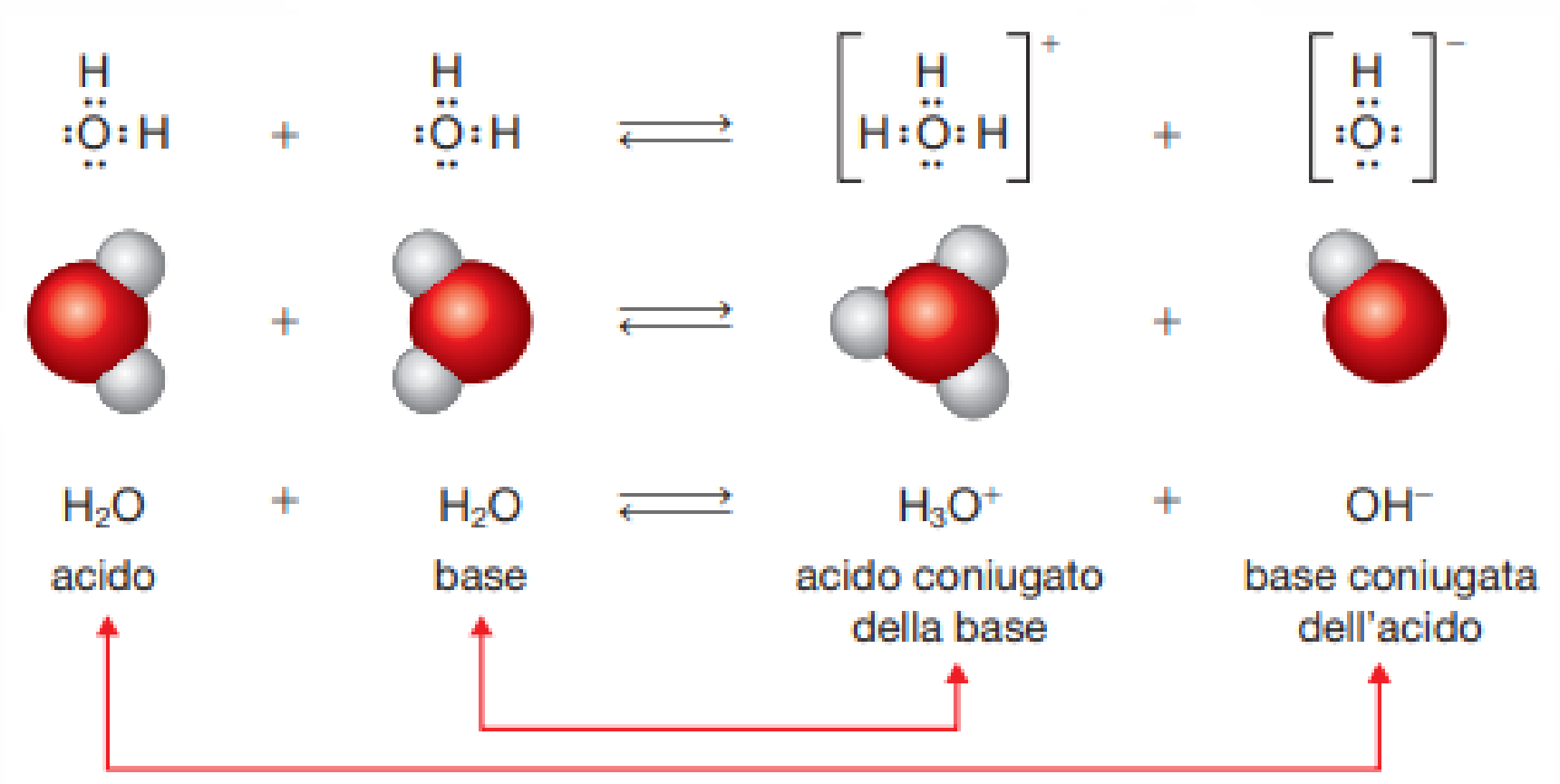
Accetta  $\text{H}^+$  da un acido (es.  $\text{CH}_3\text{COOH}$ )  
→ formando lo ione  $\text{H}_3\text{O}^+$  (ione ossonio).

## $\text{H}_2\text{O}$ come **ACIDO**

Cede  $\text{H}^+$  a una base (es.  $\text{NH}_3$ )  
→ formando lo ione  $\text{OH}^-$  (ione ossidrile).

Nella teoria di **Arrhenius**, l'acqua è solo un solvente passivo.

In quella di **Brønsted-Lowry** è invece un reagente attivo che compare nell'equazione chimica e partecipa direttamente al trasferimento protonico.



# AUTOIONIZZAZIONE DELL'ACQUA

Anche l'acqua pura, seppur in misura minima, si ionizza autonomamente → una molecola d'acqua cede un  $H^+$  a un'altra, comportandosi simultaneamente da acido e da base.

Questo processo è detto **autoionizzazione** o **AUTOPROTOLISI**.



$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]^2}$$

$$K_{eq} \cdot [H_2O]^2 = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

## Prodotto ionico dell'acqua

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

Il  $K_w$  è costante in tutte le soluzioni acquose a 25 °C.

## In acqua pura

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

L'equilibrio è fortemente spostato a sinistra: solo ~1 molecola ogni 500 milioni si ionizza.

# SOLUZIONI ACIDE, BASICHE E NEUTRE

Il rapporto tra le concentrazioni di  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$  determina il carattere di una soluzione.

poiché il prodotto  $[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = K_w$  è sempre costante

→ aumentare una delle due concentrazioni implica necessariamente la diminuzione dell'altra.

