

Gli elementi

Nome	Simbolo	Numero atomico	Massa atomica relativa	Nome	Simbolo	Numero atomico	Massa atomica relativa
Afnio	Hf	72	178.49	Meitnerio	Mt	109	(266)
Alluminio	Al	13	26.9815	Mendelevio	Md	101	(258)
Americio	Am	95	(243)	Mercurio	Hg	80	200.59
Antimonio	Sb	51	121.760	Molibdeno	Mo	42	95.94
Argento	Ag	47	107.868	Neodimio	Nd	60	144.24
Argon	Ar	18	39.948	Neon	Ne	10	20.1797
Arsenico	As	33	74.9216	Nettunio	Np	93	237.048
Astato	At	85	(210)	Nichel	Ni	28	58.6934
Attinio	Ac	89	227.028	Niobio	Nb	41	92.9064
Azoto	N	7	14.0067	Nobelio	No	102	(259)
Bario	Ba	56	137.327	Olmio	Ho	67	164.930
Berkelio	Bk	97	(247)	Oro	Au	79	196.967
Berillio	Be	4	9.01218	Osmio	Os	76	190.23
Bismuto	Bi	83	208.980	Ossigeno	O	8	15.9994
Bohrio	Bh	107	(262)	Palladio	Pd	46	106.42
Boro	B	5	10.811	Piombo	Pb	82	207.2
Bromo	Br	35	79.904	Platino	Pt	78	195.084
Cadmio	Cd	48	112.411	Plutonio	Pu	94	(244)
Calcio	Ca	20	40.078	Polonio	Po	84	(209)
Californio	Cf	98	(251)	Potassio	K	19	39.0983
Carbonio	C	6	12.0107	Praseodimio	Pr	59	140.908
Cerio	Ce	58	140.115	Promezio	Pm	61	(145)
Cesio	Cs	55	132.905	Protoattinio	Pa	91	231.036
Cloro	Cl	17	35.453	Radio	Ra	88	(226)
Cobalto	Co	27	58.9332	Radon	Rn	86	(222)
Cromo	Cr	24	51.9961	Rame	Cu	29	63.546
Curio	Cm	96	(247)	Renio	Re	75	186.207
Darmstadtio	Ds	110	(271)	Rodio	Rh	45	102.906
Disproso	Dy	66	162.50	Roentgenio	Rg	111	(272)
Dubnio	Db	105	(262)	Rubidio	Rb	37	85.4678
Einsteinio	Es	99	(252)	Rutenio	Ru	44	101.07
Elio	He	2	4.00260	Rutherfordio	Rf	104	(261)
Erbio	Er	68	167.26	Samario	Sm	62	150.36
Europio	Eu	63	151.965	Scandio	Sc	21	44.9559
Fermio	Fm	100	(257)	Seaborgio	Sg	106	(263)
Ferro	Fe	26	55.845	Selenio	Se	34	78.96
Fluoro	F	9	18.9984	Silicio	Si	14	28.0855
Fosforo	P	15	30.9738	Sodio	Na	11	22.9898
Francio	Fr	87	(223)	Stagno	Sn	50	118.710
Gadolinio	Gd	64	157.25	Stronzio	Sr	38	87.62
Gallio	Ga	31	69.723	Tallio	Tl	81	204.383
Germanio	Ge	32	72.64	Tantalio	Ta	73	180.948
Hassio	Hs	108	(265)	Tecnezio	Tc	43	(98)
Idrogeno	H	1	1.00794	Tellurio	Te	52	127.60
Indio	In	49	114.818	Terbio	Tb	65	158.925
Iodio	I	53	126.904	Torio	Th	90	232.038
Iridio	Ir	77	192.217	Tulio	Tm	69	168.934
Itterbio	Yb	70	173.04	Titanio	Ti	22	47.867
Ittrio	Y	39	88.9059	Tungsteno	W	74	183.84
Krypton	Kr	36	83.798	Uranio	U	92	238.029
Lantanio	La	57	138.905	Vanadio	V	23	50.9415
Lawrencio	Lr	103	(260)	Xenon	Xe	54	131.293
Litio	Li	3	6.941	Zinco	Zn	30	65.409
Lutezio	Lu	71	174.967	Zirconio	Zr	40	91.224
Magnesio	Mg	12	24.3050	Zolfo	S	16	32.065
Manganese	Mn	25	54.9380				

Le masse atomiche in questa tabella sono relative al carbonio-12 e corrispondono ai valori raccomandati dalla International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) (22 giugno 2007). Per alcuni elementi radioattivi, i numeri indicati (tra parentesi) sono le masse dell'isotopo più stabile.

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

Quarta edizione italiana sulla undicesima di lingua inglese

PICCIN

Traduzione autorizzata dall'Edizione in lingua inglese del volume
GENERAL CHEMISTRY: PRINCIPLES AND MODERN APPLICATIONS. 11th EDITION
by RALPH H. PETRUCCI, F. GEOFFREY HERRING, JEFFRY D. MADURA, CAREY BISSONNETTE
published by Pearson Education Canada, Inc.,
Copyright © 2017

All rights reserved

No part of this book may be reproduced or transmitted in any form or by any means, electronic or mechanical, including photocopying, recording or by any information storage retrieval system, without permission from Pearson Education, Inc.

Opera coperta dal diritto d'autore

Tutti i diritti sono riservati

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 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 violazione 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.

ISBN 978-88-299-2933-7

Traduzione degli aggiornamenti della quarta edizione italiana di
Valerio Causin

II edizione italiana a cura di Lucio Cattalini e Gino Paolucci

Stampato in Italia

Noi, gli autori, dedichiamo questa edizione a Ralph H. Petrucci che ci ha lasciato proprio mentre stavano per esserne completati gli ultimi dettagli. La prima edizione di *Chimica generale: principi ed applicazioni moderne* fu pubblicata nel 1972 con Ralph come unico autore. Anche se il libro ha ormai raggiunto l'undicesima edizione, riflette ancora le idee di Ralph e la sua convinzione che gli studenti siano molto più interessati alle applicazioni pratiche, al significato sociale e alle radici storiche degli argomenti che studiano, oltre che alla struttura concettuale, ai fatti e alle teorie. Ralph è stato un mentore, fonte di ispirazione, che ci ha caldamente accolto nella sua squadra di autori. Abbiamo invidiato il suo stile chiaro e preciso e la sua impeccabile attenzione per il dettaglio. È stato un'eccellente guida durante la preparazione delle edizioni più recenti, che hanno molto beneficiato del suo apporto. Ci mancherà tanto.

