

## Obiettivi del modulo

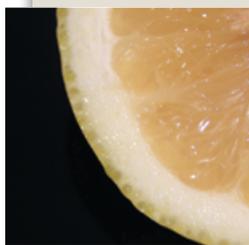
### Conoscere...

- il concetto di acido e di base in riferimento alle diverse teorie
- le teorie di Arrhenius, di Brönsted e di Lowry, di Lewis
- il concetto di  $pH$
- la differenza tra acido forte e acido debole, base forte e base debole
- il fenomeno dell'idrolisi
- le soluzioni tampone
- a reazione di neutralizzazione

### Essere in grado di...

- riconoscere un acido e una base
- stabilire l'acidità, la neutralità e la basicità di una soluzione
- classificare gli acidi e le basi
- riconoscere un sistema tampone
- stabilire se un sale dà luogo a idrolisi
- utilizzare la tecnica della titolazione per determinare la concentrazione di un acido o di una base

# Le reazioni acido-base



## unità h<sup>1</sup> Gli acidi e le basi

- 1 Le proprietà degli acidi e delle basi
- 2 La teoria di Arrhenius
- 3 La teoria di Brönsted e Lowry
- 4 La teoria di Lewis
- 5 Il prodotto ionico dell'acqua
- 6 Il  $pH$



## unità h<sup>2</sup> Il $pH$ delle soluzioni

- 1 Le soluzioni di acidi e basi forti
- 2 Le soluzioni di acidi e basi deboli
- 3 Le soluzioni saline
- 4 Le soluzioni tampone
- 5 Le reazioni di neutralizzazione



### NEL LIBRO DIGITALE

#### Approfondimenti

- Capelli opachi, doppie punte: il  $pH$  ci viene in aiuto
- L'acidità di mari e oceani
- Calcolo del  $pH$  delle soluzioni tampone

#### Videosperienze filmate

- Indicatori e  $pH$
- Titolazione acido-base

#### Esperimenti virtuali

- Titolazione acido-base

#### Sintesi, test e verifiche interattive

Password to chemistry

### ...e in più sul web

#### Esperienze guidate

- Comportamento degli indicatori e misura del  $pH$
- Titolazione di una soluzione commerciale di acido cloridrico

**Prima di affrontare lo studio di questo modulo, verifica di...**



**Sapere eseguire calcoli utilizzando le potenze di 10**

**1. Esegui i seguenti calcoli utilizzando le proprietà delle potenze:**

- a.  $0,00000025 \cdot 0,0034$  .....
- b.  $23400000 \cdot 0,00000654$  .....
- c.  $23,6678 : 0,00023$  .....

**Conoscere la nomenclatura dei principali composti inorganici**

**2. Da quali elementi sono costituiti gli ossiacidi?** .....

**3. Indica per ciascuno dei seguenti composti il corrispondente nome:**

- a.  $\text{HNO}_3$  .....
- b.  $\text{Ca(OH)}_2$  .....
- c.  $\text{HBr}$  .....
- d.  $\text{SO}_2$  .....

**Conoscere le soluzioni e le principali unità chimiche per esprimere la concentrazione**

**4. Dai una definizione di solvente e di soluto.** .....

**5. Calcola la concentrazione, espressa in molarità, di una soluzione che in 100 mL contiene 20 g di idrossido di sodio, NaOH.** .....

**Sapere scrivere le reazioni di dissociazione degli elettroliti in acqua**

**6. Scrivi la reazione di dissociazione in acqua dei seguenti sali:**

- a. cloruro di potassio,  $\text{KCl}$  .....
- b. cloruro di magnesio,  $\text{MgCl}_2$  .....
- c. fosfato di sodio,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  .....

**Conoscere il concetto di equilibrio chimico e saper scrivere la relativa costante**

**7. Quando si può affermare che una reazione reversibile è in condizioni di equilibrio?**

**8. Scrivi l'espressione della costante di equilibrio per le seguenti reazioni:**

- a.  $\text{I}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{HI}$   $K_{\text{eq}} =$  .....
- b.  $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$   $K_{\text{eq}} =$  .....

# unità h 1 | Gli acidi e le basi



## 1 Le proprietà degli acidi e delle basi

### obiettivo

Saper distinguere gli acidi dalle basi in funzione delle loro proprietà

Quando si parla di **acidi** normalmente si pensa a sostanze pericolose, molto reattive e in grado di attaccare perfino i metalli, come, per esempio, l'acido contenuto nelle batterie delle automobili.

Sappiamo, però, che esistono acidi meno pericolosi presenti addirittura in alcuni alimenti. L'aceto, per esempio, contiene acido acetico, il latte inacidito acido lattico, i limoni acido citrico, il burro rancido, infine, contiene acido butirrico. Questi acidi e altri ancora di origine animale o vegetale sono stati classificati come **acidi organici**.



Fig. 1 Svariati alimenti contengono sostanze acide di origine organica.

Gli acidi di natura inorganica, invece, come l'acido solforico, l'acido nitrico, l'acido cloridrico e tanti altri ancora, sono stati chiamati **acidi minerali**.

Gli acidi minerali sono per lo più acidi forti in quanto sono molto più reattivi degli acidi organici, che normalmente sono molto più deboli.

Esiste un'altra importante classe di composti, le **basi**, che, pur avendo proprietà nettamente diverse da quelle degli acidi, sono ad essi strettamente correlate. Esamineremo in dettaglio le principali proprietà degli acidi e delle basi.



Fig. 2 A sinistra: la soda caustica è una base con effetto ustionante sui tessuti animali e vegetali. A destra: le batterie contengono un acido molto corrosivo.

## Le proprietà degli acidi

- Gli acidi hanno un caratteristico **sapore aspro**: il gusto del succo di limone, dell'aceto o della frutta acerba ne sono alcuni esempi.
- Gli acidi hanno la proprietà di far **cambiare colore** ad alcune sostanze, come per esempio il succo di limone aggiunto al tè: infatti, alcune sostanze colorate presenti nel tè, per effetto degli acidi contenuti nel limone, si trasformano in altre sostanze incolori.
- Gli acidi **reagiscono con numerosi metalli** per produrre idrogeno e sali del metallo. Con alcuni metalli, come per esempio il rame, gli acidi reagiscono molto lentamente; con altri, come il sodio e il potassio, reagiscono invece in maniera esplosiva. La reazione, infatti, è accompagnata da notevole sviluppo di calore, che provoca l'esplosione dell'idrogeno sviluppatosi.
- Gli acidi **reagiscono con i carbonati** per dare anidride carbonica, un sale e l'acqua. I farmaci contro l'eccesso di acido nello stomaco sono, infatti, costituiti da compresse contenenti per lo più carbonato di magnesio, col quale l'acido cloridrico in eccesso reagisce annullandone gli effetti.
- Gli acidi hanno in generale la capacità di "neutralizzare" gli effetti delle basi.



■ Fig. 3 Il tè è una sostanza comune che può agire da indicatore acido-base (a sinistra tè al naturale; a destra con aggiunta di limone).

## Le proprietà delle basi

- Le basi hanno un tipico **sapore amaro**; a differenza degli acidi, però, di norma non sono presenti in prodotti commestibili.
- Le basi danno una **sensazione saponosa** sulla pelle, dovuta alla reazione con i grassi in essa presenti.
- Anche le basi provocano **cambiamenti di colore** su alcune sostanze, ma questi cambiamenti sono opposti a quelli determinati dagli acidi. Il tè, "decolorato" per aggiunta di alcune gocce di limone, riacquista il suo colore scuro per aggiunta di qualche goccia di ammoniaca, che è una base.
- Le basi presentano proprietà chimiche opposte a quelle degli acidi; pertanto, se vengono posti assieme, i loro effetti si "neutralizzano".

### STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

- |   |     |
|---|-----|
| 1. Gli acidi e le basi hanno proprietà simili.                        | V F |
| 2. Gli acidi hanno la capacità di neutralizzare l'effetto delle basi. | V F |
| 3. Gli acidi di natura inorganica sono chiamati acidi minerali.       | V F |

Indica, per ciascuna proprietà, se è da attribuire a un acido (A) o a una base (B):

- |                               |     |
|-------------------------------|-----|
| 4. sapore aspro               | A B |
| 5. sensazione saponosa        | A B |
| 6. reattività con i metalli   | A B |
| 7. sapore amaro               | A B |
| 8. reattività con i carbonati | A B |

**obiettivo**

Saper definire un acido e una base come sostanze che in acqua si dissociano rispettivamente in ioni idrogeno e ossidrilici

## 2 La teoria di Arrhenius

Le prime definizioni di acido e di base si devono al chimico svedese **Arrhenius**, il quale, nel 1887, pubblicò una nota riguardante queste sostanze.

In tale pubblicazione cercò di spiegare perché, a differenza dell'acqua pura, le soluzioni acquose di acidi e di basi conducevano la corrente elettrica.

Egli affermò che in soluzione tali sostanze generano particelle cariche che chiamò **ioni**.

Sulla base di queste considerazioni affermò che:

**sono acidi quelle sostanze che, in soluzione acquosa, si dissociano liberando ioni idrogeno H<sup>+</sup>:**

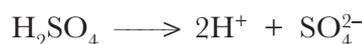
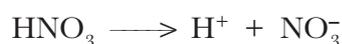
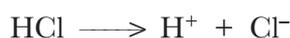


mentre:

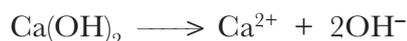
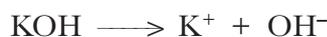
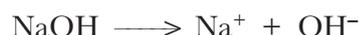
**sono basi quelle sostanze che, in soluzione acquosa, si dissociano liberando ioni ossidrilici OH<sup>-</sup>:**



Secondo questa teoria, quindi, HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ecc. sono acidi, perché in soluzione acquosa danno luogo alle seguenti dissociazioni:



mentre NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub> ecc. sono basi in quanto in soluzione acquosa si dissociano secondo le reazioni:



La teoria di Arrhenius, sebbene corretta, si applicava bene alle sostanze che già contenevano ioni idrogeno e gruppi ossidrilici dissociabili.

Non giustificava però il comportamento di composti come SO<sub>2</sub> e CO<sub>2</sub> che, pur non contenendo atomi di idrogeno, in soluzione acquosa presentano le caratteristiche degli acidi, e di composti come NH<sub>3</sub> e CaO che, pur non contenendo ossidrilici, in soluzione acquosa presentano le caratteristiche delle basi.

Bisognava allora modificare la formulazione di Arrhenius perché anche tali sostanze potessero essere incluse nelle categorie degli acidi e delle basi indipendentemente dalla loro formula.

Più in generale si può dire allora che:

**un acido è una sostanza che in soluzione acquosa dà luogo alla formazione di ioni H<sup>+</sup>,**

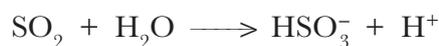
mentre:

**una base è una sostanza che in soluzione acquosa dà luogo alla formazione di ioni OH<sup>-</sup>.**

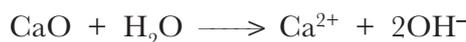


Fig. 4 Etichetta di una confezione di acido muriatico (acido cloridrico commerciale al 10%).

