

PETRUCCI

# CHIMICA GENERALE

PRINCIPI ED APPLICAZIONI MODERNE

**RALPH H. PETRUCCI**  
California State University, San Bernardino

**F. GEOFFREY HERRING**  
University of British Columbia

**JEFFRY D. MADURA**  
Duquesne University

**CAREY BISSONNETTE**  
University of Waterloo

**Quinta edizione italiana sulla dodicesima di lingua inglese**

a cura di

**Andrea Pizzi**

Professore Associato di Fondamenti Chimici delle Tecnologie  
Dipartimento di Chimica, Materiali e Ingegneria Chimica "Giulio Natta"  
Politecnico di Milano

**PICCIN**

Titolo originale:  
General Chemistry: Principles and Modern Applications, 12th edition  
by Ralph H. Petrucci, F. Geoffrey Herring, Jeffry D. Madura, Carey Bissonnette  
© Ralph H. Petrucci, F. Geoffrey Herring, Jeffry D. Madura, Carey Bissonnette 2023  
© Pearson Education Limited 2023

All rights reserved

This translation of General Chemistry: Principles and Modern Applications, 12th edition is published  
by arrangement with Pearson Education Limited.

Opera coperta dal diritto d'autore - Tutti i diritti sono riservati, inclusi quelli relativi a TDM (text and data mining),  
al training dell'intelligenza artificiale e/o di tecnologie similari.

Questo testo contiene materiale, testi ed immagini, coperto da copyright e non può essere copiato, riprodotto,  
distribuito, trasferito, noleggiato, licenziato o trasmesso in pubblico, venduto, prestato a terzi, in tutto o in parte,  
o utilizzato in alcun altro modo, compreso l'uso per TDM, training dell'intelligenza artificiale e/o tecnologie si-  
milarì, o altrimenti diffuso, se non previa espressa autorizzazione dell'Editore. Qualsiasi distribuzione o fruizione  
non autorizzata del presente testo, così come l'alterazione delle informazioni elettroniche, costituisce una violazio-  
ne dei diritti dell'Editore e dell'Autore e sarà sanzionata civilmente e penalmente secondo quanto previsto dalla  
L. 633/1941 e ss.mm.

#### AVVERTENZA

Molte delle sostanze e delle reazioni chimiche descritte o rappresentate in questo libro sono pericolose. Non tentate  
alcun esperimento illustrato nel testo, a meno che non vi troviate in un laboratorio adeguato e sotto supervisione di  
un esperto. Poiché le scienze sono in continua evoluzione, l'Editore non si assume alcuna responsabilità per qual-  
siasi lesione e/o danno dovesse venire arrecato a persone o beni per negligenza o altro, oppure uso od operazioni di  
qualsiasi metodo, prodotto, istruzione o idea contenuto in questo libro. L'Editore raccomanda soprattutto la verifica  
autonoma della diagnosi e del dosaggio dei medicinali, attenendosi alle istruzioni per l'uso e controindicazioni  
contenute nel foglietto illustrativo.

Il nome di società o prodotti commerciali può corrispondere a ragioni sociali, marchi o marchi registrati ed è uti-  
lizzato esclusivamente per l'identificazione da parte del lettore e per la spiegazione dei concetti e dei case studies  
senza alcun intento pubblicitario o di utilizzo in violazione alla normativa vigente.

ISBN 978-88-299-3583-3

Traduzione degli aggiornamenti della quarta edizione italiana di  
Valerio Causin  
II edizione italiana a cura di Lucio Cattalini e Gino Paolucci

Copyright © 2025 by Piccin Nuova Libreria S.p.A., Padova

---

www.piccin.it

## **DEDICA**

Pearson desidera dedicare questa edizione a Ralph H. Petrucci, F. Geoffrey Herring, Jeffrey D. Madura e Carey Bissonnette, che sono venuti a mancare dopo la pubblicazione dell'undicesima edizione. Grazie per il vostro meraviglioso contributo al mondo della chimica.

# Indice generale

## 1 La materia: sue proprietà e misura 1

- 1-1 Il metodo scientifico 2
- 1-2 Proprietà della materia 4
- 1-3 Classificazione della materia 5
- 1-4 Misura della materia: unità SI (metriche) 8
- 1-5 Densità e composizione percentuale: il loro uso nella risoluzione di problemi 13
- 1-6 Incertezza nelle misure scientifiche 18
- 1-7 Cifre significative 19
  - Sommario 23
  - Esercizi 26
  - Problemi speciali 31
  - Esempio integrativo 24
  - Esercizi integrativi ed avanzati 29
  - Esercizi di auto-verifica 32

## 2 Atomi e teoria atomica 34

- 2-1 Le prime scoperte in chimica e la teoria atomica 35
- 2-2 Gli elettroni ed altre scoperte in fisica atomica 38
- 2-3 L'atomo nucleare 42
- 2-4 Gli elementi chimici 44
- 2-5 Massa atomica 48
- 2-6 Introduzione alla tavola periodica 51
- 2-7 Il concetto di mole e la costante di Avogadro 55
- 2-8 Uso del concetto di mole nei calcoli 57
  - Sommario 59
  - Esercizi 61
  - Problemi speciali 66
  - Esempio integrativo 60
  - Esercizi integrativi ed avanzati 65
  - Esercizi di auto-verifica 67

## 3 I composti chimici 68

- 3-1 Tipi di composti chimici e loro formule 69
- 3-2 Il concetto di mole ed i composti chimici 73
- 3-3 Composizione dei composti chimici 76
- 3-4 Stati di ossidazione: un utile strumento per descrivere i composti chimici 84
- 3-5 Nomenclatura dei composti: composti organici ed inorganici 86
- 3-6 Nomi e formule dei composti inorganici 87
- 3-7 Nomi e formule dei composti organici 94
  - Sommario 100
  - Esercizi 103
  - Problemi speciali 109
  - Esempio integrativo 101
  - Esercizi integrativi ed avanzati 107
  - Esercizi di auto-verifica 110

## 4 Le reazioni chimiche 111

- 4-1 Reazioni chimiche ed equazioni chimiche 112
- 4-2 Equazioni chimiche e stechiometria 115
- 4-3 Reazioni chimiche in soluzione 122
- 4-4 Determinazione del reagente limitante 128
- 4-5 Altre considerazioni pratiche sulla stechiometria delle reazioni 131
- 4-6 Il grado di avanzamento delle reazioni 137

Sommario	139	Esempio integrativo	140
Esercizi	141	Esercizi integrativi ed avanzati	146
Problemi speciali	150	Esercizi di auto-verifica	150

## 5 Introduzione alle reazioni in soluzione acquosa 152

5-1	La natura delle soluzioni acquose	153
5-2	Reazioni di precipitazione	157
5-3	Reazioni acido-base	161
5-4	Reazioni di ossido-riduzione: alcuni principi generali	167
5-5	Bilanciamento delle equazioni di ossido-riduzione	171
5-6	Agenti ossidanti e riducenti	176
5-7	Stechiometria delle reazioni in soluzione acquosa: le titolazioni	179
	Sommario	183
	Esercizi	185
	Problemi speciali	191
	Esempio integrativo	183
	Esercizi integrativi ed avanzati	189
	Esercizi di auto-verifica	192

## 6 I gas 194

6-1	Proprietà dei gas: pressione dei gas	195
6-2	Le leggi semplici dei gas	201
6-3	Combinazione delle leggi dei gas: l'equazione dei gas ideali e l'equazione generale dei gas	206
6-4	Applicazioni dell'equazione dei gas ideali	209
6-5	I gas nelle reazioni chimiche	212
6-6	Miscele di gas	214
6-7	Teoria cinetico-molecolare dei gas	218
6-8	Proprietà dei gas collegate alla teoria cinetico-molecolare	225
6-9	Gas non ideali (reali)	228
	Sommario	232
	Esercizi	234
	Problemi speciali	241
	Esempio integrativo	232
	Esercizi integrativi ed avanzati	238
	Esercizi di auto-verifica	242

