

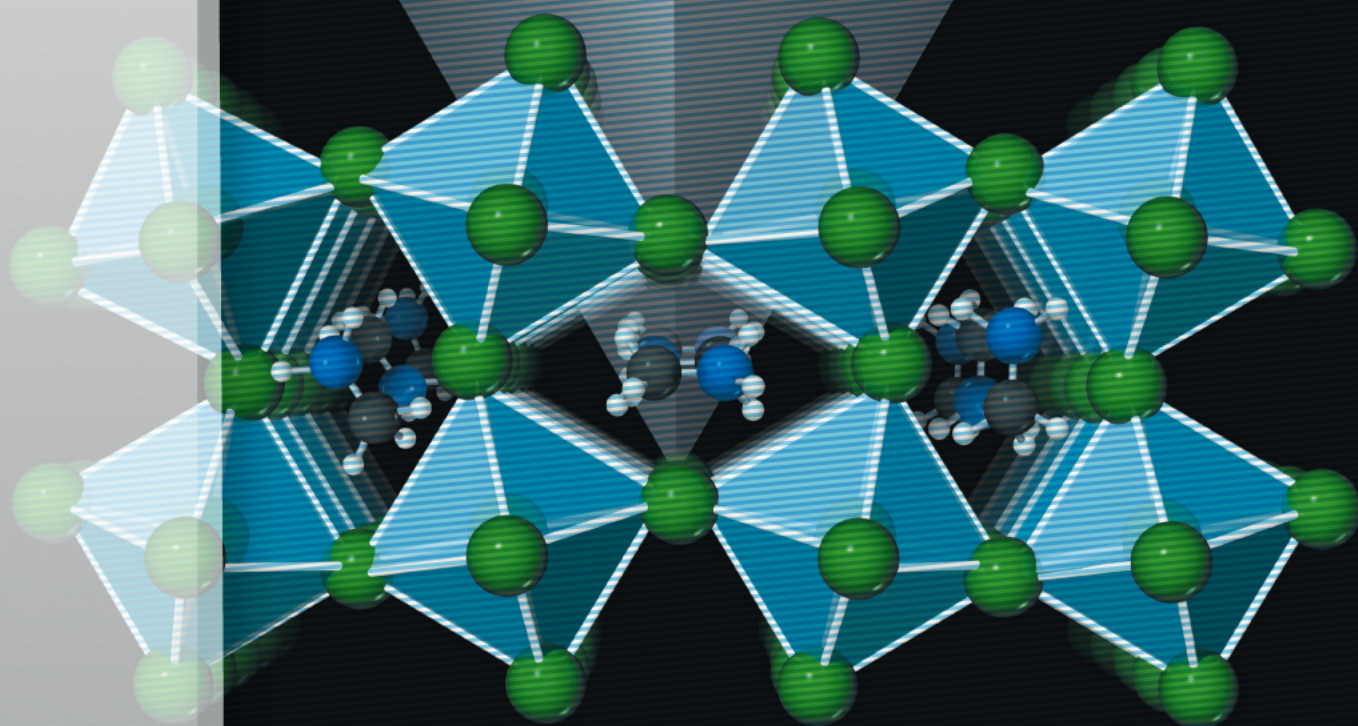
Comprende versione
ebook



Fondamenti di Chimica

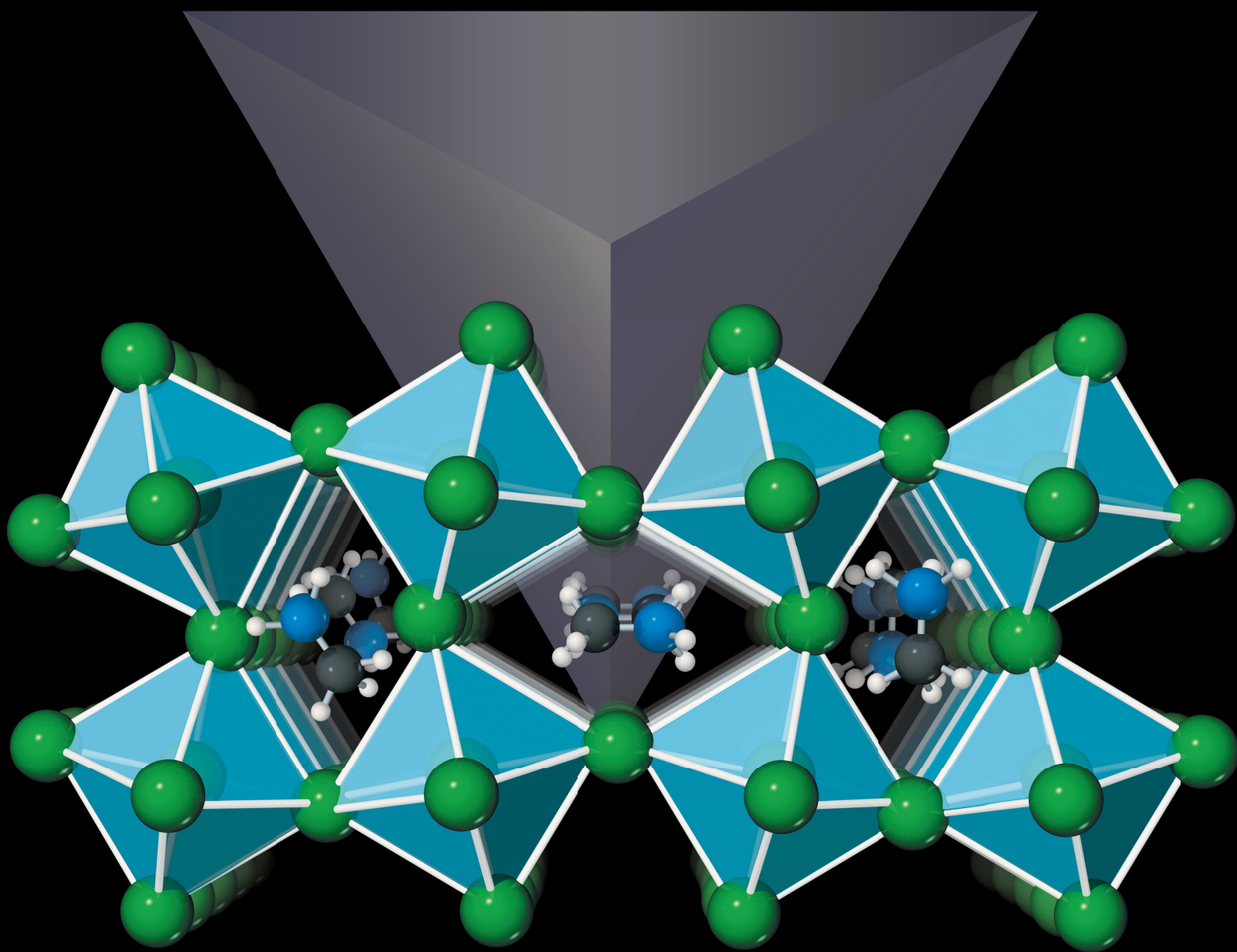
IV edizione

Brown
LeMay
Bursten
Murphy
Woodward
Stoltzfus



QUARTA EDIZIONE

FONDAMENTI DI CHIMICA



In copertina la rappresentazione di un alogenuro di perovskite, il metilammonio piombo ioduro ($\text{CH}_3\text{NH}_2\text{PbI}_3$). Questo tipo di composti sta emergendo negli ultimi anni come valida alternativa ai semiconduttori convenzionali come il silicio, l'arsenuro di gallio e il seleniuro di cadmio. Gli alogenuri di perovskite sono potenzialmente ottimi materiali per la fabbricazione di LED e di rivelatori di radiazioni, ma l'applicazione più promettente riguarda le celle fotovoltaiche. Gli scienziati sono stati in grado di costruire celle fotovoltaiche basate su alogenuri di perovskiti con efficienza di conversione del 20%, confrontabile con le migliori celle al silicio disponibili sul mercato. L'efficienza è impressionante, ma la vera rivoluzione che portano questi materiali è la possibilità di essere preparati in soluzione con l'utilizzo di strumenti da laboratorio comuni e poco costosi; al contrario le celle fotovoltaiche convenzionali richiedono attrezzature specializzate e procedure costose. Attualmente i chimici stanno ricercando perovskiti che non contengano piombo e che siano meno soggette alla degradazione dovuta all'umidità.

QUARTA EDIZIONE

FONDAMENTI DI CHIMICA

Theodore L. Brown

University of Illinois at Urbana-Champaign

H. Eugene LeMay, Jr.

University of Nevada, Reno

Bruce E. Bursten

Worcester Polytechnic Institute

Catherine J. Murphy

University of Illinois at Urbana-Champaign

Patrick M. Woodward

The Ohio State University

Matthew W. Stoltzfus

The Ohio State University

Con il contributo di

Michael W. Lufaso

University of North Florida



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 © 2018, 14^a ed., Pearson Education, Inc.

FONDAMENTI DI CHIMICA *Quarta edizione*

Copyright © 2018, EdiSES s.r.l. – Napoli

9	8	7	6	5	4	3	2	1	0
2022	2021	2020	2019	2018					

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:

Vincenzo Scasserra

Fotoincisione e stampa:

Tipolitografia Sograte s.r.l.

Zona Ind. Regnano – Città di Castello (PG)

per conto della

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

http: www.edises.it E-mail: info@edises.it

ISBN 978 88 7959 853 8

EDIZIONE ITALIANA A CURA DI:

Isabella CHIAROTTO

Facoltà di Ingegneria Civile e Industriale
Università degli Studi di Roma "La Sapienza"

Maria Luisa DI VONA

Facoltà di Ingegneria
Università degli Studi di Roma "Tor Vergata"

Marta FEROCI

Facoltà di Ingegneria Civile e Industriale
Università degli Studi di Roma "La Sapienza"

Claudio FERONE

Facoltà di Ingegneria
Università degli Studi di Napoli "Parthenope"

Maurizio FIORINI

Facoltà di Ingegneria
Università degli Studi di Bologna

Roberta GALEAZZI

Facoltà di Scienze
Università Politecnica delle Marche

Elisabetta GIORGINI

Facoltà di Scienze
Università politecnica delle Marche

Giuliana GORRASI

Facoltà di Ingegneria
Università degli Studi di Salerno

Andrea MELE

Facoltà di Ingegneria dei Processi Industriali
Politecnico di Milano

Sara NARDIS

Facoltà di Ingegneria
Università degli Studi di Roma "Tor Vergata"

Roberto PAOLESSE

Facoltà di Ingegneria
Università degli Studi di Roma "Tor Vergata"

Fabio Attilio Cirillo RAGAINI

Facoltà di Scienze Matematiche, Fisiche e Naturali
Università degli Studi di Milano

Giuseppina ROVIELLO




Facoltà di Ingegneria
Università degli Studi di Napoli "Parthenope"

Sergio STOCCORO

Facoltà di Scienze Matematiche Fisiche e Naturali
Università degli Studi di Sassari

SOMMARIO

PREFAZIONE ^{xx}

- 1** Introduzione: la materia, l'energia e la misura 2
- 2** Atomi, molecole e ioni 42
- 3** Reazioni chimiche e stechiometria delle reazioni 82
- 4** Reazioni in soluzione acquosa 120
- 5** Termochimica 162
- 6** Struttura elettronica degli atomi 212
- 7** Proprietà periodiche degli elementi 256
- 8** Concetti base del legame chimico 298
- 9** Geometria molecolare e teorie del legame 338
- 10** I gas 394
- 11** I liquidi e le forze intermolecolari 434
- 12** I solidi e i materiali moderni 472
- 13** Proprietà delle soluzioni 524
- 14** Cinetica chimica 568
- 15** Equilibrio chimico 622
- 16** Equilibri acido-base 664
- 17** Ulteriori aspetti degli equilibri in soluzione acquosa 716
- 18** Termodinamica chimica 766
- 19** Elettrochimica 808
- 20** Chimica nucleare 860
- 21** La chimica ambientale 
- 22** La chimica dei non metalli 
- 23** I metalli di transizione e la chimica di coordinazione 

APPENDICI

- A** Operazioni matematiche 902
- B** Proprietà dell'acqua 909
- C** Quantità termodinamiche per sostanze selezionate a 298,15 K (25 °C) 910
- D** Costanti di equilibrio in soluzione acquosa 914
- E** Potenziali di riduzione standard a 25 °C 916

RISPOSTE A ESERCIZI SELEZIONATI A-1

RISPOSTE A PENSACI SU A-25

RISPOSTE A OSSERVA E RISPONDI A-31

RISPOSTE A ESERCIZI DA SVOLGERE SELEZIONATI A-37

GLOSSARIO G-1

INDICE ANALITICO I-1

INDICE

PREFAZIONE xx

1 Introduzione: la materia, l'energia e la misura 2

- 1.1 Lo studio della chimica 4**
Una visione atomica e molecolare della chimica 4
Perché studiare la chimica? 5
- 1.2 Classificazione della materia 7**
Gli stati della materia 7 Le sostanze pure 7
Gli elementi 8 I composti 9 Le miscele 10
- 1.3 Proprietà della materia 12**
Cambiamenti fisici e chimici 12 Separazione di
miscele 13
- 1.4 La natura dell'energia 15**
Energia cinetica ed energia potenziale 15
- 1.5 Unità di misura 17**
Unità SI 17 Lunghezza e massa 19
Temperatura 19 Unità derivate dal
SI 20 Volume 20
Densità 21 Unità dell'energia 21
- 1.6 L'errore nella misurazione 24**
Precisione e accuratezza 24 Cifre significative 25
Cifre significative nei calcoli 26
- 1.7 Analisi dimensionale 28**
Fattori di conversione 28 Utilizzare due o più fattori
di conversione 30 Conversioni che coinvolgono
volumi 31

Sommario e parole chiave 33

Obiettivi chiave 34 Equazioni chiave 34

Esercizi 35 Esercizi aggiuntivi 39

Chimica in azione La chimica e le industrie
chimiche 6

Approfondimento Il metodo scientifico 17

Chimica in azione La chimica nelle notizie 23

Strategie in chimica Risposte stimate 30

Strategie in chimica L'importanza della pratica 32

Strategie in chimica Le caratteristiche di questo
testo 32



2 Atomi, Molecole e Ioni 42

- 2.1 La teoria atomica della materia 44**
 - 2.2 Classificazione della materia 45**
Raggi catodici ed elettroni 45 La Radioattività 47
Il modello nucleare dell'atomo 48
 - 2.3 La visione moderna della struttura
atomica 49**
Numero atomico, numero di massa e isotopi 51
 - 2.4 I pesi atomici 53**
La scala delle masse atomiche 53 I pesi atomici 53
 - 2.5 La tavola periodica 55**
 - 2.6 Molecole e composti molecolari 58**
Molecole e formule chimiche 58 Formule molecolari
e formule empiriche 58 Rappresentazione delle
molecole 59
 - 2.7 Ioni e composti ionici 60**
Prevedere le cariche ioniche 61 Composti ionici 62
 - 2.8 Nomenclatura dei composti
inorganici 65**
Nomi e formule dei composti ionici 65 Nome e
formula degli acidi 69 Nomi e formule dei composti
molecolari binari 70
 - 2.9 Alcuni semplici composti
organici 71**
Alcani 71 Alcuni derivati degli alcani 72
- Sommario e parole chiave 74**
Obiettivi chiave 74 Equazioni chiave 75
Esercizi 75 Esercizi aggiuntivi 80

Approfondimento Le forze fondamentali 51

Approfondimento Lo spettrometro di massa 54

Approfondimento Quale è la composizione delle
monete? 57

Chimica e vita Gli elementi essenziali per gli
organismi viventi 64

Strategie in chimica Come superare un test 73

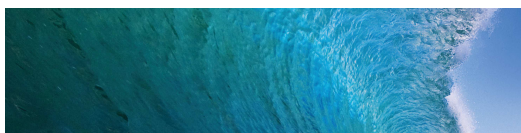
3 Reazioni chimiche e stechiometria delle reazioni 82



- 3.1 Equazioni chimiche 84**
Il bilanciamento delle equazioni 84 Un esempio passo-passo di bilanciamento di un'equazione chimica 85 Indicare lo stato fisico dei reagenti e dei prodotti 87
- 3.2 Alcuni semplici tipi di reattività chimica 88**
Reazione di combinazione e decomposizione 88
Le reazioni di combustione 90
- 3.3 Pesì formula 90**
Pesì formula e molecolari 91
Composizione percentuale dalle formule 92
- 3.4 Numero di Avogadro e la mole 93**
La massa molare 94
Interconversione tra grammi e moli 96
Interconversione tra masse e numero di particelle 97
- 3.5 Formule empiriche ricavate da analisi sperimentali 98**
Formula molecolare dalla formula empirica 100
Analisi per combustione 101
- 3.6 Informazioni quantitative ricavate dalle equazioni bilanciate 102**
- 3.7 Reagenti limitanti 106**
Rese teoriche e percentuali 108
Sommario e parole chiave 110
Obiettivi chiave 110 Equazioni chiave 110
Esercizi 111 Esercizi aggiuntivi 117
Esercizi integrativi 118 Progettare un esperimento 119