Pertanto  $\text{SO}_2$  e  $\text{CO}_2$  possono essere considerati acidi perché reagendo con l'acqua formano  $\text{H}^+$  secondo le seguenti reazioni:



Analogamente  $\text{NH}_3$  e  $\text{CaO}$  possono essere considerate basi perché reagendo con l'acqua formano  $\text{OH}^-$  secondo le seguenti reazioni:



## STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

1. L'ammoniaca è un acido perché contiene idrogeno. **V F**
2. L'ossido di calcio non è una base perché non contiene ioni ossidrilici. **V F**

Completa le frasi inserendo le parole mancanti.

3. Un acido è una sostanza che in soluzione acquosa dà luogo in qualche modo alla formazione di ioni .....
4. Una base è una sostanza che in soluzione acquosa dà luogo in qualche modo alla formazione di ioni .....

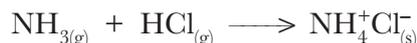
### obiettivo

Saper definire un acido e una base rispettivamente come donatore e accettore di protoni

## 3 La teoria di Brønsted e Lowry

La teoria di Arrhenius, nonostante la generalizzazione, presentava ancora un'altra limitazione: quella di essere ristretta soltanto alle soluzioni acquose.

Secondo tale teoria, infatti, non sarebbe possibile definire acido l' $\text{HCl}$  e base l' $\text{NH}_3$  quando si trovano allo stato gassoso. Si sa, invece, che  $\text{HCl}$  e  $\text{NH}_3$  sono in grado di reagire anche allo stato gassoso per dare il corrispondente sale, il cloruro di ammonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , che è un composto ionico costituito da ioni ammonio  $\text{NH}_4^+$  e ioni cloro  $\text{Cl}^-$ :



La presenza dello ione  $\text{NH}_4^+$  nel reticolo cristallino del solido ci induce a pensare che esso si sia formato perché uno ione  $\text{H}^+$  si è trasferito dalla molecola di acido cloridrico a quella dell'ammoniaca.

Sulla base di queste considerazioni, nel 1923 **Brønsted** e **Lowry** formularono, indipendentemente l'uno dall'altro, una nuova teoria che da loro prese il nome e che mette in stretta correlazione gli acidi e le basi. Secondo tale teoria:

**si definisce acido qualunque specie chimica in grado di "donare" un protone,**

mentre

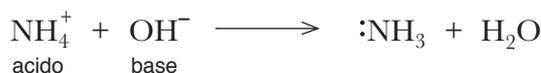
**si definisce base qualunque specie chimica in grado di "accettare" un protone.**

Secondo Brønsted e Lowry, però, l'**acido** può donare il protone **solo in presenza di una base** che lo accetti. Pertanto non esistono acidi e basi come tali, ma solo coppie di acidi e basi che in soluzione acquosa danno luogo a una reazione: la **reazione acido-base**. Per esempio, la reazione tra  $\text{NH}_3$  e  $\text{HCl}$  è una reazione acido-base, in quanto l'acido  $\text{HCl}$  cede un protone alla base  $\text{NH}_3$ . Analogamente, la reazione tra  $\text{NH}_3$  e  $\text{H}_2\text{O}$  è una reazione acido-base in quanto l'acido acqua cede un protone alla base ammoniacale formando lo ione ammonio  $\text{NH}_4^+$  e lo ione ossidrile  $\text{OH}^-$ :

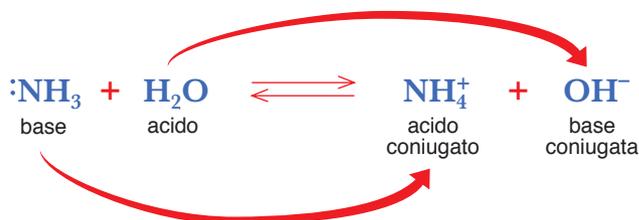


Fig. 5 Reazione dell'ammoniaca con acido cloridrico per la formazione di un aerosol di cloruro d'ammonio.

Se, però, prendiamo in considerazione la reazione inversa:



ne deduciamo che in questo caso è lo ione  $\text{NH}_4^+$  che si comporta da acido in quanto cede un protone  $\text{H}^+$  allo ione  $\text{OH}^-$  che si comporta invece da base. Pertanto, la reazione acido-base è una reazione di equilibrio che può essere così rappresentata:

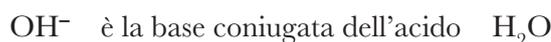


Il 1° membro dell'equazione contiene una specie che si comporta da base, l'ammoniaca, e una che si comporta da acido, l'acqua, mentre il 2° membro contiene l'acido e la base che si sono formati e che vengono denominati rispettivamente **acido coniugato** e **base coniugata**.

Pertanto:



mentre:



Riepilogando, se si indica con  $\text{:B}$  una generica base e con  $\text{HA}$  un generico acido, l'equilibrio della reazione acido-base può essere così schematizzato:



dove:



mentre:



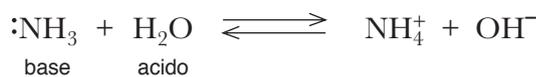
L'acido  $\text{HA}$  è un acido forte se ha forte tendenza a cedere il suo protone alla base; analogamente, la base  $\text{:B}$  è una base forte se ha forte tendenza ad accettare il protone. In altre parole:

**un acido è forte quando l'equilibrio acido-base è spostato verso destra, mentre è debole quando l'equilibrio è spostato verso sinistra.**

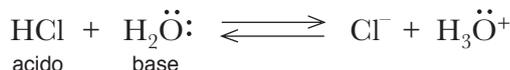
Di conseguenza, a un acido forte, nell'equilibrio acido-base, corrisponde una base coniugata debole; a un acido debole corrisponde, invece, una base coniugata forte.

In Tabella 1 sono riportati alcuni acidi e le loro corrispettive basi coniugate. Come si può notare, al diminuire della forza dell'acido aumenta la forza della base coniugata, e viceversa.

Può capitare, quindi, che una stessa sostanza si comporti in un caso da acido e in un altro da base. È il caso dell'acqua, che nell'equilibrio:



si comporta da acido, mentre nell'equilibrio:



**Tab. 1 Coppie di acidi e basi coniugate**

Acido	Base
$\text{HClO}_4$	$\text{ClO}_4^-$
$\text{HI}$	$\text{I}^-$
$\text{HBr}$	$\text{Br}^-$
$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HSO}_4^-$
$\text{HCl}$	$\text{Cl}^-$
$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{H}_2\text{O}$
$\text{HSO}_4^-$	$\text{SO}_4^{2-}$
$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$
$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{HCO}_3^-$
$\text{NH}_4^+$	$\text{NH}_3$
$\text{HCO}_3^-$	$\text{CO}_3^{2-}$
$\text{H}_2\text{O}$	$\text{OH}^-$
$\text{NH}_3$	$\text{NH}_2^-$
$\text{OH}^-$	$\text{O}^{2-}$

Forza crescente degli acidi (↑)          Forza crescente delle basi (↓)

si comporta da base. Pertanto non è possibile in assoluto definire una sostanza come acido o come base; la sua classificazione si può effettuare solo relativamente a un'altra sostanza con la quale instaura un equilibrio acido-base e la sua forza dipende da quanto questo equilibrio è spostato verso destra.

## STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

Secondo Brønsted e Lowry:

1. un acido è una sostanza che cede ioni  $H^+$  V F
2. una base è una sostanza che accetta ioni  $H^+$  V F
3. la base coniugata di un acido è la specie ottenuta per acquisto di uno ione  $H^+$ . V F

Completa le frasi inserendo le parole mancanti.

4. Qualunque reazione che comporta il trasferimento di uno ione  $H^+$  (protone) da una specie a un'altra è una reazione .....
5.  $A^-$  è la ..... dell'acido  $H : A$ .

## 4 La teoria di Lewis

### obiettivo

Considerare un acido e una base rispettivamente come accettore e donatore di una coppia di elettroni

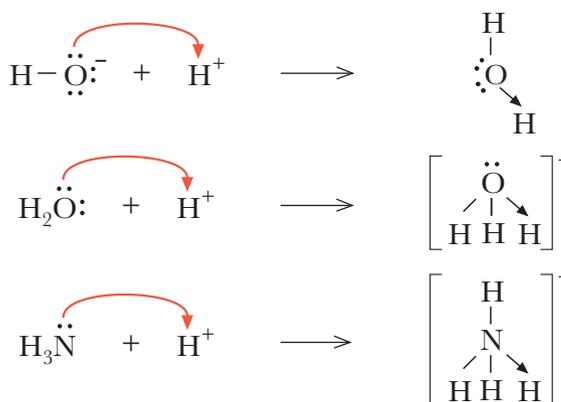
Il chimico americano **Lewis** nel 1923 propose una ulteriore estensione del concetto di acido-base togliendo al protone ( $H^+$ ) il ruolo che aveva nelle reazioni acido-base per attribuirlo al **doppetto di elettroni non condiviso**, che diventa il vero protagonista di tali reazioni. Secondo Lewis infatti:

**si definisce base qualsiasi sostanza che può cedere una coppia di elettroni non condivisi;**

**si definisce acido qualsiasi sostanza in grado di accettare una coppia di elettroni.**

Pertanto, secondo questa nuova teoria, lo ione  $H^+$  di Arrhenius e di Brønsted è un acido in quanto può ricevere due elettroni.

In generale, quando un acido di Lewis reagisce con una base di Lewis si forma un legame covalente dativo, così come è mostrato negli esempi sotto riportati.



## STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

1. Lo ione  $H^+$  non può essere considerato un acido di Lewis. V F
2. L'ammoniaca,  $NH_3$ , è un acido di Lewis. V F

Completa la frase inserendo le parole mancanti.

3. Secondo la definizione di Lewis, base è una sostanza che può ..... una coppia di .....

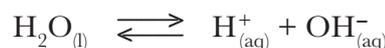
**obiettivo**

Conoscere l'equilibrio di autoprotolisi dell'acqua e le condizioni di acidità e basicità di una soluzione

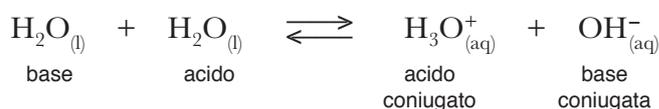
## 5 Il prodotto ionico dell'acqua

Si è detto in precedenza che l'acqua pura non conduce la corrente elettrica, ma se si misura la sua conducibilità con strumenti di elevatissima sensibilità si osserva che anch'essa, sia pure in minima quantità, conduce la corrente elettrica.

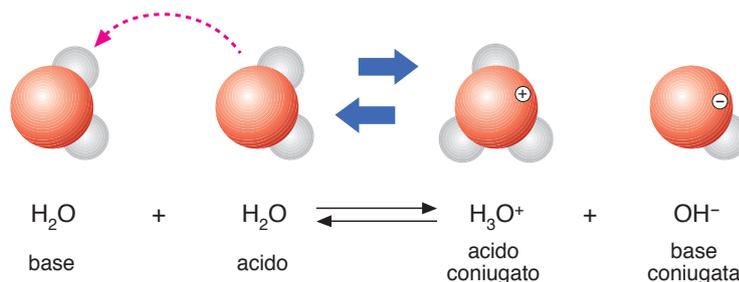
Questo comportamento testimonia la presenza in acqua di un piccolissimo numero di ioni che certamente provengono dalla sua dissociazione secondo l'equilibrio:



Questo equilibrio di dissociazione è in accordo con la teoria di Arrhenius, mentre, secondo la teoria di Brønsted-Lowry, dovrebbe essere scritto nel modo seguente:



In questo caso si tratta di un normale equilibrio acido-base secondo il quale una molecola d'acqua si comporta da acido, mentre un'altra molecola si comporta da base e si chiama **equilibrio di autoprotolisi dell'acqua**.



