

Comprende



versione Ebook  
e Software di simulazione



Kotz • Treichel • Townsend • Treichel

# Chimica

VII Edizione





# Accedi all'ebook e ai contenuti digitali

**Espandi le tue risorse**  
un libro che **non pesa**  
e si **adatta** alle dimensioni  
del **tuo lettore!**

▼  
**COLLEGATI AL SITO  
EDISESUNIVERSITA.IT**

▼  
**ACCESSI AL  
MATERIALE DIDATTICO**

▼  
**SEGUICI LE  
ISTRUZIONI**

Utilizza il codice personale contenuto nel riquadro per registrarti al sito **edisesuniversita.it** e attivare la tua **area riservata**. Potrai accedere alla **versione digitale** del testo e a ulteriore **materiale didattico**.

Scopri il tuo **codice personale** grattando delicatamente la superficie

Il volume NON può essere venduto, né restituito, se il codice personale risulta visibile.  
L'accesso al materiale didattico sarà consentito **per 18 mesi**.

Per attivare i **servizi riservati**, collegati al sito **edisesuniversita.it** e segui queste semplici istruzioni

## Se sei registrato al sito

- clicca su *Accedi al materiale didattico*
- inserisci email e password
- inserisci le ultime 4 cifre del codice ISBN, riportato in basso a destra sul retro di copertina
- inserisci il tuo **codice personale** per essere reindirizzato automaticamente all'area riservata

## Se non sei già registrato al sito

- clicca su *Accedi al materiale didattico*
- registrati al sito o autenticati tramite facebook
- attendi l'email di conferma per perfezionare la registrazione
- torna sul sito **edisesuniversita.it** e segui la procedura già descritta per *utenti registrati*





Ulteriori materiali e strumenti didattici sono accessibili dalla propria **area riservata** secondo la procedura indicata nel frontespizio.

Dalla sezione **materiali e servizi** della tua area riservata potrai accedere a:

- **Ebook:** versione digitale del testo in formato epub, standard dinamico che organizza il flusso di testo in base al dispositivo sul quale viene visualizzato. Fruibile mediante l'applicazione gratuita BookShelf, consente una visualizzazione ottimale su lettori e-reader, tablet, smartphone, iphone, desktop, Android, Apple e Kindle Fire.
- **Software di simulazione:** un vastissimo database di quesiti a risposta multipla per effettuare esercitazioni sull'**intero programma** o su **argomenti specifici**.
- **Tavola periodica interattiva:** tavola periodica che consente di conoscere in dettaglio le proprietà degli elementi con un clic.

L'accesso ai contenuti digitali sarà consentito per **18 mesi**

Settima edizione

# CHIMICA

**John C. Kotz**

State University of New York  
College at Oneonta

**Paul M. Treichel**

University of Wisconsin–Madison

**John R. Townsend**

West Chester University of Pennsylvania

**David A. Treichel**

Nebraska Wesleyan University



**Titolo originale:**

*Chemistry & Chemical Reactivity*, Tenth Edition  
John C. Kotz, Paul M. Treichel, John R. Townsend,  
and David A. Treichel  
Copyright © 2019, 2015, Cengage Learning

**CHIMICA**

VII Edizione

Copyright © 2021, EdiSES edizioni S.r.l. – Napoli

Le cifre sulla destra indicano il numero e l'anno  
dell'ultima ristampa effettuata

9 8 7 6 5 4 3 2 1 0  
2025 2024 2023 2022 2021

A norma di legge è vietata la riproduzione, anche parziale, del  
presente volume o di parte di esso con qualsiasi mezzo.

L'Editore

*Fotocomposizione:* ProMedia Studio di A. Leano

*Stampato presso la*  
Tipografia Sograte S.r.l. – Zona Ind. Regnano – Città di Castello (PG)

*per conto della*  
EdiSES edizioni S.r.l. – Piazza Dante Alighieri, 89 – Napoli

[www.edisesuniversita.it](http://www.edisesuniversita.it)  
[assistenza.edises.it](mailto:assistenza.edises.it)

ISBN 978 88 3623 051 8

---

I curatori, l'editore e tutti coloro in qualche modo coinvolti nella preparazione o pubblicazione di quest'opera hanno posto il massimo impegno per garantire che le informazioni ivi contenute siano corrette, compatibilmente con le conoscenze disponibili al momento della stampa; essi, tuttavia, non possono essere ritenuti responsabili dei risultati dell'utilizzo di tali informazioni e restano a disposizione per integrare la citazione delle fonti, qualora incompleta o imprecisa.

Realizzare un libro è un'operazione complessa e, nonostante la cura e l'attenzione poste dagli autori e da tutti gli addetti coinvolti nella lavorazione dei testi, l'esperienza ci insegna che è praticamente impossibile pubblicare un volume privo di imprecisioni. Saremo grati ai lettori che vorranno inviarci le loro segnalazioni e/o suggerimenti migliorativi su [assistenza.edises.it](mailto:assistenza.edises.it)

# Autori

**Paola Bergamini**

Università degli Studi di Ferrara

**Mauro Botta**

Università degli Studi del Piemonte Orientale

**Sergio Brutti**

Università degli Studi di Roma La Sapienza

**Mauro Carcelli**

Università degli Studi di Parma

**Guido De Guidi**

Università degli Studi di Catania

**Giuliana Drava**

Università degli Studi di Genova

**Guido Ennas**

Università degli Studi di Cagliari

**Tiziana Fiore**

Università degli Studi di Palermo

**Maria Assunta Girasolo**

Università degli Studi di Palermo

**Giuseppe Grasso**

Università degli Studi di Catania

**Lucrezia Lamastra**

Università Cattolica del Sacro Cuore, Piacenza

**Gemma Leone**

Università degli Studi di Siena

**Agnese Magnani**

Università degli Studi di Siena

**Alessandra Molinari**

Università degli Studi di Ferrara

**Enrico Monzani**

Università degli Studi di Pavia

**Lorenza Operti**

Università degli Studi di Torino

**Silvia Panzavolta**

Università degli Studi di Bologna

**Christian Silvio Pomelli**

Università degli Studi di Pisa

**Carlo Punta**

Politecnico di Milano

**Francesco Ruffo**

Università degli Studi di Napoli Federico II

**Oreste Tarallo**

Università degli Studi di Napoli Federico II

**Enzo Terreno**

Università degli Studi di Torino

*Alla precedente edizione hanno collaborato:*

Gianantonio Battistuzzi, Laura Carbonaro, Cecilia Coletti, Valeria Costantino,

Maria Pia Donzello, Antonio Famulari, Lucilla Favero, Pio Iannelli †,

Giaime Marongiu, Nazzareno Re



# Sommario

## SEZIONE UNO GLI STRUMENTI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

- 1 I concetti alla base della chimica 1  
Riesaminiamo: Gli strumenti della chimica quantitativa 28
- 2 Atomi, molecole e ioni 58
- 3 Le reazioni chimiche 122
- 4 La stechiometria: informazioni quantitative sulle reazioni chimiche 172
- 5 Principi di reattività chimica: l'energia e le reazioni chimiche 228

## SEZIONE DUE ATOMI E MOLECOLE

- 6 La struttura degli atomi 276
- 7 La struttura degli atomi e gli andamenti periodici 310
- 8 Legame e struttura molecolare 350
- 9 Legame e struttura molecolare: ibridazione di orbitali e orbitali molecolari 412

## SEZIONE TRE STATI DELLA MATERIA

- 10 I gas e le loro proprietà 450
- 11 Le forze intermolecolari e i liquidi 490
- 12 Lo stato solido 526
- 13 Le soluzioni e il loro comportamento 564

## SEZIONE QUATTRO IL CONTROLLO DELLE REAZIONI CHIMICHE

- 14 Cinetica chimica: la velocità delle reazioni chimiche 608
- 15 Principi di reattività chimica: gli equilibri chimici 670
- 16 Principi di reattività chimica: la chimica degli acidi e delle basi 708
- 17 Principi di reattività chimica: altri aspetti degli equilibri in fase acquosa 760

- 18 Principi di reattività chimica: entropia ed energia libera 814
- 19 Principi di reattività chimica: le reazioni a trasferimento di elettroni 858

## SEZIONE CINQUE ARGOMENTI SPECIALI

- 20 La chimica nucleare 916

- 21 Il carbonio: un elemento fuori dal comune



## Appendici

- A Uso dei logaritmi e soluzione dell'equazione quadratica A-2
- B Alcuni importanti concetti di fisica A-6
- C Abbreviazioni e fattori di conversione utili A-9
- D Costanti fisiche A-13
- E Nomenclatura dei composti organici A-15
- F Valori dell'energia di ionizzazione e dell'entalpia di acquisizione elettronica degli elementi A-18
- G Pressione di vapore dell'acqua al variare della temperatura A-19
- H Costanti di ionizzazione di acidi deboli a 25 °C A-20
- I Costanti di ionizzazione di basi deboli a 25 °C A-22
- J Costanti del prodotto di solubilità di alcuni composti inorganici a 25 °C A-23
- K Costanti di formazione di alcuni ioni complessi in soluzione acquosa a 25 °C A-24
- L Una selezione dei valori termodinamici | A-25
- M Potenziali standard di riduzione in soluzione acquosa a 25 °C A-32
- N Risposte alle Domande di verifica e delle sezioni Verifica dell'apprendimento e Applicazione di principi chimici | A-36

## Indice e Glossario I-1



# Indice generale

Prefazione xviii

## SEZIONE UNO GLI STRUMENTI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

1

### I concetti alla base della chimica xxviii

#### 1.1 La chimica e i suoi metodi 1

- Un mistero scientifico: Ötzi, l'uomo del ghiaccio 1
- La chimica e le trasformazioni 2
- Ipotesi, leggi e teorie 3
- Gli obiettivi della scienza 4
- Dubbi e integrità nella scienza 4

#### 1.2 Sviluppo sostenibile e chimica verde 5

#### 1.3 Classificazione della materia 6

- Gli stati di aggregazione della materia e la teoria cinetico-molecolare 6
- La materia a livello macroscopico e particellare 7
- Le sostanze pure 7
- Miscele omogenee ed eterogenee 8

#### 1.4 Gli elementi 9

#### 1.5 I composti 10

#### 1.6 Le proprietà fisiche 12

- Le proprietà estensive e intensive 14

#### 1.7 Le trasformazioni fisiche e chimiche 15

#### 1.8 L'energia: alcuni principi di base 17

- Conservazione dell'energia 18
- APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 1.1:  
La CO<sub>2</sub> negli oceani 19
- RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 20
- EQUAZIONI CHIAVE 21
- DOMANDE DI VERIFICA 21

## Riesaminiamo: Gli strumenti della chimica quantitativa 28

### 1 Le unità di misura 29

- Le scale per misurare la temperatura 29
- Lunghezza, volume e massa 31
- Unità di misura dell'energia 33

#### Approfondimento: Energia e cibo 34

### 2 Le misure: precisione, accuratezza, errore sperimentale e deviazione standard 34

- L'errore sperimentale 35
- La deviazione standard 36

### 3 La matematica e la chimica 37

- La notazione esponenziale o scientifica 37
- Le cifre significative 38

### 4 La risoluzione dei problemi mediante l'analisi dimensionale 43

### 5 I grafici 44

### 6 La risoluzione dei problemi e aritmetica applicata alla chimica 45

- APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 1:  
Senza carburante! 47

- APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 2:  
Pareggi nelle gare di nuoto e cifre significative 48

#### RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 49

#### EQUAZIONI FONDAMENTALI 49

#### DOMANDE DI VERIFICA 50

2

### Atomi, molecole e ioni 58

#### 2.1 La struttura atomica, il numero atomico e la massa atomica 59

- La struttura atomica 59
- Il numero atomico 60
- La massa atomica relativa 60
- Il numero di massa 60

|            |   |     |                                      |  |     |
|------------|---|-----|--------------------------------------|--|-----|
| <b>2.2</b> | <b>Gli isotopi e il peso atomico</b>  | 62  | L'argon, una scoperta stupefacente   | 103  |     |
|            | Determinazione della massa atomica e dell'abbondanza isotopica  | 62  | RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO | 104  |     |
|            | Il peso atomico   | 63  | EQUAZIONI CHIAVE                     | 106  |     |
|            | <b>Esperimenti chiave:</b> Come conosciamo la natura dell'atomo e i suoi componenti?                      | 66  | DOMANDE DI VERIFICA                  | 106  |     |
| <b>2.3</b> | <b>La tavola periodica</b>  | 68  | <hr/>                                |  |     |
|            | Le caratteristiche della tavola periodica   | 68  |                                      |  |     |
|            | Un breve sguardo alla tavola periodica e agli elementi chimici  | 69  |                                      |  |     |
|            | <b>Approfondimento:</b> Mendeleev e la tavola periodica   | 70  |                                      |  |     |
| <b>2.4</b> | <b>Le molecole, i composti e le formule</b>   | 74  |                                      |  |     |
|            | Le formule  | 75  |                                      |  |     |
|            | I modelli molecolari  | 75  |                                      |  |     |
|            | Nomenclatura dei composti molecolari  | 76  |                                      |  |     |
| <b>2.5</b> | <b>I composti ionici: formule, nomenclatura e proprietà</b>   | 77  |                                      |  |     |
|            | Gli ioni  | 78  |                                      |  |     |
|            | Le formule dei composti ionici  | 81  |                                      |  |     |
|            | I nomi degli ioni   | 83  |                                      |  |     |
|            | Le proprietà dei composti ionici  | 84  |                                      |  |     |
|            | <b>Approfondimento:</b> Composti ionici idrati  | 85  |                                      |  |     |
| <b>2.6</b> | <b>Gli atomi, le molecole e la mole</b>   | 86  |                                      |  |     |
|            | <b>Approfondimento:</b> Amedeo Avogadro e il suo numero   | 87  |                                      |  |     |
|            | Gli atomi e la massa molare   | 87  |                                      |  |     |
|            | Le molecole, i composti e la massa molare   | 89  |                                      |  |     |
|            | <b>Approfondimento:</b> La mole, un'unità di misura   | 90  |                                      |  |     |
| <b>2.7</b> | <b>Analisi chimica: determinazione delle formule dei composti</b>   | 93  |                                      |  |     |
|            | La composizione percentuale   | 93  |                                      |  |     |
|            | Le formule empiriche e le formule molecolari dalla composizione percentuale                               | 94  |                                      |  |     |
|            | La determinazione della formula dai valori delle masse atomiche   | 97  |                                      |  |     |
| <b>2.8</b> | <b>Analisi strumentale: determinazione delle formule dei composti</b>                                     | 99  |                                      |  |     |
|            | La determinazione della formula mediante la spettroscopia di massa  | 99  |                                      |  |     |
|            | Massa molare e isotopi in spettrometria di massa  | 100 |                                      |  |     |
|            | APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 2.1: Utilizzare gli isotopi: Ötzi, l'uomo venuto dal ghiaccio delle Alpi | 102 |                                      |  |     |
|            | APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 2.2: Arsenico, medicina e la formula del composto                        | 606 | 103                                  | APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 3.1: Superconduttori                  | 158 |
|            | APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 2.3:   |     |                                      | APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 3.2: Sequestrare l'anidride carbonica | 159 |
|            |   |     |                                      | APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 3.3: Fumarole nere e vulcani          | 159 |
|            |   |     |                                      | RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO                                   | 160 |
|            |   |     |                                      | DOMANDE DI VERIFICA  | 162 |