Strategie in chimica Risolvere i problemi 92
Chimica e vita Monitoraggio del glucosio 96
Strategie in chimica Progettare un esperimento 109

4 Reazioni in soluzione acquosa 120



- 4.1 Proprietà generali delle soluzioni acquose 122**
Elettroliti e non elettroliti 122

Dissoluzione dei composti in acqua 123 Elettroliti forti e deboli 124

- 4.2 Reazioni di precipitazione 126**
Linee guida sulla solubilità dei composti ionici 126
Reazioni di doppio scambio (metatesi) 127
Equazioni ioniche e ioni spettatori 129
 - 4.3 Acidi, basi e reazioni di neutralizzazione 130**
Acidi 130 Basi 131 Acidi e basi forti e deboli 132 Identificazione degli elettroliti forti e deboli 132 Reazioni di neutralizzazione e sali 134 Reazioni acido-base con formazione di gas 136
 - 4.4 Reazioni di ossido-riduzione 137**
Ossidazione e riduzione 137 Numeri di ossidazione 138 Ossidazione dei metalli da parte di acidi e sali 140 Serie di attività 141
 - 4.5 Concentrazione delle soluzioni 144**
Molarità 144 Espressione della concentrazione di un elettrolita 145 Interconversione tra molarità, moli e volume 146 Diluizione 147
 - 4.6 Stechiometria delle soluzioni e analisi chimica 148**
Titolazioni 150
Sommario e parole chiave 153
Obiettivi chiave 154 Equazioni chiave 154
Esercizi 154 Esercizi aggiuntivi 159
Esercizi integrativi 160 Progettare un esperimento 161
-
- Chimica in azione** Gli antiacidi 136
Strategie in chimica Analisi delle reazioni chimiche 144



5 Termochimica 162

- 5.1 Natura dell'energia chimica 164**
- 5.2 Prima legge della termodinamica 166**
Sistema e ambiente 166 Energia interna 167 Correlazione tra ΔE , calore e lavoro 168 Processi endotermici ed esotermici 170 Funzioni di stato 170
- 5.3 Entalpia 172**
Lavoro pressione-volume 172 Variazione di Entalpia 174
- 5.4 Entalpie di reazione 176**
- 5.5 Calorimetria 178**
Capacità termica e calore specifico 179 Calorimetri a pressione costante 180 Il calorimetro a bomba (calorimetria a volume costante) 182
- 5.6 Legge di Hess 183**

5.7 Entalpie di formazione 186

Uso delle entalpie di formazione per il calcolo delle entalpie di reazione 188

5.8 Entalpie di legame 190

Entalpie di legame e entalpie di reazioni 192

5.9 Cibi e combustibili 194

Cibi 194 Combustibili 196 Altre fonti di energia 197

Sommario e parole chiave 200

Obiettivi chiave 201 Equazioni chiave 201

Esercizi 202 Esercizi aggiuntivi 208

Esercizi integrativi 210 Progettare un esperimento 211

Approfondimento Energia, entalpia e lavoro P - V 175

Approfondimento L'entalpia come riferimento 178

Chimica e vita Regolazione della temperatura corporea 183

Chimica in azione Le sfide scientifiche e politiche dei biocombustibili 198

6 Struttura elettronica degli atomi 212

6.1 Natura ondulatoria della luce 214**6.2 Energia quantizzata e fotoni 216**

Oggetti caldi e quantizzazione dell'energia 216 L'effetto fotoelettrico e i fotoni 217

6.3 Spettri a righe e modello di Bohr 219

Spettri a righe 219 Il modello di Bohr 220 Gli stati energetici dell'atomo di idrogeno 221 Limitazioni al modello di Bohr 224

6.4 Comportamento ondulatorio della materia 224

Principio di indeterminazione 226

6.5 Meccanica quantistica e orbitali atomici 227

Orbitali e numeri quantici 228

6.6 Rappresentazioni degli orbitali 231

Gli orbitali s 231 Gli orbitali p 233 Gli orbitali d ed f 234

6.7 Atomi multielettronici 234

Gli orbitali e le loro energie 235 Lo spin elettronico e il principio di esclusione di Pauli 236

6.8 Configurazioni elettroniche 236

La regola di Hund 238 Le configurazioni elettroniche condensate 240 I metalli di transizione 240 I lantanidi e gli attinidi 241

6.9 Configurazioni elettroniche e tavola periodica 241

Configurazioni elettroniche anomale 244

Sommario e parole chiave 246

Obiettivi chiave 247 Equazioni chiave 248

Esercizi 248 Esercizi aggiuntivi 253

Esercizi integrativi 255 Progettare un esperimento 255

Approfondimento Misura e principio di indeterminazione 226

Approfondimento Esperimenti immaginari e il gatto di Schrödinger 229

Approfondimento Densità di probabilità e funzioni di probabilità radiale 233

Chimica e vita Spin nucleare e imaging di risonanza magnetica 237



7 Proprietà periodiche degli elementi 256

7.1 Storia della tavola periodica 258**7.2 Carica nucleare effettiva 259****7.3 Dimensioni di atomi e ioni 262**

Periodicità dei raggi atomici 264 Periodicità nei raggi ionici 264

7.4 Energia di ionizzazione 268

Variazioni nelle energie di ionizzazione successive 268 Andamenti periodici dell'energia di prima ionizzazione 269 Configurazioni elettroniche degli ioni 270

7.5 Affinità elettronica 272

Andamenti periodici dell'affinità elettronica 273

7.6 Metalli, non metalli e metalloidi 273

Metalli 274 Non metalli 276 Metalloidi 278

7.7 Andamenti nei gruppi dei metalli alcalini e alcalino-terrosi 278

Gruppo 1A: i metalli alcalini 278 Gruppo 2A: i metalli alcalino-terrosi 282

7.8 Andamenti nei gruppi di alcuni non metalli 283

Idrogeno 283 Gruppo 6A: il gruppo dell'ossigeno 284 Gruppo 7A: gli alogeni 285 Gruppo 8A: i gas nobili 287

Sommario e parole chiave 288

Obiettivi chiave 289 Equazioni chiave 289

Esercizi 290 Esercizi aggiuntivi 294

Esercizi integrativi 296 **Progettare un esperimento** 297

Approfondimento La carica nucleare effettiva 262

Chimica in azione Dimensioni ioniche e batterie al litio 267

Chimica e vita Lo sviluppo improbabile dei farmaci al litio 281



8 Concetti base del legame chimico 298

8.1 Simboli di Lewis e la regola dell'ottetto 300

La regola dell'ottetto 300

8.2 Legame ionico 301

Energetica della formazione del legame ionico 302 Configurazione elettronica degli ioni degli elementi dei blocchi *s* e *p* 304 Ioni dei metalli di transizione 305

8.3 Legame covalente 306

Strutture di Lewis 307 Legami multipli 308

8.4 Polarità di legame ed elettronegatività 309

Elettronegatività 309 Elettronegatività e polarità di legame 310 Momenti dipolari 311 Differenze fra il legame ionico e quello covalente 314

8.5 Rappresentare le strutture di Lewis 315

Carica formale e strutture di Lewis alternative 317

8.6 Strutture di risonanza 319

La risonanza nel benzene 321

8.7 Eccezioni alla regola dell'ottetto 322

Numero dispari d'elettroni 323 Meno di un ottetto di elettroni di valenza 323 Più di un ottetto di elettroni di valenza 324

8.8 Forza e lunghezza dei legami covalenti 325

Sommario e parole chiave 328

Obiettivi chiave 329 **Equazioni chiave** 329

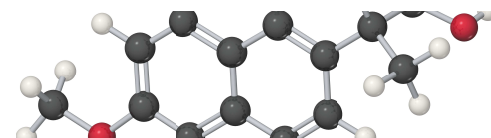
Esercizi 329 **Esercizi aggiuntivi** 334

Esercizi integrativi 335 **Progettare un esperimento** 337

Approfondimento Calcolo delle energie reticolari: il ciclo di Born-Haber 305

Approfondimento Numeri di ossidazione, cariche formali e cariche reali 319

9 Geometria molecolare e teorie del legame 338



9.1 Geometrie molecolari 340

9.2 Modello VSEPR 342

Applicare il modello VSEPR per determinare la forma delle molecole 343 L'effetto elettronico di non legame e dei legami multipli sugli angoli di legame 347 Molecole ipervalenti 347 Forme di molecole più grandi 350

9.3 Geometria e polarità delle molecole 352

9.4 Legame covalente e sovrapposizione degli orbitali 354

9.5 Orbitali ibridi 355

Orbitali ibridi *sp* 355 Orbitali ibridi *sp*² e *sp*³ 357 Molecole ipervalenti 359 Sommario degli orbitali ibridi 359

9.6 Legami multipli 361

Strutture di risonanza, delocalizzazione e legame π 365 Conclusioni generali sui legami σ e π 367

9.7 Orbitali molecolari 368

Gli orbitali molecolari della molecola dell'idrogeno 368 Ordine di legame 370

9.8 Molecole diatomiche del secondo periodo 371

Orbitali molecolari di Li_2 e Be_2 372 Orbitali molecolari dagli orbitali atomici *2p* 373 Configurazioni elettroniche da B_2 a Ne_2 376 Configurazioni elettroniche e proprietà molecolari 377 Molecole diatomiche eteronucleari 380

Sommario e parole chiave 382

Obiettivi chiave 383 **Equazioni chiave** 384

Esercizi 384 **Esercizi aggiuntivi** 389

Esercizi integrativi 392 **Progettare un esperimento** 393

Chimica e vita La chimica della vista 367

Approfondimento Le fasi negli orbitali atomici e molecolari 374

Chimica in azione Orbitali ed energia 381



10 I gas 394

10.1 Proprietà dei gas 396

10.2 Pressione 397

Pressione atmosferica e barometro 397

10.3 Leggi dei gas 400

La relazione pressione-volume: legge di Boyle 400 La relazione temperatura-volume: legge di Charles 401 La relazione quantità-volume: legge di Avogadro 402

10.4 Equazione di stato dei gas ideali 403

Relazioni tra l'equazione di stato dei gas ideali e le leggi dei gas 406

10.5 Ulteriori applicazioni dell'equazione di stato dei gas ideali 407

Le densità dei gas e la massa molare 407 Volumi dei gas nelle reazioni chimiche 409

10.6 Miscele di gas e pressioni parziali 410

Pressioni parziali e frazioni molari 411

10.7 Teoria cinetico-molecolare dei gas 412

Distribuzione della velocità molecolare 413 Applicazione della teoria cinetico-molecolare alle leggi dei gas 414

10.8 Effusione e diffusione molecolare 415

La legge di effusione di Graham 416 Diffusione e cammino libero medio 417

10.9 I gas reali: deviazioni dall'idealità 419

L'equazione di van der Waals 421

Sommario e parole chiave 423

Obiettivi chiave 424 **Equazioni chiave** 424

Esercizi 424 **Esercizi aggiuntivi** 430

Esercizi integrativi 432 **Progettare un esperimento** 433

Strategie in chimica Calcoli che coinvolgono molte variabili 405

Approfondimento L'equazione di stato dei gas ideali 414

Chimica in azione Separazioni dei gas 418



11 I liquidi e le forze intermolecolari 434

11.1 Confronto molecolare tra gas, liquidi e solidi 436

11.2 Forze intermolecolari 438

Forze di dispersione 439 Forze dipolo-dipolo 440 Legame idrogeno 441 Forze ione-dipolo 444 Confrontare le forze intermolecolari 444

11.3 Alcune proprietà dei liquidi 445

Viscosità 446 Tensione superficiale 447 Capillarità 448

11.4 Passaggi di stato 449

Le variazioni d'energia che accompagnano i passaggi di stato 449 Le curve di riscaldamento 450 Temperatura e pressione critiche 451

11.5 Pressione di vapore 453

Volatilità, pressione di vapore e temperatura 454 Pressione di vapore e punto di ebollizione 455

11.6 Diagrammi di stato 456

I diagrammi di stato di H_2O e CO_2 457

11.7 Cristalli liquidi 459

Tipi di cristalli liquidi 459

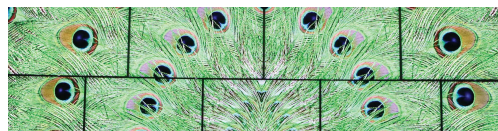
Sommario e parole chiave 462

Obiettivi chiave 463 **Esercizi** 463 **Esercizi aggiuntivi** 468 **Esercizi integrativi** 470

Progettare un esperimento 471

Chimica in azione I liquidi ionici 447

Approfondimento L'equazione di Clausius-Clapeyron 455



12 I solidi e i materiali moderni 472

12.1 Classificazione dei solidi 474

12.2 Strutture dei solidi 475

Solidi amorfi e cristallini 475 Celle elementari e reticoli cristallini 475 Il riempimento di una cella elementare 477

12.3 Solidi metallici 478

Le strutture dei solidi metallici 479 Impaccamento compatto 480 Le leghe 483

12.4 Legame metallico 486

Il modello a mare di elettroni 486 Il modello degli orbitali molecolari 487

12.5 Solidi ionici 489

Le strutture dei solidi ionici 490

12.6 Solidi molecolari 494

12.7 Solidi covalenti 494

I semiconduttori 495 Il drogaggio dei semiconduttori 497

12.8 Solidi polimerici 500

Sintesi dei polimeri 501 Struttura e proprietà fisiche dei polimeri 504

12.9 Nanomateriali 506

Semiconduttori su nanoscala 506 Metalli su nanoscala 507 Carbonio su nanoscala 509

Sommario e parole chiave 512

Obiettivi chiave 513 **Equazioni chiave** 513

Esercizi 514 **Esercizi aggiuntivi** 521

Esercizi integrativi 522 **Progettare un esperimento** 523

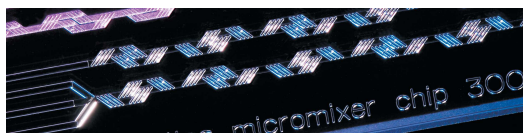
Approfondimento La diffrazione dei raggi X nei cristalli 478

Chimica in azione Le leghe dell'oro 485

Chimica in azione Illuminazione allo stato solido 499

Chimica in azione Materiali moderni nell'automobile 503

Chimica in azione Materiali mesoporosi e microporosi 508



13 Proprietà delle soluzioni 524

13.1 Processo di dissoluzione 526

La tendenza naturale al mescolamento 526 L'effetto delle forze intermolecolari 527 Energetica della formazione di una soluzione 528 Formazione della soluzione e reazioni chimiche 530

13.2 Soluzioni sature e solubilità 530

13.3 Fattori che influenzano la solubilità 532

Interazioni soluto-solvente 532 Effetti della pressione 534 Effetti della temperatura 537

13.4 Modi di esprimere la concentrazione 538

Percentuale in massa, ppm e ppb 538 Frazione molare, molarità e molalità 539 Conversione delle unità di misura delle concentrazioni 540

13.5 Proprietà colligative 542

Abbassamento della pressione di vapore 542 Innalzamento ebullioscopico 544 Abbassamento crioscopico 545 Osmosi 547 Determinazione della massa molare 550

13.6 Colloidi 552

Colloidi idrofilici e idrofobici 553 Rimozione di particelle colloidali 555

Sommario e parole chiave 556

Obiettivi chiave 557 **Equazioni chiave** 558

Esercizi 558 **Esercizi aggiuntivi** 564

Esercizi integrativi 565 **Progettare un esperimento** 567

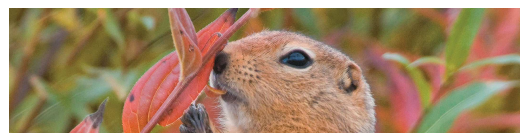
Chimica e vita Vitamine solubili in acqua e nei grassi 533

Chimica e vita I gas nel sangue e l'immersione subacquea 537

Approfondimento Soluzioni ideali con due o più componenti volatili 544

Approfondimento Il fattore di van't Hoff 551

Chimica e vita Anemia falciforme 555



14 Cinetica chimica 568

14.1 Fattori che influenzano le velocità di reazione 570

14.2 Velocità di reazione 571

Variazione della velocità nel tempo 572 Velocità istantanea 573 Velocità e stechiometria di reazione 574