La costante di equilibrio per questa reazione può essere così espressa:

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Il valore della concentrazione dell'acqua  $[\text{H}_2\text{O}]$  non varia e può essere inglobato nella costante di equilibrio  $K_{\text{eq}}$ . Pertanto l'espressione diventa:

$$K_{\text{eq}} [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_w$$

Il  $K_w$  è quindi un valore costante, che viene denominato **prodotto ionico dell'acqua**. Il suo valore, determinato sperimentalmente, risulta essere  $1,0 \cdot 10^{-14}$ . Pertanto si ha:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

Poiché, come si vede dall'equilibrio di dissociazione, da una molecola di  $\text{H}_2\text{O}$  si ottiene uno ione  $\text{H}^+$  e uno ione  $\text{OH}^-$ , possiamo ritenere che la concentrazione degli ioni  $\text{H}^+$ , ovvero degli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$ , è uguale a quella degli ioni  $\text{OH}^-$ . Pertanto si avrà:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{1,0 \cdot 10^{-14}} = 1,0 \cdot 10^{-7}$$

## Acidità e basicità delle soluzioni

L'acqua pura, avendo una concentrazione di ioni  $H^+$  uguale a quella degli ioni  $OH^-$ , pari a  $10^{-7}$ , può essere definita **neutra**.

Se a un certo volume di acqua, però, si aggiunge una determinata quantità di una sostanza che provoca un aumento della concentrazione degli ioni  $H^+$ , o degli ioni  $OH^-$ , l'eguaglianza  $[H^+] = [OH^-]$  non è più valida e, quindi, la soluzione non può più essere definita neutra.

Pertanto, quando la concentrazione degli ioni  $H^+$  è maggiore di quella degli ioni  $OH^-$  la soluzione si dice **acida**, mentre quando la concentrazione degli ioni  $H^+$  è minore di quella degli ioni  $OH^-$  la soluzione si dice **basica**.

Le tre condizioni possono essere così riepilogate:

$$[H^+] = [OH^-] \text{ ovvero } [H^+] = 10^{-7} \quad \text{soluzione neutra}$$

$$[H^+] > [OH^-] \text{ ovvero } [H^+] > 10^{-7} \quad \text{soluzione acida}$$

$$[H^+] < [OH^-] \text{ ovvero } [H^+] < 10^{-7} \quad \text{soluzione basica}$$

Poiché è sempre valida la relazione:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K_w$$

possiamo dire che tutte le volte che si ha un aumento o una diminuzione della concentrazione degli ioni  $H^+$  si ha contemporaneamente una diminuzione o un aumento della concentrazione degli ioni  $OH^-$ . Pertanto:

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} \quad \text{e, viceversa,} \quad [OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$$

### Segui l'esempio

- Calcola la concentrazione degli ioni ossidrilici  $[OH^-]$  di una soluzione acquosa che ha una concentrazione di ioni idrogeno  $[H^+]$  pari a  $10^{-4}$ .

– Poiché  $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10}$$

la soluzione risulta acida.

### Applica

Calcola:

- la concentrazione degli ioni  $[H^+]$  di una soluzione acquosa nella quale la concentrazione degli ioni ossidrilici è  $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-6}$ ;
- la concentrazione degli ioni  $[H^+]$  di una soluzione acquosa nella quale la concentrazione degli ioni ossidrilici è  $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-4}$ .

### STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

- Nell'acqua pura è presente una quantità di ioni estremamente piccola. **V F**
- L'acqua è una sostanza che può comportarsi sia da acido che da base. **V F**
- In una soluzione acida  $[H^+] < [OH^-]$ . **V F**
- In una soluzione basica  $[OH^-] > [H^+]$ . **V F**
- In una soluzione neutra  $[H^+] < [OH^-]$ . **V F**
- L'acqua pura è neutra. **V F**

Completa le frasi inserendo le parole mancanti.

- Una soluzione è ..... quando la concentrazione degli ioni  $H^+$  è maggiore di quella degli ioni  $OH^-$ .
- Una soluzione è basica quando la concentrazione degli ioni  $H^+$  è ..... di quella degli ioni  $OH^-$ .
- Il prodotto  $[H^+] \cdot [OH^-]$  viene chiamato ....., si indica con ..... e ha il valore .....

## 6 Il pH

### obiettivo

Conoscere il pH e sapere utilizzare la sua scala di misura

I numeri piccoli che esprimono la concentrazione degli ioni  $H^+$  o  $OH^-$ , anche se sotto forma di potenze di 10, risultano difficili da usare nei calcoli.

Si è allora ritenuto più opportuno servirsi di un operatore matematico che permettesse di adoperare numeri più semplici e di più immediata lettura.

Tale operatore viene denominato **pH** (piacca):

**si definisce pH il logaritmo decimale negativo della concentrazione idrogenionica**

e si esprime:

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

Quando la concentrazione di  $H^+$  è espressa semplicemente dalla potenza di 10 preceduta dall'unità, il pH è dato dal valore dell'esponente cambiato di segno così come negli esempi riportati:

$$[H^+] = 1 \cdot 10^{-5} \rightarrow pH = 5 \qquad [H^+] = 1 \cdot 10^{-9} \rightarrow pH = 9$$

Si può allora costruire una nuova scala di acidità secondo i valori del pH.

Ciascun valore indica in maniera immediata il grado di acidità o di basicità di una soluzione. In generale una soluzione è:

- **neutra**, quando il pH assume esattamente il valore 7;
- **acida**, quando il pH assume valori minori di 7;
- **basica**, quando il pH assume valori maggiori di 7.

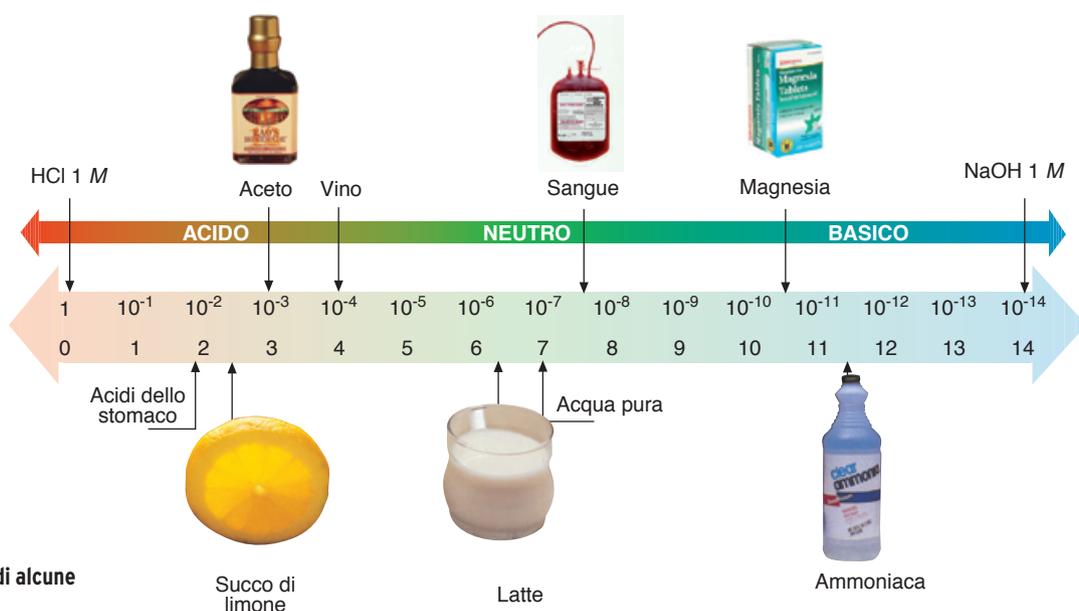


Fig. 6 I valori del pH di alcune sostanze comuni.

Analogamente:

**si definisce pOH il logaritmo decimale negativo della concentrazione ossidrionica**

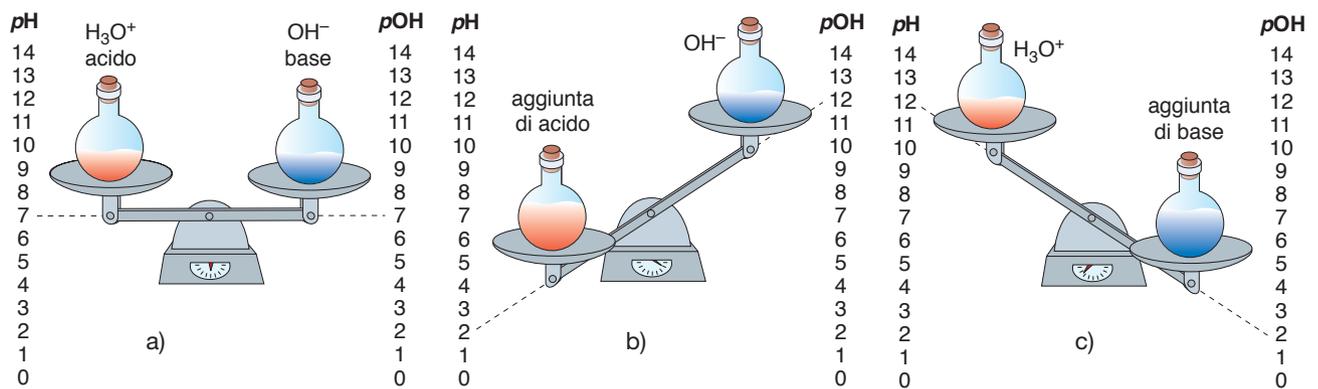
e si esprime:

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

Tale operatore, comunque, è poco usato, ma ci permette di scrivere la relazione del prodotto ionico dell'acqua nel modo seguente:

$$pH + pOH = 14$$

da cui:  $pH = 14 - pOH$  e  $pOH = 14 - pH$



In una soluzione neutra (a), in una soluzione acida (b) e in una soluzione basica (c), la somma del  $\text{pH}$  e del  $\text{pOH}$  è sempre uguale a 14.

### Misura del pH

Un metodo sperimentale per determinare, anche se in maniera approssimata, il  $\text{pH}$  di una soluzione consiste nell'uso di particolari sostanze organiche, chiamate **indicatori**. Essi sono per lo più sostanze di origine naturale estratte dai pigmenti colorati di piante e fiori. Aggiunti, anche in piccolissime quantità, in una soluzione hanno la proprietà di assumere colorazioni diverse in funzione del  $\text{pH}$ . Il tè può funzionare da indicatore, così pure l'estratto rosso delle rose.

Osservando il **viraggio** di tali sostanze in soluzioni di differenti gradi di acidità si può costruire una scala empirica di  $\text{pH}$  alla quale potersi riferire.