- 4.1 **Rapporto tra le masse nelle reazioni chimiche: stechiometria** 173
- 4.2 **Reazioni nelle quali un reagente è presente in difetto** 177
  - Un calcolo stechiometrico con un reagente limitante 177
- 4.3 **Resa percentuale** 180
- 4.4 **Equazioni chimiche e analisi chimiche** 183
  - Analisi quantitativa di una miscela 183
  - Determinazione della formula di un composto dai prodotti della sua combustione 185
- 4.5 **Misura delle concentrazioni dei composti in soluzione** 188
  - Concentrazione delle soluzioni: molarità 188
  - Preparazione di soluzioni a concentrazione nota 191
  - Approfondimento:** Diluizioni successive 193
- 4.6 **pH, una scala per la misura della concentrazione degli acidi e delle basi** 194
- 4.7 **Stechiometria delle reazioni in soluzione acquosa – Aspetti fondamentali** 196
- 4.8 **Stechiometria delle reazioni in soluzione acquosa – Titolazioni** 198
  - La titolazione: un metodo di analisi chimica 198
  - Standardizzazione di un acido o di una base 200
  - Determinazione della massa molare per titolazione 201
  - Titolazione con una reazione di ossido-riduzione 202
- 4.9 **Spettrofotometria** 203
  - Trasmittanza, assorbanza e la legge di Lambert-Beer 204
  - Analisi spettrofotometrica 205
  - APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 4.1: Chimica verde ed economia degli atomi 207
  - APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 4.2: Chimica forense: titolazioni e adulterazione delle sostanze alimentari 208
  - APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 4.3: Quanto sale è contenuto nell'acqua marina? 209
  - APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 4.4: L'uomo di Marte 209
  - RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 210
  - EQUAZIONI CHIAVE 211
  - DOMANDE DI VERIFICA 212

- 5.1 **Energia: alcuni principi fondamentali** 229
  - Sistemi e ambienti 230
  - Direzionalità ed entità del trasferimento di calore: equilibrio termico 230
- 5.2 **Capacità termica specifica: riscaldamento e raffreddamento** 231
  - Approfondimento:** Cos'è il calore? 233
  - Aspetti quantitativi dell'energia trasferita come calore 234
- 5.3 **Energia e cambiamenti di stato** 236
- 5.4 **La prima legge della termodinamica** 240
  - Approfondimento:** Lavoro P-V 242
  - Entalpia 242
  - Funzioni di stato 244
- 5.5 **Variazioni di entalpia nelle reazioni chimiche** 245
- 5.6 **Calorimetria** 247
  - Calorimetria a pressione costante, misura del  $\Delta H$  247
  - Calorimetria a volume costante, misura del  $\Delta U$  249
- 5.7 **Calcoli di entalpia** 251
  - Legge di Hess 251
  - Diagrammi dei livelli di energia 252
  - Entalpie standard di formazione 254
  - Variazioni di entalpia di una reazione 255
  - Approfondimento:** Legge di Hess e l'Equazione 5.6 256
- 5.8 **Reazioni che favoriscono la formazione dei prodotti o dei reagenti e la termodinamica** 257
  - APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 5.1: Polvere da sparo 258
  - APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 5.2: La controversia dei carburanti: alcol e benzina 259
  - RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 260
  - EQUAZIONI CHIAVE 261
  - DOMANDE DI VERIFICA 262

## SEZIONE DUE ATOMI E MOLECOLE

### 6 La struttura degli atomi 276

- 6.1 La radiazione elettromagnetica 277  
6.2 Quantizzazione: Planck, Einstein, energia e fotoni 279  
L'equazione di Planck 279  
Einstein e l'effetto fotoelettrico 281  
6.3 Gli spettri di emissione a righe degli atomi e Niels Bohr 283  
Il modello di Bohr dell'atomo di idrogeno 284  
La teoria di Bohr e gli spettri degli atomi eccitati 287  
6.4 Dualismo onda-particella: preludio alla meccanica quantistica 289  
6.5 La visione moderna della struttura elettronica: meccanica ondulatoria o quantistica 291  
I numeri quantici e gli orbitali 292  
Livelli e sottolivelli 293  
6.6 La forma degli orbitali atomici 294  
Orbitali *s* 295  
Orbitali *p* 296  
Orbitali *d* 297  
Orbitali *f* 297  
6.7 Un'ulteriore proprietà dell'elettrone: lo spin elettronico 297  
**Approfondimento:** Ulteriori considerazioni sulla forma degli orbitali e delle funzioni d'onda dell'atomo di idrogeno 298  
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 6.1:  
Scottature, creme solari e radiazioni ultraviolette 299  
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 6.2:  
Che cosa genera i colori nei fuochi d'artificio? 299  
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 6.3:  
La chimica del Sole 300  
RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 301  
EQUAZIONI CHIAVE 302  
DOMANDE DI VERIFICA 302

### 7 La struttura degli atomi e gli andamenti periodici 310

- 7.1 Il principio di esclusione di Pauli 311  
7.2 Le energie dei sottolivelli dell'atomo e l'assegnazione degli elettroni 313  
Ordine delle energie dei sottolivelli e regole per l'assegnazione 313

La carica nucleare efficace,  $Z^*$  314

### 7.3 Le configurazioni elettroniche degli atomi 315

Configurazione elettronica degli elementi dei gruppi principali 317

Gli elementi del terzo periodo 319

Configurazione elettronica degli elementi di transizione 321

**Approfondimento:** Energie degli orbitali,  $Z^*$  e configurazioni elettroniche 322

### 7.4 Le configurazioni elettroniche degli ioni 324

Anioni e cationi 324

**Approfondimento:** Domande riguardanti la configurazione elettronica degli elementi di transizione 324

Diamagnetismo e paramagnetismo 325

**Approfondimento:** Paramagnetismo e ferromagnetismo 327

### 7.5 Proprietà atomiche e andamenti periodici 328

La dimensione degli atomi 328

L'energia di ionizzazione 330

Entalpia di acquisizione elettronica e affinità elettronica 332

**Approfondimento:** La spettroscopia fotoelettronica 333

Le dimensioni degli ioni 335

### 7.6 Andamenti periodici e proprietà chimiche 337

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 7.1:

Gli elementi delle terre rare non sono così rari 338

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 7.2:

I metalli in biochimica e in medicina 339

RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 339

DOMANDE DI VERIFICA 340

### 8 Legame e struttura molecolare 350

#### 8.1 Formazione del legame chimico e simboli a punti di Lewis 351

Elettroni di valenza e strutture di Lewis per gli atomi 353

#### 8.2 Legame covalente e strutture di Lewis 354

Disegnare le strutture di Lewis 355

Prevedere le strutture di Lewis 360

#### 8.3 Cariche atomiche formali in molecole e ioni covalenti 363

Carica formale e numero di ossidazione 364

#### 8.4 Risonanza 365

**Approfondimento:** Risonanza 367

## 8.5 Eccezioni alla regola dell'ottetto 369

Composti nei quali un atomo ha meno di otto elettroni di valenza 369

Composti nei quali un atomo ha più di otto elettroni di valenza 369

**Approfondimento:** Una controversia scientifica – Ci sono doppi legami negli ioni sulfato e fosfato? 370

**Approfondimento:** Molecole con un numero dispari di elettroni 372

Struttura e legame in molecole ipervalenti 372

## 8.6 Forma delle molecole 373

Atomi centrali circondati solo da coppie di legame 374

Atomi centrali circondati da coppie di legame e coppie solitarie 375

Legami multipli e geometria molecolare 378

## 8.7 Polarità di legame ed elettronegatività 379

Distribuzione di carica: combinare la carica formale e l'elettronegatività 381

## 8.8 Polarità del legame e polarità della molecola 384

**Approfondimento:** Misurare la polarità delle molecole 384

**Approfondimento:** Visualizzare la distribuzione di carica e la polarità molecolare — Superficie del potenziale elettrostatico e cariche parziali 387

## 8.9 Proprietà del legame: ordine, lunghezza ed entalpia di dissociazione 389

Ordine di legame 389

Lunghezza di legame 390

Entalpia di dissociazione di legame 391

## 8.10 DNA, un riesame 395

**Approfondimento:** DNA—Watson, Crick e Franklin 396

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 8.1: Ibuprofene, uno studio di chimica verde 397

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 8.2: Il triangolo di Van Arkel e il legame 397

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 8.3: Linus Pauling e l'elettronegatività 398

RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 399

EQUAZIONI CHIAVE 401

DOMANDE DI VERIFICA 401

## 9

## Legame e struttura molecolare: ibridazione di orbitali e orbitali molecolari 412

### 9.1 Teoria del legame di valenza 413

Il legame come sovrapposizione di orbitali atomici 413

Ibridazione degli orbitali atomici *s* e *p* 415

Orbitali ibridi in molecole o ioni con geometria delle coppie elettroniche di tipo trigonale-planare e lineare 418

La teoria del legame di valenza e i legami multipli 421

Benzene: un caso speciale di legame  $\pi$  425

Ibridazione: un riepilogo 426

### 9.2 Teoria degli orbitali molecolari 427

I principi della teoria degli orbitali molecolari 427

Le configurazioni elettroniche di molecole biameriche eteronucleari 434

La risonanza e la teoria MO 434

Orbitali molecolari nei composti formati dagli elementi del blocco p 434

### 9.3 Teorie del legame chimico: un riepilogo 436

Legami a tre centri in  $\text{HF}_2^-$ ,  $\text{B}_2\text{H}_6$  e  $\text{SF}_6$  437

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 9.1:

Studiare le molecole con la spettroscopia fotoelettronica 438

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 9.2: Chimica verde, coloranti sicuri e orbitali molecolari 439

RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 440

EQUAZIONI CHIAVE 440

DOMANDE DI VERIFICA 440

## SEZIONE TRE STATI DELLA MATERIA

## 10

## I gas e le loro proprietà 450

### 10.1 Modellizzare uno stato della materia: i gas e la pressione 451

**Approfondimento:** Misurare la pressione di un gas 452

### 10.2 Le leggi dei gas: le basi sperimentali 453

La legge di Boyle: la comprimibilità dei gas 453

L'effetto della temperatura sul volume dei gas: la legge di Charles 455

Combinare la legge di Boyle e la legge di Charles: la legge generale dei gas 457

L'ipotesi di Avogadro 458

**Approfondimento:** Gli studi sui gas: Robert Boyle e Jacques Charles 459

### 10.3 La legge del gas ideale 460

La densità dei gas 461

Calcolo della massa molare di un gas dati  $P$ ,  $V$  e  $T$  462

### 10.4 Le leggi dei gas e le reazioni chimiche 464

### 10.5 Miscele di gas e pressioni parziali 465

### 10.6 La teoria cinetico-molecolare dei gas 468

Velocità molecolare ed energia cinetica 468

Teoria cinetico-molecolare e leggi dei gas 471

### 10.7 Diffusione ed effusione 471

**Approfondimento:** La scienza delle superfici e la necessità di sistemi per vuoto ultra-alto (Ultra High Vacuum) 474

### 10.8 Comportamento non ideale dei gas 474

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 10.1:  
L'atmosfera e il malessere da altitudine 476

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 10.2:  
Il dirigibile Goodyear 477

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 10.3:  
La chimica degli airbag 477

RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 478

EQUAZIONI CHIAVE 479

DOMANDE DI VERIFICA 480

## 11 Le forze intermolecolari e i liquidi 490

### 11.1 Stati della materia e forze intermolecolari 491

### 11.2 Interazioni tra ioni e molecole con un dipolo permanente 492

**Approfondimento:** Sali idrati: un risultato del legame ione-dipolo 494

### 11.3 Interazioni tra molecole con un dipolo permanente 495

Forze dipolo-dipolo 495

Legami idrogeno 497

Il legame idrogeno e le straordinarie proprietà dell'acqua 499

**Approfondimento:** Il legame idrogeno in biochimica 500

### 11.4 Forze intermolecolari che coinvolgono molecole non polari 501

Forze dipolo/dipolo indotto: forze di Debye 501

Forze dipolo indotto/dipolo indotto:  
forze di dispersione di London 502

### 11.5 Riepilogo delle forze intermolecolari di van der Waals 504

**Approfondimento:** I gchi possono arrampicarsi sui muri 505

### 11.6 Proprietà dei liquidi 506

La vaporizzazione e la condensazione 507

Pressione di vapore 510

Pressione di vapore, entalpia di evaporazione ed equazione di Clausius-Clapeyron 512

Punto di ebollizione 513

Temperatura e pressione critiche 513

Tensione superficiale, azione capillare e viscosità 514

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 11.1:  
Cromatografia 515

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 11.2:  
Una catastrofe negli alimenti per animali 516

RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 517

EQUAZIONI CHIAVE 518

DOMANDE DI VERIFICA 518

## 12 Lo stato solido 526

### 12.1 Reticoli cristallini e celle elementari 527

Celle cubiche 529

**Approfondimento:** Impaccamento delle arance, delle biglie e degli atomi 533

### 12.2 Strutture e formule dei solidi ionici 534

### 12.3 Il legame nei composti ionici: energia reticolare 537

Calcolo dell'entalpia reticolare da dati termodinamici 539

### 12.4 Il legame nei metalli e nei semiconduttori 540

Il legame nei metalli: il modello del mare di elettroni 540

Il legame nei metalli: la teoria delle bande 541

I semiconduttori 542

### 12.5 Altri tipi di materiali solidi 544

Solidi molecolari 544

Solidi reticolari 545

Solidi amorfi 546

Le leghe: miscele di metalli 547

### 12.6 Cambiamenti di fase 549

Fusione: la conversione da solido a liquido 549

Sublimazione: conversione di un solido in vapore 551

Diagrammi di fase 551

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 12.1:  
Litio e automobili "green" 553

|  |     |
|--|-----|
| APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 12.2:<br>Nanotubi e grafene: i solidi reticolari del<br>momento | 554 |
| APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 12.3:<br>La malattia dello stagno                               | 555 |
| RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO   | 556 |
| DOMANDE DI VERIFICA  | 557 |

|                                      |     |
|--------------------------------------|-----|
| RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO | 598 |
| EQUAZIONI CHIAVE                     | 599 |
| DOMANDE DI VERIFICA                  | 600 |

## SEZIONE QUATTRO IL CONTROLLO DELLE REAZIONI CHIMICHE

### 13 Le soluzioni e il loro comportamento 564

|   |     |
|---|-----|
| 13.1 Le unità di misura della concentrazione  | 565 |
| 13.2 Il processo di dissoluzione  | 568 |
| <b>Approfondimento:</b> Solubilizzazione di liquidi in liquidi                                | 569 |
| Soluzioni soprasature   | 569 |
| Solubilizzazione di solidi in acqua   | 570 |
| Entalpia di soluzione   | 570 |
| Entalpia di soluzione: dati termodinamici   | 573 |
| 13.3 I fattori che influenzano la solubilità: pressione e temperatura                         | 574 |
| Soluzioni di gas in liquidi: la legge di Henry  | 574 |
| Effetto della temperatura sulla solubilità:<br>il principio di Le Chatelier                   | 576 |
| 13.4 Le proprietà colligative   | 577 |
| Variazione della pressione di vapore: legge di Raoult   | 577 |
| <b>Approfondimento:</b> Crescita di cristalli   | 578 |
| Innalzamento del punto di ebollizione   | 579 |
| Abbassamento del punto di congelamento  | 581 |
| <b>Approfondimento:</b> L'indurimento degli alberi  | 582 |
| Pressione osmotica  | 584 |
| <b>Approfondimento:</b> Osmosi inversa per ottenere acqua pura                                | 585 |
| <b>Approfondimento:</b> Osmosi e medicina   | 587 |
| Proprietà colligative e determinazione della massa molare                                     | 588 |
| Proprietà colligative delle soluzioni contenenti ioni   | 589 |
| 13.5 I colloidì   | 591 |
| Tipi di colloidì  | 593 |
| I tensioattivi  | 594 |
| APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 13.1:<br>La distillazione                                    | 595 |
| APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 13.2:<br>Rilasci esplosivi di gas nei laghi e legge di Henry | 596 |
| APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 13.3:<br>Narcosi e malattia da decompressione                | 597 |