## NEUTRA

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

$$= 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$$

Es: acqua pura a 25 °C

## ACIDA

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

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

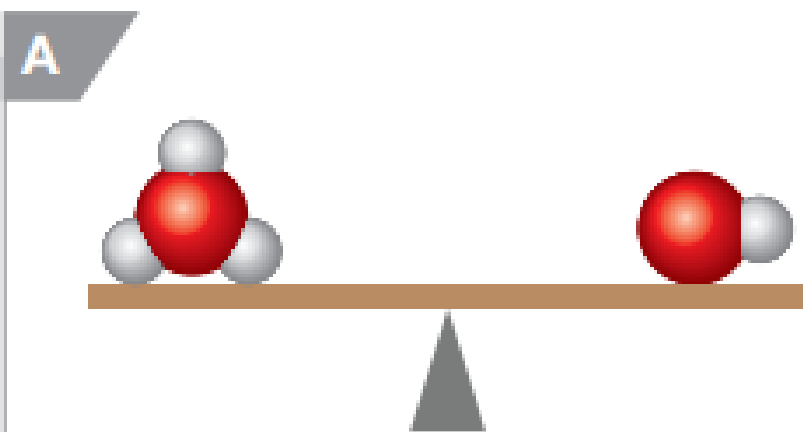
Es: aceto, succo di limone

## BASICA

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

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

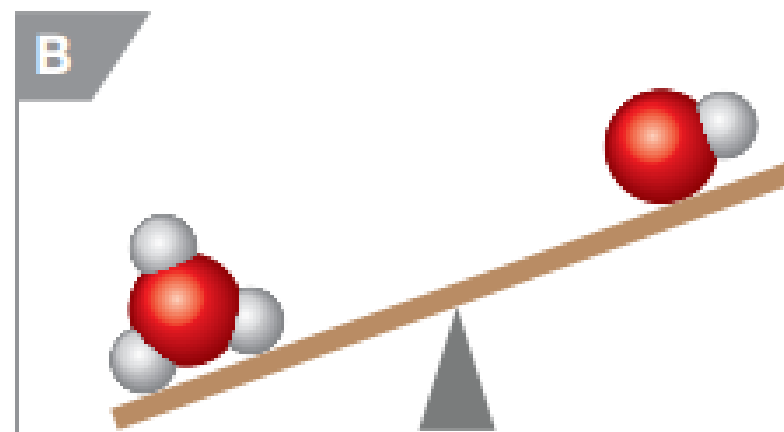
Es: sapone, candeggina



**Soluzione neutra**



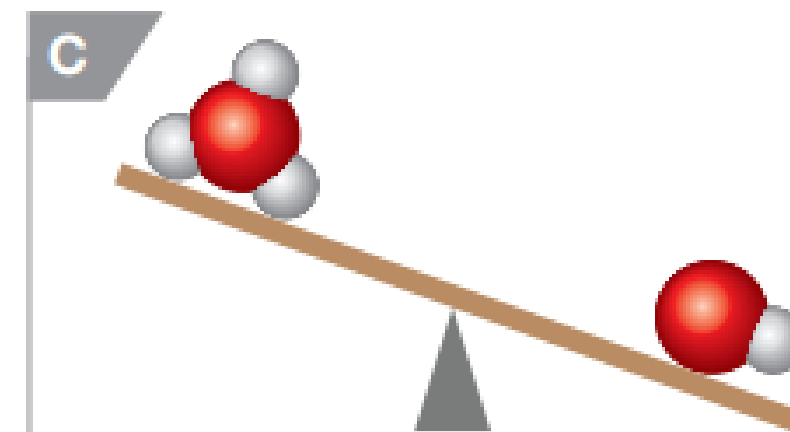
La concentrazione degli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  è uguale a quella degli ioni  $\text{OH}^-$



**Soluzione acida**



Prevale la concentrazione degli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$



**Soluzione basica**



Prevale la concentrazione degli ioni  $\text{OH}^-$

# pH

Lavorare con concentrazioni dell'ordine di  $10^{-7}$  mol/L è scomodo. Per semplificare, nel **1909** il chimico danese Søren Sørensen introdusse il concetto di **pH** (potenziale idrogeno).

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

1

Scrivi la concentrazione in forma esponenziale

Es:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-4} \text{ M}$

2

Prendi il logaritmo in base 10

$\log_{10}(1,0 \times 10^{-4}) = -4$

3

Cambia il segno

$\text{pH} = -(-4) = 4$

 **Regola pratica TOLC:** Se  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-n} \text{ M}$ , allora **pH = n**. Per valori non interi occorre il calcolo logaritmico.

# pOH

Analogamente al pH, si definisce il **pOH** come il logaritmo negativo della concentrazione degli ioni OH<sup>-</sup>:

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

Poiché  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ , applicando il logaritmo negativo a entrambi i membri si ottiene la relazione fondamentale valida per tutte le soluzioni acquose a 25 °C:

# RELAZIONE FONDAMENTALE

Poiché  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ , applicando il logaritmo negativo a entrambi i membri si ottiene la relazione fondamentale valida per tutte le soluzioni acquose a 25 °C:

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_w = 14$$

$$\text{pH} < 7$$

**Soluzione Acida**

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 7$$

**Soluzione Neutra**

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

$$\text{pH} > 7$$

**Soluzione Basica**

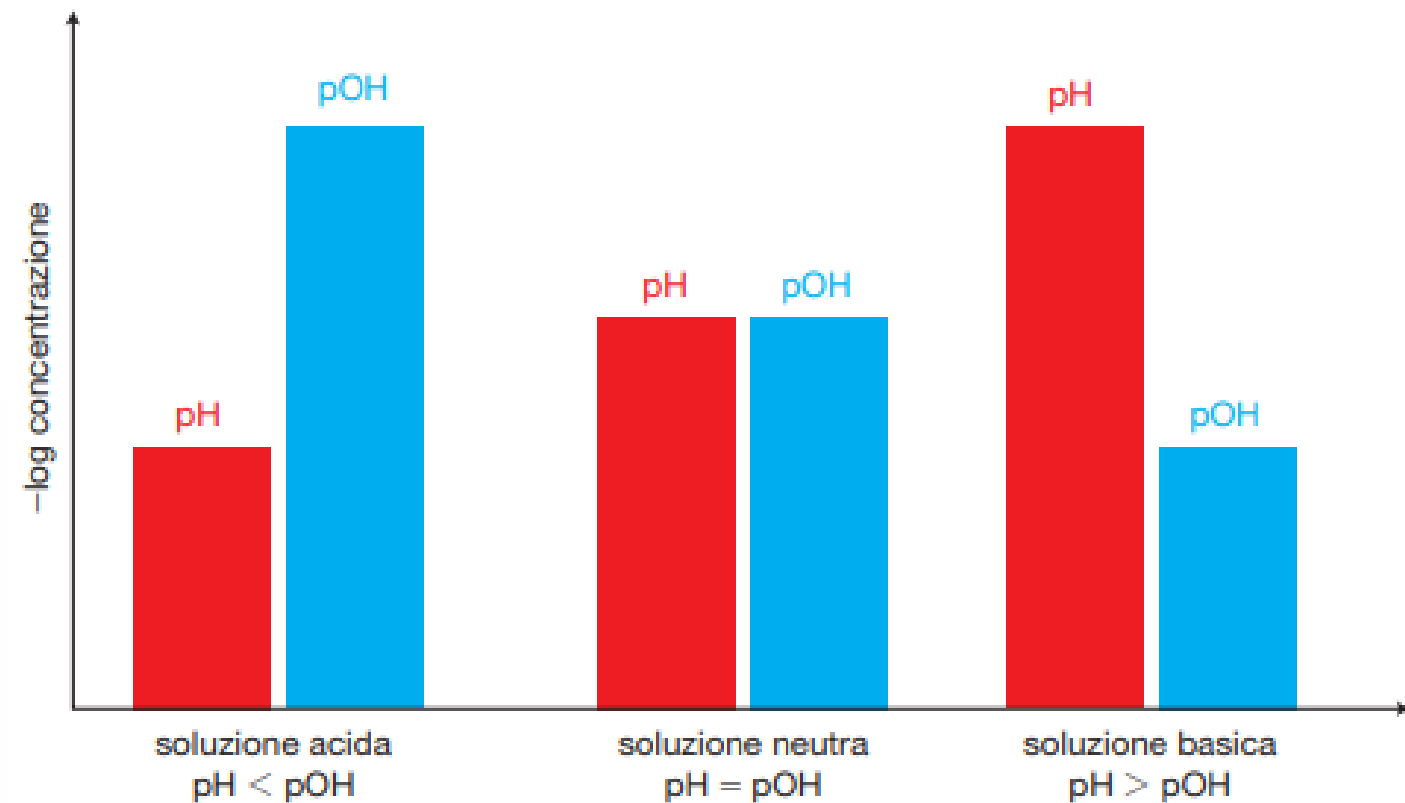
$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M}$$