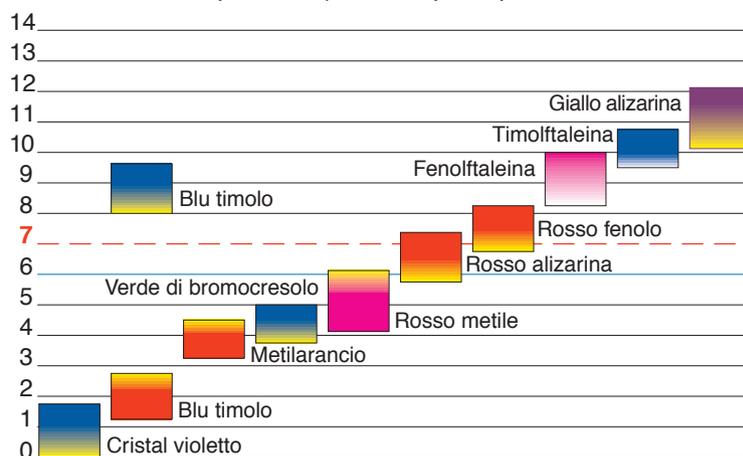


Fig. 7 Intervalli di viraggio e relativi colori di alcuni indicatori.

### Segui l'esempio

- Calcoliamo il  $\text{pH}$  e il  $\text{pOH}$  di una soluzione acquosa la cui concentrazione degli ioni idrogeno,  $\text{H}^+$ , è uguale a 0,01.

- Trasformiamo in forma esponenziale il valore della concentrazione:

$$0,01 = 10^{-2}$$

- Poiché tale valore è espresso semplicemente da una potenza di 10, il  $\text{pH}$  è dato dal valore dell'esponente cambiato di segno:

$$\text{pH} = 2$$

- Dalla relazione  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$  puoi ricavare il  $\text{pOH}$ :

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 2 = 12$$

### Applica

Calcola il  $\text{pH}$  e il  $\text{pOH}$  di una soluzione acquosa:

- sapendo che la concentrazione degli ioni idrogeno,  $\text{H}^+$ , è uguale a 0,0001.
- sapendo che la concentrazione degli ioni ossidrilici,  $\text{OH}^-$ , è uguale a 0,001.



Esistono inoltre le **cartine universali**, che sono striscette di carta imbevute di una miscela di diversi indicatori, scelti in maniera che la cartina possa assumere un colore diverso per ogni valore di  $pH$ . Per eseguire la misura è sufficiente porre una goccia della soluzione in esame su una striscetta: il colore assunto dalla cartina si confronta con la scala cromatica che generalmente è inserita nella confezione delle cartine stesse.

Se si vogliono effettuare misure più accurate di  $pH$  si possono usare speciali strumenti di alta precisione, chiamati **piaccametri**. Tali strumenti consentono la misura diretta del  $pH$  per semplice immersione di uno speciale elettrodo nella soluzione che si vuole esaminare: sul display dello strumento compare il valore del  $pH$  con una approssimazione di 0,01 unità.

**STOP test di controllo**

**Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).**

1. Il grado di acidità di una soluzione acquosa dipende dalla concentrazione degli ioni ossidrilici presenti. V F
2. Gli indicatori sono sostanze che hanno la proprietà di assumere colore diverso a seconda del  $pH$  della soluzione in cui si trovano. V F
3. Una soluzione con  $pH = 6$  è basica. V F
4. Se  $[H^+] > [OH^-]$ , allora  $pH > pOH$  V F

**Completa le frasi inserendo le parole mancanti.**

5. Una soluzione è neutra quando il suo valore di  $pH$  è ....., è acida quando è ..... di 7 mentre è basica quando è ..... di 7.
6. Il  $pH$  è il logaritmo decimale ..... della concentrazione degli ioni .....
7. Il valore del  $pH$  delle soluzioni acquose varia da ..... a .....
8. In una soluzione acquosa  $pH$  e  $pOH$  sono legati tra loro dalla relazione .....

**1** Le proprietà degli acidi e delle basi**2** La teoria di Arrhenius**3** La teoria di Brönsted e Lowry**4** La teoria di Lewis... le conoscenze

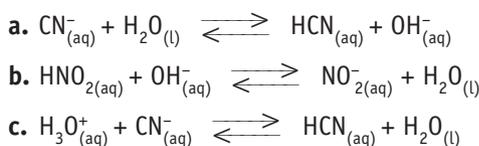
- Descrivi le principali proprietà degli acidi e delle basi.
- Definisci gli acidi e le basi secondo la teoria di Arrhenius.
- Secondo quale teoria l'ammoniaca,  $\text{NH}_3$  può essere considerata una base?
- Identifica le coppie coniugate acido-base nella reazione tra  $\text{HCl}$  ed  $\text{NH}_3$ .
- Scrivi una reazione acido-base in cui l'acqua si comporta da acido e una in cui l'acqua si comporta da base.
- Qual è la base coniugata dell'acido  $\text{HCN}$ ?
- Definisci gli acidi e le basi secondo la teoria di Brönsted e Lowry.

... le abilità

- Tra le seguenti sostanze indica quali possono essere considerate acidi di Arrhenius (A) e quali basi di Arrhenius (B):

a.  $\text{HCl}$  ..... c.  $\text{HClO}$  ..... e.  $\text{H}_3\text{PO}_4$  .....  
 b.  $\text{LiOH}$  ..... d.  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  ..... f.  $\text{HNO}_3$  .....

- Per ciascuna delle seguenti reazioni acido-base identifica qual è l'acido coniugato e quale la base coniugata:



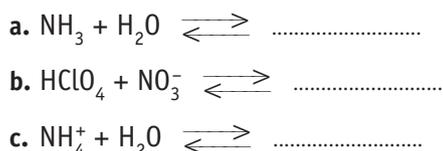
- Per ciascuno dei seguenti acidi identifica la corrispondente base coniugata:

a.  $\text{H}_2\text{S}$  .....  
 b.  $\text{HClO}_4$  .....  
 c.  $\text{HClO}$  .....  
 d.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  .....

- Per ciascuno delle seguenti basi identifica il corrispondente acido coniugato:

a.  $\text{NO}_3^-$  ..... c.  $\text{CN}^-$  .....  
 b.  $\text{NH}_3$  ..... d.  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  .....

- Completa i seguenti equilibri di Brönsted e Lowry:

**5** Il prodotto ionico dell'acqua... le conoscenze

- Scrivi l'equilibrio dell'autoprotolisi dell'acqua.
- Che cosa si intende per prodotto ionico dell'acqua?
- Quando una soluzione può essere definita acida?

... le abilità

- Calcola la concentrazione degli ioni  $\text{H}^+$  in una soluzione acquosa nella quale la concentrazione degli ioni  $\text{OH}^-$  è  $1 \cdot 10^{-3}$ .
- Calcola la concentrazione degli ioni  $\text{H}^+$  in una soluzione acquosa nella quale la concentrazione degli ioni  $\text{OH}^-$  è  $1 \cdot 10^{-12}$ .
- Calcola la concentrazione degli ioni  $\text{OH}^-$  in una soluzione acquosa nella quale la concentrazione degli ioni  $\text{H}^+$  è  $1 \cdot 10^{-3}$ .
- Calcola la concentrazione degli ioni  $\text{OH}^-$  in una soluzione acquosa nella quale la concentrazione degli ioni  $\text{H}^+$  è  $1 \cdot 10^{-12}$ .

**6** Il pH... le conoscenze

- Come si definisce il pH?

.....

- Spiega perché la somma  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

.....

.....

**22** A quali valori di pH una soluzione può essere considerata acida?

.....  
 .....

**... le abilità**

**23** Calcola il pH delle seguenti bevande di cui si conosce la concentrazione idrogenionica:

- a. aceto  $[H^+] = 0,001$  .....
- b. caffè  $[H^+] = 0,000\ 01$  .....
- c. albume  $[H^+] = 0,000\ 000\ 01$  .....
- d. vino  $[H^+] = 0,000\ 1$  .....
- e. succo di limone  $[H^+] = 0,01$  .....

**24** Calcola la concentrazione idrogenionica dei seguenti prodotti per l'igiene di cui si conosce il pH:

- a. shampoo  $pH = 6$  .....
- b. balsamo  $pH = 8$  .....
- c. detersivo con fosfato  $pH = 9$  .....
- d. detersivo senza fosfato  $pH = 11$  .....

**25** Calcola la concentrazione molare degli ioni idrossido delle seguenti soluzioni di cui conosci il pH:

- a.  $pH = 1$  .....
- b.  $pH = 3$  .....
- c.  $pH = 7$  .....
- d.  $pH = 11$  .....

**verifica le competenze**

**Esempio guidato**

- Calcoliamo la concentrazione degli ioni  $OH^-$  presenti in una soluzione acquosa che ha una concentrazione di ioni  $[H^+] = 0,0035$

**Soluzione**

a. Poiché  $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{0,0035}$$

b. Esprimendo il denominatore in forma esponenziale, si ha:

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{3,5 \cdot 10^{-3}}$$

c. Semplificando, si ha:

$$[OH^-] = \frac{1}{3,5} \cdot 10^{-11} = 0,28 \cdot 10^{-11} = 2,8 \cdot 10^{-12}$$

**Esempio guidato**

- Calcola il pH e il pOH di una soluzione acquosa la cui concentrazione idrogenionica  $[H^+] = 0,003$ .

**Soluzione**

a.  $[H^+]$  non è una semplice potenza di 10. Pertanto bisogna ricorrere al calcolo logaritmico, usando una calcolatrice in grado di eseguire tale operazione.

b. Digitiamo il numero 0,003, premiamo il tasto relativo alla funzione logaritmo e troviamo il valore  $-2,52$ .

c. Per avere il pH basta cambiare il segno al risultato:

$$pH = -\log 0,003 = -\log (3 \cdot 10^{-3}) = -(-2,52) = 2,52$$

d. Poiché  $pH + pOH = 14$ , otteniamo:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 2,52 = 11,48$$

**26** Dalle seguenti concentrazioni molari di ioni idrogeno calcola la corrispondente concentrazione degli ioni ossidrilici:

- a.  $[H^+] = 0,025$  .....
- b.  $[H^+] = 0,000\ 017$  .....
- c.  $[H^+] = 6,2 \cdot 10^{-7}$  .....
- d.  $[H^+] = 4,6 \cdot 10^{-12}$  .....

**27** Dalle seguenti concentrazioni molari di ioni ossidrilici calcola la corrispondente concentrazione degli ioni idrogeno:

- a.  $[OH^-] = 0,001\ 6$  .....
- b.  $[OH^-] = 0,000\ 29$  .....
- c.  $[OH^-] = 8,8 \cdot 10^{-8}$  .....
- d.  $[OH^-] = 4,16 \cdot 10^{-13}$  .....

**28** Calcola il pH di una soluzione acquosa:

- a. la cui concentrazione idrogenionica è  $H^+ = 0,004$ ;
- b. la cui concentrazione ossidrilionica è  $OH^- = 0,004$ .

**29** Calcola il pH dei seguenti alimenti di cui conosci la concentrazione molare degli ioni idrogeno:

- a. carote  $[H^+] = 0,000\ 007\ 9$  .....
- b. piselli  $[H^+] = 0,000\ 000\ 39$  .....
- c. latte  $[H^+] = 0,000\ 000\ 30$  .....
- d. uova  $[H^+] = 0,000\ 000\ 016$  .....

**30** Calcola il pH di ciascuna delle seguenti soluzioni di cui conosci la concentrazione molare degli ioni idrossido:

- a.  $[OH^-] = 0,000\ 031$  .....
- b.  $[OH^-] = 0,000\ 000\ 000\ 66$  .....
- c.  $[OH^-] = 0,0055$  .....
- d.  $[OH^-] = 0,013$  .....