## 7 Termochimica 244

7-1	Per cominciare: terminologia	245
7-2	Calore	247
7-3	Calori di reazione e calorimetria	252
7-4	Lavoro	256
7-5	La prima legge della termodinamica	259
7-6	Applicazione della prima legge alle trasformazioni chimiche e fisiche	263
7-7	Determinazione indiretta di $\Delta_r H$ : la legge di Hess	270
7-8	Entalpie standard di formazione	272
7-9	Combustibili come fonti di energia	279
7-10	Processi spontanei e non spontanei: un'introduzione	285
	Sommario	287
	Esercizi	290
	Problemi speciali	298
	Esempio integrativo	288
	Esercizi integrativi ed avanzati	295
	Esercizi di auto-verifica	299

## 8 Gli elettroni negli atomi 301

8-1	La radiazione elettromagnetica	302
8-2	La strada verso la teoria dei quanti	307
8-3	Livelli energetici, spettro ed energia di ionizzazione dell'atomo di idrogeno	316
8-4	Due concetti che portano ad una nuova meccanica quantistica	321

- 8-5 Meccanica ondulatoria 325
- 8-6 Teoria quantistica dell'atomo di idrogeno 331
- 8-7 Interpretazione e rappresentazione gli orbitali dell'atomo di idrogeno 337
- 8-8 Lo spin elettronico: un quarto numero quantico 347
- 8-9 Atomi multielettronici 350
- 8-10 Configurazioni elettroniche 353
- 8-11 Configurazioni elettroniche e tavola periodica 358
  - Sommario 363
  - Esercizi 366
  - Problemi speciali 373
  - Esempio integrativo 364
  - Esercizi integrativi ed avanzati 372
  - Esercizi di auto-verifica 375

## 9 La tavola periodica ed alcune proprietà atomiche 376

- 9-1 Classificazione degli elementi: la legge periodica e la tavola periodica 377
- 9-2 Metalli e nonmetalli e loro ioni 380
- 9-3 Dimensioni di atomi e ioni 383
- 9-4 Energia di ionizzazione 393
- 9-5 Affinità elettronica 397
- 9-6 Proprietà magnetiche 399
- 9-7 Polarizzabilità 400
  - Sommario 402
  - Esercizi 405
  - Problemi speciali 408
  - Esempio integrativo 403
  - Esercizi integrativi ed avanzati 407
  - Esercizi di auto-verifica 409

## 10 Il legame chimico I: concetti di base 411

- 10-1 La teoria di Lewis: introduzione 412
- 10-2 Il legame covalente: introduzione 414
- 10-3 Legami covalenti polari e mappe del potenziale elettrostatico 418
- 10-4 Scrittura delle strutture di Lewis 424
- 10-5 La risonanza 432
- 10-6 Eccezioni alla regola dell'ottetto 434
- 10-7 Forme delle molecole 437
- 10-8 Ordine di legame e lunghezze di legame 449
- 10-9 Energie di legame 450
  - Sommario 454
  - Esercizi 456
  - Problemi speciali 463
  - Esempio integrativo 455
  - Esercizi integrativi ed avanzati 461
  - Esercizi di auto-verifica 464

## 11 Il legame chimico II: teorie del legame di valenza e degli orbitali molecolari 466

- 11-1 Cosa deve fare una teoria del legame 466
- 11-2 Introduzione al metodo del legame di valenza 470
- 11-3 Ibridizzazione degli orbitali atomici 472
- 11-4 Legami covalenti multipli 481
- 11-5 Teoria degli orbitali molecolari 486
- 11-6 Elettroni delocalizzati: il legame nella molecola del benzene 497
- 11-7 Alcuni problemi irrisolti: come possono aiutare i diagrammi di densità di carica elettronica? 503
  - Sommario 508
  - Esercizi 510
  - Problemi speciali 514
  - Esempio integrativo 509
  - Esercizi integrativi ed avanzati 512
  - Esercizi di auto-verifica 515

## 12 Forze intermolecolari: liquidi e solidi 517

- 12-1 Forze intermolecolari 518
- 12-2 Alcune proprietà dei liquidi 526
- 12-3 Alcune proprietà dei solidi 540
- 12-4 Diagrammi di fase 541
- 12-5 La natura del legame nei solidi 546
- 12-6 Strutture cristalline 551
- 12-7 Variazioni di energia nella formazione dei cristalli ionici 563
- Sommario 565                      Esempio integrativo 566
- Esercizi 567                        Esercizi integrativi ed avanzati 572
- Problemi speciali 574            Esercizi di auto-verifica 577

## 13 Trasformazioni spontanee: entropia ed energia di Gibbs 579

- 13-1 Entropia: la visione di Boltzmann 580
- 13-2 Variazione di entropia: la visione di Clausius 588
- 13-3 La combinazione delle idee di Boltzmann e Clausius: le entropie assolute 595
- 13-4 Criteri per le trasformazioni spontanee: la seconda legge della termodinamica 599
- 13-5 La variazione di energia di Gibbs di un sistema di composizione variabile:  $\Delta_r G^\circ$  e  $\Delta_r G$  605
- 13-6  $\Delta_r G^\circ$  e  $K$  in funzione della temperatura 619
- 13-7 Reazioni accoppiate 622
- 13-8 Potenziale chimico e termodinamica delle trasformazioni chimiche spontanee 623
- Sommario 628                      Esempio integrativo 629
- Esercizi 630                        Esercizi integrativi ed avanzati 635
- Problemi speciali 636            Esercizi di auto-verifica 638

## 14 Le soluzioni e le loro proprietà fisiche 640

- 14-1 Tipi di soluzioni: un po' di terminologia 641
- 14-2 Concentrazione delle soluzioni 641
- 14-3 Forze intermolecolari e processo di dissoluzione 645
- 14-4 Formazione delle soluzioni ed equilibrio 654
- 14-5 Solubilità dei gas 657
- 14-6 Tensione di vapore delle soluzioni 660
- 14-7 Pressione osmotica 665
- 14-8 Abbassamento del punto di congelamento ed innalzamento del punto di ebollizione di soluzioni di non elettroliti 669
- 14-9 Soluzioni di elettroliti 672
- 14-10 Miscele colloidali 674
- Sommario 677                      Esempio integrativo 678
- Esercizi 679                        Esercizi integrativi ed avanzati 684
- Problemi speciali 686            Esercizi di auto-verifica 687

## 15 Cinetica chimica 689

- 15-1 Velocità di una reazione chimica 690
- 15-2 Misura delle velocità di reazione 692
- 15-3 Effetto della concentrazione sulle velocità di reazione: la legge di velocità 695

15-4	Reazioni di ordine zero	698	
15-5	Reazioni del primo ordine	699	
15-6	Reazioni del secondo ordine	706	
15-7	Cinetica delle reazioni: un riassunto	707	
15-8	Modelli teorici per la cinetica chimica	709	
15-9	Effetto della temperatura sulle velocità di reazione	713	
15-10	Meccanismi di reazione	716	
15-11	Catalisi	725	
	Sommario	731	Esempio integrativo 732
	Esercizi	734	Esercizi integrativi ed avanzati 739
	Problemi speciali	741	Esercizi di auto-verifica 743

## 16 Principi dell'equilibrio chimico 744

16-1	La natura dello stato di equilibrio	745	
16-2	L'espressione della costante di equilibrio	750	
16-3	Relazioni che coinvolgono le costanti di equilibrio	754	
16-4	Il valore della costante di equilibrio	758	
16-5	Previsione della direzione di una reazione	760	
16-6	Alterazione delle condizioni di equilibrio: il principio di Le Châtelier	762	
16-7	Calcoli sull'equilibrio: alcuni esempi illustrativi	768	
	Sommario	777	Esempio integrativo 778
	Esercizi	779	Esercizi integrativi ed avanzati 785
	Problemi speciali	787	Esercizi di auto-verifica 788