14.3 Concentrazione e leggi di velocità 575

Ordini di reazione: gli esponenti della legge di velocità 577 Unità di misura delle costanti di velocità 579 Determinare le leggi di velocità dalla misura delle velocità iniziali 580

14.4 Variazione della concentrazione con il tempo 581

Reazioni del primo ordine 581 Reazioni del secondo ordine 583 Reazioni di ordine zero 585 Tempo di dimezzamento 585

14.5 Temperatura e velocità 587

La teoria degli urti 587 Il fattore orientamento 588 Energia di attivazione 588 L'equazione di Arrhenius 590 Determinazione dell'energia di attivazione 591

14.6 Meccanismi di reazione 593

Reazioni elementari 593 Meccanismi a più stadi 593 Leggi di velocità per le reazioni elementari 595 Lo stadio che determina la velocità di reazione per un meccanismo a più stadi 596 Meccanismi con uno stadio iniziale lento 597 Meccanismi con uno stadio iniziale veloce 598

14.7 Catalisi 600

Catalisi omogenea 600 Catalisi eterogenea 602
Enzimi 603

Sommario e parole chiave 608

Obiettivi chiave 608 Equazioni chiave 609

Esercizi 609 Esercizi aggiuntivi 617

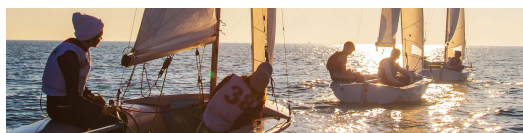
**Esercizi integrativi 620 Progettare un
esperimento 621**

Approfondimento Impiego dei metodi spettroscopici
per misurare le velocità di reazione 576

Chimica in azione Il bromuro di metile
nell'atmosfera 586

Chimica in azione Marmite catalitiche 604

Chimica e vita La fissazione dell'azoto e la
nitrogenasi 606

**15 Equilibrio chimico 622****15.1 Concetto di equilibrio 625****15.2 Costante di equilibrio 627**

Valutazione della K_c 629 Costanti di equilibrio
espresse in termini di pressione, K_p 630 Costanti di
equilibrio e unità di misura 631

**15.3 Interpretazione e utilizzo delle
costanti di equilibrio 632**

I valori delle costanti di equilibrio 632 La
direzione dell'equazione chimica e il valore
di K 633 Relazione tra la stechiometria di
un'equazione chimica e le costanti di equilibrio 634

15.4 Equilibri eterogenei 636**15.5 Calcolo delle costanti di
equilibrio 638****15.6 Applicazioni delle costanti di
equilibrio 640**

Previsione della direzione di una
reazione 641 Calcolo delle concentrazioni
all'equilibrio 642

15.7 Principio di Le Châtelier 644

Variazione delle concentrazioni del prodotto o
del reagente 646 Effetti dei cambiamenti
della pressione e del volume 647 Effetto della
variazione della temperatura 649 Effetto dei
catalizzatori 651

Sommario e parole chiave 654

Obiettivi chiave 655 Equazioni chiave 655

Esercizi 656 Esercizi aggiuntivi 661

**Esercizi integrativi 662 Progettare un
esperimento 663**

Chimica in azione Il processo Haber 628

Approfondimento Variazioni di temperatura e
principio di Le Châtelier 651

Chimica in azione Controllo delle emissioni di
ossido di azoto 654

**16 Equilibri acido-base 664****16.1 Acidi e basi secondo Arrhenius 666****16.2 Acidi e basi secondo
Brønsted-Lowry 667**

Gli ioni H^+ in acqua 667 Reazioni di
trasferimento di protone 667 Coppie acido-base
coniugate 668 Forza relativa degli acidi e delle
basi 670

16.3 Autoionizzazione dell'acqua 672

Il prodotto ionico dell'acqua 672

16.4 La scala del pH 674

pOH e altre scale "p" 676 Misura del pH 677

16.5 Acidi e basi forti 678

Acidi forti 678 Basi forti 679

16.6 Acidi deboli 680

Calcolo di K_a dal pH 681 Percentuale di
ionizzazione 682 Uso di K_a per il calcolo del
pH 683 Acidi poliprotici 687

16.7 Basi deboli 690

Tipi di basi deboli 690

16.8 Relazione tra K_a e K_b 693**16.9 Proprietà acido-base delle soluzioni
saline 696**

Reattività degli anioni con acqua 696 Reattività
dei cationi con acqua 696 Effetto combinato del
catione e dell'anione in soluzione 697

**16.10 Comportamento acido-base e
struttura chimica 699**

Fattori che influenzano la
forza di un acido 699 Acidi
binari 700 Ossiacidi 701 Acidi carbossilici 703

16.11 Acidi e basi di Lewis 704

Sommario e parole chiave 707

Obiettivi chiave 707 Equazioni chiave 708

Esercizi 708 Esercizi aggiuntivi 713

**Esercizi integrativi 715 Progettare un
esperimento 715**

Approfondimento Acidi poliprotici 689

Chimica in azione Ammine e cloridrati delle
ammine 695

Chimica e vita Il comportamento anfiprotico degli
amminoacidi 703

17



Ulteriori aspetti degli equilibri in soluzione acquosa 716

17.1 L'effetto dello ione comune 718

17.2 Soluzioni tampone 721

Composizione e meccanismo di funzionamento 721
Calcolo del pH di un tampone 723 Potere tampone e intervallo di pH 726 Aggiunta di acidi o basi forti a un tampone 726

17.3 Titolazioni acido-base 729

Titolazioni acido forte-base forte 730 Titolazioni acido debole-base forte 732 Titolazione mediante un indicatore acido-base 736 Titolazioni di acidi poliprotici 738

17.4 Equilibri di solubilità 739

La costante del prodotto di solubilità, K_{ps} 740
Solubilità e K_{ps} 741

17.5 Fattori che influenzano la solubilità 743

Effetto dello ione comune 743 Solubilità e pH 744
Formazione di ioni complessi 746 Anfoterismo 749

17.6 Precipitazione e separazione di ioni 751

Precipitazione selettiva di ioni 752

17.7 Analisi qualitativa degli elementi metallici 753

Sommario e parole chiave 756
Obiettivi chiave 757 Equazioni chiave 757
Esercizi 758 Esercizi aggiuntivi 763
Esercizi integrativi 764 Progettare un esperimento 765

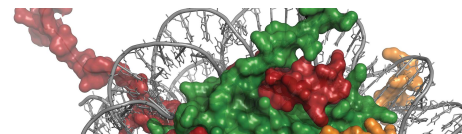
Chimica e vita Il sangue come soluzione tamponata 729

Approfondimento Limitazioni del prodotto di solubilità 743

Chimica e vita Fluorurazione e igiene dentale 746

Approfondimento Contaminazioni da piombo nell'acqua potabile 750

18



Termodinamica chimica 766

18.1 Processi spontanei 768

In cerca di un criterio di spontaneità 769
Processi reversibili e irreversibili 770

18.2 Entropia e il secondo principio della termodinamica 772

Relazione tra entropia e calore 772 ΔS per transizioni di fase 773 Il secondo principio della termodinamica 774

18.3 Interpretazione molecolare dell'entropia 775

Espansione di un gas a livello molecolare 775
L'equazione di Boltzmann e i microstati 776
I moti molecolari e l'energia 778
Prevedere qualitativamente il ΔS 779
Il terzo principio della termodinamica 781

18.4 Variazione di entropia nelle reazioni chimiche 782

Variazioni di entropia in funzione della temperatura 782 Entropie molari standard 783 Calcolo della variazione di entropia standard per una reazione 784 La variazione di entropia dell'ambiente 784

18.5 Energia libera di Gibbs 785

Energia libera standard di formazione 788

18.6 Energia libera e la temperatura 790

18.7 Energia libera e la costante di equilibrio 792

Energia libera in condizioni non standard 792
Relazione tra ΔG° e K 794

Sommario e parole chiave 796

Obiettivi chiave 797 Equazioni chiave 797

Esercizi 798 Esercizi aggiuntivi 804

Esercizi integrativi 806 Progettare un esperimento 807

Approfondimento La variazione di entropia dell'espansione isoterma di un gas 774

Chimica e vita L'entropia e la società umana 782

Approfondimento Perché l'energia è detta libera? 789

Chimica e vita Far avvenire reazioni non spontanee 795

19 Elettrochimica 808

- 19.1 Stati di ossidazione e reazioni di ossido-riduzione 810**
- 19.2 Bilanciamento delle equazioni di ossido-riduzione 812**
Semireazioni 812 Bilanciamento delle reazioni redox con il metodo delle semireazioni 812 Bilanciamento delle reazioni che avvengono in ambiente basico 815
- 19.3 Celle galvaniche o pile 817**
- 19.4 Potenziale di cella in condizioni standard 820**
Potenziale di riduzione standard 821 Forza degli agenti ossidanti e riducenti 826
- 19.5 Energia libera e reazioni redox 828**
FEM, energia libera e costanti di equilibrio 829
- 19.6 Fem di cella in condizioni non standard 831**
L'equazione di Nernst 832 Pile a concentrazione 834
- 19.7 Batterie e celle a combustibile 837**
Batterie acide al piombo 838 Pile alcaline 838 Batterie a nichel-cadmio e batterie a nichel-metallo idruro 838 Batterie a ioni litio 839 Celle a combustibile a idrogeno 839
- 19.8 Corrosione 842**
Corrosione del ferro (arrugginimento) 842 Prevenzione della corrosione del ferro 843
- 19.9 Elettrolisi 844**
Aspetti quantitativi dell'elettrolisi 846
Sommario e parole chiave 849
Obiettivi chiave 850 Equazioni chiave 850
Esercizi 850 Esercizi aggiuntivi 857
Esercizi integrativi 858 Progettare un esperimento 859

Approfondimento Il lavoro elettrico 831

Chimica e vita Battiti cardiaci ed elettrocardiografia 836

Chimica in azione Batterie per motori elettrici e ibridi 840

Chimica in azione Elettrometallurgia dell'alluminio 847

20 Chimica nucleare 860

- 20.1 Radioattività ed equazioni nucleari 862**
Equazioni nucleari 862 Tipi di decadimento radioattivo 863
- 20.2 Modelli di stabilità nucleare 865**
Rapporto neutroni/protoni 865 Serie radioattive 867 Ulteriori osservazioni 868
- 20.3 Trasmutazioni nucleari 869**
Accelerare delle particelle cariche 870 Impiego dei neutroni 871 Gli elementi transuranici 871
- 20.4 Velocità di decadimento radioattivo 872**
Datazione radiometrica 873 Calcoli basati sul tempo di dimezzamento 875
- 20.5 Rivelatori di radioattività 877**
Traccianti radioattivi 877
- 20.6 Variazioni energetiche nelle reazioni nucleari 879**
Energie nucleari di legame 881
- 20.7 Fissione nucleare 882**
I reattori nucleari 885 Scorie nucleari 887
- 20.8 Fusione nucleare 888**
- 20.9 Effetti delle radiazioni sull'ambiente e sui sistemi viventi 890**
Dosi di radiazioni 891
Sommario e parole chiave 893
Obiettivi chiave 894 Equazioni chiave 895
Esercizi 895 Esercizi aggiuntivi 899
Esercizi integrativi 900 Progettare un esperimento 901

Chimica e vita Applicazioni mediche dei traccianti radioattivi 878

Approfondimento L'alba dell'era nucleare 885

Approfondimento Sintesi nucleare degli elementi 889

Chimica e vita La radioterapia 892

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 La purificazione dell'acqua: la dissalazione Il trattamento delle acque per l'approvvigionamento urbano

21.5 La chimica verde

Solventi supercritici Reagenti e processi più verdi

Sommario e parole chiave

Obiettivi chiave **Equazioni chiave**

Esercizi **Esercizi aggiuntivi**

Esercizi integrativi

Approfondimento Altri gas a effetto serra

Approfondimento Addolcimento dell'acqua



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 interalogeni 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

Obiettivi chiave **Esercizi** **Esercizi aggiuntivi**

Esercizi integrativi

Approfondimento Preparazione dell'idrogeno

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

Chimica e vita L'arsenico nell'acqua potabile

Chimica in azione 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**Obiettivi chiave** **Esercizi** **Esercizi aggiuntivi****Esercizi integrativi****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 902**B** Proprietà dell'acqua 909**C** Quantità termodinamiche per sostanze selezionate a 298,15 K (25 °C) 910**D** Costanti di equilibrio in soluzione acquosa 914**E** Potenziali di riduzione standard a 25 °C 916**RISPOSTE A ESERCIZI SELEZIONATI** A-1**RISPOSTE A PENSACI SU** A-25**ARISPOSTE A OSSERVA E RISPONDI** A-31**RISPOSTE A ESERCIZI DA SVOLGERE SELEZIONATI** A-37**GLOSSARIO** G-1**INDICE ANALITICO** I-1

APPLICAZIONI CHIMICHE E APPROFONDIMENTI

Approfondimento

Il metodo scientifico 17	Numero di ossidazione, cariche formali e cariche reali 319	Acidi poliprotici 689
Le forze fondamentali 51	Le fasi negli orbitali atomici e molecolari 374	Limitazioni del prodotto di solubilità 743
Lo spettrometro di massa 54	L'equazione di stato dei gas ideali 414	Contaminazione da piombo nell'acqua potabile 750
Qual è la composizione delle monete? 57	L'equazione di Clausius-Clapeyron 455	La variazione di entropia nell'espansione isoterma di un gas 774
Energia, entalpia e lavoro P-V 175	La diffrazione dei raggi X nei cristalli 478	Perché l'energia è detta "libera"? 789
L'entalpia come riferimento 178	Soluzioni ideali con due o più componenti volatili 544	Il lavoro elettrico 831
Misura e principio di indeterminazione 226	Il fattore van't Hoff 551	L'alba dell'era nucleare 885
Esperimenti immaginari e il gatto di Schrödinger 229	Impiego dei metodi spettroscopici per misurare le velocità di reazione 576	Sintesi nucleare degli elementi 889
Densità di probabilità e funzioni di probabilità radiale 233	Variazioni di temperatura e principio di Le Châtelier 651	
La carica nucleare effettiva 262		
Calcolo delle energie reticolari: il ciclo di Born-Haber 305		

Chimica e lavoro

La chimica e le industrie chimiche 6	Separazioni dei gas 418	Marmitte catalitiche 604
La chimica nelle notizie 23	I liquidi ionici 447	Il processo Haber 628
Gli antiacidi 136	Le leghe dell'oro 485	Controllo delle emissioni di ossido di azoto 654
Le sfide scientifiche e politiche dei biocombustibili 198	Illuminazione allo stato solido 499	Ammine e cloridrati delle ammine 695
Dimensioni ioniche e batterie al litio 267	Materiali moderni nell'automobile 503	Batterie per motori elettrici e ibridi 840
Orbitali ed energia 381	Materiali mesoporosi e microporosi 508	Elettrometallurgia dell'alluminio 847
	Il bromuro di metile nell'atmosfera 586	

Chimica e vita

Gli elementi essenziali per gli organismi viventi 64	La chimica della vista 367	Fluorurazione e igiene dentale 746
Monitoraggio del glucosio 96	Vitamine solubili in acqua e nei grassi 533	L'entropia e la società umana 782
Regolazione della temperatura corporea 183	I gas nel sangue e l'immersione subacquea 537	Far avvenire reazioni non spontanee 795
Spin nucleare e imaging di risonanza magnetica 237	Anemia falciforme 555	Battiti cardiaci ed elettrocardiografia 836
Lo sviluppo improbabile dei farmaci al litio 281	La fissazione dell'azoto e la nitrogenasi 606	Applicazioni mediche dei traccianti radioattivi 878
	Il comportamento anfiprotico degli amminoacidi 703	La radioterapia 892
	Il sangue come soluzione tampone 729	

Strategie in chimica

Risposte stimate 30	Come superare un test 73	Analisi delle reazioni chimiche 144
L'importanza della pratica 32	Risolvere i problemi 92	Calcoli che coinvolgono molte variabili 405
Le caratteristiche di questo testo 32	Progettare un esperimento 109	

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.

Pubblicare la quarta edizione di questo libro rivela un buon risultato nella scrittura di libri di successo. Apprezziamo la lealtà e il supporto 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 della qualità degli studenti? Come possiamo aiutare gli studenti, non solo a imparare i principi della chimica, ma anche a diventare pensatori critici? 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.