# unità h2 Il pH delle soluzioni

## obiettivo

Saper riconoscere un acido forte o una base forte e calcolare il pH delle loro soluzioni

## 1 Le soluzioni di acidi e basi forti

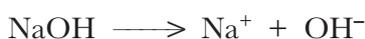
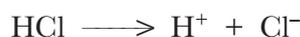
Come abbiamo visto, gli acidi e le basi, posti in soluzione, non si comportano tutti allo stesso modo.

Esistono infatti acidi e basi che vengono classificati come forti, e acidi e basi che vengono invece classificati come deboli.

Tab. 1 Acidi e basi più comuni

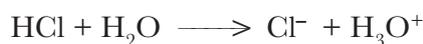
Acidi forti	Basi forti
HI	LiOH
HCl	NaOH
HNO <sub>3</sub>	KOH
HClO <sub>4</sub>	Ba(OH) <sub>2</sub>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Ca(OH) <sub>2</sub>

Secondo la teoria di Arrhenius un acido o una base possono essere considerati **forti** se in soluzione acquosa **si dissociano completamente**:



L'equazione è espressa con una sola freccia per indicare che tutte le moli si sono trasformate in ioni e non esistono più molecole indissociate.

Secondo la teoria di Brønsted e Lowry, invece, dobbiamo considerare acidi forti quelli che cedono in maniera completa i protoni all'acqua e basi forti quelle che acquistano in maniera completa i protoni dall'acqua:



Gli acidi del tipo HCl che contengono un solo idrogeno ionizzabile e le basi del tipo NaOH che contengono un solo ossidrile ionizzabile vengono denominati rispettivamente **acido monoprotico** e **base monoprotica**.

Un acido che contiene due o tre idrogeni ionizzabili viene chiamato acido biprotico e acido triprotico; analogamente, una base che contiene due o tre ossidrili ionizzabili viene chiamata rispettivamente base biprotica e base triprotica.



Una mole di acido biprotico o una mole di acido triprotico conferiscono all'acqua un numero doppio o triplo di ioni H<sup>+</sup>. Lo stesso vale per le basi poliprotiche.

Fig. 1 Prodotto commerciale contenente idrossido di sodio, NaOH, usato per liberare le tubature dai depositi.



## Calcolo del pH di acidi e basi forti

Per calcolare il pH di una soluzione di un acido forte o il pOH di una base forte, nel caso in cui si tratti di acidi e basi monoprotiche, basta conoscere la concentrazione  $C_a$  dell'acido o la concentrazione  $C_b$  della base espresse in molarità. In questi casi, infatti, poiché gli acidi e le basi sono completamente dissociati,  $C_a$  corrisponde alla concentrazione degli ioni  $[H^+]$  e  $C_b$  corrisponde a quella degli ioni  $[OH^-]$ .

Pertanto:

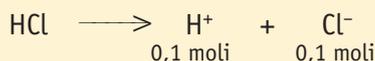
$$C_a = [H^+] \quad \text{da cui} \quad pH = -\log C_a$$

$$C_b = [OH^-] \quad \text{da cui} \quad pOH = -\log C_b$$

### Segui l'esempio

- Calcoliamo il pH di una soluzione 0,1 M di acido cloridrico, HCl, sapendo che la sua concentrazione è  $C_a = 0,1 M$ .

- L'acido cloridrico, HCl, è un acido forte e quindi è completamente dissociato: 0,1 moli di HCl generano 0,1 moli di  $H^+$ .



Pertanto, trascurando gli ioni  $[H^+]$  che provengono dalla dissociazione dell'acqua, la concentrazione degli ioni  $H^+$  coincide con  $C_a$ :

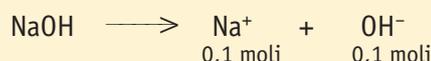
$$[H^+] = C_a = 0,1 M$$

- Poiché  $pH = -\log [H^+]$  si ha:

$$pH = -\log 0,1 = -\log 10^{-1} = 1$$

- Calcoliamo il pH di una soluzione di idrossido di sodio, NaOH, sapendo che la sua concentrazione è  $C_b = 0,1 M$ .

- L'idrossido di sodio, NaOH, è una base forte e quindi è completamente dissociata, per cui 0,1 moli di NaOH formano 0,1 moli di  $OH^-$ :



Pertanto, trascurando anche in questo caso gli ioni  $[OH^-]$  provenienti dalla dissociazione dell'acqua, la concentrazione degli ioni  $OH^-$  coincide con  $C_b$ :

$$[OH^-] = C_b = 0,1 M$$

- Poiché  $pOH = -\log [OH^-]$  si ha:

$$pOH = -\log 0,1 = -\log 10^{-1} = 1$$

- Ricordando che  $pH + pOH = 14$  si ha:

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1 = 13$$

### Applica

Calcola:

- il pH di una soluzione 0,05 M di  $HNO_3$ ;
- il pH di una soluzione che in 500 mL contiene 0,03 moli di HCl;
- il pH di una soluzione 0,01 M di NaOH.

### STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

- Secondo la teoria di Arrhenius, una base è forte quando cede in maniera completa un protone. V F
- Secondo la teoria di Bronsted e Lowry, un acido è forte quando è completamente dissociato. V F
- Una base biprotica contiene due ioni ossidrilici ionizzabili. V F
- L'acido cloridrico è monoprotico. V F
- Una base forte è triprotica. V F

Completa le frasi inserendo le parole mancanti.

- L'acido cloridrico, HCl, è un acido forte perché in soluzione acquosa è ..... dissociato.
- La concentrazione di  $H^+$  di un acido forte è ..... alla concentrazione dell'acido.
- Un acido biprotico contiene ..... idrogeni ionizzabili.
- La concentrazione di una base ..... coincide con la concentrazione di ioni .....

## 2 Le soluzioni di acidi e basi deboli

**obiettivo**

Saper valutare la forza di un acido debole o di una base debole e calcolare il pH delle loro soluzioni

Oltre agli acidi e alle basi forti che sono completamente dissociati, esistono acidi e basi **deboli** che in soluzione **si ionizzano parzialmente**, tendendo a rimanere per buona parte indissociati.

Per questo tipo di acidi e basi l'equilibrio di dissociazione è spostato verso sinistra e pertanto è necessario conoscere per ciascuno di essi il valore delle costanti di equilibrio di dissociazione,  $K_a$ .

Nel caso di un generico acido debole HA, l'equilibrio di dissociazione è espresso dall'equazione:



da cui:

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

Il valore di  $K_a$  dà la misura della forza dell'acido: tanto più grande è il suo valore, tanto più forte è l'acido. Analogamente, per una base debole BOH l'equilibrio di dissociazione è espresso dall'equazione:



da cui:

$$K_b = \frac{[\text{B}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

Anche in questo caso, dal valore di  $K_b$  si può dedurre la forza della base.

**Tab. 2** Valori delle costanti di dissociazione di alcuni acidi deboli a 25 °C

Acido debole	Costante di dissociazione
acido fluoridrico	$7,2 \cdot 10^{-4}$
acido nitroso	$4,5 \cdot 10^{-4}$
acido acetico	$1,8 \cdot 10^{-5}$
acido carbonico	$4,2 \cdot 10^{-7}$
acido solfidrico	$1,0 \cdot 10^{-7}$
acido ipocloroso	$3,5 \cdot 10^{-8}$
acido cianidrico	$4,0 \cdot 10^{-10}$

**Tab. 3** Valori delle costanti di dissociazione di alcune basi deboli a 25 °C

Base debole	Costante di dissociazione
metilammina	$5,0 \cdot 10^{-4}$
ammoniaca	$1,8 \cdot 10^{-5}$
nicotina	$1,0 \cdot 10^{-6}$
idrazina	$8,5 \cdot 10^{-7}$
idrossilammina	$6,6 \cdot 10^{-9}$
piridina	$1,5 \cdot 10^{-9}$
anilina	$4,2 \cdot 10^{-10}$

Volendo calcolare il pH di una soluzione di un **acido debole** HA, indichiamo con  $C_a$  la sua concentrazione molare e con  $[\text{A}^-]$  la concentrazione della sua base coniugata. Trascurando gli ioni  $\text{H}^+$  provenienti dalla dissociazione dell'acqua all'equilibrio, si ha:

$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-] \quad \text{e} \quad [\text{HA}] = C_a - [\text{H}^+]$$

Sostituendo tali valori nell'espressione dell'equilibrio  $K_a$  si ha:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_a - [\text{H}^+]}$$

Per acidi molto deboli, il valore di  $K_a$  sarà molto piccolo, il che significa che la maggior parte dell'acido resta indissociata.

Pertanto, all'equilibrio la concentrazione  $[HA]$  può essere posta uguale alla concentrazione iniziale  $C_a$ , essendo piccola l'aliquota che si è dissociata. L'espressione della  $K_a$  può essere quindi così riscritta:

$$K_a \cong \frac{[H^+]^2}{C_a}$$

$$[H^+]^2 \cong K_a \cdot C_a$$

e quindi:

$$[H^+] \cong \sqrt{K_a \cdot C_a}$$

da cui si può calcolare il pH.

Analogamente, per una **base debole**, usando lo stesso procedimento, si avrà:

$$[OH^-] \cong \sqrt{K_b \cdot C_b}$$

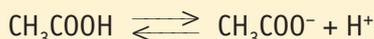
dove  $K_b$  è la costante della base e  $C_b$  la sua concentrazione, da cui si calcola il pOH e, quindi, il pH.

### Segui l'esempio

- Calcoliamo il pH di una soluzione 0,1 M di acido acetico,  $CH_3COOH$ , sapendo che la sua costante di dissociazione è  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

#### Soluzione

- Scriviamo l'equazione di dissociazione dell'acido acetico:



L'espressione della relativa costante  $K_a$  è:

$$\frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

- Poiché  $[H^+] = [CH_3COO^-]$  e  $[CH_3COOH] = C_a$  si ha:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{C_a} \quad \text{da cui:}$$

$$[H^+]^2 = K_a \cdot C_a \quad \text{e} \quad [H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a}$$

- Sostituendo i valori si ha:

$$[H^+] = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-6}} = 1,3 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{cioè } [H^+] = 1,3 \cdot 10^{-3}$$

- Essendo  $pH = -\log[H^+]$ , sostituendo il valore si ha:

$$pH = -\log 1,3 \cdot 10^{-3} = 2,89$$

#### Applica

##### Calcola:

- il pH di una soluzione 0,01 M di acido cianidrico, HCN, sapendo che la sua costante di dissociazione è  $K_a = 4,1 \cdot 10^{-10}$ ;
- il pH di una soluzione 0,01 M di una base debole BOH sapendo che la sua costante di dissociazione è  $K_b = 1 \cdot 10^{-6}$ .

### STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

- La forza di un acido è indicata dal valore numerico della costante di dissociazione. **V F**
- Una base è tanto più forte quanto meno è dissociata. **V F**
- Un acido debole è completamente dissociato. **V F**

Completa le frasi inserendo le parole mancanti.

- Un acido il cui valore di  $K_a$  è  $4,2 \cdot 10^{-7}$  può essere considerato un acido .....
- Un valore di  $K_a$  molto piccolo indica che la maggior parte dell'acido resta .....