## 17 Acidi e basi 789

17-1	Acidi, basi e coppie coniugate acido-base	790	
17-2	Auto-ionizzazione dell'acqua e scala del pH	794	
17-3	Ionizzazione di acidi e basi in acqua	797	
17-4	Acidi forti e basi forti	805	
17-5	Acidi deboli e basi deboli	807	
17-6	Acidi poliprotici	812	
17-7	Reazioni acido-base simultanee e consecutive: un approccio generale	816	
17-8	Ioni come acidi e basi	817	
17-9	Aspetti qualitativi delle reazioni acido-base	823	
17-10	Struttura molecolare e comportamento acido-base	824	
17-11	Acidi e basi di Lewis	831	
	Sommario	834	Esempio integrativo 835
	Esercizi	837	Esercizi integrativi ed avanzati 841
	Problemi speciali	842	Esercizi di auto-verifica 843

## 18 Altri aspetti degli equilibri acido-base 844

18-1	Effetti dello ione comune negli equilibri acido-base	845	
18-2	Soluzioni tampone	849	
18-3	Indicatori acido-base	859	
18-4	Reazioni di neutralizzazione e curve di titolazione	862	
18-5	Soluzioni di sali di acidi poliprotici	871	
18-6	Calcoli dell'equilibrio acido-base: un riassunto	873	
	Sommario	874	Esempio integrativo 875
	Esercizi	876	Esercizi integrativi ed avanzati 880
	Problemi speciali	883	Esercizi di auto-verifica 884

## 19 Solubilità ed equilibri di ioni complessi 885

- 19-1 Costante del prodotto di solubilità,  $K_{ps}$  886  
 19-2 Relazione tra solubilità e  $K_{ps}$  887  
 19-3 Effetto dello ione comune negli equilibri di solubilità 889  
 19-4 Limiti del concetto di  $K_{ps}$  891  
 19-5 Criteri per la precipitazione e sua completezza 893  
 19-6 Precipitazione frazionata 896  
 19-7 Solubilità e pH 898  
 19-8 Equilibri che coinvolgono ioni complessi 900  
 19-9 Analisi qualitativa dei cationi 906  
 Sommario 910                      Esempio integrativo 911  
 Esercizi 913                      Esercizi integrativi ed avanzati 916  
 Problemi speciali 917            Esercizi di auto-verifica 918

## 20 Elettrochimica 920

- 20-1 Potenziali di elettrodo e loro misura 921  
 20-2 Potenziali standard di elettrodo 926  
 20-3  $E_{pila}$ ,  $\Delta_r G$  e  $K$  932  
 20-4  $E_{pila}$  in funzione delle concentrazioni 938  
 20-5 Batterie: produzione di elettricità mediante reazioni chimiche 946  
 20-6 Corrosione: celle voltaiche indesiderate 953  
 20-7 Elettrolisi: forzare reazioni non spontanee a decorrere 955  
 20-8 Processi industriali di elettrolisi 959  
 Sommario 963                      Esempio integrativo 964  
 Esercizi 966                      Esercizi integrativi ed avanzati 971  
 Problemi speciali 973            Esercizi di auto-verifica 976

## 21 Chimica degli elementi dei gruppi principali I: gruppi 1, 2, 13 e 14 977

- 21-1 Andamenti periodici e densità di carica 978  
 21-2 Gruppo 1: i metalli alcalini 980  
 21-3 Gruppo 2: i metalli alcalino terrosi 993  
 21-4 Gruppo 13: la famiglia del boro 1001  
 21-5 Gruppo 14: la famiglia del carbonio 1011  
 Sommario 1028                      Esempio integrativo 1029  
 Esercizi 1030                      Esercizi integrativi ed avanzati 1032  
 Problemi speciali 1034            Esercizi di auto-verifica 1034

## 22 Chimica degli elementi dei gruppi principali II: gruppi 18, 17, 16, 15 e idrogeno 1036

- 22-1 Andamenti periodici nel legame 1037  
 22-2 Gruppo 18: i gas nobili 1039  
 22-3 Gruppo 17: gli alogeni 1045  
 22-4 Gruppo 16: la famiglia dell'ossigeno 1054  
 22-5 Gruppo 15: la famiglia dell'azoto 1064  
 22-6 L'idrogeno: un elemento unico 1077  
 Sommario 1081                      Esempio integrativo 1082  
 Esercizi 1083                      Esercizi integrativi ed avanzati 1086  
 Problemi speciali 1088            Esercizi di auto-verifica 1089

**23 Gli elementi di transizione 1091**

- 23-1 Proprietà generali 1092
- 23-2 Principi di metallurgia estrattiva 1097
- 23-3 Metallurgia del ferro e dell'acciaio 1104
- 23-4 Metalli della prima serie di transizione: da scandio a manganese 1106
- 23-5 La triade del ferro: ferro, cobalto e nichel 1112
- 23-6 Gruppo 11: rame, argento e oro 1114
- 23-7 Gruppo 12: zinco, cadmio e mercurio 1116
- 23-8 Lantanidi 1119
- 23-9 Superconduttori ad alta temperatura 1119
  - Sommario 1122                      Esempio integrativo 1122
  - Esercizi 1123                        Esercizi integrativi ed avanzati 1126
  - Problemi speciali 1127            Esercizi di auto-verifica 1128

**24 Ioni complessi e composti di coordinazione 1129**

- 24-1 La teoria di Werner dei composti di coordinazione: una panoramica 1129
- 24-2 I leganti 1132
- 24-3 Nomenclatura 1135
- 24-4 Isomeria 1136
- 24-5 Il legame negli ioni complessi: la teoria del campo cristallino 1143
- 24-6 Proprietà magnetiche dei composti di coordinazione e teoria del campo cristallino 1148
- 24-7 Il colore e i colori dei complessi 1150
- 24-8 Aspetti degli equilibri negli ioni complessi 1153
- 24-9 Reazioni acido-base degli ioni complessi 1155
- 24-10 Alcune considerazioni sulla cinetica 1156
- 24-11 Applicazioni della chimica di coordinazione 1157
  - Sommario 1162                      Esempio integrativo 1163
  - Esercizi 1164                        Esercizi integrativi ed avanzati 1166
  - Problemi speciali 1168            Esercizi di auto-verifica 1169

**25 Chimica nucleare 1170**

- 25-1 Radioattività 1171
- 25-2 Isotopi radioattivi naturali 1174
- 25-3 Reazioni nucleari e radioattività artificiale 1176
- 25-4 Elementi transuranici 1177
- 25-5 Velocità del decadimento radioattivo 1178
- 25-6 Energetica delle reazioni nucleari 1184
- 25-7 Stabilità nucleare 1187
- 25-8 Fissione nucleare 1190
- 25-9 Fusione nucleare 1193
- 25-10 Effetti della radiazione sulla materia 1194
- 25-11 Applicazioni dei radioisotopi 1197
  - Sommario 1199                      Esempio integrativo 1200
  - Esercizi 1201                        Esercizi integrativi ed avanzati 1204
  - Problemi speciali 1205            Esercizi di auto-verifica 1206

**26 Strutture dei composti organici 1207**

- 26-1 Un'introduzione ai composti e alle strutture organiche 1208  
 26-2 Alcani 1215  
 26-3 Cicloalcani 1221  
 26-4 Stereoisomeria nei composti organici 1228  
 26-5 Alcheni e alchini 1235  
 26-6 Idrocarburi aromatici 1239  
 26-7 Composti organici contenenti gruppi funzionali 1241  
 26-8 Dalla formula molecolare alla struttura molecolare 1252  
 Sommario 1255                      Esempio integrativo 1257  
 Esercizi 1258                      Esercizi integrativi ed avanzati 1264  
 Problema speciale 1265        Esercizi di auto-verifica 1267