La nostra filosofia, come autori, è che il testo e tutto il materiale addizionale previsto per supportare il suo uso debbano funzionare bene per 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 in azione* 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 on-line.

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.

Nei quattro capitoli successivi (Capitoli 6-9) sono trattate 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. Nel trattare questi e altri argomenti nei Capitoli 7 e 9 abbiamo notevolmente valorizzato le figure presenti, per far capire meglio il loro significato.

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. Questi ultimi tre capitoli 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 di questa edizione


Come con ogni nuova edizione di *Fondamenti di Chimica*, il libro presenta numerose novità, in quanto ci sforziamo di aggiornare i contenuti e migliorare la chiarezza e l'efficacia del testo, delle figure e degli esercizi. Tra le molte novità, vi sono alcuni punti salienti a cui ci siamo attenuti per organizzare il processo di revisione. Per la revisione della quarta edizione, i punti salienti sono i seguenti:

- La trattazione dell'energia e della termochimica è stata significativamente rivista. Il concetto di energia viene introdotto nel Capitolo 1, mentre prima appariva solo nel Capitolo 5. Questo cambiamento permette maggiore flessibilità ai docenti nell'ordine in cui trattare gli argomenti. Per esempio, è possibile affrontare i Capitoli 6 e 7 subito dopo il Capitolo 2, una sequenza in linea con l'approccio di affrontare prima l'atomo. Ancora più importante, le entalpie di legame sono trattate nel Capitolo 5, per enfatizzare il collegamento tra le quantità macroscopiche (l'entalpia di reazione) con il mondo submicroscopico di atomi e legami. Crediamo che questo cambiamento permetta un'integrazione migliore dei concetti termochimici dei capitoli seguenti. Le entalpie di legame sono riprese nel Capitolo 8, dopo che gli studenti hanno acquisito una comprensione più approfondita del legame chimico.
- Uno sforzo considerevole è stato fatto per fornire agli studenti un testo più chiaro ed esercizi migliori. Gli autori hanno utilizzato una piattaforma e-book interattiva che permetteva agli studenti di evidenziare le parti che non comprendevano e di inserire note dettagliate sui problemi riscontrati. Questo approccio ha permesso di rivisitare molti passaggi per garantire la massima chiarezza.
- Le informazioni raccolte attraverso gli studenti che utilizzano il libro hanno permesso di modificare e migliorare gli esercizi da svolgere, sia a fine capitolo sia nelle sezioni *Pensaci su* e *Osserva e rispondi*, per renderle più efficaci nella comprensione del testo.
- Sono stati fatti piccoli ma importanti cambiamenti per permettere agli studenti di trovare velocemente i concetti più importanti e per verificare la loro preparazione su specifici argomenti. Le definizioni chiave sono in corsivo, con spazi sopra e sotto per una migliore leggibilità. Le sezioni evidenziate da *Come...* contengono guide passo-passo per risolvere problemi specifici quali disegnare le strutture di Lewis, bilanciare le reazioni di ossidoriduzione e dare un nome agli acidi. Queste sezioni, con passaggi dettagliati e numerati, sono integrati nella discussione principale ma sono facili da trovare perché hanno un bordo evidenziato da una linea sottile. Infine ogni obiettivo di apprendimento è correlato a uno o più esercizi finali specifici: questo permette agli studenti di verificare la loro preparazione per ognuno di essi prima di un quiz o un esame.

Cambiamenti in questa edizione

La sezione **Novità di questa edizione** tratta le modifiche introdotte in questa edizione. Oltre a una semplice lista, vogliamo soffermarci sugli obiettivi generali che ci siamo posti nel preparare questa nuova edizione. *Fondamenti di Chimica* è stato apprezzato per la chiarezza di esposizione, per l'accuratezza scientifica, per i suoi esercizi a fine capitolo e per il suo livello di copertura degli argomenti trattati. Nell'aggiornare il testo, ci siamo assicurati di non perdere queste caratteristiche, e di continuare a usare un'impaginazione chiara nel libro.

Per la quarta edizione la veste grafica continua la tendenza di fare largo uso delle figure come strumento didattico. Lo stile utilizzato è stato revisionato per offrire maggiore chiarezza e un aspetto moderno. Ciò include l'uso di riquadri con un nuovo sfondo bianco con linee guida più chiare, colori più ricchi e più saturi nelle figure e un maggiore impiego del rendering 3D. Questo ha comportato alcune revisioni minori in alcune figure per aumentarne la chiarezza. Le domande *Osserva e rispondi* sono state controllate scrupolosamente, molte sono state modificate o cambiate completamente, per aiutare lo studente a pensare in modo critico sui concetti trattati nelle figure. Anche i quesiti *Pensaci su* sono stati revisionati con lo stesso obiettivo.

Ogni capitolo è preceduto dal *Sommario*, dove sono sintetizzati gli argomenti trattati. La *catena dei concetti* () continua a rappresentare un riferimento facile da vedere ad argomenti già trattati nel libro. Le sezioni *Strategie in chimica* contengono importanti suggerimenti agli studenti per la risoluzione dei problemi e li aiutano a "pensare come un chimico".

Continuiamo a enfatizzare gli esercizi concettuali nei problemi di fine capitolo. In ogni capitolo i primi esercizi fanno sempre parte della categoria *Visualizzando i concetti*, pensati proprio per facilitare la comprensione con l'uso di immagini, grafici, fotografie e altro materiale visivo. Seguono i normali problemi di fine capitolo, in cui vengono specificate le sezioni del capitolo a cui fanno riferimento. Un numero significativo di *Esercizi integrativi*, che permettono di integrare gli argomenti del capitolo con argomenti già trattati, è incluso alla fine di ogni capitolo a partire dal quarto. L'importanza della risoluzione dei problemi integrativi viene sottolineata dalla presenza di *Esercizi integrativi svolti* alla fine di ogni capitolo a partire dal quarto. In generale, abbiamo aggiunto più esercizi concettuali tra quelli di fine capitolo e ci siamo assicurati una buona rappresentazione di esercizi impegnativi per aver un buon bilancio per quello che riguarda gli argomenti e i livelli di difficoltà presenti. Abbiamo sviluppato anche la sezione obiettivi chiave alla fine di ogni capitolo.

Nuovi approfondimenti di *Chimica in azione* e *Chimica e vita* enfatizzano eventi di importanza mondiale, oltre a scoperte scientifiche e mediche rilevanti agli argomenti discussi in ogni capitolo. Pur concentrandoci sugli aspetti positivi della chimica, non vengono trascurati i problemi che possono nascere dall'uso delle moderne tecnologie. Il nostro scopo è quello di aiutare gli studenti a comprendere la reale prospettiva della chimica nel mondo e come la chimica influenza le loro vite.

Forse è una tendenza naturale dei testi di chimica, quello di crescere di dimensione al passare delle edizioni. Abbiamo resistito a tale tendenza, gran parte delle numerose novità introdotte sono inserite al posto di altro materiale ritenuto

meno pertinente. Segue una lista dettagliata delle variazioni significative di contenuti:

Il Capitolo 1, come ogni altro capitolo, inizia con una fotografia di apertura a cui è legata una storia reale contestualizzata con il materiale che segue. Al capitolo 1 è stata aggiunta la nuova Sezione 1.4: Natura dell'energia. L'inserimento dell'energia nel capitolo di apertura permette una maggiore flessibilità nell'ordine in cui i capitoli seguenti possono essere trattati. L'approfondimento *Chimica in azione: La chimica nelle notizie* è stato completamente riscritto, con esempi che riportano i diversi modi in cui la chimica si "intromette" negli affari della società moderna.

Nel Capitolo 2 le figure che rappresentano gli esperimenti chiave che hanno portato alla comprensione della struttura dell'atomo — la goccia di olio di Millikan e l'esperimento del foglio d'oro di Rutherford — sono state migliorate. Appare anche per la prima volta la tavola periodica aggiornata con gli elementi il cui nome è stato recentemente accettato (113 Nihonio, 115 Moscovio, 117 Tennessinio e 118 Oganessio).

Il capitolo 5 è quello che ha subito più revisioni all'interno del libro. Le parti iniziali del capitolo sono state modificate per riflettere il fatto che i concetti base dell'energia sono stati introdotti nel Capitolo 1. Sono state aggiunte due figure: la 5.3 relaziona quantitativamente la variazione dell'energia potenziale con la distanza per i legami all'interno di un solido ionico; la 5.16 fornisce un esempio vicino all'esperienza quotidiana che aiuta gli studenti a capire la differenza tra spontaneità ed entalpia di reazione. La figura che illustra le reazioni esotermiche ed endotermiche (Figura 5.8) è stata modificata per contenere immagini prima e dopo la reazione. Infine, per evidenziare l'origine atomica delle entalpie, è stata introdotta una nuova sezione (Sezione 5.8) sulle entalpie di legame.

Nel Capitolo 6 è stato aggiunto un *Esercizio risolto* che mostra come il raggio delle orbite nel modello di Bohr dell'atomo di idrogeno dipenda dal numero quantico principale e descrive inoltre come varia il comportamento dell'elettrone in seguito all'assorbimento o emissione di un fotone.

Il Capitolo 8 non presenta l'introduzione ad alcuni concetti sull'entalpia di legame che sono stati spostati nel Capitolo 5. Questi concetti vengono ripresi e approfonditi in questo capitolo.

Nel Capitolo 11 il testo che riguarda le diverse forze intermolecolari è stato modificato per spostare l'attenzione sul fatto che i chimici pensano a esse in termini di energie. È stata aggiunta una lista al posto della Figura 11.4, per rendere chiaro il concetto che le energie di interazione intermolecolari sono additive.

Nel Capitolo 12 è presente un nuovo *Approfondimento* sui materiali moderni utilizzati nelle automobili ibride, che evidenzia l'ampio spettro di materiali utilizzati, compresi semiconduttori, solidi ionici, leghe, polimeri e altri. Un nuovo *Chimica in azione* su materiali microporosi e mesoporosi esamina i materiali con pori di diverse dimensioni e le loro applicazioni nelle marmitte catalitiche e negli scambiatori di ioni.

Il Capitolo 15 presenta un nuovo *Approfondimento* sull'effetto della temperatura al principio di Le Châtelier, dove vengono approfonditi i principi teorici delle regole empiriche che spiegano correttamente come la variazione di temperatura influenzi la costante di equilibrio per le reazioni endotermiche ed esotermiche.

Nel Capitolo 16 il nuovo *Approfondimento* sugli acidi poliprotici mostra esplicitamente le specie ioniche presenti al variare del pH.

Nel Capitolo 17 il nuovo *Approfondimento* sulla contaminazione da piombo nelle acque potabili approfondisce il tema della qualità delle acque potabili.

Nel capitolo 18 le sezioni iniziali sono state riscritte per permettere una migliore comprensione di concetti quali spontaneo, non spontaneo, reversibile e non reversibile quando applicati a reazioni chimiche. Tali modifiche portano a una più chiara definizione di entropia.

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 seguenti edizioni. 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! Adesso che lo sai, pensa a quanto importante sia per te un buon voto in chimica, in questo mondo competitivo.

Concentrate i vostri studi. La quantità di nozioni da apprendere a volte può sembrare enorme. È fondamentale riconoscere i concetti e gli argomenti particolarmente importanti. 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 buo-

ni 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, acquisterete 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 on-line. Alcuni concetti sono più facili da capire se scoperti e altri possono essere mostrati meglio tridimensionalmente o attraverso filmati.

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.

Materiale di supporto per i docenti

I docenti che utilizzano il testo a scopo didattico possono scaricare dal sito www.edises.it, previa registrazione all'area docenti, le immagini del libro in formato Power Point.

AUTORI



Il gruppo Brown/LeMay/Bursten/Murphy/Woodward/Stoltzfus considera la collaborazione una componente fondamentale per ottenere un buon risultato. Ogni autore contribuisce con i suoi talenti, interessi scientifici ed esperienze di insegnamento; ma è il gruppo che complessivamente revisiona e sviluppa l'intero testo. È questa collaborazione che rende i contenuti adatti alle necessità didattiche e contribuisce alle innovazioni continue nell'insegnamento e apprendimento con il testo.



Theodore L. Brown ha svolto il Ph.D. presso l'Università del Michigan nel 1956. Da allora è stato membro della facoltà dell'Università dell'Illinois (Urbana-Champaign) dove ora è professore emerito di chimica. È stato Vice Chancellor of Research e Dean of the Graduate College, dal 1980 al 1986, e anche Founding Director

dell'istituto Arnold and Mabel Beckman per la scienza e tecnologia avanzate dal 1987 al 1993. Il professore Brown ha lavorato presso l'Alfred P. Sloan Foundation ed è stato conferito della Guggenheim Fellowship. Nel 1972 ha ricevuto l'American Chemical Society Award per la ricerca in chimica inorganica e nel 1993 l'American Chemical Society Award for Distinguished Service per il progresso della chimica inorganica. È stato eletto Fellow dell'American Association for the Advancement of Science, dell'American Academy of Arts and Sciences e dell'American Chemical Society.

Contatto e-mail: tlbrown@illinois.edu o tlbrown1@earthlink.net.

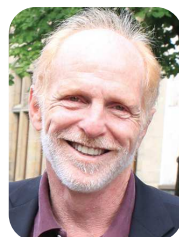


H. Eugene LeMay, Jr., ha ricevuto il B.S. in Chimica presso l'Università Pacific Lutheran (Washington) e ha svolto il Ph.D. in Chimica nel 1966 presso l'Università dell'Illinois (Urbana-Champaign). In seguito si è trasferito presso l'Università del Nevada, Reno, dove attualmente è Professore emerito di chimica. È stato Visiting

Professorships all'Università del North Carolina a Chapel Hill, all'Università del Galles, in Gran Bretagna e all'Università della California, Los Angeles. Il professor LeMay è un insegnante

efficace e popolare, che ha insegnato a migliaia di studenti nei suoi oltre 40 anni di insegnamento. Noto per la chiarezza delle sue lezioni e per il suo umorismo, ha ricevuto diversi riconoscimenti tra cui l'University Distinguished Teacher of the Year Award (1991) e il primo Regent's Teaching Award dal Board of Regents dello stato del Nevada (1997).

Contatto e-mail: lemay@unr.edu.



Bruce E. Bursten ha svolto il Ph.D. in Chimica presso l'Università del Wisconsin nel 1978. Dopo aver lavorato due anni presso il National Science Foundation Postdoctoral Fellow alla Texas A&M University, si è trasferito all'Ohio State University, dove è divenuto Distinguished University Professor. Nel 2005 ha lavorato all'Università del Tennessee, Knoxville, come Distinguished Professor

of Chemistry e Dean of the College of Arts and Sciences. Nel 2015 si è trasferito al Worcester Polytechnic Institute come rettore e professore di chimica e biochimica. Ha lavorato presso la Camille and Henry Dreyfus Foundation teacher school e l'Alfred P. Sloan Foundation, ed è membro sia dell'American Association for the Advancement of Science, sia dell'American Chemical Society. Nello stato di Ohio ha ricevuto l'University Distinguished Teaching Award nel 1982 e nel 1996, l'Arts and Sciences Student Council Outstanding Teaching Award nel 1984 e l'University Distinguished Scholar Award nel 1990. Ha inoltre ricevuto lo Spiers Memorial Prize e la medaglia dalla Royal Society of Chemistry nel 2003, e la Morley Medal of the Cleveland Section dell'American Chemical Society nel 2005. È stato presidente dell'American Chemical Society nel 2008.

e Chair of the Section on Chemistry of the American Association for the Advancement of Science in 2015. Oltre all'insegnamento, il professor Bursten ha un programma di ricerca attivo che si concentra sui composti dei metalli di transizione e sugli attinidi.

Contatto e-mail: bbursten@wpi.edu.