# LA SCALA DEL pH

Un aspetto cruciale della scala del pH è la sua **NATURA LOGARITMICA**

→ ogni variazione di **una unità di pH** corrisponde a una variazione di un fattore **10** nella concentrazione degli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

Una variazione di due unità corrisponde a un fattore 100, e così via.



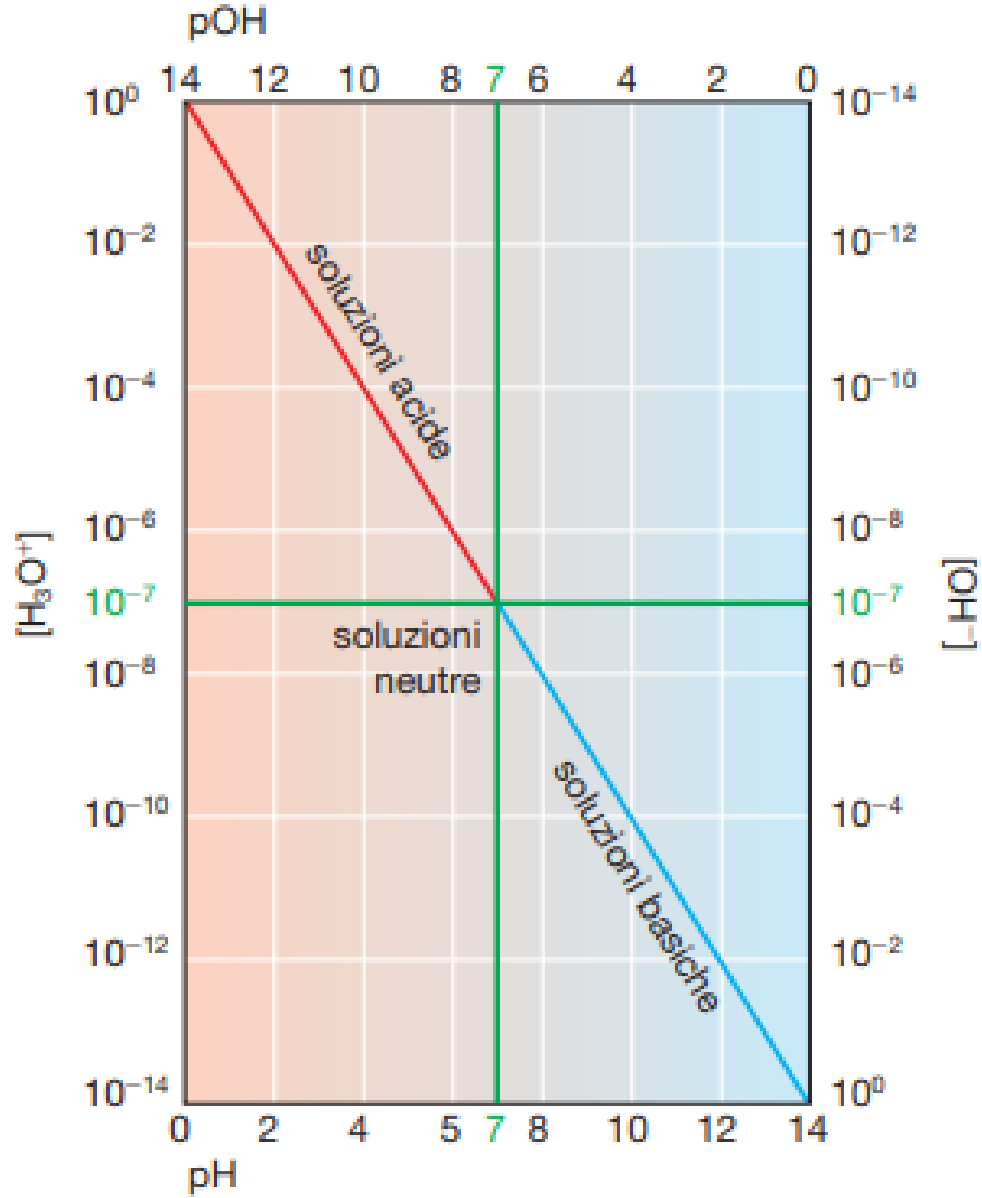
10

Rippa, Macario, Pettinari, Tucci *Viaggio nella chimica* © Zanichelli editore 2021

12

⚠ Una soluzione a  $\text{pH} = 4$  ha una concentrazione di  $\text{H}_3\text{O}^+$  **100 volte maggiore** di una a  $\text{pH} = 6$ : la scala è logaritmica, non lineare!

