



Kotz • Treichel • Townsend • Treichel

Chimica

VII Edizione



Accedi all'ebook e ai contenuti digitali

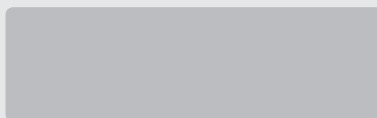
Espandi le tue risorse

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



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

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



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

Per attivare i **servizi riservati**, collegati al sito **edisesuniversita.it** e segui queste semplici istruzioni

Se sei registrato al sito

- clicca su *Accedi al materiale didattico*
- inserisci email e password
- inserisci le ultime 4 cifre del codice ISBN, riportato in basso a destra sul retro di copertina
- inserisci il tuo **codice personale** per essere reindirizzato automaticamente all'area riservata

Se non sei già registrato al sito

- clicca su *Accedi al materiale didattico*
- registrati al sito o autenticali tramite facebook
- attendi l'email di conferma per perfezionare la registrazione
- torna sul sito **edisesuniversita.it** e segui la procedura già descritta per *utenti registrati*



Ulteriori materiali e strumenti didattici sono accessibili dalla propria **area riservata** secondo la procedura indicata nel frontespizio.

Dalla sezione **materiali e servizi** della tua area riservata potrai accedere a:

- **Ebook:** versione digitale del testo in formato epub, standard dinamico che organizza il flusso di testo in base al dispositivo sul quale viene visualizzato. Fruibile mediante l'applicazione gratuita BookShelf, consente una visualizzazione ottimale su lettori e-reader, tablet, smartphone, iphone, desktop, Android, Apple e Kindle Fire.
- **Software di simulazione:** un vastissimo database di quesiti a risposta multipla per effettuare esercitazioni sull'**intero programma** o su **argomenti specifici**.
- **Tavola periodica interattiva:** tavola periodica che consente di conoscere in dettaglio le proprietà degli elementi con un clic.

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

Settima edizione

CHIMICA

John C. Kotz

State University of New York
College at Oneonta

Paul M. Treichel

University of Wisconsin–Madison

John R. Townsend

West Chester University of Pennsylvania

David A. Treichel

Nebraska Wesleyan University



Titolo originale:
Chemistry & Chemical Reactivity, Tenth Edition
John C. Kotz, Paul M. Treichel, John R. Townsend,
and David A. Treichel
Copyright © 2019, 2015, Cengage Learning

CHIMICA
VII Edizione
Copyright © 2021, EdiSES edizioni S.r.l. – Napoli

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

9	8	7	6	5	4	3	2	1	0
2025	2024	2023	2022	2021					

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

L'Editore

Fotocomposizione: ProMedia Studio di A. Leano

Stampato presso la
Tipografia Sograte S.r.l. – Zona Ind. Regnano – Città di Castello (PG)

per conto della
EdiSES edizioni S.r.l. – Piazza Dante Alighieri, 89 – Napoli

www.edisesuniversita.it
assistenza.edises.it

ISBN 978 88 3623 051 8

I curatori, l'editore e tutti coloro in qualche modo coinvolti nella preparazione o pubblicazione di quest'opera hanno posto il massimo impegno per garantire che le informazioni ivi contenute siano corrette, compatibilmente con le conoscenze disponibili al momento della stampa; essi, tuttavia, non possono essere ritenuti responsabili dei risultati dell'utilizzo di tali informazioni e restano a disposizione per integrare la citazione delle fonti, qualora incompleta o imprecisa.

Realizzare un libro è un'operazione complessa e, nonostante la cura e l'attenzione poste dagli autori e da tutti gli addetti coinvolti nella lavorazione dei testi, l'esperienza ci insegna che è praticamente impossibile pubblicare un volume privo di imprecisioni. Saremo grati ai lettori che vorranno inviarci le loro segnalazioni e/o suggerimenti migliorativi su assistenza.edises.it

Autori

Paola Bergamini

Università degli Studi di Ferrara

Mauro Botta

Università degli Studi del Piemonte Orientale

Sergio Brutti

Università degli Studi di Roma La Sapienza

Mauro Carcelli

Università degli Studi di Parma

Guido De Guidi

Università degli Studi di Catania

Giuliana Drava

Università degli Studi di Genova

Guido Ennas

Università degli Studi di Cagliari

Tiziana Fiore

Università degli Studi di Palermo

Maria Assunta Girasolo

Università degli Studi di Palermo

Giuseppe Grasso

Università degli Studi di Catania

Lucrezia Lamastra

Università Cattolica del Sacro Cuore, Piacenza

Gemma Leone

Università degli Studi di Siena

Agnese Magnani

Università degli Studi di Siena

Alessandra Molinari

Università degli Studi di Ferrara

Enrico Monzani

Università degli Studi di Pavia

Lorenza Operti

Università degli Studi di Torino

Silvia Panzavolta

Università degli Studi di Bologna

Christian Silvio Pomelli

Università degli Studi di Pisa

Carlo Punta

Politecnico di Milano

Francesco Ruffo

Università degli Studi di Napoli Federico II

Oreste Tarallo

Università degli Studi di Napoli Federico II

Enzo Terreno

Università degli Studi di Torino

Alla precedente edizione hanno collaborato:

Gianantonio Battistuzzi, Laura Carbonaro, Cecilia Coletti, Valeria Costantino,

Maria Pia Donzello, Antonio Famulari, Lucilla Favero, Pio Iannelli †,

Giaime Marongiu, Nazzareno Re

Sommario

SEZIONE UNO GLI STRUMENTI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

- 1 I concetti alla base della chimica 1
Riesaminiamo: Gli strumenti della chimica quantitativa 28
- 2 Atomi, molecole e ioni 58
- 3 Le reazioni chimiche 122
- 4 La stechiometria: informazioni quantitative sulle reazioni chimiche 172
- 5 Principi di reattività chimica: l'energia e le reazioni chimiche 228

SEZIONE DUE ATOMI E MOLECOLE

- 6 La struttura degli atomi 276
- 7 La struttura degli atomi e gli andamenti periodici 310
- 8 Legame e struttura molecolare 350
- 9 Legame e struttura molecolare: ibridazione di orbitali e orbitali molecolari 412

SEZIONE TRE STATI DELLA MATERIA

- 10 I gas e le loro proprietà 450
- 11 Le forze intermolecolari e i liquidi 490
- 12 Lo stato solido 526
- 13 Le soluzioni e il loro comportamento 564

SEZIONE QUATTRO IL CONTROLLO DELLE REAZIONI CHIMICHE

- 14 Cinetica chimica: la velocità delle reazioni chimiche 608
- 15 Principi di reattività chimica: gli equilibri chimici 670
- 16 Principi di reattività chimica: la chimica degli acidi e delle basi 708
- 17 Principi di reattività chimica: altri aspetti degli equilibri in fase acquosa 760

- 18 Principi di reattività chimica: entropia ed energia libera 814
- 19 Principi di reattività chimica: le reazioni a trasferimento di elettroni 858

SEZIONE CINQUE ARGOMENTI SPECIALI

- 20 La chimica nucleare 916

- 21 Il carbonio: un elemento fuori dal comune



Appendici

- A Uso dei logaritmi e soluzione dell'equazione quadratica A-2
- B Alcuni importanti concetti di fisica A-6
- C Abbreviazioni e fattori di conversione utili A-9
- D Costanti fisiche A-13
- E Nomenclatura dei composti organici A-15
- F Valori dell'energia di ionizzazione e dell'entalpia di acquisizione elettronica degli elementi A-18
- G Pressione di vapore dell'acqua al variare della temperatura A-19
- H Costanti di ionizzazione di acidi deboli a 25 °C A-20
- I Costanti di ionizzazione di basi deboli a 25 °C A-22
- J Costanti del prodotto di solubilità di alcuni composti inorganici a 25 °C A-23
- K Costanti di formazione di alcuni ioni complessi in soluzione acquosa a 25 °C A-24
- L Una selezione dei valori termodinamici | A-25
- M Potenziali standard di riduzione in soluzione acquosa a 25 °C A-32
- N Risposte alle Domande di verifica e delle sezioni Verifica dell'apprendimento e Applicazione di principi chimici | A-36

Indice e Glossario I-1

Indice generale

Prefazione xviii

SEZIONE UNO GLI STRUMENTI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

1

I concetti alla base della chimica xxviii

- 1.1 **La chimica e i suoi metodi** 1
 - Un mistero scientifico: Ötzi, l'uomo del ghiaccio 1
 - La chimica e le trasformazioni 2
 - Ipotesi, leggi e teorie 3
 - Gli obiettivi della scienza 4
 - Dubbi e integrità nella scienza 4
- 1.2 **Sviluppo sostenibile e chimica verde** 5
- 1.3 **Classificazione della materia** 6
 - Gli stati di aggregazione della materia e la teoria cinetico-molecolare 6
 - La materia a livello macroscopico e particellare 7
 - Le sostanze pure 7
 - Miscela omogenee ed eterogenee 8
- 1.4 **Gli elementi** 9
- 1.5 **I composti** 10
- 1.6 **Le proprietà fisiche** 12
 - Le proprietà estensive e intensive 14
- 1.7 **Le trasformazioni fisiche e chimiche** 15
- 1.8 **L'energia: alcuni principi di base** 17
 - Conservazione dell'energia 18
 - APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 1.1:
La CO₂ negli oceani 19
 - RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 20
 - EQUAZIONI CHIAVE 21
 - DOMANDE DI VERIFICA 21

