

Comprende



versione Ebook
e Software di simulazione

Fondamenti di Chimica

V Edizione

Brown
LeMay
Bursten
Murphy
Woodward
Stoltzfus





EdiSES
edizioni

Accedi all'ebook e ai contenuti digitali

Espandi le tue risorse

un libro che **non pesa**
e si **adatta** alle dimensioni
del **tuo lettore!**



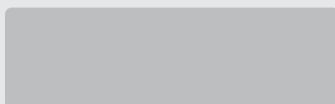
COLLEGATI AL SITO
EDISES.IT

ACCEDI AL
MATERIALE DIDATTICO

SEGUI LE
ISTRUZIONI

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

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



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

Per attivare i **servizi riservati**, collegati al sito **edises.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 **edises.it**
- attendi l'email di conferma per perfezionare la registrazione
- torna sul sito **edises.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.

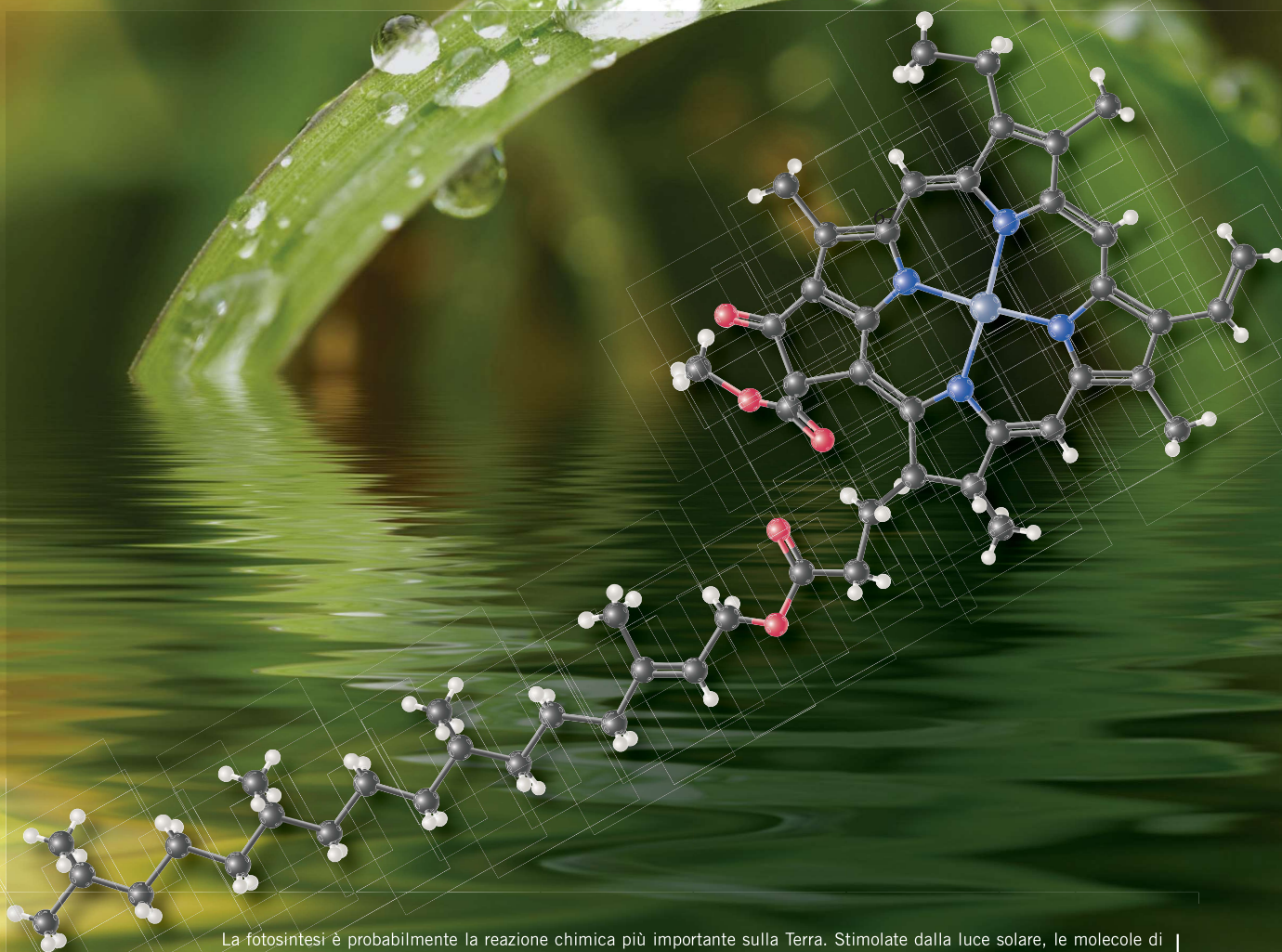
- **Software di simulazione**: un vastissimo database di quesiti a risposta multipla per effettuare esercitazioni sull'**intero programma** o su **argomenti specifici**.

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

FONDAMENTI DI CHIMICA

QUINTA EDIZIONE





La fotosintesi è probabilmente la reazione chimica più importante sulla Terra. Stimolate dalla luce solare, le molecole di clorofilla nelle cellule vegetali convertono CO_2 e acqua in ossigeno e glucosio. Senza la fotosintesi gli organismi viventi non sarebbero in grado di convertire l'energia solare nell'energia chimica che sostiene la vita, inoltre l'atmosfera terrestre conterrebbe pochissimo ossigeno.

FONDAMENTI DI CHIMICA

QUINTA EDIZIONE

Theodore L. Brown

Università dell'Illinois, Urbana-Champaign

H. Eugene LeMay, Jr.

Università del Nevada, Reno

Bruce E. Bursten

Worcester Polytechnic Institute

Catherine J. Murphy

Università dell'Illinois, Urbana-Champaign

Patrick M. Woodward

The Ohio State University

Matthew W. Stoltzfus

The Ohio State University



Titolo originale:

T.L. Brown – H.E. LeMay, Jr. – B.E. Bursten – C.J. Murphy – P.M. Woodward – M.W. Stoltzfus
CHEMISTRY, THE CENTRAL SCIENCE
Copyright © 2023, 15ª ed., Pearson Education, Inc.

FONDAMENTI DI CHIMICA, Quinta edizione
Copyright © 2024, Edises Edizioni s.r.l. – Napoli

9 8 7 6 5 4 3 2 1 0
2028 2027 2026 2025 2024

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

A norma di legge, le pagine di questo volume non possono essere fotocopiate o ciclostilate o comunque riprodotte con alcun mezzo meccanico. La Casa Editrice sarebbe particolarmente spiacente di dover promuovere, a sua tutela, azioni legali verso coloro che arbitrariamente non si adeguano a tale norma.

L'Editore

Impaginazione:

domabook di Massimo Di Grazia – Napoli

Stampato presso:

PrintSprint S.r.l. – Napoli

per conto della

Edises Edizioni S.r.l. – Piazza Dante, 89 – Napoli

<http://www.edises.it>
assistenza@edises.it

ISBN 978 88 3623 172 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

EDIZIONE ITALIANA a cura di

Carmine CAPACCHIONE

Università degli Studi di Salerno

Isabella CHIAROTTO

Università degli Studi di Roma “La Sapienza”

Alessandra D’EPIFANIO

Università degli Studi di Roma “Tor Vergata”

Serena ESPOSITO

Politecnico di Torino

Marta FEROCI

Università degli Studi di Roma “La Sapienza”

Claudio FERONE

Università degli Studi di Napoli “Parthenope”

Sonia FIORILLI

Politecnico di Torino

Maurizio FIORINI

Università degli Studi di Bologna

Claudio GERBALDI

Politecnico di Torino

Elisabetta GIORGINI

Università Politecnica delle Marche

Heiko LANGE

Università degli Studi di Milano “Bicocca”

Barbara MECHERI

Università degli Studi di Roma “Tor Vergata”

Sara NARDIS

Università degli Studi di Roma “Tor Vergata”

Alessandro PIOVANO

Politecnico di Torino

Fabio Attilio Cirillo RAGAINI

Università degli Studi di Milano

Giuseppina ROVIELLO

Università degli Studi di Napoli “Parthenope”

Valentina SIRACUSA

Università degli Studi di Catania

Sergio STOCCORO

Università degli Studi di Sassari

Hanno collaborato alla precedente edizione:

Maria Luisa Di Vona

Roberta Galeazzi

Giuliana Gorrasi

Andrea Mele

Roberto Paolesse

SOMMARIO

PREFAZIONE xix

- 1 Introduzione: la materia, l'energia e la misura 1
- 2 Atomi, molecole e ioni 33
- 3 Reazioni chimiche e stechiometria delle reazioni 67
- 4 Reazioni in soluzione acquosa 91
- 5 Termochimica 121
- 6 Struttura elettronica degli atomi 159
- 7 Proprietà periodiche degli elementi 195
- 8 Concetti base del legame chimico 229
- 9 Geometria molecolare e teorie del legame 259
- 10 I gas 303
- 11 I liquidi e le forze intermolecolari 331
- 12 I solidi e i materiali moderni 363
- 13 Proprietà delle soluzioni 403
- 14 Cinetica chimica 435
- 15 Equilibrio chimico 475
- 16 Equilibri acido-base 503
- 17 Ulteriori aspetti degli equilibri in soluzione acquosa 539
- 18 Termodinamica chimica 571
- 19 Elettrochimica 599
- 20 Chimica nucleare 635
- 21 **La chimica ambientale**
- 22 **La chimica dei non metalli**
- 23 **I metalli di transizione e la chimica di coordinazione**

APPENDICI

- A Operazioni matematiche 669
- B Proprietà dell'acqua 676
- C Quantità termodinamiche per sostanze selezionate a 298,15 K (25 °C) 677
- D Costanti di equilibrio in soluzione acquosa 680
- E Potenziali di riduzione standard a 25 °C 682

RISPOSTE A ESERCIZI SELEZIONATI

RISPOSTE A PENSACI SU

RISPOSTE A PREPARAZIONE ALL'ESAME

GLOSSARIO

INDICE ANALITICO I-1

INDICE GENERALE

PREFAZIONE xix

1 Introduzione: la materia, l'energia e la misura 1

1.1 Lo studio della chimica 1

Una visione atomica e molecolare della chimica 2
Perché studiare la chimica? 3

1.2 Classificazione della materia 4

Gli stati della materia 4 Le sostanze pure 5
I composti 6 Le miscele 8

1.3 Proprietà della materia 9

Tipi di proprietà delle sostanze 9 Cambiamenti
fisici e chimici 9 Separazione di miscele 10

1.4 La natura dell'energia 11

Lavoro e calore 12 Energia cinetica ed energia
potenziale 12

1.5 Unità di misura 14

Il sistema metrico e le unità SI 14 Lunghezza
e massa 16 Temperatura 16 Unità derivate
dal SI 17 Unità dell'energia 18

1.6 L'errore nella misura e le cifre significative 19

Numeri esatti e inesatti 19 Precisione
e accuratezza 19 Cifre significative 20 Cifre
significative nei calcoli 21

1.7 Analisi dimensionale 24

Fattori di conversione 24 Utilizzare due o più
fattori di conversione 24 Calcoli in cui il fattore
di conversione è elevato a potenza 25

Sommario e parole chiave 26 Equazioni

chiave 27 Preparazione all'esame 27

Esercizi 28 Esercizi aggiuntivi 30

Chimica e sostenibilità Introduzione 14

Approfondimento Il metodo scientifico 19

Strategie per il successo Stima delle risposte 23

Strategie per il successo L'importanza della
pratica e come usare efficacemente questo libro 26

2 Atomi, molecole e ioni 33

2.1 La teoria atomica della materia 34

2.2 La scoperta della struttura atomica 35

Raggi catodici ed elettroni 35 La radioattività 37
Il modello nucleare dell'atomo 38

2.3 La visione moderna della struttura atomica 39

Numero atomico, numero di massa e isotopi 41

2.4 I pesi atomici 42

La scala delle masse atomiche 42
I pesi atomici 42

2.5 La tavola periodica 43

2.6 Molecole e composti molecolari 46

Molecole e formule chimiche 46
Formule molecolari e formule empiriche 47
Rappresentazione delle molecole 47

2.7 Ioni e composti ionici 48

Prevedere le cariche ioniche 49 Composti
ionici 50

2.8 Nomenclatura dei composti inorganici 51

Nomi e formule dei composti ionici 52 Nome
e formula degli acidi inorganici 55 Nomi e formule
dei composti molecolari binari 56

2.9 Alcuni semplici composti organici 57

Isomeri 58 Nomenclatura degli alcani 58 Alcoli
e acidi carbossilici 61

Sommario e parole chiave 62 Equazioni

chiave 63 Preparazione all'esame 63

Esercizi 63 Esercizi aggiuntivi 66

Approfondimento Le forze fondamentali 41

Approfondimento Lo spettrometro di massa 43

Chimica e vita Gli elementi essenziali
per gli organismi viventi 51

Strategie per il successo Come superare
un test 62





3 Reazioni chimiche e stechiometria delle reazioni 67

3.1 Equazioni chimiche 68

Il bilanciamento delle equazioni 68 Un esempio passo-passo di bilanciamento di un'equazione chimica 69 Indicare lo stato fisico dei reagenti e dei prodotti 70

3.2 Alcuni semplici tipi di reattività chimica 70

Reazione di combinazione e decomposizione 71 Le reazioni di combustione 72

3.3 Pesì formula 73

Pesì formula e molecolari 73 Composizione percentuale dalle formule 74

3.4 Numero di Avogadro e la mole 75

La massa molare 75 Interconversione tra masse, moli e numero di particelle 77

3.5 Formule empiriche ricavate da analisi sperimentali 78

Formula molecolare dalla formula empirica 78 Analisi per combustione 79

3.6 Informazioni quantitative ricavate dalle equazioni bilanciate 80

3.7 Reagenti limitanti 82

Rese teoriche e percentuali 83

Sommario e parole chiave 84 **Equazioni chiave 85** **Preparazione all'esame 85** **Esercizi 86** **Esercizi aggiuntivi 89** **Progettare un esperimento 90**

Chimica e sostenibilità Il cemento e le emissioni di CO_2 72

Strategie per il successo Risolvere i problemi 75

Strategie per il successo Progettare un esperimento 84



4 Reazioni in soluzione acquosa 91

4.1 Proprietà generali delle soluzioni acquose 92

Elettroliti e non elettroliti 92 Dissoluzione dei composti in acqua 93 Elettroliti forti e deboli 94

4.2 Reazioni di precipitazione 95

Linee guida sulla solubilità dei composti ionici 96 Reazioni di doppio scambio (metatesi) 97 Equazioni ioniche e ioni spettatori 97

4.3 Acidi, basi e reazioni di neutralizzazione 99

Acidi 99 Basi 99 Acidi e basi forti e deboli 100 Identificazione degli elettroliti forti e deboli 101 Reazioni di neutralizzazione e sali 101 Reazioni acido-base con formazione di gas 103

4.4 Reazioni di ossido-riduzione 104

Ossidazione e riduzione 104 Numeri di ossidazione 105 Ossidazione dei metalli da parte di acidi e sali 106 Serie di attività 107

4.5 Concentrazione delle soluzioni 110

Molarità 110 Espressione della concentrazione di un elettrolita 111 Interconversione tra molarità, moli e volume 111 Diluizione 112

4.6 Stechiometria delle soluzioni e analisi chimica 113

Titolazioni 114

Sommario e parole chiave 116 **Equazioni chiave 116** **Preparazione all'esame 117** **Esercizi 117** **Esercizi aggiuntivi 120** **Progettare un esperimento 120**

Chimica e vita Gli antiacidi 103

Chimica e sostenibilità La pioggia acida 104

Strategie per il successo Analisi delle reazioni chimiche 109



5 Termochimica 121

5.1 Natura dell'energia chimica 122

5.2 Prima legge della termodinamica 124

Sistema e ambiente 124 Energia interna 125 Correlazione tra ΔE , calore e lavoro 126 Processi endotermici ed esotermici 128 Funzioni di stato 129