Catherine J. Murphy ha ricevuto due B.S., uno in Chimica e l'altro in Biochimica, presso l'Università dell'Illinois, Urbana-Champaign, nel 1986. Ha svolto il Ph.D in Chimica presso l'Università del Wisconsin nel 1990. Ha svolto il post-dottorato per la National Science Foundation and National Institutes of Health presso il California Institute of Technology dal 1990 al 1993. Nel 1993 si è trasferita all'Università del South Carolina, Columbia, dove è divenuta Guy F. Lipscomb professor of Chemistry nel 2003. Nel 2009 si è trasferita presso l'Università dell'Illinois (Urbana-Champaign) come Peter C. and Gretchen Miller Markunas Professor of Chemistry. Ha lavorato presso la Camille Dreyfus Foundation, l'Alfred P. Sloan Foundation, il Cottrell Scholar of the Research Corporation; è stata vincitrice del National Science Foundation CAREER Award e dell'NSF Award for Special Creativity. Ha ricevuto l'USC Mortar Board Excellence in Teaching Award, l'USC Golden Key Faculty Award for Creative Integration of Research and Undergraduate Teaching, l'USC Michael J. Mungo Undergraduate Teaching Award e l'USC Outstanding Undergraduate Research Mentor Award. Dal 2006 al 2011 è stata un Senior Editor per il *Journal of Physical Chemistry*; nel 2011 è diventata vicedirettrice del *Journal of Physical Chemistry C*. È stata eletta Fellow dell'American Association for the Advancement of Science (2008), dell'American Chemical Society (2011), della Royal Society of Chemistry (2014) e della U.S. National Academy of Sciences (2015). Il programma di ricerca della professoressa Murphy si interessa delle sintesi, proprietà ottiche, applicazioni biologiche e della chimica delle superfici di nanomateriali inorganici colloidali.

Contatto e-mail: murphycj@illinois.edu.



Patrick M. Woodward ha ricevuto il B.S. sia in Chimica sia in Ingegneria presso l'Idaho State University nel 1991. Ha ricevuto l'M.S. in Scienze dei Materiali e il Ph.D. in Chimica presso l'Oregon State University nel 1996. Ha svolto due anni di dottorato al Department of Physics al Brookhaven National Laboratory. Nel 1998, si è trasferito presso il dipartimento di chimica all'Ohio State University dove attualmente è docente. È stato Visiting Professor all'Università di Bordeaux, in Francia, e all'Università di Sidney, Australia. Il professor Woodward è stato un Alfred P. Sloan Foundation Research Fellow e un vincitore del National Science Foundation CAREER Award. È stato anche vicepresidente per Undergraduate Stu-

dies nel dipartimento di chimica e biochimica all'università statale dell'Ohio e direttore del programma REEL per l'Ohio. Attualmente è vicepresidente della Neutron Scattering Society of America. Il programma di ricerca del professor Woodward è volto alla comprensione dei collegamenti tra legami, struttura e proprietà dello stato solido dei materiali inorganici.

Contatto e-mail: woodward.55@osu.edu.



Matthew W. Stoltzfus ha ricevuto il B.S. in chimica presso la Millersville University nel 2002 e ha svolto il suo Ph. D. in chimica nel 2007 presso l'Ohio State University. Per due anni è stato assistente all'insegnamento per il programma REEL dell'Ohio, un centro finanziato dal NSF che si impegna a portare autentici esperimenti di ricerca nei laboratori di chimica generale in

15 università dello stato dell'Ohio. Nel 2009 è entrato a far parte della facoltà dell'Ohio State dove attualmente ricopre la carica di Chemistry Lecturer. Oltre a impartire lezioni di chimica generale, Stoltzfus fa parte della Faculty Fellow for the Digital First Initiative, che sprona gli insegnanti a fornire contenuti di apprendimento digitale attraverso l'uso delle moderne tecnologie. Attraverso questa iniziativa, ha sviluppato un corso di chimica generale su iTunes U, che ha attratto oltre 200 000 studenti di tutto il mondo. Il corso su iTunes U, insieme ai video presenti su www.drufus.com, sono strutturati come supplementi del testo e possono essere utilizzati da qualunque studente di chimica. Stoltzfus ha ricevuto diversi riconoscimenti, compreso il primo Ohio State University Provost's Award for Distinguished Teaching (2013) ed è riconosciuto come Apple Distinguished Educator.

Contatto e-mail: stoltzfus.5@osu.edu.

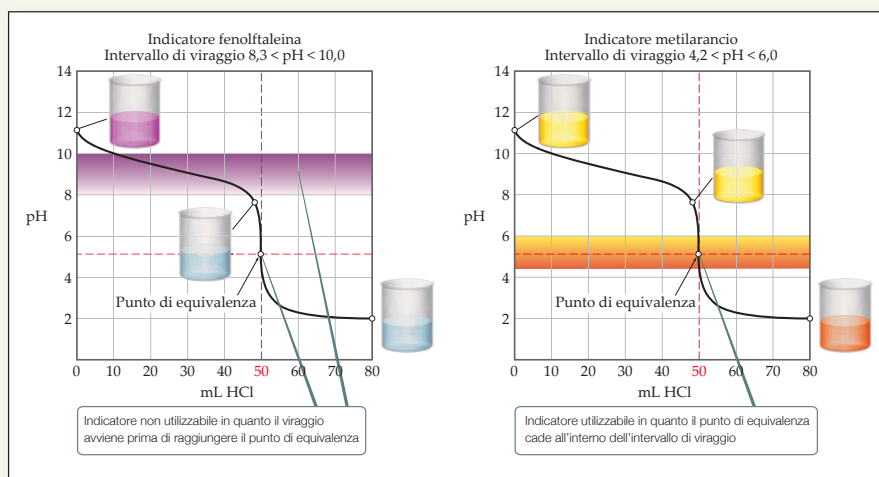


Michael W. Lufaso ha ricevuto il B.S. in chimica dalla Youngstown State University nel 1998, e ha svolto il suo Ph.D. in chimica dalla Ohio State University nel 2002. È stato membro del National Research Council Postdoctoral al National Institute for Standards and Technology e postdoctoral fellow all'University of South Carolina.

Nel 2006 è entrato a far parte della University of North Florida, dove attualmente ricopre la carica di professore associato al dipartimento di chimica. È stato vincitore del Brian Andreen Cottrell College Science Award dalla Research Corporation. È stato nominato Munoz Presidential Professor nel 2011 e ricevuto il premio Outstanding Faculty Scholarship nel 2014. È stato autore di manuali di laboratorio e ha insegnato in dieci differenti corsi, principalmente nelle aree della chimica generale, inorganica e dello stato solido. Il suo programma di ricerca si concentra sulla sintesi e caratterizzazione delle strutture e delle proprietà di materiali allo stato solido.

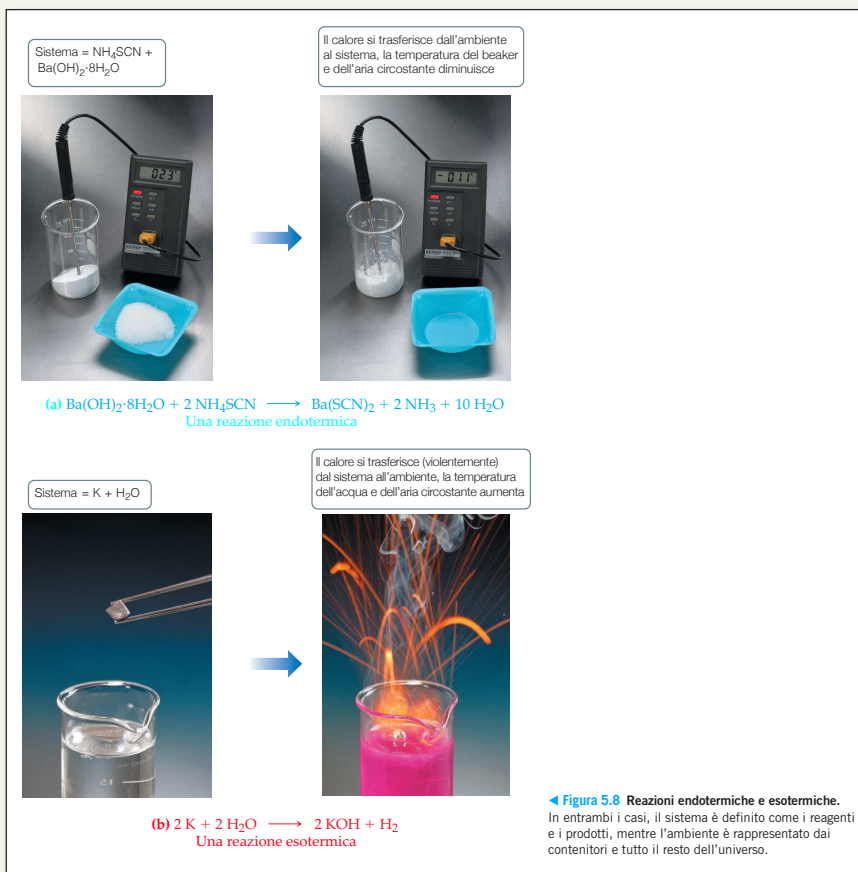
Grafica aggiornata per aiutare gli studenti di chimica generale

La grafica è stata aggiornata per migliorare la chiarezza e per dare un aspetto pulito e moderno. Lo stile è stato modificato con l'uso più marcato del rendering 3D, nuovi riquadri bianchi, la presenza di linee guida più chiare e colori più saturi.



MODIFICATO! Le annotazioni offrono spiegazioni aggiuntive; le linee guida enfatizzano meglio le relazioni tra i punti fondamentali delle figure.

NUOVO! Immagini prima e dopo mostrano chiaramente le caratteristiche delle reazioni esotermiche ed endotermiche. Le equazioni chimiche aggiunte collegano la chimica a quel che viene rappresentato nelle figure.



Nell'apprendimento e comprensione

Gli autori hanno utilizzato i numerosi dati raccolti attraverso dispositivi digitali per identificare gli argomenti dove gli studenti riscontrano più difficoltà, revisionando figure, spiegazioni ed esercizi nel testo per evitare incomprensioni e incoraggiare a pensare agli effetti della chimica negli eventi quotidiani.

Osserva e rispondi

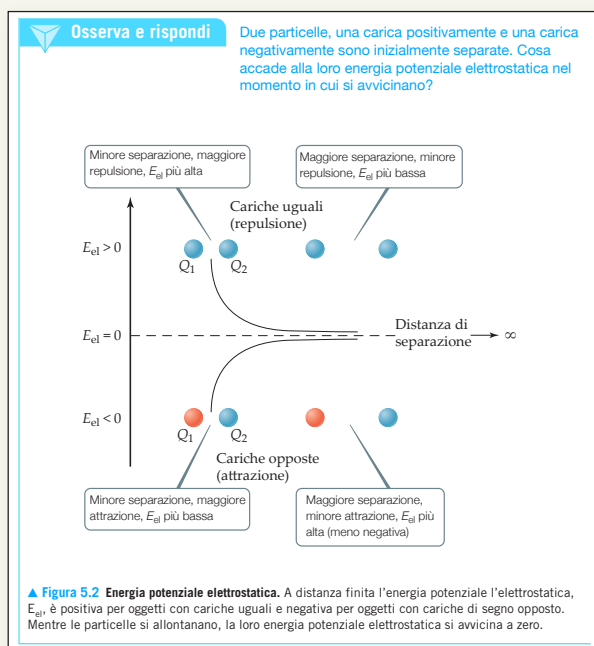
Se la polvere bianca fosse zucchero, come dovrebbe essere cambiata questa figura?

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.



NUOVO! Il team di autori, guidato dall'analisi dei dati raccolti, ha modificato e chiarito le sezioni *Pensaci su* e *Osserva e rispondi*, oltre agli esercizi di fine capitolo. Sono stati così identificati gli esercizi problematici, che sono stati modificati, rimpiazzati o tolti. Il risultato è un insieme di problemi vario e perfezionato.

APPROFONDIMENTO Contaminazioni da piombo nell'acqua potabile

La maggioranza delle persone nelle aree industrializzate considera scontato l'aver acqua corrente potabile. Sfortunatamente, in alcune circostanze l'acqua del rubinetto non è sicura, come attestato dal fatto che, nel 2015, sono stati trovati elevati livelli di piombo nelle acque dell'acquedotto municipale di Flint, nel Michigan (USA).

Il piombo è nocivo per molti organi del corpo umano, ma specialmente il ruolo del Ca^{2+} . Uno dei più gravi effetti dell'avvelenamento da piombo si ha nei bambini, nei quali esso porta a deficit cognitivi. Nonostante il fatto che i composti a base di piombo siano stati usati un tempo per svariate applicazioni — come additivi delle benzine, nei pigmenti, nei pallini da caccia, nei vetri e nelle condutture idriche — l'esposizione giornaliera al piombo si è drasticamente ridotta da quando, negli anni '70, le agenzie governative hanno cominciato a regolamentarne l'uso. Il National Health and Nutrition Examination Survey riporta che la concentrazione media di piombo nel sangue dei residenti negli USA è calata dal 150 ppb del 1976 ai 16 ppb del 2002, cioè una diminuzione di quasi un ordine di grandezza.

L'EPA (Environmental Protection Agency, Agenzia per la Protezione Ambientale) ha fissato il limite massimo di 15 ppb di piombo nell'acqua potabile. In accordo alla normativa emessa dall'EPA, ogni ente che serva più di 5000 abitanti deve monitorare il livello di piombo nelle acque e prendere azioni correttive nel caso in cui più del 10% delle abitazioni campionate siano oltre il limite dei 15 ppb. I test fatti dai ricercatori della Virginia Tech su campioni raccolti nel Settembre 2015 hanno mostrato che in più del 10% delle 252 abitazioni di Flint esaminate il livello di piombo era oltre 25 ppb; addirittura in molte abitazioni il livello trovato era oltre i 100 ppb. Contemporaneamente, un'indagine del paese aveva analizzato i risultati delle analisi del sangue dei neonati trovando che la percentuale di bambini con elevate concentrazioni di piombo nel sangue (> 50 ppb) era raddoppiata dal 2,3% del 2013 al 4,9% del 2015.

I problemi cominciarono nell'Aprile del 2014, quando le acque del fiume Flint furono prese per l'approvvigionamento idrico dell'acquedotto cittadino. In precedenza, la città di Flint prendeva l'acqua da Detroit, che a sua volta la prelevava dal lago Huron e la depurava prima di pompala verso Flint. La fonte di piombo non risultò essere il fiume Flint, bensì la corrosione delle tubature in piombo usate per la rete sotterranea di distribuzione dell'acqua. Perché l'aver cambiato la fonte di approvvigionamento idrico ha così fortemente aumentato il rilascio di piombo dalle vecchie tubature? Molti fattori entrano in gioco, ma fondamentalmente tutti fanno capo a considerazioni sulla solubilità. Quando le acque sono trattate correttamente si verifica la passivazione della superficie interna dei tubi di piombo per formazione

di uno strato di sali insolubili di piombo (figura 17.21). Questo strato previene la corrosione che, altrimenti, porterebbe all'ossidazione del piombo e alla formazione di ioni Pb^{2+} solubili in acqua. L'ente preposto al trattamento delle acque a Detroit faceva aggiungere ioni PO_4^{3-} alle acque per inibire la corrosione, mentre ciò non veniva fatto a Flint. La presenza di ioni PO_4^{3-} promuoveva la formazione di fosfati altamente insolubili sulla superficie dei tubi inibendo così i fenomeni di corrosione.

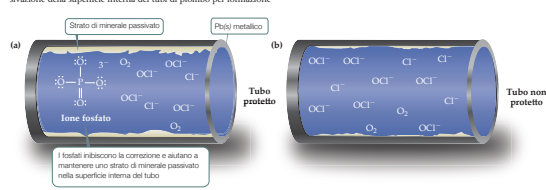
Un altro fattore da considerare è il cambiamento di pH delle acque da 8,0 del Dicembre 2014 a 7,3 dell'Agosto 2015. Poiché i sali insolubili che contribuiscono allo strato di passivazione dei tubi, come $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Pb}(\text{HPO}_3)_2$ e PbCO_3 , contengono anioni che possono comportarsi come basi deboli, tutti i fattori che rendono più acide le acque contribuiscono ad aumentare la loro solubilità.

Ancora, si appurò che un altro fattore che poteva contribuire al problema era la presenza di elevati livelli di cloruri nelle acque. Le acque provenienti da Detroit avevano una concentrazione di cloruri pari a 1,1 ppm, mentre quelle provenienti dal trattamento delle acque del Flint arrivavano a 85 ppm nel Dicembre 2015. Mentre il PbCl_2 è moderatamente insolubile ($K_{sp} = 1,7 \times 10^{-5}$), i complessi PbCl^+ e PbCl_2^0 , che si formano in presenza di alte concentrazioni di cloruri, sono piuttosto solubili. Gli accresciuti livelli di cloruri erano in parte ascrivibili all'uso di FeCl_3 come additivo per far coagulare e filtrare via la materia organica indesiderata e che stava portando problemi per la contaminazione da *E. coli*. Inoltre i cloruri si formavano anche a seguito dell'uso di ipoclorito, usato come antiseptico, quando ossidava la materia organica indesiderata. Infine, anche il sale sparso per le strade per evitare formazione di borse di ghiaccio in inverno può aver dato un contributo.