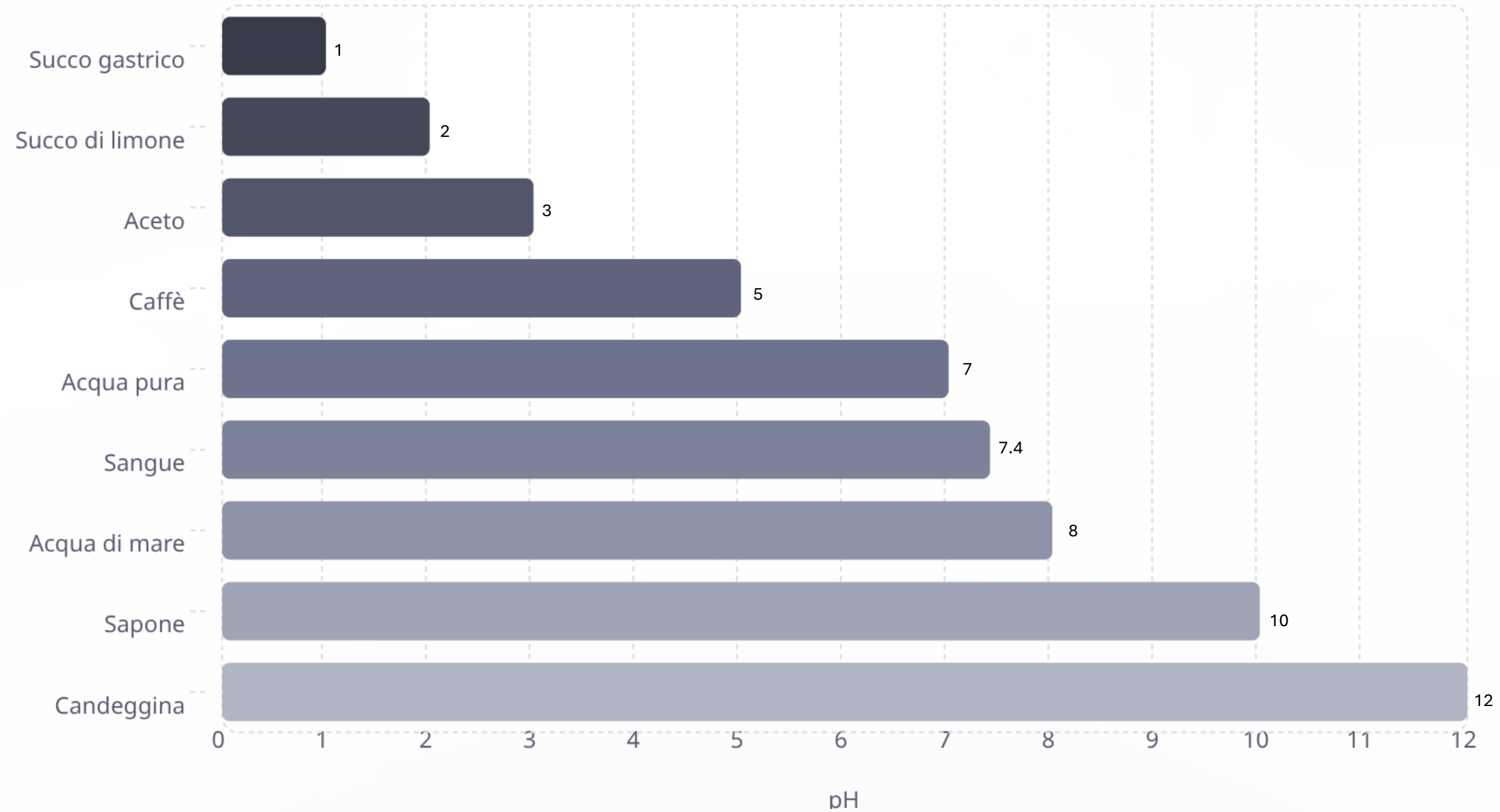
| pH | [H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ] | pOH | [OH <sup>-</sup> ] | Proprietà della soluzione |
|----|----------------------------------|-----|--------------------|---------------------------|
| 0  | 10 <sup>0</sup>                  | 14  | 10 <sup>-14</sup>  | Acida                     |
| 1  | 10 <sup>-1</sup>                 | 13  | 10 <sup>-13</sup>  | Acida                     |
| 2  | 10 <sup>-2</sup>                 | 12  | 10 <sup>-12</sup>  | Acida                     |
| 3  | 10 <sup>-3</sup>                 | 11  | 10 <sup>-11</sup>  | Acida                     |
| 4  | 10 <sup>-4</sup>                 | 10  | 10 <sup>-10</sup>  | Acida                     |
| 5  | 10 <sup>-5</sup>                 | 9   | 10 <sup>-9</sup>   | Acida                     |
| 6  | 10 <sup>-6</sup>                 | 8   | 10 <sup>-8</sup>   | Acida                     |
| 7  | 10 <sup>-7</sup>                 | 7   | 10 <sup>-7</sup>   | Neutra                    |
| 8  | 10 <sup>-8</sup>                 | 6   | 10 <sup>-6</sup>   | Basica                    |
| 9  | 10 <sup>-9</sup>                 | 5   | 10 <sup>-5</sup>   | Basica                    |
| 10 | 10 <sup>-10</sup>                | 4   | 10 <sup>-4</sup>   | Basica                    |
| 11 | 10 <sup>-11</sup>                | 3   | 10 <sup>-3</sup>   | Basica                    |
| 12 | 10 <sup>-12</sup>                | 2   | 10 <sup>-2</sup>   | Basica                    |
| 13 | 10 <sup>-13</sup>                | 1   | 10 <sup>-1</sup>   | Basica                    |
| 14 | 10 <sup>-14</sup>                | 0   | 10 <sup>0</sup>    | Basica                    |



È importante notare che la concentrazione degli ioni ossonio diminuisce quando il pH aumenta, e viceversa:

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

Soluzione

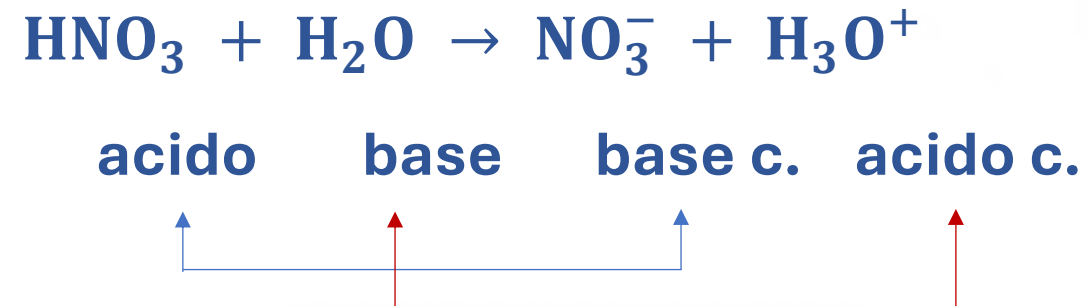


## Piccola esercitazione

1. Sapendo che l'acido nitrico ( $\text{HNO}_3$ ) è un acido forte completamente dissociato in soluzione acquosa.
  - a. Scrivere la reazione acido-base bilanciata di dissociazione dell'acido nitrico in acqua distillata e indicare il comportamento di ciascuna specie utilizzando le definizioni di Brønsted-Lowry.
  - b. Calcolare la concentrazione di  $\text{H}_3\text{O}^+$  di una soluzione acquosa avente un  $\text{pH} = 3,5$ .

## Soluzione commentata

- a. La reazione acido-base bilanciata con le indicazioni del comportamento di ciascuna specie



- b. Se il pH deve essere 3,5 allora possiamo scrivere che:

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,5$$

da cui

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3.5} \text{ mol/l} = 3,162 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$



### Regola pratica per il TOLC

Per individuare rapidamente le coppie coniugate:

- **L'acido perde un  $\text{H}^+$**  → diventa la **base coniugata**.
- **La base acquista un  $\text{H}^+$**  → diventa l'**acido coniugato**.

## Piccola esercitazione

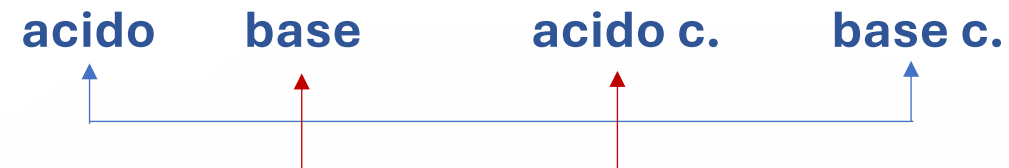
**2.** Sapendo che l'acido cloridrico (HCl) è un acido forte completamente dissociato in soluzione acquosa.

- a.** Scrivere la reazione acido-base bilanciata di dissociazione dell'acido cloridrico in acqua secondo la teoria di Brønsted-Lowry, indicando le coppie acido-base coniugate.
- b.** Calcolare le moli di HCl necessarie per preparare 2 L di una soluzione acquosa con  $\text{pH} = 2$ .

## Soluzione commentata

### a) Reazione acido-base

Secondo Brønsted-Lowry, l'HCl cede un protone all'acqua:



### b) Calcolo delle moli di HCl

Per calcolare le moli di HCl necessarie per preparare dobbiamo calcolare la concentrazione degli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  che portano ad un  $\text{pH} = 2$ . Poiché il rapporto tra  $\text{H}_3\text{O}^+$  e HCl è 1:1 (dai coefficienti stechiometrici della reazione), conosciamo anche la concentrazione di HCl presente nella soluzione.

Conoscendo il volume totale della soluzione possiamo usare la formula inversa della concentrazione per ottenere il numero di moli.

### 1. Calcolare la concentrazione degli ioni $\text{H}_3\text{O}^+$

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

si ha:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} = 0,01 \text{ mol/L}$$

### 3. Calcolare le moli di HCl

Poiché HCl è un **acido forte**, si dissocia completamente ed essendo il rapporto è **1 : 1**, si ha che



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0,01 \text{ mol/L}$$

### 2. Calcolare le moli di HCl

$$n = C \times V = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 2 \text{ L} = 0,02 \text{ mol}$$

$$\boxed{n_{\text{HCl}} = 0,02 \text{ mol}}$$

## Piccola esercitazione

**3.** L'idrossido di sodio (NaOH) è una base forte completamente dissociata in soluzione acquosa.

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 0,20 mol di NaOH in acqua fino a un volume finale di 2,0 L.

## Soluzione commentata

### 1. Calcolare la concentrazione della base

$$C = \frac{n^{\circ} \text{ mol}}{\text{Vol}_{\text{soluzione}}}$$

dove:

- $n = 0,20 \text{ mol}$
- $V = 2,0 \text{ L}$

$$[\text{NaOH}] = \frac{0,20 \text{ mol}}{2,0 \text{ L}} = 0,10 \text{ mol/L}$$

Poiché il NaOH è una **base forte**, si dissocia completamente:



quindi:

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,10 \text{ mol/L}$$

## 2. Calcolare il pOH

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,10) = -\log(10^{-1}) = 1$$

## 3. Calcolare il pH

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - 1 = 13$$

**Risultato**

$$\text{pH} = 13$$

# MISURARE IL pH

## Indicatori di pH

Sostanze che cambiano colore al variare del pH. Ogni indicatore ha un **punto di viraggio**, cioè il valore di pH a cui avviene il cambio di colore.

- **Tornasole:** rosso in acido, blu in base
- **Indicatore universale:** miscela di 3-4 indicatori, copre tutto l'intervallo 0–14
- Utilizzo: cartine indicatrici, gocce in soluzione