5.3 Entalpia 130

Lavoro pressione-volume 130 Variazione di entalpia e calore 132

5.4 Entalpie di reazione 133

5.5 Calorimetria 135

Capacità termica e calore specifico 135 Calorimetri a pressione costante 136 Il calorimetro a bomba (calorimetria a volume costante) 137

5.6 Legge di Hess 138

5.7 Entalpie di formazione 139

Uso delle entalpie di formazione per il calcolo delle entalpie di reazione 141

5.8 Entalpie di legame 143

Entalpie di legame e entalpie di reazioni 144

5.9 Cibi e combustibili 146

Cibi 146 Combustibili 148 Altre fonti di energia 149

Sommario e parole chiave 150 Equazioni**chiave 151 Preparazione all'esame 152****Esercizi 153 Esercizi aggiuntivi 157****Progettare un esperimento 158****Approfondimento** Energia, entalpia e lavoro *P-V* 132**Approfondimento** L'entalpia come riferimento 134**Chimica e vita** Regolazione della temperatura corporea 137**Chimica e sostenibilità** Le sfide scientifiche e politiche dei biocombustibili 150
6 Struttura elettronica degli atomi 159**6.1 Natura ondulatoria della luce 160****6.2 Energia quantizzata e fotoni 162**

Oggetti caldi e quantizzazione dell'energia 162 L'effetto fotoelettrico e i fotoni 163

6.3 Spettri a righe e modello di Bohr 164

Spettri a righe 164 Il modello di Bohr 166 Gli stati energetici dell'atomo di idrogeno 166 Limitazioni al modello di Bohr 169

6.4 Comportamento ondulatorio della materia 169

Principio di indeterminazione 170

6.5 Meccanica quantistica e orbitali atomici 171

Orbitali e numeri quantici 173

6.6 Rappresentazioni degli orbitali 175Gli orbitali *s* 175 Gli orbitali *p* 178 Gli orbitali *d* ed *f* 179**6.7 Atomi multi elettronici 179**

Gli orbitali e le loro energie 180 Lo spin elettronico e il principio di esclusione di Pauli 180

6.8 Configurazioni elettroniche 181

La regola di Hund 182 Le configurazioni elettroniche condensate 183 I metalli di transizione 184 I lantanidi e gli attinidi 185

6.9 Configurazioni elettroniche e tavola periodica 185

Configurazioni elettroniche anomale 188

Sommario e parole chiave 188 Equazioni**chiave 190 Preparazione all'esame 190****Esercizi 192 Esercizi aggiuntivi 194****Progettare un esperimento 194****Approfondimento** Misura e principio di indeterminazione 171**Approfondimento** Computer quantistici e il gatto di Schrödinger 173**Chimica e vita** Spin nucleare e imaging di risonanza magnetica 181**7 Proprietà periodiche degli elementi 195****7.1 Storia della tavola periodica 196****7.2 Carica nucleare effettiva 197****7.3 Dimensioni di atomi e ioni 200**

Periodicità dei raggi atomici 202 Periodicità nei raggi ionici 202 Le configurazioni elettroniche degli ioni 202

7.4 Energia di ionizzazione e affinità elettronica 204

Variazioni nelle energie di ionizzazione successive 205 Andamenti periodici dell'energia di prima ionizzazione 206 Affinità elettronica 207 Andamenti periodici dell'affinità elettronica 208

7.5 Metalli, non metalli e semimetalli 209

Metalli 210 Non metalli 211 Semimetalli 213

7.6 Andamenti caratteristici dei metalli dei gruppi 1A e 2A 213

Gruppo 1A: i metalli alcalini 213 Gruppo 2A: i metalli alcalino-terrosi 216

7.7 Andamenti nei gruppi di alcuni non metalli 217

Idrogeno 217 Gruppo 6A: il gruppo dell'ossigeno (calcogeni) 218 Gruppo 7A: gli alogeni 219 Gruppo 8A: i gas nobili 221

Sommario e parole chiave 222 Equazioni**chiave 223 Preparazione all'esame 223****Esercizi 224 Esercizi aggiuntivi 226****Progettare un esperimento 228****Approfondimento** Stimare la carica nucleare effettiva 200**Chimica e sostenibilità** Dimensioni ioniche e batterie agli ioni di litio 204**Chimica e vita** Lo sviluppo improbabile dei farmaci al litio 216



8 Concetti base del legame chimico 229

8.1 Simboli di Lewis e la regola dell'ottetto 230

La regola dell'ottetto 230

8.2 Legame ionico 231

Energetica della formazione del legame ionico 232
Configurazione elettronica degli ioni degli elementi dei blocchi *s* e *p* 233 Ioni dei metalli di transizione 234

8.3 Legame covalente 235

Strutture di Lewis 236 Legami multipli 236

8.4 Polarità di legame ed elettronegatività 237

Elettronegatività 237 Elettronegatività e polarità di legame 238 Momenti dipolari 239 Differenze fra il legame ionico e quello covalente 241

8.5 Rappresentare le strutture di Lewis 242

Carica formale e strutture di Lewis alternative 243

8.6 Strutture di risonanza 245

La risonanza nel benzene 246

8.7 Eccezioni alla regola dell'ottetto 247

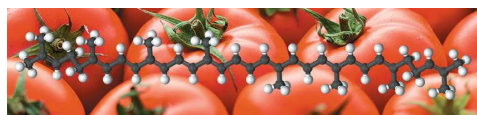
Numero dispari di elettroni 247 Meno di un ottetto di elettroni di valenza 248 Più di un ottetto di elettroni di valenza 249

8.8 Forza e lunghezza dei legami covalenti 250

[Sommario e parole chiave](#) 252 [Equazioni chiave](#) 253 [Preparazione all'esame](#) 253 [Esercizi](#) 254 [Esercizi aggiuntivi](#) 256 [Progettare un esperimento](#) 258

[Approfondimento](#) Calcolo delle energie reticolari: il ciclo di Born-Haber 235

[Approfondimento](#) Numeri di ossidazione, cariche formali e cariche reali 245



9 Geometria molecolare e teorie del legame 259

9.1 Geometrie molecolari 260

9.2 Modello VSEPR 262

Applicare il modello VSEPR per determinare la forma delle molecole 263 L'effetto degli elettroni

di non legame e dei legami multipli sugli angoli di legame 266 Molecole ipervalenti 267 Forme di molecole più grandi 269

9.3 Geometria e polarità delle molecole 270

9.4 Legame covalente e sovrapposizione degli orbitali 272

9.5 Orbitali ibridi 274

Orbitali ibridi *sp* 274 Orbitali ibridi *sp²* e *sp³* 276 Molecole ipervalenti 278 Sommario degli orbitali ibridi 278

9.6 Legami multipli 280

Strutture di risonanza, delocalizzazione e legame π 283 Conclusioni generali sui legami σ e π 284

9.7 Orbitali molecolari 285

Gli orbitali molecolari della molecola dell'idrogeno 285 Ordine di legame 287

9.8 Orbitali molecolari, descrizione di molecole diatomiche del secondo periodo 288

Orbitali molecolari di Li_2 e Be_2 288 Orbitali molecolari dagli orbitali atomici *2p* 289 Configurazioni elettroniche da B_2 a Ne_2 290 Configurazioni elettroniche e proprietà molecolari 292 Molecole diatomiche eteronucleari 294

[Sommario e parole chiave](#) 296 [Equazioni chiave](#) 297 [Preparazione all'esame](#) 297 [Esercizi](#) 298 [Esercizi aggiuntivi](#) 301 [Progettare un esperimento](#) 302

[Chimica e vita](#) La chimica della vista 284

[Approfondimento](#) Le fasi negli orbitali atomici e molecolari 288

[Chimica e sostenibilità](#) Orbitali ed energia solare 295



10 I gas 303

10.1 Proprietà fisiche dei gas 304

Pressione 304 Pressione atmosferica e barometro 305

10.2 Leggi dei gas 307

La relazione pressione-volume: legge di Boyle 307 La relazione temperatura-volume: legge di Charles 308 La relazione quantità-volume: legge di Avogadro 308

10.3 Equazione di stato dei gas ideali 309

Relazioni tra l'equazione di stato dei gas ideali e le leggi dei gas 311 Le densità dei gas e la massa molare 312 Volumi dei gas nelle reazioni chimiche 313

10.4 **Miscele di gas e pressioni parziali** 313

Pressioni parziali e frazioni molari 314

10.5 **Teoria cinetico-molecolare dei gas** 314

Distribuzione della velocità molecolare 315
Applicazione della teoria cinetico-molecolare alle leggi dei gas 316

10.6 **Velocità molecolari, effusione e diffusione** 317

La legge di effusione di Graham 318 Diffusione e cammino libero medio 319

10.7 **I gas reali: deviazioni dall'idealità** 320

L'equazione di van der Waals 322

Sommario e parole chiave 323 **Equazioni chiave** 324 **Preparazione all'esame** 325 **Esercizi** 326 **Esercizi aggiuntivi** 329 **Progettare un esperimento** 330

Strategie per il successo Calcoli che coinvolgono molte variabili 311

Approfondimento L'equazione di stato dei gas ideali 316

Chimica e sostenibilità Idrogeno ed elio 418



11 I liquidi e le forze intermolecolari 331

11.1 **Confronto molecolare tra gas, liquidi e solidi** 332

11.2 **Forze intermolecolari** 334

Forze di dispersione 335 Forze dipolo-dipolo 336 Legame idrogeno 337 Forze ione-dipolo 340 Confrontare le forze intermolecolari 340

11.3 **Alcune proprietà dei liquidi** 342

Viscosità 342 Tensione superficiale 342 Capillarità 343

11.4 **Passaggi di stato** 344

Le variazioni d'energia che accompagnano i passaggi di stato 344 Le curve di riscaldamento 346 Temperatura e pressione critiche 347

11.5 **Pressione di vapore** 348

Volatilità, pressione di vapore e temperatura 349 Pressione di vapore e punto di ebollizione 350

11.6 **Diagrammi di stato** 350

I diagrammi di stato di H₂O e CO₂ 351

11.7 **Cristalli liquidi** 353

Tipi di cristalli liquidi 354

Sommario e parole chiave 356

Preparazione all'esame 357 **Esercizi** 359

Esercizi aggiuntivi 361

Progettare un esperimento 362

Chimica e sostenibilità I liquidi ionici 344

Approfondimento L'equazione di Clausius-Clapeyron 350



12 I solidi e i materiali moderni 363

12.1 **Classificazione e strutture dei solidi** 364

Solidi amorfi e cristallini 365 Celle elementari e reticoli cristallini 365 Il riempimento di una cella elementare 367

12.2 **Solidi metallici** 368

Le strutture dei solidi metallici 368 Impaccamento compatto 370 Le leghe 372

12.3 **Legame metallico** 374

Il modello a mare di elettroni 375 Il modello degli orbitali molecolari e la struttura a bande elettroniche 375

12.4 **Solidi ionici** 378

Le strutture dei solidi ionici 379

12.5 **Solidi molecolari e con reticoli covalenti** 381

I semiconduttori 383 Il drogaggio dei semiconduttori 385

12.6 **Polimeri** 386

Sintesi dei polimeri 387 Struttura e proprietà fisiche dei polimeri 390

12.7 **Nanomateriali** 392

Semiconduttori su nanoscala 392 Metalli su nanoscala 393 Carbonio su nanoscala 394

Sommario e parole chiave 396 **Equazioni chiave** 397 **Preparazione all'esame** 397 **Esercizi** 399 **Esercizi aggiuntivi** 402 **Progettare un esperimento** 402

Approfondimento La diffrazione dei raggi X nei cristalli 367

Chimica e sostenibilità Illuminazione allo stato solido 386

Chimica e sostenibilità Materiali moderni nell'automobile 390

Chimica e sostenibilità Materiali mesoporosi e microporosi 394



13 Proprietà delle soluzioni 403

13.1 Processo di dissoluzione 404

La tendenza naturale al mescolamento 404
L'effetto delle forze intermolecolari 405 Energetica della formazione di una soluzione 406 Formazione della soluzione e reazioni chimiche 407

13.2 Soluzioni sature e solubilità 408

13.3 Fattori che influenzano la solubilità 409

Interazioni soluto-solvente 409 Effetti della pressione 411 Effetti della temperatura 413

13.4 Modi di esprimere la concentrazione 414

Percentuale in massa, ppm e ppb 414 Frazione molare, molarità e molalità 415 Conversione delle unità di misura delle concentrazioni 416

13.5 Proprietà colligative 417

Abbassamento della pressione di vapore 417 Innalzamento ebullioscopico 419 Abbassamento crioscopico 420 Osmosi 421 Determinazione della massa molare 423

13.6 Colloidi 424

Colloidi idrofilici e idrofobici 425 Rimozione di particelle colloidali 427

Sommario e parole chiave 427 **Equazioni chiave 428** **Preparazione all'esame 429** **Esercizi 431** **Esercizi aggiuntivi 433** **Progettare un esperimento 434**

Chimica e vita Vitamine solubili in acqua e nei grassi 411

Approfondimento Soluzioni ideali con due o più componenti volatili 416

Approfondimento Il fattore di van't Hoff 551

Chimica e sostenibilità Desalinizzazione e osmosi inversa 424

Chimica e vita Anemia falciforme 427



14 Cinetica chimica 435

14.1 Velocità di reazione 436

Variazione della velocità nel tempo 438 Velocità istantanea 438 Velocità e stechiometria di reazione 439

14.2 Leggi di velocità e costanti di velocità: il metodo delle velocità iniziali 440

Ordini di reazione: gli esponenti della legge di velocità 442 Unità di misura delle costanti di velocità 443 Determinare le leggi di velocità dalla misura delle velocità iniziali 443

14.3 Leggi di velocità integrate 444

Reazioni del primo ordine 444 Reazioni del secondo ordine 445 Reazioni di ordine zero 446 Tempo di dimezzamento 447

14.4 Temperatura e velocità: energia di attivazione ed equazione di Arrhenius 448

La teoria degli urti 449 Il fattore orientamento 449 Energia di attivazione 450 L'equazione di Arrhenius 452 Determinazione dell'energia di attivazione 453

14.5 Meccanismi di reazione 454

Reazioni elementari 454 Meccanismi a più stadi 454 Leggi di velocità per le reazioni elementari 456 Lo stadio che determina la velocità di reazione per un meccanismo a più stadi 457 Meccanismi con uno stadio iniziale lento 458 Meccanismi con uno stadio iniziale veloce 458

14.6 Catalisi 460

Catalisi omogenea 460 Catalisi eterogenea 462 Enzimi 463

Sommario e parole chiave 466 **Equazioni chiave 467** **Preparazione all'esame 468** **Esercizi 469** **Esercizi aggiuntivi 473** **Progettare un esperimento 474**

Approfondimento Impiego dei metodi spettroscopici per misurare le velocità di reazione 441

Chimica e sostenibilità Il bromuro di metile nell'atmosfera 448

Approfondimento Reazioni controllate e dalla diffusione e dall'attivazione 460

Chimica e sostenibilità Marmitte catalitiche 463

Chimica e vita La fissazione dell'azoto e la nitrogenasi 465



15 Equilibrio chimico 475

15.1 Concetto di equilibrio 476

15.2 Costante di equilibrio 478

Valutazione della K_c 479 Costanti di equilibrio espresse in termini di pressione, K_p 480 Costanti di equilibrio e unità di misura 481

15.3 Interpretazione e utilizzo delle costanti di equilibrio 481

I valori delle costanti di equilibrio 482
La direzione dell'equazione chimica e il valore di K 482 Relazione tra la stechiometria di un'equazione chimica e le costanti di equilibrio 483

15.4 Equilibri eterogenei 484

15.5 Calcolo delle costanti di equilibrio 486

15.6 Applicazioni delle costanti di equilibrio 487

Previsione della direzione di una reazione 487
Calcolo delle concentrazioni all'equilibrio 488

15.7 Principio di Le Châtelier 489

Variazione delle concentrazioni del prodotto o del reagente 490 Effetti dei cambiamenti della pressione e del volume 491 Effetto della variazione della temperatura 493 Effetto dei catalizzatori 495