### 14 Cinetica chimica: la velocità delle reazioni chimiche 608

|  |     |
|--|-----|
| 14.1 La velocità delle reazioni chimiche   | 609 |
| Calcolo della velocità   | 610 |
| Velocità relative e stechiometria  | 612 |
| 14.2 Condizioni di reazione e velocità   | 614 |
| 14.3 Effetto della concentrazione sulla velocità di reazione   | 616 |
| Le equazioni cinetiche   | 616 |
| L'ordine di reazione   | 617 |
| La costante di velocità, $k$   | 617 |
| Determinazione dell'equazione cinetica   | 618 |
| 14.4 Relazione tra concentrazione e tempo:<br>leggi cinetiche integrate                                  | 622 |
| Reazioni del primo ordine  | 622 |
| Reazioni del secondo ordine  | 624 |
| Reazioni di ordine zero  | 625 |
| Metodi grafici per la determinazione dell'ordine di reazione e della costante di velocità                | 626 |
| Tempo di dimezzamento e reazioni del primo ordine  | 626 |
| 14.5 Le velocità di reazione dal punto di vista microscopico   | 630 |
| <b>Approfondimento:</b> Teoria delle collisioni: effetto della concentrazione sulla velocità di reazione | 631 |
| Leggi cinetiche, costanti di velocità e stechiometria delle reazioni                                     | 631 |
| Teoria delle collisioni: energia di attivazione  | 632 |
| <b>Approfondimento:</b> Orientamento molecolare e diagrammi delle coordinate di reazione                 | 633 |
| Teoria delle collisioni: energia di attivazione e temperatura  | 634 |
| Teoria delle collisioni: effetto dell'orientazione molecolare sulla velocità di reazione                 | 635 |
| L'equazione di Arrhenius   | 635 |
| 14.6 I catalizzatori   | 638 |
| Effetto dei catalizzatori sulla velocità di reazione   | 638 |
| <b>Approfondimento:</b> Relazione fra cinetica, catalisi ed energia di legame                            | 638 |
| Enzimi   | 641 |

|  |     |
|--|-----|
| <b>14.7 Meccanismi di reazione</b>   | 642 |
| Molecolarità degli stadi elementari  | 644 |
| Equazioni cinetiche per gli stadi elementari   | 644 |
| <b>Approfondimento:</b> Reazioni organiche di sostituzione bimolecolare                          | 645 |
| Meccanismi di reazione ed equazioni cinetiche  | 646 |
| Meccanismi di reazione che coinvolgono uno stadio di equilibrio                                  | 649 |
| APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 14.1:<br>Enzimi: catalizzatori naturali                         | 652 |
| APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 14.2:<br>Cinetica e meccanismi: un mistero risolto dopo 70 anni | 653 |
| RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO   | 654 |
| EQUAZIONI CHIAVE   | 655 |
| DOMANDE DI VERIFICA  | 656 |

|  |     |
|--|-----|
| APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 15.2:<br>Carbonio trivale | 696 |
| RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO                       | 696 |
| EQUAZIONI CHIAVE   | 697 |
| DOMANDE DI VERIFICA  | 698 |

## 15 Principi di reattività chimica: gli equilibri chimici 670

|   |     |
|---|-----|
| <b>15.1 L'equilibrio chimico: un riesame</b>  | 671 |
| <b>15.2 La costante di equilibrio e il quoziente di reazione</b>  | 672 |
| Scrivere le espressioni della costante di equilibrio  | 674 |
| <b>Approfondimento:</b> Attività e unità di misura di $K$   | 675 |
| <b>Approfondimento:</b> Espressione della costante di equilibrio per i gas— $K_c$ e $K_p$                   | 676 |
| L'entità della costante di equilibrio, $K$  | 677 |
| Il quoziente di reazione, $Q$   | 677 |
| <b>15.3 Calcolo della costante di equilibrio</b>  | 680 |
| <b>15.4 Uso della costante di equilibrio</b>  | 682 |
| Procedura di calcolo nel caso di espressioni quadratiche  | 683 |
| <b>15.5 Approfondimenti sulle equazioni bilanciate e le costanti di equilibrio</b>                          | 687 |
| Usare coefficienti stechiometrici diversi   | 687 |
| Invertire un'equazione chimica  | 687 |
| Sommare due equazioni chimiche  | 688 |
| <b>15.6 Perturbare un equilibrio chimico</b>  | 690 |
| Effetto dell'aggiunta o della rimozione di un reagente o di un prodotto                                     | 690 |
| Effetto delle variazioni di volume sugli equilibri in fase gassosa  | 692 |
| Effetto delle variazioni di temperatura sulla composizione di un equilibrio                                 | 693 |
| APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 15.1:<br>Applicazione dei concetti dell'equilibrio—il processo Haber-Bosch | 695 |

## 16 Principi di reattività chimica: la chimica degli acidi e delle basi 708

|  |     |
|--|-----|
| <b>16.1 Il concetto di acido e base secondo Brønsted-Lowry</b>               | 709 |
| Coppie coniugate acido-base  | 711 |
| <b>16.2 L'acqua e la scala di pH</b>   | 712 |
| Autoionizzazione dell'acqua e costante di ionizzazione dell'acqua, $K_w$     | 712 |
| La scala di pH   | 714 |
| <b>16.3 Costanti di equilibrio per acidi e basi</b>                          | 715 |
| Valori di $K_a$ e $K_b$ per acidi poliprotici                                | 719 |
| Scala logaritmica di forza acida relativa, $pK_a$                            | 719 |
| Correlare le costanti di ionizzazione di un acido e della sua base coniugata | 720 |
| <b>16.4 Proprietà acido-base dei sali</b>                                    | 720 |
| <b>16.5 Prevedere la direzione di una reazione acido-base</b>                | 722 |
| <b>16.6 Tipi di reazioni acido-base</b>                                      | 725 |
| La reazione tra un acido forte e una base forte                              | 725 |
| La reazione tra un acido debole e una base forte                             | 726 |
| La reazione tra un acido forte e una base debole                             | 726 |
| La reazione tra un acido debole e una base debole                            | 726 |
| <b>16.7 Calcoli con costanti di equilibrio</b>                               | 727 |
| Determinazione di $K$ da concentrazioni iniziali e misure di pH              | 727 |
| Qual è il pH di una soluzione acquosa di un acido o di una base debole?      | 729 |
| <b>16.8 Acidi e basi poliprotici</b>   | 735 |
| <b>16.9 Struttura molecolare, legami e comportamento acido-base</b>          | 737 |
| Forza acida degli alogenuri di idrogeno, $HX$                                | 737 |
| Confronto tra ossiacidi: $HNO_2$ e $HNO_3$                                   | 738 |
| Perché gli acidi carbossilici sono acidi di Brønsted?                        | 740 |
| <b>Approfondimento:</b> Forza degli acidi e struttura molecolare             | 741 |

|   |   |
|---|---|
| Perché i cationi idrati metallici sono acidi di Brønsted? 741   | 17.6 Equilibri che coinvolgono ioni complessi 796   |
| Perché gli anioni sono basi di Brønsted? 742  | Solubilità e ioni complessi 797   |
| <b>16.10 Il concetto di acido e base secondo Lewis 742</b>  | APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 17.1: Tutto quello che luccica . . . 799   |
| Composti di coordinazione cationici 743   | APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 17.2: Fare un respiro profondo 800   |
| Acidi di Lewis molecolari 745   | RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 801  |
| Basi di Lewis molecolari 745  | EQUAZIONI CHIAVE 802  |
| APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 16.1: Ti piacerebbe un po' di succo di belladonna nella tua bevanda? 746 | DOMANDE DI VERIFICA 803   |
| APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 16.2: L'effetto livellante, solventi non acquosi e superacidi 746        |   |
| RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 747  |   |
| EQUAZIONI CHIAVE 748  |   |
| DOMANDE DI VERIFICA 749   |   |
| <hr/>   |   |
| <b>17 Principi di reattività chimica: altri aspetti degli equilibri in fase acquosa 760</b>               | <b>18 Principi di reattività chimica: entropia ed energia libera 814</b>  |
| <b>17.1 L'effetto dello ione comune 761</b>   | 18.1 Spontaneità e dispersione dell'energia: entropia 815   |
| <b>17.2 Controllo del pH: soluzioni tampone 763</b>   | 18.2 Entropia: comprensione a livello microscopico 817  |
| Espressioni generali per le soluzioni tampone 766   | Dispersione di energia 817  |
| Preparazione di soluzioni tampone 768   | Approfondimento: Processi reversibili e irreversibili 818   |
| Come controlla il pH una soluzione tampone? 770   | Dispersione della materia: un riesame della dispersione dell'energia 820  |
| <b>17.3 Titolazioni acido-base 772</b>  | Un riepilogo su entropia, variazioni di entropia e dispersione di energia 821   |
| Titolazione di un acido forte con una base forte 772  | 18.3 Misura e valori dell'entropia 821  |
| Titolazione di un acido debole con una base forte 774   | Valori dell'entropia standard, $S^\circ$ 822  |
| Titolazione di acidi deboli poliprotici 777   | Calcolo delle variazioni di entropia nei processi fisici e chimici 824  |
| Titolazione di una base debole con un acido forte 778   | 18.4 Variazioni di entropia e spontaneità 825   |
| Indicatori di pH 780  | Approfondimento: Entropia e spontaneità? 827  |
| <b>17.4 Solubilità dei sali 782</b>   | Spontaneo o no? 828   |
| La costante del prodotto di solubilità, $K_{ps}$ 783  | Come $\Delta S^\circ$ (universo) dipende dalla temperatura 829  |
| Relazione tra solubilità e $K_{ps}$ 784   | 18.5 Energia libera di Gibbs 830  |
| Approfondimento: Minerali e gemme – L'importanza della solubilità 787                                     | Variazione in energia libera di Gibbs, $\Delta G$ 830   |
| Solubilità ed effetto dello ione comune 788   | Energia libera di Gibbs, spontaneità ed equilibrio chimico 830  |
| Approfondimento: Calcoli di solubilità 789  | Riepilogando: energia libera di Gibbs ( $\Delta_r G$ e $\Delta_f G^\circ$ ), quoziente di reazione (Q), costante di equilibrio (K) e previsione sull'andamento della reazione 832 |
| L'effetto di anioni basici sulla solubilità di un sale 790  | Che cos'è l'energia "libera"? 833   |
| <b>17.5 Reazioni di precipitazione 792</b>  | 18.6 Calcolo e uso delle energie libere standard, $\Delta_r G^\circ$ 833  |
| $K_{ps}$ e il quoziente di reazione, Q 792  | Energia libera di formazione standard 833   |
| $K_{ps}$ , il quoziente di reazione e le reazioni di precipitazione 794                                   | Calcolo della variazione dell'energia libera per una reazione in condizioni standard $\Delta_r G^\circ$ 833   |

Calcolare la variazione di energia libera che accompagna una reazione ( $\Delta_r G$ ) usando  $\Delta_r G^\circ$  e il quoziente di reazione Q 839

#### 18.7 La relazione fra cinetica e termodinamica 841

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 18.1:  
La termodinamica e gli organismi viventi 843  
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 18.2:  
Un diamante è per sempre? 844

#### 18.1 La termodinamica e gli organismi viventi 843

#### 18.2 Un diamante è per sempre? 844

RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 845  
EQUAZIONI CHIAVE 846  
DOMANDE DI VERIFICA 847

19

### Principi di reattività chimica: le reazioni a trasferimento di elettroni 858

#### 19.1 Reazioni di ossido-riduzione 859

Bilanciamento delle equazioni di ossido-riduzione 860

#### 19.2 Celle voltaiche semplici 866

Celle voltaiche con elettrodi inerti 869  
Convenzioni usate per le celle elettrochimiche 870

#### 19.3 Celle voltaiche in commercio 871

Batterie primarie: pile a secco e batterie alcaline 872  
Batterie secondarie o ricaricabili 873  
Celle a combustibile 875

#### 19.4 Potenziali elettrochimici standard 876

Forza elettromotrice 876

**Approfondimento:** Come misurare i potenziali standard 877

Fem, potenziale di cella e voltaggio 877  
Potenziali di riduzione standard 878  
Tabella dei potenziali di riduzione standard 880  
Come usare la tabella dei potenziali di riduzione standard 880

**Approfondimento:** Un mal di denti elettrochimico 883

#### 19.5 Celle elettrochimiche in condizioni non standard 885

L'equazione di Nernst 885

#### 19.6 Elettrochimica e termodinamica 889

Lavoro ed energia libera 889  
 $E^\circ$  e costante di equilibrio 890

#### 19.7 Elettrolisi: reazioni chimiche mediante energia elettrica 892

Elettrolisi di sali fusi 893

Elettrolisi di soluzioni acquose 894

**Approfondimento:** L'elettrochimica e Michael Faraday 895

#### 19.8 Conteggio degli elettroni 897

#### 19.9 Corrosione: reazioni redox nell'ambiente 899

Corrosione: un processo elettrochimico 899

Protezione delle superfici metalliche dalla corrosione 901

APPLICAZIONE DEI PRINCIPI CHIMICI 19.1:  
Batterie elettriche contro motori a combustione 902

APPLICAZIONE DEI PRINCIPI CHIMICI 19.2:  
Sacrificio 902

RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 903

EQUAZIONI CHIAVE 904

DOMANDE DI VERIFICA 905

## SEZIONE CINQUE ARGOMENTI SPECIALI

20

### La chimica nucleare 916

#### 20.1 La radioattività naturale 917

#### 20.2 Reazioni nucleari e decadimento radioattivo 918

Equazioni delle reazioni nucleari 918  
Serie di decadimento radioattivo 919  
Altri tipi di decadimento radioattivo 922

#### 20.3 Stabilità dei nuclei atomici 923

La banda di stabilità e il decadimento radioattivo 925

L'energia di legame nucleare 926

#### 20.4 Velocità di decadimento radioattivo 928

Tempo di dimezzamento (emivita) 929  
Cinetica del decadimento nucleare 930  
La datazione al radiocarbonio 932