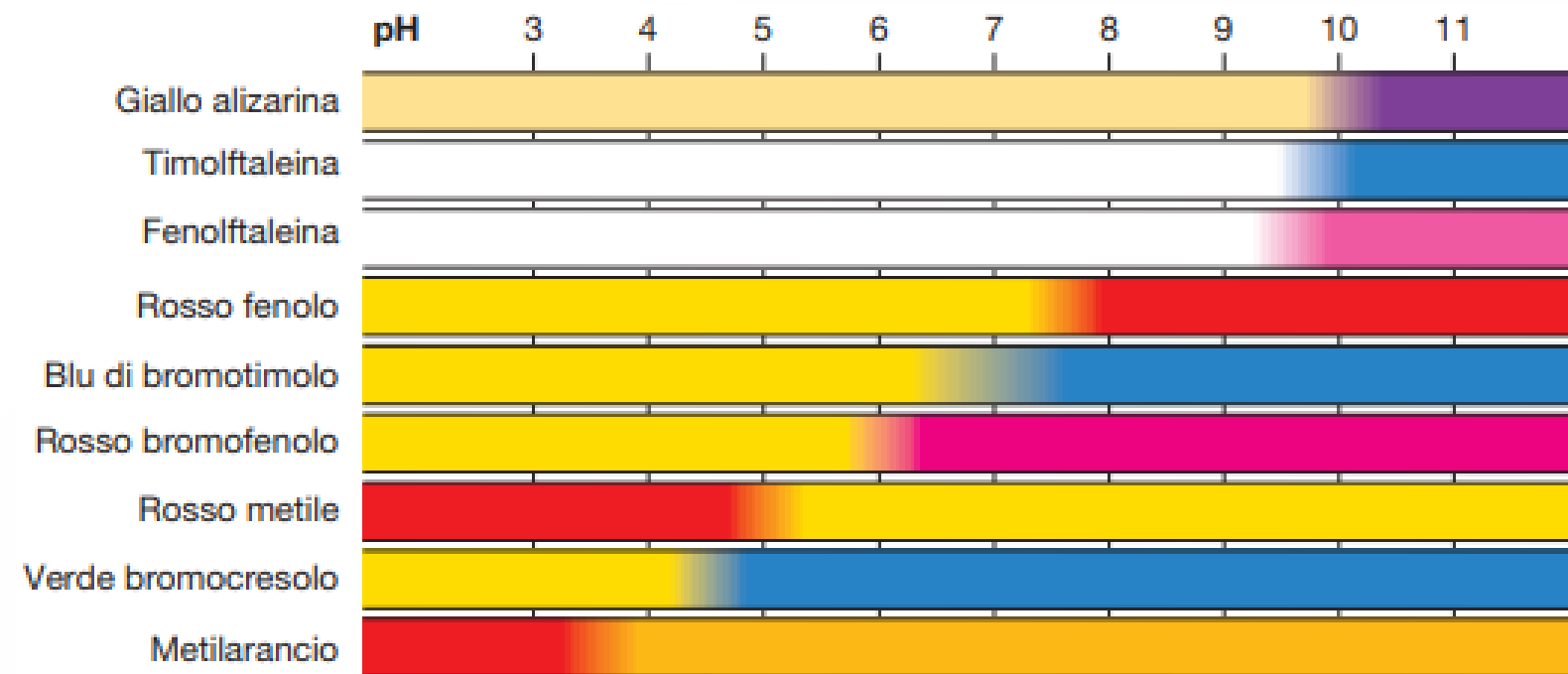
## pH-metro

Strumento elettronico dotato di un **elettrodo di vetro** sensibile agli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Permette misure precise e continue durante una reazione.

- Va **calibrato** con soluzioni a pH noto prima dell'uso
- Richiede **correzione per la temperatura** ( $K_w$  varia con T)
- Molti modelli correggono automaticamente il valore



L'indicatore universale assume un colore rosso-arancione a pH acido, vira al giallo-verde a pH neutro, fino a diventare blu-viola a pH basico.



Ogni indicatore ha un suo **PUNTO DI VIRAGGIO**: un indicatore permette di sapere se il pH di una soluzione è maggiore o minore del valore del suo pH di viraggio.

# SOLUZIONI TAMPONE

## Il problema

Perché il pH del sangue rimane quasi costante anche quando introduciamo cibi acidi o basici?

Perché Una singola goccia di acido solforico concentrato in un litro d'acqua fa crollare il pH da 7 a meno di 3.

Anche il  $\text{CO}_2$  atmosferico, sciogliendosi in acqua distillata, forma acido carbonico e abbassa il pH fino a circa 6.

## La soluzione

Esistono particolari soluzioni capaci di **resistere alle variazioni di pH** anche dopo l'aggiunta di moderate quantità di acidi o basi.

Queste si chiamano **SOLUZIONI TAMPONE** e sono fondamentali per la sopravvivenza degli organismi viventi, in cui i processi biologici avvengono solo in intervalli di pH molto ristretti.

Le **SOLUZIONI TAMPONE** sono soluzioni contenenti una coppia acido-base coniugata, in cui le concentrazioni di acido debole e base debole sono dello **stesso ordine di grandezza**.

Il becher contiene una soluzione tampone il cui pH è noto.

Per piccole aggiunte di acido forte, contenuto nel cristallizzatore, il pH del tampone non cambia.

Per piccole aggiunte di base forte, contenuta nel cristallizzatore, il pH del tampone non cambia.



| Aggiunte acido o base | pH acqua (1 L) | Variazione pH acqua | pH tampone (1 L) | Variazione pH tampone |
|-----------------------|----------------|---------------------|------------------|-----------------------|
| 0                     | 7              |                     | 4,74             |                       |
| $10^{-3}$ mol HCl     | 3              | -4                  | 4,74             | 0                     |
| $10^{-2}$ mol HCl     | 2              | -5                  | 4,66             | -0,08                 |
| $10^{-3}$ mol NaOH    | 11             | +4                  | 4,75             | +0,01                 |
| $10^{-2}$ mol NaOH    | 12             | +5                  | 4,83             | +0,09                 |

## Una soluzione tampone è sempre composta da una COPPIA ACIDO-BASE CONIUGATA.

Esistono due tipologie principali, a seconda che si parta da un acido debole o da una base debole.

### Tipo 1 - Acido debole + suo sale

**Esempio:** Acido acetico / Acetato di sodio



- L'acido acetico ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) è l'**acido debole**
- L'acetato di sodio ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) si dissocia completamente in soluzione liberando lo **ione acetato** ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ), la base coniugata

### Tipo 2 - Base debole + suo sale

**Esempio:** Ammoniaca / Cloruro d'ammonio



- L'ammoniaca ( $\text{NH}_3$ ) è la **base debole**
- Il cloruro d'ammonio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) libera lo **ione ammonio** ( $\text{NH}_4^+$ ), l'acido coniugato dell'ammoniaca

In entrambi i casi, la chiave è la presenza simultanea di un acido e di una base deboli in concentrazioni comparabili: è questa condizione che conferisce alla soluzione la sua capacità tampone.

Il meccanismo di un tampone si comprende analizzando l'equilibrio che lo governa → consideriamo il **tampone acetato** come esempio rappresentativo.