Sommario e parole chiave 496 **Equazioni chiave** 497 **Preparazione all'esame** 497 **Esercizi** 498 **Esercizi aggiuntivi** 501 **Progettare un esperimento** 502

Chimica e sostenibilità Il processo Haber: nutrire il mondo 479

Approfondimento Variazioni di temperatura e principio di Le Châtelier 494

Chimica e sostenibilità Controllo delle emissioni di ossido di azoto 495



16 Equilibri acido-base 503

16.1 Classificazione di acidi e basi 504

Acidi e basi secondo Arrhenius 504 Acidi e basi secondo Brønsted-Lowry 505 Acidi e basi di Lewis, 506

16.2 Coppie acido-base coniugate 508

Forza relativa degli acidi e delle basi 509

16.3 Autoionizzazione dell'acqua 510

Il prodotto ionico dell'acqua 511

16.4 La scala del pH 512

pOH e altre scale "p" 513 Misura del pH 514

16.5 Acidi e basi forti 515

Acidi forti 515 Basi forti 516

16.6 Acidi deboli 516

Calcolo di K_a dal pH 518 Uso di K_a per il calcolo del pH 518 Percentuale di ionizzazione 520 Acidi poliprotici 521

16.7 Basi deboli 522

Calcoli su soluzioni di basi deboli 523

16.8 Relazione tra K_a e K_b 524

16.9 Proprietà acido-base delle soluzioni saline 526

Reattività degli anioni con acqua 526 Reattività dei cationi con acqua 526 Effetto combinato del catione e dell'anione in soluzione 528

16.10 Comportamento acido-base e struttura chimica 529

Fattori che influenzano la forza di un acido 529 Acidi binari 529 Ossiacidi 530 Acidi carbossilici 531

Sommario e parole chiave 533 **Equazioni chiave** 534 **Preparazione all'esame** 534 **Esercizi** 535 **Esercizi aggiuntivi** 537 **Progettare un esperimento** 538

Approfondimento Acidi poliprotici e pH 522

Chimica e vita Ammine e cloridati delle ammine 525

Chimica e vita Il comportamento anfiprotico degli amminoacidi 532



17 Equilibri in soluzione acquosa: tamponi, titolazioni e solubilità 539

17.1 L'effetto dello ione comune 540

17.2 Soluzioni tampone 541

Composizione e meccanismo di azione delle soluzioni tampone 541 Calcolo del pH di un tampone 543 Potere tampone e intervallo di pH 544 Aggiunta di acidi o basi forti a un tampone 544

17.3 Titolazioni acido-base 544

Titolazioni acido forte-base forte 544 Titolazioni acido debole-base forte 547 Titolazione mediante un indicatore acido-base 550 Titolazioni di acidi poliprotici 551 Titolazioni in laboratorio 553

17.4 Equilibri di solubilità 554

La costante del prodotto di solubilità, K_{ps} 554 Solubilità e K_{ps} 555

17.5 Fattori che influenzano la solubilità 556

Effetto dello ione comune 556 Solubilità e pH 556 Formazione di ioni complessi 558 Anfoterismo 559

17.6 Precipitazione e separazione di ioni 560

Precipitazione selettiva di ioni 561

17.7 Analisi qualitativa degli elementi metallici 562

Sommario e parole chiave 564 **Equazioni chiave** 565 **Preparazione all'esame** 565

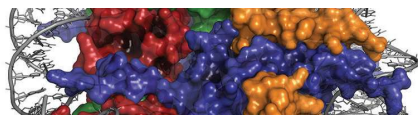
Esercizi 566 Esercizi aggiuntivi 569
Progettare un esperimento 569

Chimica e vita Il sangue come soluzione tamponata 544

Approfondimento Limitazioni del prodotto di solubilità 556

Chimica e vita Carie e fluorizzazione dei denti 558

Approfondimento Contaminazioni da piombo nell'acqua potabile 560



18 Termodinamica chimica 571

18.1 Processi spontanei 572

In cerca di un criterio di spontaneità 573 Processi reversibili e irreversibili 574

18.2 Entropia e il secondo principio della termodinamica 576

Relazione tra entropia e calore 576
 ΔS per transizioni di fase 577 Il secondo principio della termodinamica 577

18.3 Interpretazione molecolare dell'entropia 578

Espansione di un gas a livello molecolare 578
 L'equazione di Boltzmann e i microstati 579
 I moti molecolari e l'energia 581 Prevedere qualitativamente il ΔS 582 Il terzo principio della termodinamica 584

18.4 Variazione di entropia nelle reazioni chimiche 584

Variazioni di entropia in funzione della temperatura 584 Entropie molari standard 585 Calcolo della variazione di entropia standard per una reazione 586 La variazione di entropia dell'ambiente 586

18.5 Energia libera di Gibbs 587

Energia libera standard di formazione 589

18.6 Energia libera e la temperatura 590

18.7 Energia libera e la costante di equilibrio 591

Energia libera in condizioni non standard 591
 Relazione tra ΔG° e K 592

Sommario e parole chiave 593 Equazioni chiave 594 Preparazione all'esame 594
Esercizi 595 Esercizi aggiuntivi 598
Progettare un esperimento 598

Approfondimento La variazione di entropia dell'espansione isoterma di un gas 577

Chimica e sostenibilità L'entropia e la società umana 584

Approfondimento Perché l'energia è detta "libera"? 590

Chimica e vita Far avvenire reazioni non spontanee 593



19 Elettrochimica 599

19.1 Stati di ossidazione e reazioni di ossido-riduzione 600

19.2 Bilanciamento delle equazioni di ossido-riduzione 601

Semireazioni 602 Bilanciamento delle reazioni redox con il metodo delle semireazioni 603
 Bilanciamento delle reazioni che avvengono in ambiente basico 605

19.3 Celle galvaniche o pile 606

19.4 Potenziale di cella in condizioni standard 608

Potenziale di riduzione standard 609 Forza relativa degli agenti ossidanti e riducenti 612

19.5 Energia libera e reazioni redox 614

Fem, energia libera e costanti di equilibrio 615

19.6 Fem di cella in condizioni non standard 616

L'equazione di Nernst 616 Pile a concentrazione 617

19.7 Batterie e celle a combustibile 619

Batterie acide al piombo 619 Pile alcaline 620
 Batterie a nichel-cadmio e batterie a nichel-metallo idruro 620 Batterie a ioni litio 621 Celle a combustibile a idrogeno 622

19.8 Corrosione 623

Corrosione del ferro (arrugginimento) 624
 Prevenzione della corrosione del ferro 625

19.9 Elettrolisi 626

Aspetti quantitativi dell'elettrolisi 627

Sommario e parole chiave 628 Equazioni chiave 629 Preparazione all'esame 629
Esercizi 631 Esercizi aggiuntivi 634
Progettare un esperimento 634

Approfondimento Il lavoro elettrico 616

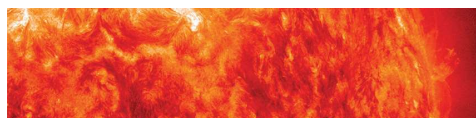
Chimica e vita Battiti cardiaci ed elettrocardiografia 619

Chimica e sostenibilità Batterie per motori elettrici e ibridi 622

Chimica e sostenibilità Elettrometallurgia dell'alluminio 628

20 Chimica nucleare 635

- 20.1 Radioattività ed equazioni nucleari 636**
Equazioni nucleari 636 Tipi di decadimento radioattivo 637
- 20.2 Modelli di stabilità nucleare 639**
Rapporto neutroni/protoni 639 Serie radioattive 640 Ulteriori osservazioni 640
- 20.3 Trasmutazioni nucleari 642**
Accelerare delle particelle cariche 642 Impiego dei neutroni 644 Gli elementi transuranici 645
- 20.4 Velocità di decadimento radioattivo 645**
Datazione radiometrica 646 Calcoli basati sul tempo di dimezzamento 648
- 20.5 Rivelatori di radioattività 649**
Traccianti radioattivi 650
- 20.6 Variazioni energetiche nelle reazioni nucleari 650**
Energie nucleari di legame 651
- 20.7 Fissione nucleare 653**
I reattori nucleari 655 Scorie nucleari 657
- 20.8 Fusione nucleare 658**
- 20.9 Effetti delle radiazioni sull'ambiente e sui sistemi viventi 659**
Dosi di radiazioni 660 Radon 661
- [Sommaro e parole chiave 662](#) [Equazioni chiave 663](#) [Preparazione all'esame 663](#) [Esercizi 664](#) [Esercizi aggiuntivi 666](#) [Progettare un esperimento 667](#)



21 La chimica ambientale

- 21.1 L'atmosfera della Terra**
La composizione dell'atmosfera Reazioni fotochimiche dell'atmosfera L'ozono nella stratosfera

21.2 Le attività umane e l'atmosfera della Terra

L'impovertimento della fascia d'ozono I composti contenenti zolfo e le piogge acide Ossidi di azoto e smog fotochimico I gas "serra": il vapore acqueo, il diossido di carbonio e il clima

21.3 L'acqua della Terra

Il ciclo dell'acqua Le acque marine: gli oceani e i mari della Terra L'acqua dolce e le acque sotterranee

21.4 Le attività umane e l'acqua della Terra

Ossigeno disciolto e qualità dell'acqua Il trattamento delle acque per l'approvvigionamento urbano

21.5 La chimica verde

Solventi supercritici Reagenti e processi più verdi

[Sommaro e parole chiave](#)

[Preparazione all'esame](#) [Esercizi](#)

[Esercizi aggiuntivi](#) [Progettare un esperimento](#)

[Approfondimento](#) Altri gas ad effetto serra

[Chimica e sostenibilità](#) La falda acquifera di Ogallala: una risorsa in diminuzione

[Chimica e sostenibilità](#) Fracking e qualità delle acque

[Chimica e sostenibilità](#) Acidificazione degli oceani

22 La chimica dei non metalli

22.1 Concetti generali: proprietà periodiche e reazioni chimiche

Reazioni chimiche

22.2 L'idrogeno

Isotopi dell'idrogeno Proprietà dell'idrogeno Preparazione dell'idrogeno Impieghi dell'idrogeno Composti binari dell'idrogeno

22.3 Il gruppo 8A: i gas nobili

Composti dei gas nobili

22.4 Il gruppo 7A: gli alogeni

Proprietà e preparazione degli alogeni Impieghi degli alogeni Gli alogenuri di idrogeno Composti interalogeno Ossiacidi e ossoanioni

22.5 L'ossigeno

Proprietà dell'ossigeno Preparazione dell'ossigeno Impieghi dell'ossigeno L'ozono Gli ossidi Perossidi e superossidi

22.6 Gli altri elementi del gruppo 6A: S, Se, Te e Po



Caratteristiche generali degli elementi del gruppo 6A
Diffusione e preparazione di S, Se e Te Proprietà
e usi di zolfo, selenio e tellurio Solfuri Ossidi,
ossiacidi e ossoanioni dello zolfo

22.7 L'azoto

Proprietà dell'azoto Preparazione e usi dell'azoto
Composti idrogenati dell'azoto Ossidi e ossiacidi
dell'azoto

22.8 Gli altri elementi del gruppo 5A: P, As, Sb e Bi

Caratteristiche generali degli elementi del gruppo 5A
Diffusione, separazione e proprietà del fosforo
Alogeni di fosforo Ossocomposti del fosforo

22.9 Il carbonio

Forme elementari del carbonio Ossidi del carbonio
Acido carbonico e carbonati Carburi Altri composti
inorganici del carbonio

22.10 Gli altri elementi del gruppo 4A: Si, Ge, Sn e Pb

Caratteristiche generali degli elementi del gruppo 4A
Diffusione e preparazione del silicio Silicati
Il vetro Siliconi

22.11 Il boro

Sommario e parole chiave
Preparazione all'esame Esercizi
Esercizi aggiuntivi Progettare un esperimento

Chimica e sostenibilità Preparazione dell'idrogeno

Chimica e vita Qual è la quantità limite
di perclorato per l'uomo?

Chimica e vita L'arsenico nell'acqua potabile

Approfondimento Le fibre di carbonio e i composti



23 I metalli di transizione e la chimica di coordinazione

23.1 Metalli di transizione

Proprietà fisiche Configurazioni elettroniche e stati
di ossidazione Il magnetismo

23.2 Complessi dei metalli di transizione

Lo sviluppo della chimica di coordinazione: la teoria
di Werner Il legame metallo-legante Cariche,
numeri di coordinazione e geometrie

23.3 Leganti comuni nella chimica di coordinazione

Metalli e chelati nei sistemi viventi

23.4 Nomenclatura e isomeria nella chimica di coordinazione

Isomeria Isomeria e struttura Stereoisomeria

23.5 Colore e magnetismo nella chimica di coordinazione

Colore Magnetismo

23.6 Teoria del campo cristallino

Configurazioni elettroniche nei complessi ottaedrici
Complessi tetraedrici e planari quadrati

Sommario e parole chiave
Preparazione all'esame Esercizi
Esercizi aggiuntivi Progettare un esperimento

Approfondimento Entropia ed effetto chelante

Chimica e vita La battaglia per il ferro nei sistemi
viventi

Approfondimento Transizione a trasferimento
di carica

APPENDICI

- A** Operazioni matematiche 669
- B** Proprietà dell'acqua 676
- C** Quantità termodinamiche per sostanze
selezionate a 298,15 K (25 °C) 677
- D** Costanti di equilibrio in soluzione acquosa 680
- E** Potenziali di riduzione standard a 25 °C 682

RISPOSTE A ESERCIZI SELEZIONATI

RISPOSTE A PENSACI SU

RISPOSTE A PREPARAZIONE ALL'ESAME

GLOSSARIO

INDICE ANALITICO I-1

APPLICAZIONI CHIMICHE E APPROFONDIMENTI

Queste applicazioni e approfondimenti sono disponibili online attraverso l'utilizzo del corrispettivo QR

Approfondimento

Il metodo scientifico 19	Le fasi negli orbitali atomici e molecolari 288	Variazioni di temperatura e principio di Le Châtelier 494
Le forze fondamentali 41	L'equazione di stato dei gas ideali 316	Acidi poliprotici e pH 522
Lo spettrometro di massa 43	L'equazione di Clausius-Clapeyron 350	Limitazioni del prodotto di solubilità 556
Energia, entalpia e lavoro $P-V$ 132	La diffrazione dei raggi X nei cristalli 367	Contaminazioni da piombo nell'acqua potabile 560
L'entalpia come riferimento 134	Soluzioni ideali con due o più componenti volatili 416	La variazione di entropia dell'espansione isoterma di un gas 577
Misura e principio di indeterminazione 171	Il fattore di van't Hoff 551	Perché l'energia è detta "libera"? 590
Computer quantistici e il gatto di Schrödinger 173	Impiego dei metodi spettroscopici per misurare le velocità di reazione 441	Il lavoro elettrico 616
Stimare la carica nucleare effettiva 200	Reazioni controllate e dalla diffusione e dall'attivazione 460	L'alba dell'era nucleare 655
Calcolo delle energie reticolari: il ciclo di Born-Haber 235		Sintesi nucleare degli elementi 889
Numeri di ossidazione, cariche formali e cariche reali 245		

Chimica e sostenibilità

Introduzione 14	I liquidi ionici 344	Il processo Haber: nutrire il mondo 479
Il cemento e le emissioni di CO_2 72	Illuminazione allo stato solido 386	Controllo delle emissioni di ossido di azoto 495
La pioggia acida 104	Materiali moderni nell'automobile 390	L'entropia e la società umana 584
Dimensioni ioniche e batterie agli ioni di litio 204	Materiali mesoporosi e microporosi 394	Batterie per motori elettrici e ibridi 622
Orbitali ed energia solare 295	Desalinizzazione e osmosi inversa 424	Elettrometallurgia dell'alluminio 628
Idrogeno ed elio 418	Il bromuro di metile nell'atmosfera 448	
	Marmitte catalitiche 463	