**27 Reazioni dei composti organici 1268**

- 27-1 Un'introduzione alle reazioni organiche 1269  
 27-2 Introduzione alle reazioni di sostituzione nucleofila 1271  
 27-3 Introduzione alle reazioni di eliminazione 1285  
 27-4 Reazioni degli alcoli 1294  
 27-5 Introduzione alle reazioni di addizione: reazioni degli alcheni 1299  
 27-6 Sostituzione elettrofila aromatica 1304  
 27-7 Reazioni degli alcani 1308  
 27-8 Polimeri e reazioni di polimerizzazione 1310  
 27-9 Sintesi di composti organici 1314  
 Sommario 1316                      Esempio integrativo 1317  
 Esercizi 1319                      Esercizi integrativi ed avanzati 1323  
 Problema speciale 1324        Esercizi di auto-verifica 1325

**28 Chimica della materia vivente 1326**

- 28-1 La struttura chimica della materia vivente: un'introduzione 1326  
 28-2 Lipidi 1328  
 28-3 Carboidrati 1331  
 28-4 Proteine 1339  
 28-5 Aspetti del metabolismo 1346  
 28-6 Acidi nucleici 1352  
 Sommario 1355                      Esempio integrativo 1356  
 Esercizi 1357                      Esercizi integrativi ed avanzati 1360  
 Problemi speciali 1361        Esercizi di auto-verifica 1362

## APPENDICI

- A** Operazioni matematiche A1
- B** Alcuni concetti fisici di base A11
- C** Unità SI A15
- D** Tabelle di dati A17
- E** Mappe concettuali A37
- F** Glossario A39
- G** Risposte agli esempi pratici e ad esercizi selezionati A57
- H** Risposte alle domande di verifica dei concetti A91

## INDICE ANALITICO I1

### Novità! L'inserto degli scienziati

- Dmitri Mendeleev 52
- Jean Baptiste André Dumas 73
- Jeremias Benjamin Richter 116
- Elizabeth Fulhame 177
- Robert Boyle 201
- Agnes Pockels 528
- Dorothy Hodgkin 556
- Francois-Marie Raoult 660
- Peter Waage 696
- Henry-Louis Le Chatelier 762
- Johannes Nicolaus Brønsted 790
- Karl Albert Hasselbalch 853
- Rebeca Gerschman 984
- Katsuko Saruhashi 1014
- Louise Katarina Hammarström 1097
- Prafulla Chandra Ray 1116
- Edith Ellen Humphrey 1137
- Julian Arca Banzón 1248
- Julia Lermontova 1314
- Marie Maynard Daly 1339

# Gli Autori

## Ralph H. Petrucci

Ralph Petrucci si è laureato in Chimica all'Union College, Schenectady, NY, e ha ottenuto il dottorato di ricerca alla University of Wisconsin-Madison. Dopo dieci anni di insegnamento, ricerca, consulenza e direzione degli NSF Institutes for Secondary School Science Teachers alla Case Western Reserve University, Cleveland, OH, il Dr. Petrucci si unì al gruppo che ha pianificato il nuovo campus della California State University a San Bernardino nel 1964. Lì, oltre alla sua attività di insegnamento, ha ricoperto le funzioni di Presidente della Natural Sciences Division e di Dean of Academic Planning. Il Professor Petrucci è anche coautore di *Chimica generale* con John W. Hill, Terry W. McCreary e Scott S. Perry.

## F. Geoffrey Herring

Geoff Herring ha ottenuto sia la laurea sia il dottorato di ricerca in Chimica Fisica presso la University of London. È stato Professore Emerito al Dipartimento di Chimica della University of British Columbia, Vancouver. Il Dr. Herring si è interessato di chimica biofisica e ha pubblicato più di 100 articoli in chimica fisica e in fisica chimica. Il Dr. Herring si è dedicato a studi sull'uso della tecnologia e dei metodi interattivi di coinvolgimento nell'insegnamento della chimica generale, con l'obiettivo di migliorare la comprensione e l'apprendimento da parte degli studenti. Il Dr. Herring ha insegnato chimica a tutti i livelli per 30 anni e ha vinto due volte il Killam Prize for Excellence in Teaching.

## Jeffry D. Madura, FRSC

Jeffry D. Madura è stato Professore e Lambert F. Minucci Endowed Chair in scienza ed ingegneria computazionale del Dipartimento di Chimica e Biochimica alla Duquesne University di Pittsburgh, PA. Si è laureato al Thiel College nel 1980 e ha ottenuto il dottorato di ricerca in Chimica Fisica alla Purdue University nel 1985 sotto la supervisione del Prof. William L. Jorgensen. Il dottorato è stato seguito da un'attività post-dottorale in biofisica computazionale con il Professor J. Andrew McCammon alla University of Houston. Gli interessi di ricerca del Dr. Madura hanno riguardato la chimica e la biofisica computazionali. Ha pubblicato più di 100 articoli in chimica fisica e fisica chimica. Il Dr. Madura ha insegnato chimica a tutti i livelli per 24 anni e ha vinto il Dreyfus Teacher-Scholar Award. Nel 2014 ha ricevuto l'American Chemical Society Pittsburgh Section Award e anche il Bayer School of Natural and Environmental Sciences and Duquesne University Presidential Award for Excellence in Scholarship nel 2007. Il Dr. Madura è stato fellow dell'ACS e della Royal Society of Chemistry. Ha collaborato anche con studenti e professori delle scuole superiori nel contesto dell'ACS Science Coaches program.

## Carey Bissonnette

Carey Bissonnette è stato Continuing Lecturer al Dipartimento di Chimica della University of Waterloo, Ontario. Si è laureato alla University of Waterloo nel 1989 e ha conseguito il dottorato di ricerca nel 1993 alla University of Cambridge in Inghilterra. I suoi interessi di ricerca si sono concentrati sullo sviluppo di metodi di modellazione di processi dinamici in molecole poliatomiche in fase gassosa. Ha vinto molti premi per l'eccellenza nell'insegnamento,

tra cui lo University of Waterloo's Distinguished Teacher Award nel 2005. Il Dr. Bissonnette ha usato in modo estensivo la tecnologia sia in classe sia in laboratorio per creare un ambiente interattivo in cui gli studenti potessero imparare ed esplorare. Negli ultimi anni, è stato attivo nella progettazione di curriculum, in attività di collegamento con le scuole superiori e nel coordinamento dei giochi della chimica, cui partecipano ogni anno studenti di tutto il mondo.

# Prefazione

“Conosci il tuo pubblico”. Abbiamo cercato di seguire questo importante consiglio per venire ancor più incontro ai bisogni degli studenti che si inoltrano nel difficile viaggio nella chimica. Sappiamo che gran parte degli studenti di chimica generale ha progetti di carriera non necessariamente in chimica, ma in altre aree come la biologia, la medicina, l'ingegneria, le scienze ambientali e l'agricoltura. Capiamo anche che il corso di chimica generale potrebbe essere l'unica occasione in cui alcuni studenti universitari avranno l'opportunità di accostarsi alla chimica. Abbiamo scritto questo libro per loro.

Gli studenti che utilizzano questo testo dovrebbero aver già studiato un po' di chimica. Tuttavia, chi non avesse un background precedente o avesse bisogno di un ripasso troverà che i primi capitoli sviluppano i concetti fondamentali a partire dalle idee più elementari. Gli studenti che intendono diventare chimici professionisti troveranno nel testo anche l'opportunità di approfondire i loro specifici interessi.

Lo studente avrà bisogno di identificare e applicare i principi e di visualizzare il loro significato fisico. Gli strumenti pedagogici di questo testo sono stati ideati per fornire il necessario aiuto in questo compito. Allo stesso tempo, speriamo che il libro serva a rendere più acute le capacità di risoluzione dei problemi e di pensiero critico dello studente. Abbiamo perciò cercato un giusto bilanciamento tra principi e applicazioni, discussioni qualitative e quantitative e tra rigore e semplificazione.

