

Comprende



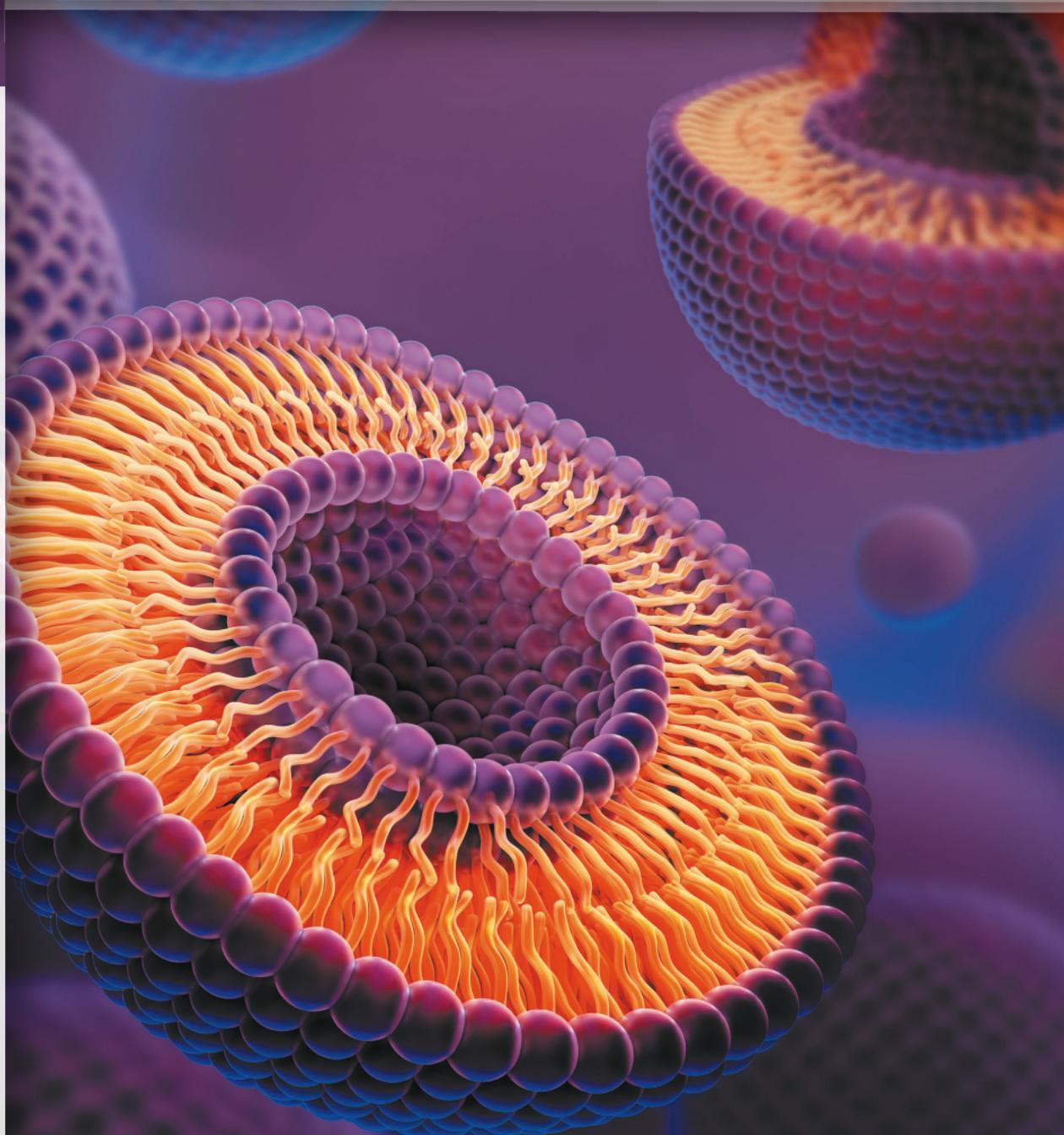
versione Ebook
e Software di simulazione

Nivaldo J. Tro

Chimica

Un approccio molecolare

III Edizione



Accedi all'ebook e ai contenuti digitali

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



Utilizza il codice personale contenuto nel riquadro per registrarti al sito **edisesuniversita.it** e accedere ai contenuti digitali.

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 ai contenuti digitali 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:

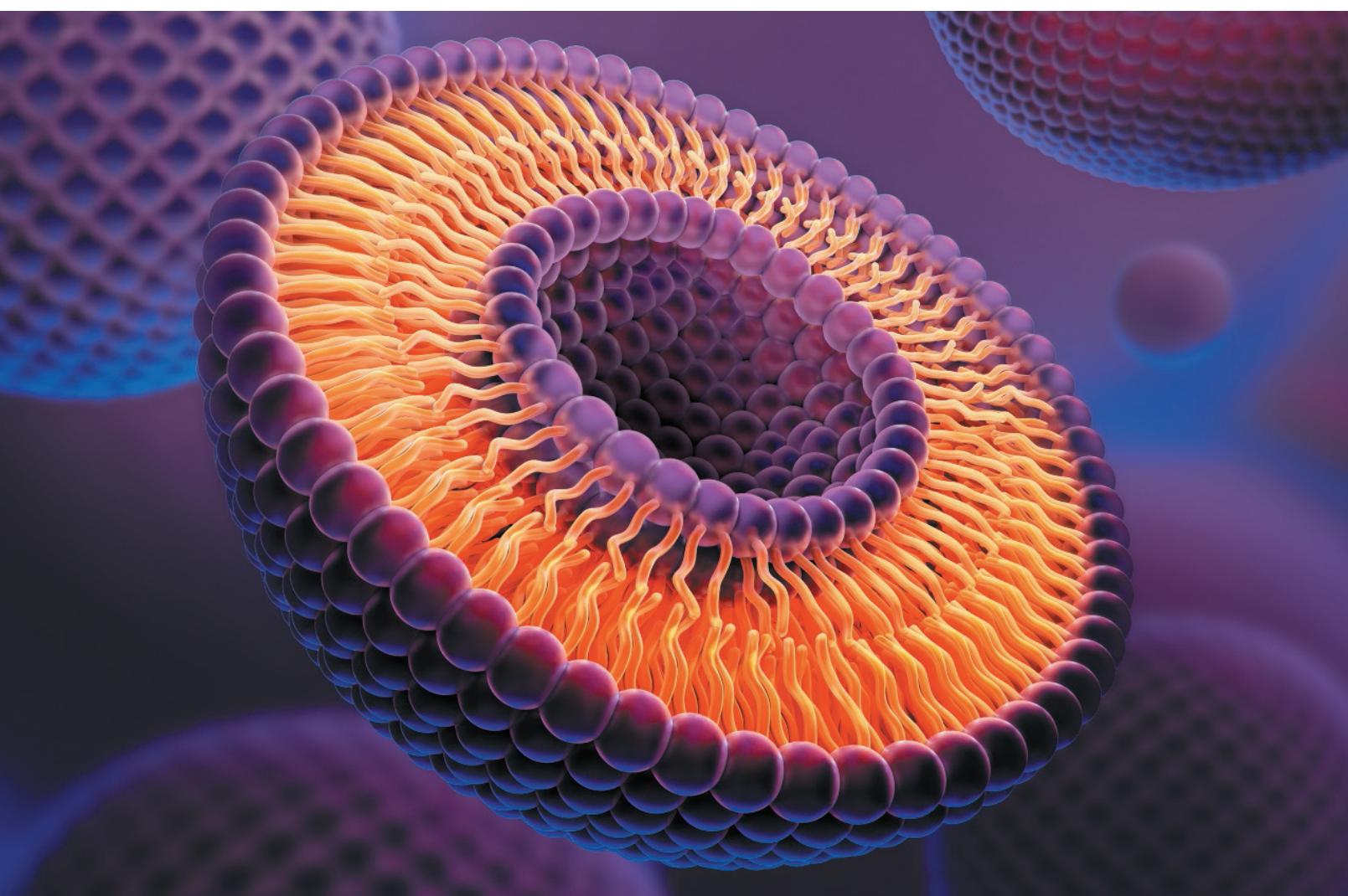
- **Ebook:** versione digitale del testo in formato epub, standard dinamico che organizza il flusso di testo in base al dispositivo sul quale viene visualizzato. Fruibile mediante l'applicazione gratuita Bookshelf, consente una visualizzazione ottimale su lettori e-reader, tablet, smartphone, iphone, 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.
- **Modelli molecolari interattivi:** libreria interattiva che permette di visualizzare e interagire con i modelli 3D delle molecole.

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

TERZA EDIZIONE

CHIMICA

UN APPROCCIO MOLECOLARE



NIVALDO J. TRO

Titolo originale:

Tro, Nivaldo J.

CHEMISTRY A Molecular Approach

Copyright 2020, 6th ed., Pearson Education, Inc.

CHIMICA Un approccio molecolare, III edizione

Copyright © 2022, EdiSES Edizioni S.r.l. - Napoli

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

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

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

L'Editore

Impaginazione: ProMediaStudio di Antonella Leano, V colore di Francesco Omaggio

Fotoincisione e stampa:

Petruzzi S.r.l.

Via Venturelli 7/b – 06012 Città di Castello (PG)

per conto della

EdiSES Edizioni S.r.l. – Piazza Dante Alighieri, 89 – Napoli

www.edisesuniversita.it
assistenza.edises.it

ISBN 978-88-3623-099-0

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 sulla piattaforma *assistenza.edises.it*

Hanno collaborato all'edizione italiana

Serena Berardi
Università degli Studi di Ferrara

Ivana Fenoglio
Università degli Studi di Torino

Stefania Galdiero
Università degli Studi di Napoli

Emma Gallo
Università degli Studi di Milano

Stefania Garzoli
Università degli Studi di Roma "La Sapienza"

Mauro Giovannini
Università degli Studi di Genova

Daniela Maggioni
Università degli Studi di Milano

Simone Meloni
Università degli Studi di Ferrara

Alessandro Motta
Università degli Studi di Roma "La Sapienza"

Federico Pepi
Università degli Studi di Roma "La Sapienza"

Isabella Silvia Rimoldi
Università degli Studi di Milano

Alessandra Romanelli
Università degli Studi di Milano

Giuseppe Zampella
Università degli Studi di Milano-Bicocca

Alla precedente edizione hanno collaborato:

Marta Maria Natile, Gilda Zanicchi

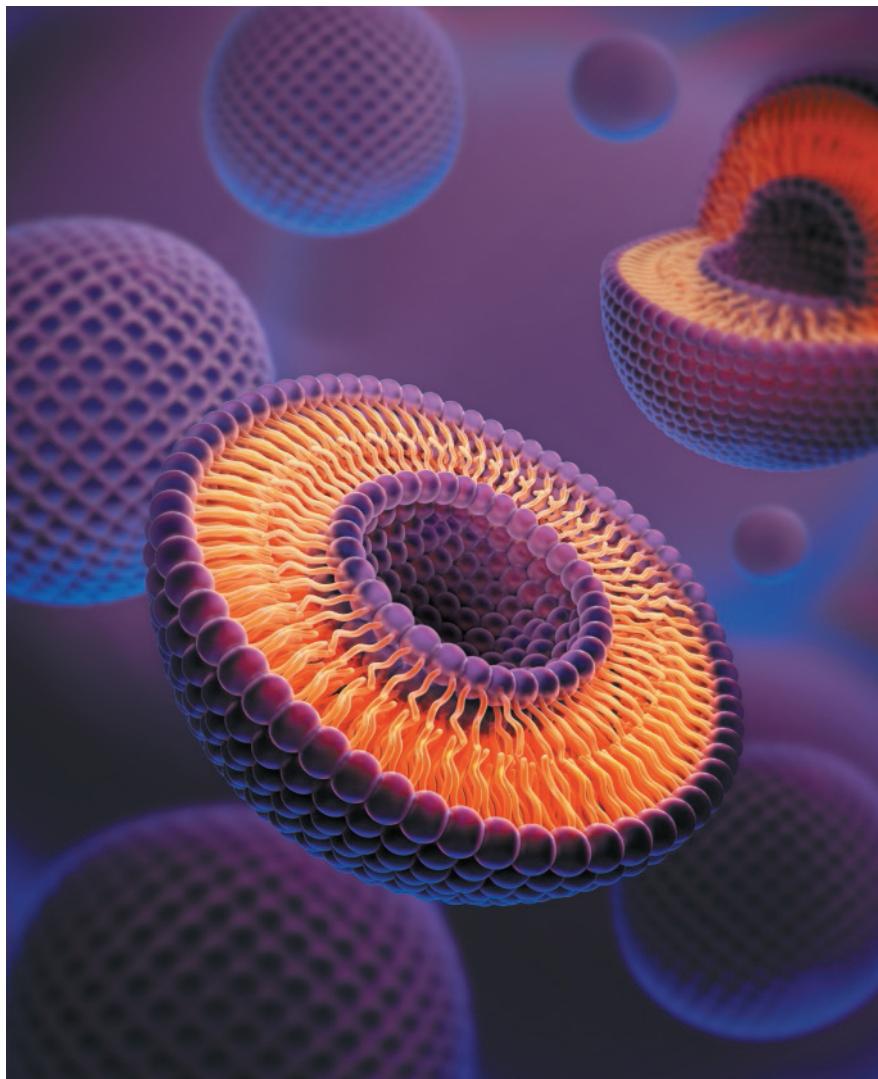
L'autore



Nivaldo Tro è Professore di chimica al college dal 1990 e attualmente insegna al “College of Creative Studies” all’Università della California, Santa Barbara e al college di Santa Barbara. Ha ottenuto il suo dottorato di ricerca in chimica presso l’Università di Stanford per il suo lavoro sullo sviluppo e l’utilizzo di tecniche ottiche per studiare l’assorbimento e il desorbimento delle molecole sulle e dalle superfici in ultra-vuoto. Da qui si è spostato all’Università della California a Berkeley, dove ha svolto attività di ricerca come postdoc interessandosi della dinamica delle reazioni superveloci in soluzione. Il professor Tro ha ricevuto ha ricevuto finanziamenti dalla società chimica americana per la ricerca sul petrolio, dalla corporazione sulla ricerca e dalla fondazione delle scienze naturali per studiare la dinamica di vari processi che occorrono in film sottili funzionalizzati assorbiti in superfici dielettriche. Il professor Tro vive a Santa Barbara con sua moglie, Ann. Nel suo tempo libero il professor Tro ama andare in bicicletta, fare surf e stare all’aperto.

*a Michael, Ali,
Kyle e Kaden*

La copertina



La copertina mostra una nanoparticella lipidica, una bolla di grasso che diventa importante per i vaccini a mRNA sviluppati contro il COVID-19. Questi vaccini utilizzano le nanoparticelle lipidiche che contengono il mRNA e lo trasportano nella cellula. La molecola mostrata è l'1-ottilnonilato dell'acido 8-[(2-idrossietil)[6-osso-6-(undecilossi)esil]ammino]-ottanoico, uno dei componenti delle nanoparticelle lipidiche usati nel vaccino Moderna. Questa molecola, e altre come questa, hanno un'estremità polare e una coda apolare, che portano alla formazione di doppi strati che compongono il guscio della nanoparticella.