Indice dei capitoli e delle appendici

- 1 La materia: sue proprietà e misura 1
- 2 Atomi e teoria atomica 34
- 3 Composti chimici 68
- 4 Reazioni chimiche 111
- 5 Introduzione alle reazioni in soluzione acquosa 152
- 6 Gas 194
- 7 Termochimica 244
- 8 Elettroni negli atomi 301
- 9 La tavola periodica ed alcune proprietà atomiche 376
- 10 Legame chimico I: concetti di base 411
- 11 Legame chimico II: teorie del legame di valenza e degli orbitali molecolari 466
- 12 Forze intermolecolari: liquidi e solidi 517
- 13 Trasformazioni spontanee: entropia ed energia di Gibbs 579
- 14 Le soluzioni e le loro proprietà fisiche 640
- 15 Principi dell'equilibrio chimico 689
- 16 Acidi e basi 734
- 17 Aspetti ulteriori degli equilibri acido-base 789
- 18 Solubilità ed equilibri di ioni complessi 830
- 19 Elettrochimica 865
- 20 Cinetica chimica 922
- 21 Chimica degli elementi dei gruppi principali I: gruppi 1, 2, 13 e 14 977
- 22 Chimica degli elementi dei gruppi principali II: gruppi 18, 17, 16, 15 e idrogeno 1036
- 23 Gli elementi di transizione 1091
- 24 Ioni complessi e composti di coordinazione 1129
- 25 Chimica nucleare 1170
- 26 Strutture dei composti organici 1207
- 27 Reazioni dei composti organici 1268
- 28 Chimica della materia vivente 1326

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 generale

Riguardo agli autori xvi

Prefazione xviii

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 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	300

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 Interpretare e rappresentare 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 Esempio integrativo 364
 - Esercizi 366 Esercizi integrativi ed avanzati 372
 - Problemi speciali 373 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 Esempio integrativo 403
 - Esercizi 405 Esercizi integrativi ed avanzati 407
 - Problemi speciali 408 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 415
- 10-3 Legami covalenti polari e mappe del potenziale elettrostatico 418
- 10-4 Scrittura delle strutture di Lewis 424
- 10-5 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 Esempio integrativo 455
 - Esercizi 456 Esercizi integrativi ed avanzati 462
 - Problemi speciali 464 Esercizi di auto-verifica 465

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

- 11-1 Cosa deve fare una teoria del legame 467
- 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 Esempio integrativo 509
 - Esercizi 510 Esercizi integrativi ed avanzati 512
 - Problemi speciali 514 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
 - Esercizi 568
 - Problemi speciali 575
 - Esempio integrativo 566
 - Esercizi integrativi ed avanzati 572
 - 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 Clausius e Boltzmann: l'entropia assoluta 595
- 13-4 Criteri per la spontaneità di una trasformazione: la seconda legge della termodinamica 599
- 13-5 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
 - Esercizi 630
 - Problemi speciali 637
 - Esempio integrativo 629
 - Esercizi integrativi ed avanzati 635
 - 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 di 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
 - Esercizi 679
 - Problemi speciali 686
 - Esempio integrativo 678
 - Esercizi integrativi ed avanzati 684
 - Esercizi di auto-verifica 687

15 Principi dell'equilibrio chimico 689

- 15-1 La natura dello stato di equilibrio 690
- 15-2 L'espressione della costante di equilibrio 695
- 15-3 Relazioni che coinvolgono le costanti di equilibrio 699
- 15-4 Il valore della costante di equilibrio 703
- 15-5 Previsione della direzione di una reazione 705
- 15-6 Alterazione delle condizioni di equilibrio: il principio di Le Châtelier 707
- 15-7 Calcoli sull'equilibrio: alcuni esempi illustrativi 713

Sommario	722	Esempio integrativo	723
Esercizi	724	Esercizi integrativi ed avanzati	730
Problemi speciali	732	Esercizi di auto-verifica	733

16 Acidi e basi 734

16-1	Acidi, basi e coppie coniugate acido-base	735
16-2	Auto-ionizzazione dell'acqua e scala del pH	739
16-3	Ionizzazione di acidi e basi in acqua	742
16-4	Acidi forti e basi forti	750
16-5	Acidi deboli e basi deboli	752
16-6	Acidi poliprotici	757
16-7	Reazioni acido-base simultanee o consecutive: un approccio generale	761
16-8	Ioni come acidi e basi	762
16-9	Aspetti qualitativi delle reazioni acido-base	768
16-10	Struttura molecolare e comportamento acido-base	769
16-11	Acidi e basi di Lewis	776
	Sommario	779
	Esercizi	782
	Problemi speciali	787
	Esempio integrativo	780
	Esercizi integrativi ed avanzati	786
	Esercizi di auto-verifica	788

17 Altri aspetti degli equilibri acido-base 789

17-1	Effetti dello ione comune negli equilibri acido-base	790
17-2	Soluzioni tampone	794
17-3	Indicatori acido-base	804
17-4	Reazioni di neutralizzazione e curve di titolazione	807
17-5	Soluzioni di sali di acidi poliprotici	816
17-6	Calcoli dell'equilibrio acido-base: un riassunto	818
	Sommario	819
	Esercizi	821
	Problemi speciali	828
	Esempio integrativo	820
	Esercizi integrativi ed avanzati	825
	Esercizi di auto-verifica	829

18 Solubilità ed equilibri di ioni complessi 830

18-1	Costante del prodotto di solubilità, K_{ps}	831
18-2	Relazione tra solubilità e K_{ps}	832
18-3	Effetto dello ione comune negli equilibri di solubilità	834
18-4	Limiti del concetto di K_{ps}	836
18-5	Criteri per la precipitazione e sua completezza	838
18-6	Precipitazione frazionata	841
18-7	Solubilità e pH	843
18-8	Equilibri che coinvolgono ioni complessi	845
18-9	Analisi qualitativa dei cationi	851
	Sommario	856
	Esercizi	858
	Problemi speciali	862
	Esempio integrativo	856
	Esercizi integrativi ed avanzati	861
	Esercizi di auto-verifica	863

19 Elettrochimica 865

19-1	Potenziali di elettrodo e loro misura	866
19-2	Potenziali standard di elettrodo	871
19-3	E_{pila} , $\Delta_r G$ e K	877
19-4	E_{pila} in funzione delle concentrazioni	883
19-5	Batterie: produzione di elettricità tramite reazioni chimiche	891
19-6	Corrosione: celle voltaiche indesiderate	898
19-7	Elettrolisi: forzare reazioni non spontanee a decorrere	900
19-8	Processi industriali di elettrolisi	904