## 3 Le soluzioni saline

### obiettivo

Saper scrivere le reazioni di idrolisi dei vari tipi di sale e calcolare il pH delle loro soluzioni

I sali sono in genere elettroliti forti in quanto in soluzione acquosa si dissociano completamente. Per il cloruro di sodio, per esempio, la reazione è spostata completamente a destra:



Sia lo ione  $\text{Na}^+$  che lo ione  $\text{Cl}^-$  non mostrano alcuna tendenza a reagire con l'acqua cosicché la loro presenza in soluzione non modifica la concentrazione degli ioni  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  e, quindi, non influenza il valore del pH.

In generale, le soluzioni di sali che provengono da un **acido forte** e da una **base forte** mantengono il pH uguale a quello dell'acqua pura:  $\text{pH} = 7$ .



Fig. 2 Soluzione neutra di cloruro di sodio ( $\text{NaCl}$ ): un sale che non si idrolizza.

Consideriamo, invece, una soluzione acquosa di un sale proveniente da un **acido debole** e da una **base forte** come l'acetato di sodio,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Anch'esso in soluzione sarà completamente dissociato:

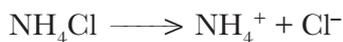


Lo ione  $\text{Na}^+$  anche in questo caso non reagirà con l'acqua, mentre lo ione  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , in quanto base coniugata dell'acido debole  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , reagirà con l'acqua per riappropriarsi del protone e riformare l'acido indissociato secondo il seguente equilibrio di Brønsted:

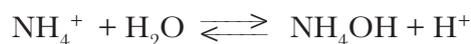


Questa reazione, definita **reazione d'idrolisi**, comporta la formazione di ioni  $\text{OH}^-$  nella soluzione, che quindi acquisterà un **carattere basico**.

Consideriamo infine, una soluzione di un sale proveniente da una **base debole** e da un **acido forte**, come il cloruro di ammonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , che in soluzione acquosa si dissocia completamente:



Lo ione  $\text{Cl}^-$  in questo caso non reagisce con l'acqua in quanto è la base coniugata dell'acido forte  $\text{HCl}$ , mentre lo ione ammonio  $\text{NH}_4^+$ , in quanto acido coniugato della base debole ammoniacca  $\text{NH}_3$ , reagisce con l'acqua per riappropriarsi dell'ossidrile  $\text{OH}^-$  e riformare la base indissociata secondo il seguente equilibrio di Brønsted:



Anche questa è una reazione di idrolisi che, in questo caso, però comporta la formazione di ioni  $\text{H}^+$  nella soluzione che acquista così un **carattere acido**.



Fig. 3 Idrolisi basica dell'acetato di sodio ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ).



Fig. 4 Idrolisi acida del cloruro di ammonio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ).

Per calcolare il pH delle soluzioni di sali che subiscono idrolisi si ricorre alle seguenti formule:

idrolisi acida: 
$$[\text{H}^+] \cong \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \cdot C_s}$$

idrolisi basica: 
$$[\text{OH}^-] \cong \sqrt{\frac{K_w}{K_a} \cdot C_s}$$

Conoscendo le concentrazioni degli ioni  $\text{H}^+$  o degli ioni  $\text{OH}^-$  si può calcolare il pH.

### STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

1. Un sale in soluzione acquosa si dice idrolizzato se uno dei suoi ioni dà una reazione acido-base con l'acqua. **V F**
2. Una soluzione acquosa di cianuro di sodio, NaCN, ha un pH = 7. **V F**
3. Una soluzione acquosa di cloruro di sodio, NaCl, è neutra. **V F**

Completa le frasi inserendo le parole mancanti.

4. Un sale rende acida una soluzione acquosa quando è formato da un acido ..... e da una base .....
5. Un sale rende basica una soluzione acquosa quando è formato da un acido ..... e da una base .....

## 4 Le soluzioni tampone

### obiettivo

Conoscere il comportamento di una soluzione tampone e calcolarne il pH

Qualche goccia di un acido forte, come l'acido solforico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , è in grado di portare il pH di 1 litro di acqua da 7 a valori inferiori a 3. Analogamente, qualche granello di idrossido di sodio, NaOH, fa balzare il pH a valori di circa 11-12 unità. Numerosi sono i casi in cui il controllo dell'acidità è particolarmente importante. Il sangue, per esempio, ha un pH di 7,4 e piccole variazioni possono essere letali. Anche in agricoltura il controllo del pH del suolo è necessario per ottenere buone rese nei raccolti. Per tenere sotto controllo il pH delle soluzioni si fa ricorso alle **soluzioni tampone**. Esse sono soluzioni che contengono miscele di soluti che impediscono significative variazioni di pH anche se vengono aggiunte moderate quantità di acidi e di basi forti.

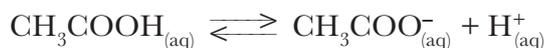


Fig. 5 Confezioni di tre soluzioni tampone commerciali.

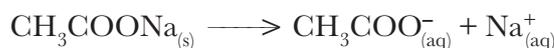
Le soluzioni tampone sono soluzioni che contengono contemporaneamente, in concentrazioni all'incirca uguali, un acido debole e la sua base coniugata oppure una base debole e il suo acido coniugato.

Un tipico esempio di soluzione tampone è la soluzione formata da acido acetico,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e acetato di sodio,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .

Per vedere a che cosa è dovuto il suo effetto tampone prendiamo in considerazione l'equilibrio di dissociazione:

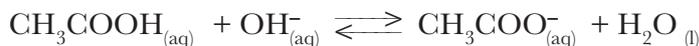


La presenza del solo acido acetico in soluzione genera un esiguo numero di ioni acetato e di protoni; l'aggiunta del sale  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , completamente dissociato secondo la reazione:

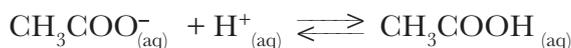


serve ad aumentare l'esiguo numero di ioni acetato in soluzione.

In questo modo in soluzione sono presenti numerose molecole di acido acetico non dissociato che, nel caso in cui venissero aggiunti ioni  $\text{OH}^-$  reagirebbero secondo la reazione, facendoli scomparire:



Allo stesso modo i numerosi ioni acetato presenti reagirebbero con gli ioni  $\text{H}^+$  aggiunti facendoli scomparire secondo la reazione:



In entrambi i casi il risultato è quello di annullare la brusca variazione di  $\text{pH}$  che l'aggiunta di ioni  $\text{H}^+$  o di ioni  $\text{OH}^-$  avrebbe provocato se fossero stati aggiunti ad un uguale volume di acqua da sola.

Per il calcolo del  $\text{pH}$  delle soluzioni tampone si utilizzano le seguenti formule:

- per le soluzioni tampone costituite da un **acido debole** in presenza di un suo **sale con una base forte** (come  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$ ):

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot C_a}{C_s}$$

- per le soluzioni tampone costituite da una **base debole** in presenza di un suo **sale con un acido forte** (come  $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$ )

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b \cdot C_b}{C_s}$$

### Segui l'esempio

- Calcoliamo il  $\text{pH}$  di una soluzione che in 1 L contiene 0,25 moli di  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e 0,25 moli di  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , sapendo che  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

- Si tratta di una soluzione tampone in quanto formata da un acido debole  $\text{CH}_3\text{COOH}$  in presenza della sua base coniugata  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , proveniente dal sale  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Le concentrazioni sono  $C_a = 0,25/1$  e  $C_s = 0,25/1$

- Applichiamo la formula dei tamponi acidi:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot C_a}{C_s}$$

- Sostituiamo i valori:

$$[\text{H}^+] = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,25}{0,25} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{da cui } \text{pH} = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} = 4,75$$

### Applica Calcola:

- il  $\text{pH}$  di una soluzione che in un litro contiene 0,1 moli di  $\text{HCN}$  e 0,1 moli di  $\text{KCN}$ , sapendo che  $K_a = 5 \cdot 10^{-10}$ ;
- il  $\text{pH}$  di una soluzione che in un litro contiene 0,1 moli di  $\text{NH}_3$  e 0,1 moli di  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , sapendo che  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

### STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

- Le soluzioni tampone mantengono neutre le soluzioni. **V F**
- Una soluzione acquosa contenente acido cloridrico,  $\text{HCl}$ , in presenza di cloruro di sodio,  $\text{NaCl}$ , è un sistema tampone. **V F**
- Le soluzioni tampone contengono un acido forte e la sua base coniugata. **V F**

Completa le frasi inserendo le parole mancanti.

- Una soluzione tampone è in grado di mantenere pressoché ..... il  $\text{pH}$ .
- Una soluzione tampone può essere formata da un acido forte in presenza di una sua base .....
- Una soluzione ..... può essere formata da una base ..... in presenza del suo acido debole.

## 5 Le reazioni di neutralizzazione

### obiettivo

Sapere che cos'è la reazione di neutralizzazione e saperla utilizzare per determinare la concentrazione di un acido o di una base

Sappiamo già che gli acidi e le basi hanno caratteristiche opposte perché opposte sono le loro proprietà chimiche.

Abbiamo visto, in particolare, che gli acidi fanno aumentare la concentrazione degli ioni  $H^+$  della soluzione, mentre le basi la fanno diminuire.

Ponendo insieme, allora, quantità equivalenti di soluzione acida e di soluzione basica, l'effetto sarà quello della neutralizzazione, poiché gli ioni  $H^+$  provenienti dalla soluzione acida si combineranno con gli ioni  $OH^-$  della soluzione basica portando la soluzione alla neutralità, cioè a  $pH = 7$ .

La **reazione di neutralizzazione** può essere così schematizzata:



Ciò si realizza quando l'acido e la base sono di eguale forza (un acido forte con una base forte oppure un acido debole con una base debole, aventi però valori di  $K_{diss}$  dello stesso ordine di grandezza). In questo caso, infatti, quantità equivalenti di acido e di base contengono lo stesso numero di  $H^+$  e di  $OH^-$  rispettivamente.

### Titolazione

La reazione di neutralizzazione è sempre una reazione completa quando si mettono a reagire acidi forti e basi forti in quantità equivalenti. Tale reazione viene sfruttata nei laboratori di analisi per determinare esattamente la concentrazione di un acido o di una base. Se si vuole determinare, per esempio, la concentrazione o titolo di una soluzione basica, basta aggiungere, a un volume misurato di questa, una soluzione di un acido di cui si conosce esattamente la concentrazione.

La tecnica consiste nell'aggiungere alla base la soluzione acida utilizzando una buretta, un tubo di vetro graduato che, munito di un rubinetto, consente di effettuare le aggiunte goccia a goccia e contemporaneamente di misurarne il volume (Fig. 6a). In tal modo, a mano a mano che le due soluzioni si mescolano, la neutralizzazione procede (Fig. 6b, c) fino a raggiungere il **punto equivalente** (Fig. 6d), quando la quantità di acido aggiunto (soluzione titolante) contiene lo stesso numero di moli della base e quindi il  $pH$  ha raggiunto il valore di 7.

Durante la titolazione si avrà una variazione di  $pH$  in funzione della quantità di soluzione di titolante che si va aggiungendo. Tale variazione può essere rilevata direttamente mediante l'uso di un piaccametro, oppure osservando la variazione di un opportuno indicatore che viri quando il  $pH$  della soluzione si approssima al valore di 7.