Sommario

1	La materia, le misure e la risoluzione dei problemi	1
2	Atomi ed elementi	48
3	Molecole e composti	90
4	Reazioni chimiche e quantità chimiche	138
5	Introduzione alle soluzioni e alle reazioni in fase acquosa	168
6	Gas	212
7	Termochimica	266
8	Il modello quantomeccanico dell'atomo	316
9	Proprietà periodiche degli elementi	358
10	Legame chimico I: il modello di Lewis	400
11	Legame chimico II: forma delle molecole, teoria del legame di valenza e teoria dell'orbitale molecolare	444
12	Liquidi, solidi e forze intermolecolari	502
13	Solidi e materiali moderni	550
14	Le soluzioni	588
15	Cinetica chimica	642
16	L'equilibrio chimico	696
17	Acidi e basi	746
18	Equilibri ionici in soluzione acquosa	802
19	Energia libera e termodinamica	864
20	Elettrochimica	914
21	Chimica nucleare e radioattività	
Appendice I	Operazioni matematiche comuni in chimica	A-1
Appendice II	Dati per il calcolo chimico	A-5
Appendice III	Risposte agli Esercizi	
Appendice IV	Risposte agli Esercizi di prova	
Glossario		G-1
Indice analitico		I-1

Indice generale

PREFAZIONE XIX

1 La materia, le misure e la risoluzione dei problemi 1

- 1.1 Atomi e molecole 1
- 1.2 L'approccio scientifico alla conoscenza 3
- LA NATURA DELLA SCIENZA** Thomas S. Kuhn e le rivoluzioni scientifiche 5
- 1.3 La classificazione della materia 5
- Gli stati della materia: solido, liquido e gas 6
- Classificazione della materia in base alla sua composizione: elementi, composti e miscele 7
- Separare le miscele 8
- 1.4 Trasformazioni fisiche e chimiche e proprietà fisiche e chimiche 9
- 1.5 L'energia: una parte fondamentale delle trasformazioni fisiche e chimiche 12
- 1.6 Le unità di misura 13
- Le grandezze fondamentali del SI 14
- Il metro: una misura della lunghezza 14
- Il chilogrammo: una misura della massa 14
- Il secondo: una misura del tempo 14
- Il kelvin: una misura della temperatura 15
- Prefissi moltiplicativi 17
- Grandezza derivate: volume e densità 17
- Volume 18
- Densità 18
- Calcolare la densità 19
- CHIMICA E MEDICINA** La densità delle ossa 20
- 1.7 Affidabilità di una misura 20
- Contare le cifre significative 22
- I numeri esatti 22
- Cifre significative nei calcoli 23
- Precisione e accuratezza 25
- CHIMICA NEL QUOTIDIANO** L'acquisizione dei dati esige onestà 26
- 1.8 La risoluzione dei problemi chimici 26
- Conversioni da un'unità all'altra 26
- Strategia generale per risolvere i problemi 28
- Unità elevate a una potenza 30
- Stima dell'ordine di grandezza 31
- Problemi che coinvolgono un'equazione 32
- 1.9 Analisi e interpretazione dei dati 33
- Identificare gli andamenti 33
- Interpretare i grafici 34

CAPITOLO 1 IN SINTESI Quiz di autoverifica 36

Parole chiave 37

Concetti chiave 38

Equazioni e relazioni chiave 38

Obiettivi di apprendimento 38

ESERCIZI Domande di riepilogo 39

Problemi per argomento 39

Problemi di riepilogo 44

Problemi sfida 45

Problemi concettuali 46

Problemi per gruppi di lavoro 46

Interpretazione e analisi di dati 47

Risposte a collegamenti concettuali 47

2 Atomi ed elementi 48



- 2.1 Moti browniani: la conferma dell'esistenza degli atomi 49

- 2.2 Le prime idee sui "mattoncini" costitutivi della materia 51

- 2.3 La teoria atomica moderna e le leggi che hanno portato a essa 51

La legge di conservazione della massa 51

La legge delle proporzioni definite 52

La legge delle proporzioni multiple 53

John Dalton e la teoria atomica 54

CHIMICA NEL QUOTIDIANO Gli atomi e il genere umano 54

- 2.4 La scoperta dell'elettrone 55

I raggi catodici 55

Esperimento di Millikan della goccia di olio: la carica dell'elettrone 56

- 2.5 La struttura dell'atomo 57

- 2.6 Particelle subatomiche: protoni, neutroni ed elettroni negli atomi 59

Gli elementi sono identificati dal numero di protoni 60

Gli isotopi: quando il numero di neutroni varia 61

Gli ioni: perdere e acquistare elettroni 63

CHIMICA NEL QUOTIDIANO Da dove vengono gli elementi? 64

- 2.7 Alla ricerca di ordine: la legge periodica e la tavola periodica 65

L'organizzazione della moderna tavola periodica 66

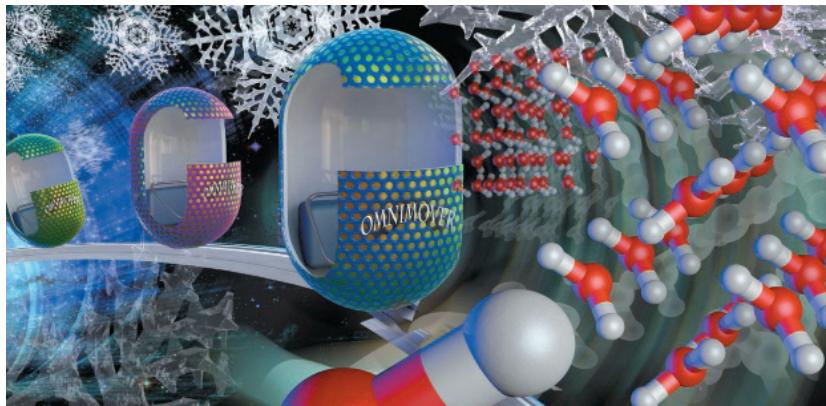
Gli ioni e la tavola periodica 68

CHIMICA E MEDICINA Gli elementi della vita 69

- 2.8 Massa atomica: la massa media degli atomi di un elemento 69

La spettrometria di massa: misurare la massa degli atomi e delle molecole 70

CHIMICA NEL QUOTIDIANO Le masse atomiche sono in continuo aggiornamento 72



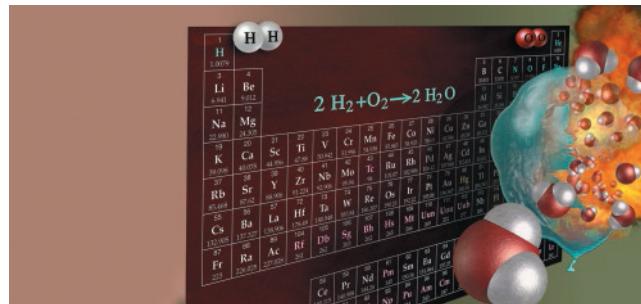
2.9 Massa molare: contare gli atomi pesandoli 73

La mole: la "dozzina" del chimico 73 Dal numero di moli al numero di atomi 74 Conversioni fra la massa e la quantità chimica (numero di moli) 75

CAPITOLO 2 IN SINTESI Quiz di autoverifica 78 Parole chiave 79 Concetti chiave 80 Equazioni e relazioni chiave 80 Obiettivi di apprendimento 81

ESERCIZI Domande di riepilogo 81 Problemi per argomento 82 Problemi di riepilogo 85 Problemi sfida 86 Problemi concettuali 87 Problemi per gruppi di lavoro 88 Interpretazione e analisi di dati 88 Risposte a collegamenti concettuali 89

3 Molecole e composti 90



3.1 Idrogeno, ossigeno e acqua 91

3.2 I legami chimici 93

Legami ionici 93
Legami covalenti 94

3.3 Rappresentazione dei composti: formule chimiche e modelli molecolari 94

Tipi di formule chimiche 94
Modelli molecolari 96

3.4 Una visione a livello atomico di elementi e composti 96

3.5 Composti ionici: formule e nomenclatura 100

Scrivere le formule dei composti ionici 100
Nomenclatura dei composti ionici 101 Nomenclatura dei composti ionici binari che contengono un metallo che forma un solo tipo di catione 102 Nomenclatura dei composti ionici binari che contengono un metallo che forma più di un tipo di catione 103 Nomenclatura dei composti ionici che contengono ioni poliatomici 104 Composti ionici idrati 105

3.6 Composti molecolari: formule e nomenclatura 106

Nomenclatura dei composti molecolari 106
Nomenclatura degli acidi 107 Nomenclatura degli acidi binari 108 Nomenclatura degli ossiacidi 108
CHIMICA E AMBIENTE Le piogge acide 108

3.7 La nomenclatura dei composti inorganici: una panoramica 109

3.8 Massa molecolare e concetto di mole per i composti 111

Massa molare di un composto 111 Uso della massa molare per contare le molecole di un campione di massa nota 111

3.9 Composizione dei composti 113

La composizione percentuale in massa come fattore di conversione 114
Fattori di conversione dalle formule chimiche 116
CHIMICA E MEDICINA Il metilmercurio nel pesce 118

3.10 Determinazione della formula chimica da dati sperimentali 118

Calcolo della formula molecolare per i composti 120
Analisi per combustione 121

3.11 I composti organici 123

Idrocarburi 124 Idrocarburi funzionalizzati 125

CAPITOLO 3 IN SINTESI Quiz di autoverifica 127 Parole chiave 128 Concetti chiave 128 Equazioni e relazioni chiave 129 Obiettivi di apprendimento 129

ESERCIZI Domande di riepilogo 129 Problemi per argomento 130 Problemi di riepilogo 134 Problemi sfida 135 Problemi concettuali 136 Problemi per gruppi di lavoro 136 Interpretazione e analisi di dati 136 Risposte a collegamenti concettuali 137

4 Reazioni chimiche e quantità chimiche 138

4.1 Cambiamenti climatici e combustione dei combustibili fossili 139

4.2 Scrivere e bilanciare le equazioni chimiche 141

4.3 Stechiometria delle reazioni: quanto diossido di carbonio? 145

Preparazione della pizza: le relazioni fra gli ingredienti 145 Formazione delle molecole: conversione fra le moli 146 Formazione delle molecole: conversione fra le masse 146

4.4 Relazioni stechiometriche: reagente limitante, resa teorica, resa percentuale e reattivo in eccesso 149

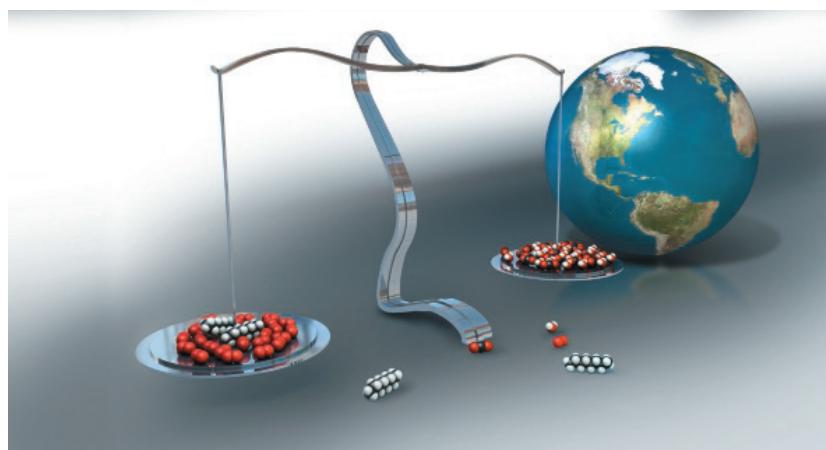
Calcolare il reagente limitante, la resa teorica e la resa percentuale 151 Calcolare il reagente limitante, la resa teorica e la resa percentuale a partire dalla massa iniziale dei reagenti 152

4.5 Tre esempi di reazioni chimiche: combustione, metalli alcalini e alogeni 155

Reazioni di combustione 155
Reazioni dei metalli alcalini 156
Reazioni degli alogeni 156

CAPITOLO 4 IN SINTESI Quiz di autoverifica 158 Parole chiave 159 Concetti chiave 159 Equazioni e relazioni chiave 159 Obiettivi di apprendimento 159

ESERCIZI Domande di riepilogo 160 Problemi per argomento 160 Problemi di riepilogo 163 Problemi sfida 164 Problemi concettuali 165 Problemi per gruppi di lavoro 165 Interpretazione e analisi di dati 166 Risposte a collegamenti concettuali 167



5 Introduzione alle soluzioni e alle reazioni in fase acquosa 168



- 5.1 Gastronomia molecolare e le ciliegie sferificate 169
- 5.2 Concentrazioni delle soluzioni 170
 - Concentrazioni delle soluzioni 170
 - Utilizzo della molarità nei calcoli 172
 - Diluizione di una soluzione 173
- 5.3 Stechiometria delle soluzioni 175
- 5.4 Tipi di soluzioni acquose e solubilità 177
 - Soluzioni di elettroliti e non elettroliti 177
 - La solubilità dei composti ionici 179
- 5.5 Reazioni di precipitazione 181
- 5.6 Rappresentazione delle reazioni in soluzione acquosa: equazioni molecolari, ioniche e ioniche nette 185
- 5.7 Reazioni acido-base 187
 - Reazioni acido-base 187
 - Titolazioni acido-base 191
- 5.8 Reazioni con sviluppo di gas 193
- 5.9 Reazioni di ossido-riduzione 195

Gli stati di ossidazione 196 Identificare le reazioni redox 198 La serie di attività: prevedere se una reazione redox è spontanea 200

CHIMICA NEL QUOTIDIANO Biondo ossigenato 201

CAPITOLO 5 IN SINTESI Quiz di autoverifica 203 Parole chiave 204 Concetti chiave 204 Equazioni e relazioni chiave 205 Obiettivi di apprendimento 205

ESERCIZI Domande di riepilogo 206 Problemi per argomento 206 Problemi di riepilogo 208 Problemi sfida 209 Problemi concettuali 210 Problemi per gruppi di lavoro 210 Interpretazione e analisi di dati 210 Risposte a collegamenti concettuali 211

6 Gas 212

- 6.1 Paracadutismo supersonico e rischio di decompressione 213
- 6.2 La pressione: il risultato delle collisioni tra molecole 214
 - Unità di misura della pressione 215 Il manometro: uno strumento per misurare la pressione in laboratorio 216
- 6.3 Le leggi semplici dei gas: legge di Boyle, legge di Charles e legge di Avogadro 217
 - Legge di Boyle: volume e pressione 218
 - Legge di Charles: volume e temperatura 220
- CHIMICA NEL QUOTIDIANO** Boccagli a tubo lungo 221
- Legge di Avogadro: volume e quantità (in moli) 223

- 6.4 La legge dei gas ideali 224
- 6.5 Applicazioni della legge dei gas ideali: volume molare, densità e massa molare di un gas 227
 - Volume molare a temperatura e pressione standard 227
 - Densità di un gas 228
 - Massa molare di un gas 229

- 6.6 Miscele gassose e pressioni parziali 230
 - Immersioni e pressioni parziali 233
 - Raccolta di un gas su acqua 235
- 6.7 I gas nelle reazioni chimiche: la stechiometria rivista 237
 - Volume molare e stechiometria 238

ANALISI E INTERPRETAZIONE DEI DATI Buone notizie sulla qualità dell'aria negli USA 240

- 6.8 Teoria cinetica molecolare: un modello per i gas 240
 - Come la teoria cinetica molecolare spiega la pressione e le leggi semplici dei gas 241
 - La teoria cinetica molecolare e la legge dei gas ideali 242
 - Temperatura e velocità molecolari 244
- 6.9 Cammino libero medio, diffusione ed effusione dei gas 247
- 6.10 I gas reali: gli effetti dovuti alle dimensioni e alle forze intermolecolari 248
 - L'effetto del volume definito delle particelle gassose 249
 - L'effetto delle forze intermolecolari 250
 - L'equazione di van der Waals 251
 - I gas reali 251

CAPITOLO 6 IN SINTESI Quiz di autoverifica 252 Parole chiave 253 Concetti chiave 253 Equazioni e relazioni chiave 254 Obiettivi di apprendimento 254

ESERCIZI Domande di riepilogo 255 Problemi per argomento 255 Problemi di riepilogo 260 Problemi sfida 262 Problemi concettuali 262 Problemi per gruppi di lavoro 263 Interpretazione e analisi di dati 263 Risposte a collegamenti concettuali 264



7 Termochimica 266

- 7.1 Scaldamani chimici 267
- 7.2 La natura dell'energia: definizioni chiave 268
 - Tipi di energia 268
 - La conservazione e il trasferimento di energia 269
 - Le unità di misura dell'energia 269
- 7.3 Prima legge della termodinamica: nulla è gratuito 271
 - L'energia interna 271
- CHIMICA NEL QUOTIDIANO** La macchina a moto perpetuo di Redheffer 271
- Calore e lavoro 274
- 7.4 Quantificare calore e lavoro 276
 - Calore 276
 - I cambiamenti di temperatura e la capacità termica 276
 - Trasferimento di energia termica 278
 - Lavoro di espansione (pressione-volume) 280



- 7.5 Misurare ΔE per le reazioni chimiche: calorimetria a volume costante** 282
- 7.6 Entalpia: il calore sviluppato in una reazione chimica a pressione costante** 285
- Processi esotermici ed endotermici: una visione molecolare 287 Stechiometria e ΔH : equazioni termochimiche 287
- 7.7 Calorimetria a pressione costante: come misurare ΔH_{reaz}** 289
- 7.8 Relazioni che coinvolgono ΔH_{reaz}** 290
- 7.9 Determinazione delle entalpie di reazione dalle entalpie standard di formazione** 293
- Stati standard e variazioni di entalpia standard 293 Calcolare la variazione di entalpia standard per una reazione 295
- 7.10 Il consumo di energia e l'ambiente** 298
- Consumo energetico 298 Problemi ambientali associati all'uso di combustibili fossili 299 Inquinamento dell'aria 299 Cambiamento climatico globale 300
- CHIMICA E AMBIENTE** Energie rinnovabili 302
- CAPITOLO 7 IN SINTESI** Quiz di autoverifica 303 Parole chiave 304 Concetti chiave 304 Equazioni e relazioni chiave 305 Obiettivi di apprendimento 305
- ESERCIZI** Domande di riepilogo 306 Problemi per argomento 306 Problemi di riepilogo 310 Problemi sfida 312 Problemi concettuali 312 Problemi per gruppi di lavoro 313 Interpretazione e analisi di dati 313 Risposte a collegamenti concettuali 314