Sommario	908	Esempio integrativo	909
Esercizi	911	Esercizi integrativi ed avanzati	916
Problemi speciali	918	Esercizi di auto-verifica	921

20 Cinetica chimica 922

20-1	La velocità di una reazione chimica	923
20-2	Misura della velocità di reazione	925
20-3	Effetto della concentrazione sulle velocità di reazione: la legge di velocità	928
20-4	Reazioni di ordine zero	931
20-5	Reazioni del primo ordine	932
20-6	Reazioni del secondo ordine	939
20-7	Cinetica delle reazioni: un riassunto	940
20-8	Modelli teorici per la cinetica chimica	942
20-9	L'effetto della temperatura sulle velocità di reazione	946
20-10	Meccanismi di reazione	949
20-11	Catalisi	958
	Sommario	964
	Esercizi	967
	Problemi speciali	974
	Esempio integrativo	965
	Esercizi integrativi ed avanzati	972
	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
	Esercizi	1030
	Problemi speciali	1034
	Esempio integrativo	1029
	Esercizi integrativi ed avanzati	1032
	Esercizi di auto-verifica	1035

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
	Esercizi	1083
	Problemi speciali	1088
	Esempio integrativo	1082
	Esercizi integrativi ed avanzati	1086
	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	I 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 1130
 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 degli 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 ed 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
 - Esercizi 1319
 - Problema speciale 1324
 - Esempio integrativo 1317
 - Esercizi integrativi ed avanzati 1323
 - Esercizi di auto-verifica 1325

28 Chimica della materia vivente 1326

- 28-1 La struttura chimica della materia vivente: un'introduzione 1327
- 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
 - Esercizi 1357
 - Problemi speciali 1361
 - Esempio integrativo 1356
 - Esercizi integrativi ed avanzati 1360
 - 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

Riguardo agli autori

Ralph H. Petrucci

Ralph Petrucci si è laureato in Chimica all'Union College, Schenectady, NY, ed 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. Oggi è Professore Emerito al Dipartimento di Chimica della University of British Columbia, Vancouver. Il Dr. Herring si interessa di chimica biofisica ed ha pubblicato più di 100 articoli in chimica fisica e in fisica chimica. Recentemente, il Dr. Herring ha iniziato a studiare l'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 ed ha vinto due volte il Killam Prize for Excellence in Teaching.

Jeffrey D. Madura

Jeffrey D. Madura è 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 ed 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 con il Professor J. Andrew McCammon alla University of Houston. Gli interessi di ricerca del Dr. Madura riguardano la chimica computazionale e la biofisica. 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 ed 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. Il Dr. Madura è fellow dell'ACS e della Royal Society of Chemistry. Attualmente collabora con studenti e professori delle scuole superiori nel contesto dell'ACS Science Coaches program.

Carey Bissonnette

Carey Bissonnette insegna al Dipartimento di Chimica della University of Waterloo, Ontario. Si è laureato alla University of Waterloo nel 1989 ed ha conseguito il dottorato di ricerca nel 1993 alla University of Cambridge in Inghilterra. I suoi interessi di ricerca sono concentrati sullo sviluppo di metodi di modellazione di processi dinamici in molecole poliatomiche in fase gas. Ha vinto molti premi per l'eccellenza dell'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 che in laboratorio per creare un

xvi Riguardo agli autori

ambiente interattivo in cui gli studenti possano 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”. Per questa nuova edizione 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. Comunque, anche gli studenti che vogliono diventare chimici troveranno opportunità in questo testo per soddisfare i loro dubbi e coltivare i loro interessi.

Sebbene sia utile aver già studiato chimica, non serve avere già nozioni di chimica per usare questo testo, perché i primi capitoli sono pensati per coloro che non hanno alcuna conoscenza preliminare o semplicemente per coloro che devono rinfrescarsi la memoria.

Lo studente avrà bisogno di identificare ed 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 ed 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. Si trovano dappertutto esempi 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 manteniamo l'organizzazione di base delle precedenti edizioni, con due significative eccezioni. Per prima cosa, abbiamo anticipato il capitolo intitolato “Trasformazioni spontanee: entropia ed energia di Gibbs”, che è ora il Capitolo 13. Trattando prima l'entropia e l'energia di Gibbs, possiamo utilizzare questi concetti nei capitoli successivi. Abbiamo inoltre spostato il capitolo sulla cinetica chimica al Capitolo 20. Di conseguenza, la discussione della cinetica appare dopo i capitoli che introducono i concetti dell'equilibrio e della termodinamica.

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 presto 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, tale però per cui il docente possa escludere senza problemi questo capitolo se il livello del corso lo richieda. Insieme, i Capitoli da 8 a 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 è una significativa revisione del Capitolo 19 della decima edizione. Introduce il concetto di entropia, i criteri per prevedere la direzione di una trasformazione spontanea e la condizione di equilibrio termodinamico. Nei Capitoli 14–19 applichiamo ed estendiamo i concetti introdotti nel Capitolo 13. Tuttavia, i Capitoli 14–19 possono essere insegnati senza esplicitamente far 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) ed abbiamo cercato di rendere questo materiale facile da spostare prima nel programma del corso. Inoltre, molti argomenti di questi capitoli possono essere affrontati da soli, senza aver bisogno di studiare i capitoli interi. Il testo finisce con dei completi capitoli sulla chimica nucleare (Capitolo 25), sulla chimica organica (Capitoli 26 e 27) e sulla biochimica (Capitolo 28).