#### 20.5 Reazioni nucleari artificiali 934

**Approfondimento:** La ricerca di nuovi elementi 936

#### 20.6 Processi di fissione e fusione nucleare 937

#### 20.7 Salute e sicurezza con l'utilizzo delle radiazioni 940

Le unità di misura delle radiazioni 940

Radiazioni: dosi ed effetti 941

**Approfondimento:** Un thriller spionistico 941

#### 20.8 Applicazioni della chimica nucleare 943

Medicina nucleare: produzione di immagini in medicina 943

Medicina nucleare: radioterapia 944

|   |     |
|---|-----|
| Metodi analitici: l'uso di isotopi radioattivi come traccianti                          | 944 |
| Metodi analitici: la diluizione isotopica   | 944 |
| Scienze alimentari: irradiazione degli alimenti   | 945 |
| APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 20.1:<br>Un reattore nucleare primordiale              | 946 |
| APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 20.2:<br>Il tecnizio-99m e la diagnostica per immagini | 947 |
| APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 20.3:<br>L'età dei meteoriti                           | 947 |
| RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO  | 948 |
| EQUAZIONI CHIAVE  | 949 |
| DOMANDE DI VERIFICA   | 950 |

|  |  |
|--|--|
| 21-5 I polimeri  |  |
| La classificazione dei polimeri  |  |
| I polimeri di addizione  |  |
| <b>Approfondimento:</b> Copolimeri e ingegneria delle materie plastiche per mattoncini Lego e tatuaggi |  |
| I polimeri di addizione  |  |
| <b>Approfondimento:</b> Chimica verde:<br>il riciclaggio del PET                                       |  |
| APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 21.1<br>Il bisfenolo A  |  |
| RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO   |  |
| DOMANDE DI VERIFICA  |  |

## 21

### Il carbonio: un elemento fuori dal comune



#### 21-1 Perché il carbonio?

- La diversità strutturale
- Gli isomeri
- APPROFONDIMENTO:**  
Scrivere una formula e disegnare una struttura
- La stabilità dei composti del carbonio

#### 21-2 Gli idrocarburi

- Gli alcani
- Gli alcheni e gli alchini
- Approfondimento:** Molecole flessibili

I composti aromatici

#### 21-3 Alcoli, eteri e ammine

- Alcoli ed eteri
- Le proprietà degli alcoli
- Le ammine

#### 21-4 I composti carbonilici

- Aldeidi e chetoni
- Gli acidi carbossilici
- Gli esteri
- Le ammidi

**Approfondimento:** Acidi grassi omega-3

### Appendici A-1

|  |      |
|--|------|
| A Uso dei logaritmi e soluzione dell'equazione quadratica  | A-2  |
| B Alcuni importanti concetti di fisica   | A-6  |
| C Abbreviazioni e fattori di conversione utili   | A-9  |
| D Costanti fisiche   | A-13 |
| E Nomenclatura dei composti organici   | A-15 |
| F Valori dell'energia di ionizzazione e dell'entalpia di acquisizione elettronica degli elementi                   | A-18 |
| G Pressione di vapore dell'acqua al variare della temperatura  | A-19 |
| H Costanti di ionizzazione di acidi deboli a 25 °C   | A-20 |
| I Costanti di ionizzazione di basi deboli a 25 °C  | A-22 |
| J Costanti del prodotto di solubilità di alcuni composti inorganici a 25 °C  | A-23 |
| K Costanti di formazione di alcuni ioni complessi in soluzione acquosa a 25 °C                                     | A-24 |
| L Una selezione dei valori termodinamici   | A-25 |
| M Potenziali standard di riduzione in soluzione acquosa a 25 °C  | A-32 |
| N Risposte alle Domande di verifica e delle sezioni Verifica dell'apprendimento e Applicazione di principi chimici | A-36 |

### Indice e Glossario I-1

# Prefazione

La prima edizione di questo libro è stata concepita oltre 35 anni fa. Da allora oltre un milione di studenti, sparsi per tutto il mondo, hanno usato questo libro per cominciare il loro studio della chimica. Al passare degli anni e delle edizioni i nostri obiettivi sono rimasti gli stessi: fornire un'ampia trattazione dei principi della chimica, della reattività degli elementi e dei composti chimici, e delle applicazioni della chimica. Per raggiungere questi obiettivi abbiamo tentato di mettere in evidenza la stretta relazione tra le osservazioni che i chimici fanno sui cambiamenti chimici e fisici (sia in laboratorio sia in natura) e il modo in cui questi cambiamenti sono analizzati a livello atomico e molecolare.

Un altro obiettivo è stato quello di presentare la chimica non solo come una materia con una storia molto vivace, ma anche caratterizzata da una grande dinamicità, con importanti nuovi sviluppi che si realizzano giorno per giorno. In più vorremmo fornire alcune informazioni sugli aspetti della chimica del mondo che ci circonda.

Gli autori di questo testo hanno (collettivamente) insegnato chimica per più di 100 anni e per anni sono stati coinvolti nella ricerca. Come per migliaia di scienziati, del passato e moderni, l'obiettivo è di soddisfare le curiosità che riguardano la chimica, di documentare ciò che si trova e di trasmetterlo agli studenti o ad altri scienziati. I nostri risultati, insieme a tanti altri, vengono utilizzati, forse solo molti anni dopo, per produrre materiali o farmaci migliori. Tutte le persone eventualmente beneficiano dal lavoro della comunità internazionale di scienziati.

## UTILIZZATORI DEL TESTO CHIMICA

Il testo è stato progettato per un corso introduttivo alla chimica indirizzato a studenti di chimica o di altre discipline scientifiche quali biologia, ingegneria, geologia, fisica. Si presume che gli studenti abbiano una certa preparazione in algebra e nelle discipline scientifiche e, an-



**Mongolfiera.** Si veda il capitolo 10 per le leggi dei gas.

che se decisamente utile, non è necessaria alcuna conoscenza preliminare di chimica.

## MODALITÀ DI APPROCCIO AL PROGRAMMA DI STUDIO DI CHIMICA

Sin dalla prima edizione del libro, ci siamo prefissati molti obiettivi fondamentali, non indipendenti tra loro. Il primo obiettivo era quello di ottenere un libro che risultasse piacevole da leggere e che allo stesso tempo fosse organizzato in modo tale da risultare adatto ai corsi universitari attuali. Il secondo obiettivo era quello di dare un'idea dell'utilità e dell'importanza della chimica, introducendo le proprietà degli elementi, dei loro composti e le loro reazioni il più presto

possibile e focalizzando la discussione su questi argomenti. Per raggiungere tale obiettivo, siamo intervenuti attraverso i seguenti accorgimenti:

- L'introduzione di **materiale sulle proprietà degli elementi e dei composti** negli Esempi e nelle Domande di verifica.
- L'utilizzo di numerose **fotografie** a colori degli elementi e composti comuni, delle reazioni chimiche, dei procedimenti tipici di laboratorio e dei processi industriali.
- L'utilizzo delle domande di **Applicazioni di principi chimici** in ogni capitolo per approfondire le applicazioni della chimica.

## ORGANIZZAZIONE DEL TESTO

Come nelle precedenti edizioni, il testo abbraccia due temi principali: la *reattività chimica* e la *legame e la struttura molecolare*. Nei capitoli sui *principi della reattività* sono introdotti i fattori responsabili del successo delle reazioni chimiche nel convertire i reagenti in prodotti. A tal proposito saranno discussi i principali tipi di reazioni, l'energia coinvolta nelle reazioni e i fattori che influenzano la

velocità di una reazione. Negli ultimi decenni, una delle ragioni dell'enorme progresso della chimica e della biologia molecolare è stata la comprensione della struttura molecolare. I paragrafi relativi al *legame e alla struttura molecolare* forniscono le basi per comprendere questi progressi. Particolare attenzione è stata dedicata alla comprensione degli aspetti strutturali di alcune importanti molecole biologiche, come il DNA.

## Flessibilità dell'organizzazione dei capitoli

Uno sguardo ai testi di chimica attualmente disponibili mostra una sequenza degli argomenti comunemente adottata dai docenti. Con poche variazioni, abbiamo seguito questo ordine, che non è obbligatorio, perché i capitoli possono essere studiati con un ordine diverso. Questo testo è stato scritto per essere il più flessibile possibile. Per esempio, il **capitolo sul comportamento dei gas** (Capitolo 10) è stato posto insieme ai capitoli che trattano i liquidi, i solidi e le soluzioni (Capitoli 11-13), perché è logico collegarlo con questi argomenti; tuttavia esso potrebbe essere letto e compreso già dopo i primi quattro capitoli.

Allo stesso modo, i capitoli sulle strutture atomiche e molecolari (Capitoli dal 6 al 9) potrebbero essere studiati prima dei capitoli sulla *stechiometria e sulle reazioni comuni* (Capitoli 3 e 4). Per facilitare ciò, abbiamo spostato l'introduzione sull'energia e le sue unità di misura nel Capitolo 1.

Anche i capitoli sull'equilibrio chimico (Capitoli da 15 a 17) potrebbero essere trattati prima dei capitoli sulle soluzioni e sulla cinetica (Capitoli 13 e 14).

L'ordine degli argomenti nel testo è stato concepito per introdurre, non appena possibile, le conoscenze richieste per gli esperimenti di laboratorio, eseguiti comunemente nei corsi introduttivi di chimica. Per questa ragione, i capitoli sulle proprietà chimiche e fisiche, i tipi più comuni di reazioni, e la stechiometria, sono trattati all'inizio in questo testo. Inoltre, giacché l'argomento energia è così importante per lo studio della chimica, un'introduzione sull'energia e le sue unità di misura è presente già nel Capitolo 1 e la termochimica è introdotta nel Capitolo 5.

## ORGANIZZAZIONE E OBIETTIVI DEL TESTO

### SEZIONE UNO: Gli strumenti fondamentali della chimica

Nella Sezione 1 sono introdotti concetti e metodi che sono le basi di tutta la chimica. Il Capitolo 1 definisce termini importanti ed è seguito dall'intercapitolo *Riesaminiamo*, che descrive le unità di misura e i metodi matematici. Il Capitolo 2 introduce i concetti base di atomi, molecole e ioni e descrive il più importante strumento organizzativo della chimica, la tavola periodica. Nei Capitoli 3 e 4 inizia la discussione sui principi della reattività chimica e sono introdotti i metodi numerici utilizzati dai chimici per trarre informazioni quantitative dalle reazioni chimiche. Il Capitolo 5 introduce l'energia coinvolta nei processi chimici.

### SEZIONE DUE: Atomi e molecole

Lo scopo della Sezione 2 è di descrivere le attuali teorie sulla disposizione degli elettroni negli atomi (Capitoli 6 e 7). Questa discussione è strettamente legata alla disposizione degli elementi nella tavola periodica e alle loro proprietà periodiche. Nel Capitolo 8 si discutono in dettaglio i legami chimici e le loro proprietà. Inoltre, è illustrato come ricavare la struttura tridimensionale di molecole semplici. Il Capitolo 9, infine, tratta in dettaglio le principali teorie dei legami chimici.

### SEZIONE TRE: Gli stati della materia

Il comportamento dei tre stati della materia – gassoso, liquido e solido – è descritto in questo ordine nei Capitoli 10-12. La trattazione dei liquidi e dei solidi è collegata a quella dei gas attraverso la descrizione delle forze intermolecolari nel Capitolo 11, con particolare attenzione alla struttura dell'acqua in forma liquida e solida. Nel Capitolo 13 sono descritte le proprietà delle soluzioni, miscele omogenee di gas, di liquidi e di solidi.

### SEZIONE QUATTRO: Il controllo delle reazioni chimiche

Questa sezione è dedicata interamente ai *Principi di reattività*. Il Capitolo 14 esamina l'importante questione delle velocità dei processi chimici e i fattori che controllano queste velocità. Successivamente, nei Capitoli dal 15 al 17, vengono descritte le reazioni chimiche all'equilibrio. Dopo un'introduzione all'equilibrio nel Capitolo 15, sono descritte dettagliatamente le reazioni che coinvolgono gli acidi e le basi in acqua (Capitoli 16 e 17) e le reazioni che portano alla formazione di sali insolubili (Capitolo 17). Gli argomenti che legano la discussione dell'equilibrio e la termodinamica sono l'entropia e l'energia libera, la cui discussione occupa il Capitolo 18. Come argomento finale di questa sezione, nel Capitolo 19 sono descritte le reazioni chimiche che coinvolgono il trasferimento di elettroni e l'uso di queste reazioni nelle celle elettrochimiche.



Cristalli di rodocrosite,  $\text{MnCO}_3$ . Si vedano i capitoli 12 e 17.

## NOVITÀ IN QUESTA EDIZIONE

Rispetto alla precedente edizione sono state effettuate molte modifiche, alcune piccole e altre grandi. Le principali sono riportate di seguito:

- Gli obiettivi per ogni argomento del capitolo sono ora riportati all'inizio di ogni paragrafo. La sezione *Riesame degli obiettivi del capitolo* collega poi uno o più Domande di verifica allo specifico obiettivo.
- Le sezioni *Applicazione di principi chimici* sono state ampliate. Alcune erano *approfondimenti* o *studi di caso* nella precedente edizione.
- È stato modificato il modo in cui sono trattate le cifre significative nella soluzione dei problemi (p. 41).
- La parte di nomenclatura dei composti nel Capitolo 2 è stata riorganizzata.
- Al Capitolo 2 è stata aggiunta la sezione *Analisi strumentale: determinazione della formula dei composti*.
- È stato aggiunto un *Approfondimento* nel capitolo 3 (p. 141) sulla nomenclatura degli acidi comuni e dei relativi anioni.
- Nel Capitolo 4 è stato modificato l'approccio alla soluzione dei problemi con i reagenti limitanti.
- Nel Capitolo 8 è stata ampliata la discussione sui diagrammi dei legami di van Arkel con l'aggiunta di un



**Fuochi d'artificio.** Si veda il Capitolo 6.

- Nel Capitolo 13 è presente un estratto dal libro *Lab Girl* di Hope Jahren. L'*Approfondimento sull'indurimento degli alberi* applica le proprietà colligative descritte nel capitolo.
- Nel Capitolo 14 è stato aggiunto un nuovo *Suggerimento: Determinare l'equazione cinetica: un approccio logaritmico*. Inoltre la discussione sulla catalisi enzimatica è stata ampliata.
- Nel Capitolo 15 è stato aggiunto un nuovo *Suggerimento: Rivisitazione del concetto di equilibrio*.
- Nel Capitolo 18 è stato aggiunto un nuovo *Approfondimento: Entropia e spontaneità?* Basato su alcuni articoli recenti apparsi nel *Journal of Chemical Education*.
- Nel Capitolo 18 è stata aggiunta una nuova sezione: *La relazione fra cinetica e termodinamica*.
- Nel Capitolo 19 è stata aggiunta una nuova sezione: *Corrosione: reazioni redox nell'ambiente*.
- La tavola periodica si è arricchita di nuovi elementi recentemente. Il nuovo approfondimento nel capitolo 20 descrive questi elementi e come sono prodotti. È stato inserito anche un *Approfondimento: Un thriller spionistico*, che descrive un omicidio in cui l'arma del delitto è polonio radioattivo.

## SEZIONE CINQUE: Argomenti speciali

Il Capitolo 20 presenta una breve discussione della chimica nucleare, comprensiva di una parte sull'utilizzo dei materiali radioattivi e sulla questione della sicurezza. Il Capitolo 21, disponibile online, include una breve discussione sulla chimica organica enfatizzando la struttura molecolare, i fondamentali tipi di reazione coinvolti e alcune informazioni sui polimeri.