### Equilibrio caratteristico del tampone acetato:



#### Aggiunta di un acido

Gli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  in eccesso reagiscono con gli ioni acetato ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) presenti in soluzione, formando acido acetico indissociato. L'equilibrio si **sposta a sinistra**, neutralizzando l'eccesso.

#### Aggiunta di una base

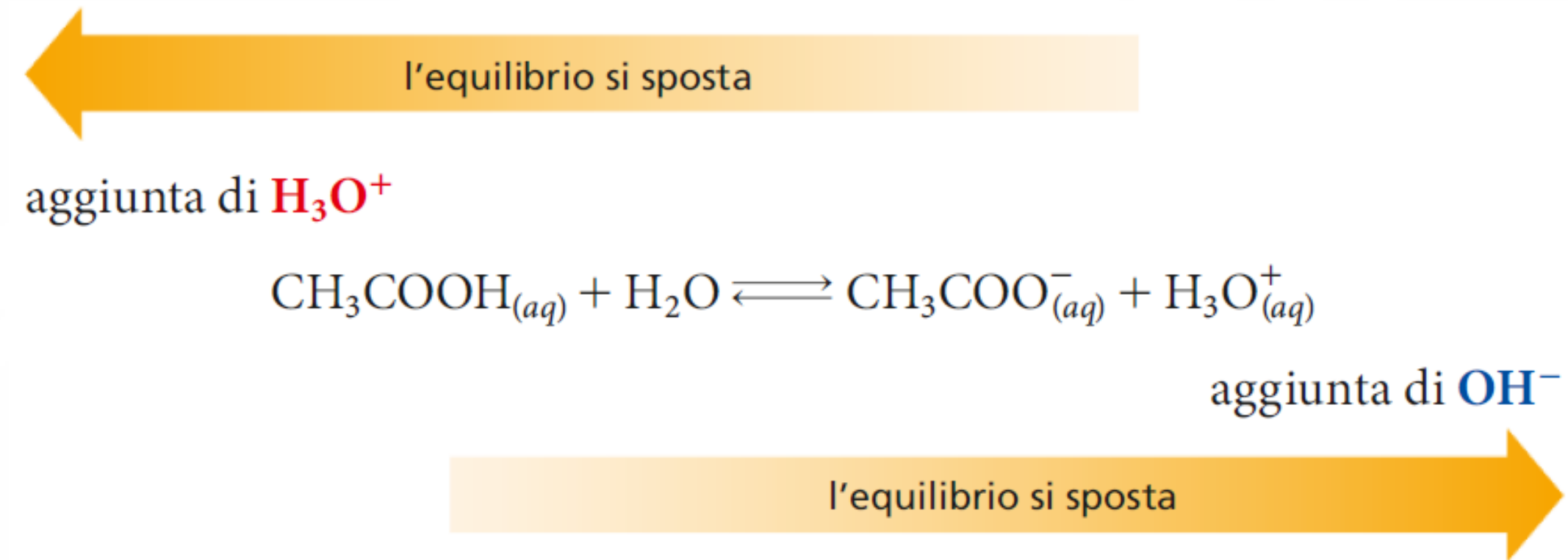
Gli ioni  $\text{OH}^-$  reagiscono con gli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$ , sottraendoli all'equilibrio. Questo causa uno **spostamento a destra**: l'acido acetico si dissocia ulteriormente per ripristinare la concentrazione di  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

#### PRINCIPIO DI LE CHÂTELIER

In entrambi i casi, il sistema reagisce per **CONTRASTARE LA PERTURBAZIONE**. L'aggiunta moderata di acido o base viene «tamponata» dall'equilibrio, mantenendo il pH sostanzialmente invariato.

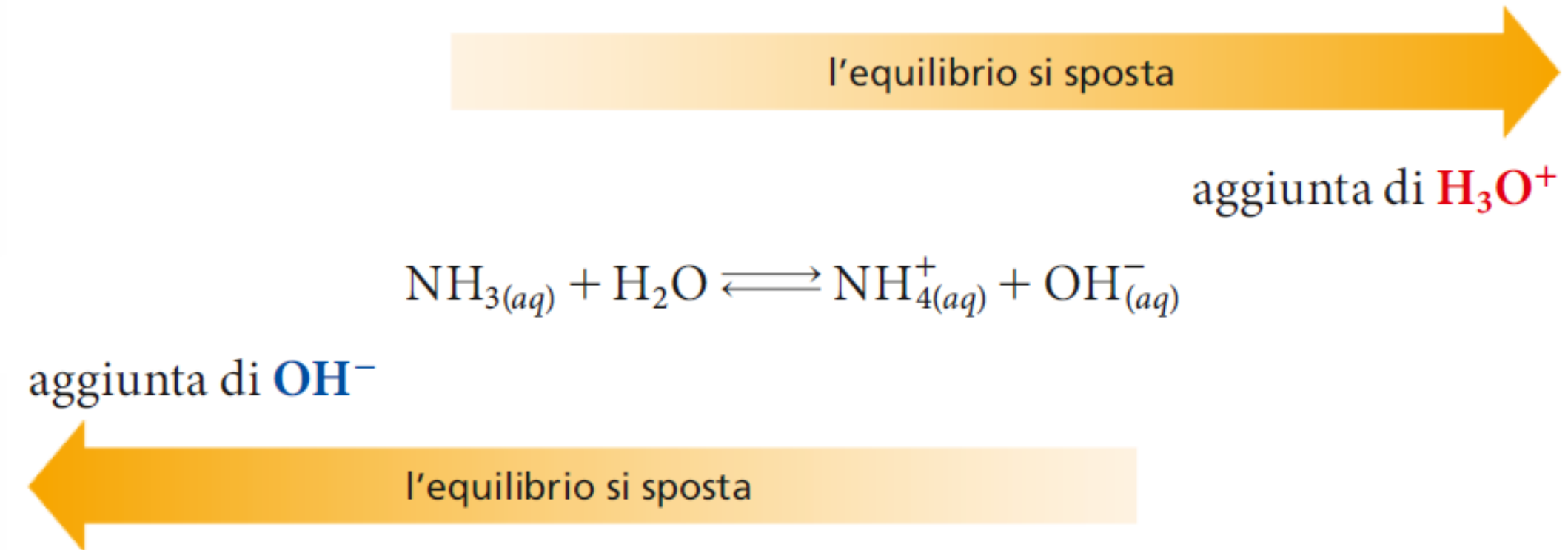
**Attenzione:** La capacità tampone non è illimitata. Se si aggiunge una quantità eccessiva di acido o base, le riserve di base coniugata o acido si esauriscono e il pH cambia drasticamente. La soluzione tampone funziona efficacemente solo per **aggiunte moderate**.