Di fronte all'evidenza che il livello di piombo nelle acque potabili di Flint stava salendo a livelli pericolosi per la salute, la municipalità tornò, nel Dicembre 2015, ad approvvigionarsi di acqua potabile da Detroit. In un arco di parecchi mesi la circolazione delle acque correttamente trattate avrebbe dovuto ripristinare lo strato di passivazione all'interno dei tubi. Tuttavia, i costi di bonifica ammontavano a più di 120 mila dollari, una somma molto grande se comparata ai 50 mila dollari all'anno stimati per il trattamento con fosfati. Infine, cosa più importante, non si poteva rimediare ai danni alla salute di coloro che avevano bevuto acque contaminate, soprattutto bambini.

Sembrava l'uso del piombo per le tubature idriche è stato proibito negli USA dal 1986, si stima che milioni di miglia di tubature in piombo installate siano ancora in uso in molte città americane. Una stretta vigilanza da parte delle società di distribuzione delle acque e da parte delle agenzie di protezione ambientale è un requisito importante affinché l'agente come quello di Flint non si ripeta.

Esercizi correlati 17-97, 17-101



AGGIORNATO! I riquadri *Approfondimento* sono stati aggiornati per comprendere novità e scoperte recenti nel campo della chimica, aumentandone la rilevanza per gli studenti. Gli esercizi a fine capitolo danno agli studenti l'opportunità di verificare la comprensione dei concetti.

QUARTA EDIZIONE

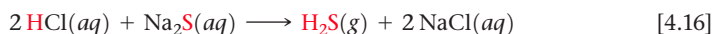
FONDAMENTI DI CHIMICA

Reazioni acido-base con formazione di gas

Oltre a OH^- , ci sono molte altre basi che reagiscono con H^+ per formare composti molecolari. Due di queste basi, che si possono trovare in laboratorio, sono lo ione solfuro e lo ione carbonato. Entrambi questi anioni reagiscono con gli acidi e danno origine a gas poco solubili in acqua.

Il solfuro di idrogeno (H_2S), la sostanza responsabile del cattivo odore delle uova marce, è il prodotto della reazione di acidi come $\text{HCl}(aq)$ con il solfuro di un metallo come Na_2S :

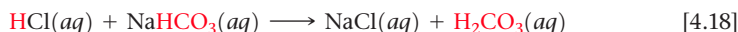
Equazione molecolare:



Equazione ionica netta:



Gli ioni carbonato e bicarbonato reagiscono con gli acidi dando origine a $\text{CO}_2(g)$. In realtà, la reazione di CO_3^{2-} o HCO_3^- con un acido origina come primo prodotto l'acido carbonico (H_2CO_3). Per esempio, quando l'acido cloridrico è aggiunto al bicarbonato di sodio, ne segue la seguente reazione

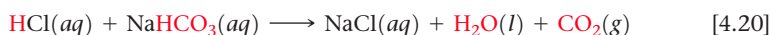


Tuttavia, l'acido carbonico è instabile e, quando è presente in soluzione in concentrazione sufficiente, si decompone formando CO_2 che a sua volta si allontana dalla soluzione sotto forma di gas:

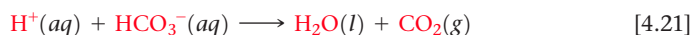


La reazione globale è riassunta nelle seguenti equazioni

Equazione molecolare:



Equazione ionica netta:



Sia $\text{NaHCO}_3(s)$ che $\text{Na}_2\text{CO}_3(s)$ vengono usati come neutralizzatori in caso di perdite di acido. L'uno o l'altro sale sono aggiunti fino al termine dell'effervescenza dovuta allo sviluppo di $\text{CO}_2(g)$. Il bicarbonato di sodio è usato talvolta anche come antiacido per lenire i disturbi di stomaco: in questo caso lo ione HCO_3^- reagisce con l'acido presente nello stomaco formando ancora $\text{CO}_2(g)$.



Pensaci su

Per analogia con gli esempi già forniti nel testo, prevedere quale gas si forma in seguito al trattamento di $\text{Na}_2\text{SO}_3(s)$ con $\text{HCl}(aq)$.

CHIMICA IN AZIONE

Gli antiacidi

Lo stomaco secerne acidi che sono coadiuvanti nella digestione del cibo. Questi acidi, tra cui l'acido cloridrico, contengono circa 0,1 moli di H^+ per litro di soluzione. La parete gastrica è normalmente protetta dagli effetti corrosivi degli acidi presenti nello stomaco da una mucosa di rivestimento. A volte tale mucosa subisce delle lesioni, attraverso le quali gli acidi possono attaccare i tessuti sottostanti e causare delle ulcere dolorose. La causa di queste ulcere può essere individuata in una eccessiva secrezione di acido o in una debolezza del rivestimento digerente. Recenti studi hanno inoltre dimostrato che l'origine di molte ulcere può essere individuata anche in un'infezione batterica (*Helicobacter pylori*). Una percentuale compresa tra il 10 e il 20% della popolazione americana è affetta da ulcera od occasionali bruciori di stomaco dovuti all'ingresso degli acidi digestivi nell'esofago.

È possibile risolvere il problema dell'eccesso di acido nello stomaco in due semplici modi: (1) rimozione dell'acido in ecces-

so (2) riduzione della produzione di acido. Le sostanze in grado di rimuovere l'eccesso di acido sono chiamate *antiacidi*, mentre le sostanze in grado di ridurre la produzione di acidi sono chiamate *inibitori degli acidi*. La Figura 4.10 mostra alcuni farmaci antiacidi comuni, venduti senza ricetta medica. Gli antiacidi sono semplicemente delle basi che neutralizzano gli acidi deputati alla digestione. La loro capacità di neutralizzare gli acidi è dovuta al fatto che contengono lo ione idrossido, lo ione carbonato o lo ione bicarbonato (Tabella 4.4). La più recente generazione di farmaci antiulcera, come Tagamet® o Zantac®, è invece rappresentata dagli inibitori della produzione di acido. Questi farmaci agiscono sulle cellule del rivestimento dello stomaco deputate alla produzione dell'acido. Questo diverso tipo di farmaci non è disponibile come farmaco da banco.

Esercizio correlato: 4.95



▲ **Figura 4.10** Gli antiacidi. Tutti i prodotti raffigurati agiscono come agenti neutralizzanti dell'acido nello stomaco.

TABELLA 4.4 Alcuni comuni antiacidi	
Nome commerciale	Agente neutralizzante
Alka-Seltzer®	NaHCO ₃
Amphojel®	Al(OH) ₃
Di-Gel®	Mg(OH) ₂ e CaCO ₃
Latte di Magnesia	Mg(OH) ₂
Maalox®	Mg(OH) ₂ e Al(OH) ₃
Mylanta®	Mg(OH) ₂ e Al(OH) ₃
Rolaid®	Mg(OH) ₂ e CaCO ₃
Tums®	CaCO ₃

4.4 | Reazioni di ossido-riduzione

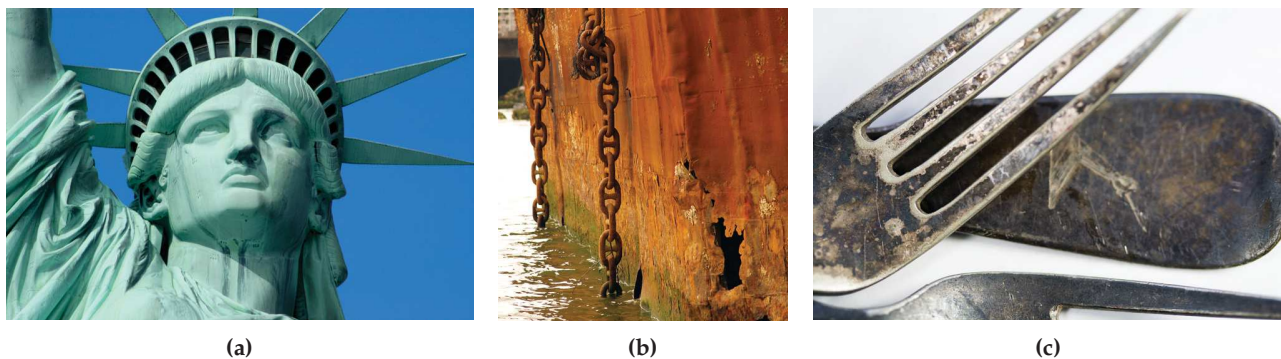
Nelle reazioni di precipitazione, i cationi e gli anioni si combinano tra loro dando origine a composti ionici insolubili. Nelle reazioni di neutralizzazione, gli ioni H⁺ e OH⁻ si combinano tra loro dando origine a molecole di H₂O. Esiste un terzo tipo di reazioni, altrettanto importante, nel corso delle quali si verifica un trasferimento di elettroni tra i reagenti: queste reazioni sono chiamate **reazioni di ossido-riduzione** o **reazioni redox**. In questo capitolo ci concentreremo sulle reazioni redox in cui uno dei reagenti è un metallo nella sua forma elementare. Le reazioni redox sono cruciali per capire molti processi biologici e geologici nel mondo che ci circonda; esse sono anche alla base delle tecnologie per l'energia come batterie e celle a combustibile (Capitolo 19).

Ossidazione e riduzione

Una delle più familiari reazioni redox è la corrosione di un metallo (**Figura 4.11**). In alcuni casi la corrosione è limitata alla superficie del metallo, ad esempio la formazione di una patina verde sulle statue di rame. In altri casi la corrosione va più nel profondo, eventualmente compromettendo l'integrità strutturale del metallo. L'arrugginimento del ferro è un esempio importante.

La corrosione è la conversione di un metallo in un composto metallico per reazione tra il metallo e una sostanza nel suo ambiente. Quando un metallo si corrode, ogni atomo del metallo perde elettroni e forma così un catione, che si può combinare con un anione formando un composto ionico. La patina verde sulla Statua della Libertà contiene ioni Cu²⁺ combinati con anioni carbonato e idrossido; la ruggine contiene Fe³⁺ combinato con anioni ossido e idrossido e l'annerimento dell'argento contiene Ag⁺ combinato con ioni solfuro.

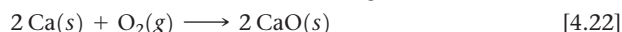
Quando un atomo, uno ione, o una molecola diventa carica più positivamente (ovvero perde elettroni) diciamo che si *ossida*. La perdita di elettroni da parte di una sostanza



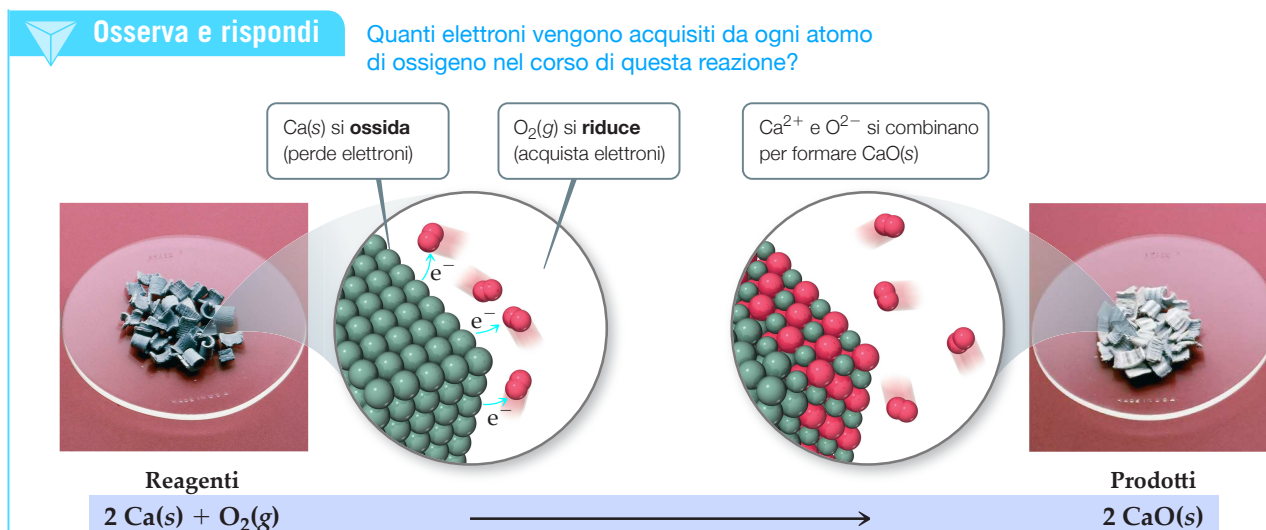
▲ **Figura 4.11** Prodotti familiari di corrosione. (a) Si forma una patina verde quando il rame si ossida. (b) Si ha arrugginimento quando il ferro si corrode. (c) Si ha annerimento quando l'argento si corrode.

viene definita **ossidazione**. Il termine *ossidazione* viene utilizzato in quanto le prime reazioni di questo tipo a essere studiate erano quelle con l'ossigeno. Molti metalli reagiscono direttamente con l'ossigeno dell'aria formando un composto ionico di uno ione metallico e lo ione ossido. L'esempio familiare dell'arrugginimento consiste nella reazione tra il ferro metallico e l'ossigeno in presenza di acqua. In questo processo il ferro si ossida (perde elettroni) e forma Fe^{3+} .

La reazione tra il ferro e l'ossigeno è relativamente lenta, ma altri metalli, come ad esempio i metalli alcalini e alcalino-terrosi, reagiscono velocemente per esposizione all'aria. La **Figura 4.12** mostra come la superficie lucente del calcio metallico si annerisca in conseguenza della formazione di CaO , come evidenziato dalla seguente reazione



In questa reazione il Ca viene ossidato a Ca^{2+} e il composto neutro O_2 viene convertito negli ioni O^{2-} . Nell'equazione 4.22, l'ossidazione comporta il trasferimento degli elettroni dal calcio metallico all'ossigeno molecolare, portando alla formazione di CaO . Quando atomi, ioni o molecole acquisiscono una carica negativa maggiore (ovvero acquisiscono elettroni) si dice che vengono *ridotti*. La **riduzione** consiste nell'acquisizione di elettroni da parte di una sostanza. Quando un reagente perde elettroni, un altro reagente deve acquisire gli elettroni persi; l'ossidazione di una sostanza è, quindi, sempre accompagnata dalla riduzione di un'altra sostanza grazie al trasferimento di elettroni dall'una all'altra. Nell'equazione 4.22, quindi, l'ossigeno molecolare è ridotto a ioni ossido (O^{2-}).



▲ **Figura 4.12** Ossidazione del calcio metallico a opera dell'ossigeno molecolare.

Numeri di ossidazione

Per poter identificare una reazione di ossido-riduzione, dobbiamo avere a disposizione un sistema di contabilità, ovvero un modo per monitorare gli elettroni acquisiti dalla sostanza ridotta e quelli ceduti dalla sostanza ossidata. A tale scopo, è stato introdotto il concetto del **numero di ossidazione** (chiamato anche **stato di ossidazione**). A ciascun atomo in una molecola neutra o carica viene assegnato un numero di ossidazione. Per gli ioni monoatomici i numeri di ossidazione sono gli stessi della carica. Per le molecole neutre e per gli ioni poliatomici, il numero di ossidazione di un dato atomo è una carica ipotetica. Questa carica è assegnata in maniera formale dividendo gli elettroni tra gli atomi nella molecola o nello ione. Possiamo usare le seguenti regole per attribuire i numeri di ossidazione:

1. Il numero di ossidazione di qualunque atomo nel suo **stato elementare** è pari a zero. Quindi, il numero di ossidazione di ogni atomo di H appartenente alla molecola H_2 o di ogni atomo di P appartenente alla molecola P_4 è pari a 0.
2. Il numero di ossidazione di qualunque **ione monoatomico** è pari alla carica stessa dello ione. Quindi, il numero di ossidazione di K^+ è +1, quello di S^{2-} è -2 e così via. La carica degli ioni dei metalli alcalini (gruppo 1A) è 1+ e pertanto il loro numero di ossidazione in qualunque composto è pari a +1. Analogamente, il numero di ossidazione dei metalli alcalino-terrosi (gruppo 2A) è sempre +2 e quella dell'alluminio

(gruppo 3A) è sempre +3 in tutti i composti. (Nello scrivere il numero di ossidazione, il segno viene indicato prima del numero per poterlo distinguere dalla carica effettiva, in cui viene indicato il numero prima del segno).