Chimica e vita

Gli elementi essenziali per gli organismi viventi 51	La chimica della vista 284	Carie e fluorizzazione dei denti 558
Gli antiacidi 103	Vitamine solubili in acqua e nei grassi 411	Far avvenire reazioni non spontanee 593
Regolazione della temperatura corporea 137	Anemia falciforme 427	Battiti cardiaci ed elettrocardiografia 619
Le sfide scientifiche e politiche dei biocombustibili 150	La fissazione dell'azoto e la nitrogenasi 465	Applicazioni mediche dei traccianti radioattivi 650
Spin nucleare e imaging di risonanza magnetica 181	Ammine e cloridati delle ammine 525	La radioterapia 659
Lo sviluppo improbabile dei farmaci al litio 216	Il comportamento anfiprotico degli amminoacidi 532	
	Il sangue come soluzione tamponata 544	

Strategie per il successo

Stima delle risposte 23	Come superare un test 62	Analisi delle reazioni chimiche 109
L'importanza della pratica e come usare efficacemente questo libro 26	Risolvere i problemi 75	Calcoli che coinvolgono molte variabili 311
	Progettare un esperimento 84	

PREFAZIONE

Per il Docente

Filosofia

Noi, autori di *Fondamenti di Chimica*, siamo lieti e onorati che ci abbiate scelto come collaboratori per il vostro corso di chimica. Collettivamente abbiamo insegnato chimica generale per molte generazioni di studenti e conosciamo le difficoltà e le opportunità che comporta l'insegnamento di questa materia. Siamo anche stati dei ricercatori, apprezziamo quindi gli aspetti di apprendimento e scoperta delle scienze chimiche. Le nostre variegate esperienze hanno fatto da base alla collaborazione come coautori. Nello scrivere il nostro libro, il centro dell'attenzione sono gli studenti: cerchiamo di assicurare un testo che sia non solo aggiornato e accurato, ma anche chiaro e leggibile. Ci sforziamo di trasmettere la ricchezza della chimica e l'entusiasmo che gli scienziati provano nel contribuire alla comprensione del nostro mondo attraverso nuove scoperte. Vogliamo che gli studenti considerino la chimica non come un insieme di conoscenze specializzate isolate dagli aspetti della vita moderna, ma come conoscenza fondamentale per affrontare problematiche sociali tra cui l'energia rinnovabile, la sostenibilità ambientale e il miglioramento della salute dell'uomo. Più di tutto, vorremmo fornire a te e ai tuoi studenti lo strumento più efficace per l'insegnamento e l'apprendimento.

Publicare la quinta edizione di questo libro rivela un buon risultato nella scrittura di libri di successo. Siamo soddisfatti del riscontro che il libro ha ricevuto nel corso degli anni e siamo consapevoli degli obblighi che comporta la stesura di una nuova edizione. Il nostro approccio a ogni nuova edizione inizia con una riunione in cui ci facciamo le domande profonde a cui occorre dare risposta prima di andare avanti. Cosa giustifica una nuova edizione? Cosa sta cambiando nel mondo, non solo della chimica, ma in relazione all'educazione della scienza e alla qualità degli studenti? Come possiamo aiutare gli studenti, non solo a imparare i principi della chimica, ma anche a diventare pensatori critici che possano ragionare come chimici?

Le risposte si trovano solo in parte nella natura mutevole della chimica. L'introduzione di nuove tecnologie ha modificato lo scenario nell'insegnamento delle scienze a tutti i livelli. La presenza di Internet come fonte di informazioni e di materiale istruttivo ha cambiato il ruolo del libro di testo come un elemento tra gli altri a disposizione degli studenti. La sfida per noi autori è quella di mantenere il libro di testo come fonte primaria di informazioni ed esercizi, integrandosi allo stesso tempo con i nuovi modi di imparare resi possibili dalla tecnologia.

Come autori, vogliamo che questo libro sia uno strumento di apprendimento indispensabile per gli studenti, sia come libro fisico che come e-book che può essere portato ovunque e usato quando si vuole. È la migliore fonte alla

quale gli studenti possano rivolgersi al di fuori delle lezioni per imparare, sviluppare abilità e prepararsi agli esami. Il libro, più efficacemente di ogni altro strumento, fornisce la profonda trattazione della chimica moderna che gli studenti necessitano nei loro interessi professionali e, eventualmente, per prepararsi a corsi di chimica avanzati.

Il testo, per essere un efficace supporto di insegnamento, deve essere adatto agli studenti. Abbiamo fatto del nostro meglio per rendere il libro piacevolmente ben illustrato e il testo chiaro e interessante. Il testo presenta numerosi sussidi didattici per gli studenti, incluse alcune strategie per risolvere i problemi. Speriamo che le nostre esperienze cumulative come insegnanti risultino evidenti nella scelta degli esempi, del tipo di sussidi didattici e degli stimoli utilizzati. Siamo convinti che gli studenti trovino più stimolante l'apprendimento della chimica se si sottolinea la sua rilevanza nei loro interessi e obiettivi; per questo abbiamo evidenziato tante applicazioni importanti della chimica nella vita di tutti i giorni. Speriamo che questo materiale vi sia utile.

Come autori abbiamo la nostra filosofia, che consiste nel rendere il testo e tutto il materiale addizionale previsto per supportare il suo uso adatti a te, il docente. L'utilità di un libro di testo agli studenti è limitata dall'uso che il docente ne permette. Il libro è pieno di funzionalità che aiutano gli studenti a imparare e che possono guidare all'acquisizione delle abilità concettuali e di risoluzione dei problemi. C'è molto per gli studenti da affrontare, anche troppo da assorbire per un singolo studente durante il corso. Tu sarai la guida a come usare al meglio il libro: solo attraverso il tuo intervento gli studenti saranno in grado di utilizzare al meglio le potenzialità del testo e dei sussidi didattici in esso contenuti. Gli studenti sono interessati al voto, ovviamente, ma con i giusti incoraggiamenti si interesseranno anche della materia e di come impararla al meglio. Tra le funzionalità del libro che possono migliorare il gradimento della chimica da parte degli studenti, ti suggeriamo gli inserti *Chimica e sostenibilità* e *Chimica e vita*, che mostrano come la chimica influenza la vita di tutti i giorni, oltre alla sua rilevanza per la salute e i processi vitali. Ti suggeriamo inoltre di enfatizzare la comprensione concettuale (dando meno importanza alla risoluzione di semplici problemi algoritmici) e di spronare gli studenti a utilizzare le ampie risorse rese disponibili online.

Organizzazione e contenuti

Nei primi cinque capitoli è presentata una panoramica della chimica. I concetti di base introdotti — come la nomenclatura, la stechiometria e la termochimica — forniscono le conoscenze necessarie per poter svolgere molti esperimenti di laboratorio. Siamo certi che una precoce introduzione della termochimica sia necessaria, in quanto la comprensione dei processi chimici si basa su considerazioni delle variazioni di energia. Nel capitolo di termochimica abbiamo inserito anche una parte sulle entalpie di legame, in modo da enfatizzare sin

da subito i collegamenti tra le proprietà macroscopiche e il mondo submicroscopico degli atomi e dei legami. Riteniamo di aver elaborato un'introduzione equilibrata ed efficace alla termodinamica, fornendo agli studenti un quadro generale delle questioni riguardanti la produzione e il consumo di energia. Non è facile cercare di insegnare chiaramente argomenti complessi senza semplificare eccessivamente. Nell'intero testo è stata data enfasi ai *concetti* da apprendere piuttosto che alle equazioni da svolgere sostituendo dei valori.

Nei quattro capitoli successivi (Capitoli 6-9) sono trattati la struttura elettronica e i legami. La presenza degli inserti *Approfondimenti*, presenti nei Capitoli 6 e 9, permettono di affrontare argomenti avanzati, se previsti dal corso: le funzioni di probabilità radiale e il concetto di fase degli orbitali. Per quei professori che preferiscono un approccio in cui si trattano per primi gli atomi è possibile cominciare dai Capitoli 1, 2 e 6, affrontando quando necessario i concetti e le abilità per risolvere i problemi presenti nei Capitoli 3-5 specialmente in laboratorio.

In seguito si passa (Capitoli 10-13) alla trattazione del successivo livello di organizzazione della materia: gli stati della materia. I Capitoli 10 e 11 riguardano i gas, i liquidi e le forze intermolecolari. Il Capitolo 12 riguarda i solidi e presenta una panoramica più ampia e attuale dello stato solido e dei materiali moderni; inoltre tratta in modo dettagliato la classificazione dei materiali in base alle loro caratteristiche di legame e illustra come il concetto a volte astratto del legame chimico possa influenzare le applicazioni reali. L'organizzazione modulare del capitolo permette di focalizzare l'attenzione sui materiali (semiconduttori, polimeri, biomateriali, nanotecnologie, ecc.) ritenuti più importanti per gli studenti. Il Capitolo 13 tratta la formazione e le proprietà delle soluzioni.

I capitoli seguenti esaminano i fattori che determinano la velocità e lo sviluppo delle reazioni chimiche: cinetica (Capitolo 14), equilibri (Capitoli 15-17), termodinamica (Capitolo 18) ed elettrochimica (Capitolo 19).

Dopo la discussione sulla chimica nucleare (Capitolo 20), il libro conclude con tre capitoli in cui si prendono in rassegna la chimica ambientale (Capitolo 21), i non metalli (Capitolo 22) e infine i metalli di transizione e i composti di coordinazione (Capitolo 23). Nel Capitolo 21, i concetti affrontati nel testo sono applicati alla trattazione dell'atmosfera e dell'idrosfera. Questo capitolo si concentra anche sulla chimica verde e sull'impatto delle attività umane sull'ecosistema terrestre, approfondendo i concetti introdotti dagli inserti *Chimica e sostenibilità*. Questi ultimi tre capitoli sono disponibili online e sono scritti in modo indipendente e modulare (possono quindi essere affrontati in qualsiasi ordine).

L'ordine dei capitoli nel libro è quello classico, ma ci siamo assicurati che sia possibile trattare i capitoli con una sequenza differente, senza che gli studenti siano confusi. In particolare, molti docenti preferiscono introdurre i gas (Capitolo 10) dopo la stechiometria (Capitolo 3) o dopo la termochimica piuttosto che con gli stati della materia. Il capitolo sui gas è stato scritto in modo tale da permettere queste variazioni rispetto all'organizzazione del libro. Allo stesso modo è anche possibile trattare il bilanciamento delle equazioni redox (Sezioni 19.1 e 19.2) dopo l'introduzione delle reazioni redox nella Sezione 4.4.

Abbiamo fornito agli studenti l'opportunità di comprendere meglio la chimica organica e inorganica attraverso esempi integrativi presenti nel testo. Sono inoltre presenti esempi riguardanti la chimica "reale" allo scopo di illustrarne i principi e le applicazioni. Alcuni capitoli trattano in modo descrittivo le proprietà degli elementi e dei loro composti (Capitoli 4, 7, 11, 22 e 23). Infine, tra gli esercizi di fine capitolo, sono stati inseriti esercizi di chimica organica e inorganica. Gli ultimi tre capitoli (21, 22 e 23) sono disponibili esclusivamente online, al fine di rendere il libro più leggero. Segui le istruzioni all'inizio del libro per accedere a questi e altri contenuti digitali collegati all'acquisto di questo testo.

Novità principali di questa edizione

Come per ogni nuova edizione di *Fondamenti di chimica*, il libro ha subito moltissimi cambiamenti con l'obiettivo di mantenere il contenuto attuale e migliorare la chiarezza e l'efficacia del testo, delle figure e degli esercizi. Tra i molti cambiamenti ci sono alcuni punti principali con cui abbiamo organizzato il processo di revisione. Nel creare la quinta edizione, la nostra revisione è stata organizzata attorno ai seguenti punti:

- Continuiamo a utilizzare le nostre esperienze in classe con gli studenti di oggi per sviluppare nuovi e più efficaci strumenti che facilitino l'apprendimento della chimica per gli studenti. In particolare, continuiamo a sviluppare nuovi modi per fare in modo che il nostro testo sia uno strumento di apprendimento sempre migliore per gli studenti. Innanzitutto, abbiamo aggiunto *Obiettivi di apprendimento* a ciascuna sezione del testo. Questi obiettivi mirati sono scritti in modo facilmente comprensibile dagli studenti, enfatizzano i concetti importanti e forniscono agli studenti obiettivi realizzabili nei loro studi. Per facilità d'uso fino a sei obiettivi di apprendimento sono presenti in un box a margine di ciascuna sezione. Poi, alla fine di ogni sezione, abbiamo aggiunto una serie di *Quesiti di autovalutazione* per gli studenti, equivalenti a semplici quiz da svolgere mentre procedono nello studio del testo. Il team degli autori è stato attento a garantire che a ciascun obiettivo di apprendimento corrisponda un quesito di autovalutazione. I quesiti di autovalutazione sono strutturati come domande a scelta multipla con risposte sbagliate (distrattori) scelte tra le comuni idee sbagliate e gli errori che gli studenti tendono a fare.
- Alla fine di ogni capitolo sono presenti una serie di domande di *Preparazione all'esame*. Queste domande a scelta multipla sono legate agli *Obiettivi di apprendimento* di ciascun capitolo e costituiscono ciò che equivale a un esame pratico che gli studenti possono svolgere da soli.
- La chimica, in quanto scienza centrale, è intimamente legata ai grandi temi quali il cambiamento climatico, l'uso dell'energia da parte dell'umanità, l'abbondanza di acqua pulita, la sicurezza alimentare e altro ancora. Pertanto, molti dei box *Chimica e lavoro* sono state modificati e riscritti come box *Chimica e sostenibilità*, per mostrare i mezzi con cui i chimici contribuiscono alla comprensione e al progresso verso una società sostenibile. Manteniamo la nostra attenzione sugli aspetti posi-

tivi della chimica senza trascurare i problemi che possono sorgere in un mondo sempre più tecnologico. Il nostro obiettivo è aiutare gli studenti ad apprezzare le prospettive della chimica nel mondo reale e i modi in cui la chimica influenza la loro vita. Per affrontare alcune delle questioni sociali più urgenti dei nostri tempi sono stati aggiunti molti nuovi box, inclusa un'introduzione a questi box nel Capitolo 1, che evidenzia gli *Obiettivi di sviluppo sostenibile delle Nazioni Unite*.

- Gli *Esercizi aggiuntivi* alla fine di ogni capitolo non sono più separati in “esercizi aggiuntivi” e “esercizi integrativi”, né vengono utilizzate parentesi quadre per indicare problemi che sono particolarmente difficili. Per lo studente, questo simula l'ambiente di un esame, dove tali distinzioni non vengono fatte.
- In tutto il testo sono state implementati aggiornamenti alla tavola periodica e alle costanti numeriche; ad esempio, nel 2019, i valori del numero di Avogadro e un numero di altre costanti fisiche sono state ridefinite e abbiamo incluso i valori più attuali.
- Per snellire il testo i *Quesiti di autovalutazione*, i box di approfondimento, lo svolgimento degli *Esercizi risolti* e il testo degli *Esercizi* senza risposta sono disponibili come materiale online. È possibile accedere a tale materiale attraverso i codici QR inseriti nel testo. Segui le istruzioni all'inizio del libro per accedere a questi e altri contenuti digitali collegati all'acquisto di questo testo.

Cambiamenti in questa edizione per ogni capitolo

Come nella quarta edizione, il Capitolo 1 sottolinea fin dall'inizio l'importanza dell'energia. L'inclusione dell'energia nel capitolo di apertura offre una flessibilità molto maggiore per l'ordine in cui possono essere trattati i capitoli successivi. In questo capitolo vengono introdotti i box *Chimica e sostenibilità* per inquadrare la comprensione che, storicamente, la chimica ha avuto effetti sia positivi che negativi sulla sostenibilità. È stata aggiunta maggiore profondità alla discussione delle cifre significative rispetto alle edizioni precedenti.

Nel Capitolo 2 la trattazione della nomenclatura della chimica organica è stata ampliata per adattarsi meglio alla sezione esistente sulla nomenclatura inorganica. Acidi inorganici come HCl e acidi organici come l'acido acetico sono ora chiaramente distinti.