In tutto il testo abbiamo fornito esempi tratti dal mondo reale per completare la discussione. Molti esempi sono tratti dalle scienze biologiche, dall'ingegneria e dalle scienze ambientali. Questo dovrebbe aiutare a rendere più viva la chimica, sottolineando così quanto essa sarà rilevante nella carriera futura di ognuno, oltre a chiarire e far padroneggiare i concetti di base.

## ORGANIZZAZIONE

In questa edizione abbiamo mantenuto l'organizzazione di base dell'edizione precedente, con un'unica eccezione. Sulla base di un ampio feedback da parte di esperti del settore, abbiamo spostato il capitolo sulla cinetica chimica più avanti nel testo, al Capitolo 15.

Come nelle precedenti edizioni, questa inizia con una breve introduzione dei concetti chiave nel Capitolo 1. Quindi, introduciamo la teoria atomica, compresa la tavola periodica, nel Capitolo 2. La tavola periodica è uno strumento straordinariamente utile e presentarla subito ci consente di usarla fin dai primi capitoli del testo. Nel Capitolo 3 introduciamo i composti chimici e la loro stechiometria. In questa presentazione sono inclusi anche i composti organici. L'introduzione nei primi capitoli dei composti organici ci consentirà di sfruttarli come esempi in tutto il libro. I Capitoli 4 e 5 introducono le reazioni chimiche. Discutiamo i gas nel Capitolo 6, in parte perché sono familiari agli studenti, ma anche perché molti docenti preferiscono affrontare questo argomento presto per integrarlo meglio nei loro programmi di lezione e laboratorio. Si noti che il Capitolo 6 può essere comunque affrontato in seguito, per studiarlo assieme agli altri stati della materia, nel Capitolo 12.

Nel Capitolo 7 introduciamo la termochimica e discutiamo le variazioni di energia che accompagnano le trasformazioni chimiche e fisiche. Il Capitolo 8 presenta i concetti quantomeccanici che servono per capire le variazioni di energia che incontriamo a livello atomico. In questo capitolo c'è anche una discussione della meccanica ondulatoria, benché il docente possa escludere senza problemi questo capitolo se il livello del corso lo richiede.

Insieme, i Capitoli dall'8 all'11 forniscono le basi concettuali per descrivere la struttura elettronica di atomi e molecole e le proprietà chimiche e fisiche di queste entità. Le proprietà di atomi e molecole vengono poi usate nel Capitolo 12 per razionalizzare le proprietà di solidi e liquidi. Il Capitolo 13 introduce il concetto di entropia, i criteri per prevedere la direzione di una trasformazione spontanea e la condizione di equilibrio termodinamico. Nei Capitoli 14-20 applichiamo ed estendiamo i concetti introdotti nel Capitolo 13. Tuttavia, i Capitoli 14-20 possono essere insegnati senza fare esplicitamente riferimento al Capitolo 13.

Come nelle precedenti edizioni, abbiamo enfatizzato la chimica del mondo reale negli ultimi capitoli che si occupano di chimica descrittiva (Capitoli 21-24) e abbiamo cercato di rendere questo materiale facile da anticipare nel programma del corso. Inoltre, molti argomenti di questi capitoli possono essere affrontati da soli, senza bisogno di studiare i capitoli interi. Il testo finisce con dei capitoli sulla chimica nucleare (Capitolo 25), sulla chimica organica (Capitoli 26 e 27) e sulla biochimica (Capitolo 28).

## NOVITÀ DI QUESTA EDIZIONE

- In base ai suggerimenti degli esperti in materia, l'indice generale è stato riorganizzato per migliorare la scorrevolezza.
- Venti nuovi profili di eminenti scienziati (elencati a pagina xv), che mostrano i loro notevoli contributi e contestualizzano i concetti trattati nel testo circostante. Questi profili sono stati aggiunti per rappresentare al meglio la diversità della comunità scientifica.
- Il testo è stato aggiornato per riflettere le ultime revisioni della tavola periodica.
- La grafica è stata aggiornata con molte illustrazioni e fotografie nuove o modificate.
- Il design complessivo del testo è stato aggiornato e migliorato per un layout più moderno e accessibile.
- I materiali di valutazione di fine capitolo sono stati rinnovati, con più di 400 esercizi rivisti o aggiornati.

## APPROCCIO GENERALE

In questa edizione, gli strumenti pedagogici e l'approccio generale continuano a riflettere le più moderne linee guida sull'insegnamento della chimica generale. Abbiamo mantenuto le seguenti caratteristiche chiave del testo:

- *Approccio logico alla soluzione dei problemi.* Tutti gli esempi risolti sono presentati nel testo usando una struttura tripartita di Analisi-Soluzione-Verifica. Questa presentazione non solo incoraggia gli studenti a usare un approccio logico nel risolvere i problemi, ma consente loro di trovare un modo per affrontare un problema che sembra, all'inizio, irrisolvibile. L'approccio è quello implicitamente usato da coloro che hanno una consolidata esperienza nel risolvere i problemi, ma per coloro che iniziano il loro percorso di studi la struttura Analisi-Soluzione-Verifica serve a ricordare agli studenti che si deve (1) analizzare le informazioni e pianificare una strategia, (2) implementare la strategia e (3) verificare la risposta per assicurarsi che sia ragionevole.
- *Esempi pratici integrativi ed esercizi di fine capitolo.* Gli utenti delle precedenti edizioni hanno accolto con favore la qualità degli Esempi integrativi al termine di ciascun capitolo e la varietà degli esercizi di fine capitolo. Abbiamo aggiunto due esempi pratici (Esempio pratico A ed Esempio pratico B) per ciascun Esempio integrativo nel testo. In gran parte dei capitoli sono stati aggiunti almeno 10 nuovi esercizi e in molti altri anche più di 20.
- *Uso delle raccomandazioni IUPAC.* Siamo orgogliosi che il nostro libro sia adottato da professori e studenti di tutto il mondo. Dato che la comunicazione tra scienziati in generale, e tra chimici in particolare, viene facilitata se si usano termini e notazioni comuni, abbiamo deciso di seguire, con relativamente poche eccezioni, le raccomandazioni della International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). In particolare, la versione della tavola periodica che appare nel testo è basata su quella oggi accettata dalla IUPAC. Una modifica importante sta nell'uso di simboli e unità raccomandate dalla IUPAC per le quantità termodinamiche. Per esempio, le entalpie standard di reazione sono rappresentate dal simbolo  $\Delta_r H^\circ$  (non  $\Delta H_r^\circ$ ) e sono espresse in  $\text{kJ mol}^{-1}$  (non kJ).

# CARATTERISTICHE DI QUESTA EDIZIONE

Abbiamo profuso grandi sforzi per introdurre in questa edizione degli strumenti che facilitino l'apprendimento e l'insegnamento della chimica.

La materia: sue proprietà e misura 1

**D** alla "chimica" che scatta tra due innammati, alle attese che dichiarano che il contenuto non contiene "additivi chimici", la chimica ed i prodotti chimici costituiscono la parte integrante della nostra vita, anche se spesso non ci rendiamo conto di questo. Tutti gli alimenti contengono naturalmente prodotti chimici, anche se "contengono sostanze biologiche". In effetti, tutti gli oggetti, a prescindere se viventi o inanimati, sono costituiti soltanto di prodotti chimici e la chimica ricerca il modo di renderli sicuri e a volte anche più utili.

Manipolando i materiali presenti nell'ambiente che lo circonda, l'uomo ha sempre modificato la chimica. Tra le prime applicazioni ci sono la metallurgia della siderurgia, la sintesi dei materiali per produrre acciaio, la cura delle pelle, la tintura dei tessuti e la preparazione di fertilizzanti, fibre, fibre e resine. Con l'avanzare della conoscenza, però, i chimici sono diventati in grado di scoprire la natura delle sue più piccole componenti (atomi), ricomponendo in materiali che non esistono in natura e che spesso avv...