3. Il numero di ossidazione dei **non metalli** è comunemente negativo, anche se può essere positivo in alcune circostanze:
 - (a) Il numero di ossidazione dell'**ossigeno** è comunemente -2 nei composti ionici e molecolari. La principale eccezione è dovuta ai cosiddetti perossidi, i composti contenenti lo ione O_2^{2-} , in cui il numero di ossidazione di ogni atomo di ossigeno è pari a -1 .
 - (b) Il numero di ossidazione dell'**idrogeno** è $+1$ quando è legato a non metalli e -1 quando è legato a metalli.
 - (c) Il numero di ossidazione del **fluoro** è -1 in tutti i composti. Il numero di ossidazione degli altri alogeni è -1 nella maggior parte dei composti binari. Diversamente, negli ossianioni, ovvero in combinazione con l'ossigeno, il numero di ossidazione è positivo.
4. **La somma dei numeri di ossidazione** di tutti gli atomi presenti in un composto neutro è pari a zero. La somma dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi presenti in un ione poliatomico è pari alla carica netta dello ione. Per esempio, il numero di ossidazione di ciascun idrogeno dello ione idronio, H_3O^+ è $+1$ e quello dell'ossigeno è -2 . La somma di tutti i numeri di ossidazione è quindi $3(+1) + (-2) = +1$, che corrisponde alla carica netta dello ione. Come mostrato nell'Esercizio risolto 4.8, questa ultima regola risulta molto utile per dedurre il numero di ossidazione di un atomo in un composto o in uno ione quando si conoscono i numeri di ossidazione di tutti gli altri atomi. È importante ricordare che in ogni reazione di ossido-riduzione, i numeri di ossidazione di almeno due atomi devono cambiare. Il numero di ossidazione aumenta per ogni atomo che si ossida e diminuisce per ogni atomo che si riduce.



Pensaci su

Qual è il numero di ossidazione dell'azoto (a) nel nitrato di alluminio, AlN , e (b) nell'acido nitrico, HNO_3 ?



Esercizio risolto 4.8

Determinare il numero di ossidazione

Determinare il numero di ossidazione dello zolfo in ciascuno dei seguenti composti (a) H_2S , (b) S_8 , (c) SCl_2 , (d) Na_2SO_3 , (e) SO_4^{2-} .

SOLUZIONE

Analizza Ci viene chiesto di determinare il numero di ossidazione dello zolfo contenuto in due specie molecolari, nella sua forma elementare e in due sostanze ioniche.

Pianifica Per ciascuna specie, la somma dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi deve essere uguale alla carica della molecola. Useremo le regole appena elencate per assegnare i numeri di ossidazione.

Risolvi

- (a) Il numero di ossidazione dell'idrogeno legato a un non metallo è pari a $+1$ (regola 3b). Poiché H_2S è una molecola neutra, la somma dei numeri di ossidazione deve essere pari a zero (regola 4). Ponendo il numero di ossidazione dello zolfo come x , si ottiene $2(+1) + x = 0$. Il numero di ossidazione di S è pertanto pari a -2 .
- (b) Poiché lo zolfo si trova nella sua forma elementare, il numero di ossidazione di S è pari a 0 (regola 1).
- (c) Poiché si tratta di un composto binario, il numero di ossidazione del cloro dovrebbe essere -1 (regola 3c). La somma dei numeri di ossidazione deve essere pari a 0 (regola 4). Ponendo il numero di ossidazione dello zolfo come x , si ottiene $x + 2(-1) = 0$. Di conseguenza, il numero di ossidazione di S deve essere pari a $+2$.

(d) Il sodio è un metallo alcalino e quindi il suo numero di ossidazione in tutti i suoi composti è $+1$ (regola 2). Lo stato di ossidazione più comune dell'ossigeno è -2 (regola 3a). Ponendo il numero di ossidazione dello zolfo come x , si ottiene $2(+1) + x + 3(-2) = 0$. Di conseguenza, il numero di ossidazione di S deve essere pari a $+4$.

(e) Lo stato di ossidazione di O è -2 (regola 3a). La somma dei numeri di ossidazione deve essere pari alla carica netta di SO_4^{2-} , ovvero -2 e pertanto si ottiene $x + 4(-2) = -2$. Questa equazione ci consente di dedurre che il numero di ossidazione di S in questo ione è $+6$.

Commento Questi esempi dimostrano come il numero di ossidazione di un elemento dipenda dal composto in cui questo elemento è contenuto. Come abbiamo appena visto, i numeri di ossidazione dello zolfo variano da -2 a $+6$.

► Esercizio da svolgere 1

In quale composto il numero di ossidazione dell'ossigeno è -1 ? (a) O_2 , (b) H_2O , (c) H_2SO_4 , (d) H_2O_2 , (e) KCH_3COO .

► Esercizio da svolgere 2

Indicare lo stato di ossidazione dell'elemento in grassetto in ciascuno dei seguenti composti: (a) P_2O_5 , (b) NaH , (c) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (d) SnBr_4 , (e) BaO_2 ?

Ossidazione dei metalli da parte di acidi e sali

La reazione di un metallo con un acido o un sale è generalizzata dal seguente modello

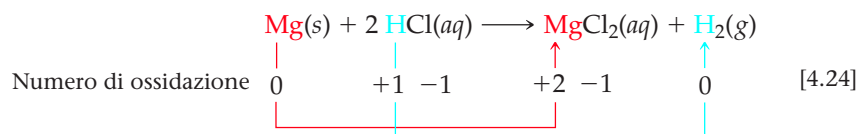


Esempi:



Queste reazioni sono chiamate **reazioni di spostamento** perché lo ione in soluzione è *spostato* (o sostituito) attraverso l'ossidazione di un elemento.

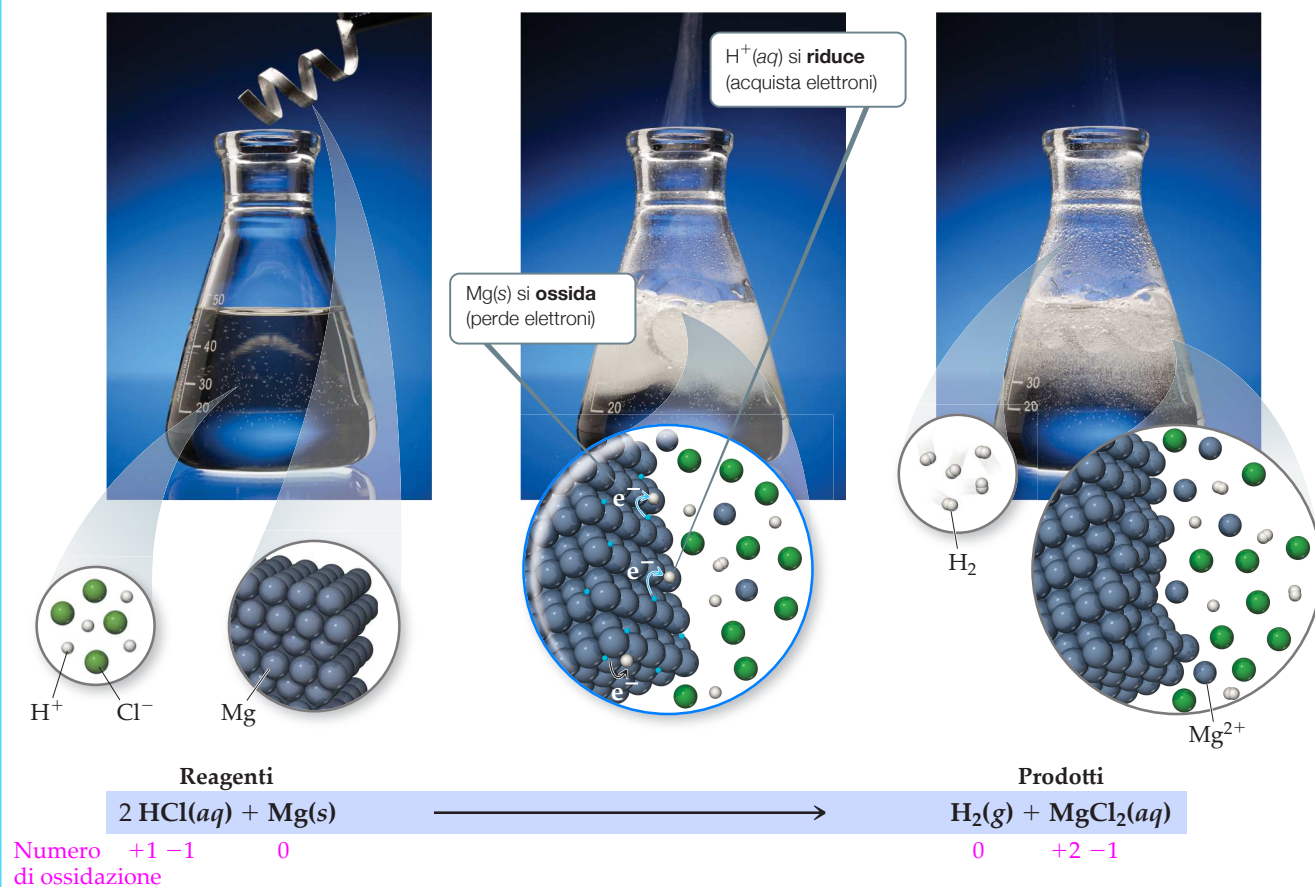
Molti metalli subiscono la reazione di spostamento in presenza di acidi, dando origine a sali e idrogeno gassoso. Per esempio, il magnesio metallico reagisce con l'acido cloridrico per formare cloruro di magnesio e idrogeno gassoso (**Figura 4.13**):



Notare che il numero di ossidazione di Mg cambia da 0 a +2. L'aumento del numero di ossidazione indica che l'atomo ha ceduto elettroni ed è stato quindi ossidato. Al contrario, il numero di ossidazione dello ione H^+ dell'acido diminuisce da +1 a 0, indicando che questo ione ha acquisito elettroni ed è stato ridotto. Il numero di ossidazione del cloro è -1.

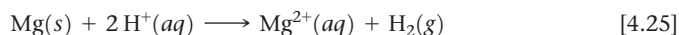
 Osserva e rispondi

Quante moli di idrogeno gassoso sarebbero prodotte per ogni mole di magnesio aggiunta alla soluzione di HCl?

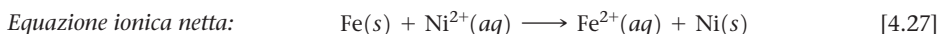
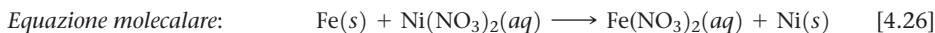


▲ **Figura 4.13** Reazione del magnesio metallico con acido cloridrico. Il metallo viene velocemente ossidato dall'acido, producendo idrogeno gassoso, $H_2(g)$ e $MgCl_2(aq)$.

prima e dopo la reazione, in quanto è uno ione spettatore che non partecipa alla reazione. L'equazione ionica netta è la seguente:



I metalli possono essere ossidati anche da soluzioni acquose di diversi sali. Per esempio, il ferro è ossidato a Fe^{2+} da una soluzione acquosa di Ni^{2+} , come quella che si ottiene con $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2(aq)$:



L'ossidazione di Fe a Fe^{2+} è accompagnata, in questa reazione, dalla riduzione di Ni^{2+} a Ni. Da ricordare: *Ogni qual volta una sostanza viene ossidata, un'altra sostanza deve essere ridotta.*



Esercizio risolto 4.9

Scrivere le equazioni per le reazioni di ossido-riduzione

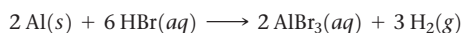
Scrivere l'equazione molecolare bilanciata e l'equazione ionica netta della reazione tra alluminio e acido bromidrico.

SOLUZIONE

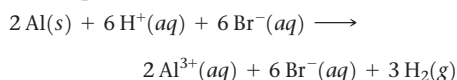
Analizza Ci viene chiesto di scrivere due equazioni – molecolare e ionica netta – della reazione redox che si verifica tra un metallo e un acido.

Pianifica I metalli reagiscono con gli acidi con formazione di sali e H_2 gassoso. Per poter scrivere le equazioni bilanciate è necessario per prima cosa scrivere le formule chimiche dei due reagenti e, quindi, determinare la formula del sale prodotto. Il sale è costituito dal catione proveniente dal metallo e dall'anione dell'acido.

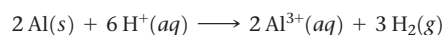
Risolvi Le formule dei reagenti coinvolti sono Al e HBr. Il catione che si forma da Al è Al^{3+} e l'anione proveniente dall'acido bromidrico è Br^- . Il sale prodotto dalla reazione è quindi AlBr_3 . A questo punto, l'equazione molecolare bilanciata è:



Sia HBr che AlBr_3 sono elettroliti solubili forti. Pertanto, l'equazione ionica completa è



Poiché Br^- è uno ione spettatore, l'equazione ionica netta è



Commento La sostanza che si ossida è l'alluminio metallico, poiché il suo stato di ossidazione aumenta da 0 nel metallo a +3 nel catione. Lo ione H^+ si riduce poiché il suo stato di ossidazione si riduce da +1 nell'acido a 0 in H_2 .

► Esercizio da svolgere 1

Quale delle seguenti affermazioni sulla reazione tra zinco e solfato di rame è vera? **(a)** Lo zinco è ossidato e lo ione rame è ridotto. **(b)** Lo zinco è ridotto e lo ione rame è ossidato. **(c)** Tutti i reagenti e prodotti sono elettroliti forti solubili. **(d)** Il numero di ossidazione del rame nel solfato di rame è zero. **(e)** Più di una affermazione è vera.

► Esercizio da svolgere 2

(a) Scrivere l'equazione molecolare bilanciata e l'equazione ionica netta della reazione di spostamento che intercorre tra il magnesio e il solfato di cobalto(II). **(b)** Quale sostanza si riduce e quale si ossida nel corso della reazione?

Serie di attività

È possibile prevedere se un certo metallo potrà essere ossidato da un acido o da un sale specifico? Oltre a un puro interesse chimico, la risposta a questa domanda riveste un'importanza pratica. Per esempio, in base all'Equazione 4.26, sarebbe poco saggio conservare una soluzione di nitrato di nichel in un contenitore di ferro, in quanto la soluzione scioglierebbe il contenitore. Quando un metallo viene ossidato, esso viene eroso perché reagisce per formare diversi composti. Un'ossidazione estensiva può portare al guasto di macchinari metallici o al deterioramento di strutture metalliche.

La facilità con cui si ossida un metallo cambia da un metallo all'altro. Per esempio, lo Zn è ossidato da soluzioni acquose di Cu^{2+} , a differenza dell'Ag; in altre parole, lo Zn si ossida più facilmente dell'Ag.

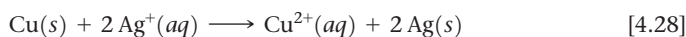
La **serie di attività** è una lista che elenca i metalli in ordine di tendenza decrescente all'ossidazione. La **Tabella 4.5**, fornisce la serie di attività in soluzione acquosa di molti dei più comuni metalli e include anche l'idrogeno. I metalli che si trovano nella parte superiore della tabella, come i metalli alcalini e alcalino terrosi, sono quelli che si ossidano più facilmente; in altre parole, essi reagiscono rapidamente convertendosi in altri composti. Questi elementi sono chiamati *metalli attivi*. I metalli che si trovano nella parte inferiore della serie di attività, come i metalli di transizione dei gruppi 8B e 1B, sono molto stabili e formano altri composti meno rapidamente. Questi metalli, utilizzati per costruire monete e gioielli, sono chiamati *metalli nobili* a causa della loro scarsa reattività.

TABELLA 4.5 Serie di attività dei metalli in soluzione acquosa

Metallo	Reazione di ossidazione
Litio	$\text{Li(s)} \longrightarrow \text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$
Potassio	$\text{K(s)} \longrightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$
Bario	$\text{Ba(s)} \longrightarrow \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
Calcio	$\text{Ca(s)} \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
Sodio	$\text{Na(s)} \longrightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$
Magnesio	$\text{Mg(s)} \longrightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
Alluminio	$\text{Al(s)} \longrightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^-$
Manganese	$\text{Mn(s)} \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
Zinco	$\text{Zn(s)} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
Cromo	$\text{Cr(s)} \longrightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^-$
Ferro	$\text{Fe(s)} \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
Cobalto	$\text{Co(s)} \longrightarrow \text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
Nichel	$\text{Ni(s)} \longrightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
Stagno	$\text{Sn(s)} \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
Piombo	$\text{Pb(s)} \longrightarrow \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
Idrogeno	$\text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
Rame	$\text{Cu(s)} \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
Argento	$\text{Ag(s)} \longrightarrow \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$
Mercurio	$\text{Hg(l)} \longrightarrow \text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
Platino	$\text{Pt(s)} \longrightarrow \text{Pt}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
Oro	$\text{Au(s)} \longrightarrow \text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^-$

La tendenza all'ossidazione aumenta

La serie di attività può essere usata per prevedere il decorso delle reazioni tra metalli e acidi o sali di altri metalli. *Qualunque metallo presente nella lista può essere ossidato dagli ioni dei metalli sottostanti.* Per esempio, il rame è presente nella lista in una posizione superiore rispetto all'argento. Il rame metallico sarà quindi ossidato dagli ioni argento:



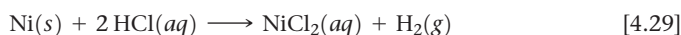
L'ossidazione da rame metallico a ioni rame è accompagnata dalla riduzione degli ioni argento ad argento metallico. L'argento metallico è chiaramente visibile sulla superficie dei fili di rame in **Figura 4.14**. Il nitrato di rame(II) è responsabile della colorazione blu della soluzione, come messo in evidenza nella parte destra della Figura 4.14.