## CARATTERISTICHE DEL LIBRO

Alcuni anni fa uno studente di uno degli autori, che attualmente è un amministrativo, condivise con noi una visione interessante. Egli disse che nonostante la chimica generale fosse stata una delle materie per lui più difficili, il corso si in quanto gli aveva insegnato a risolvere i problemi. Abbiamo sempre pensato che, per molti studenti, un obiettivo importante nella chimica generale non debba essere solo quello di insegnare la chimica ma piuttosto di aiutare gli studenti a fare dei ragionamenti critici e ad

acquisire l'abilità nel risolvere i problemi. Molte delle caratteristiche di questo libro sono finalizzate a sostenere tali obiettivi.

## Approccio alla risoluzione dei problemi: organizzazione e percorsi strategici

Gli Esempi sono problemi risolti e rappresentano una parte essenziale di ciascun capitolo. Per agevolare gli studenti nel seguire la logica della soluzione, questi problemi sono stati organizzati in base allo schema seguente:

**Problema:** Si espone il problema.

**Conoscenze preliminari:** Si elencano le informazioni note da cui partire per trovare la soluzione.

**Strategia:** Si associano gli obiettivi con le informazioni disponibili per ipotizzare un percorso.

**Soluzione:** Si procede per stadi, sia logici che matematici, per trovare la risposta.

**Rifletti sulla risposta:** Si controlla che la risposta sia ragionevole o su quale sia il suo significato.

**Verifica dell'apprendimento** Viene posto un problema simile allo studente per esercitarsi. La soluzione di tali problemi è riportata nell'Appendice N.

Per molti studenti un **percorso strategico** può rivelarsi uno strumento utile per la soluzione del problema. (come a p. 46). Nel libro vi sono circa 60 percorsi strategici associati agli Esempi.

### Riesame degli obiettivi del capitolo

Gli obiettivi per ognuno dei paragrafi è riportato all'inizio del paragrafo stesso. Questi obiettivi sono riesaminati alla fine del capitolo, e sono elencate specifiche Domande di verifica che possono aiutare lo studente a verificare di aver raggiunto questi obiettivi.

### Domande di verifica

Ciascun capitolo termina con le *Domande di verifica*, da 50 a più di 150 (e le risposte delle domande dispari sono riportate in Appendice N), raggruppate come segue.

**Competenze pratiche:** Queste domande sono raggruppate per argomento.

**Domande di carattere generale:** Queste domande non si riferiscono a un argomento specifico. Generalmente coprono argomenti trattati in paragrafi diversi.

**In laboratorio:** Questi sono problemi che si potrebbero incontrare in un esperimento di laboratorio.

**Domande concettuali e di ricapitolazione:** Queste domande richiedono l'uso di concetti introdotti nel capitolo e in capitoli precedenti.

Infine, bisogna notare che alcune domande presentano un triangolo arancione (▲) per indicare che si tratta dei quesiti di maggiore difficoltà.

## APPROFONDIMENTI E SUGGERIMENTI

Come nella precedente edizione sono presenti gli inserti *Approfondimento*, per esaminare un argomento rilevante. Alcuni esempi sono *Mendeleev e la tavola periodica* (Capitolo 2), *Amedeo Avogadro e il suo numero* (Capitolo 2), *Misurare la polarità delle molecole* (Capitolo 8) e *Il legame idrogeno in biochimica* (Capitolo 11).

Dalla nostra esperienza nell'insegnamento, abbiamo imparato alcuni "trucchetti" per risolvere i problemi più comuni, e cerchiamo di trasmetterli nelle sezioni *Suggerimento*.

### Applicazione di principi chimici

Alla fine di ogni capitolo sono presentate due o più problematiche correlate ai principi affrontati nel capitolo: sono esempi pratici di studi di chimica forense, di chimica ambientale, chimica applicata alla medicina o a qualche altra area. Esempi sono *Chimica verde ed economia degli atomi* (Capitolo 4), *Che cosa genera i colori nei fuochi d'artificio?* (Capitolo 6) *Una catastrofe negli alimenti per animali* (Capitolo 11) e *Litio e automobili "green"* (Capitolo 12).

## CONCETTI FONDAMENTALI IN CHIMICA

L'istituto per gli esami della società chimica americana ha redatto esami di valutazione per la chimica universitaria per oltre 75 anni. Nel 2012 ha pubblicato un articolo in *The Journal of Chemical Education* sui concetti fondamentali o "grandi idee" della chimica. Lo scopo era quello di fornire ai docenti una "mappa dettagliata" della chimica, in modo che i docenti stessi potessero adeguarsi al meglio ai contenuti degli esami di valutazione preparati dall'istituto. La mappa è caratterizzata dai concetti fondamentali, suddivisi in nozioni, che sono poi frammentate ancora in aree dettagliate.

Crediamo che queste idee siano utili a docenti e studenti di chimica, abbastanza da essere incluse in questa prefazione.

Il College board (un ente americano che aiuta gli studenti alla preparazione agli esami di accesso alle facoltà universitarie, *n.d.r.*) ha recentemente aggiornato il curriculum di preparazione per la chimica con un approccio simile, basato su concetti fondamentali e nozioni. Queste ultime sono ulteriormente suddivise in "conoscenze essenziali", "pratiche scientifiche" e "obiettivi di apprendimento". Ci siamo assicurati che questa edizione di *Chimica* includa argomenti che rientrino tra quelli elencati nel curriculum del College board, basando il testo sui "concetti fondamentali" descritti dall'istituto per gli esami della società chimica americana.

## CONCETTI FONDAMENTALI SECONDO L'ISTITUTO PER GLI ESAMI DELLA SOCIETÀ CHIMICA AMERICANA

I concetti fondamentali sono elencati di seguito, insieme all'elenco dei capitoli che descrivono o utilizzano questi concetti.

1. Atomi (Capitoli 1, 2, 6, 7)
2. Legame (Capitoli 8, 9, 12)
3. Struttura e funzione (Capitoli 11, 12, 16)
4. Interazioni intermolecolari (Capitoli 10, 11)
5. Reazioni (Capitoli 3, 4, 16, 17, 19)
6. Energia e termodinamica (Capitoli 1, 5-8, 12, 13, 18)
7. Cinetica (Capitolo 14)
8. Equilibrio (Capitoli 3, 15-19)
9. Esperimenti, misure e dati (presenti in tutto il libro)
10. Figure (presenti in tutto il libro)

## ULTERIORI INFORMAZIONI:

Si vedano i seguenti articoli:

K. Murphy, T. Holme, e altri nel *Journal of Chemical Education*:  
Volume 89, p. 715-720 e 721-723, 2012  
Volume 92, p. 993-1002 e 1115-1116, 2015

# La copertina



Kotz • Treichel • Townsend • Treichel

## Chimica



Hai mai camminato nei pressi di un lago poco profondo o di uno stagno e notato bolle di gas che risalgono in superficie? Si tratta di "gas di palude", ed è spesso responsabile dell'odore peculiare delle aree paludose. Questo gas è costituito principalmente da metano ( $\text{CH}_4$ ) ed è una caratteristica fondamentale e forse pericolosa dell'ambiente.

I corpi d'acqua sono in genere circondati da vegetazione che forse, nel corso di anni o secoli, cadono in acqua e marciscono. La vegetazione è consumata da batteri che rilasciano metano come prodotto di digestione. Parte del metano risale in superficie, ma in inverno le bolle di metano possono essere intrappolate nel ghiaccio. Le chiazze bianche nella foto di copertina sono bolle di metano intrappolate nel ghiaccio in un lago del Canada settentrionale.

Il metano può essere intrappolato anche come "metano idrato", un solido bianco in cui il metano è racchiuso in un reticolo di molecole d'acqua. Si stima che siano molte le tonnellate di metano intrappolato in forma idrata nelle regioni artiche.

Perché le bolle di metano e il metano idrato sono importanti? Gli idrati di metano potrebbero essere una fonte di utili combustibili. Ma, dato che siamo in un periodo di cambiamenti climatici, probabilmente dovuti al rilascio eccessivo di diossido di carbonio ( $\text{CO}_2$ ), gli scienziati si interessano a tutti i possibili effetti climatici. Molti studi hanno confermato che il metano è un "gas serra" molto più efficace del  $\text{CO}_2$ . Alcune delle bolle in un lago ghiacciato provengono dal lento rilascio di metano da parte di metano idrato. Ma cosa accadrebbe se il metano venisse rilasciato in modo esplosivo? Questo è un problema in quanto l'Artico si sta chiaramente riscaldando, portando a destabilizzare l'idrato di metano sommerso. La possibilità di un rilascio esplosivo e catastrofico di metano è ampiamente discussa tra gli scienziati che si occupano dell'ambiente.

Sono disponibili molte informazioni interessanti su tale argomento da riviste e fonti di notizie attendibili. Potrebbe essere un buon argomento su cui prestare attenzione nei prossimi anni.



# Gli Autori



(da sinistra a destra) John Townsend,  
Pat Harman, David Treichel,  
Paul Treichel, John Kotz

**John (Jack) Kotz** si è laureato nel 1959 all'Università di Washington e Lee, conseguendo il Ph.D in chimica all'Università Cornell nel 1963. Ha svolto i suoi incarichi da post dottorato per l'istituto nazionale della salute all'Università di Manchester in Inghilterra e all'Università dell'Indiana. È stato assistente professore di chimica all'Università dello stato del Kansas prima di spostarsi al college SUNY, a Oneonta, nel 1970. È andato in pensione nel 2005 come *State University of New York Distinguished Teaching Professor of Chemistry*.

È stato autore o coautore di 15 libri di testo, tra cui due di chimica avanzata e due di chimica generale introduttiva per numerose edizioni. Il libro di chimica generale è stato pubblicato come CD-ROM interattivo, come e-book interattivo ed è stato tradotto in cinque lingue. Ha anche pubblicato alcuni articoli di ricerca sulla chimica organometallica.

Ha ricevuto numerose onorificenze, tra cui il *SUNY Award for Research and Scholarship* e il *Catalyst Award in Education* dall'associazione dei produttori chimici. È stato *Estee Lecturer* all'Università del South Dakota, *Squibb Lecturer* all'Università del North Carolina-Asheville, e invitato a conferenze plenarie a numerosi incontri di società chimiche. È stato *Fulbright Senior Lecturer* in Portogallo e membro del *Fulbright review boards*. Inoltre, è stato mentore del gruppo americano per le Olimpiadi della chimica e l'editore tecnico per il magazine *ChemMatters*. Ha fatto parte del consiglio di amministrazione per il College alla fondazione Oneonta, per il *Kiawah Nature Conservancy*, e per il *Camp Dudley*. Il suo indirizzo e-mail è johnkotz@mac.com.

**Paul M. Treichel** ha conseguito la laurea all'università del Wisconsin nel 1958 e il dottorato all'università di Harvard nel 1962. Dopo un anno di studio post-dottorato a Londra, è diventato professore all'università del Wisconsin-Madison, dove è stato direttore del dipartimento dal 1986 al 1995 e gli è stata conferita la *Helfaer Professorship* nel 1996. È stato professore in visita in Sud Africa (1975) e in Giappone (1995). Nel 2007, dopo 44 anni di carriera, si è dimesso da membro di facoltà e attualmente è Professore Emerito di Chimica. Nella sua carriera ha tenuto corsi di chimica generale, chimica inorganica, chimica organometallica ed etica scientifica. Le sue ricerche sulla chimica dei composti organometallici, sui cluster metallici e sulla spettrometria di massa, con la collaborazione di 75 tra studenti laureandi e laureati, hanno portato alla pubblicazione di oltre 170 articoli

su riviste scientifiche. Può essere contattato all'indirizzo e-mail treichelpaul@me.com.

**John R. Townsend**, professore di chimica all'università West Chester della Pennsylvania, ha completato la laurea in chimica e la sua certificazione come insegnante in chimica all'università di Delaware. Dopo aver insegnato nelle scuole superiori matematica e scienze, ha conseguito il master e il dottorato in biofisica chimica presso la Cornell University, dove ha ricevuto il *DuPont Teaching Award* per il suo lavoro come assistente. Dopo aver insegnato alla Bloomsburg University, è diventato membro di facoltà all'università West Chester, dove coordina il programma di chimica per futuri insegnanti e il programma di lezioni di chimica sui principali aspetti scientifici. È stato supervisore all'università per più di 70 aspiranti professori di chimica di scuole superiori durante il loro semestre di insegnamento. I suoi interessi riguardano il campo della biochimica e dell'educazione della chimica. Può essere contattato all'indirizzo e-mail jtownsend@wcupa.edu.

**David A. Treichel**, professore di chimica all'università di Wesleyan nel Nebraska, ha studiato al Carleton College. Ha completato la laurea e il dottorato in chimica analitica presso l'università di Northwestern. Dopo lo studio di post-dottorato all'università del Texas, in Austin, è diventato membro della facoltà dell'università di Wesleyan nel Nebraska. I suoi interessi scientifici riguardano il campo dell'elettrochimica e della spettroscopia laser di superficie. Può essere contattato all'indirizzo e-mail dat@nebrwesleyan.edu.

**Patrick Harman** è un graphic designer specializzato nello sviluppo di materiale per educazione scientifica. Ha studiato progettazione di film e animazioni come laureando e laureato all'Università dell'Illinois, e ha anche insegnato per numerosi corsi di grafica e comunicazione all'Università dell'Illinois, Chicago. Per oltre 35 anni Patrick ha sviluppato grafiche, animazioni, suoni, interfacce, contenuti e soluzioni per apprendimento a distanza per un'ampia varietà di applicazioni educative e discipline scientifiche. Più recentemente ha collaborato con i ricercatori che si occupano del clima artico e della lingua nativa in Alaska. È inoltre autore di numerose delle illustrazioni presenti in questo libro nel corso delle diverse edizioni.

# 3

# Le reazioni chimiche

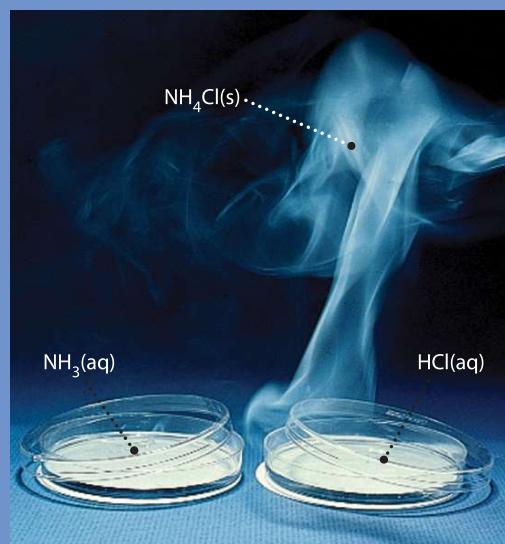
L'aggiunta di una soluzione di  $K_2CrO_4$  a una di  $Pb(NO_3)_2$  porta alla formazione di un solido giallo, il  $PbCrO_4$ .

## Precipitazione



$NH_3$  e  $HCl$  gassosi reagiscono a dare  $NH_4Cl$  solido, finemente disperso in aria a formare un fumo bianco.