8 Il modello quantomeccanico dell'atomo 316

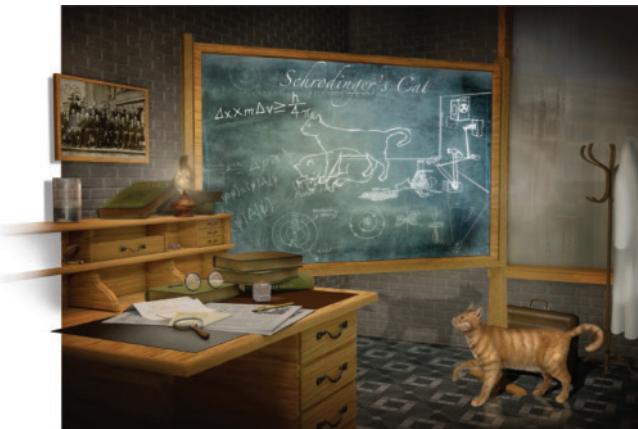
- 8.1 Il gatto di Schrödinger** 317
- 8.2 La natura della luce** 318
- La natura ondulatoria della luce 319 Lo spettro elettromagnetico 321
- CHIMICA E MEDICINA** La radioterapia nella cura dei tumori 323
- Interferenza e diffrazione 323
- La natura particellare della luce 324
- 8.3 La spettroscopia atomica e il modello di Bohr** 328
- CHIMICA NEL QUOTIDIANO** Spettroscopia atomica, un codice a barre per gli atomi 330
- 8.4 La natura ondulatoria della materia: lunghezza d'onda di de Broglie, principio di indeterminazione e indeterminatezza** 331
- La lunghezza d'onda di de Broglie 333 Il principio di indeterminazione 334 Indeterminatezza e mappe di distribuzione della probabilità 335
- 8.5 La meccanica quantistica e l'atomo** 337
- Soluzione dell'equazione di Schrödinger per l'atomo di idrogeno 337 Una spiegazione per gli spettri atomici 340

8.6 La forma degli orbitali atomici 343

- Orbitale s ($l = 0$) 343 Orbitali p ($l = 1$) 346
Orbitali d ($l = 2$) 346 Orbitali f ($l = 3$) 346 La fase degli orbitali 347 La forma degli atomi 348

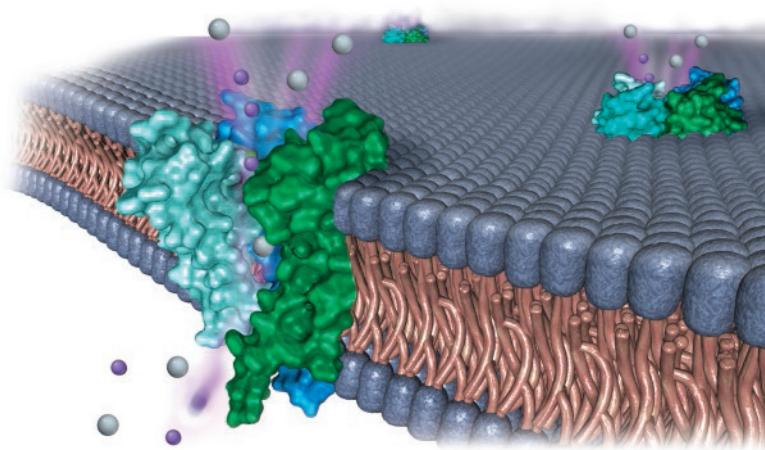
CAPITOLO 8 IN SINTESI Quiz di autoverifica 348 Parole chiave 349 Concetti chiave 349 Equazioni e relazioni chiave 350 Obiettivi di apprendimento 350

ESERCIZI Domande di riepilogo 350 Problemi per argomento 351 Problemi di riepilogo 353 Problemi sfida 355 Problemi concettuali 355 Problemi per gruppi di lavoro 356 Interpretazione e analisi di dati 356 Risposte a collegamenti concettuali 357



9 Proprietà periodiche degli elementi 358

- 9.1 La trasmissione del segnale nervoso** 359
- 9.2 Lo sviluppo della tavola periodica** 360
- 9.3 Configurazioni elettroniche: come gli elettroni occupano gli orbitali** 361
- Spin elettronico e principio di esclusione di Pauli 362 Suddivisione dell'energia dei sottolivelli negli atomi multielettronici 362 La legge di Coulomb 363 Effetto schermante 364 Penetrazione 364 Distribuzione spaziale degli elettroni e separazione dei sottolivelli 364 Configurazione elettronica degli atomi multielettronici 366
- 9.4 Configurazioni elettroniche, elettroni di valenza e tavola periodica** 369
- Blocchi di riempimento orbitalico nella tavola periodica 370 Scrivere la configurazione elettronica di un elemento a partire dalla sua posizione nella tavola periodica 371 Gli elementi di transizione e di transizione interna 372
- 9.5 Il potere esplicativo del modello quantomeccanico** 373
- 9.6 Andamento periodico delle dimensioni atomiche e della carica nucleare effettiva** 374
- Carica nucleare effettiva 376 Raggi atomici ed elementi di transizione 377
- 9.7 Ioni: configurazione elettronica, proprietà magnetiche, raggio ionico ed energia di ionizzazione** 379
- Configurazioni elettroniche e proprietà magnetiche degli ioni 379 Raggi ionici 381 Energia di ionizzazione 383 Andamento dell'energia di prima ionizzazione 383 Eccezioni nell'andamento dell'energia di prima ionizzazione 385 Andamento dell'energia di seconda ionizzazione e successive 386



9.8 Affinità elettronica e carattere metallico 387

Affinità elettronica 387 Carattere metallico 388

9.9 Riassunto dell'andamento delle proprietà periodiche 391

CAPITOLO 9 IN SINTESI Quiz di autoverifica 391 Parole chiave 392 Concetti chiave 392 Equazioni e relazioni chiave 393 Obiettivi di apprendimento 393

ESERCIZI Domande di riepilogo 394 Problemi per argomento 395 Problemi di riepilogo 396 Problemi sfida 397 Problemi concettuali 398 Problemi per gruppi di lavoro 398 Interpretazione e analisi di dati 399 Risposte a collegamenti concettuali 399

10 Legame chimico I: il modello di Lewis 400

10.1 Modelli di legame e farmaci per l'AIDS 401

10.2 Tipi di legami chimici 402

10.3 Rappresentazione a punti degli elettroni di valenza 404

10.4 Legame ionico: strutture di Lewis ed energie reticolari 405

Legame ionico e trasferimento di elettroni 405 Energie reticolari: il resto della storia 406 Il ciclo di Born-Haber 406 Andamenti nelle energie reticolari: dimensione degli ioni 409 Andamenti nelle energie reticolari: carica degli ioni 409 Legame ionico: modelli e realtà 410

CHIMICA E MEDICINA I composti ionici in medicina 411

10.5 Legame covalente: strutture di Lewis 412

Legami covalenti singoli 412 Legami covalenti doppi e tripli 412 Legame covalente: modelli e realtà 413

10.6 Elettronegatività e polarità del legame 414

Elettronegatività 415 Polarità del legame, momento di dipolo e percentuale di carattere ionico 416

10.7 Strutture di Lewis dei composti molecolari e degli ioni poliatomici 418

Scrivere le strutture di Lewis per i composti molecolari 418 Scrivere le strutture di Lewis per gli ioni poliatomici 420

10.8 Risonanza e carica formale 420

La risonanza 420 La carica formale 422

10.9 Eccezioni alla regola dell'ottetto: specie con elettroni dispari, ottetti incompleti e ottetti espansi 425

Specie con elettroni dispari 425 Ottetti incompleti 426

CHIMICA E AMBIENTE I radicali liberi e l'aspirapolvere dell'atmosfera 427

Ottetti espansi 428

10.10 Energie e lunghezze di legame 430

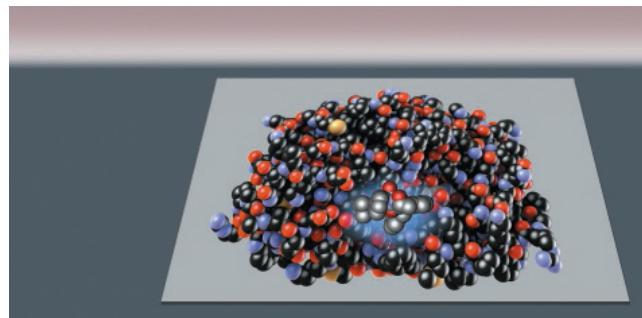
Energia di legame 430 Utilizzo delle energie medie di legame per stimare le variazioni di entalpia nelle reazioni 431 Lunghezze di legame 432

10.11 Il legame nei metalli: il modello del mare di elettroni 433

CHIMICA E AMBIENTE La struttura di Lewis dell'ozono 434

CAPITOLO 10 IN SINTESI Quiz di autoverifica 435 Parole chiave 436 Concetti chiave 436 Equazioni e relazioni chiave 437 Obiettivi di apprendimento 437

ESERCIZI Domande di riepilogo 438 Problemi per argomento 438 Problemi di riepilogo 440 Problemi sfida 442 Problemi concettuali 442 Problemi per gruppi di lavoro 442 Interpretazione e analisi di dati 443 Risposte a collegamenti concettuali 443



11 Legame chimico II: forma delle molecole, teoria del legame di valenza e teoria dell'orbitale molecolare 444

11.1 La morfina: una molecola impostore 445

11.2 Teoria VSEPR: le cinque forme fondamentali 446

Due gruppi di elettroni: geometria lineare 447 Tre gruppi di elettroni: geometria trigonale planare 447 Quattro gruppi di elettroni: geometria tetraedrica 447 Cinque gruppi di elettroni: geometria trigonale bipiramidale 449 Sei gruppi di elettroni: geometria ottaedrica 449

11.3 Teoria VSEPR: l'effetto delle coppie solitarie 450

Quattro gruppi di elettroni con coppie solitarie 450 Cinque gruppi di elettroni con coppie solitarie 452 Sei gruppi di elettroni con coppie solitarie 452

11.4 Teoria VSEPR: prevedere le geometrie molecolari 455

Rappresentare le geometrie molecolari sulla carta 457 Prevedere la forma di molecole più grandi 457



11.5 Forma delle molecole e polarità 458

Somma di vettori 460

CHIMICA NEL QUOTIDIANO Come funziona il sapone 462

11.6 Teoria del legame di valenza: sovrapposizione degli orbitali nei legami chimici 463

11.7 Teoria del legame di valenza: ibridazione degli orbitali atomici 465

Ibridazione sp^3 466 Ibridazione sp^2 e legami doppi 468

CHIMICA NEL QUOTIDIANO La chimica della visione 472

Ibridazione sp e legami tripli 472

Ibridazione sp^3d e sp^3d^2 474

Scrivere gli schemi di ibridazione e di legame 475

11.8 Teoria dell'orbitale molecolare: delocalizzazione degli elettroni 478

Combinazione lineare di orbitali atomici (LCAO) 479

Molecole biatomiche omonucleari del secondo periodo 483 Molecole biatomiche eteronucleari del secondo periodo 488 Molecole poliatomiche 490

CAPITOLO 11 IN SINTESI Quiz di autoverifica 491 Parole chiave 492 Concetti chiave 492 Equazioni e relazioni chiave 492 Obiettivi di apprendimento 493

ESERCIZI Domande di riepilogo 493 Problemi per argomento 494 Problemi di riepilogo 497 Problemi sfida 499 Problemi concettuali 500 Problemi per gruppi di lavoro 500 Interpretazione e analisi di dati 501 Risposte a collegamenti concettuali 501

12 Liquidi, solidi e forze intermolecolari 502

12.1 L'acqua in assenza di gravità 503

12.2 Solidi, liquidi e gas: un confronto molecolare 504

Differenze tra gli stati della materia 504 Cambiamenti di stato 506

12.3 Forze intermolecolari: le forze che tengono insieme gli stati condensati 507

Le forze di dispersione 508 Le forze dipolo-dipolo 510 I legami idrogeno 513 Le forze ione-dipolo 515

CHIMICA E MEDICINA Il legame idrogeno nel DNA 516

12.4 Forze intermolecolari in azione: tensione superficiale, viscosità e azione capillare 517

La tensione superficiale 517 La viscosità 519

CHIMICA NEL QUOTIDIANO Viscosità e olio per motore 519

L'azione capillare 519

12.5 Vaporizzazione e pressione di vapore 520

Il processo di vaporizzazione 520 L'energia di vaporizzazione 522 Pressione di vapore ed equilibrio dinamico 523 La pressione di vapore e il punto di ebollizione dipendono dalla temperatura 525 L'equazione di Clausius-Clapeyron 526 Il punto critico: la transizione a uno stato inusuale della materia 529

12.6 Sublimazione e fusione 530

Sublimazione 530 Fusione 531 Energetica dei processi di fusione e solidificazione 531

12.7 La curva di riscaldamento dell'acqua 532

12.8 I diagrammi di fase 535

Le caratteristiche principali di un diagramma di fase 535 Navigazione in un diagramma di fase 536 Il diagramma di fase di alcune sostanze 537

12.9 L'acqua: una sostanza straordinaria 537

CHIMICA E AMBIENTE Inquinamento dell'acqua 539

CAPITOLO 12 IN SINTESI Quiz di autoverifica 539 Parole chiave 540 Concetti chiave 540 Equazioni e relazioni chiave 541 Obiettivi di apprendimento 541

ESERCIZI Domande di riepilogo 542 Problemi per argomento 542 Problemi di riepilogo 545 Problemi sfida 546 Problemi concettuali 547 Problemi per gruppi di lavoro 547 Interpretazione e analisi di dati 548 Risposte a collegamenti concettuali 549



13 Solidi e materiali moderni 550

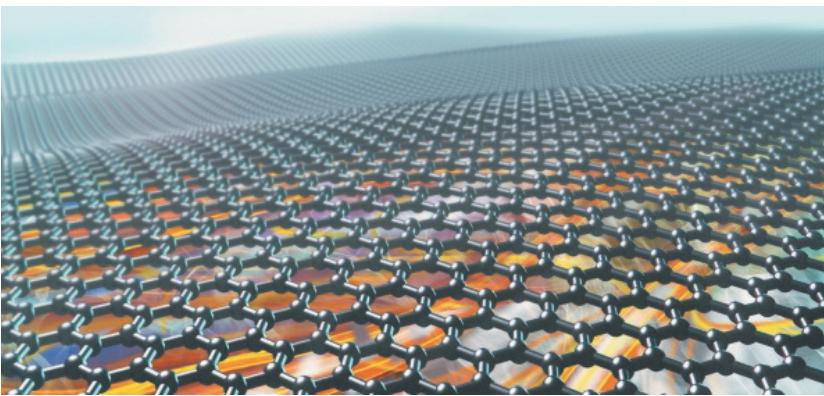
13.1 Esperimenti del venerdì notte: la scoperta del grafene 551

13.2 Cristallografia a raggi X 552

13.3 Celle elementari e strutture di base 555

Celle elementari cubiche 555

Strutture a impaccamento compatto 561



- 13.4 I tipi fondamentali di solidi cristallini** 562
 Solidi molecolari 563
CHIMICA NEL QUOTIDIANO *Il cioccolato, un materiale che si mangia* 564
 Solidi ionici 565 Solidi atomici 565
- 13.5 La struttura dei solidi ionici** 566
- 13.6 Solidi atomici a reticolo covalente: il carbonio e i silicati** 568
 Il carbonio 568 I silicati 571
- 13.7 Ceramiche, cemento e vetro** 571
 Le ceramiche 571 Il cemento 572 Il vetro 573
- 13.8 Semiconduttori e teoria delle bande** 573
 Orbitali molecolari ed energia delle bande 573
 Drogaggio: controllo della conducibilità dei semiconduttori 575
- 13.9 Polimeri e plastiche** 575
CHIMICA NEL QUOTIDIANO *Il Kevlar* 578
- CAPITOLO 13 IN SINTESI** Quiz di autoverifica 579 Parole chiave 580 Concetti chiave 580 Equazioni e relazioni chiave 581 Obiettivi di apprendimento 581
- ESERCIZI** Domande di riepilogo 581 Problemi per argomento 582 Problemi di riepilogo 585 Problemi sfida 586 Problemi concettuali 586 Problemi per gruppi di lavoro 586 Interpretazione e analisi di dati 587 Risposte a collegamenti concettuali 587