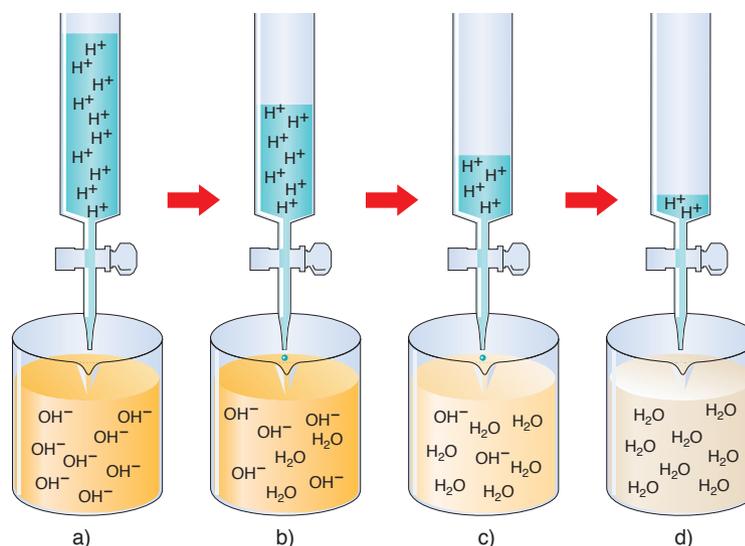


Fig. 6 Titolazione di una soluzione basica per aggiunta di una soluzione acida a concentrazione nota.



Fig. 7 Titolazione di una soluzione di idrossido di sodio con acido cloridrico a titolo noto (l'indicatore è la fenolftaleina).

Indicando con  $V_a$  il volume dell'acido da titolare, con  $C_a$  la sua concentrazione e con  $V_b$  e  $C_b$ , rispettivamente, il volume e la concentrazione della soluzione della base a titolo noto, al punto equivalente si ha:

$$n. \text{ moli}_{\text{acido}} = n. \text{ moli}_{\text{base}}$$

da cui:

$$C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$$

### Segui l'esempio

- Calcola la molarità,  $M_a$ , di una soluzione di acido cloridrico, HCl, sapendo che 25 mL di soluzione neutralizzano 23,51 mL di NaOH 0,25 M.

– Si tratta di una reazione di neutralizzazione tra un acido forte e una base forte per cui al punto equivalente è valida l'equazione:

$$M_a \cdot V_a = M_b \cdot V_b$$

– Risolviamo rispetto a  $M_a$ :

$$M_a = \frac{M_b \cdot V_b}{V_a}$$

– Sostituendo i valori si ha:

$$M_a = \frac{0,25 \text{ M} \cdot 23,51 \text{ mL}}{25 \text{ mL}} = 0,23 \text{ mol/L}$$

### Applica

#### Calcola:

- la molarità,  $M$ , di una soluzione di idrossido di potassio, KOH, sapendo che 12,5 mL di soluzione neutralizzano 18,9 mL di HClO<sub>4</sub> 0,1 M;
- la molarità,  $M$ , di una soluzione di acido nitrico, HNO<sub>3</sub>, sapendo che 21 mL di soluzione neutralizzano 15,8 mL di KOH 0,2 M.

### STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

- Per neutralizzazione di una soluzione acquosa di acido cloridrico, HCl, con una soluzione acquosa di idrossido di sodio, NaOH, si ottiene una soluzione a  $pH = 6$ . **V F**
- La titolazione permette di determinare la concentrazione di un acido o di una base. **V F**

Completa la frase inserendo le parole mancanti.

- La reazione di neutralizzazione è la combinazione di ioni ..... provenienti da un ..... con gli ioni ..... provenienti da una base per formare molecole di .....

unità **h2** Il pH delle soluzioni

**1** Le soluzioni di acidi e basi forti

... le conoscenze

- 1 Come puoi stabilire, secondo la teoria di Arrhenius, quando un acido o una base possono essere considerati forti?
- 2 Come puoi stabilire, secondo la teoria di Brønsted e Lowry quando un acido o una base possono essere considerati forti?
- 3 Stabilisci quando un acido può essere definito biprotico.

... le abilità

- 4 Una soluzione di acido perclorico,  $\text{HClO}_4$ , che è un acido forte, è 0,02 M. Calcola il pH della soluzione.
- 5 Una soluzione di acido solforico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , che è un acido forte biprotico che puoi considerare completamente dissociato, ha concentrazione 0,0035 M. Scrivi l'equazione di dissociazione e calcola il pH della soluzione.
- 6 Calcola il pH di una soluzione 0,075 M di idrossido di litio,  $\text{LiOH}$ , che è una base forte.
- 7 L'idrossido di bario,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , è una base forte biprotica. Calcola il pH di una sua soluzione 0,17 M.

**2** Le soluzioni di acidi e basi deboli

... le conoscenze

- 8 Da quale valore puoi stabilire se un acido è più debole di un altro a parità di concentrazione?  
.....  
.....
- 9 Ritieni che sia più acida una soluzione 0,01 M di  $\text{HCN}$  ( $K_a = 4 \cdot 10^{-10}$ ) oppure una soluzione 0,01 M di  $\text{HNO}_2$  ( $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$ )?  
.....  
.....

- 10 Ritieni che il valore di pH di una soluzione 0,1 M di  $\text{NaOH}$  sia più elevato, uguale o più basso di una soluzione 0,1 M di  $\text{NH}_3$ ?  
.....  
.....

... le abilità

- 11 Facendo riferimento alla Tabella 2 nel testo calcola il pH delle seguenti soluzioni:
  - a.  $\text{HClO}$  0,02 M .....
  - b.  $\text{H}_2\text{CO}_3$  0,03 M .....
  - c. 2 g di  $\text{HCN}$  in 250 mL di soluzione .....
  - d. 6 g di  $\text{CH}_3\text{COOH}$  in 1L di soluzione .....
- 12 Facendo riferimento alla Tabella 3 nel testo calcola il pH delle seguenti soluzioni:
  - a. anilina 0,01 M .....
  - b. ammoniaca 0,1 M .....
  - c. 2 g di idrazina ( $M = 32$ ) disciolti in 100 mL di soluzione .....
  - d. 100 mg di nicotina ( $M = 162$  g/mol) in 500 mL di soluzione .....
- 13 Calcola il pH di una soluzione  $2 \cdot 10^{-2}$  M di acido acetico,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , sapendo che la sua costante  $K_a$  è  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .  
[3,22]
- 14 La costante  $K_a$  dell'acido cianidrico, è  $4,1 \cdot 10^{-10}$ . Calcola il pH di una soluzione  $3,2 \cdot 10^{-2}$  M di questo acido.  
[5,44]
- 15 Calcola il pH di una soluzione  $2 \cdot 10^{-2}$  M di ammoniaca,  $\text{NH}_3$ , sapendo che la sua costante  $K_b$  è  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .  
[10,78]

- 16 500 mL di acido ipocloroso,  $\text{HClO}$ , contengono 0,52 g di questo acido. Qual è il pH della soluzione sapendo che la sua costante  $K_a$  è  $3,0 \cdot 10^{-8}$ ?  
[4,61]
- 17 La massa molare di una base debole organica è 93 g/mol mentre la sua costante  $K_b$  è  $4,3 \cdot 10^{-10}$ . Calcola il pH di una soluzione che in 750 mL contiene 4,65 g di questa base.  
[8,73]

**3** Le soluzioni saline

... le conoscenze

- 18 Spiega perché una soluzione acquosa di cianuro di potassio  $\text{KCN}$  ha un pH basico.
- 19 Perché una soluzione acquosa di cloruro di sodio,  $\text{NaCl}$ , non dà luogo al fenomeno dell'idrolisi?

**20** Ritieni sia più acida una soluzione acquosa 0,1 M di NaCl oppure una soluzione acquosa 0,1 M di cloruro di ammonio  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ?

**21** Ritieni sia più basica una soluzione acquosa 0,1 M di NaCl oppure una soluzione acquosa 0,1 M di acetato di sodio  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ?

### ... le abilità

**22** Tra le seguenti soluzioni saline, indica con A quelle che presentano un pH acido, con B quelle che presentano un pH basico e con N quelle che presentano un pH neutro:

- |                                 |                                   |
|---------------------------------|-----------------------------------|
| a. NaCl .....                   | d. NaClO .....                    |
| b. KCN .....                    | e. KBr .....                      |
| c. $\text{NH}_4\text{Cl}$ ..... | f. $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ..... |

**23** Scrivi le reazioni di idrolisi in acqua per i seguenti sali e stabilisci se la soluzione risulta acida (A) o basica (B):

- |                                    |                                       |
|------------------------------------|---------------------------------------|
| a. $\text{NaNO}_3$ .....           | c. $\text{NH}_4\text{Br}$ .....       |
| b. $\text{CH}_3\text{COONa}$ ..... | d. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ..... |

**24** Tra i seguenti sali identifica quello che dà luogo al fenomeno dell'idrolisi e scrivi la relativa reazione:

- |                           |                                  |
|---------------------------|----------------------------------|
| a. $\text{NaClO}_4$ ..... | c. LiCN .....                    |
| b. $\text{NaNO}_3$ .....  | d. $\text{K}_2\text{SO}_4$ ..... |

## 4 Le soluzioni tampone

### ... le conoscenze

**25** Qual è la proprietà delle soluzioni tampone?

**26** Che tipo di sostanze debbono essere contemporaneamente presenti in una soluzione tampone?

**27** In che rapporto debbono trovarsi le concentrazioni dell'acido e del suo sale di un sistema tampone affinché si verifichi la condizione  $[\text{H}^+] = K_a$ ?

### ... le abilità

**28** Tra le seguenti soluzioni contenenti le coppie di soluti indicati, individua quelle che sono delle soluzioni tampone:

- $\text{HCN}$  0,1 M e  $\text{NaCN}$  0,1 M .....
- $\text{KCN}$  0,1 M e  $\text{NaCl}$  .....
- $\text{NH}_3$  0,1 M e  $\text{NH}_4\text{Br}$  0,1 M .....
- $\text{HCl}$  0,1 M e  $\text{NaCl}$  0,1 M .....
- $\text{KOH}$  0,1 M e  $\text{KCl}$  0,1 M .....

**29** Calcola la concentrazione molare  $[\text{H}^+]$  di una soluzione che in 250 mL contiene 0,001 moli di acido ni-

troso,  $\text{HNO}_2$ , e 0,001 moli di nitrito di sodio,  $\text{NaNO}_2$ . La costante  $K_a$  dell'acido nitroso è  $4,6 \cdot 10^{-4}$ .

[ $4,6 \cdot 10^{-4}$  mol/L]

**30** Calcola la concentrazione molare  $[\text{OH}^-]$  di una soluzione che in 500 mL contiene 0,1 moli di acido acetico,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , e 0,1 moli di acetato di sodio,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . La costante  $K_a$  dell'acido acetico è  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .

[ $5,62 \cdot 10^{-10}$  mol/L]

**31** Calcola il pH della soluzione che in 1 L contiene 0,1 moli di ammoniaca,  $\text{NH}_3$ , e 0,05 moli di cloruro di ammonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . La costante  $K_b$  dell'ammoniaca è  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .

[9,56]

**32** Calcola il pH della soluzione che in 500 mL contiene 0,5 moli di ipoclorito di potassio,  $\text{KClO}$ , e 0,5 moli di acido ipocloroso,  $\text{HClO}$ . La costante  $K_a$  dell'acido ipocloroso è  $3,2 \cdot 10^{-8}$ .