## Acido-Base

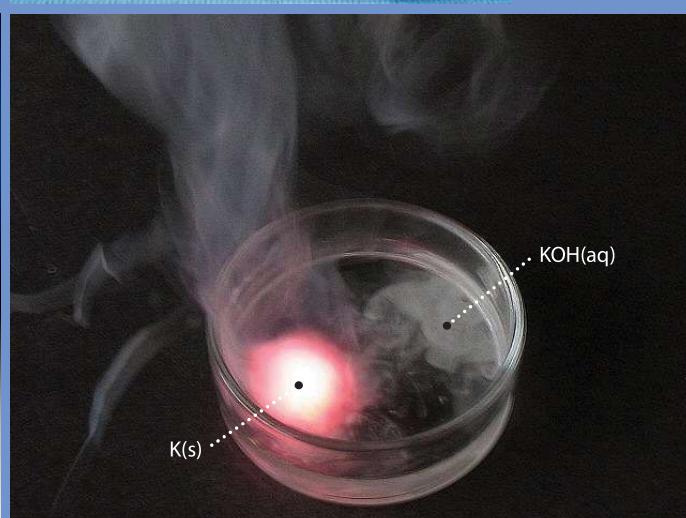


## Sviluppo gas



Un frammento di corallo ( $CaCO_3$ ) si dissolve in acido sviluppando  $CO_2$  gassoso.

## Redox



Il potassio ( $K$ ) reagisce vigorosamente con l'acqua a dare idrogeno ( $H_2$ ) gassoso e una soluzione di  $KOH$ .

# ORGANIZZAZIONE DEL CAPITOLO

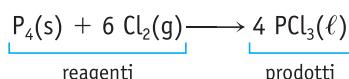
- 3.1** Introduzione alle equazioni chimiche
  - 3.2** Bilanciamento delle equazioni chimiche
  - 3.3** Introduzione all'equilibrio chimico
  - 3.4** Soluzioni acquose
  - 3.5** Reazioni di precipitazione
  - 3.6** Acidi e basi
  - 3.7** Reazioni che sviluppano gas
  - 3.8** Reazioni di ossido-riduzione
  - 3.9** Classificazione delle reazioni in soluzione acquosa

### 3.1 Introduzione alle equazioni chimiche

## Obiettivi per il Paragrafo 3.1

- Comprendere le informazioni fornite da un'equazione chimica bilanciata, compresa la terminologia utilizzata (reagenti, prodotti, stechiometria, coefficienti stechiometrici).
  - Riconoscere che il bilanciamento di un'equazione chimica è conseguenza della legge di conservazione della materia.

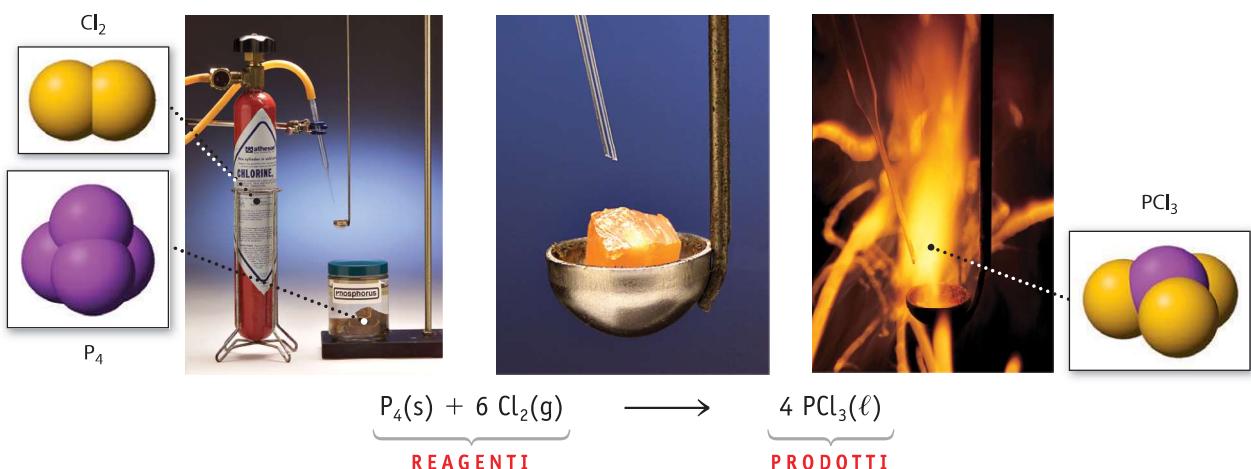
Quando un getto di cloro gassoso,  $\text{Cl}_2$ , viene indirizzato sul fosforo solido,  $\text{P}_4$ , la miscela brucia violentemente e la reazione chimica produce tricloruro di fosforo liquido,  $\text{PCl}_3$  (Figura 3.1). Questa reazione può essere rappresentata usando una **equazione chimica bilanciata**.



In una equazione chimica, le formule dei **reagenti** (le sostanze che si combinano nella reazione) sono scritte a sinistra della freccia e le formule dei **prodotti** (le sostanze che vengono prodotte) sono scritte a destra della freccia. Di fianco alle formule viene anche indicato, tra parentesi, lo stato fisico dei reagenti e dei prodotti: (s) indica un solido, (g) indica un gas e ( $\ell$ ) un liquido. Una sostanza sciolta in acqua, ovvero in soluzione acquosa, è indicata con (aq).

**Gli stati di reagenti e prodotti**  
Includere lo stato di ogni specie ( $s$ ,  $l$ ,  $g$ , aq) fornisce informazioni utili al lettore. Questa pratica è opzionale, quindi nel testo incontrerai anche equazioni prive di queste indicazioni.

◀ Le reazioni chimiche rappresentano il cuore della chimica. Qui mostriamo quattro tipi generali di reazioni: **precipitazione, acido-base, formazione di gas e redox**.

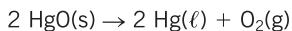


**Figura 3.1 Reazione del fosforo bianco solido con cloro gassoso.** Il prodotto è tricloruro di fosforo liquido.

## APPROFONDIMENTO

### Antoine Laurent Lavoisier, 1743–1794

Lunedì 7 agosto 1774, l'inglese Joseph Priestley (1733-1804) isolò l'ossigeno. (Anche il chimico svedese Carl Scheele [1742-1786] scoprì l'elemento, forse nel 1773, ma pubblicò questo dato solo successivamente). Priestley ottenne questo risultato riscaldando l'ossido di mercurio(II),  $\text{HgO}$ , e provocandone la decomposizione in mercurio metallico e ossigeno.



Egli non capì immediatamente il significato della scoperta, ma nell'ottobre del 1774 ne parlò al chimico francese Antoine Lavoisier. Uno dei contributi di Lavoisier alla scienza fu il riconoscimento dell'importanza della precisione nelle



**La decomposizione dell'ossido di mercurio(II) rosso.** La reazione di decomposizione produce mercurio metallico e ossigeno gassoso. Il mercurio è visibile come uno strato sottile sulle pareti della provetta.

misure scientifiche e nella conduzione attenta degli esperimenti. Egli applicò questi metodi allo studio dell'ossigeno. Da questo studio sistematico Lavoisier giunse alla conclusione che l'ossigeno fosse un elemento, che fosse uno dei costituenti dell'acqua e che la combustione fosse una reazione con l'ossigeno. Egli, sbagliando, pensò che il gas scoperto da Priestley fosse presente in tutti gli acidi: pertanto lo chiamò "ossigeno", dal Greco "generatore di acido".

Lavoisier, inoltre, osservò che il calore prodotto da una cavia quando respira una certa quantità di diossido di carbonio è confrontabile con la quantità di calore che si sviluppa quando si brucia carbonio per produrre la stessa quantità di diossido di carbonio. Da questo e altri esperimenti arrivò alla conclusione che "la respirazione è un processo di combustione, sebbene molto lento, perfettamente simile a quella del carbone". Sebbene non avesse capito i dettagli del processo, l'osservazione di Lavoisier segnò un passo importante nello sviluppo della biochimica.

Lavoisier fu un brillante scienziato e i principi della nomenclatura dei composti chimici da lui introdotti valgono ancora oggi. Egli, inoltre, scrisse un libro nel quale, per la prima volta, applicò alla chimica il principio della conservazione della materia e introdusse l'idea di scrivere le prime versioni delle equazioni chimiche.

Poiché Lavoisier era un aristocratico, cadde in disgrazia durante il Regno del

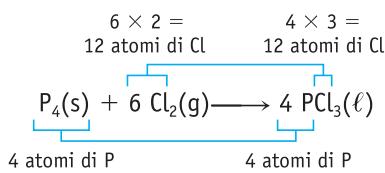
Terrore della Rivoluzione Francese: egli era un ispettore della Ferme Générale, la temuta organizzazione per la riscossione delle tasse nella Francia del XVIII secolo. Il tabacco era un prodotto di monopolio della Ferme Générale ed era frequente imbrogliare gli acquirenti aggiungendo acqua al tabacco, un'abitudine combatuta da Lavoisier. Cionondimeno, a causa del suo coinvolgimento nella Ferme, la sua carriera fu stroncata dalla ghigliottina l'8 maggio del 1794, con l'accusa di "aggiungere acqua al tabacco del popolo".



**Lavoisier e sua moglie, ritratti da Jacques-Louis David nel 1788.** A quell'epoca Lavoisier aveva 45 anni, e sua moglie, Marie Anne Pierrette Paulze, ne aveva 30.

Nel XVIII secolo, lo scienziato francese Antoine Lavoisier (1743-1794) introdusse la **legge della conservazione della materia**, la quale stabilisce che *la materia non può essere né creata né distrutta*. Questo significa che se la massa totale dei reagenti è pari a 10 g, e la reazione trasforma completamente i reagenti in prodotti, anche la massa di questi ultimi deve essere pari a 10 g. Questo significa inoltre che, se i reagenti contengono, ad esempio, 1000 atomi di un particolare elemento, questi 1000 atomi devono essere presenti in qualche modo anche nei prodotti. *Gli atomi, e quindi la massa, rimangono inalterati nelle reazioni chimiche.*

Applicata alla reazione tra fosforo e cloro prima riportata, la legge della conservazione della materia ci dice che una molecola di fosforo  $P_4$  (con quattro atomi di fosforo) e sei molecole biatomiche di cloro,  $Cl_2$  (con 12 atomi di cloro) produrranno 4 molecole di  $PCl_3$ . Poiché ciascuna molecola di  $PCl_3$  contiene 1 atomo di P e 3 atomi di Cl, sono necessarie 4 molecole di  $PCl_3$  per avere 4 atomi di P e 12 atomi di Cl nel prodotto. L'equazione si dice *bilanciata*: lo stesso numero di atomi di P e Cl appaiono in entrambi i lati dell'equazione.



In una reazione chimica, la relazione tra le quantità di prodotti e reagenti viene chiamata **stichiometria**. I coefficienti in una equazione chimica bilanciata sono detti **coefficienti stichiometrici** (nella reazione fra  $P_4$  e  $Cl_2$  sono 1, 6, e 4). Tali coefficienti possono essere interpretati come numero di atomi o molecole: una molecola di  $P_4$  e 6 molecole di  $Cl_2$  reagiscono per formare quattro molecole di  $PCl_3$ ; allo stesso modo, essi possono riferirsi alla quantità di reagenti e prodotti: una mole di  $P_4$  si combina con 6 moli di  $Cl_2$  per formare 4 moli di  $PCl_3$ .

### Informazioni dalle equazioni chimiche

**chimiche** Prima che avvenga la reazione e dopo che la stessa è avvenuta deve essere presente lo stesso numero di atomi. Tuttavia questi atomi sono legati fra loro in maniera diversa. Nella reazione fosforo/cloro, per esempio, gli atomi di P erano presenti come molecole  $P_4$  prima della reazione ma, dopo che la stessa è avvenuta, sono presenti nelle molecole  $PCl_3$ .

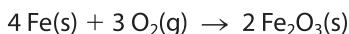
## 3.2 Bilanciamento delle equazioni chimiche

### Obiettivo per il Paragrafo 3.2

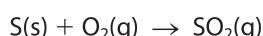
- Bilanciare semplici equazioni chimiche.

Un'equazione chimica bilanciata è quella in cui ritroviamo lo stesso numero di atomi di ciascun elemento in ciascun membro dell'equazione. Il bilanciamento di un'equazione chimica prevede l'assegnazione dei corretti coefficienti stichiometrici. Molte equazioni chimiche si possono bilanciare per tentativi e questo è il metodo che sarà spesso utilizzato, ma come si vedrà successivamente vi sono anche metodi più sistematici, che sono particolarmente utili per le reazioni complicate.

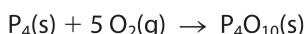
Una classe generale di reazioni chimiche è la reazione dei metalli o non metalli con l'ossigeno per dare ossidi di formula generale  $M_xO_y$ . Per esempio, il ferro reagisce con l'ossigeno per dare ossido di ferro(III) (Figura 3.2a):



I non metalli zolfo e l'ossigeno reagiscono per dare diossido di zolfo (Figura 3.2b),



e il fosforo,  $P_4$ , reagisce violentemente con l'ossigeno per dare il decaossido di tetrafosforo,  $P_4\text{O}_{10}$  (Figura 3.2c).



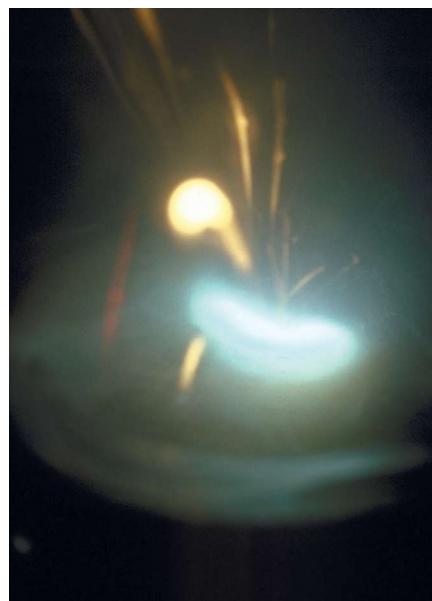
Le equazioni scritte sopra sono bilanciate. In entrambi i membri di ciascuna equazione si trovano lo stesso numero di atomi di ferro, di zolfo, di fosforo o di ossigeno.



(a) Reazione del ferro con l'ossigeno per dare l'ossido di ferro(III),  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .



(b) Reazione dello zolfo (nella spatola) con l'ossigeno, per dare diossido di zolfo  $\text{SO}_2$ .



(c) Reazione del fosforo con l'ossigeno per dare il decaossido di tetrafosforo,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ .

**Figura 3.2 Reazioni di un metallo e due non metalli con l'ossigeno.**

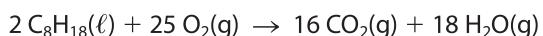


**Figura 3.3 Una reazione di combustione.** Il propano,  $\text{C}_3\text{H}_8$ , brucia per dare  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ . Questi ossidi semplici sono sempre i prodotti della combustione completa degli idrocarburi.

Quando si bilanciano le equazioni chimiche, bisogna ricordare due cose fondamentali:

- Le formule dei reagenti e dei prodotti devono essere corrette, altrimenti l'equazione non ha significato. Una volta che sono state determinate le formule corrette per i reagenti e i prodotti, i pedici, eventualmente presenti nelle formule, non possono essere cambiati per bilanciare l'equazione perché la loro modifica cambia l'identità della sostanza. Per esempio, non si può cambiare  $\text{CO}$  in  $\text{CO}_2$  per bilanciare un'equazione: il monossido di carbonio,  $\text{CO}$ , e il diossido di carbonio,  $\text{CO}_2$ , sono due sostanze diverse.
- Le equazioni chimiche sono bilanciate utilizzando coefficienti stoechiometrici, che moltiplicano l'intera formula chimica della sostanza.