Nel Capitolo 5 la discussione sull'energia è stata aggiornata e ampliata, soprattutto per quanto riguarda la sezione sugli alimenti e combustibili, collegandosi direttamente al focus sulla sostenibilità nel testo.

Nel Capitolo 6 è stata aggiunta una nuova figura (quasi a tutta pagina che mostra la relazione tra la funzione d'onda, la densità di probabilità e la funzione di probabilità radiale per gli orbitali 1s, 2s e 3s. Mostrando esplicitamente le funzioni d'onda, i docenti che vogliono affrontare il concetto di fasi degli orbitali hanno una migliore base di partenza per farlo.

Nel Capitolo 10, la velocità media delle molecole di gas è adesso descritta quantitativamente, oltre al valore della velocità quadratica media e alla velocità più probabile. Il dibattito

sulla diffusione e il percorso libero medio è stato ampliato per presentare gli studenti al concetto di percorso casuale.

Nel Capitolo 13 la spiegazione del perché la solubilità dei gas e dei soluti solidi tipicamente cambiano nella direzione opposta con la temperatura è notevolmente ampliata. Gli effetti dell'entropia sono enfatizzati, per quanto possibile, in questo capitolo dove l'entropia viene introdotta per la prima volta ma non trattata in tutti i dettagli. A causa della complessa interazione tra entalpia ed entropia, alcuni dettagli sono lasciati al Capitolo 18. È stato aggiunto nuovo materiale che esplora l'uso dell'osmosi inversa per desalinizzare l'acqua dell'oceano (parte di questo materiale era precedentemente nel Capitolo 21).

Nel Capitolo 14, le sezioni sono state rinominate per riflettere meglio il loro contenuto. È stato aggiunto un nuovo box di *Approfondimento* sulle reazioni controllate dalla diffusione e le reazioni controllate dall'attivazione, molto rilevanti per i meccanismi di reazione.

Nel Capitolo 15 viene discusso il processo Haber in modo approfondito, per mostrare sia le implicazioni positive che quelle negative del processo rispetto alla sostenibilità: l'importanza del processo Haber nell'affrontare la sicurezza alimentare rispetto all'enorme consumo di energia e l'impatto ambientale del processo.

Nel Capitolo 16 la trattazione degli acidi e delle basi di Lewis è stata spostata dalla fine del capitolo alla prima sezione, dove vengono introdotte le definizioni di Arrhenius e Brønsted-Lowry. Questa riorganizzazione rende più naturale la spiegazione delle proprietà acide di cationi molto piccoli e con grande carica nelle soluzioni saline.

Il Capitolo 17 è stato rinominato per rendere il suo contenuto (tamponi, titolazioni, equilibri di solubilità) più chiari.

Nel Capitolo 18 sono state sostanzialmente riscritte le prime sezioni, per aiutare gli studenti a comprendere meglio i concetti di processi spontanei, non spontanei, reversibili e irreversibili e le relazioni tra loro. Questi miglioramenti hanno portato a una definizione più chiara di entropia. Il box tematico su “Entropia e società umana” è stato rivisto come *Chimica e Sostenibilità*, con una maggiore enfasi sugli aspetti di sostenibilità della seconda legge della termodinamica.

Nel Capitolo 20 è stata rivista la discussione dei vari mezzi di generazione dell'elettricità ed è stata aggiunta una sezione che riguarda il rischio per la salute dovuto al radon ambientale.

Molti aspetti del Capitolo 21 (buco dell'ozono, livelli di CO₂ atmosferica, piogge acide, acidificazione degli oceani, ecc.) cambiano costantemente. Questo materiale è stato rivisto per riflettere i dati più aggiornati e le tendenze future secondo l'attuale consenso scientifico.

Per gli studenti

Fondamenti di chimica è stato scritto per introdurvi alla chimica moderna. Come autori, effettivamente, siamo stati ingaggiati dal vostro docente per aiutarvi a imparare la chimica. In base ai commenti di studenti e docenti che hanno usato edizioni precedenti di questo libro, crediamo di aver fatto un buon lavoro. Ci aspettiamo che il testo evolva ulteriormente nelle future edizioni. Vi invitiamo quindi a scriverci per farci sapere se il libro è stato di vostro gradimento e

se vi è stato di aiuto negli studi. Inoltre, vorremmo trarre vantaggio da ogni errore, così da perfezionarci nelle edizioni successive. I nostri indirizzi sono presenti nella pagina degli autori.

Consigli per apprendere e studiare la chimica

L'apprendimento della chimica richiede sia l'assimilazione di nuovi concetti sia lo sviluppo di capacità analitiche. In questo testo vi forniamo numerosi strumenti utili per entrambi gli scopi. Se supererete con successo l'esame di chimica, avrete sviluppato buone capacità di studio. I corsi di scienze, e in particolare quelli di chimica, richiedono diverse abilità di apprendimento rispetto ad altri. Vi proponiamo i seguenti consigli per avere successo nello studio della chimica.

Non rimanete indietro! Man mano che il corso procede, nuovi argomenti si aggiungeranno a quelli iniziali. Se non siete al passo con lo studio e la risoluzione dei problemi, troverete più difficile seguire le lezioni e le discussioni sull'argomento corrente. "Sgobbare" in vista di un esame è un modo inefficace di studiare qualsiasi materia, chimica compresa!

Concentratevi nei vostri studi. La quantità di nozioni da apprendere a volte può sembrare enorme. È fondamentale riconoscere i concetti e gli argomenti particolarmente importanti. Abbiamo cercato di aiutarvi aggiungendo gli *Obiettivi di apprendimento* all'inizio di ogni sezione, accompagnati dai *Quesiti di autovalutazione* alla fine di ogni sezione per aiutarvi a verificare le conoscenze acquisite. Alla fine di ogni capitolo sono presenti anche le domande di *Preparazione all'esame*, che possono essere considerate una prova d'esame con risposte a scelta. Poni attenzione alle lezioni del docente e agli argomenti che enfatizza. Svolgendo gli *Esercizi risolti* e quelli assegnati dal docente, provate a riconsiderare i principi generali e gli argomenti trattati. Utilizzando il *Sommario* presente all'inizio di ogni capitolo potete avere un'idea degli argomenti principali trattati in ciascun capitolo. Una semplice lettura del capitolo può non essere sufficiente per ricordare i concetti e per riuscire a risolvere i problemi. Potreste aver bisogno di rivedere il tutto di nuovo. Non tralasciate *Pensaci su*, *Osserva e rispondi*, *Esercizi risolti* ed *Esercizi da svolgere*. Essi rappresentano la guida per verificare la comprensione degli argomenti e sono buoni sistemi per la preparazione agli esami. *Obiettivi chiave* ed *Equazioni chiave* alla fine di ciascun capitolo possono aiutarvi a mettere a fuoco quanto studiato.

Prendete appunti a lezione. I tuoi appunti sono un elemento che ti permette di tenere traccia degli argomenti che il docente ritiene importanti. Utilizzate gli appunti insieme al testo: questo è il miglior modo per studiare.

Date uno sguardo agli argomenti del testo prima della lezione. Rivedere gli argomenti prima della lezione rende più semplice prendere appunti. Leggete prima il *Sommario* introduttivo di ogni capitolo e poi il *Sommario e parole chiave* di fine capitolo, infine rapidamente tutto il capitolo, saltando gli *Esercizi risolti* e le sezioni supplementari. Ponete attenzione ai titoli delle sezioni e delle sottosezioni, vi daranno un aiuto a capire l'argomento. Non pensate che dovette imparare tutto e subito in modo perfetto!

Dopo la lezione, leggete attentamente gli argomenti trattati. Leggendo, ponete attenzione ai concetti espressi e alle loro applicazioni negli *Esercizi risolti*. Una volta che avete capito un *Esercizio risolto*, verificate quanto appreso risolvendo gli *Esercizi da svolgere*.

Imparate il linguaggio della chimica. Man mano che studiate la chimica, incontrerete nuovi termini. È importante porre attenzione a queste parole e capire il loro significato e il contesto a cui si riferiscono. È inoltre fondamentale riconoscere le sostanze chimiche dai loro nomi; vi aiuterà a evitare imbarazzanti errori all'esame. Per esempio, "cloro" e "cloruro" sono due cose completamente diverse.

Cercate di svolgere gli esercizi di fine capitolo. Svolgendo gli esercizi selezionati dagli autori, acquisite pratica nel ricordare e utilizzare gli argomenti del capitolo. Non si può imparare solamente osservando; dovete partecipare. Cercate di resistere alla tentazione di controllare la risposta dell'esercizio prima di aver fatto un sincero sforzo per risolverlo. Se non riuscite a risolvere un esercizio, chiedete aiuto al docente, all'assistente o a un altro studente. Spendere più di 20 minuti per un esercizio è superfluo a meno che non si tratti di un esercizio particolarmente complesso.

Imparate a pensare come uno scienziato. Questo libro è stato scritto da scienziati che amano la chimica. Vi incoraggiamo a sviluppare il vostro pensiero critico sfruttando le caratteristiche di questa nuova edizione, quali gli esercizi che si focalizzano sull'apprendimento concettuale e gli esercizi nelle sezioni *Progettare un esperimento*.

Utilizzate le risorse online. Alcuni concetti sono più facili da capire se scoperti e altri possono essere mostrati meglio tridimensionalmente o attraverso filmati. Il libro comprende materiale disponibile online, segui le istruzioni all'inizio del libro per accedere ai contenuti digitali collegati all'acquisto di questo testo.

In conclusione, si tratta di un lavoro duro, che richiede molto studio, ma potete utilizzare tutti gli strumenti che sono a vostra disposizione, compreso questo testo. Vogliamo aiutarvi a capire di più sul mondo della chimica e sul perché la chimica è una scienza fondamentale. Se comprendi davvero la chimica, puoi stupire i tuoi amici e parenti e... ovviamente passare l'esame con un ottimo voto.

AUTORI



Il team di autori **Brown/Lemay/Bursten/Murphy/Woodward/Stoltzfus** valorizza la collaborazione come componente integrale per il successo complessivo. Sebbene ogni autore porti talento, interessi di ricerca ed esperienze di insegnamento unici, il team lavora insieme per rivedere e sviluppare l'intero testo. È questa collaborazione che mantiene i contenuti al passo con le tendenze educative e contribuisce a continue innovazioni nell'insegnamento e nell'apprendimento attraverso il testo e la tecnologia.



Theodore L. Brown ha conseguito il dottorato di ricerca presso l'università dello stato del Michigan nel 1956. Da allora è membro della facoltà dell'Università dell'Illinois, Urbana-Champaign, dove ora è Professore di chimica emerito. Ha servito come vice cancelliere per la ricerca e preside della "The Graduate College", dal 1980 al 1986, e come direttore fondatore dell'istituto per la scienza e tecnologia avanzate Arnold e Mabel Beckman dal 1987 al 1993. Il professore Brown è stato ricercatore della Fondazione Alfred P. Sloan e ha ricevuto una borsa di studio Guggenheim. Nel 1972 è stato insignito del Premio per la ricerca dalla società chimica americana in chimica inorganica e ha ricevuto il premio dalla società chimica americana per il significativo apporto nel progresso della chimica Inorganica nel 1993. È stato eletto membro dell'associazione americana per l'avanzamento della scienza, l'accademia americana delle arti e della scienza e la società chimica americana.



H. Eugene Lemay, Jr., ha conseguito il diploma universitario in chimica presso la Pacific Lutheran University (Washington) e il suo dottorato di ricerca in chimica nel 1966 presso l'Università di Illinois, Urbana-Champaign. Poi si è unito alla facoltà dell'Università del Nevada, Reno, dove è attualmente professore emerito di chimica. È stato professore ospite di cattedre presso l'Università del

Nord Carolina a Chapel Hill, presso il College universitario del Galles in Gran Bretagna e presso l'Università della California, Los Angeles. Il professor Lemay è un insegnante popolare ed efficace, che ha insegnato a migliaia di studenti in oltre 40 anni di insegnamento universitario. Conosciuto per la chiarezza delle sue lezioni e il suo senso dell'umorismo, ha ricevuto diversi premi per l'insegnamento, tra cui il Premio per l'Insegnante universitario eminente dell'anno (1991) e il primo premio "Regents' Teaching Award" assegnato dal consiglio dello Stato del Nevada (1997).



Bruce E. Bursten ha conseguito il dottorato di ricerca in chimica presso l'Università del Wisconsin nel 1978. Dopo due anni come membro post-dottorato della fondazione di scienza nazionale dell'università A&M in Texas, è entrato a far parte della facoltà dell'Università dello Stato di Ohio, dove ha raggiunto il livello di professore universitario illustre. Nel 2005 si è trasferito all'Università di Tennessee, Knoxville, come professore di chimica illustre e preside del Collegio di arti e scienze. Nel 2015 si è trasferito all'Istituto politecnico Worcester come rettore e professore di chimica e biochimica. Il professor Bursten è stato un Insegnante-borsista della Fondazione Camille e Henry Dreyfus, un membro della Fondazione di ricerca Alfred P. Sloan, ed è membro sia l'Associazione americana per l'avanzamento della scienza che della società chimica americana. Dall'Università dello stato di Ohio ha ricevuto il premio per

l'insegnamento distinto nel 1982 e nel 1996, il premio per l'insegnamento eccezionale del consiglio studentesco di arti e scienze nel 1984 e il premio universitario come Studioso Illustrate nel 1990. Ha ricevuto il premio alla memoria Spiers, la medaglia della Società chimica reale nel 2003, la medaglia Morley della sezione di Cleveland della Società chimica americana nel 2005, e il premio della società chimica americana per il significativo apporto nel progresso della chimica inorganica nel 2020. È stato presidente della Società chimica americana nel 2008 e presidente della sezione di chimica dell'associazione americana per il progresso della scienza nel 2015. Il programma di ricerca del professor Bursten si concentra sugli studi teorici dei composti degli elementi dei metalli di transizione e degli attinidi.



Catherine J. Murphy ha conseguito due diplomi universitari, uno in chimica e uno in biochimica, presso l'Università di Illinois, Urbana-Champaign, nel 1986 ha conseguito il dottorato di ricerca in chimica nell'Università del Wisconsin nel 1990. È stata membro post-dottorato della Fondazione scientifica dell'Istituto nazionale della salute presso l'Istituto della tecnologia della California dal 1990 al 1993. Nel 1993 è entrata a far parte della facoltà dell'Università della Carolina del Sud (USC), Columbia, diventando professoressa ordinaria di chimica "Guy F. Lipscomb" nel 2003. Nel 2009 si è trasferita all'Università dell'Illinois, Urbana-Champaign, come professore di chimica "Peter C. e Gretchen Miller Markunas". La professoressa Murphy è stata premiata sia per le ricerche che per l'insegnamento come insegnante-borsista della Fondazione Camille e Henry Dreyfus, come ricercatore della Fondazione Alfred P. Sloan, come "Cottrell Scholar of the Research Corporation", come vincitrice del premio CAREER e del successivo premio NSF per la creatività speciale. Ha anche ricevuto un premio per l'eccellenza nell'insegnamento "USC Mortar Board", il premio chiave d'oro della facoltà USC per l'integrazione creativa della ricerca e dell'insegnamento universitario, il premio per l'insegnamento universitario dell'"USC Michael J. Mungo" e il premio per l'eccezionale ricerca universitaria dell'USC. Dal 2006 al 2011, la professoressa Murphy ha ricoperto il ruolo di redattore senior del *Journal of Physical Chemistry*; nel 2011, divenne vicedirettore del *Journal of Physical Chemistry C*. È membro eletto dell'associazione americana per l'avanzamento della scienza (2008), della Società chimica americana (2011), della Società reale di chimica (2014) e dell'Accademia nazionale delle scienze degli Stati Uniti (2015). Il programma di ricerca della professoressa Murphy si concentra sulla sintesi, proprietà ottiche, chimica delle superfici, applicazioni biologiche e implicazioni ambientali dei nanomateriali inorganici colloidali.