[7,49]

## 5 Le reazioni di neutralizzazione

### ... le conoscenze

**33** In che cosa consiste la reazione di neutralizzazione tra un acido forte e una base forte?

**34** Con quale metodica si può determinare il titolo di un acido o di una base?

**35** Quando possiamo dire di aver raggiunto il punto equivalente durante una titolazione?

### ... le abilità

**36** Scrivi l'equazione bilanciata della reazione di neutralizzazione tra:

- |  |   |
|--|---|
| a. $\text{H}_2\text{SO}_4$ e $\text{KOH}$  | c. $\text{HCl}$ e $\text{Ca}(\text{OH})_2$            |
| b. $\text{H}_3\text{PO}_4$ e $\text{NaOH}$ | d. $\text{H}_2\text{SO}_4$ e $\text{Ba}(\text{OH})_2$ |

**37** Calcola la concentrazione di una soluzione di una base  $M_b$  sapendo che 25 mL di questa, per essere neutralizzati, richiedono 50 mL di una soluzione di acido cloridrico,  $\text{HCl}$ , 0,1 M.

[0,20 M]

**38** Calcola la concentrazione di una soluzione di  $\text{NaOH}$  sapendo che 250 mL di questa vengono neutralizzati da 500 mL di una soluzione 0,05 M di acido cloridrico.

**39** Per titolare 20 mL di una soluzione di idrossido di potassio  $\text{KOH}$  sono stati necessari 36 mL di acido cloridrico,  $\text{HCl}$ , 0,1 M. Calcola la concentrazione molare della base.

**40** Per neutralizzare 30 mL di acido perclorico,  $\text{HClO}_4$ , sono stati usati 10 mL di idrossido di potassio,  $\text{KOH}$ , 1,5 M. Calcola la concentrazione molare dell'acido.

**verifica le competenze**
**Esempio guidato**

- Calcola il pH di una soluzione che in 250 mL contiene 3,65 g di acido cloridrico, HCl.

**Soluzione**

- a. L'acido cloridrico è un acido forte completamente dissociato per cui si ha:

$$[H^+] = C_a$$

- b. Per calcolare la concentrazione  $C_a$  trasformiamo prima in moli i grammi di HCl:

$$\text{moli}_{\text{HCl}} = \frac{g_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} = \frac{3,65 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol}$$

- c. Poiché le moli trovate sono disciolte in un volume di 250 mL possiamo trovare la concentrazione molare  $C_a$ :

$$C_a = \frac{\text{moli}_{\text{HCl}}}{V_{(L)}} = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,4 \text{ M}$$

- d. Poiché  $[H^+] = C_a$  si può calcolare il pH:

$$pH = -\log [H^+] = -\log C_a = -\log 0,4 = 0,39$$

- 41** Calcola il pH di una soluzione che in 250 mL contiene 0,8 g di acido nitrico,  $\text{HNO}_3$ . [1,30]

- 42** Calcola il pH di una soluzione che in 100 mL contiene 400 mg di idrossido di sodio, NaOH. [13]

- 43** Qual è il pH di una soluzione che in 300 mL contiene 98 mg di acido solforico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? [2,18]

- 44** Calcola il pH di una soluzione che in 375 mL contiene 2 g di idrossido di calcio,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . [13,16]

**Esempio guidato**

- Una soluzione di acido cloridrico, HCl, ha pH = 2. Calcola quanti grammi di acido sono contenuti in 300 mL di questa soluzione.

**Soluzione**

- a. Poiché  $pH = -\log [H^+]$  si ha:

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2} = 0,01$$

- b. L'acido cloridrico è un acido forte e pertanto la sua concentrazione coincide con quella degli ioni  $H^+$ :

$$C_a = 0,01 \text{ M}$$

- c. Poiché  $M = \frac{\text{moli}}{V_{(L)}}$  ricaviamo il numero di moli di acido:

$$\text{moli} = M \cdot V = 0,01 \text{ mol/L} \cdot 0,300 \text{ L} = 0,003 \text{ mol}$$

- d. Ricordando che  $\text{moli} = \frac{g}{M}$  da cui  $g = \text{moli} \cdot M$ , sostituendo i valori si ha:

$$g = 0,003 \text{ moli} \cdot 36,5 \text{ g/mol} = 0,109 \text{ g}$$

- 45** Il pH di una soluzione di acido nitrico,  $\text{HNO}_3$ , è uguale a 1. Quanti grammi di questo acido sono contenuti in 2,5 L di questa soluzione? [15,75 g]

- 46** Calcola quanti milligrammi di acido perclorico,  $\text{HClO}_4$ , sono contenuti in 250 mL di una soluzione che ha  $pH = 3$ . [25 mg]

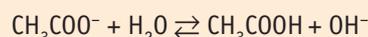
- 47** Il pH di una soluzione di idrossido di sodio, NaOH, è uguale a 10. Quanti grammi di NaOH sono contenuti in 0,5 L di questa soluzione? [0,002 g]

**Esempio guidato**

- Calcola il pH di una soluzione 0,1 M di  $\text{CH}_3\text{COONa}$  sapendo che  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ :

**Soluzione**

- a. Poiché si tratta di un sale formato da un acido debole ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) e da una base forte (NaOH), esso si idrolizzerà e la soluzione risulterà basica:



- b. Appliciamo la formula dell'idrolisi basica:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} \cdot C_s}$$

- c. Sostituendo i valori otteniamo:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} \cdot 0,1} = 0,0029$$

da cui  $pOH = 2,64$  e  $pH = 14 - 2,64 = 11,36$

- 48** Calcola il pH della soluzione 0,01 M di ipoclorito di sodio, NaClO, sapendo che la costante  $K_a$  dell'acido ipocloroso HClO è  $3,7 \cdot 10^{-8}$ . [9,72]

- 49** Calcola il pH della soluzione 0,02 M di cloruro di ammonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , sapendo che la costante  $K_b$  dell'ammoniaca  $\text{NH}_3$  è  $1,8 \cdot 10^{-5}$ . [5,48]

- 50** Calcola il pH della soluzione 0,05 M di acetato di sodio,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , sapendo che la costante  $K_a$  dell'acido acetico,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , è  $1,8 \cdot 10^{-5}$ . [8,72]

**51** Calcola il pH della soluzione che in 250 mL contiene 5,3 g di cloruro di ammonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , sapendo che la costante  $K_b$  dell'ammoniaca,  $\text{NH}_3$ , è  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .

[4,83]

**52** Calcola il pH della soluzione che in 250 mL contiene 8,2 g di acetato di sodio,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , sapendo che la costante  $K_a$  dell'acido acetico è  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .

[9,17]

### Esempio guidato

- Calcola il pH di una soluzione acquosa che in 500 mL contiene 3 g di acido acetico,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , e 7,35 di acetato di sodio,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , sapendo che la costante di equilibrio  $K_a$  dell'acido acetico è uguale a  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .

### Soluzione

**a.** La soluzione è una soluzione tampone in quanto contiene un acido debole in presenza di un sale della sua base coniugata, pertanto puoi applicare la formula:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot C_a}{C_s}$$

**b.** Poiché il pH della soluzione è 5, la concentrazione molare degli ioni idrogeno sarà:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5}$$

**c.** Calcoliamo ora il numero di moli  $n_{\text{acido}}$  di  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ricordando che la sua massa molare è 60 g/mol:

$$n_{\text{acido}} = \frac{m_{\text{acido}}}{M_{\text{acido}}} = \frac{3 \text{ g}}{60 \text{ g/mol}} = 0,05 \text{ mol}$$

**d.** Calcoliamo ora la concentrazione molare dell'acido  $C_a$ :

$$C_a = \frac{n_{\text{acido}}}{V_L} = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} = 0,1 \text{ M}$$

**e.** Calcoliamo ora il numero di moli  $n_{\text{sale}}$  di  $\text{CH}_3\text{COONa}$  ricordando che la sua massa molare è 82 g/mol:

$$n_{\text{sale}} = \frac{m_{\text{sale}}}{M_{\text{sale}}} = \frac{7,35 \text{ g}}{82 \text{ g/mol}} = 0,09 \text{ mol}$$

**f.** Calcoliamo ora la concentrazione molare del sale  $C_s$ :

$$C_s = \frac{n_{\text{sale}}}{V_L} = \frac{0,09 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} = 0,18 \text{ M}$$

**g.** Sostituendo i valori nell'equazione  $[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot C_a}{C_s}$  si ha:

$$[\text{H}^+] = \frac{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-1}}{1,8 \cdot 10^{-1}} = 10^{-5}$$

**h.** Essendo  $\text{pH} = -\log \text{H}^+$ , sostituendo il valore si ha:

$$\text{pH} = -\log 10^{-5} = 5$$

**53** Calcola il pH di una soluzione che in 1L contiene 1,7 g di ammoniaca  $\text{NH}_3$  e 9,63 g di cloruro di ammonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , sapendo che la costante di dissociazione dell'ammoniaca  $K_b$  è uguale a  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .

[9]

**54** Calcola il pH di una soluzione che in 500 mL contiene 4,6 g di acido formico,  $\text{HCOOH}$ , e 6,8 g di formiato di sodio,  $\text{HCOONa}$ , sapendo che la costante di dissociazione dell'acido formico  $K_a$  è uguale a  $8,9 \cdot 10^{-5}$ .

[4,05]

**55** Calcola il pH di una soluzione ottenuta miscelando 500 mL di acido ipocloroso,  $\text{HClO}$ , 0,2 M con 500 mL di ipoclorito di sodio,  $\text{NaClO}$ , 0,2 M sapendo che la costante di dissociazione dell' $\text{HClO}$  è  $3,5 \cdot 10^{-8}$ .

[7,45]

### Esempio guidato

- Calcola quanti grammi di acido cloridrico,  $\text{HCl}$ , sono contenuti in una soluzione che per essere titolata richiede 40,8 mL di idrossido di sodio,  $\text{NaOH}$ , 0,128 M.

### Soluzione

**a.** Trattandosi di una reazione di neutralizzazione tra un acido forte e una base forte, possiamo scrivere l'equazione:



**b.** Poiché al punto equivalente il numero di moli dell'acido deve corrispondere al numero di moli della base titolante, si ha:

$$\text{moli di acido} = M_a V_a = M_b V_b$$

Sostituendo i valori, otteniamo:

$$\text{moli acido} = 0,128 \text{ mol/L} \cdot 0,0408 \text{ L} = 0,0052 \text{ mol}$$

**c.** Moltiplicando infine il numero di moli di acido per la sua massa molare, otteniamo i grammi:

$$g = \text{mol} \cdot M = 0,0052 \text{ mol} \cdot 36,5 \text{ g/mol} = 0,19 \text{ g}$$

**56** Per titolare una soluzione di idrossido di potassio,  $\text{KOH}$ , vengono usati 30 mL di acido nitrico,  $\text{HNO}_3$ , 0,025M. Calcola quanti grammi di  $\text{KOH}$  sono contenuti nella soluzione.

**57** Calcola quanti grammi di acido cloridrico,  $\text{HCl}$ , sono contenuti in una sua soluzione che per essere titolata richiede 25 mL di idrossido di sodio,  $\text{NaOH}$ , 0,02M.