14 Le soluzioni 588

- 14.1 Soluzioni assetanti: perché non si deve bere l'acqua di mare** 589
- 14.2 Tipi di soluzioni e solubilità** 591
 La tendenza della natura a miscelare: l'entropia 592 L'effetto delle forze intermolecolari 592
- 14.3 Energetica della formazione delle soluzioni** 596
 Variazioni di energia nella formazione delle soluzioni 596 Soluzioni acquose e calore di idratazione 598

14.4 Equilibrio delle soluzioni e fattori che influenzano la solubilità 599

La solubilità dei solidi dipende dalla temperatura 601 Fattori che influenzano la solubilità dei gas in acqua 601

14.5 Modi per esprimere la concentrazione delle soluzioni 604

CHIMICA E AMBIENTE *Il lago Nyos* 604

Molarità 605 Molalità 606 Parti in massa e parti in volume 606 Le parti in massa (o parti in volume) nei calcoli 607 Frazione molare e percentuale in moli 608

CHIMICA E AMBIENTE *La sporca dozzina* 608

14.6 Proprietà colligative: abbassamento della pressione di vapore e del punto di congelamento, innalzamento del punto di ebollizione, pressione osmotica 611

Abbassamento della pressione di vapore 612

Pressione di vapore delle soluzioni contenenti un soluto volatile (non elettrolita) 615 Abbassamento del punto di congelamento e innalzamento del punto di ebollizione 618

CHIMICA NEL QUOTIDIANO *L'antigelo nelle rane* 621

Pressione osmotica 621

14.7 Proprietà colligative delle soluzioni di elettroliti forti 623

Elettroliti forti e pressione di vapore 624 Proprietà colligative e soluzioni medicali 625

14.8 I colloidì 626

CAPITOLO 14 IN SINTESI Quiz di autoverifica 629 Parole chiave 630 Concetti chiave 630 Equazioni e relazioni chiave 631 Obiettivi di apprendimento 631

ESERCIZI Domande di riepilogo 632 Problemi per argomento 633 Problemi di riepilogo 637 Problemi sfida 638 Problemi concettuali 639 Problemi per gruppi di lavoro 639 Interpretazione e analisi di dati 640 Risposte a collegamenti concettuali 641



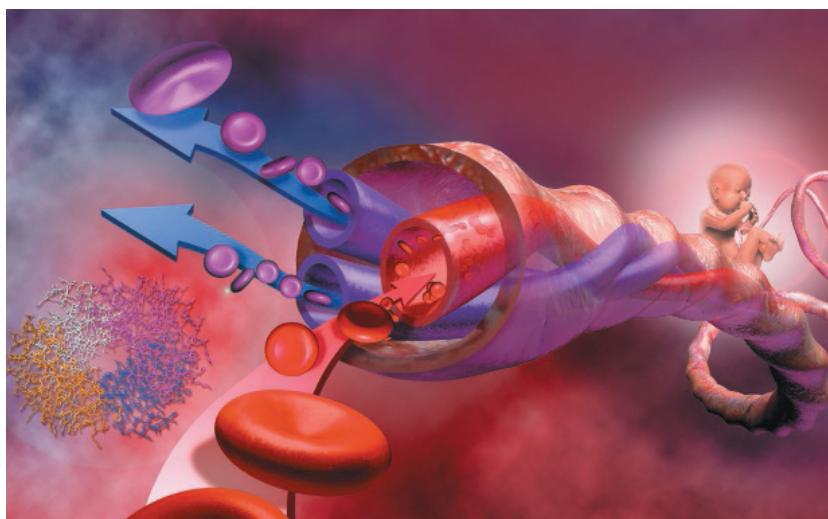


15 Cinetica chimica 642

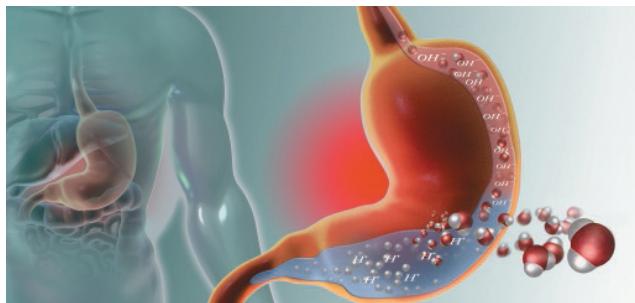
- 15.1 A caccia di lucertole 643
- 15.2 Velocità delle reazioni chimiche 644
Definizione di velocità di reazione 644 Misura delle velocità di reazione 648
- 15.3 Legge cinetica: effetto della concentrazione sulla velocità di reazione 649
I tre comuni ordini di reazione ($n = 0, 1$ e 2) 649 Determinazione dell'ordine di reazione 650 Ordine di reazione con più di un reagente 652
- 15.4 Legge cinetica integrata: come varia la concentrazione nel tempo 654
La legge cinetica integrata 654 Tempo di dimezzamento di una reazione 658
- 15.5 Effetto della temperatura sulla velocità di reazione 662
L'equazione di Arrhenius 662 L'energia di attivazione, il fattore di frequenza e il fattore esponenziale 663 I grafici di Arrhenius: misure sperimentali del fattore di frequenza e dell'energia di attivazione 664 Il modello delle collisioni: un approfondimento del fattore di frequenza 667
- 15.6 I meccanismi di reazione 668
Leggi cinetiche per gli stadi elementari 669 Stadio determinante la velocità e leggi cinetiche delle reazioni complessive 670 Meccanismi con uno stadio iniziale veloce 671
- 15.7 La catalisi 673
Catalisi omogenea ed eterogenea 675 Gli enzimi sono catalizzatori biologici 676
CHIMICA E MEDICINA Catalisi enzimatica e il ruolo della chimitripsina nella digestione 678
- CAPITOLO 15 IN SINTESI** Quiz di autoverifica 679 Parole chiave 681 Concetti chiave 681 Equazioni e relazioni chiave 682 Obiettivi di apprendimento 682
- ESERCIZI** Domande di riepilogo 682 Problemi per argomento 683 Problemi di riepilogo 690 Problemi sfida 692 Problemi concettuali 693 Problemi per gruppi di lavoro 694 Interpretazione e analisi di dati 694 Risposte a collegamenti concettuali 695

16 L'equilibrio chimico 696

- 16.1 Emoglobina fetale ed equilibrio 697
- 16.2 Il concetto di equilibrio dinamico 699
- 16.3 La costante di equilibrio 702
Espressione della costante di equilibrio per una reazione chimica 702 Il significato della costante di equilibrio 703
CHIMICA E MEDICINA Vita ed equilibrio 704 Relazioni tra la costante di equilibrio e l'equazione chimica 705
- 16.4 L'espressione della costante di equilibrio in termini di pressione 706
Relazione tra K_p e K_c 707 Unità di K 708
- 16.5 Equilibri eterogenei: reazioni che coinvolgono solidi e liquidi 709
- 16.6 Calcolo della costante di equilibrio da misure di concentrazioni all'equilibrio 710
- 16.7 Il quoziente di reazione: come prevedere la direzione di una reazione 713
- 16.8 Calcolo delle concentrazioni all'equilibrio 715
Calcolare le concentrazioni all'equilibrio conoscendo la costante di equilibrio e tutte le concentrazioni dei reagenti e dei prodotti all'equilibrio tranne una 716 Calcolare le concentrazioni all'equilibrio conoscendo la costante di equilibrio e le concentrazioni o le pressioni iniziali 717 Approssimazioni accettabili nei problemi sugli equilibri chimici 721
- 16.9 Il principio di Le Châtelier: come un sistema all'equilibrio reagisce a una sollecitazione esterna 725
Effetto di una variazione di concentrazione sull'equilibrio 726 Effetto di una variazione di volume (o di pressione) sull'equilibrio 728 Effetto di una variazione di temperatura sull'equilibrio 729
- CAPITOLO 16 IN SINTESI** Quiz di autoverifica 732 Parole chiave 733 Concetti chiave 733 Equazioni e relazioni chiave 734 Obiettivi di apprendimento 734
- ESERCIZI** Domande di riepilogo 735 Problemi per argomento 736 Problemi di riepilogo 740 Problemi sfida 742 Problemi concettuali 742 Problemi per gruppi di lavoro 743 Interpretazione e analisi di dati 743 Risposte a collegamenti concettuali 745



17 Acidi e basi 746



- 17.1 Il bruciore di stomaco 747
 17.2 Natura degli acidi e delle basi 748
 17.3 Definizione di acidi e basi 750
 La definizione di Arrhenius 750 La definizione di Brønsted-Lowry 751
 17.4 Forza degli acidi e costante di ionizzazione acida (K_a) 753
 Acidi forti 753 Acidi deboli 754 La costante di ionizzazione acida (K_a) 755
 17.5 Autoionizzazione dell'acqua e pH 756
 La scala del pH: un modo per quantificare l'acidità e la basicità 758 pOH e altre scale logaritmiche 759
CHIMICA E MEDICINA Ulcere 760
 17.6 Calcolo di $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e pH di soluzioni di acidi forti e deboli 761
 Acidi forti 761 Acidi deboli 761
 Percentuale di ionizzazione di un acido debole 766
 Miscele di acidi 767
 17.7 Soluzioni basiche 770
 Basi forti 770 Basi deboli 770 Calcolare $[\text{OH}^-]$ e il pH di soluzioni basiche 772
CHIMICA E MEDICINA Cosa c'è nel mio antiacido? 774
 17.8 Proprietà acido-base di ioni e sali 774
 Anioni come basi deboli 775 Cationi come acidi deboli 778 Soluzioni saline acide, basiche o neutre 779
 17.9 Acidi poliprotici 781
 Calcolo del pH di soluzioni di acidi poliprotici 782
 Calcolo della concentrazione di anioni in soluzioni di acidi diprotici deboli 784
 17.10 Forza degli acidi e struttura molecolare 786
 Acidi binari 786 Ossiacidi 787
 17.11 Acidi e basi di Lewis 788
 Molecole con caratteristiche acide secondo Lewis 788
 Cationi che si comportano da acidi di Lewis 789
CAPITOLO 17 IN SINTESI Quiz di autoverifica 790 Parole chiave 791 Concetti chiave 791 Equazioni e relazioni chiave 792 Obiettivi di apprendimento 792
ESERCIZI Domande di riepilogo 793 Problemi per argomento 793 Problemi di riepilogo 797 Problemi sfida 799 Problemi concettuali 799 Problemi per gruppi di lavoro 799 Interpretazione e analisi di dati 800
 Risposte a collegamenti concettuali 801

18 Equilibri ionici in soluzione acquosa 802

- 18.1 Il pericolo dei prodotti antigelo 803
 18.2 I tamponi: soluzioni che resistono alle variazioni di pH 804
 Calcolo del pH di una soluzione tampone 806 L'equazione di Henderson-Hasselbalch 807 Calcolo delle variazioni di pH in una soluzione tampone 810 Calcolo stiochiometrico 810 Calcolo all'equilibrio 810
 Soluzione tampone di una base con il suo acido coniugato 814
 18.3 Azione tamponante: intervallo d'azione e potere tampone 815
 Quantità relative dell'acido e della sua base coniugata 815 Concentrazioni assolute dell'acido debole e della sua base coniugata 816 Intervallo d'azione di un tampone 817
CHIMICA E MEDICINA L'azione del tampone nel sangue dell'uomo 818
 Potere tampone 818
 18.4 Curve di titolazione e pH 819
 Titolazione di un acido forte con una base forte 820
 Titolazione di un acido debole con una base forte 824
 Titolazione di una base debole con un acido forte 829
 Titolazione di un acido poliprotico 830 Indicatori: colorazioni che dipendono dal pH 830
 18.5 Equilibri di solubilità e costante del prodotto di solubilità 833
 K_{ps} e solubilità molare 833
CHIMICA NEL QUOTIDIANO Le acque dure 835
 Valore di K_{ps} e solubilità relativa 836 Effetto dello ione comune sulla solubilità 836 Effetto del pH sulla solubilità 838
 18.6 Reazioni di precipitazione 839
 Precipitazione frazionata (o selettiva) 840
 18.7 Analisi chimica qualitativa 842
 Gruppo 1: cloruri insolubili 843 Gruppo 2: solfuri acidi insolubili 843 Gruppo 3: solfuri basici insolubili e idrossidi 844 Gruppo 4: fosfati insolubili 844
 Gruppo 5: ioni metallici alcalini e NH_4^+ 844
 18.8 Equilibri che coinvolgono ioni complessi 845
 Effetto della formazione di ioni complessi sulla solubilità 847 Solubilità di idrossidi metallici anfoteri 848
CAPITOLO 18 IN SINTESI Quiz di autoverifica 849 Parole chiave 850 Concetti chiave 850 Equazioni e relazioni chiave 851 Obiettivi di apprendimento 851
ESERCIZI Domande di riepilogo 852 Problemi per argomento 853 Problemi di riepilogo 859 Problemi sfida 860 Problemi concettuali 861 Problemi per gruppi di lavoro 861 Interpretazione e analisi di dati 862 Risposte a collegamenti concettuali 863



19

Energia libera e termodinamica

864



19.1 Caffè freddo e universi morti 865

19.2 Processi spontanei e non spontanei 866

19.3 Entropia e seconda legge della termodinamica 868

L'entropia 870 Variazione di entropia durante l'espansione di un gas 872

19.4 Variazione di entropia associata ai cambiamenti di stato 874

Entropia e cambiamenti di stato: il concetto 875 Entropia e cambiamenti di stato: il calcolo 876

19.5 Trasferimento di calore e variazioni di entropia dell'ambiente 878

ΔS_{amb} dipende dalla temperatura 879 Calcolo delle variazioni di entropia nell'ambiente 879

19.6 L'energia libera di Gibbs 881

Effetto di ΔH , ΔS e T sulla spontaneità 882

19.7 Variazioni di entropia nelle reazioni chimiche: calcolo di $\Delta S^{\circ}_{\text{reaz}}$ 885

Definizione di stato standard e di variazione di entropia standard 885 Entropia molare standard e terza legge della termodinamica 885 Calcolo della variazione di entropia standard per una reazione ($\Delta S^{\circ}_{\text{reaz}}$) 889

19.8 Variazioni di energia libera nelle reazioni chimiche: calcolo di $\Delta G^{\circ}_{\text{reaz}}$ 889

Calcolo delle variazioni di energia libera con $\Delta G^{\circ}_{\text{reaz}} = \Delta H^{\circ}_{\text{reaz}} - T\Delta S^{\circ}_{\text{reaz}}$ 890 Calcolo di $\Delta G^{\circ}_{\text{reaz}}$ dai valori tabulati dell'energia libera di formazione 891

CHIMICA NEL QUOTIDIANO Rendere spontaneo un processo non spontaneo 893

Calcolo di $\Delta G^{\circ}_{\text{reaz}}$ per una reazione a stadi dalla variazione di energia libera di ogni stadio 893 Perché l'energia libera è "libera" 894

19.9 Variazioni di energia libera per stati non standard: relazione tra $\Delta G^{\circ}_{\text{reaz}}$ e $\Delta G^{\circ}_{\text{reaz}}$ 896

Stati standard e stati non standard 896 Variazione di energia libera per una reazione in condizioni non standard 896 Condizioni standard 896 Condizioni di equilibrio 898 Altre condizioni non standard 898

19.10 Energia libera ed equilibrio: relazione tra $\Delta G^{\circ}_{\text{reaz}}$ e costante di equilibrio (K) 899

La relazione tra $\Delta G^{\circ}_{\text{reaz}}$ e K 899 La dipendenza della costante di equilibrio dalla temperatura 901

CAPITOLO 19 IN SINTESI Quiz di autoverifica 902 Parole chiave 903 Concetti chiave 903 Equazioni e relazioni chiave 904 Obiettivi di apprendimento 904

ESERCIZI Domande di riepilogo 905 Problemi per argomento 906 Problemi di riepilogo 910 Problemi sfida 911 Problemi concettuali 912 Problemi per gruppi di lavoro 912 Interpretazione e analisi di dati 913 Risposte a collegamenti concettuali 913