Theodore L. Brown
Department of
Chemistry
University of Illinois at
Urbana-Champaign
Urbana, IL 61801
**tlbrown@illinois.
edu or tlbrown1@
earthlink.net**

H. Eugene LeMay, Jr.
Department of
Chemistry
University of Nevada
Reno, NV 89557
lemay@unr.edu

Bruce E. Bursten
Department of
Chemistry and
Biochemistry
Worcester Polytechnic
Institute
Worcester, MA 01609
bbursten@wpi.edu



Patrick M. Woodward ha conseguito il diploma universitario sia in chimica che in ingegneria dall'Università dello stato dell'Idaho nel 1991. Ha conseguito una specializzazione in scienza dei materiali e un dottorato di ricerca in Chimica presso l'Università dello Stato dell'Oregon nel 1996. Ha trascorso due anni come ricercatore post-dottorato presso il Dipartimento di fisica del Laboratorio nazionale Brookhaven. Nel 1998 entra a far parte della facoltà del Dipartimento di chimica dell'Università dello stato dell'Ohio dove attualmente ricopre il grado di professore. È stato in professore ospite all'Università Durham nel Regno Unito, all'Università di Sydney in Australia e all'Università di Bordeaux in Francia. Il professor Woodward è membro della Società chimica americana e ha ottenuto una borsa di ricerca della fondazione Alfred P. Sloan e un premio CAREER della Fondazione nazionale della scienza. Ha ricoperto il ruolo di vicepresidente per gli studi universitari del Dipartimento di chimica e biochimica dell'Università dello Stato dell'Ohio e direttore del programma REEL dell'Ohio. Il programma di ricerca del professor Woodward si concentra sulla comprensione della relazione tra legame, struttura e proprietà di materiali inorganici allo stato solido.



Matthew W. Stoltzfus ha conseguito il diploma universitario in chimica all'Università di Millersville nel 2002 e il suo dottorato di ricerca in chimica nel 2007 dall'Università dello Stato dell'Ohio. Ha trascorso due anni di post-dottorato come assistente all'insegnamento per il programma REEL dell'Ohio, un centro finanziato dalla NSF che lavora per portare autentici esperimenti di ricerca sul curriculum di laboratorio di chimica generale in 15 college e università in tutto lo stato dell'Ohio. Nel 2009 è entrato a far parte della facoltà dello stato dell'Ohio in cui attualmente ricopre l'incarico di professore associato. Oltre a tenere lezioni di chimica generale, ha prestato servizio come membro della facoltà per la "Digital First Initiative", stimolando docenti a offrire contenuti didattici digitali coinvolgenti agli studenti attraverso le moderne tecnologie. Attraverso questa iniziativa, ha sviluppato un corso di chimica generale su iTunes U, che ha attirato oltre 220 000 studenti da tutto il mondo. Il corso iTunes U, insieme ai video su www.drufus.com, sono supplementi del testo e possono essere utilizzati da qualunque studente di chimica. Stoltzfus ha ricevuto diversi premi per l'insegnamento, incluso la prima edizione del premio del rettore dell'Università dello Stato dell'Ohio nel 2013 per l'eccellenza nell'insegnamento di un docente, ed è riconosciuto come "Apple Distinguished Educator".

Catherine J. Murphy
Department of
Chemistry
University of Illinois at
Urbana-Champaign
Urbana, IL 61801
**murphycj@illinois.
edu**

Patrick M. Woodward
Department of
Chemistry and
Biochemistry
The Ohio State
University
Columbus, OH 43210
**woodward.55@osu.
edu**

Matthew W. Stoltzfus
Department of
Chemistry and
Biochemistry
The Ohio State
University
Columbus, OH 43210
**stoltzfus.5@osu.
edu**



CONCETTI BASE DEL LEGAME CHIMICO

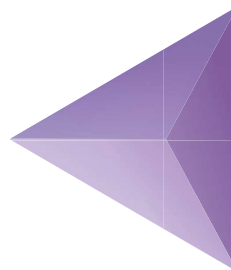
▲ **CRISTALLI GIGANTI.** Questi cristalli bianco-grigiastri, grandi abbastanza da permettere di camminarci sopra, sono composti da $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$. Il legame ionico fra gli ioni calcio e quelli solfato su scala atomica porta alla formazione della caratteristica geometria cristallina su scala macroscopica.

Ogni volta che due atomi o ioni sono tenuti insieme fortemente, diciamo che è presente fra di loro un **legame chimico**. Ci sono tre tipi generali di legami chimici: *ionico*, *covalente* e *metallico*. Questi tre tipi di legame sono presenti nelle sostanze illustrate in **Figura 8.1**: aggiungiamo del sale in un bicchiere d'acqua usando un cucchiaino di acciaio inossidabile.

Il sale non è altro che cloruro di sodio, costituito da ioni sodio, Na^+ e ioni cloruro, Cl^- . La struttura cristallina del solido è tenuta insieme da **legami ionici**, che sono dovuti all'attrazione tra cariche di segno opposto. L'acqua consiste di molecole di H_2O . Gli atomi di idrogeno e di ossigeno sono legati fra loro mediante **legami covalenti**, tramite cui gli atomi si uniscono in molecole mettendo in condivisione i loro elettroni. Il cucchiaino è fatto soprattutto di ferro metallico e gli atomi di ferro interagiscono fra loro mediante **legami metallici**, che si formano grazie al fatto che gli elettroni sono relativamente liberi di muoversi nel metallo. Queste diverse sostanze – NaCl , H_2O e Fe metallico – presentano un comportamento che rispecchia i modi in cui i loro atomi costituenti sono connessi gli uni agli altri. Per esempio, NaCl si scioglie rapidamente in acqua, mentre il Fe metallico non lo fa.

In questo capitolo e in quello successivo, esamineremo la relazione tra la struttura elettronica degli atomi e i legami ionici e covalenti che essi formano. Discuteremo il legame metallico in maggior dettaglio nel Capitolo 12.

8



SOMMARIO

- 8.1 ▶ Simboli di Lewis e la regola dell'ottetto** Inizieremo con una descrizione dei tre tipi di legami chimici principali: *ionico*, *covalente* e *metallico*. Introduciamo poi i *simboli di Lewis* che forniscono una utile notazione per tenere traccia degli elettroni di valenza negli atomi e negli ioni. Noteremo che gli atomi normalmente seguono la *regola dell'ottetto*.
- 8.2 ▶ Legame ionico** Noteremo che nelle sostanze ioniche gli atomi sono tenuti insieme da attrazioni elettrostatiche tra ioni con carica opposta. Studieremo l'energetica della formazione delle sostanze ioniche e descriveremo l'*energia reticolare* di queste sostanze.
- 8.3 ▶ Legame covalente** Noteremo che gli atomi nelle sostanze molecolari sono tenuti insieme grazie alla condivisione di coppie di elettroni tra atomi. In genere gli elettroni sono condivisi in maniera tale che ciascun atomo raggiunga un ottetto di elettroni.
- 8.4 ▶ Polarità di legame ed elettronegatività** Definiremo l'*elettronegatività* come la capacità di un atomo in un composto di attrarre elettroni verso di sé. In genere le coppie di elettroni sono condivise in modo diseguale tra atomi con diversa elettronegatività, portando quindi a *legami covalenti polari*.
- 8.5 ▶ Rappresentare le strutture di Lewis** Vedremo che le *strutture di Lewis* sono uno strumento semplice ed efficiente per prevedere i legami covalenti nelle molecole. Oltre alla regola dell'ottetto, osserveremo che il concetto di *carica formale* può essere utilizzato per identificare la struttura di Lewis più significativa.
- 8.6 ▶ Strutture di risonanza** Noteremo che in alcuni casi è possibile rappresentare più di una struttura di Lewis per una molecola o uno ione poliatomico. La struttura reale in questi casi è un misto di una o più strutture di Lewis contribuenti, dette *strutture di risonanza*.
- 8.7 ▶ Eccezioni alla regola dell'ottetto** Impareremo che la regola dell'ottetto è più una linea guida che una regola inviolabile. Eccezioni alla regola dell'ottetto includono molecole con un numero dispari di elettroni; molecole dove grandi differenze di elettronegatività impediscono a un atomo di completare il suo ottetto e molecole dove un elemento dal terzo periodo in poi nella tavola periodica raggiunge più di un ottetto di elettroni.
- 8.8 ▶ Forza e lunghezza dei legami covalenti** Impareremo che la forza di legame e la sua lunghezza variano in base al numero di coppie di elettroni condivise così come in base ad altri fattori.



Obiettivo di apprendimento

Dopo aver studiato la **Sezione 8.1**, si dovrebbe essere in grado di:

- ▶ Disegnare i simboli di Lewis per ogni atomo e usarli per determinare quanti sono gli elettroni che un atomo deve cedere o acquistare per obbedire alla regola dell'ottetto.



Osserva e rispondi

Se la polvere bianca fosse zucchero, come dovrebbe essere cambiata questa figura?

Metallico
Elettroni delocalizzati

Ionico
Attrazione elettrostatica

Covalente
Elettroni condivisi

▲ **Figura 8.1** Legami ionici, covalenti e metallici. Le tre diverse sostanze mostrate qui sono tenute insieme da differenti tipi di legame chimico.

8.1 | Simboli di Lewis e la regola dell'ottetto

Gli elettroni coinvolti nel legame chimico sono *elettroni di valenza*, che, per la maggior parte degli atomi, si trovano nel livello occupato più esterno di un atomo. (**Sezione 6.8**) Il chimico americano G.N. Lewis (1875-1946) suggerì un modo semplice di mostrare gli elettroni di valenza in un atomo e di visualizzarli nel corso della formazione del legame. Fu introdotta quella che è nota come la *simbologia di Lewis punto-elettrone* o più semplicemente la simbologia di Lewis. Il **simbolo di Lewis** per un elemento consiste nello scrivere il simbolo chimico dell'elemento indicando con un punto ogni elettrone di valenza. Lo zolfo per esempio ha configurazione elettronica $[\text{Ne}]3s^23p^4$, il suo simbolo di Lewis mostra quindi sei elettroni di valenza



I punti sono posti sui quattro lati del simbolo atomico: in basso, in alto, a destra e a sinistra. Ogni lato è occupato al massimo da due elettroni. Tutti e quattro i lati sono equivalenti, il che significa che la scelta del lato su cui porre il quinto e il sesto elettrone è arbitraria. In generale i puntini devono essere distribuiti il più possibile. Nel simbolo di Lewis per S, per esempio, si preferisce la disposizione mostrata piuttosto che quella che ha due elettroni su tre lati e nessuno sul quarto.

Si mostrano nella **Figura 8.2** le configurazioni elettroniche e i simboli di Lewis per gli elementi dei gruppi principali del secondo e del terzo periodo della tavola periodica. Notare che il numero di elettroni di valenza in ogni elemento dei gruppi principali è lo stesso per gli elementi appartenenti al medesimo gruppo. Per esempio, i simboli di Lewis per ossigeno e zolfo, membri del gruppo 6A, presentano per entrambi sei puntini.

La regola dell'ottetto

Gli atomi spesso acquistano, perdono o condividono elettroni per arrivare allo stesso numero di elettroni del gas nobile più vicino a loro sulla tavola periodica. I gas nobili hanno un intorno elettronico molto stabile, come evidenziato dalle loro alte energie di ionizzazione e basse affinità elettroniche e dalla mancanza generale di reattività chimica (**Sezione 7.8**). Poiché tutti i gas nobili, tranne He, hanno otto elettroni di valenza, molti atomi che prendono parte a reazioni chimiche raggiungono gli otto elettroni di valenza. Questa osservazione ha portato alla **regola detta dell'ottetto**: *gli atomi tendono a reagire per prendere, cedere o condividere elettroni fino a che non si circondano di otto elettroni di valenza*.

Un ottetto di elettroni in un atomo consiste di sottolivelli *s* e *p* pieni. In termini di simboli di Lewis, un ottetto può essere rappresentato con quattro coppie di elettroni di valenza posizionate attorno all'atomo così come avviene nel simbolo di Lewis per Ne e Ar nella **Figura 8.2**. Ci sono parecchie eccezioni a questa regola, come vedremo nella **Sezione 8.7**, ma essa ci fornisce un'importante base utile per introdurre molti concetti importanti relativi al legame. La regola dell'ottetto si applica generalmente ad atomi che hanno elettroni di valenza *s* e *p*; composti dei metalli di transizione, che hanno elettroni di valenza *d*, saranno esaminati nel Capitolo 23.

Un ottetto di elettroni in un atomo consiste di sottolivelli *s* e *p* pieni. In termini di simboli di Lewis, un ottetto può essere rappresentato con quattro coppie di elettroni di valenza posizionate attorno all'atomo così come avviene nel simbolo di Lewis per Ne e Ar nella **Figura 8.2**. Ci sono parecchie eccezioni a questa regola, come vedremo nella **Sezione 8.7**, ma essa ci fornisce un'importante base utile per introdurre molti concetti importanti relativi al legame. La regola dell'ottetto si applica generalmente ad atomi che hanno elettroni di valenza *s* e *p*; composti dei metalli di transizione, che hanno elettroni di valenza *d*, saranno esaminati nel Capitolo 23.



Pensaci su

Questi simboli di Lewis per il Cl sono tutti corretti?



Gruppo	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Configurazione elettronica	$[\text{He}]2s^1$	$[\text{He}]2s^2$	$[\text{He}]2s^22p^1$	$[\text{He}]2s^22p^2$	$[\text{He}]2s^22p^3$	$[\text{He}]2s^22p^4$	$[\text{He}]2s^22p^5$	$[\text{He}]2s^22p^6$
Simbolo di Lewis	Li·	·Be·	·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne·
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Configurazione elettronica	$[\text{Ne}]3s^1$	$[\text{Ne}]3s^2$	$[\text{Ne}]3s^23p^1$	$[\text{Ne}]3s^23p^2$	$[\text{Ne}]3s^23p^3$	$[\text{Ne}]3s^23p^4$	$[\text{Ne}]3s^23p^5$	$[\text{Ne}]3s^23p^6$
Simbolo di Lewis	Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	·Ar·

▲ **Figura 8.2** I simboli di Lewis.

Quesiti di autovalutazione



8.2 | Legame ionico

Le sostanze ioniche si formano generalmente in seguito all'interazione fra i metalli sul lato sinistro della tavola periodica e i non metalli sul lato destro (esclusi i gas nobili, gruppo 8A).

Per esempio, quando il sodio metallico, $\text{Na}(s)$, è posto in contatto con il cloro gassoso, $\text{Cl}_2(g)$, segue immediatamente una reazione violenta (Figura 8.3). Il prodotto di questa reazione molto esotermica è il cloruro di sodio, $\text{NaCl}(s)$:



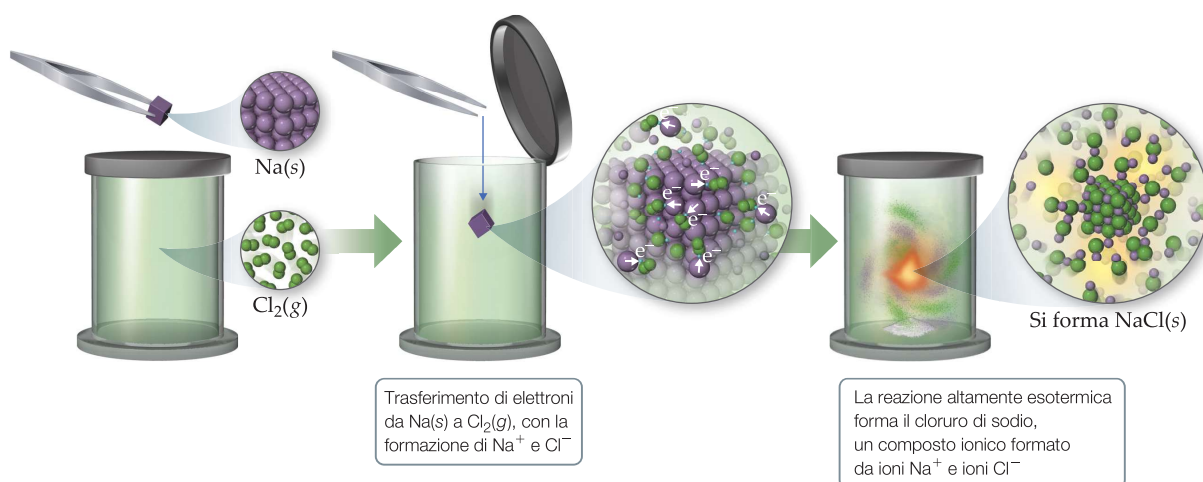
Obiettivi di apprendimento

Dopo aver studiato la Sezione 8.2, si dovrebbe essere in grado di:

- ▶ Analizzare i fattori che portano alla stabilità dei composti.
- ▶ Ordinare i composti ionici in ordine di energia reticolare crescente.
- ▶ Usare la regola dell'ottetto per determinare la carica preferenziale di uno ione.