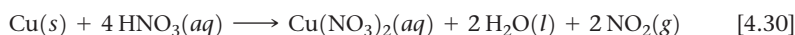
Pensaci su

Avviene una reazione quando **(a)** una soluzione acquosa di $\text{NiCl}_2(\text{aq})$ viene aggiunta in una provetta contenente striscette di zinco metallico, e **(b)** quando $\text{NiCl}_2(\text{aq})$ viene aggiunto in una provetta contenente $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$?

Solo i metalli localizzati al di sopra dell'idrogeno nella serie di attività sono in grado di reagire con gli acidi per formare H_2 . Per esempio, il Ni reagisce con $\text{HCl}(\text{aq})$ per formare H_2 :



Poiché gli elementi posizionati sotto l'idrogeno nella serie di attività non sono ossidati da H^+ , Cu non reagisce con $\text{HCl}(\text{aq})$, ma è interessante notare che invece reagisce con l'acido nitrico, come mostrato precedentemente in Figura 1.11. Tuttavia, questa reazione non è una semplice reazione di ossidazione del Cu da parte degli ioni H^+ provenienti dall'acido. Quello che accade è che il metallo viene ossidato a Cu^{2+} dallo ione nitrato dell'acido e, contemporaneamente, si verifica la formazione del biossido di azoto marrone, $\text{NO}_2(\text{g})$:

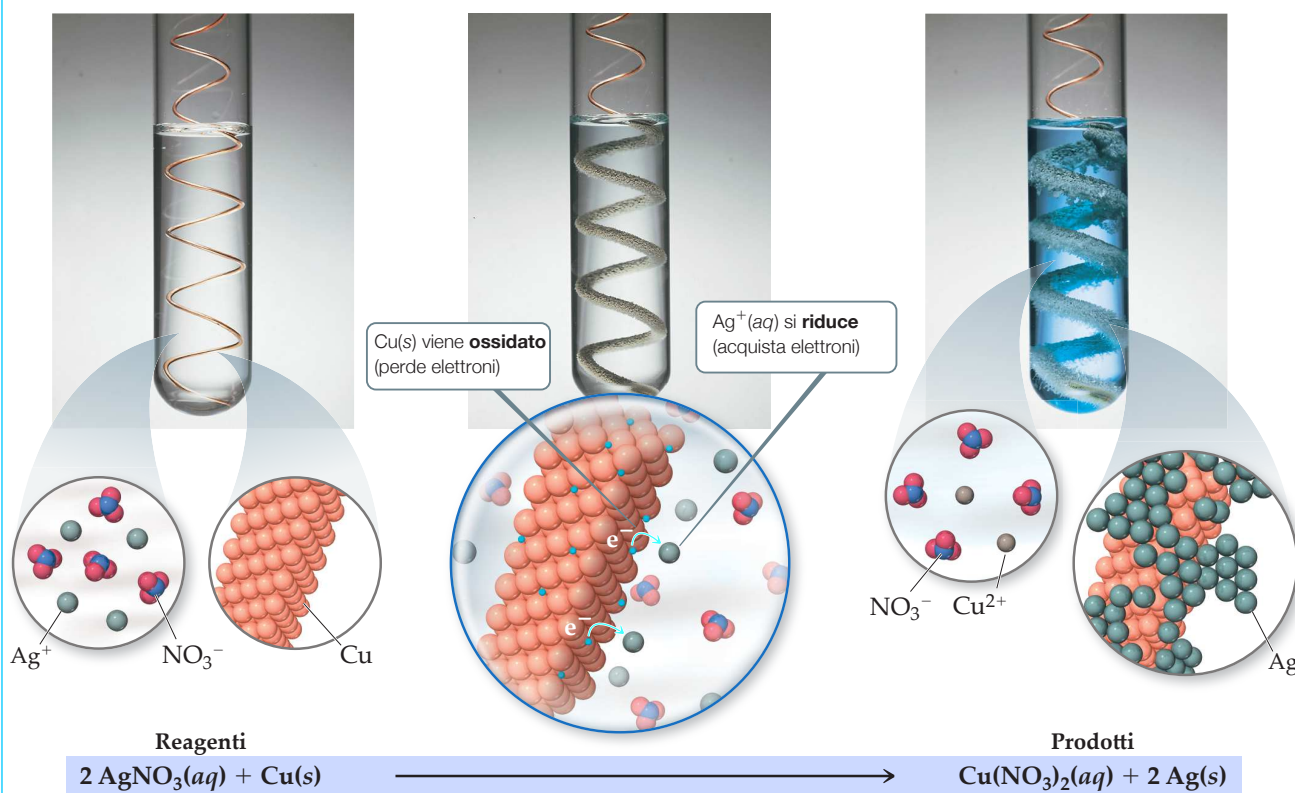


Nel momento in cui il rame viene ossidato, NO_3^- , in cui l'azoto ha numero di ossidazione pari a +5, viene ridotto a NO_2 , dove l'azoto ha numero di ossidazione pari a +4. Esamineremo le reazioni di questo tipo nel Capitolo 20.



Osserva e rispondi

Perché questa soluzione diventa blu?



▲ **Figura 4.14** Reazione tra il rame e lo ione argento. Quando il rame metallico è posto a contatto con una soluzione di nitrato di argento, si verifica una reazione redox che porta alla formazione di argento metallico e di una soluzione blu di nitrato di rame(II).



Esercizio risolto 4.10

Determinare se una reazione di ossido-riduzione può aver luogo

Determinare se una soluzione acquosa di cloruro di ferro(II) è in grado di ossidare il magnesio metallico. Se sì, scrivere l'equazione molecolare bilanciata e l'equazione ionica netta della reazione.

SOLUZIONE

Analizza Date due sostanze – un sale in acqua, FeCl_2 , e un metallo, Mg – ci viene chiesto di determinare se reagiscono tra di loro.

Pianifica La reazione potrà avvenire se il Mg si trova sopra il Fe nella serie di attività in Tabella 4.5. Se la reazione avviene, lo ione Fe^{2+} di FeCl_2 verrà ridotto a Fe elementare e il Mg elementare verrà ossidato a Mg^{2+} .

Risolvi Poiché il Mg è posizionato nella tabella in posizione superiore rispetto al Fe , la reazione avverrà. Per scrivere la formula del sale prodotto nel corso della reazione, è necessario ricordare le cariche degli ioni più comuni. Il magnesio è presente nei suoi composti sempre come Mg^{2+} e lo ione cloruro come Cl^- . Il sale di magnesio che si forma durante la reazione è MgCl_2 e l'equazione molecolare bilanciata è



Sia FeCl_2 che MgCl_2 sono elettroliti forti solubili e possono quindi essere scritti in forma ionica. Cl^- è lo ione spettatore della reazione. L'equazione ionica netta è



L'equazione ionica netta mostra che, nel corso di questa reazione, il Mg viene ossidato e il Fe^{2+} viene ridotto.

Verifica Notare che l'equazione ionica netta risulta bilanciata sia rispetto alla carica che rispetto alla massa.

► Esercizio da svolgere 1

Quale di questi metalli è il più facile da ossidare?
(a) Oro (b) Litio (c) Ferro (d) Sodio (e) Alluminio

► Esercizio da svolgere 2

Quale dei seguenti metalli verrà ossidato da $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$:
 Zn , Cu , Fe ?

STRATEGIE IN CHIMICA Analisi delle reazioni chimiche

In questo capitolo è stato introdotto un gran numero di reazioni chimiche. Non è semplice comprendere “al volo” cosa accade durante una reazione chimica. Uno degli obiettivi di questo testo è aiutarti a diventare capace di prevedere il risultato di una reazione. Un’abilità chiave per acquisire questo “intuito chimico” è imparare a categorizzare le reazioni chimiche.

È infatti inutile imparare a memoria tutte le reazioni chimiche! È molto più utile riconoscere la categoria generale in cui una reazione fa parte, come una metatesi o un’ossido-riduzione. Quando si deve prevedere il risultato di una reazione chimica, bisogna per prima cosa porsi alcune domande:

- Quali sono i reagenti?
- Sono elettroliti o non elettroliti?
- Sono acidi o basi?
- Se i reagenti sono elettroliti, la reazione di metatesi porterà alla formazione di un precipitato? Di acqua? Di un gas?

- Se non si tratta di una metatesi, potrebbe trattarsi di una reazione di ossido-riduzione? Questo richiede che ci sia un reagente in grado di ossidarsi e uno in grado di ridursi.

Rispondere a tali domande permette di prevedere cosa accade in una reazione, ogni domanda restringe il campo di possibilità, avvicinandoti alla risposta giusta. Le tue previsioni potrebbero essere non sempre corrette, ma se fai attenzione non sarai molto distante dalla risposta. Man mano che si acquisirà maggiore esperienza con le reazioni chimiche, si cominceranno a considerare come reagenti sostanze non immediatamente ovvie come, per esempio, l’acqua delle soluzioni o l’ossigeno dell’atmosfera. Dato che il trasferimento di protoni (acido-base) e il trasferimento di elettroni (ossido-riduzioni) sono coinvolti in un numero enorme di reazioni chimiche, riconoscere le caratteristiche salienti di questi tipi di reazioni ti porterà nella giusta strada per diventare un eccellente chimico.

4.5 | Concentrazione delle soluzioni

Gli scienziati usano il termine **concentrazione** per indicare la quantità di soluto disciolta in una certa quantità di solvente o di soluzione. Il concetto di concentrazione è intuitivo: all’aumentare della quantità di soluto disciolto, aumenta la concentrazione del soluto stesso. In chimica è spesso necessario esprimere le concentrazioni delle soluzioni in modo quantitativo.

Molarità

La **molarità** (simbolo M) esprime la concentrazione di una soluzione come il numero di moli di soluto per litro di soluzione (soluz.):

$$\text{Molarità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{volume della soluzione in litri}} \quad [4.31]$$

Una soluzione 1,00 molare (scritto come 1,00 M) contiene 1,00 moli di soluto per ogni litro di soluzione. La **Figura 4.15** mostra la preparazione di 250,0 mL di una soluzione 1,00 M di CuSO_4 . La molarità della soluzione è $(0,250 \text{ mol CuSO}_4)/(0,250 \text{ L soluz}) = 1,00 \text{ M}$.



▲ **Figura 4.15** Procedura di preparazione di 0,250 L di una soluzione 1,00 M di CuSO_4 .



Esercizio risolto 4.11

Calcolare la molarità

Calcolare la molarità di una soluzione ottenuta per dissoluzione di 23,4 g di sodio solfato (Na_2SO_4) in tanta acqua da formare 125 mL di soluzione.

SOLUZIONE

Analizza Il problema ci fornisce il numero di grammi di soluto (23,4 g), la sua formula chimica (Na_2SO_4) e il volume della soluzione (125 mL) e ci viene chiesto di calcolare la molarità della soluzione.

Pianifica Calcoleremo la molarità basandoci sull'Equazione 4.31. Per poter fare questo, è necessario convertire il numero di grammi di soluto in moli e il volume della soluzione da millilitri a litri.

Risolvi

Per ottenere il numero di moli di Na_2SO_4 è necessario usare la sua massa molare:

$$\text{Moli di Na}_2\text{SO}_4 = (23,4 \text{ g Na}_2\text{SO}_4) \left(\frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{142,1 \text{ g Na}_2\text{SO}_4} \right) = 0,165 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

Convertendo il volume della soluzione in litri, si ottiene:

$$\text{Litri soluzione} = (125 \text{ mL}) \left(\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \right) = 0,125 \text{ L}$$

Pertanto, la molarità è:

$$\text{Molarità} = \frac{0,165 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{0,125 \text{ L soluz.}} = 1,32 \frac{\text{mol Na}_2\text{SO}_4}{\text{L soluz.}} = 1,32 \text{ M}$$

Verifica Poiché il numeratore è solo leggermente maggiore rispetto al denominatore, è ragionevole che il risultato sia leggermente maggiore di 1 M. Le unità di misura (mol/L) sono appropriate per la molarità e l'uso di tre cifre significative è appropriato in quanto tutti i dati del problema sono riportati con tre cifre significative.

formare esattamente 275,0 mL di soluzione?
(a) 13,4 M (b) $7,43 \times 10^{-2} \text{ M}$ (c) $3,91 \times 10^{-2} \text{ M}$
(d) $7,43 \times 10^{-5} \text{ M}$ (e) $3,91 \times 10^{-5} \text{ M}$

► Esercizio da svolgere 1

Quale è la molarità di una soluzione ottenuta per dissoluzione di 3,68 g di saccarosio ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) in tanta acqua da

► Esercizio da svolgere 2

Calcolare la molarità di una soluzione ottenuta per dissoluzione di 5,00 g di glucosio ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) in tanta acqua da formare esattamente 100 mL di soluzione.

Espressione della concentrazione di un elettrolita

In biologia, la concentrazione totale degli ioni in soluzione è molto importante per i processi metabolici e cellulari. Quando un composto ionico si discioglie, le concentrazioni degli ioni introdotti in soluzione dipendono dalla formula chimica del composto. Per esempio, in una soluzione 1,0 M di NaCl, sia la concentrazione degli ioni Na^+ che quella degli ioni Cl^- è 1,0 M. Diversamente, in una soluzione 1,0 M di Na_2SO_4 , la concentrazione degli ioni Na^+ e SO_4^{2-} è rispettivamente 2,0 M e 1,0 M. Pertanto, la concentrazione della soluzione di un elettrolita può essere espressa sia riferendosi al composto usato per ottenere la soluzione (1,0 M di Na_2SO_4), sia riferendosi agli ioni contenuti nella soluzione (2,0 M di Na^+ e 1,0 M di SO_4^{2-}).



Esercizio risolto 4.12

Calcolare le concentrazioni molari degli ioni

Qual è la concentrazione molare di ciascuno degli ioni presenti in una soluzione acquosa 0,025 M di nitrato di calcio?

SOLUZIONE

Analizza Ci viene fornita la concentrazione del composto ionico usato nella preparazione della soluzione e ci viene chiesto di determinare le concentrazioni degli ioni in soluzione.

Pianifica Utilizzeremo i pedici della formula chimica del composto per determinare la concentrazione degli ioni corrispondenti.

Risolvi Il nitrato di calcio è costituito da ioni calcio (Ca^{2+}) e ioni nitrato (NO_3^-), quindi la sua formula chimica è $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Poiché nel composto ci sono due ioni NO_3^- per ogni ione Ca^{2+} , ogni mole di $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ che si discioglie, si dissocia in 1 mole di Ca^{2+} e 2 moli di NO_3^- . Pertanto, una soluzione 0,025 M di $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ è 0,025 M in Ca^{2+} e $2 \times 0,025 \text{ M} = 0,050 \text{ M}$ in NO_3^- .

$$\frac{\text{mol NO}_3^-}{\text{L}} = \left(\frac{0,025 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2}{\text{L}} \right) \left(\frac{2 \text{ mol NO}_3^-}{1 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2} \right) = 0,050 \text{ M}$$

Verifica La concentrazione degli ioni NO_3^- è il doppio di quella degli ioni Ca^{2+} , in accordo con il pedice dello ione NO_3^- nella formula chimica $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

► Esercizio da svolgere 1

Quale è il rapporto tra la concentrazione degli ioni potassio e la concentrazione degli ioni carbonato in una soluzione 0,015 M di Carbonato di potassio? (a) 1:0,015 (b) 0,015:1 (c) 1:1 (d) 1:2 (e) 2:1

► Esercizio da svolgere 2

Qual è la concentrazione molare degli ioni K^+ in una soluzione 0,015 M di carbonato di potassio?



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**.