La **combustione** (Figura 3.3), cioè bruciare un combustibile in presenza di ossigeno, è accompagnata da sviluppo di energia sotto forma di calore. Un esempio di reazione di combustione è quella dell'ottano,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ , un componente della benzina, che avviene nei motori delle automobili:

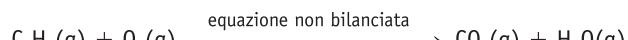


In tutte le reazioni di combustione alcuni o tutti gli elementi dei reagenti danno luogo a ossidi, composti che contengono ossigeno. Quando il reagente è un idrocarburo (un composto che contiene C e H come l'ottano), i prodotti della combustione completa sono sempre ed esclusivamente diossido di carbonio e acqua.

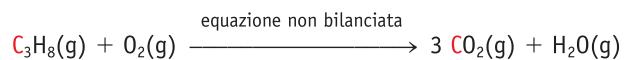
Come esempio di bilanciamento di un'equazione, vediamo come si procede per scrivere l'equazione bilanciata per la combustione completa del propano,  $\text{C}_3\text{H}_8$ .

**Stadio 1.** Scrivere le formule corrette dei reagenti e dei prodotti.

In questo caso il propano e l'ossigeno sono i reagenti, il diossido di carbonio e l'acqua i prodotti.



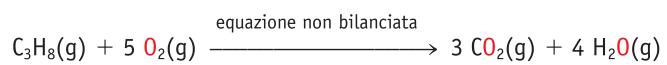
**Stadio 2.** Bilanciare gli atomi di C. Nelle reazioni di combustione come questa, è preferibile bilanciare prima il carbonio e lasciare gli atomi di ossigeno alla fine (perché gli atomi di ossigeno si trovano spesso in più di un prodotto). In questo caso vi sono tre atomi di carbonio nei reagenti e, pertanto, dovranno comparire tre atomi di carbonio nei prodotti. Ciò implica la presenza di tre molecole di CO<sub>2</sub> nel membro a destra dell'equazione.



**Stadio 3.** Bilanciare gli atomi di H. Il propano, reagente, contiene 8 atomi H. Ciascuna molecola d'acqua ha due atomi di idrogeno, pertanto sono necessarie quattro molecole d'acqua tra i prodotti, per avere 8 atomi di idrogeno sul lato destro dell'equazione.



**Stadio 4.** Bilanciare gli atomi di O. Nei prodotti sono presenti dieci atomi di ossigeno ( $3 \times 2 = 6$  in CO<sub>2</sub> più  $4 \times 1 = 4$  in H<sub>2</sub>O). Pertanto sono necessarie 5 molecole di ossigeno per fornire i 10 atomi di ossigeno presenti nei prodotti dell'equazione chimica.



**Stadio 5.** Verificare che sia bilanciato il numero degli atomi di ciascun elemento. Sono presenti tre atomi di carbonio, otto atomi di idrogeno e dieci atomi di ossigeno in entrambi i membri dell'equazione.

## ESEMPIO 3.1

### Bilanciamento dell'equazione di una reazione di combustione

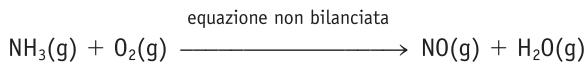
**Problema** Scrivere l'equazione bilanciata per la combustione dell'ammoniaca (NH<sub>3</sub>) gassosa che produce vapore acqueo e monossido di azoto gassoso (NO).

**Conoscenze preliminari** Si conoscono le formule corrette e/o i nomi dei reagenti (NH<sub>3</sub> e ossigeno, O<sub>2</sub>) e dei prodotti (H<sub>2</sub>O e monossido di azoto, NO). Si conoscono anche i loro stati fisici.

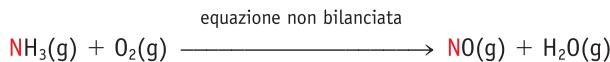
**Strategia** Prima si scrive l'equazione non bilanciata. Successivamente si bilanciano gli atomi di N, poi gli atomi di H e infine quelli di O.

## SOLUZIONE

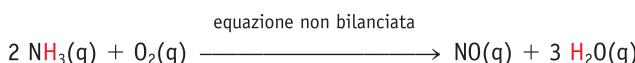
**Stadio 1.** Scrivere le formule corrette dei reagenti e dei prodotti. I reagenti sono ammoniaca NH<sub>3</sub>(g) e ossigeno O<sub>2</sub>(g), e i prodotti sono NO(g) e H<sub>2</sub>O(g).



**Stadio 2.** Bilanciare gli atomi di N. Vi è un solo atomo di N in entrambi i membri dell'equazione. Gli atomi di N sono bilanciati, almeno per adesso.



**Stadio 3.** Bilanciare gli atomi di H. Vi sono tre H a sinistra e due a destra. Per avere lo stesso numero in entrambi i membri (6) si prendono due molecole NH<sub>3</sub> a sinistra e tre molecole H<sub>2</sub>O a destra (il risultato è la presenza di sei H in entrambi i membri).



### Percorso strategico dell'Esempio 3.1

#### PROBLEMA

Bilanciare l'equazione della reazione tra NH<sub>3</sub> e O<sub>2</sub>

#### DATI/INFORMAZIONI

Sono note le **formule** dei **reagenti** e dei **prodotti**

Bilanciare gli atomi di N.

Gli atomi N sono bilanciati ma l'equazione totale non lo è

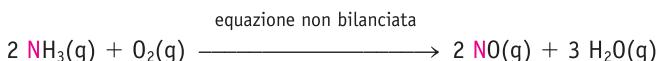
Bilanciare gli atomi di H.

Gli atomi N e H sono bilanciati ma l'equazione totale non lo è

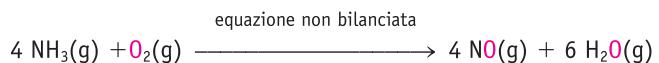
Bilanciare gli atomi di O (lasciati opportunamente per ultimi).

Gli atomi di N, H e O sono bilanciati. L'equazione totale adesso è bilanciata.

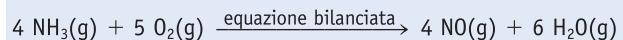
**Notare che il bilanciamento degli atomi di H ha portato allo sbilanciamento degli atomi di N. Per bilanciare anche questi dobbiamo introdurre due molecole di NO a destra.**



**Stadio 4.** Bilanciare gli atomi di O. Alla fine dello Stadio 3, vi è un numero pari di atomi O (due) a sinistra e numero dispari (cinque) destra. Poiché non può esserci un numero dispari di atomi di O a sinistra (perché gli atomi di ossigeno nella molecola  $\text{O}_2$  sono presenti in numero pari), si moltiplicano per 2 tutti i coefficienti di entrambi i membri dell'equazione, così che a destra è presente un numero pari di atomi di ossigeno (dieci):

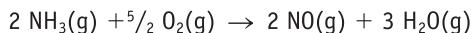


**Adesso si possono bilanciare gli atomi di ossigeno prendendo cinque molecole  $\text{O}_2$  a sinistra:**



**Stadio 5.** Verificare il risultato. In entrambi i membri dell'equazione sono presenti 4 atomi di N, 12 atomi di H e 10 atomi di O.

**Rifletti sulla risposta** Un modo alternativo di scrivere questa equazione è



dove è stato impiegato un coefficiente frazionario. L'equazione è bilanciata correttamente e in alcune situazioni può risultare utile usare coefficienti frazionari. In generale, tuttavia, le equazioni si bilanciano con coefficienti stechiometrici interi.

### Verifica dell'apprendimento

- Il gas butano,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , può bruciare completamente in aria per dare diossido di carbonio e vapor d'acqua. Scrivere l'equazione bilanciata per questa reazione di combustione [utilizzare  $\text{O}_2(\text{g})$  come secondo reagente].
- Scrivere l'equazione chimica bilanciata per la combustione completa di  $\text{C}_3\text{H}_7\text{BO}_3$ , un additivo della benzina. I prodotti della combustione sono  $\text{CO}_2(\text{g})$ ,  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  e  $\text{B}_2\text{O}_3(\text{s})$ .



**Figura 3.4 La chimica nelle grotte.** Le stalattiti di carbonato di calcio pendono dalla volta di una grotta mentre le stalagmiti si innalzano dal pavimento. La chimica che porta a queste formazioni è un buon esempio della reversibilità delle reazioni chimiche.

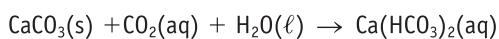
## 3.3 Introduzione all'equilibrio chimico

### Obiettivi per il Paragrafo 3.3

- Riconoscere che tutte le reazioni chimiche sono reversibili e che alla fine raggiungono un equilibrio dinamico.
- Riconoscere la differenza tra le reazioni che all'equilibrio favoriscono i reagenti e quelle che favoriscono i prodotti.

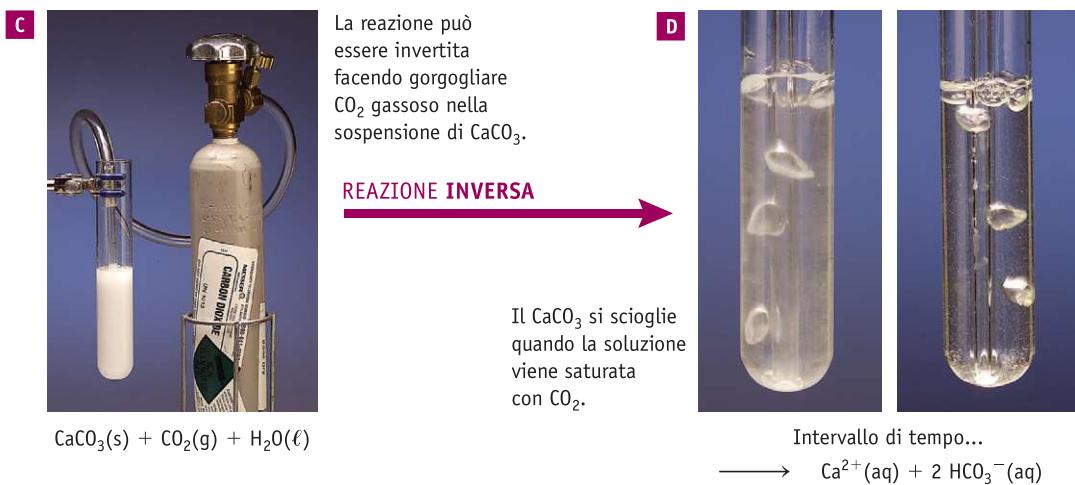
Finora si è ammesso che le reazioni chimiche procedano in una sola direzione, portando alla *completa* trasformazione dei reagenti in prodotti. La realtà è tuttavia più complessa. In linea di principio, tutte le reazioni chimiche sono reversibili e molte reazioni portano a una trasformazione parziale dei reagenti in prodotti.

La formazione di stalattiti e stalagmiti in una grotta calcarea è un esempio di un sistema che dipende dalla reversibilità di una reazione chimica (Figura 3.4). Le stalattiti e le stalagmiti sono costituite principalmente da carbonato di calcio, un composto chimico presente nei depositi sotterranei sotto forma di calcare, un residuo di antichi oceani. Se l'acqua che filtra attraverso il calcare contiene  $\text{CO}_2$  disiolto, avviene una reazione che porta alla dissoluzione del minerale e alla formazione di una soluzione acquosa di  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .



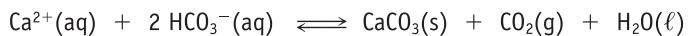


Vengono mescolate soluzioni di  $\text{CaCl}_2$  (una sorgente di ioni  $\text{Ca}^{2+}$ ) e di  $\text{NaHCO}_3$  (una sorgente di ioni  $\text{HCO}_3^-$ ) che producono un precipitato di  $\text{CaCO}_3$  e  $\text{CO}_2$  gassoso

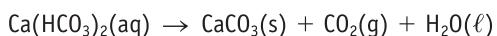


Se viene fatto gorgogliare  $\text{CO}_2$  gassoso in una sospensione di  $\text{CaCO}_3$  avviene la reazione inversa: il  $\text{CaCO}_3$  solido e il  $\text{CO}_2$  gassoso producono ioni  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{HCO}_3^-$ .

**Figura 3.5 La reversibilità delle reazioni chimiche.** Gli esperimenti illustrati in figura dimostrano la reversibilità delle reazioni chimiche.

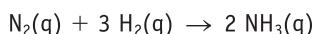


Quando l'acqua, ricca di minerale disciolto, raggiunge la parete della grotta avviene la reazione inversa con sviluppo di  $\text{CO}_2$  e la precipitazione del  $\text{CaCO}_3$  solido come stalattiti o stalagmiti.

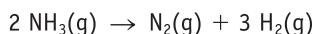


Il processo chimico che avviene nelle grotte può essere riprodotto in laboratorio (Figura 3.5) attraverso reazioni che confermano la reversibilità delle reazioni coinvolte.

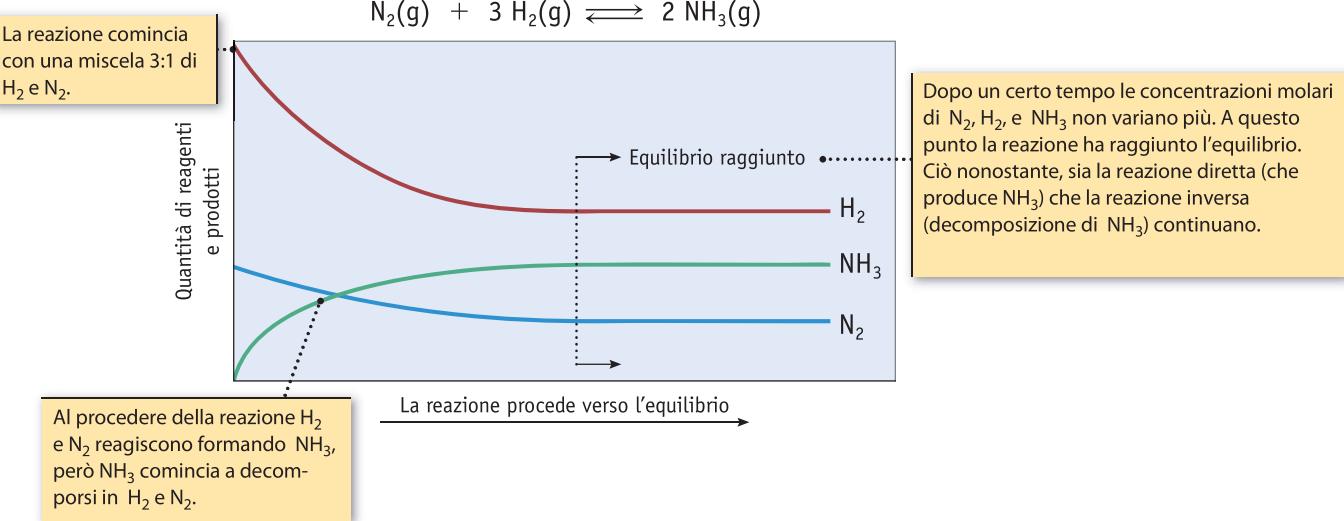
Un altro esempio di reazione reversibile, che non porta a una completa trasformazione dei reagenti in prodotti, è la reazione dell'azoto con l'idrogeno che porta alla sintesi dell'ammoniaca gassosa, un composto preparato industrialmente in enormi quantità e usato come fertilizzante o per produrre altri prodotti chimici.