Osserva e rispondi

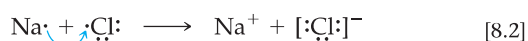
Ci si aspetta una reazione simile fra il potassio metallico e il bromo elementare?



▲ Figura 8.3 Reazione del sodio metallico con il gas cloro per formare il composto ionico cloruro di sodio.

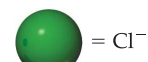
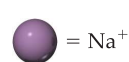
Il cloruro di sodio è composto dagli ioni Na^+ e Cl^- che si posizionano in una struttura tridimensionale regolare, come mostrato nella Figura 8.4.

La formazione di Na^+ da Na e di Cl^- da Cl_2 indica che un elettrone è stato perso dall'atomo di sodio e preso dall'atomo di cloro – possiamo immaginarlo come un *trasferimento elettronico* dall'atomo di Na all'atomo di Cl . Due delle proprietà atomiche discusse nel Capitolo 7 ci danno un'indicazione di quanto spontaneamente avvenga il trasferimento elettronico: l'energia di ionizzazione, che indica con che facilità un elettrone può essere rimosso da un atomo e l'affinità elettronica, che misura quanta energia è coinvolta nell'aggiunta di un elettrone. (Sezione 7.4) Il trasferimento elettronico per formare ioni di carica opposta si verifica quando uno degli atomi perde con facilità un elettrone (bassa energia di ionizzazione) e l'altro atomo acquista prontamente un elettrone (alta affinità elettronica). Così NaCl è un tipico composto ionico, perché formato da un metallo con bassa energia di ionizzazione e da un non metallo con alta affinità elettronica. Usando la simbologia di Lewis punto-elettrone (e mostrando un atomo di cloro piuttosto che la molecola Cl_2), possiamo rappresentare questa reazione come segue



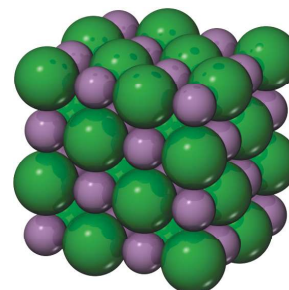
Osserva e rispondi

Se non ci fossero i colori, quale sarebbe un modo per capire se le sfere verdi rappresentano Na^+ o Cl^- ?



Ogni ione Na^+ è circondato da sei ioni Cl^-

Ogni ione Cl^- è circondato da sei ioni Na^+



▲ Figura 8.4 Struttura cristallina del cloruro di sodio.

La freccia indica il trasferimento di un elettrone dall'atomo di Na all'atomo di Cl. Entrambi gli ioni raggiungono un ottetto di elettroni: l'ottetto su Na^+ ha configurazione elettronica $2s^2 2p^6$, che si trova sotto il singolo elettrone di valenza $3s$ dell'atomo Na. Abbiamo messo una parentesi quadra attorno allo ione cloruro per enfatizzare che tutti gli otto elettroni sono localizzati esclusivamente sullo ione Cl^- .

Le sostanze ioniche hanno diverse proprietà caratteristiche. Di solito sono sostanze fragili con elevati punti di fusione. Spesso sono cristalline. Inoltre, i cristalli ionici si possono sfaldare, ovvero possono rompersi lungo superfici piane. Queste caratteristiche derivano dalle forze elettrostatiche che mantengono gli ioni in una disposizione tridimensionale rigida e ben definita, come quella mostrata in Figura 8.4.

Energetica della formazione del legame ionico

La reazione di formazione del cloruro di sodio a partire dal sodio metallico con il cloro gassoso è *molto* esotermica, come indicato dal valore grande e negativo dell'entalpia di formazione ($\Delta H_f^\circ = -410,9$ kJ, Equazione 8.1). Nell'Appendice C vediamo che anche il calore di formazione di altre sostanze ioniche è molto negativo. Quali fattori rendono la formazione dei composti ionici così esotermica?

Nell'Equazione 8.2 abbiamo rappresentato la formazione di NaCl come il trasferimento di un elettrone da Na a Cl. Tuttavia richiamiamo dalla discussione sulle energie di ionizzazione che la perdita di elettroni da un atomo è sempre un processo endotermico. (Sezione 7.4) La rimozione di un elettrone da $\text{Na}(g)$ per formare $\text{Na}^+(g)$, per esempio, richiede 496 kJ/mol. Al contrario quando un non metallo acquista un elettrone, il processo è generalmente esotermico, come si vede dalle affinità elettroniche negative degli elementi. (Sezione 7.4) Aggiungendo un elettrone a $\text{Cl}(g)$, per esempio, si ottiene il rilascio di -349 kJ/mol. Se il trasferimento di un elettrone da un atomo a un altro fosse l'unico fattore determinante nella formazione di un legame ionico, il processo nel suo insieme non potrebbe essere esotermico. Per esempio, la rimozione di un elettrone da $\text{Na}(g)$ e la sua aggiunta a $\text{Cl}(g)$ è un processo endotermico che richiede $496 - 349 = 147$ kJ/mol. Questo processo endotermico corrisponde alla formazione degli ioni del sodio e del cloro che sono infinitamente lontani – in altre parole, la variazione positiva di energia indicherebbe che gli ioni non interagiscono tra loro, situazione molto diversa dai solidi ionici.

La ragione principale per cui i composti ionici si formano e sono stabili è l'attrazione tra ioni aventi cariche di segno opposto. Questa attrazione porta gli ioni a posizionarsi vicini rilasciando energia e portando gli stessi a formare un agglomerato, o reticolo solido, come quello mostrato per NaCl nella Figura 8.4. Una misura esatta della stabilizzazione ottenuta dal posizionamento degli ioni in un solido ionico è data dall'**energia reticolare**, che è l'energia richiesta per separare completamente una mole di un solido ionico nei suoi ioni gassosi.

Per visualizzare questo processo per NaCl, immaginiamo che la struttura mostrata nella Figura 8.4 si espanda dall'interno fino a che la distanza tra gli ioni li porti a essere completamente separati. Questo processo richiede 788 kJ/mol, che è il valore dell'energia reticolare:



Notare che questo processo è fortemente endotermico. Il processo opposto – l'avvicinamento di $\text{Na}^+(g)$ e $\text{Cl}^-(g)$ per formare $\text{NaCl}(g)$ – è quindi fortemente esotermico ($\Delta H = -788$ kJ/mol).

La **Tabella 8.1** riporta l'elenco delle energie reticolari di alcuni composti ionici. I valori largamente positivi indicano che gli ioni sono fortemente attratti gli uni dagli altri in questi solidi. L'energia rilasciata dall'attrazione tra ioni di segno opposto supera di molto le energie richieste per ionizzarli, rendendo così la formazione dei composti ionici un processo nel suo insieme esotermico. La forte attrazione è anche la causa, per la maggior parte dei composti ionici, della loro durezza, fragilità e dell'alto punto di fusione – per esempio NaCl fonde a 801°C .

L'entità dell'energia reticolare di un solido dipende dalle cariche degli ioni, dalle loro dimensioni e dal loro posizionamento nel solido. Abbiamo mostrato nella **Sezione 5.1** che l'energia potenziale d'interazione tra particelle cariche è data da:

$$E_{\text{el}} = \frac{\kappa Q_1 Q_2}{d} \quad [8.4]$$



Pensaci su

Se viene effettuata la reazione $\text{KCl}(s) \longrightarrow \text{K}^+(g) + \text{Cl}^-(g)$, sarà emessa energia?

TABELLA 8.1 Energie reticolari di alcuni composti ionici

Composto	Energia reticolare (kJ/mol)	Composto	Energia reticolare (kJ/mol)
LiF	1030	MgCl ₂	2326
LiCl	834	SrCl ₂	2127
LiI	730		
NaF	910	MgO	3795
NaCl	788	CaO	3414
NaBr	732	SrO	3217
NaI	682		
KF	808	ScN	7547
KCl	701		
KBr	671		
CsCl	657		
CsI	600		

In questa equazione Q_1 e Q_2 sono le cariche delle particelle in Coulomb, con il relativo segno; d è la distanza tra i loro centri in metri e κ una costante, $8,99 \times 10^9 \text{ J}\cdot\text{m}/\text{C}^2$. L'equazione 8.4 indica che la forza attrattiva tra due ioni con cariche di segno opposto aumenta con la grandezza della carica e diminuisce all'aumentare della distanza. Quindi, per un dato agglomerato di ioni, l'energia reticolare aumenta all'aumentare della carica degli ioni e al diminuire dei loro raggi ionici. La grandezza delle energie reticolari dipende principalmente dalle cariche degli ioni poiché i raggi ionici non variano di molto.

Esercizio risolto 8.1

Ordine di grandezza delle energie reticolari

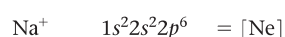
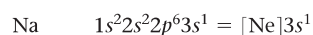
Senza consultare la Tabella 8.1, disporre i seguenti composti ionici in ordine d'energia reticolare crescente: NaF, CsI e CaO.



Poiché l'energia reticolare diminuisce all'aumentare della distanza fra gli ioni, le energie reticolari seguono andamenti paralleli rispetto a quelli dei raggi ionici mostrati in Figura 7.8. In particolare, dato che il raggio ionico aumenta come ci spostiamo verso il basso lungo un gruppo della tavola periodica, troviamo che, per un dato tipo di composto ionico, l'energia reticolare diminuisce scendendo lungo un gruppo. La Figura 8.5 illustra questo andamento per i cloruri alcalini MCl ($M = \text{Li, Na, K, Rb, Cs}$) e per gli alogenuri di sodio NaX ($X = \text{F, Cl, Br, I}$).

Configurazione elettronica degli ioni degli elementi dei blocchi s e p

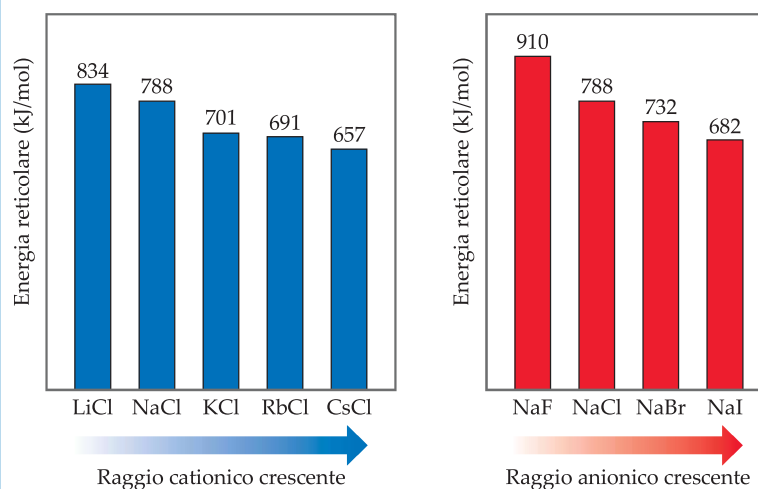
Le energie coinvolte nella formazione del legame ionico ci aiutano a spiegare il motivo per cui molti ioni tendono ad avere la configurazione elettronica dei gas nobili. Per esempio, il sodio perde prontamente un elettrone per formare Na^+ , che ha la stessa configurazione del Ne:



Sebbene l'energia reticolare aumenti con l'aumento della carica ionica, non troviamo mai composti ionici che contengano ioni Na^{2+} . Il secondo elettrone rimosso dovrebbe provenire da un guscio interno dell'atomo di sodio e la rimozione d'elettroni da un guscio interno richiederebbe un elevato dispendio di energia. (Sezione 7.4) L'incremento di energia reticolare non è sufficiente per compensare l'energia necessaria per rimuovere un elettrone di un guscio interno. Perciò, il sodio e gli altri elementi metallici del gruppo 1A sono presenti nelle sostanze ioniche solo come ioni $1+$.

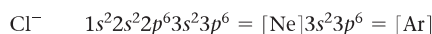
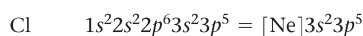
Osserva e rispondi

Usando questa figura, si può porre un limite superiore e inferiore all'energia reticolare di KF?



▲ **Figura 8.5** Andamenti periodici nelle energie reticolari in funzione del raggio del catione o dell'anione.

Analogamente, l'aggiunzione di elettroni ai non metalli è esotermica o solo moderatamente endotermica man mano che gli elettroni si aggiungono al guscio di valenza. Quindi, un atomo di cloro aggiunge facilmente un elettrone per formare Cl^- , che ha la stessa configurazione di Ar:



Per formare uno ione Cl^{2-} , il secondo elettrone dovrebbe essere aggiunto al guscio del livello energetico successivo dell'atomo, processo che è energeticamente molto sfavorito. Perciò, nei composti ionici non si trova mai lo ione Cl^{2-} . Basandoci su questi concetti, ci aspettiamo che i composti ionici dei metalli rappresentativi dei gruppi 1A, 2A e 3A contengano rispettivamente cationi di carica 1+, 2+ e 3+. Analogamente, i composti ionici dei non metalli rappresentativi dei gruppi 5A, 6A e 7A, generano solitamente anioni rispettivamente di carica 3-, 2- e 1-.

Ioni dei metalli di transizione

Abbiamo visto che la regola dell'ottetto è utile per prevedere la carica più stabile degli ioni degli elementi dei gruppi principali (blocco *s* e *p*); al contrario, la regola dell'ottetto è meno utile quando si voglia fare previsioni sugli ioni formati da atomi appartenenti al blocco dei metalli di transizione. Per esempio, consideriamo un atomo di Fe, la cui configurazione elettronica è $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ (Sezione 6.9). Il Fe forma due cationi, Fe^{2+} e Fe^{3+} , che hanno rispettivamente configurazione elettronica $[\text{Ar}] 3d^6$ e $[\text{Ar}] 3d^5$ (Sezioni 2.8 e 7.4). Entrambi gli ioni, Fe^{2+} e Fe^{3+} , non possiedono un ottetto di elettroni e non c'è nemmeno una semplice analogia che ci permetta di prevedere la loro formazione come ioni preferenziali dell'atomo di Fe.

Sebbene utile, la regola dell'ottetto presenta chiaramente delle limitazioni e risulta di scarsa utilità per i metalli di transizione. Considerata questa limitazione, una volta che conosciamo la carica dello ione di un metallo di transizione, possiamo prevedere come esso si combina con i non metalli per formare composti ionici. Per esempio, sia lo ione Fe^{2+} che lo ione Fe^{3+} , formano ossidi: FeO (nel caso dello ione Fe^{2+}) e Fe_2O_3 (nel caso dello ione Fe^{3+}). In linea con quanto ci si aspetta dalle proprietà dei composti ionici, sia FeO che Fe_2O_3 sono composti solidi, fragili, caratterizzati da elevati valori di temperatura di fusione.



Pensaci su

Quale elemento forma uno ione $3+$ che ha configurazione elettronica $[\text{Kr}] 4d^6$?

APPROFONDIMENTO **Calcolo delle energie reticolari: il ciclo di Born-Haber****Esercizio risolto 8.2****Cariche degli ioni**

Prevedere gli ioni più comuni formati da (a) Sr, (b) S, (c) Al.