## Inizio del capitolo

Ciascun capitolo inizia con un elenco dei titoli dei paragrafi che danno un **Sommario** dei suoi contenuti. L'apertura del capitolo contiene anche un elenco di **Obiettivi di apprendimento** che corrispondono alle sezioni principali del capitolo.

## Parole chiave

Le **parole chiave** sono evidenziate in grassetto quando vengono definite nel testo. In Appendice F viene presentato un **Glossario** delle parole chiave con le relative definizioni.

## Riquadri

**Equazioni, concetti e regole significative** sono evidenziati in riquadri colorati per una più agevole identificazione.

## Verifica dei concetti

Le **Domande di verifica dei concetti** (molte delle quali qualitative) sono distribuite in tutto il testo. Esse consentono agli studenti di mettere alla prova la comprensione dei concetti di base prima di procedere oltre. Le soluzioni complete a queste domande si trovano in Appendice H.

Il risultato di una moltiplicazione e/o divisione può contenere solo il numero di cifre significative della quantità nota con la precisione più bassa presente nel calcolo.

**2-4 Verifica dei concetti**  
Qual è l'unica eccezione all'affermazione che tutti gli atomi contengono protoni, neutroni ed elettroni?

**ESEMPIO 14-5** **Uso della legge di Henry**

A 0 °C e una pressione di O<sub>2</sub> di 1,00 atm, la solubilità in acqua di O<sub>2</sub> è di 489 mL di O<sub>2</sub> per litro. Qual è la molarità di O<sub>2</sub> in una soluzione acquosa saturata quando O<sub>2</sub> è sotto la sua normale pressione parziale nell'aria (0,209 atm)?

**Analisi**  
Questo problema si può dividere in due parti: (1) La determinazione della molarità della soluzione satura di O<sub>2</sub> a 0 °C e 1 atm (2) l'uso della legge di Henry nel modo indicato.

**Soluzione**  
Si determina la molarità di O<sub>2</sub> a 0 °C quando P<sub>O<sub>2</sub></sub> = 1 atm.  

$$\text{molarità} = \frac{489 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ mol}}{22,414 \text{ L}} = 2,18 \times 10^{-2} \text{ mol/L} = 2,18 \times 10^{-2} \text{ M}$$

Si valuta la costante della legge di Henry.  

$$k = \frac{2,18 \times 10^{-2} \text{ M}}{1,00 \text{ atm}}$$

Si applica la legge di Henry.  

$$C = k \times P_{\text{O}_2} = 2,18 \times 10^{-2} \text{ M} \times 0,209 \text{ atm} = 4,57 \times 10^{-3} \text{ M}$$

**Verifica**  
Quando si affrontano problemi che coinvolgono solidi gassosi in una soluzione nella quale è soluto ha concentrazione molto bassa, si usa la legge di Henry.

**ESEMPIO PRATICO A:** Usare i dati dell'Esempio 14-5 per determinare la pressione parziale di O<sub>2</sub> in una soluzione satura a 0 °C che contiene 1,00 mg di O<sub>2</sub> per 100 mL di soluzione.

**ESEMPIO PRATICO B:** In un manale si ha la solubilità del monossido di carbonio in acqua a 0 °C e 1 atm di pressione: 0,0358 mol CO<sub>2</sub> per 1,00 L di acqua. Qual dovrebbe essere la pressione di CO<sub>2</sub> sopra la soluzione per ottenere una soluzione 0,050 M di CO<sub>2</sub>?

## Esempi con gli Esempi pratici A e B

**Esempi svolti** in tutto il testo illustrano come applicare i concetti. In molti casi, è inclusa una fotografia o un disegno per aiutare gli studenti a visualizzare il problema. Per incoraggiare gli studenti ad adottare un approccio logico alla soluzione dei problemi, gli esempi ora seguono una struttura tripartita **Analisi-Soluzione-Verifica**.

Ad ogni Esempio svolto corrispondono **Esempi pratici**. Il primo, l'**Esempio pratico A**, permette di applicare il concetto in un problema molto simile all'Esempio svolto. Il secondo, l'**Esempio pratico B**, spesso porta lo studente un passo avanti rispetto all'Esempio svolto ed è simile in difficoltà ai problemi al termine del capitolo. Le risposte a tutti gli Esempi pratici sono riportate in Appendice G.

## Glosse a margine

Le **glosse a margine** aiutano a chiarire i punti importanti.

► Tra gli altri simboli atomici non basati su nomi inglesi ci sono Cu, Ag, Sn, Sb, Au e Hg.

## Note "Tieni presente"

Le note a margine **Tieni presente** ricordano agli studenti concetti introdotti in precedenza che sono importanti per la comprensione dell'argomento che viene in quel momento discusso. In alcuni casi, mettono in guardia contro errori comuni.

## Vi potreste chiedere...

I riquadri **Vi potreste chiedere...** rispondono a domande che gli studenti spesso pongono. Alcuni servono a evitare pregiudizi errati, altri propongono analogie o spiegazioni alternative ad un concetto e altri ancora spiegano delle apparenti incoerenze nel materiale che gli studenti stanno studiando. Questi argomenti possono essere discussi o omessi a discrezione del docente.

**Tieni presente**  
che tutto ciò che sappiamo è che il secondo ossido ha il doppio di ossigeno del primo. Se il primo è CO, le possibilità per il secondo sono CO<sub>2</sub>, C<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, C<sub>3</sub>O<sub>2</sub>, e così via. (Vedi anche l'Esercizio 18.)

**1-1 VI POTRESTE CHIEDERE...**  
Perché è così importante attaccare le unità ad un numero?  
Nel 1993 la NASA iniziò il programma Mars Surveyor per eseguire una serie di missioni di esplorazione su Marte. Nel 1995 vennero programmate due missioni, che sarebbero partite a fine 1998 ed inizio 1999. Le missioni vennero chiamate Mars Climate Orbiter (MCO) e Mars Polar Lander (MPL). MCO venne lanciato l'11 dicembre 1998, MPL il 3 gennaio 1999.

Sommar	
2.1	La prima scoperta in chimica è la teoria atomica, la chimica moderna ebbe inizio con la scoperta del 1789 (ossigeno) e la legge di conservazione della massa e della legge di conservazione costante delle proporzioni definite. Questo scoperta portarono alla teoria atomica di Dalton, che la stessa scoperta di particelle subatomiche (elettrone, protone, neutrone) e la scoperta della radioattività portarono alla scoperta della struttura nucleare dell'atomo (Rutherford) e alla scoperta della struttura elettronica dell'atomo (Bohr).
2.2	La chimica moderna è basata sulla definizione delle particelle in un paio di secoli (elettrone, protone, neutrone) e sulla scoperta della struttura nucleare dell'atomo (Rutherford) e sulla scoperta della struttura elettronica dell'atomo (Bohr).
2.3	La chimica moderna è basata sulla definizione delle particelle in un paio di secoli (elettrone, protone, neutrone) e sulla scoperta della struttura nucleare dell'atomo (Rutherford) e sulla scoperta della struttura elettronica dell'atomo (Bohr).
2.4	La chimica moderna è basata sulla definizione delle particelle in un paio di secoli (elettrone, protone, neutrone) e sulla scoperta della struttura nucleare dell'atomo (Rutherford) e sulla scoperta della struttura elettronica dell'atomo (Bohr).

## Sommar

Ogni capitolo viene chiuso da un **Sommar**. Il Sommar è organizzato secondo i titoli dei paragrafi del capitolo e incorpora le parole chiave in grassetto.

## Esempio integrativo

Verso la fine di ogni capitolo viene proposto un **Esempio integrativo**. Questi esempi mostrano agli studenti come collegare diversi concetti del capitolo e di capitoli precedenti per risolvere problemi complessi. Ciascun Esempio integrativo è ora accompagnato da un **Esempio pratico A** e da un **Esempio pratico B**. Le risposte a questi Esempi pratici sono riportate in Appendice G.