20 Elettrochimica 914

20.1 Fulmini e batterie 915

20.2 Bilanciare le reazioni di ossido-riduzione 916

20.3 Celle voltagiche (o galvaniche): produrre corrente elettrica da reazioni chimiche spontanee 919

La cella voltagica 920 Corrente e differenza di potenziale 921 Anodo, catodo e ponte salino 922 Rappresentazione di una cella elettrochimica 923

20.4 Potenziale standard di elettrodo 923

Prevedere la direzione spontanea di una reazione di ossido-riduzione 928 Prevedere se un metallo si scioglie in un acido 931

20.5 Potenziale di cella, energia libera e costante di equilibrio 931

La relazione tra ΔG° ed E°_{cella} 932 La relazione tra E°_{cella} e K 934

20.6 Potenziale di cella e concentrazione 935

Potenziale di cella in condizioni non standard: l'equazione di Nernst 935 Celle a concentrazione 938 **CHIMICA E MEDICINA** Celle a concentrazione nelle cellule nervose umane 940

20.7 Batterie: usare la chimica per produrre elettricità 940

Batterie a secco 940 Batterie al piombo-acido 941 Altre batterie ricaricabili 942 Celle a combustibile 943

CHIMICA NEL QUOTIDIANO L'etilometro a cella a combustibile 944

20.8 Elettrolisi: indurre reazioni chimiche non spontanee con la corrente elettrica 944

Prevedere i prodotti di elettrolisi 947 Stechiometria dell'elettrolisi 950

20.9 Corrosione: reazioni di ossido-riduzione indesiderate 951

Corrosione del ferro 952 Come si può prevenire la corrosione del ferro 953

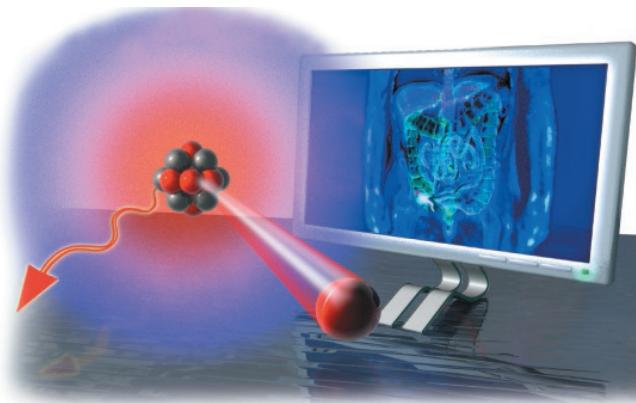
CAPITOLO 20 IN SINTESI Quiz di autoverifica 954 Parole chiave 955 Concetti chiave 955 Equazioni e relazioni chiave 956 Obiettivi di apprendimento 956

ESERCIZI Domande di riepilogo 957 Problemi per argomento 957 Problemi di riepilogo 961 Problemi sfida 962 Problemi concettuali 963 Problemi per gruppi di lavoro 963 Interpretazione e analisi di dati 964 Risposte a collegamenti concettuali 965



21

Chimica nucleare e radioattività



21.1 Diagnosi dell'appendicite

21.2 La scoperta della radioattività

21.3 Tipi di decadimento radioattivo

- Decadimento alfa (α)
- Decadimento beta (β)
- Emissione di raggi gamma (γ)
- Emissione di positroni
- Cattura elettronica

21.4 La valle di stabilità: prevedere il tipo di decadimento radioattivo

- Numeri magici
- Serie di decadimenti radioattivi

21.5 Rivelare la radioattività

21.6 Cinetica del decadimento radioattivo e datazione radiometrica

- Legge integrata di velocità
 - Datazione con il radiocarbonio: utilizzare la radioattività per misurare l'età
- CHIMICA NEL QUOTIDIANO** Datazione della Sindone con il radiocarbonio

Datazione in base al rapporto uranio/piombo
L'età della terra

21.7 La scoperta della fissione: la bomba atomica e l'energia nucleare

- Il Progetto Manhattan
- Energia nucleare: uso della fissione per generare elettricità
- I problemi dell'energia nucleare

21.8 Convertire la massa in energia: difetto di massa ed energia di legame nucleare

- Difetto di massa ed energia di legame nucleare
- La curva dell'energia di legame nucleare

21.9 Fusione nucleare: l'energia del Sole

21.10 Trasmutazioni nucleari ed elementi transuranici

21.11 Effetti delle radiazioni sugli organismi

- Danni da radiazioni acute
- Aumentato rischio di cancro
- Effetti genetici
- Misura dell'esposizione alle radiazioni

21.12 Radioattività in medicina e altre applicazioni

- Diagnosi in medicina
- Radioterapia in medicina
- Altre applicazioni

CAPITOLO 21 IN SINTESI Quiz di autoverifica Parole

- chiave Concetti chiave Equazioni e relazioni
- chiave Obiettivi di apprendimento

ESERCIZI Domande di riepilogo Problemi per argomento
Problemi di riepilogo Problemi sfida Problemi concettuali
Problemi per gruppi di lavoro Interpretazione e analisi di dati
Risposte a collegamenti concettuali

Appendice I Operazioni matematiche comuni in chimica A-1

Appendice II Dati per il calcolo chimico A-5

Appendice III Risposte agli Esercizi



Appendice IV Risposte agli Esercizi di prova



Glossario G-1

Indice analitico I-1

Prefazione

Agli studenti

Ora che iniziate questo corso, vorrei invitarvi a pensare alle ragioni che vi hanno portato a iscrivervi. Perché studiare la chimica generale? O, più in generale, perché avete scelto di iscrivervi all'università? Se siete come la maggior parte degli studenti universitari che seguono il corso di chimica generale, la vostra risposta sarà che fa parte del vostro corso di laurea, e avete scelto l'università per avere maggiori probabilità di trovare lavoro in futuro. Queste sono senz'altro ottime ragioni, ma vorrei suggerirne una ancora migliore. Io penso che l'obiettivo principale dei vostri studi è di prepararvi a *vivere una vita bella*. Conoscere la chimica è importante non per quello che vi permetterà di ottenere ma per l'effetto che avrà su di voi. Io credo che la chimica sia una fonte importante di felicità e di soddisfazione. Spiegherò meglio questo concetto.

Comprendere la chimica vi aiuta a vivere appieno la vostra vita per due ragioni fondamentali. La prima è *intrinseca*: se capite la chimica siete in grado di apprezzare nel profondo quanto ricco e straordinario sia il mondo. La seconda ragione è *estrinseca*: comprendere la chimica fa di voi dei cittadini più informati, e vi permette di affrontare molti dei problemi della vita di ogni giorno. In altri termini, comprendere la chimica vi rende delle persone più profonde e più ricche, e rende il vostro paese e il mondo stesso un posto migliore in cui vivere. Queste motivazioni sono il fondamento dell'educazione sin dagli inizi della civiltà.

In che modo la chimica vi prepara per una vita più completa e vi rende cittadini più coscienziosi? Per rispondere utilizzerò due esempi. Il primo è tratto dalla prima pagina del Capitolo 1 di questo libro. Qual è l'idea più importante in tutta la conoscenza scientifica? La mia risposta è la seguente: **il comportamento della materia è determinato dalle proprietà di atomi e molecole**. Questa semplice affermazione è la ragione per cui io amo la chimica. Noi esseri umani siamo stati capaci di studiare le sostanze che compongono il mondo che ci circonda e di spiegarne il comportamento facendo riferimento a particelle inimmaginabilmente piccole. Se non avete mai realizzato quanto il mondo che siamo in grado di vedere dipen-

da dal mondo che non possiamo vedere, avete ignorato una verità fondamentale sul nostro universo. Non aver mai incontrato questa verità è come non aver mai letto un'opera di Shakespeare o non aver mai visto una scultura di Michelangelo – o non sapere che la Terra è rotonda. Vi siete privati di un'esperienza stupefacente e indimenticabile del mondo e della capacità umana di comprenderlo.

Il secondo esempio mostra in che modo conoscere la scienza vi permette di essere dei cittadini migliori. Sebbene concordi ampiamente con il movimento ambientalista, una mancanza di conoscenze scientifiche all'interno di alcuni settori del movimento, e la conseguente reazione antiambientalista, creano una confusione che impedisce il vero progresso e apre le porte a quelle che potrebbero essere politiche malinformate. Per esempio, ho sentito esperti conservatori affermare che i vulcani emettono più diossido di carbonio – il più importante gas serra – rispetto alla combustione dei derivati del petrolio. Ho sentito anche un ambientalista liberale dire che bisogna smettere di usare la lacca per capelli perché causa buchi nello strato di ozono che condurranno al riscaldamento globale. L'affermazione relativa ai vulcani può essere confutata con gli strumenti elementari che apprenderete nel Capitolo 4 di questo libro. Si può facilmente dimostrare che i vulcani emettono solo un cinquantesimo del CO_2 prodotto dalla combustione dei derivati del petrolio. Per quanto riguarda invece la lacca per capelli che ridurrebbe lo strato di ozono portando al riscaldamento globale, i clorofluorocarburi, implicati nella riduzione dello strato di ozono, sono stati banditi dal 1978; inoltre, la riduzione dello strato di ozono non ha nulla a che vedere con il riscaldamento globale. Per interessi particolari, o personali, le persone possono distorcere la verità di fronte a un pubblico malinformato, ed è questa la ragione per cui abbiamo bisogno di essere ben documentati.

Questi sono i motivi per cui io penso che sia importante studiare questa materia. Non solo per completare il vostro corso di studi, o per avere un buon lavoro in futuro, ma perché vi aiuterà a condurre una vita più completa e a rendere il mondo un posto migliore per

tutti. Vi faccio i miei migliori auguri mentre vi apprestate a intraprendere il viaggio per comprendere il mondo a livello molecolare. Ciò che ne trarrete ripagherà ampiamente i vostri sforzi.

Ai docenti

Grazie a tutti quelli che hanno adottato questo libro nelle edizioni precedenti. Mi avete aiutato a renderlo uno dei libri di testo di chimica generali più diffusi al mondo. Vi sono estremamente grato. Ho analizzato i commenti sulla precedente edizione. Le modifiche presenti in questa edizione sono il diretto risultato dei vostri spunti e della mia esperienza nell'uso del libro nei miei corsi di chimica generale, probabilmente vedrete dei cambiamenti dovuti ai vostri suggerimenti. Grazie

L'obiettivo del libro rimane *offrire una trattazione rigorosa e accessibile della chimica generale, nel contesto di rilevanza*. Insegnare la chimica generale sarebbe più semplice se tutti gli studenti avessero la medesima preparazione e le stesse capacità. Purtroppo non è così. Pur insegnando in un ambiente relativamente selettivo, i miei corsi sono frequentati da studenti con un livello di preparazione e capacità estremamente vari. La sfida, io credo, è quella di trovare il modo di istruire e stimolare gli studenti migliori senza perdere quelli con preparazione e capacità minori. La mia strategia è sempre stata di fissare un livello relativamente alto, e di offrire allo stesso tempo la motivazione e il supporto necessari per raggiungere tale livello. Questa è esattamente lo filosofia di questo libro. Non si può rinunciare a essere rigorosi per rendere la chimica più accessibile agli studenti. In questo libro ho lavorato per combinare rigore e accessibilità in modo da realizzare un testo i cui contenuti non siano diluiti ma che sia utilizzabile e comprensibile da qualsiasi studente che compia lo sforzo necessario

Chimica: un approccio molecolare è innanzitutto un libro rivolto agli studenti. Il mio obiettivo è di motivare gli studenti a raggiungere il livello più alto possibile. Come sappiamo tutti, molti studenti studiano la chimica generale perché fa parte del loro corso di studi e non sembrano vedere il nesso tra quanto apprendono e la loro vita o la carriera che intendono seguire. Chimica: un approccio molecolare si sforza di mostrare tale nesso in modo coerente ed efficace. Diversamente da altri libri, che spesso insegnano la chimica come qualcosa che avviene solo in laboratorio o in ambito industriale, questo testo insegna la chimica nel contesto di rilevanza, mostrando agli studenti perché la chimica è importante per loro, per la loro futura carriera e per il loro mondo.

Chimica: un approccio molecolare è un libro guidato da intenti pedagogici. Nel cercare di sviluppare

la capacità degli studenti di risolvere problemi, è applicato sempre il medesimo approccio (Impostazione, Strategia, Risoluzione, Verifica), in genere in un formato a due o tre colonne. Nel formato a due colonne, la colonna a sinistra spiega agli studenti come analizzare il problema e individuare la strategia di risoluzione. Inoltre elenca i passaggi della procedura di risoluzione, spiegando il ragionamento sottostante, mentre la colonna a destra mostra lo svolgimento di ciascun passaggio. Nel formato a tre colonne, quella a sinistra illustra la procedura generale per risolvere un'importante categoria di problemi, che è poi applicata a due esempi mostrati di fianco. Questo approccio permette agli studenti di tenere sott'occhio la procedura generale e i modi leggermente diversi in cui può essere applicata a seconda del contesto. L'obiettivo è di aiutare gli studenti a comprendere sia il concetto al cuore del problema (attraverso la formulazione di un'impostazione per ciascun problema) che la risoluzione del problema.

Chimica: un approccio molecolare è un libro visivo. Ovunque possibile, sono utilizzate immagini per aiutare la comprensione degli studenti. Nello sviluppare i principi chimici, le immagini composte aiutano a mostrare il nesso tra i processi della vita quotidiana visibili a occhio nudo e quello che accade a livello atomico e molecolare. Molte di queste immagini si compongono di tre parti: macroscopica, molecolare e simbolica. Questa combinazione aiuta gli studenti a vedere la relazione tra le formule che scrivono sulla carta (simbolica), il mondo che li circonda (macroscopica) e gli atomi e le molecole che lo compongono (molecolare). Inoltre, la maggior parte delle figure sono realizzate per insegnare piuttosto che per illustrare. Sono ricche di segni e annotazioni per aiutare lo studente ad afferrare i processi più importanti e i principi sottesi. Le immagini risultanti sono ricche di informazioni, ma sono anche estremamente chiare e di rapida comprensione.

Chimica: un approccio molecolare è un libro sul quadro generale. All'inizio di ciascun capitolo, un breve paragrafo aiuta lo studente a vedere le relazioni principali tra gli argomenti che saranno trattati. Attraverso una narrazione puntuale e concisa, cerco di chiarire le idee fondamentali di ciascun capitolo. Periodicamente sono forniti dei riassunti in momenti selezionati della trattazione, per rendere più facile la comprensione e il ripasso dei punti principali degli argomenti importanti. Per essere sicuro che gli studenti non perdano mai di vista la foresta per gli alberi, ciascun capitolo contiene diverse sezioni "Collegamento concettuale" in cui viene chiesto loro di pensare ai concetti e risolvere i problemi senza fare calcoli. Desidero che gli studenti imparino i concetti, non che inseriscano semplicemente i numeri nelle equazioni per ottenere la risposta esatta.

Chimica: un approccio molecolare è un libro che presenta gli argomenti al giusto livello di approfondimento. Non penso si debbono prendere scorciatoie o diluire la disciplina per stimolare l'interesse degli studenti. Bisogna semplicemente andare loro incontro, sfidarli a raggiungere il livello più alto possibile e quindi aiutarli a farlo con gli strumenti pedagogici adeguati.

Spero che questo libro vi sia di aiuto nell'insegnamento della chimica. Sono sempre più convinto dell'importanza del nostro ruolo. Non esitate a scrivermi per qualsiasi domanda o commento relativo a questo libro.

Nivaldo J. Tro
nivaturo@gmail.com

Che cosa c'è di nuovo in questa edizione?

Il libro è stato rivisto con attenzione, e contiene molti piccoli cambiamenti, che non possono essere descritti di seguito. La lista che segue contiene le modifiche più significative apportate:

Nuovi collegamenti concettuali: sono state aggiunte circa 67 nuove domande nei collegamenti concettuali nel libro e modificato il formato a risposta multipla. Ogni capitolo ora contiene 10-12 domande facoltative, queste domande trasformano il processo di lettura da passivo ad attivo.

Nuova dicitura QUALCHE DIFFICOLTÀ?: è stata aggiunta la nuova dicitura QUALCHE DIFFICOLTÀ? nelle sezioni Quiz di autoverifica e nei Problemi per argomento. Questa dicitura riporta il paragrafo che lo studente può usare per imparare a rispondere alla domanda o a risolvere il problema. Gli studenti a volte provano a risolvere i problemi senza alcuna lettura o ripasso: cercano il materiale solo dopo aver incontrato difficoltà nel rispondere a domande o problemi. Questa dicitura guida lo studente al materiale corretto che porti le necessarie istruzioni.