NOVITÀ DI QUESTA EDIZIONE

Abbiamo anche apportato significativi cambiamenti in capitoli ed appendici specifici:

- Nel Capitolo 2 (Atomi e teoria atomica) è stato incluso nuovo materiale per descrivere l'uso degli intervalli di massa atomica e delle masse atomiche convenzionali per elementi come H, Li, B, C, N, O, Mg, Si, S, Cl, Br e Tl. Gli intervalli di massa atomica sono raccomandati dalla IUPAC perché le abbondanze isotopiche di questi elementi variano da una fonte all'altra e, quindi, le loro masse atomiche non possono essere considerate costanti.
- Il Capitolo 4 (Reazioni chimiche) comprende una nuova sezione che discute l'avanzamento della reazione ed introduce un approccio tabulare per rappresentare le variazioni di quantità in termini di una sola variabile, che indica il grado di avanzamento di reazione.
- Nel Capitolo 5 (Introduzione alle reazioni in soluzione acquosa) abbiamo rivisto la Sezione 5-1 per differenziare tra dissociazione e ionizzazione. Abbiamo anche introdotto una nuova figura per illustrare la dissociazione di un composto ionico in acqua.
- Il Capitolo 6 (Gas) fa maggior uso delle unità di pressione raccomandate (ad es. Pa, kPa e bar). La Sezione 6-7 sulla teoria cinetico-molecolare è stata ampiamente rivista. Per esempio, la sottosezione sulla derivazione della legge di Boyle è stata semplificata ed ora segue le sottosezioni sulla distribuzione delle velocità molecolari e sul significato della temperatura. Anche la Sezione 6-8 è stata aggiornata, in modo da presentare per prima la legge di Graham come legge empirica, per poi giustificarla in base alla teoria cinetico-molecolare.
- Nel Capitolo 7 (Termochimica), abbiamo aggiornato la notazione secondo le raccomandazioni della IUPAC. Per esempio, le entalpie standard di reazione sono rappresentate dal simbolo $\Delta_r H^\circ$ (non ΔH°) e sono espresse in kJ mol^{-1} (non kJ). Abbiamo aggiunto un'interpretazione

molecolare delle capacità termiche specifiche (nella Sezione 7-2) e un'introduzione all'entropia (nella Sezione 7-10).

- Il Capitolo 8 (Elettroni negli atomi) è stato riscritto per dare un'introduzione logica alle idee che portano alla meccanica ondulatoria. Le Sezioni 8-2 e 8-3 dell'edizione precedente sono state combinate assieme ed il materiale è stato riorganizzato. Questo capitolo comprende una nuova sezione che si concentra sul diagramma dei livelli energetici e sullo spettro dell'atomo di idrogeno. La sezione intitolata "interpretare e rappresentare gli orbitali dell'atomo di idrogeno" è stata riscritta e include ora una discussione delle funzioni radiali. È stata aggiunta una nuova sotto-sezione che descrive il modello concettuale degli atomi multielettronici, nel contesto della sezione intitolata "atomi multielettronici". Le sezioni sugli atomi multielettronici e le configurazioni elettroniche sono state riviste per enfatizzare in modo più esplicito che la configurazione elettronica di stato fondamentale di un atomo è quella che minimizza E_{atomo} e che le energie degli orbitali non sono le uniche da considerare. Ci sono due nuovi riquadri di approfondimento in questo capitolo: "l'interpretazione di Born è un concetto che usiamo per determinare la forma finale di una funzione d'onda?" e "sono concesse tutte le transizioni tra orbitali negli spettri di assorbimento ed emissione atomici?"
- Nel Capitolo 9 (Tavola periodica e alcune proprietà atomiche) sono state riscritte diverse sezioni, per enfatizzare l'importanza della carica nucleare efficace per determinare le proprietà atomiche. È stata introdotta una nuova sezione sulla polarizzabilità. Sono state create diverse nuove figure per illustrare la variazione della carica nucleare efficace e le proprietà atomiche lungo un periodo o un gruppo (per esempio, le cariche nucleari efficaci dei primi 36 elementi; la variazione della carica nucleare efficace e la schermatura percentuale in funzione del numero atomico; la variazione di distanza media dal nucleo, in funzione del numero atomico; le energie di prima ionizzazione degli elementi della terza riga del blocco p ; le affinità elettroniche di alcuni elementi dei gruppi principali; la polarizzazione di un atomo; la variazione di polarizzabilità e volume atomico con il numero atomico). Le sezioni sulle energie di ionizzazione e sulle affinità elettroniche sono state riviste in modo sostanziale. In particolare, abbiamo aggiornato la discussione sulla diminuzione di energia di ionizzazione che si osserva spostandosi dal gruppo 2 al 13 e dal gruppo 15 al 16. La nostra discussione presenta le varie spiegazioni proposte per questi fenomeni. La sezione che nella decima edizione era intitolata "proprietà periodiche degli elementi" è stata eliminata.
- Nel Capitolo 11 (Legame chimico II: teorie del legame di valenza e degli orbitali molecolari) sono state aggiunte una discussione sulla redistribuzione della densità elettronica che avviene durante la formazione di un legame, una miglior introduzione della Sezione 11-5 sulla teoria degli orbitali molecolari ed una discussione migliorata della teoria degli orbitali molecolari della molecola di CO.
- Il Capitolo 13 (Trasformazioni spontanee: entropia ed energia di Gibbs) è una versione completamente rivista del Capitolo 19 della precedente edizione. Il capitolo si concentra per prima cosa sulla visione di Boltzmann dell'entropia, che si basa sui microstati, e poi sulla visione di Clausius, che correla la variazione di entropia al trasferimento reversibile di calore. Il collegamento tra microstati e modello della particelle in una scatola viene sviluppato per rinforzare la lettura di Boltzmann dell'entropia. La visione di Clausius della variazione di entropia viene utilizzata per sviluppare le espressioni per comuni ed importanti trasformazioni fisiche (ad es. le transizioni di fase, il riscaldamento o il raffreddamento a pressione costante, l'espansione o la compressione isoterma di un gas ideale).

Queste espressioni vengono poi utilizzate per sviluppare il criterio per prevedere la direzione della trasformazione spontanea. Il capitolo comprende un'accurata descrizione della differenza tra variazione di energia di Gibbs di un sistema, ΔG , e l'energia di Gibbs di una reazione, $\Delta_r G$. L'energia di Gibbs di reazione ($\Delta_r G$) si usa come base per descrivere come l'energia di Gibbs di un sistema vari con la composizione, cioè rispetto all'avanzamento della reazione. La derivazione dell'equazione viene fatta in una sezione separata che può essere utilizzata o meno, a discrezione del docente. Vengono inoltre introdotti i concetti di potenziale chimico e di attività.