## Domande ed esercizi di fine capitolo

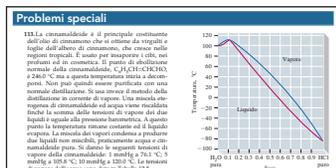
Ciascun capitolo termina con quattro categorie di domande:

Gli **Esercizi** sono organizzati in categorie e sono presentati a coppie. Le risposte ad alcuni esercizi selezionati (numerati in rosso) sono riportate in Appendice G.

**Esercizi integrativi ed avanzati**

66. Scrivere le equazioni per queste reazioni (ad indicare il prodotto di ossidazione e il prodotto di riduzione).  
 (a)  $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$   
 (b)  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$   
 (c)  $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$   
 (d)  $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$

67. Preparare una soluzione di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (98%) in acqua.  
 (a) Preparare 100 mL di una soluzione di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (98%) in acqua.  
 (b) Preparare 100 mL di una soluzione di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (98%) in acqua.  
 (c) Preparare 100 mL di una soluzione di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (98%) in acqua.



**Esempio integrativo**

Il metano di sintesi (preparato in chimica analitica) viene spesso preparato in modo accurato da particelle. Invece, per la sintesi di metano di sintesi, si utilizza il metano di sintesi (preparato in chimica analitica) e il metano di sintesi (preparato in chimica analitica).

Figura 22.17 mostra il metodo dell'Temperatura 22.1. Questo è il metodo della temperatura.

$4\text{H}_2\text{O}(g) + 4\text{H}^+(aq) + 4e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_2(l) + 2\text{H}_2(g)$   
 $\Delta G^\circ = -4FE = -4(96485 \text{ C/mol}) \cdot (-0.42 \text{ V}) = 162 \text{ kJ/mol}$

di una temperatura (temperatura di 22.1) di un valore di  $T^\circ$ .

$4\text{H}_2\text{O}(g) + 4\text{H}^+(aq) + 4e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_2(l) + 2\text{H}_2(g)$   
 $\Delta G^\circ = -4FE = -4(96485 \text{ C/mol}) \cdot (-0.42 \text{ V}) = 162 \text{ kJ/mol}$   
 $\Delta G^\circ = -4FE = -4(96485 \text{ C/mol}) \cdot (-0.42 \text{ V}) = 162 \text{ kJ/mol}$   
 $E^\circ = (162 \text{ kJ/mol}) / (4 \cdot 96485 \text{ C/mol}) = 0.42 \text{ V}$

Questo calcolo ha dimostrato in modo qualitativo che  $\text{H}_2\text{O}_2$  è stabile in soluzioni basiche e che il disproporzionamento spontaneo in soluzioni acide. Per determinare il pH al quale il disproporzionamento diventa spontaneo, si può usare l'equazione di Nernst, come si vede nell'Esempio 22.18.

**ESEMPIO PRATICO A** Usare le informazioni della Figura 22.17 per discutere se l'ossigeno ( $\text{O}_2$ ) è disproporzionato in soluzioni basiche e acide. Assumere condizioni standard. [Suggerimento: usare i dati della Figura 22.12.]

**Esercizi**

1. Quali delle seguenti specie è ritenuta sia la più solubile in acqua che la più stabile in acqua?  
 (a)  $\text{C}_6\text{H}_6$  (benzene)  
 (b)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$  (fenolo)  
 (c)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$  (anilina)  
 (d)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$  (acido benzoico)

2. Quali delle seguenti specie di etere sia il più solubile in acqua che il più stabile in acqua?  
 (a)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$  (diacetilene)  
 (b)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_3\text{H}_7$  (propilacetilene)  
 (c)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_4\text{H}_9$  (butilacetilene)  
 (d)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_5\text{H}_{11}$  (pentilacetilene)

3. Le seguenti specie di etere sono solubili in acqua e in etere. Quali delle seguenti specie di etere sono solubili in acqua e in etere?  
 (a)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$  (diacetilene)  
 (b)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_3\text{H}_7$  (propilacetilene)  
 (c)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_4\text{H}_9$  (butilacetilene)  
 (d)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_5\text{H}_{11}$  (pentilacetilene)

Gli **Esercizi integrativi ed avanzati** sono più avanzati degli Esercizi che li precedono. Non sono raggruppati per argomento o tipo. Essi integrano il materiale dei paragrafi del capitolo e talvolta sono attinenti a più di un capitolo. In alcuni casi introducono concetti nuovi o ne approfondiscono alcuni presentati nel testo. Le risposte agli esercizi integrativi e avanzati numerati in rosso si trovano in Appendice G.

I **Problemi speciali** richiedono un livello più alto di abilità per essere risolti. Alcuni riguardano esperimenti classici; alcuni richiedono di interpretare dati o grafici; altri suggeriscono tecniche alternative di risoluzione dei problemi; alcuni infine introducono materiale nuovo. Questi problemi sono una risorsa che si può usare in molti modi: per la discussione in classe, come compiti per casa o per favorire il lavoro di gruppo. Le risposte ad alcuni problemi selezionati, il cui numero è stampato in rosso, sono riportate in Appendice G.

Gli **Esercizi di auto-verifica** sono progettati per aiutare gli studenti a ripassare e per prepararli ad alcuni tipi di domande che potrebbero trovare in quiz ed esami. Gli studenti possono usare queste domande per decidere se sono pronti per procedere al capitolo successivo o se è il caso di lavorare ancora un po' ai concetti del capitolo.