Grafica rivisitata: la grafica è stata rivisitata a fondo. La navigazione delle figure più complesse è stata riorientata per permettere una migliore lettura da sinistra a destra, e molte didascalie delle figure sono state inserite direttamente nella figura come una "voce d'autore" che spiega l'immagine e guida il lettore alla sua comprensione.

Problemi di fine capitolo nuovi e rivisitati: sono state aggiunte 176 nuove domande nel libro, e 378 sono state rivisitate. Molte domande di fine capitolo includono l'interpretazione di grafici e dati. Le domande di Interpretazione e analisi i dati di ogni capitolo sono state rivisitate estensivamente per renderle più chiare e accessibili agli studenti.

Nuova sezione sull'interpretazione dei dati: è stato aggiunto un nuovo paragrafo al Capitolo 1 (Paragrafo 1.9)

sull'argomento dell'analisi e interpretazione dei dati. Questo paragrafo introduce le abilità necessarie per affrontare molte delle domande che riguardano l'interpretazione e l'analisi dei dati.

Nuova sezione Come: tutte le guide per le abilità essenziali come le tecniche di soluzione di problemi, disegnare strutture di Lewis e dare un nome ai composti, vengono presentati in liste passo-passo chiamate Come.

Capitolo 4 rivisitato: nella precedente edizione il capitolo 4 copriva sia la stechiometria che le reazioni chimiche in soluzione. In questa edizione il contenuto è stato ampliato leggermente e diviso in due capitoli: il Capitolo 4 focalizzato sulla stechiometria e il Capitolo 5 sulle reazioni in soluzione. Questa nuova organizzazione riduce il carico cognitivo per gli studenti e permette a ogni capitolo di essere più diretto. I capitoli successivi sono stati rinumerati.

Nuovi contenuti: è stata aggiunta una nuova sezione al Paragrafo 5.9, La serie di attività: prevedere se una reazione redox è spontanea. Questa sezione comprende nuove figure, tabelle e un esempio svolto.

Dati aggiornati: tutti i dati forniti sono stati aggiornati con riferimento alle più recenti misurazioni disponibili. Questi aggiornamenti includono la Figura 4.2, la Figura 4.3, la figura non numerata nel Paragrafo 7.10, la Tabella 7.6, la Figura 15.19 e la Figura 17.15.

Apertura dei capitoli rivisitata: molte sezioni di apertura dei capitoli e (o) la corrispondente figura sono stati sostituiti o modificati, in particolare per i capitoli 1, 3, 4, 5, 6, 7, 10, 11, 18, 19, 20.

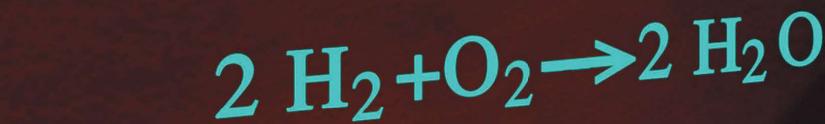
CHIMICA

UN APPROCCIO MOLECOLARE

Quasi tutti gli aspetti della vita sono organizzati a livello molecolare; senza una comprensione delle molecole possiamo capire la vita solo in maniera sommaria.

—Francis Harry Compton Crick
(1916–2004)

Quante sostanze diverse esistono? Si è visto nel Capitolo 2 che in natura ci sono circa 91 elementi diversi, pertanto ci sono almeno 91 sostanze diverse. Tuttavia il mondo sarebbe monotono, per non dire privo di vita, con solo 91 sostanze diverse. Fortunatamente gli elementi si combinano gli uni con gli altri per formare composti. Proprio come la combinazione delle 26 lettere dell’alfabeto inglese consente un numero quasi illimitato di parole, ciascuna con un suo specifico significato, la combinazione dei 91 elementi naturali consente un numero quasi illimitato di composti, ciascuno con proprietà specifiche. La grande diversità nelle sostanze che troviamo in natura è il risultato diretto della capacità degli elementi di formare composti. La vita, per esempio, non potrebbe esistere solo con 91 elementi diversi. Sono necessari i composti, in tutta la loro diversità, a rendere possibile la vita.



21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180	181	182	183	184	185	186	187	188	189	190	191	192	193	194	195	196	197	198	199	200	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210	211	212	213	214	215	216	217	218	219	220	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230	231	232	233	234	235	236	237	238	239	240	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250	251	252	253	254	255	256	257	258	259	260	261	262	263	264	265	266	267	268	269	270	271	272	273	274	275	276	277	278	279	280	281	282	283	284	285	286	287	288	289	290	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300	301	302	303	304	305	306	307	308	309	310	311	312	313	314	315	316	317	318	319	320	321	322	323	324	325	326	327	328	329	330	331	332	333	334	335	336	337	338	339	340	341	342	343	344	345	346	347	348	349	350	351	352	353	354	355	356	357	358	359	360	361	362	363	364	365	366	367	368	369	370	371	372	373	374	375	376	377	378	379	380	381	382	383	384	385	386	387	388	389	390	391	392	393	394	395	396	397	398	399	400	401	402	403	404	405	406	407	408	409	410	411	412	413	414	415	416	417	418	419	420	421	422	423	424	425	426	427	428	429	430	431	432	433	434	435	436	437	438	439	440	441	442	443	444	445	446	447	448	449	450	451	452	453	454	455	456	457	458	459	460	461	462	463	464	465	466	467	468	469	470	471	472	473	474	475	476	477	478	479	480	481	482	483	484	485	486	487	488	489	490	491	492	493	494	495	496	497	498	499	500	501	502	503	504	505	506	507	508	509	510	511	512	513	514	515	516	517	518	519	520	521	522	523	524	525	526	527	528	529	530	531	532	533	534	535	536	537	538	539	540	541	542	543	544	545	546	547	548	549	550	551	552	553	554	555	556	557	558	559	560	561	562	563	564	565	566	567	568	569	570	571	572	573	574	575	576	577	578	579	580	581	582	583	584	585	586	587	588	589	590	591	592	593	594	595	596	597	598	599	600	601	602	603	604	605	606	607	608	609	610	611	612	613	614	615	616	617	618	619	620	621	622	623	624	625	626	627	628	629	630	631	632	633	634	635	636	637	638	639	640	641	642	643	644	645	646	647	648	649	650	651	652	653	654	655	656	657	658	659	660	661	662	663	664	665	666	667	668	669	660	661	662	663	664	665	666	667	668	669	670	671	672	673	674	675	676	677	678	679	680	681	682	683	684	685	686	687	688	689	690	691	692	693	694	695	696	697	698	699	700	701	702	703	704	705	706	707	708	709	710	711	712	713	714	715	716	717	718	719	720	721	722	723	724	725	726	727	728	729	730	731	732	733	734	735	736	737	738	739	740	741	742	743	744	745	746	747	748	749	750	751	752	753	754	755	756	757	758	759	750	751	752	753	754	755	756	757	758	759	760	761	762	763	764	765	766	767	768	769	770	771	772	773	774	775	776	777	778	779	770	771	772	773	774	775	776	777	778	779	780	781	782	783	784	785	786	787	788	789	790	791	792	793	794	795	796	797	798	799	790	791	792	793	794	795	796	797	798	799	800	801	802	803	804	805	806	807	808	809	810	811	812	813	814	815	816	817	818	819	810	811	812	813	814	815	816	817	818	819	820	821	822	823	824	825	826	827	828	829	830	831	832	833	834	835	836	837	838	839	830	831	832	833	834	835	836	837	838	839	840	841	842	843	844	845	846	847	848	849	850	851	852	853	854	855	856	857	858	859	850	851	852	853	854	855	856	857	858	859	860	861	862	863	864	865	866	867	868	869	870	871	872	873	874	875	876	877	878	879	870	871	872	873	874	875	876	877	878	879	880	881	882	883	884	885	886	887	888	889	890	891	892	893	894	895	896	897	898	899	890	891	892	893	894	895	896	897	898	899	900	901	902	903	904	905	906	907	908	909	910	911	912	913	914	915	916	917	918	919	920	921	922	923	924	925	926	927	928	929	930	931	932	933	934	935	936	937	938	939	930	931	932	933	934	935	936	937	938	939	940	941	942	943	944	945	946	947	948	949	950	951	952	953	954	955	956	957	958	959	950	951	952	953	954	955	956	957	958	959	960	961	962	963	964	965	966	967	968	969	970	971	972	973	974	975	976	977	978	979	970	971	972	973	974	975	976	977	978	979	980	981	982	983	984	985	986	987	988	989	990	991	992	993	994	995	996	997	998	999	990	991	992	993	994	995	996	997	998	999	1000	1001	1002	1003	1004	1005	1006	1007	1008	1009	10010	10011	10012	10013	10014	10015	10016	10017	10018	10019	10020	10021	10022	10023	10024	10025	10026	10027	10028	10029	10030	10031	10032	10033	10034	10035	10036	10037	10038	10039	10040	10041	10042	10043	10044	10045	10046	10047	10048	10049	10050	10051	10052	10053	10054	10055	10056	10057	10058	10059	10060	10061	10062	10063	10064	10065	10066	10067	10068	10069	10070	10071	10072	10073	10074	10075	10076	10077	10078	10079	10080	10081	10082	10083	10084	10085	10086	10087	10088	10089	10090	10091	10092	10093	10094	10095	10096	10097	10098	10099	100100	100101	100102	100103	100104	100105	100106	100107	100108	100109	100110	100111	100112	100113	100114	100115	100116	100117	100118	100119	100120	100121	100122	100123	100124	100125	100126	100127	100128	100129	100130	100131	100132	100133	100134	100135	100136	100137	100138	100139	100140	100141	100142	100143	100144	100145	100146	100147	100148	100149	100150	100151	100152	100153	100154	100155	100156	100157	100158	100159	100160	100161	100162	100163	100164	100165	100166	100167	100168	100169	100170	100171	100172	100173	100174	100175	100176	100177	100178	100179	100180	100181	100182	100183	100184	100185	100186	100187	100188	100189	100190	100191	100192	100193	100194	100195	100196	100197	100198	100199	100200	100201	100202	100203	100204	100205	100206	100207	100208	100209	100210	100211	100212	100213	100214	1002

Proprietà	Idrogeno	Ossigeno	Acqua
Punto di ebollizione	-253 °C	-183 °C	100 °C
Stato fisico a temperatura ambiente	Gas	Gas	Liquido
Infiammabilità	Esplosivo	Necessario per la combustione	Usata per estinguere le fiamme

Quando idrogeno e ossigeno si combinano per formare il composto acqua (H_2O), si ottiene una sostanza profondamente diversa. Innanzitutto l'acqua è un liquido e non un gas a temperatura ambiente, e il suo punto di ebollizione è centinaia di gradi più alto dei punti di ebollizione dell'idrogeno e dell'ossigeno. In secondo luogo, invece di essere infiammabile (come l'idrogeno gassoso) o aiutare la combustione (come l'ossigeno gassoso), l'acqua spegne le fiamme. L'acqua è diversa dall'idrogeno e dall'ossigeno da cui è formata. La differenza drammatica tra gli elementi idrogeno, ossigeno e il composto acqua è tipica delle differenze tra gli elementi e i composti che essi formano. *Quando due o più elementi si combinano per formare un composto, si ottiene una sostanza completamente nuova.*

Il comune sale da cucina, ad esempio, è un composto molto stabile formato da sodio e cloro. Il sodio elementare invece è un metallo altamente reattivo, è argenteo e può esplodere a contatto con l'acqua. Il cloro elementare è un gas corrosivo, giallo-verdastro, che può essere letale se inalato. Tuttavia il composto formato dalla combinazione di questi due elementi è il cloruro di sodio, un esaltatore di gusto che conferisce un ottimo sapore alla bistecca.

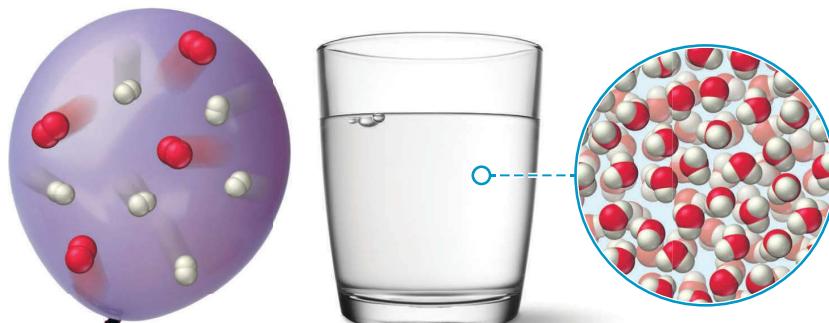
Sebbene alcune delle sostanze che incontriamo nella vita di ogni giorno siano elementi, la maggior parte sono composti. Come abbiamo visto nel Capitolo 1, un composto è diverso da una miscela di elementi: in un composto gli elementi si combinano in proporzioni fisse e definite, mentre in una miscela gli elementi possono mescolarsi in qualsiasi proporzione. Ad esempio, si consideri la differenza tra una miscela idrogeno-ossigeno e l'acqua, come mostrato in Figura 3.1▼. Una miscela di idrogeno e ossigeno può contenere qualsiasi proporzione di idrogeno e ossigeno gassosi. L'acqua, al contrario, è composta da molecole di acqua che contengono sempre due atomi di idrogeno per ogni atomo di ossigeno. L'acqua contiene proporzioni definite di idrogeno e ossigeno.

In questo capitolo saranno analizzati i composti: come rappresentarli, come chiamarli, come distinguere i diversi tipi e come scrivere le equazioni chimiche che mostrano come si formano e trasformano. Verrà descritto inoltre come quantificare la composizione elementare di un composto. Questo è importante ogni volta che si desideri sapere quanto di un particolare elemento è contenuto in un particolare composto. Ad esempio, i pazienti con la pressione alta (ipertensione) spesso devono

Miscele e composti

Miscele di idrogeno e ossigeno
Può contenere idrogeno e ossigeno in tutte le proporzioni

Acqua (un composto)
Le molecole di acqua hanno un rapporto fisso di idrogeno (2 atomi) e ossigeno (1 atomo)



► FIGURA 3.1 Miscele e composti

ridurre il consumo di ioni sodio. Poiché lo ione sodio è consumato normalmente sotto forma di cloruro di sodio, un paziente iperteso deve sapere quanto sodio è presente in una certa quantità di cloruro di sodio. In maniera simile, una compagnia che estrae il ferro deve sapere quanto ferro può recuperare da una data quantità di un minerale di ferro. Questo capitolo fornisce gli strumenti per comprendere e risolvere questi tipi di problemi.

3.2

I legami chimici

I composti sono formati da atomi tenuti insieme da *legami chimici*. I legami chimici sono il risultato dell'attrazione tra particelle cariche, elettroni e protoni, che compongono gli atomi. Discuteremo queste interazioni più dettagliatamente nel Capitolo 10 (Paragrafo 10.2). Per ora si ricordi che, come detto nel Paragrafo 2.4, tra particelle cariche esistono forze elettrostatiche, per cui cariche uguali si respingono tra loro e cariche opposte si attraggono. Queste forze elettrostatiche sono responsabili dei legami chimici.