- Nel Capitolo 14 (Soluzioni e loro proprietà fisiche) abbiamo aggiunto una sezione per descrivere le proprietà termodinamiche standard degli ioni in acqua. Usiamo i concetti di entropia e potenziale chimico del Capitolo 13 per spiegare l'abbassamento della tensione di vapore e perché benzina ed acqua non si mescolano.
- Il Capitolo 15 (Principi dell'equilibrio chimico) è stato significativamente rivisto per enfatizzare la base termodinamica dell'equilibrio e per ridimensionare gli aspetti di cinetica. Si sottolinea il ruolo della costante di equilibrio termodinamica, espressa in termini di attività, oltre ad una discussione aggiornata del principio di Le Châtelier che ne chiarisca i limiti di utilizzo (ad es. per certe reazioni ed in certe condizioni, l'aggiunta di un reagente può spostare la reazione a sinistra). Sono stati inseriti diversi nuovi esempi, per mostrare come si possano semplificare le espressioni della costante di equilibrio e come si risolvano i problemi in cui la costante di equilibrio sia molto piccola o molto grande.
- Nel Capitolo 16 (Acidi e basi) sono stati fatti rilevanti cambiamenti. Le Sezioni da 16-1 a 16-3 sono state revisionate per migliorare la sequenza logica degli argomenti e per sottolineare che la differenza tra acidi forti e deboli si basa sul grado di ionizzazione, che a sua volta dipende dal valore della costante di ionizzazione acida. Ci sono due nuove sezioni, le Sezioni 16-7 (Reazioni acido-base simultanee o consecutive: un approccio generale) e 16-9 (Aspetti qualitativi delle reazioni acido-base). La Sezione 16-7 si concentra sulla scrittura e sull'uso di equazioni di bilancio di materia e carica. La Sezione 16-9 si occupa della previsione della posizione di equilibrio di una generica reazione acido-base. È stata aggiunta una nuova sottosezione intitolata "Razionalizzazione delle forze degli acidi: un approccio alternativo", inserita nella Sezione 16-10 (Struttura molecolare e comportamento acido-base). Questa nuova sottosezione si concentra sui fattori che stabilizzano l'anione formato da un acido.
- Nel Capitolo 19 (Elettrochimica) abbiamo modificato l'equazione di Nernst, nella forma $E_{\text{pila}} = E_{\text{pila}}^{\circ} - \frac{0.0257 \text{ V}}{z} \ln Q$. Abbiamo cambiato il testo, in modo da definire l'elettrodo standard a idrogeno rispetto alla pressione di 1 bar invece che di 1 atm ed abbiamo aggiunto un problema a fine capitolo per illustrare che questa modifica provoca solo una piccola differenza nei potenziali standard di riduzione (Esercizio 108). Abbiamo anche aggiunto una sezione sulle batterie di riserva.

Oltre alle modifiche specifiche appena descritte, abbiamo anche rinnovato molte delle immagini in tutto il libro. In particolare, sono state modificate tutte le rappresentazioni di orbitali atomici e molecolari, che ora sono coerenti in tutti i capitoli. Abbiamo anche ridisegnato le mappe del potenziale elettrostatico, in modo che abbiano la stessa scala di colori dell'energia di potenziale, eccetto dove espressamente indicato nel testo.

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 ad usare un approccio logico nel risolvere i problemi, ma consente loro di trovare un modo per cominciare quando affrontano 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.* Chi ha usato le precedenti edizioni ha 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 e Esempio Pratico B) per ciascun Esempio integrativo nel testo. Invece di sostituire gli esercizi di fine capitolo con esercizi nuovi, abbiamo scelto di aumentarne il numero. In gran parte dei capitoli sono stati aggiunti almeno 10 nuovi esercizi ed 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. Questa versione approvata dalla IUPAC pone gli elementi lantanio (La) e attinio (Ac) rispettivamente tra i lantanidi e gli attinidi e non nel gruppo 3. È curioso che ancor oggi praticamente tutti i libri di chimica usino la vecchia versione della tavola periodica, anche se il corretto posizionamento di La e Ac è definito da più di 20 anni! Una modifica importante sta nell'uso di simboli e unità raccomandate dalla IUPAC per le quantità termodinamiche. Per esempio, in questa edizione, le entalpie standard di reazione sono rappresentate dal simbolo $\Delta_r H^\circ$ (non ΔH_r°) e sono espresse in 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

SOMMARIO	
1-1 Il metodo scientifico	1-5 Densità e composizione percentuale: il loro utilizzo nella soluzione dei problemi
1-2 Proprietà della materia	1-6 Incertezza nelle misure scientifiche
1-3 Classificazione della materia	1-7 Cifre significative
1-4 Misura della materia: unità SI (metriche)	



OBIETTIVI

1.1 Descrivere lo scopo ed il processo del metodo scientifico.

1.2 Discutere il significato della materia e le trasformazioni chimiche e fisiche che può subire.

1.3 Classificare la materia in base ai suoi componenti fondamentali (gli atomi) ed identificare i tre stati della materia.

1.4 Identificare le unità SI di lunghezza, massa, tempo, temperatura, quantità di sostanza, corrente elettrica e intensità luminosa.

1.5 Usare la composizione percentuale e la relazione tra densità, volume e massa come fattori di conversione per risolvere problemi.

1.6 Saper distinguere la differenza

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 O₂ di 1.00 atm, la solubilità in acqua di O₂(g) è 48.9 mL di O₂ per litro. Qual è la molarità di O₂ in una soluzione acquosa satura quando l'O₂ è sotto la sua normale pressione parziale nell'aria, 0.2095 atm?

Analisi

Questo problema si può dividere in due parti. (1) La determinazione della molarità della soluzione satura di O₂ a 0 °C e 1 atm. (2) L'uso della Legge di Henry nel modo indicato.

Soluzione

Si determina la molarità di O₂ a 0 °C quando P_{O₂} = 1 atm.

$$\text{molarità} = \frac{0.0489 \text{ L O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{22.4 \text{ L O}_2 \text{ (STP)}}}{1 \text{ L soluz}} = 2.18 \times 10^{-3} \text{ M O}_2$$

Si valuta la costante della legge di Henry.

$$k = \frac{C}{P_{\text{gas}}} = \frac{2.18 \times 10^{-3} \text{ M O}_2}{1.00 \text{ atm}}$$

Si applica la legge di Henry.

$$C = k \times P_{\text{gas}} = \frac{2.18 \times 10^{-3} \text{ M O}_2}{1.00 \text{ atm}} \times 0.2095 \text{ atm} = 4.57 \times 10^{-4} \text{ M O}_2$$

Verifica

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

ESEMPIO PRATICO A: Usate i dati dell'Esempio 14-5 per determinare la pressione parziale di O₂ su una soluzione acquosa satura a 0 °C che contiene 5.00 mg di O₂ per 100.0 mL di soluzione.