Esercizi di auto-verifica	
77. Per le seguenti coppie di orbitali molecolari, indicare quale dei due prevede abbia un'energia minore. a) $\sigma_{2s}$ e $\sigma_{2s}^*$ b) $\sigma_{2s}$ e $\sigma_{2p}$ c) $\sigma_{2s}^*$ e $\sigma_{2p}$ d) $\sigma_{2s}^*$ e $\sigma_{2s}$	78. Calcolare il numero centrale di ossigeno delle seguenti specie e a sua volta quanti schemi di ibridazione: $\text{O}_2$ , $\text{O}_2^+$ , $\text{O}_2^-$ , $\text{O}_3$ , $\text{O}_3^+$ , $\text{O}_3^-$ , $\text{O}_4$ , $\text{O}_4^+$ , $\text{O}_4^-$ .
79. Quali sono i numeri quantici NENI comuni legami $\pi$ del sistema acetone. a) sistema acetone b) sistema acetone c) acetone d) acetone	80. Una molecola nella quale l'atomo centrale ha orbitali ibridi $sp^3$ per formare legami covalenti è: a) $\text{PCl}_5$ b) $\text{XeF}_4$ c) $\text{CH}_4$ d) $\text{H}_2\text{O}$
81. Quale delle seguenti definisce meglio l'angolo di legame in $\text{H}_2\text{O}$ ? a) l'angolo compreso tra $109^\circ$ e $120^\circ$ ; b) minore rispetto a quello in $\text{H}_2\text{O}$ ; c) maggiore rispetto a quello in $\text{H}_2\text{O}$ ; d) uguale a quello in $\text{H}_2\text{O}$ .	82. Lo schema di ibridazione dell'atomo centrale include un contributo di un orbitale $d$ ( $sp^3d$ , $sp^3d^2$ , $sp^3d^3$ , $sp^3d^4$ , $sp^3d^5$ ).
83. Tra le seguenti, la specie con ordine di legame 1 è: a) $\text{O}_2$ b) $\text{O}_2^+$ c) $\text{O}_2^-$ d) $\text{O}_3$	84. Lo schema di ibridazione di $\text{Xe}$ in $\text{XeF}_4$ è $sp^3d^2$ . a) $sp^3d^2$ b) $sp^3d^2$ c) $sp^3d^2$ d) $sp^3d^2$
85. Lo schema orbitale molecolare delossigeno è $\sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \sigma_{2p}^2 \pi_{2p}^4 \sigma_{2p}^2$ . a) $\sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \sigma_{2p}^2 \pi_{2p}^4 \sigma_{2p}^2$ b) $\sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \sigma_{2p}^2 \pi_{2p}^4 \sigma_{2p}^2$ c) $\sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \sigma_{2p}^2 \pi_{2p}^4 \sigma_{2p}^2$ d) $\sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \sigma_{2p}^2 \pi_{2p}^4 \sigma_{2p}^2$	86. Il numero di orbitali molecolari delossigeno è 10. a) 10      b) 10      c) 10      d) 10
87. Perché l'ibridazione $sp^3$ non spiega il legame nella molecola $\text{BF}_3$ ? a) Perché l'ibridazione $sp^3$ non spiega il legame nella molecola $\text{BF}_3$ . b) Perché l'ibridazione $sp^3$ non spiega il legame nella molecola $\text{BF}_3$ . c) Perché l'ibridazione $sp^3$ non spiega il legame nella molecola $\text{BF}_3$ . d) Perché l'ibridazione $sp^3$ non spiega il legame nella molecola $\text{BF}_3$ .	88. Quali sono i numeri quantici NENI comuni legami $\pi$ del sistema acetone. a) sistema acetone b) sistema acetone c) acetone d) acetone
89. Quali sono i numeri quantici NENI comuni legami $\pi$ del sistema acetone. a) sistema acetone b) sistema acetone c) acetone d) acetone	90. Quali sono i numeri quantici NENI comuni legami $\pi$ del sistema acetone. a) sistema acetone b) sistema acetone c) acetone d) acetone
91. Quali sono i numeri quantici NENI comuni legami $\pi$ del sistema acetone. a) sistema acetone b) sistema acetone c) acetone d) acetone	92. Quali sono i numeri quantici NENI comuni legami $\pi$ del sistema acetone. a) sistema acetone b) sistema acetone c) acetone d) acetone
93. Quali sono i numeri quantici NENI comuni legami $\pi$ del sistema acetone. a) sistema acetone b) sistema acetone c) acetone d) acetone	94. Quali sono i numeri quantici NENI comuni legami $\pi$ del sistema acetone. a) sistema acetone b) sistema acetone c) acetone d) acetone
95. Quali sono i numeri quantici NENI comuni legami $\pi$ del sistema acetone. a) sistema acetone b) sistema acetone c) acetone d) acetone	96. Quali sono i numeri quantici NENI comuni legami $\pi$ del sistema acetone. a) sistema acetone b) sistema acetone c) acetone d) acetone
97. Quali sono i numeri quantici NENI comuni legami $\pi$ del sistema acetone. a) sistema acetone b) sistema acetone c) acetone d) acetone	98. Quali sono i numeri quantici NENI comuni legami $\pi$ del sistema acetone. a) sistema acetone b) sistema acetone c) acetone d) acetone
99. Quali sono i numeri quantici NENI comuni legami $\pi$ del sistema acetone. a) sistema acetone b) sistema acetone c) acetone d) acetone	100. Quali sono i numeri quantici NENI comuni legami $\pi$ del sistema acetone. a) sistema acetone b) sistema acetone c) acetone d) acetone

## Appendici

Al termine del libro ci sono delle **Appendici** che forniscono informazioni importanti:

L'**Appendice A** riprende succintamente alcuni concetti di base sulle **Operazioni matematiche**.

L'**Appendice B** descrive concisamente **Alcuni concetti fisici** di base.

L'**Appendice C** riassume le convenzioni delle **Unità SI**.

L'**Appendice D** contiene 5 utili **Tabelle di dati**, tra cui la nuova Tabella D.5 Masse isotopiche e loro abbondanze.

L'**Appendice E** fornisce delle linee guida, assieme a un esempio, per costruire delle **Mappe concettuali**.

L'**Appendice F** consiste di un **Glossario** di tutti i termini chiave del libro.

L'**Appendice G** dà le **Risposte ai problemi pratici e a esercizi selezionati**.

L'**Appendice H** dà le **Risposte alle domande di verifica dei concetti**.

Per un agile riferimento, nella copertina interna ci sono la **Tavola periodica** e una **tabella degli elementi**.

Al termine del libro sono presentati anche **Selezione di costanti fisiche**, **Alcuni comuni fattori di conversione**, **Alcune utili formule geometriche** e **Collocazioni di dati importanti e di altre informazioni utili**.

## RINGRAZIAMENTI PER L'UNDICESIMA EDIZIONE

Siamo grati ai seguenti docenti, che ci hanno aiutato revisionando alcune parti del manoscritto.

John Carran, *Queen's University*

Chin Li Cheung, *University of  
Nebraska, Lincoln*

Jason Clyburne, *Saint Mary's  
University*

David Dick, *College of the Rockies*

Randall S. Dumont, *McMaster  
University*

Bryan Enderle, *University of  
California, Davis*

David Fenske, *University of the Fraser  
Valley*

Regina Frey, *Washington University,  
St. Louis*

Assaf Friedler, *The Hebrew University  
of Jerusalem*

Michael Gerken, *University of  
Lethbridge*

Jason Grove, *University of Waterloo*

Lori Jones, *University of Guelph*

Muhammet Erkan Kose, *North Dakota  
State University*

Masaru Kuno, *University of Notre  
Dame*

Susan Lait, *University of Lethbridge*

Jeff Landry, *McMaster University*

Scott McIndoe, *University of Victoria*

George A. Papadantonakis,  
*University of Illinois, Chicago*

Jay Shore, *South Dakota State  
University*

Sarah West, *University of Notre Dame*

Todd Whitcombe, *University of  
Northern British Columbia*

Milton J. Wieder, *Metropolitan State  
College of Denver*

Vorremmo ringraziare in particolare i seguenti docenti, per aver controllato dal punto di vista tecnico alcuni dei capitoli della nuova edizione durante la sua produzione.

David Dick, *College of the Rockies*

Richard A. Marta, *University of  
Waterloo*

Mark Quirie, *Algonquin College*

J. W. Sam Stevenson, *Marion Military  
Institute*

**AVVISO:** Molte delle sostanze e delle reazioni chimiche descritte o rappresentate in questo libro sono pericolose. Non tentate alcun esperimento illustrato nel testo, a meno che non vi troviate in un laboratorio adeguato e sotto supervisione di un esperto.

## RINGRAZIAMENTI PER LA DODICESIMA EDIZIONE

Pearson desidera ringraziare le seguenti persone per la dodicesima edizione:

### Collaboratori

Nuriye Akbay, *İstanbul Medeniyet Üniversitesi*  
Carl Brozek, *University of Oregon*  
Anzel Falch, *North-West University*  
Kaan Keçeci, *İstanbul Medeniyet Üniversitesi*  
Kristján Matthíasson, *University of Iceland*  
Lubomira Tosheva, *Manchester Metropolitan University*  
Nor Saadah Mohd Yusof, *Universiti Malaya*

### Revisori

Nuriye Akbay, *İstanbul Medeniyet Üniversitesi*  
Joseph Bentley, *Delta State University*  
James Brady, *Brisbane Met Labs*  
Carl Brozek, *University of Oregon*  
Kenneth Doxsee, *University of Oregon*  
Anzel Falch, *North-West University*  
Christopher Hendon, *University of Oregon*  
Kaan Keçeci, *İstanbul Medeniyet Üniversitesi*  
Jakob “SciFox” Lauth, *University of Applied Sciences, Aachen*  
Kristján Matthíasson, *University of Iceland*  
Jean Oyourou, *Eduvos*  
Kenneth Ozoemena, *University of the Witwatersrand, Johannesburg*  
Hamed Shahsavan, *University of Waterloo*  
Katherine Stevens, *Utrecht University*  
Yin Yin Teo, *Universiti Malaya*  
Lubomira Tosheva, *Manchester Metropolitan University*  
Angela Mai Yan Yuen, *The University of Hong Kong*  
Nor Saadah Mohd Yusof, *Universiti Malaya*