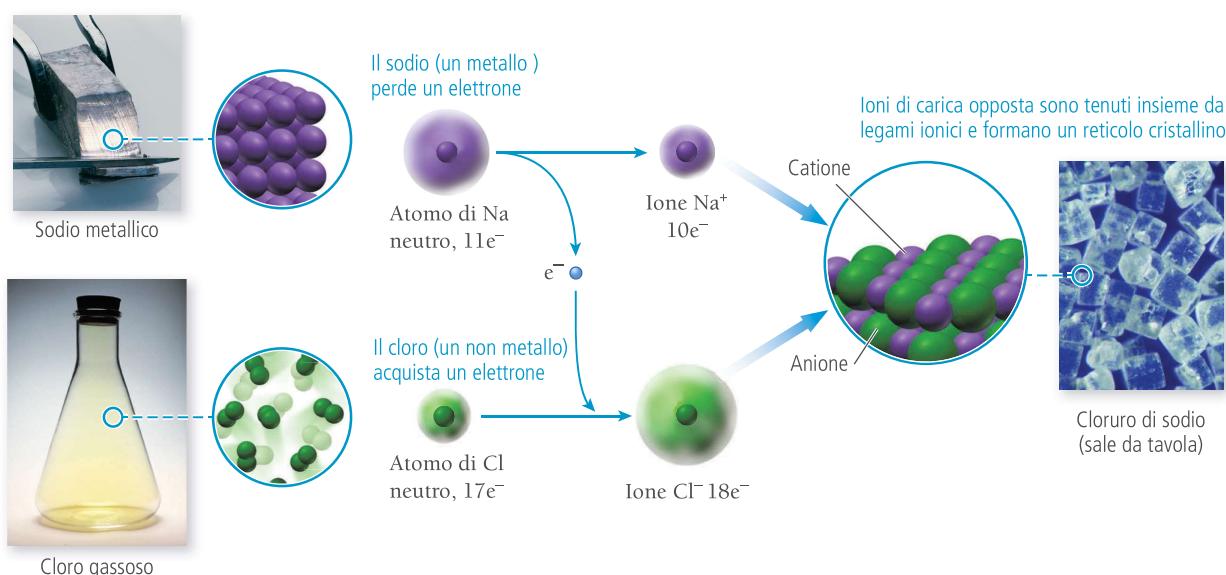
In generale, la maggior parte dei legami chimici può essere classificata in due tipi: ionico e covalente. Il *legame ionico*, che si stabilisce tra metalli e non metalli, comporta il *trasferimento* di elettroni da un atomo all'altro. Il *legame covalente*, che si instaura tra due o più non metalli, comporta la *condivisione* degli elettroni tra due atomi.

Legami ionici

Si è visto nel Capitolo 2 che i metalli hanno tendenza a perdere elettroni mentre i non metalli hanno tendenza ad acquistarli. Perciò, quando un metallo interagisce con un non metallo, esso può trasferire uno o più dei suoi elettroni al non metallo. L'atomo metallico diventa allora un *catione* (uno ione carico positivamente) e l'atomo del non metallo diventa un *anione* (uno ione carico negativamente), come mostrato in Figura 3.2▼. Questi ioni di carica opposta si attraggono per effetto delle forze elettrostatiche e formano un **legame ionico**. Il risultato è un **composto ionico** che in fase solida è formato da un reticolo cristallino, un'estesa struttura tridimensionale in cui cationi e anioni si ripetono con regolarità.

▼ FIGURA 3.2 La formazione di un composto ionico

Formazione di un composto ionico

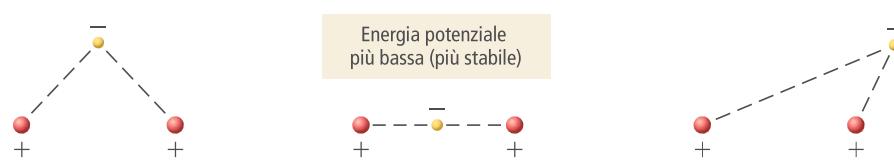


Legami covalenti

Quando un non metallo si lega con un altro non metallo, nessuno dei due atomi trasferisce i suoi elettroni all'altro. Invece, gli atomi che si legano *condividono* alcuni dei loro elettroni. Gli elettroni condivisi hanno un'energia potenziale più bassa rispetto agli stessi elettroni negli atomi isolati, perché interagiscono con i nuclei di entrambi gli atomi. Si forma un **legame covalente** e gli atomi legati in maniera covalente compongono una *molecola*. Ogni molecola è indipendente dall'altra – le molecole sono entità discrete e non sono legate covalentemente tra loro. Perciò chiameremo **composti molecolari** i composti tenuti insieme da legami covalenti.

Per comprendere la stabilità di un legame covalente, si consideri la configurazione più stabile (cioè quella con energia potenziale più bassa) di una carica negativa che interagisce con due cariche positive (separate da una piccola distanza). Come illustrato nella Figura 3.3▼, la disposizione in cui la carica negativa si trova *tra* le due cariche positive è quella con l'energia potenziale più bassa perché la carica negativa può interagire con *entrambe le cariche positive*. Allo stesso modo, gli elettroni condivisi in un legame chimico covalente tengono uniti gli atomi che si legano attrattivi i nuclei, carichi positivamente, di entrambi gli atomi.

► **FIGURA 3.3 La stabilità di un legame covalente** L'energia potenziale di una carica negativa che interagisce con due cariche positive è più bassa quando la carica negativa si trova tra le due cariche positive.



TIPI DI LEGAMI CHIMICI

Quale tipo di legame chimico – ionico o covalente – si instaura tra azoto e ossigeno?

- (a) Ionico
- (b) Covalente

3.3

Rappresentazione dei composti: formule chimiche e modelli molecolari

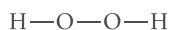
Il modo più semplice e veloce di rappresentare un composto è con la sua **formula chimica**, che indica gli elementi presenti nel composto e il numero relativo degli atomi o degli ioni di ogni elemento. Ad esempio, H_2O è la formula chimica dell'acqua: essa indica che l'acqua è composta da atomi di idrogeno e ossigeno in rapporto due a uno. La formula contiene il simbolo di ogni elemento e un pedice che indica il numero relativo di atomi dell'elemento. Il pedice 1 in genere è omesso. Nelle formule chimiche sono elencati prima gli elementi più metallici (o quelli con carica più positiva), seguiti dagli elementi meno metallici (o quelli con carica più negativa). Altri esempi di formule chimiche comuni includono: NaCl per il cloruro di sodio, che indica che gli ioni sodio e cloruro sono in rapporto uno a uno; CO_2 per il diossido di carbonio, che indica che gli atomi di carbonio e ossigeno sono in rapporto uno a due e CCl_4 per il tetrachloruro di carbonio, che indica che il carbonio e il cloro sono in rapporto uno a quattro.

Tipi di formule chimiche

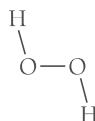
Le formule chimiche in genere possono essere classificate in tre tipi diversi: empirica, molecolare e di struttura. Una **formula empirica** fornisce il numero *relativo* di atomi di ciascun elemento in un composto. Una **formula molecolare** fornisce il numero *reale* di atomi di ogni elemento in una molecola di un composto. Ad esempio, la formula empirica per il perossido di idrogeno è HO , ma la sua formula molecolare è H_2O_2 . La formula molecolare è sempre un multiplo intero della formula empirica. Per alcuni composti la formula empirica e la formula molecolare sono identiche. Ad esempio, la formula empirica e molecolare per l'ac-

qua è H_2O ; infatti le molecole di acqua contengono due atomi di idrogeno e un atomo di ossigeno e nessun rapporto più semplice tra numeri interi può esprimere il numero relativo di atomi di idrogeno e ossigeno.

Una **formula di struttura** usa delle linee per rappresentare i legami covalenti e mostra come gli atomi in una molecola sono connessi o legati tra loro. La formula di struttura per H_2O_2 è:

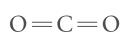


Le formule di struttura possono anche essere scritte un modo da descrivere la geometria della molecola. La formula di struttura per il perossido di idrogeno può essere scritta così:



Questa versione della formula rappresenta gli angoli approssimati tra i legami, dando un'idea della forma della molecola.

Le formule di struttura possono anche descrivere i tipi diversi di legame che si trovano in una molecola. Ad esempio, consideriamo la formula di struttura per il diossido di carbonio:



La coppia di linee tra l'atomo di carbonio e ciascun atomo di ossigeno rappresenta un legame doppio, che è generalmente più forte e più corto di un legame singolo (rappresentato da una linea singola). Un legame singolo corrisponde a una coppia di elettroni condivisi, mentre un legame doppio corrisponde a due coppie di elettroni condivisi. I legami singoli, doppi e anche tripli saranno esaminati in dettaglio nel Capitolo 10.

Il tipo di formula che si utilizza dipende da quanto si conosce del composto e da cosa si vuole esprimere. Una formula di struttura fornisce un buon numero di informazioni, mentre una formula empirica ne fornisce poche.

FORMULE DI STRUTTURA

Scegliere la formula di struttura dell'acqua.

- (a) $\text{H}—\text{O}$
 (b) $\text{H}—\text{H}$
 (c) $\text{H}—\text{O}—\text{H}$
 (d) H_2O



ESEMPIO 3.1 Formule molecolari ed empiriche

Scrivere la formula empirica per i composti rappresentati dalle seguenti formule molecolari.

- (a) C_4H_8 (b) B_2H_6 (c) CCl_4

SOLUZIONE

Per trovare la formula empirica dalla formula molecolare, dividere i pedici per il divisore comune più grande (il numero più grande che divide esattamente tutti i pedici).

- (a) Per C_4H_8 , il massimo comun divisore è 4. La formula empirica perciò è CH_2 .
 (b) Per B_2H_6 , il massimo comun divisore è 2. La formula empirica perciò è BH_3 .
 (c) Per CCl_4 , l'unico divisore comune è 1, pertanto la formula empirica e la formula molecolare sono identiche.

ESERCIZIO DI PROVA 3.1 Scrivere la formula empirica per i composti rappresentati dalle seguenti formule molecolari.

- (a) C_5H_{12} (b) Hg_2Cl_2 (c) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

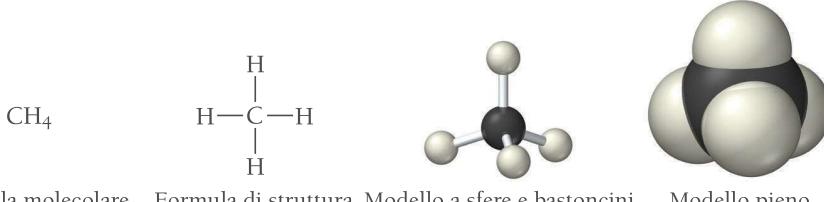
Le risposte agli Esercizi di prova e agli Esercizi di prova aggiuntivi si trovano nell'Appendice IV.

	Idrogeno
	Carbonio
	Azoto
	Ossigeno
	Fluoro
	Fosforo
	Zolfo
	Cloro

Modelli molecolari

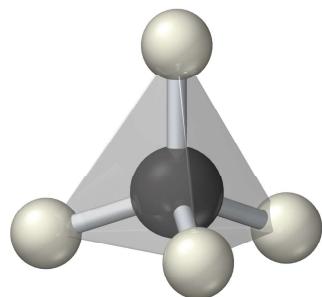
Un *modello molecolare* è un modo più accurato e completo di rappresentare un composto. I **modelli a sfere e bastoncini** rappresentano gli atomi come sfere e i legami chimici come bastoncini; il modo in cui le sfere si connettono dà origine alla forma della molecola. Le sfere sono colorate in modo diverso per specificare gli elementi. Ad esempio il carbonio di solito è nero, l'idrogeno è bianco, l'azoto è blu e l'ossigeno è rosso (per un elenco completo dei colori degli elementi usati nei modelli molecolari in questo testo si veda l'Appendice IIA).

Nei **modelli molecolari pieni** gli atomi si compenetranano per rappresentare come una molecola apparirebbe sulla scala visibile. Considerare i seguenti modi di rappresentare una molecola di metano, il componente principale del gas naturale:



La formula molecolare del metano indica il numero e il tipo di ogni atomo nella molecola: un atomo di carbonio e quattro atomi di idrogeno. La formula di struttura mostra come gli atomi sono connessi: l'atomo di carbonio è legato a quattro atomi di idrogeno. Il modello a sfere e bastoni illustra chiaramente la geometria della molecola: l'atomo di carbonio si trova al centro di un *tetraedro* definito dai quattro atomi di idrogeno. Infine il modello pieno è la migliore rappresentazione delle grandezze relative degli atomi e di come si uniscono in ciascun legame.

In questo libro le molecole saranno rappresentate in tutti questi modi. Nell'esaminare queste rappresentazioni, si tenga a mente quanto discusso nel Capitolo 1: i dettagli di una molecola, cioè gli atomi che la compongono, le lunghezze dei legami tra gli atomi, gli angoli di legame tra gli atomi e la forma complessiva, determinano le proprietà della sostanza che essa compone. Cambiamenti in uno qualsiasi di questi dettagli provocano cambiamenti nelle proprietà della sostanza. La Tabella 3.1 mostra vari composti rappresentati nei diversi modi appena discussi.



▲ Un tetraedro è una forma geometrica tridimensionale caratterizzata da quattro facce triangolari equivalenti.



RAPPRESENTARE LE MOLECOLE Sulla base di quanto appreso sugli atomi nel Capitolo 2, quale parte degli atomi rappresentano le sfere nei modelli molecolari pieni riportato nella Tabella 3.1? Volendo sovrapporre un nucleo a una di queste sfere, quanto grande bisognerebbe disegnarlo?

- (a) Ogni sfera rappresenta il guscio più esterno di un atomo. Il nucleo sarebbe troppo piccolo da vedere sulla stessa scala.
- (b) Ogni sfera rappresenta la nuvola elettronica di un atomo. Il nucleo sarebbe troppo piccolo da vedere sulla stessa scala.
- (c) Ogni sfera rappresenta il nucleo di un atomo. Il nucleo è della stessa dimensione della sfera.

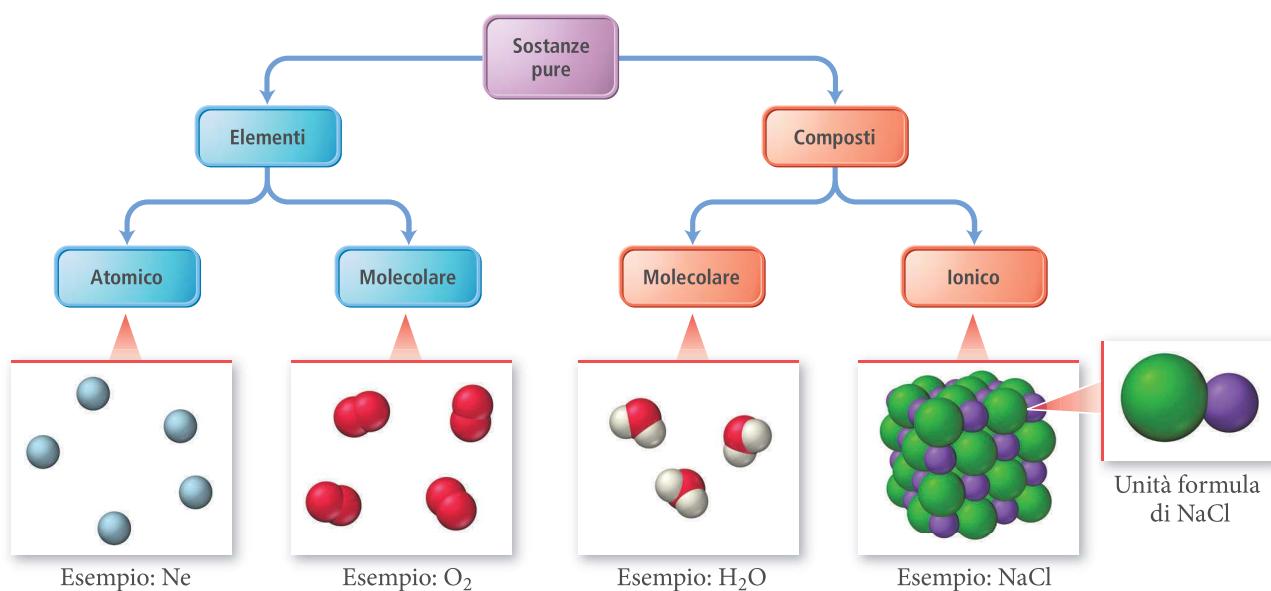
3.4 Una visione a livello atomico di elementi e composti

Nel Capitolo 1 si è visto che è possibile classificare le sostanze pure in elementi o composti. È possibile classificare ulteriormente elementi e composti in base alle unità fondamentali che li compongono, come mostrato in Figura 3.4►. Gli elementi possono essere atomici o molecolari. I composti possono essere molecolari o ionici.

Gli **elementi atomici** sono quelli che esistono in natura con singoli atomi come unità fondamentali. La maggior parte degli elementi rientra in questa categoria. Ad esempio l'elio è composto da singoli atomi di elio, l'alluminio è composto da atomi di alluminio e il ferro è composto da atomi di ferro. Gli **elementi molecolari** non esistono normalmente in natura con singoli atomi come unità di base.