ESEMPIO PRATICO B: In un manuale si ha la solubilità del monossido di carbonio in acqua a 0 °C e 1 atm di pressione, 0.0354 mL CO/mL H₂O. Quale dovrebbe essere la pressione di CO(g) sopra la soluzione per ottenere una soluzione 0.0100 M di CO?

► Una comune convinzione sbagliata è che un processo endotermico non possa essere spontaneo.

Inizio del capitolo

Ciascun capitolo inizia con un elenco dei titoli dei paragrafi che danno un **sommario** dei suoi contenuti.

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.

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.

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. Alcune servono ad evitare pregiudizi errati, altre propongono analogie o spiegazioni alternative ad un concetto ed altri ancora spiegano delle apparenti incoerenze nel materiale che gli studenti stanno imparando. Questi argomenti possono essere discussi od omessi a discrezione del docente.

Sommario

Ogni capitolo viene chiuso da un **sommario**. Il sommario è organizzato secondo i titoli dei paragrafi del capitolo ed 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.

TIENI PRESENTE

che una risposta numerica che contraddice il senso comune è probabilmente sbagliata.

7-1 VI POTRETE CHIEDERE...

Perché $\Delta_r H^\circ$ dipende dalla temperatura?

La differenza in $\Delta_r H^\circ$ per una reazione a due diverse temperature è determinata da quanto calore è coinvolto nel portare reagenti e prodotti da una temperatura all'altra, a pressione costante. Questa quantità di calore si può calcolare con l'equazione (7.5): $q_p = \text{capacità termica} \times \text{variazione di temperatura} = C_p \times \Delta T$. Scriviamo un'espressione di questo tipo per ogni reagente e prodotto e le combiniamo con la $\Delta_r H^\circ$ misurata ad una temperatura per ottenere il valore di $\Delta_r H^\circ$ all'altra. Questo metodo è illustrato in Figura 7-16 ed è applicato nell'Esercizio 117.

Sommario

3-1 Tipi di composti chimici e loro formule—Le due classi principali di composti chimici sono i **composti molecolari** e i **composti ionici**. L'unità fondamentale di un composto molecolare è una molecola e quello di un composto ionico è un'unità di formula. Un'unità di formula è il più piccolo insieme di ioni carichi positivamente, detti **cationi**, e ioni carichi negativamente, detti **anioni**, che sia elettricamente neutro. Una **formula chimica** è una rappresentazione simbolica di un composto che può essere scritta in modi diversi (Fig. 3-1). Se la formula ha come pedici i numeri interi più piccoli possibile, è una **formula minima**; se la formula rappresenta una molecola reale, è una **formula molecolare**; se la formula è scritta in modo da mostrare come i singoli atomi sono collegati assieme nelle molecole, si tratta di una **formula di struttura**. Formule di struttura abbreviate, dette **formule di struttura condensate**, sono spesso usate per le molecole organiche. Per le molecole organiche si usano anche le **formule a linee**, nelle quali sono mostrati tutti i legami eccetto quelli tra gli atomi C e H ed in cui i simboli C e H sono omessi. Le dimensioni e posizioni relative degli atomi nelle molecole possono essere rappresentate dai modelli molecolari ball-and-stick e space-filling.

3-2 Il concetto di mole e i composti chimici—In questa sezione, il concetto di massa atomica è stato esteso alla **massa molecolare**, la massa in unità di massa atomica di una molecola in un composto molecolare, e la **massa formula**, la massa in unità di massa atomica di un'unità di formula di un composto ionico. Allo stesso modo, il concetto di costante di Avogadro e di mole viene ora applicato ai composti, con un'enfasi su applicazioni quantitative che coinvolgono la massa di una mole di composto: la **massa molare M**. Per diversi elementi, possiamo distinguere tra una mole di molecole (per esempio F_2) e una mole di atomi (per esempio, F).

3-3 Composizione dei composti chimici—La composizione percentuale in massa di un composto può essere calcolata a partire dalla sua formula (equazione 3.1). Per converso, si può dedurre la formula chimica di un composto dalla sua composizione percentuale determinata sperimentalmente. Per i composti organici, questo si realizza solitamente con l'analisi per combustione (Fig. 3-6). Le formule determinate dai dati di composizione percentuale sperimentalmente sono formule minime, le formule più semplici che si possono scrivere. Le formule

Esempio integrativo

Il tiosolfato di sodio impiegato in chimica analitica deve essere preparato in modo accurato. In particolare, bisogna evitare che la soluzione diventi acida in quanto in soluzione acida lo ione tiosolfato disproporziona in $SO_2(g)$ e $S_8(s)$.



▲ Decomposizione dello ione tiosolfato
Quando una soluzione acquosa di $Na_2S_2O_3$ viene acidificata, lo zolfo che si forma per primo è colloidale (a destra).

Dimostrate che il disproporzionamento di $S_2O_3^{2-}(aq)$ è spontaneo in soluzione acida ma non in soluzione basica.

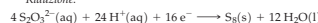
Analisi

Si inizia scrivendo le semi-equazioni e l'equazione totale della reazione di disproporzionamento. Si determina poi E_{pila}° per la reazione e quindi se essa sia spontanea in condizioni standard in soluzione acida. Si stima quindi qualitativamente se la reazione sarà più o meno spontanea in soluzione basica.

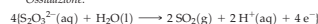
Soluzione

Ci si basa sulla descrizione della reazione data sopra.

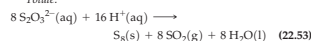
Riduzione:



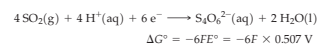
Ossidazione:



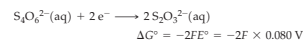
Totale:



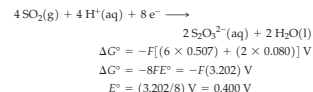
Per determinare E_{pila}° per la reazione (22.53), si usano i dati di Figura 22-13. Si ha così un valore di E° per la semi-reazione di riduzione (0.465 V) ma non per quella di ossidazione. Per ricavare l' E° che manca, usiamo i dati della Figura 22-13 assieme al metodo dell'Esempio 22-1. Ovvero, la somma della semi-equazione



e della semi-equazione



dà la nuova semi-equazione desiderata ed il suo valore di E° .



Ora possiamo calcolare E_{pila}° per la reazione (22.53).

$$E_{pila}^\circ = E^\circ(\text{riduzione}) - E^\circ(\text{ossidazione})$$

$$= 0.465 V - 0.400 V = 0.065 V$$

Il disproporzionamento è spontaneo per le condizioni di stato standard in soluzione acida.