**Quesiti di autovalutazione**

8.3 | Legame covalente

La grande maggioranza delle sostanze chimiche non ha le caratteristiche dei composti ionici. La maggior parte delle sostanze con cui veniamo a contatto ogni giorno – come l'acqua per esempio – tendono a essere gassose, liquide o solide con bassi punti di fusione. Molte, come la benzina, evaporano rapidamente. Altre invece sono flessibili nella loro forma solida – come le borse di plastica e la cera.

Per la maggior parte delle sostanze che non si comportano come le sostanze ioniche, abbiamo bisogno di un modello differente per spiegare come gli atomi si leghino tra loro. G.N. Lewis elaborò l'idea che gli atomi potessero assumere la configurazione di un gas nobile mettendo in compartecipazione elettroni. Un legame chimico formato dalla condivisione di una coppia di elettroni è detto *legame covalente*. L'idrogeno molecolare, H_2 , è il più semplice esempio di legame covalente. Quando due atomi si avvicinano, tra loro agiscono interazioni elettrostatiche. I due nuclei carichi positivamente si respingono, gli elettroni carichi negativamente si respingono, mentre i nuclei e gli elettroni si attraggono come mostrato nella **Figura 8.7(a)**. Poiché la molecola di H_2 esiste come un'entità stabile, le forze attrattive devono superare le forze repulsive. Come può accadere?

Usando i metodi quantomeccanici, analoghi a quelli impiegati per gli atomi (**Sezione 6.5**), è possibile calcolare la distribuzione della densità elettronica della molecola. Questo tipo di calcolo per H_2 mostra che l'attrazione tra i nuclei e gli elettroni provoca un addensamento di carica negativa tra i nuclei, come mostrato nella **Figura 8.7(b)**. Ne consegue che l'interazione elettrostatica è nel suo insieme attrattiva. Perciò, gli atomi in H_2 sono tenuti assieme principalmente perché i due nuclei sono attratti dalla concentrazione della carica negativa posizionata tra loro. In sostanza, la coppia di elettroni condivisa in ogni legame covalente agisce come una "colla" per tenere uniti gli atomi.

**Obiettivi di apprendimento**

Dopo aver studiato la **Sezione 8.3**, si dovrebbe essere in grado di:

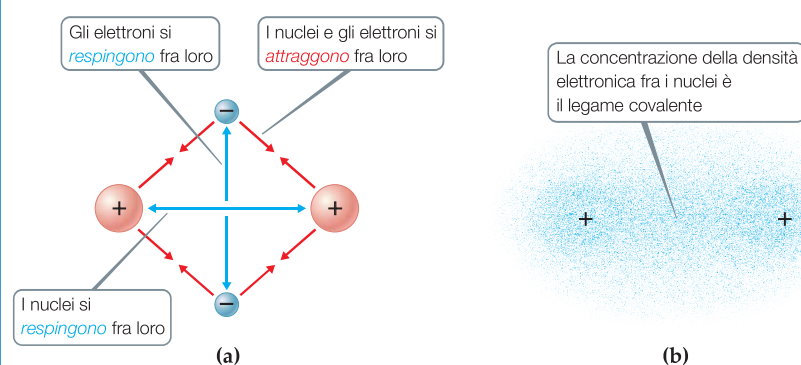
- ▶ Descrivere il legame covalente e distinguerlo dal legame ionico.
- ▶ Disegnare le strutture di Lewis per rappresentare la distribuzione degli elettroni nelle molecole.
- ▶ Usare le strutture di Lewis e la regola dell'ottetto per prevedere la presenza e la posizione di legami multipli nelle molecole.

**Pensaci su**

Se una molecola di H_2 è ionizzata per formare H_2^+ , cambierà la forza di legame. In base alla semplice descrizione del legame covalente data sopra, ci si aspetta che il legame $H-H$ in H_2^+ sia più debole o più forte del legame $H-H$ in H_2 ?

**Osserva e rispondi**

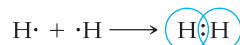
Cosa accade alla densità elettronica fra i nuclei in (b) se questi vengono allontanati?



▲ **Figura 8.7** Il legame covalente in H_2 . (a) Attrazioni e repulsioni tra nuclei ed elettroni nella molecola di idrogeno. (b) Distribuzione elettronica nella molecola di H_2 .

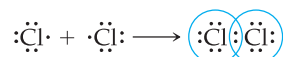
Strutture di Lewis

La formazione dei legami covalenti può essere rappresentata usando i simboli di Lewis per gli atomi che li formano. La formazione della molecola H_2 a partire da due atomi di H, per esempio, può essere rappresentata così



In questo modo ogni atomo acquista un secondo elettrone, raggiungendo la configurazione stabile a due elettroni del gas nobile He.

La formazione di un legame covalente tra due atomi di Cl, per generare una molecola di Cl_2 , può essere rappresentata in modo simile:

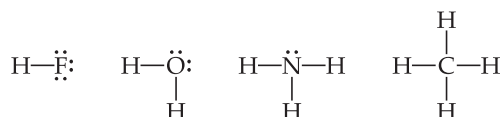


Mettendo in compartecipazione la coppia elettronica, ogni atomo di cloro ha otto elettroni (un otetto) nel suo livello di valenza, raggiungendo così la configurazione elettronica dell'argon.

Le strutture mostrate qui per H_2 e Cl_2 si chiamano **strutture di Lewis** o *strutture elettrone-punto di Lewis*. Nello scrivere le strutture di Lewis, rappresentiamo generalmente ogni coppia elettronica condivisa, o **coppia di legame**, con una linea e le coppie non condivise (chiamate anche **coppie solitarie** o **coppie di non legame**) con dei punti. Scritte in questo modo, le strutture di H_2 e Cl_2 sono

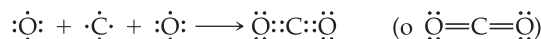


Per i non metalli il numero di elettroni di valenza in un atomo neutro è uguale al numero del gruppo. Quindi si potrebbe prevedere che gli elementi 7A, come F, formino un legame covalente per raggiungere un otetto; gli elementi 6A, come O, ne dovrebbero formare due; gli elementi 5A, come N, ne dovrebbero formare tre; e gli elementi 4A, come C, quattro. Queste previsioni sono confermate in molti composti. Per esempio consideriamo i semplici composti dell'idrogeno con i non metalli del secondo periodo della tavola periodica:



Legami multipli

La condivisione di una coppia di elettroni dà luogo a un singolo legame covalente chiamato generalmente **legame singolo**. In molte molecole, gli atomi arrivano all'ottetto completo condividendo più di una coppia di elettroni. Quando due coppie di elettroni sono condivise, si tracciano due linee, rappresentando così un **legame doppio**. Nel diossido di carbonio, per esempio, si formano legami tra il carbonio, con quattro elettroni di valenza, e l'ossigeno con sei:



Come mostra il disegno, ogni ossigeno acquisisce un otetto di elettroni condividendo due coppie elettroniche con il carbonio. Il carbonio, d'altra parte, raggiunge l'ottetto di elettroni condividendo due coppie con due atomi d'ossigeno.

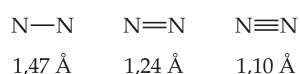
Un **triplo legame** corrisponde alla condivisione di tre coppie elettroniche, come nella molecola di N_2 :



Poiché ogni atomo di azoto possiede cinque elettroni nel livello di valenza, tre coppie elettroniche devono essere condivise per raggiungere l'ottetto.

Le proprietà di N_2 sono in completo accordo con la sua struttura di Lewis. L'azoto è un gas diatomico con reattività eccezionalmente bassa dovuta al legame azoto-azoto molto stabile. Gli atomi di azoto sono separati solo da 1,10 Å. La breve distanza di legame fra i due atomi di azoto è una conseguenza del triplo legame. Dagli studi della struttura di molte sostanze differenti nelle quali gli atomi d'azoto condividono una o

due coppie elettroni, abbiamo imparato che la distanza media tra gli atomi d'azoto varia con il numero delle coppie elettroniche condivise:



Come regola generale, la distanza tra gli atomi legati insieme diminuisce con l'aumentare del numero di coppie di elettroni condivise. Questo punto verrà discusso in maggior dettaglio nella [Sezione 8.8](#).



Pensaci su

La lunghezza del legame C—O nell'ossido di carbonio, CO, è 1,13 Å, mentre la lunghezza del legame C—O nel CO₂ è 1,24 Å. Senza rappresentare una struttura di Lewis, si presume che l'ossido di carbonio abbia un legame singolo, doppio o triplo tra gli atomi C e O?



Esercizio risolto 8.3

La struttura di Lewis di un composto



Dati i simboli di Lewis per gli elementi azoto e fluoro mostrati nella Figura 8.2, prevedere la formula del composto binario stabile (un composto comprendente due elementi) formato quando l'azoto reagisce con il fluoro e scrivere la sua struttura di Lewis.



Quesiti di autovalutazione



8.4 | Polarità di legame ed elettronegatività

Quando due atomi identici si legano come in Cl₂ e N₂, le coppie elettroniche devono essere ugualmente condivise. Quando si legano due atomi provenienti dai lati opposti della tavola periodica, come NaCl, non c'è praticamente compartecipazione di elettroni, il che significa che NaCl è formato dall'unione di Na⁺ e Cl⁻. L'elettrone 3s dell'atomo di sodio è, in effetti, trasferito completamente sul cloro. I legami che si formano nella maggior parte dei composti covalenti si trovano in una posizione intermedia a questi due estremi.

Il concetto di **polarità di legame** aiuta a descrivere la condivisione degli elettroni tra gli atomi. Un **legame covalente non polare** è uno di quelli in cui gli atomi che prendono parte al legame condividono in maniera uguale gli elettroni, come negli esempi già citati per Cl₂ e N₂. In un **legame covalente polare**, uno degli atomi esercita un'attrazione sugli elettroni di legame superiore a quella esercitata dall'altro atomo. Se la differenza è sufficientemente grande, si forma un legame ionico.

Elettronegatività

Il concetto di *elettronegatività* viene utilizzato per stimare se un dato legame sarà covalente polare, non polare o ionico.

L'elettronegatività è definita come la capacità di un atomo in una molecola di attrarre elettroni verso di sé.

Più grande è l'elettronegatività di un atomo, più grande è la sua abilità di attrarre elettroni verso di sé. L'elettronegatività di un atomo in una molecola è correlata all'energia di ionizzazione e all'affinità elettronica, che sono proprietà dell'atomo isolato. Un atomo con un'affinità elettronica molto negativa e con alta energia di ionizzazione tenderà sia ad attrarre elettroni da altri atomi sia a trattenere i propri elettroni; esso sarà altamente elettronegativo.

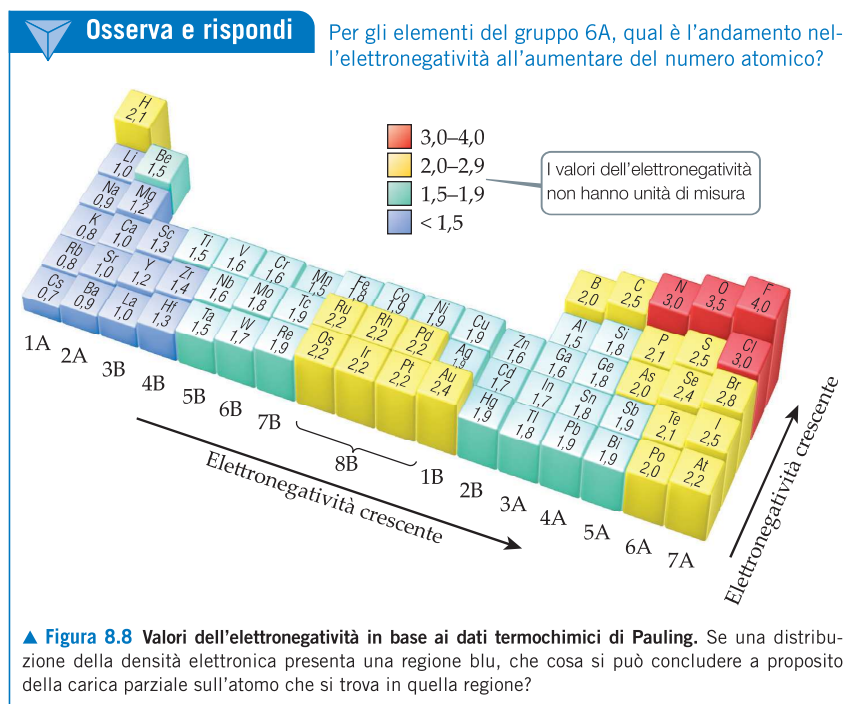
La valutazione numerica dell'elettronegatività si può basare su una varietà di proprietà, non solo sull'energia di ionizzazione e sull'affinità elettronica. Il chimico americano Linus Pauling (1901-1994) sviluppò la prima e più largamente usata scala di elettronegatività, basata su dati termodinamici. La [Figura 8.8](#) mostra i valori di elettronegatività di Pauling per molti elementi: vi è un aumento generale nell'elettronegatività spostandosi da sinistra a destra lungo un periodo – cioè, dagli elementi più metallici a



Obiettivi di apprendimento

Dopo aver studiato la [Sezione 8.4](#), si dovrebbe essere in grado di:

- ▶ Descrivere il concetto di elettronegatività e il suo andamento periodico.
- ▶ Suddividere i diversi tipi di legame in base alla differenza di elettronegatività tra gli atomi coinvolti nel legame.
- ▶ Mettere in relazione il momento dipolare di una molecola biatomica con la carica parziale degli atomi che la compongono.
- ▶ Differenziare i composti ionici dai composti covalenti in base alle loro proprietà fisiche.



quelli meno metallici. Con alcune eccezioni (specialmente nei metalli di transizione), l'elettronegatività diminuisce all'interno di ogni gruppo con il crescere del numero atomico. Questo è quello che ci potremmo aspettare, poiché sappiamo che le energie di ionizzazione tendono a diminuire all'aumentare del numero atomico in un gruppo e le affinità elettroniche non cambiano di molto.

Non è necessario memorizzare i valori numerici per le elettronegatività. Invece, bisognerebbe ricordare gli andamenti periodici, così da poter prevedere quale tra due elementi è il più elettronegativo.



Pensaci su

In cosa differisce l'elettronegatività di un elemento dalla sua affinità elettronica?

Elettronegatività e polarità di legame

Possiamo usare la differenza di elettronegatività tra due atomi per attribuire la giusta polarità al loro legame. Consideriamo questi tre composti contenenti il fluoro:

Composto	F ₂	HF	LiF
Differenza di elettronegatività	4,0 - 4,0 = 0	4,0 - 2,1 = 1,9	4,0 - 1,0 = 3,0
Tipo di legame	Covalente non polare	Covalente polare	Ionico

In F₂ gli elettroni sono ugualmente distribuiti tra gli atomi di fluoro e quindi il legame covalente è *non polare*. In generale, un legame covalente non polare si forma quando due atomi aventi uguali elettronegatività si legano.

In HF l'atomo di fluoro ha elettronegatività maggiore rispetto all'idrogeno, con il risultato che la distribuzione non è equilibrata – il legame è *polare*. In generale, quando gli atomi hanno diversa elettronegatività formano un legame covalente polare. In HF l'atomo di fluoro più elettronegativo attira la densità elettronica lontano dall'idrogeno, l'atomo meno elettronegativo, lasciando una parziale carica positiva sull'atomo d'idrogeno e una parziale carica negativa sul fluoro. Possiamo rappresentare così la distribuzione di carica come



Il $\delta+$ e il $\delta-$ (leggi "delta più" e "delta meno") simboleggiano le cariche parzialmente positive e negative. In un legame polare, questi simboli rappresentano cariche parziali, minori rispetto alla carica piena degli ioni.

In LiF la differenza di elettronegatività è molto grande, cioè la densità elettronica è molto spostata verso F. Il legame risultante è quindi ionico. Perciò, se consideriamo il

Fondamenti di Chimica

Accedi all'ebook e ai
contenuti digitali

> Espandi le tue risorse

> con un libro che **non pesa** e si **adatta**
alle dimensioni del tuo **lettore**



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