TABELLA 3.1 Benzene, acetilene, glucosio e ammoniaca					
Nome del composto	Formula empirica	Formula molecolare	Formula di struttura	Modello a sfere e bastoncini	Modello molecolare pieno
Benzene	CH	C ₆ H ₆	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}=\text{C}-\text{C}=\text{C}-\text{C}=\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array} $		
Acetilene	CH	C ₂ H ₂	H—C≡C—H		
Glucosio	CH ₂ O	C ₆ H ₁₂ O ₆	$ \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{HO}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \end{array} $		
Ammoniaca	NH ₃	NH ₃	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{N} \\ \\ \text{H} \end{array} $		

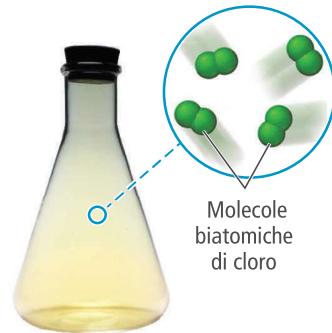
Classificazione di elementi e composti



▲ FIGURA 3.4 Una visione molecolare di elementi e composti

► FIGURA 3.5 Elementi molecolari

Gli elementi evidenziati esistono principalmente come molecole biatomiche (in giallo) o molecole poliatomiche (in rosa).

**Elementi molecolari**

Periodi

1A 8A
1 2 18
H He
Li Be
Na Mg
Sc Ti
V Cr
Mn Fe
Co Ni
Cu Zn
Ga Ge
As Se
Br Kr
Al Si
P S
Cl I
Ar Xe
K Ca
Sc Ti
V Cr
Mn Fe
Co Ni
Cu Zn
Ga Ge
As Se
Br Kr
Rb Sr
Y Zr
Nb Mo
Tc Ru
Rh Pd
Ag Cd
In Sn
Sb Te
I Xe
Cs Ba
La Hf
Ta Ta
W Re
Os Os
Ir Ir
Pt Pt
Au Au
Hg Hg
Tl Tl
Pb Pb
Bi Bi
Po Po
At At
Rn Rn
Fr Ra
Ac Ac
Rf Db
Sg Bh
Hs Hs
Mt Mt
Ds Ds
109 110
111 112
113 114
115 116
117 118
Og Og

Elementi che esistono come molecole biatomiche

Elementi che esistono come molecole poliatomiche

Lantanidi

Attinidi

▲ Le unità fondamentali che costituiscono il cloro gassoso sono molecole biatomiche (Cl_2).

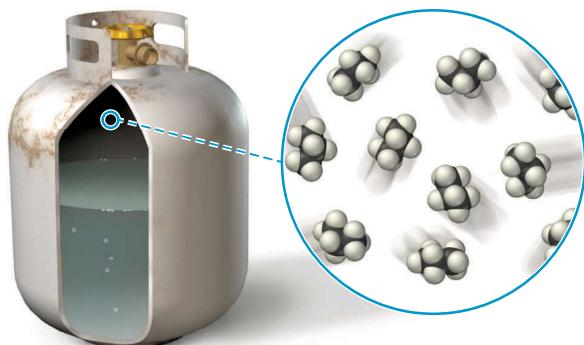
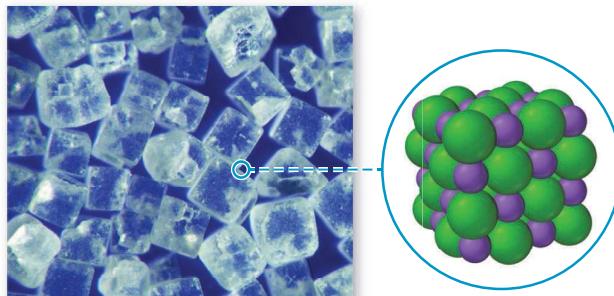
Alcuni composti ionici, come K_2NaPO_4 , contengono più di un tipo di ione metallico.

A volte ci si riferisce alle unità formula come a molecole, ma questo non è corretto perché i composti ionici non contengono molecole distinte.

Invece, questi elementi esistono come molecole, cioè due o più atomi dell'elemento legati insieme. La maggior parte degli elementi molecolari esiste come *molecole biatomiche*. Ad esempio, l'idrogeno è composto da molecole di H_2 , l'azoto è composto da molecole di N_2 e il cloro è composto da molecole di Cl_2 . Pochi elementi molecolari esistono come *molecole poliatomiche*. Il fosforo esiste come P_4 e lo zolfo come S_8 . La Figura 3.5▲ mostra gli elementi che esistono principalmente come molecole biatomiche o poliatomiche.

I composti molecolari sono di solito costituiti da due o più non metalli legati covalentemente. Le unità base dei composti molecolari sono molecole composte dagli atomi costituenti. Ad esempio, l'acqua è composta da molecole di H_2O , il ghiaccio secco è composto da molecole di CO_2 e il propano (spesso usato come combustibile nei fornelletti) è composto da molecole di C_3H_8 , come illustrato in Figura 3.6(a)▼.

I composti ionici sono costituiti di solito da un metallo legato mediante legame ionico a uno o più non metalli. L'unità base di un composto ionico è l'**unità formula**, l'insieme più piccolo, elettricamente neutro, di ioni. Le unità formula sono diverse dalle molecole per il fatto che non esistono come entità discrete, ma piuttosto

Un composto molecolare**Un composto ionico**

▲ **FIGURA 3.6 Composti molecolari e ionici** (a) Il propano è un esempio di composto molecolare. Le unità base che compongono il propano gassoso sono molecole di propano (C_3H_8). (b) Il sale da tavola (NaCl) è un composto ionico. La sua unità formula è il più semplice insieme elettricamente neutro di ioni: uno ione Na^+ e uno ione Cl^- .

sto come parte di un esteso reticolo. Ad esempio, il composto ionico cloruro di sodio, con unità formula NaCl , è composto da ioni Na^+ e Cl^- in rapporto uno a uno. Nel sale gli ioni Na^+ e Cl^- sono disposti in maniera alternata in un reticolo tridimensionale. Poiché i legami ionici non sono direzionali, nessuno ione Na^+ si accoppia specificamente con un dato ione Cl^- . Ma, come si può vedere dalla Figura 3.6(b) ▶, ogni catione Na^+ è circondato da anioni Cl^- e viceversa.

Molti composti ionici comuni contengono ioni che sono a loro volta formati da un gruppo di atomi, legati covalentemente, che possiede una carica. Ad esempio, l'ingrediente attivo nella candeggina è l'ipoclorito di sodio, che agisce alterando chimicamente le molecole responsabili del colore nei vestiti (azione sbiancante) e uccidendo i batteri (disinfettante). L'ipoclorito è uno **ione poliatomico**, cioè uno ione costituito da due o più atomi, con formula ClO^- . (Notare che la carica sullo ione ipoclorito è una proprietà dell'intero ione, non solo dell'atomo di ossigeno; questo è vero per tutti gli ioni poliatomici). Lo ione ipoclorito si trova spesso anche come unità in altri composti [come KClO e $\text{Mg}(\text{ClO})_2$]. Altri composti comuni che contengono ioni poliatomici includono il bicarbonato di sodio (NaHCO_3), un componente del lievito in polvere, il nitrito di sodio (NaNO_2), un additivo usato per inibire la crescita di batteri nella carne confezionata, e il carbonato di calcio (CaCO_3), l'ingrediente attivo dei farmaci antiacido.

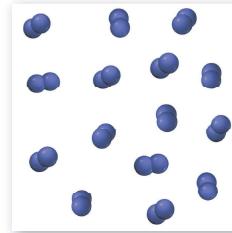


▲ Gli ioni poliatomici sono comuni nei prodotti per la casa, come la candeggina, che contiene ipoclorito di sodio (NaClO).

UNA VISIONE A LIVELLO MOLECOLARE DI ELEMENTI E COMPOSTI

Classificare la sostanza rappresentata a livello molecolare.

- (a) Elemento atomico
- (b) Elemento molecolare
- (c) Composto molecolare
- (d) Composto ionico



Classificare le sostanze come elementi atomici, elementi molecolari, composti molecolari o composti ionici

ESEMPIO 3.2

Classificare ciascuna delle seguenti sostanze come elemento atomico, elemento molecolare, composto molecolare o composto ionico.

- (a) xenon (b) NiCl_2 (c) bromo (d) NO_2 (e) NaNO_3

SOLUZIONE

- (a) Lo xenon è un elemento. Non è un elemento molecolare (si veda Figura 3.5); pertanto è un elemento atomico.
- (b) NiCl_2 è un composto costituito da un metallo (il nichel è a sinistra nella tavola periodica) e un non metallo (il cloro è a destra nella tavola periodica); perciò è un composto ionico.
- (c) Il bromo è un elemento che esiste come molecola biatomica (si veda Figura 3.5); perciò è un elemento molecolare.
- (d) NO_2 è un composto costituito da un non metallo e un non metallo; pertanto è un composto molecolare.
- (e) NaNO_3 è un composto costituito da un metallo e uno ione poliatomico; pertanto è un composto ionico.

ESERCIZIO DI PROVA 3.2 Classificare ciascuna delle sostanze come elemento atomico, elemento molecolare, composto molecolare o composto ionico.

- (a) fluoro (b) N_2O (c) argento (d) K_2O (e) Fe_2O_3

3.5

Cc
Collegamento
Concettuale**COMPOSTI IONICI E MOLECOLARI** Quale tra queste affermazioni riassume meglio le differenze tra composti ionici e molecolari?

- (a) I composti molecolari contengono legami covalenti altamente direzionali, che portano alla formazione di molecole. I composti ionici contengono legami ionici non direzionali, che portano (in fase solida) alla formazione di reticolli ionici.
- (b) I composti molecolari e i composti ionici contengono molecole come unità più piccola, ma nei composti ionici le molecole sono più piccole.
- (c) Un composto molecolare è costituito da molecole legate covalentemente. Un composto ionico è costituito da molecole legate da legami ionici (allo stato solido).

3.5

Composti ionici: formule e nomenclatura

I composti ionici si trovano nella crosta terrestre come minerali. Esempi includono il calcare (CaCO_3), un tipo di roccia sedimentaria, la gibbsite [$\text{Al}(\text{OH})_3$], un minerale, e il carbonato di sodio (Na_2CO_3), che viene estratto da giacimenti naturali. Possiamo anche trovare i composti ionici nei cibi che mangiamo: sale da tavola (NaCl), carbonato di calcio (CaCO_3), una fonte di calcio necessaria per la salute delle ossa, e il cloruro di potassio (KCl), una fonte di potassio necessaria per il bilancio dei fluidi e la funzione dei muscoli. I composti ionici sono generalmente molto stabili perché le attrazioni tra cationi e anioni nei composti ionici sono forti e perché ogni ione interagisce con diversi ioni di carica opposta nel reticolo cristallino.



▲ I composti ionici sono comuni nei cibi e in prodotti come il sale iposodico (una miscela di NaCl e KCl) e gli antiacido (CaCO_3).

Si veda la Figura 2.13 per ripassare gli elementi che formano ioni con carica prevedibile.



▲ La calcite (a sinistra) è il componente principale del calcare, del marmo e di altre forme di carbonato di calcio (CaCO_3) che si trovano comunemente nella crosta terrestre. Il trona (a destra) è una forma cristallina del carbonato di sodio diidrato ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$).

Scrivere le formule dei composti ionici

Poiché i composti ionici sono elettricamente neutri e poiché molti elementi formano solo un tipo di ione con una carica prevedibile, le formule per molti composti ionici possono essere dedotte dai loro elementi costituenti. Ad esempio, la formula per un composto ionico costituito da sodio e cloro deve essere NaCl , perché, nei composti, Na forma sempre cationi con carica $1+$ e Cl forma sempre anioni con carica $1-$. Affinché il composto sia elettricamente neutro, deve contenere un catione Na^+ per ogni anione Cl^- . La formula per il composto ionico costituito da calcio e cloro è CaCl_2 perché Ca forma sempre cationi $2+$ e Cl forma sempre anioni $1-$. Affinché il composto sia elettricamente neutro, deve contenere un catione Ca^{2+} per due anioni Cl^- .

Riassumendo le formule dei composti ionici:

- I composti ionici contengono sempre ioni positivi e negativi.
- In una formula chimica, la somma delle cariche degli ioni positivi (cationi) deve essere uguale alla somma delle cariche degli ioni negativi (anioni).
- La formula di un composto ionico indica il più piccolo rapporto tra gli ioni espresso da un numero intero.

Per scrivere la formula di un composto ionico, seguire la procedura sulla colonna sinistra. Due esempi su come applicare la procedura sono forniti nelle colonne al centro e a destra.

COME: Scrivere le formule dei composti ionici	Scrivere le formule dei composti ionici	Scrivere le formule dei composti ionici
<p>ESEMPIO 3.3 Scrivere una formula per un composto ionico che si forma tra alluminio e ossigeno.</p> <p>1. Scrivere il simbolo del catione metallico e la sua carica, seguita dal simbolo dell'anione non metallico e la sua carica. Le cariche possono essere ottenute dal numero del gruppo nella tavola periodica a cui appartengono gli elementi (Figura 2.13).</p>	$\text{Al}^{3+} \quad \text{O}^{2-}$	<p>ESEMPIO 3.4 Scrivere una formula per un composto ionico che si forma tra calcio e ossigeno.</p> $\text{Ca}^{2+} \quad \text{O}^{2-}$
<p>2. Attribuire il pedice a ciascun catione e anione per bilanciare la carica totale.</p>	$\begin{array}{c} \text{Al}^{3+} \quad \text{O}^{2-} \\ \downarrow \\ \text{Al}_2\text{O}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Ca}^{2+} \quad \text{O}^{2-} \\ \downarrow \\ \text{CaO} \end{array}$
<p>3. Controllare che la somma delle cariche dei cationi sia uguale alla somma delle cariche degli anioni.</p>	<p>Cationi: $2(3+) = 6+$ Anioni: $3(2-) = 6-$ Le cariche si bilanciano.</p>	<p>Cationi: $2+$ Anioni: $2-$ Le cariche si bilanciano.</p>
<p>ESERCIZIO DI PROVA 3.3 Scrivere la formula per il composto formato da potassio e zolfo.</p>		<p>ESERCIZIO DI PROVA 3.4 Scrivere la formula per il composto formato da alluminio e azoto.</p>

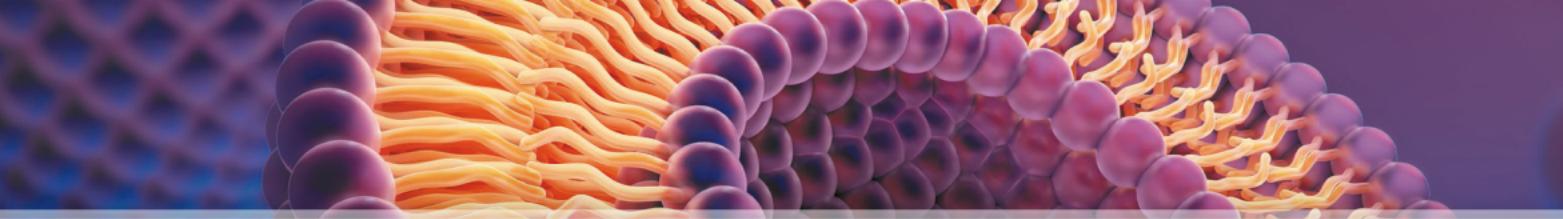
Nomenclatura dei composti ionici

Alcuni composti ionici, come NaCl (sale da tavola) e NaHCO₃ (bicarbonato), hanno **nomi comuni**, che sono dettati dalla familiarità. Tuttavia i chimici hanno sviluppato **nomi sistematici** per diversi tipi di composti, inclusi quelli ionici. Anche se non si conosce un composto, è possibile determinarne il nome sistematico dalla sua formula chimica. Allo stesso modo, si può dedurre la formula di un composto dal suo nome sistematico.

Il primo passo nel nominare un composto ionico è di identificarlo come tale. Si ricordi che *i composti ionici sono di solito costituiti da metalli e non metalli*; ogni volta che si trova un metallo e uno o più non metalli insieme in una formula chimica, si può assumere che si tratti di un composto ionico. I composti ionici possono essere classificati in due tipi, a seconda del metallo nel composto. Il primo tipo contiene un metallo la cui carica non varia da un composto all'altro: quando un metallo di questo tipo forma uno ione, lo ione ha sempre la stessa carica.

Poiché la carica del metallo in questo primo tipo di composto ionico è sempre la stessa, non deve essere specificata nel nome del composto. Il sodio, ad esempio, ha carica 1+ in tutti i suoi composti. Alcuni esempi di questi tipi di metallo sono elencati nella Figura 3.7►; le cariche dei loro ioni possono essere dedotte dal numero del gruppo della tavola periodica a cui appartengono.





Nivaldo J. Tro

Chimica

Un approccio molecolare

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**.