All'aumentare di $[OH^-]$, come sarebbe il caso passando in soluzioni basiche, diminuirebbe $[H^+]$. In effetti $[OH^-] = 1 M$ corrisponde ad $[H^+] = 1 \times 10^{-14} M$. Dato che l'equazione (22.53) contiene $H^+(aq)$ sul lato *sinistro* dell'equazione, un aumento di $[H^+]$ favorirà la reazione *inversa* (per il principio di Le Châtelier). A un certo punto, prima che la soluzione diventi basica, la reazione diretta non sarà più spontanea.

Verifica

Questo calcolo ha dimostrato in modo qualitativo che $S_2O_3^{2-}(aq)$ è stabile in soluzioni basiche e che disproporziona spontaneamente in soluzioni acide. Per determinare il pH al quale il disproporzionamento diventa spontaneo, si può usare l'equazione di Nernst, come si vede nell'Esercizio 100.

ESEMPIO PRATICO A: Usare le informazioni della Figura 22-17 per decidere se l'anione nitrito, NO_2^- , disproporziona spontaneamente in soluzione basica a NO_3^- e NO. Assumere condizioni standard.

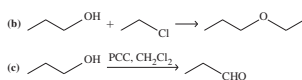
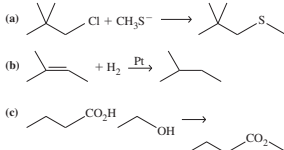
ESEMPIO PRATICO B: HNO_2 disproporziona spontaneamente a NO_3^- e NO in soluzione acida? Assumere condizioni standard. [Suggerimento: usare i dati della Figura 22-17].

xxiv Prefazione

Esercizi

Tipi di reazioni organiche

- Descrivete cosa si intende per ciascuno dei seguenti tipi di reazione e illustrate con un esempio: (a) reazione di sostituzione nucleofila; (b) reazione di sostituzione elettrofila; (c) reazione di addizione; (d) reazione di eliminazione; (e) reazione di trasposizione.
- Descrivete cosa si intende per ciascuno dei seguenti tipi di reazione e illustrate con un esempio tratto dal testo: (a) disidratazione; (b) idrolisi; (c) solvolisi; (d) idratazione di un alchene.
- Identificare i seguenti tipi di reazioni.



Nota: PCC è il piridinio clorocromato (vedi pagina 1245).

- Scrivere un'equazione chimica bilanciata per la reazione descritta e classificare la reazione come sostituzione, eliminazione, addizione o trasposizione:
 - Eteno e Br₂ reagiscono in tetracloruro di carbonio dando 1,2-dibromoetano.
 - Iodoetano che reagisce con KOH(aq) dando etene, acqua e bromuro di potassio.
 - Clorometano che reagisce con NaOH(aq) dando metanolo e cloruro di sodio.
- Scrivere un'equazione chimica bilanciata per la reazione descritta e classificare la reazione come sostituzione, eliminazione, addizione o trasposizione:
 - 3,3-dimetil-1-butene che reagisce in soluzione acida dando 2,3-dimetil-2-butene.

Domande ed esercizi di fine capitolo

Ciascun capitolo termina con quattro categorie di domande:

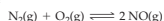
Gli **esercizi** sono organizzati in categorie e sono presentati a coppie. Le risposte ad alcuni esercizi selezionati (numerati in rosso) sono riportate in Appendice G.

Esercizi integrativi ed avanzati

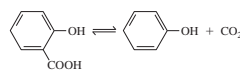
- Spiegate perché la percentuale di molecole che si dissocia in atomi in una reazione del tipo $I_2(g) \rightleftharpoons 2 I(g)$ aumenta sempre all'aumentare della temperatura.
- Un pallone da 1.100 L a 25 °C ed 1.00 atm di pressione contiene CO₂(g) in contatto con 100.0 mL di una soluzione acquosa saturata in cui $[CO_2(aq)] = 3.29 \times 10^{-2} M$.
 - Qual è il valore di K_c a 25 °C per l'equilibrio $CO_2(g) \rightleftharpoons CO_2(aq)$?
 - Se vengono aggiunte al pallone 0.01000 moli di ¹⁴C₂O₂ radioattivo, quante moli di ¹⁴C₂O₂ si troveranno in fase gassosa e quante in soluzione acquosa ad equilibrio raggiunto? [Suggerimento: ¹⁴C₂O₂ radioattivo si distribuisce tra le due fasi esattamente come l'analogo non radioattivo ¹²C₂O₂.]
- Con riferimento all'Esempio 15-13, supponiamo che 0.100 L della miscela all'equilibrio siano diluiti con acqua a 0.250 L. Quali saranno le nuove concentrazioni ad equilibrio ristabilito?
- Nell'equilibrio descritto nell'Esempio 15-12, la percentuale di dissociazione di N₂O₄ si può esprimere come

$$\frac{3.00 \times 10^{-3} \text{ mol N}_2\text{O}_4}{0.0240 \text{ mol N}_2\text{O}_4 \text{ iniziali}} \times 100\% = 12.5\%$$

inizialmente alla pressione di 1.00 atm, si trova che la percentuale molare di NO è 11.8%. Calcolare la K_p per la reazione



- Derivare col calcolo le quantità all'equilibrio di SO₂, O₂ ed SO₃ elencate in (a) Figura 15-5(c); (b) Figura 15-6(b).
- La decomposizione dell'acido salicilico a fenolo e biossido di carbonio viene condotta a 200.0 °C, con reagenti e prodotti tutti gassosi.

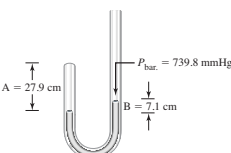


Un campione di 0.300 g di acido salicilico viene introdotto in un recipiente di reazione di 50.0 mL, e si stabilisce l'equilibrio. La miscela all'equilibrio viene rapidamente raffreddata per separare acido salicilico e fenolo solidi; la CO₂(g) viene raccolta su mercurio e se ne misura il volume a 20.0 °C e 730 mmHg. In due identici esperimenti i volumi di CO₂(g) ottenuti sono rispettivamente 48.2 e 48.5 mL. Calcolare K_p per la reazione.

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 ed avanzati numerati in rosso si trovano in Appendice G.

Problemi speciali

- Viene qui mostrato un disegno dell'apparecchio originale di Boyle.