L'azoto e l'idrogeno reagiscono per formare ammoniaca ma, nelle stesse condizioni di reazione, il prodotto ammoniaca si decompone in idrogeno e azoto secondo la reazione inversa.

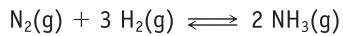


Consideriamo cosa accadrebbe se in un contenitore chiuso venissero miscelati idrogeno e azoto in condizioni adatte a far avvenire la reazione. Inizialmente  $\text{N}_2$  e  $\text{H}_2$  reagirebbero per produrre dell'ammoniaca. Man mano che viene prodotta am-



**Figura 3.6 La reazione tra N<sub>2</sub> e H<sub>2</sub> per produrre NH<sub>3</sub>.**

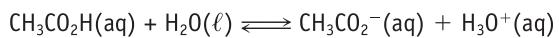
moniaca, tuttavia, alcune molecole NH<sub>3</sub> si decompongono per riformare idrogeno e azoto con la reazione inversa (Figura 3.6). All'inizio del processo, predomina la reazione che porta alla sintesi dell'ammoniaca ma, man mano che i reagenti vengono consumati, la reazione di sintesi viene progressivamente rallentata. Contemporaneamente la reazione inversa accelera all'aumentare della concentrazione di ammoniaca. A un certo momento la velocità della reazione diretta (sintesi) uguaglierà quella della reazione inversa (decomposizione). A questo punto non si osserva più alcuna variazione *macroscopica*; le quantità di azoto, idrogeno e ammoniaca nel contenitore non variano più, ma le reazioni diretta e inversa continuano ad avvenire. Si dice che il sistema ha raggiunto l'**equilibrio chimico**. Nel contenitore saranno presenti tutte e tre le sostanze: azoto, idrogeno e ammoniaca. Siccome sia la reazione diretta che quella inversa continuano ad avvenire (ma alla stessa velocità) questa situazione viene definita come **equilibrio dinamico**. Un sistema all'equilibrio dinamico viene rappresentato scrivendo il simbolo della doppia freccia (↔) tra i reagenti e i prodotti.



Le reazioni procedono sempre spontaneamente verso l'equilibrio. Una reazione non procederà mai spontaneamente in una direzione che la allontana dall'equilibrio. (Questo principio verrà trattato approfonditamente nei Capitoli 15-17).

A questo punto sorge una domanda: "Quando una reazione raggiunge l'equilibrio, i reagenti saranno trasformati quasi completamente in prodotti o rimarranno per la maggior parte inalterati?" La risposta dipende dalla natura dei composti coinvolti, dalla temperatura e da altri fattori e sarà argomento di capitoli successivi (Capitoli 15-17). Per il momento, tuttavia, è utile definire le **reazioni che favoriscono i prodotti** come le reazioni nelle quali all'equilibrio i reagenti sono trasformati completamente o quasi in prodotti. Ad esempio, le reazioni di combustione che abbiamo esaminato sono reazioni che all'equilibrio favoriscono i prodotti. In realtà la maggior parte delle reazioni che verranno esaminate in questo capitolo sono reazioni che all'equilibrio favoriscono i prodotti. Di regola nelle equazioni delle reazioni che favoriscono decisamente i prodotti verrà utilizzata la freccia singola (→), come è stato fatto finora.

La reazione opposta a quella che favorisce i prodotti, è la reazione che all'equilibrio **favorisce i reagenti**. Tali reazioni portano alla trasformazione in prodotti soltanto di una piccola frazione dei reagenti. Un esempio di tali reazioni è la ionizzazione dell'acido acetico in acqua, reazione nella quale solo una minima frazione dell'acido si ionizza per formare ioni.



Come si vedrà successivamente, l'acido acetico è un esempio di "acido debole" perché la reazione all'equilibrio favorisce così tanto i reagenti che soltanto una piccola percentuale di molecole reagisce con l'acqua per formare ioni.

## 3.4 Soluzioni acquose

### Obiettivi per il Paragrafo 3.4

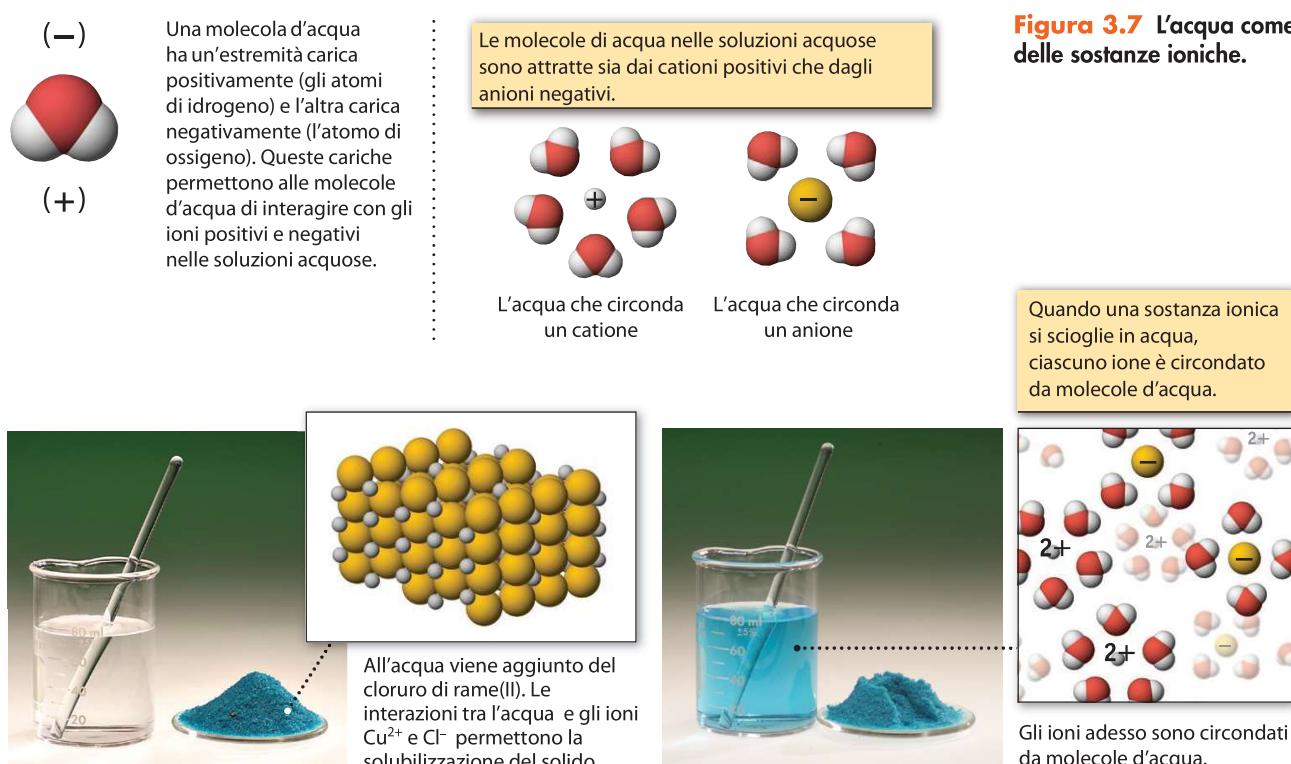
- Spiegare la differenza tra elettroliti e non elettroliti e riconoscere esempi di ciascuno.
- Prevedere la solubilità dei composti ionici in acqua.

Molte delle reazioni che verranno studiate nel corso di chimica e quasi tutte quelle che avvengono negli organismi viventi vengono condotte in soluzioni nelle quali i reagenti sono sciolti in acqua. Nel Capitolo 1 una **soluzione** è stata definita come una miscela omogenea di due o più sostanze: una è generalmente considerata il **solvente**, cioè il mezzo in cui è disiolta un'altra sostanza, il **soluto**. Il resto di questo capitolo è una introduzione ad alcuni tipi di reazione che avvengono in **soluzioni acquose**, soluzioni nelle quali il solvente è l'*acqua*. Per capire queste reazioni è importante capire prima alcuni aspetti del comportamento dei composti disolti in acqua.

### Ioni e molecole in soluzione aquosa

La dissoluzione di un solido ionico richiede la separazione di ciascuno ione da quelli di carica opposta che lo circondano nel solido (Figura 3.7). L'acqua è un buon solvente per i composti ionici, perché ciascuna molecola d'acqua possiede un'estremità carica positivamente e una carica negativamente. Quando un composto ionico si scioglie in acqua, ciascuno ione negativo viene circondato da molecole d'acqua che dirigono verso di esso le estremità positive, e ciascuno ione positivo viene circondato da molecole d'acqua che dirigono verso di esso l'estremità negativa. Le forze coinvolte in questo processo sono descritte dalla legge di Coulomb (Equazione 2.3, p. 85).

Gli ioni circondati da molecole d'acqua, ottenuti per dissoluzione di un composto ionico, sono liberi di muoversi nella soluzione. In condizioni normali, il moto è casuale e gli anioni e cationi che derivano dal composto ionico disiolto sono distribuiti uniformemente nella soluzione. Tuttavia, se nella soluzione sono introdotti due **eletrodi** (conduttori di elettricità, come un filo di rame) e questi vengono collegati a un generatore di corrente continua, il movimento degli ioni non è più casuale: i cationi positivi si muovono nella soluzione dirigendosi verso

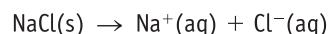


**Figura 3.7** L'acqua come solvente delle sostanze ioniche.

l'elettrodo negativo e gli anioni negativi si muovono dirigendosi verso l'elettrodo positivo (Figura 3.8). La conduzione dell'elettricità nella soluzione è una conseguenza del movimento di particelle caricate nella soluzione.

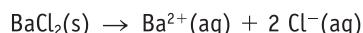
I composti le cui soluzioni acquose conducono l'elettricità sono chiamati **elettroliti**. Tutti i composti ionici solubili in acqua sono elettroliti. La misura in cui una soluzione conduce elettricità, la sua conducibilità, dipende dalla concentrazione di ioni. Se nel circuito viene inserita una lampadina, maggiore sarà la concentrazione degli ioni presenti in soluzione, maggiore sarà la conducibilità della stessa e più intensamente si illuminerà la lampadina.

Nel caso di NaCl, per ogni mole disiolta, in soluzione saranno presenti 1 mol di  $\text{Na}^+$  e 1 mol di  $\text{Cl}^-$

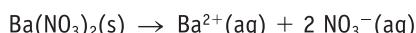


Dissociazione al 100% → elettrolita forte

Poiché il soluto si è dissociato completamente in ioni, la soluzione che ne deriva sarà un buon conduttore di elettricità. Le sostanze le cui soluzioni sono buoni conduttori di elettricità a causa della presenza di ioni sono **elettroliti forti** (Figura 3.8a). Gli ioni in cui si dissocia un composto ionico sono quelli presenti nella sua formula, che ne indica anche le quantità relative. Per esempio, come abbiamo visto, il cloruro di sodio produce in soluzione ioni sodio ( $\text{Na}^+$ ) e ioni cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) nel rapporto 1:1. Anche il composto ionico cloruro di bario,  $\text{BaCl}_2$ , è un elettrolita forte, ma in questo caso sono presenti in soluzione due ioni cloruro per ciascuno ione bario.

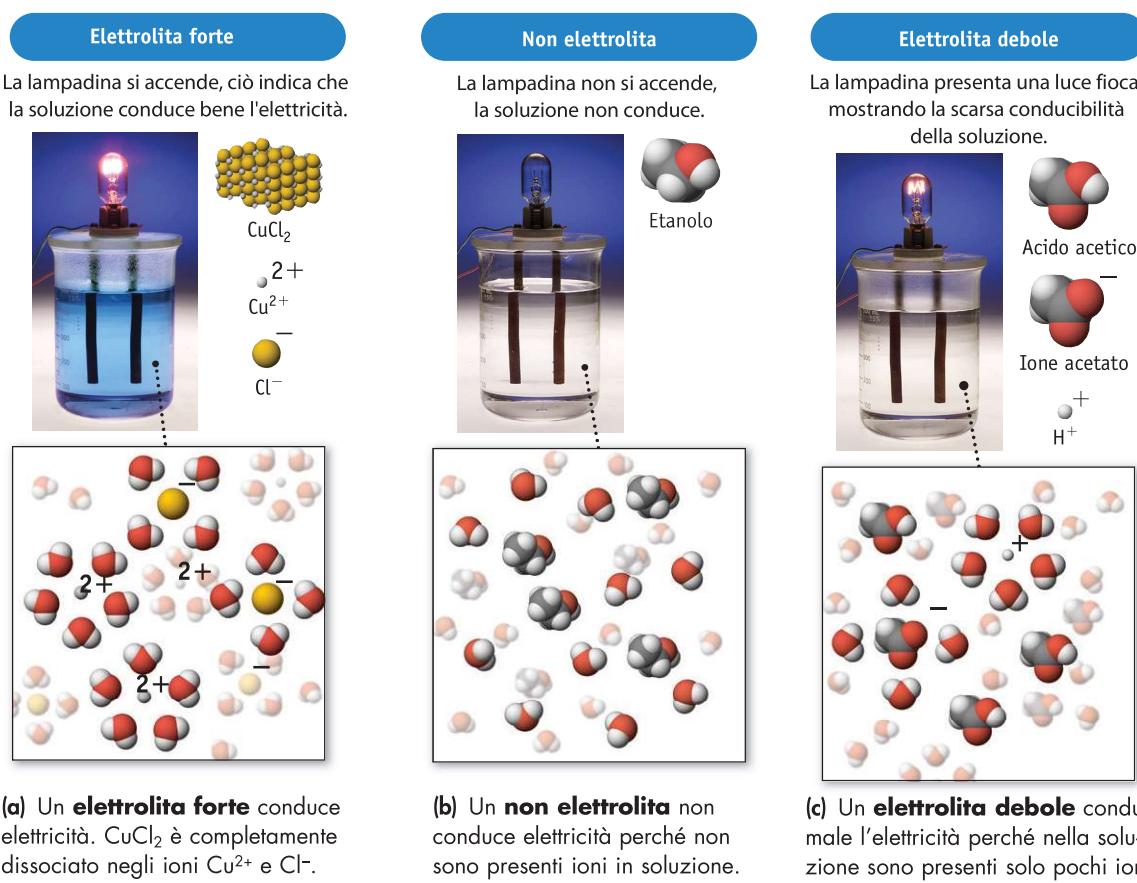


Notare che i due ioni cloruro nell'unità formula sono presenti in soluzione come due particelle separate. In modo analogo, il composto ionico nitrato di bario,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ , dà luogo, in soluzione, a ioni bario e ioni nitrato. Per ciascun ione bario in soluzione sono presenti due ioni  $\text{NO}_3^-$ .



Notare che lo ione  $\text{NO}_3^-$ , ione poliatomico, mantiene la sua identità unitaria ma che i due ioni nitrato si separano l'uno dall'altro in soluzione.

**Figura 3.8**





Kotz • Treichel • Townsend • Treichel

# Chimica

Accedi all'ebook e ai contenuti digitali ➤ Espandi le tue risorse ➤ con un libro che **non pesa** e si **adatta** alle dimensioni del tuo **lettore**



All'interno del volume il **codice personale** e le istruzioni per accedere alla versione **ebook** del testo e agli ulteriori servizi. L'accesso alle risorse digitali è **gratuito** ma limitato a **18 mesi dalla attivazione del servizio**.