L'equilibrio del tampone acetato può essere spostato sia a destra sia a sinistra se introduciamo nella soluzione piccole quantità di altri acidi o di altre basi.



In entrambi i casi, l'aggiunta dall'esterno viene «tamponata» dall'equilibrio, lasciando il pH inalterato.

Il meccanismo è lo stesso anche per i tamponi basici



# ACIDI E BASI NELLA VITA QUOTIDIANA

Nella vita di tutti i giorni abbiamo continuamente a che fare con sostanze acide e basiche. Si possono riconoscere grazie a particolari sostanze chiamate **indicatori**: il succo di cavolo rosso e il tornasole (estratto da licheni) sono esempi classici. In presenza di un acido, entrambi assumono una colorazione **rossa**; diventano **blu** a contatto con una base.

## Acidi comuni

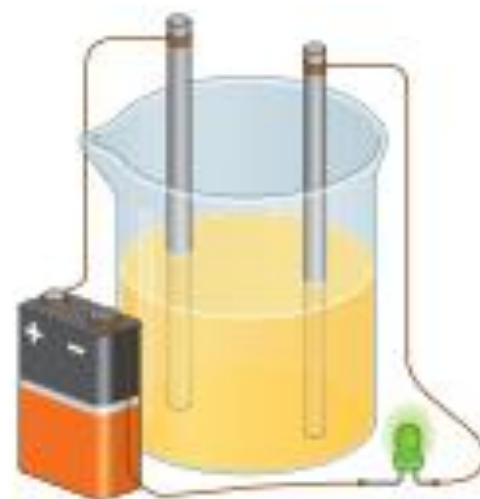
- Acido acetico → sapore aspro dell'aceto
- Acido citrico → presente nel succo di limone
- Acido nitrico e solforico → corrosivi e irritanti

## Basi comuni (àlcali)

- Sapone → scivoloso al tatto
- Soda caustica NaOH → caustica, brucia i tessuti, ha un sapore amaro caratteristico

**PROPRIETÀ  
DEGLI ACIDI**

$\text{pH} < 7$



Conducono la  
corrente elettrica



Colorano in rosso  
il tornasole



Neutralizzano  
le basi

**PROPRIETÀ  
DELLE BASI**

$\text{pH} > 7$



Conducono la  
corrente elettrica



Colorano in blu  
il tornasole



Neutralizzano  
gli acidi

# Quante ne so?

**1**

**L'acido cloridrico è un acido forte perché:**

- A. è completamente ionizzato in acqua
- B. è poco ionizzato in acqua
- C. è sempre concentrato
- D. ha una bassa costante di acidità
- E. reagisce con poche sostanze

**2**

**Se il pOH di una soluzione acquosa é 10, il pH é:**

- A. 4
- B. 1
- C. 9
- D. 0
- E. 14

# Le risposte

**1**

**L'acido cloridrico è un acido forte perché:**

**A. è completamente ionizzato in acqua**

B. è poco ionizzato in acqua

C. è sempre concentrato

D. ha una bassa costante di acidità

E. reagisce con poche sostanze

**2**

**Se il pOH di una soluzione acquosa é 10, il pH é:**

**A. 4**

B. 1

C. 9

D. 0

E. 14

# Quante ne so?

**3**

**Il pH:**

- A. è un indice della concentrazione degli ioni  $H^+$
- B. è un indice della concentrazione dell'idrogeno atomico
- C. è un indice della concentrazione dell'idrogeno molecolare
- D. si può misurare solo per le soluzioni acide
- E. indica la neutralità di una soluzione

**4**

**Qual è l'abbinamento corretto tra la base e il corrispondente acido coniugato?**

- A.  $NH_3 - NH_4^+$
- B.  $NaOH - OH^-$
- C.  $CO_2 - CO_3^{2-}$
- D.  $NH_3 - H_3O^+$
- E.  $HS^- - S^{2-}$

# Le risposte

**3**

**Il pH:**

- A. è un indice della concentrazione degli ioni  $H^+$**
- B. è un indice della concentrazione dell'idrogeno atomico
- C. è un indice della concentrazione dell'idrogeno molecolare
- D. si può misurare solo per le soluzioni acide
- E. indica la neutralità di una soluzione

**4**

**Qual è l'abbinamento corretto tra la base e il corrispondente acido coniugato?**

- A.  $NH_3$  -  $NH_4^+$**
- B.  $NaOH$  -  $OH^-$
- C.  $CO_2$  -  $CO_3^{2-}$
- D.  $NH_3$  -  $H_3O^+$
- E.  $HS^-$  -  $S^{2-}$

# Quante ne so?

5

**Una soluzione tampone è caratterizzata:**

- A. Da un pH identico a quello del sangue
- B. Dalla capacità di mantenere costante, entro certi limiti, il pH
- C. Da una pressione osmotica identica a quella del sangue
- D. Da una concentrazione fisiologica di glucosio
- E. Da una pressione osmotica nota e costante

6

**Quale coppia rappresenta correttamente una coppia acido-base coniugata?**

- A.  $\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{CO}_3^{2-}$
- B.  $\text{HSO}_4^- - \text{SO}_4^{2-}$
- C.  $\text{NH}_4^+ - \text{NH}_2^-$
- D.  $\text{HCl} - \text{ClO}^-$
- E.  $\text{CO}_2 - \text{H}_2\text{CO}_3$

# Le risposte

5

**Una soluzione tampone è caratterizzata:**

- A. Da un pH identico a quello del sangue
- B. Dalla capacità di mantenere costante, entro certi limiti, il pH**
- C. Da una pressione osmotica identica a quella del sangue
- D. Da una concentrazione fisiologica di glucosio
- E. Da una pressione osmotica nota e costante

6

**Quale coppia rappresenta correttamente una coppia acido-base coniugata?**

- A.  $\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{CO}_3^{2-}$
- B.  $\text{HSO}_4^- - \text{SO}_4^{2-}$**
- C.  $\text{NH}_4^+ - \text{NH}_2^-$
- D.  $\text{HCl} - \text{ClO}^-$
- E.  $\text{CO}_2 - \text{H}_2\text{CO}_3$