All'inizio dell'esperimento l'altezza della colonna d'aria (A) sulla sinistra era di 30.5 cm e l'altezza del mercurio nei due rami del tubo era uguale. Aggiungendo mercurio nel ramo di destra si produce una differenza nel livello del mercurio (B) e l'aria intrappolata nella parte sinistra viene compressa in un tratto di tubo più corto (minor volume). Ad esempio, nell'illustrazione, A = 27.9 cm e B = 7.1 cm. I valori di A e B di Boyle, in centimetri, sono qui elencati:

A:	30.5	27.9	25.4	22.9	20.3
B:	0.0	7.1	15.7	25.7	38.3
A:	17.8	15.2	12.7	10.2	7.6
B:	53.8	75.4	105.6	147.6	224.6

La pressione barometrica al tempo dell'esperimento era di 739.8 mmHg. Assumendo che la lunghezza della colonna d'aria (A) sia proporzionale al volume dell'aria, mostrare che questi dati confermano ragionevolmente bene la legge di Boyle.

- Nel 1860 Stanislao Cannizzaro dimostrò che l'ipotesi di Avogadro poteva essere usata per determinare le masse atomiche di elementi in composti gassosi. Cannizzaro assunse che la massa dell'idrogeno fosse esattamente uno e che l'idrogeno esistesse come molecole H₂ di massa 2. Determinò poi il volume di H₂(g) in STP con una massa di 2 g esatti in 22.4 L. Assunse ora che 22.4 L di ogni altro gas avrebbero avuto lo stesso numero di molecole di quelle nei 22.4 L di H₂(g). (E qui entra in gioco l'ipotesi di Avogadro). Poi ragionò che il rapporto tra la massa di 22.4 L di un gas qualsiasi e la massa di 22.4 L di H₂(g) doveva essere uguale al rapporto tra i rispettivi pesi molecolari.

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.

Esercizi di auto-verifica

- Definite con parole vostre i seguenti termini o simboli: (a) sp²; (b) σ₂⁺; (c) ordine di legame; (d) legame π
- Descrivete brevemente i seguenti concetti: (a) ibridizzazione degli orbitali atomici; (b) struttura con legami σ; (c) strutture di Kekulé del benzene, C₆H₆.
- Spiegate le importanti differenze esistenti tra ciascuna coppia di termini: (a) legami σ e π; (b) elettroni localizzati e delocalizzati; (c) orbitali molecolari di legame e di antilegame.
- Una molecola nella quale l'atomo centrale usa orbitali ibridi sp² per formare legami covalenti è (a) PCl₃; (b) N₂; (c) SO₂; (d) H₂.
- Quale definizione definisce meglio l'angolo di legame in H₂Se? (a) Compresso tra 109° e 120°; (b) minore rispetto a quello in H₂S; (c) minore rispetto a quello in H₂S, ma non minore di 90°; (d) minore di 90°.
- Lo schema di ibridizzazione dell'atomo centrale include un contributo di un orbitale d in (a) I₃⁻; (b) PCl₃; (c) NO₃⁻; (d) H₂Se.
- Tra le seguenti, la specie con ordine di legame 1 è (a) H₂; (b) Li₂; (c) He₂; (d) H₂⁺.
- Lo schema di ibridizzazione di Xe in XeF₂ è (a) sp; (b) sp²; (c) sp³d; (d) sp³d².
- C₂O₂²⁻; (b) H₂CO; (c) NO₂⁻.
- Disegnare le strutture di Lewis degli ioni NO₂⁻ e NO₃⁻ e determinare quale sia la geometria più probabile di ciascuno di essi usando la teoria VSEPR. Che differenza c'è tra l'ibridizzazione di N in queste due specie?
- In quale delle seguenti specie l'atomo centrale è ibridizzato sp²? (a) BeCl₂; (b) BCl₃; (c) CCl₄; (d) NCl₃; (e) nessuna delle precedenti.
- Quale dei concetti seguenti si può usare per spiegare perché tutte le distanze e gli angoli di legame nel metano, CH₄, sono uguali? (a) risonanza; (b) delocalizzazione degli elettroni; (c) polarità dei legami; (d) elettronegatività; (e) ibridizzazione degli orbitali.
- Secondo la teoria degli orbitali molecolari, lo ione O₂²⁻ ha (a) due elettroni spaiati; (b) un ordine di legame pari a due; (c) il suo elettrone a maggior energia in un orbitale σ; (d) nessun elettrone 2s; (e) tutte le precedenti.
- Qual è l'angolo tra gli orbitali ibridi ottenuti combinando l'orbitale 2s e due orbitali 2p di un atomo? (a) 90°; (b) 120°; (c) 180°; (d) 109.5°; (e) nessuno dei precedenti.

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.

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 ad 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 ad 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** ed una **tabella degli elementi**.

Al termine del libro sono presentati anche **una selezione di costanti fisiche, di alcuni fattori di conversione, alcune utili formule geometriche e la localizzazione di dati importanti e di altre informazioni utili**.

RINGRAZIAMENTI

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*

Siamo molto grati ai nostri coautori Ralph Petrucci e Geoff Herring per la loro guida nelle ultime due edizioni. I loro commenti su diversi argomenti e sulle successive revisioni sono stati preziosi. Per preparare questa edizione, abbiamo cercato di seguire il progetto originario di Ralph per questo testo: *gli studenti imparano meglio facendo e i docenti che preferiscono un approccio diverso da quello da noi scelto devono poter modificare l'ordine dei capitoli secondo le loro necessità*. Ecco perché abbiamo aggiunto molti esempi svolti ed esercizi a fine capitolo ed ecco perché abbiamo scritto ciascun capitolo in modo da poterlo usare indipendentemente dagli altri.

Vogliamo riconoscere l'aiuto che Cathleen Sullivan, Joanne Sutherland, Lila Campbell e Dawn Hunter ci hanno dato, incoraggiandoci ed assistendoci per procedere con questa edizione.

Infine, vogliamo ringraziare le nostre famiglie, ma in particolare le nostre mogli, Kimberley Bissonnette e Colleen Jones, per la loro illimitata pazienza e il loro continuo supporto.

Le osservazioni di studenti e docenti sono lo strumento più importante per migliorare questo libro tra un'edizione e l'altra. Non esitate a scriverci per email. Le vostre osservazioni ed i vostri suggerimenti sono più che benvenuti.

CAREY BISSONNETTE
carey.bissonnette@uwaterloo.ca

JEFFREY D. MADURA
madura@duq.edu

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.