Riesaminiamo: Gli strumenti della chimica quantitativa 28

- 1 **Le unità di misura** 29
 - Le scale per misurare la temperatura 29
 - Lunghezza, volume e massa 31
 - Unità di misura dell'energia 33
 - Approfondimento: Energia e cibo** 34
- 2 **Le misure: precisione, accuratezza, errore sperimentale e deviazione standard** 34
 - L'errore sperimentale 35
 - La deviazione standard 36
- 3 **La matematica e la chimica** 37
 - La notazione esponenziale o scientifica 37
 - Le cifre significative 38
- 4 **La risoluzione dei problemi mediante l'analisi dimensionale** 43
- 5 **I grafici** 44
- 6 **La risoluzione dei problemi e aritmetica applicata alla chimica** 45
 - APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 1:
Senza carburante! 47
 - APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 2:
Pareggi nelle gare di nuoto e cifre significative 48
 - RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 49
 - EQUAZIONI FONDAMENTALI 49
 - DOMANDE DI VERIFICA 50

2

Atomi, molecole e ioni 58

- 2.1 **La struttura atomica, il numero atomico e la massa atomica** 59
 - La struttura atomica 59
 - Il numero atomico 60
 - La massa atomica relativa 60
 - Il numero di massa 60

2.2	Gli isotopi e il peso atomico	62
	Determinazione della massa atomica e dell'abbondanza isotopica	62
	Il peso atomico	63
	Esperimenti chiave: Come conosciamo la natura dell'atomo e i suoi componenti?	66
2.3	La tavola periodica	68
	Le caratteristiche della tavola periodica	68
	Un breve sguardo alla tavola periodica e agli elementi chimici	69
	Approfondimento: Mendeleev e la tavola periodica	70
2.4	Le molecole, i composti e le formule	74
	Le formule	75
	I modelli molecolari	75
	Nomenclatura dei composti molecolari	76
2.5	I composti ionici: formule, nomenclatura e proprietà	77
	Gli ioni	78
	Le formule dei composti ionici	81
	I nomi degli ioni	83
	Le proprietà dei composti ionici	84
	Approfondimento: Composti ionici idrati	85
2.6	Gli atomi, le molecole e la mole	86
	Approfondimento: Amedeo Avogadro e il suo numero	87
	Gli atomi e la massa molare	87
	Le molecole, i composti e la massa molare	89
	Approfondimento: La mole, un'unità di misura	90
2.7	Analisi chimica: determinazione delle formule dei composti	93
	La composizione percentuale	93
	Le formule empiriche e le formule molecolari dalla composizione percentuale	94
	La determinazione della formula dai valori delle masse atomiche	97
2.8	Analisi strumentale: determinazione delle formule dei composti	99
	La determinazione della formula mediante la spettroscopia di massa	99
	Massa molare e isotopi in spettrometria di massa	100
	APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 2.1: Utilizzare gli isotopi: Ötzi, l'uomo venuto dal ghiaccio delle Alpi	102
	APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 2.2: Arsenico, medicina e la formula del composto 606	103
	APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 2.3:	

L'argon, una scoperta stupefacente	103
RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO	104
EQUAZIONI CHIAVE	106
DOMANDE DI VERIFICA	106

3

Le reazioni chimiche 122

3.1	Introduzione alle equazioni chimiche	123
	Approfondimento: Antoine Laurent Lavoisier, 1743–1794	124
3.2	Bilanciamento delle equazioni chimiche	125
3.3	Introduzione all'equilibrio chimico	128
3.4	Soluzioni acquose	131
	Ioni e molecole in soluzione acquosa	131
	Solubilità dei composti ionici in acqua	133
3.5	Reazioni di precipitazione	135
	Equazioni ioniche nette	137
3.6	Acidi e basi	139
	Acidi e basi: la definizione di Arrhenius	140
	Approfondimento: Nomenclatura degli acidi comuni	141
	Acidi e basi: la definizione di Brønsted-Lowry	142
	Reazioni degli acidi e delle basi	144
	Approfondimento: Acido solforico	145
	Ossidi dei metalli e dei non metalli	146
3.7	Reazioni che sviluppano gas	147
3.8	Reazioni di ossido-riduzione	149
	Reazioni di ossido-riduzione e trasferimento di elettroni	150
	Numeri di ossidazione	151
	Riconoscimento delle reazioni di ossido-riduzione	153
	Approfondimento: I numeri di ossidazione sono "reali"?	153
3.9	Classificazione delle reazioni in soluzione acquosa	155
	Approfondimento: Una classificazione alternativa delle reazioni chimiche	156
	APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 3.1: Superconduttori	158
	APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 3.2: Sequestrare l'anidride carbonica	159
	APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 3.3: Fumarole nere e vulcani	159
	RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO	160
	DOMANDE DI VERIFICA	162

- 4.1 Rapporto tra le masse nelle reazioni chimiche: stechiometria** 173
- 4.2 Reazioni nelle quali un reagente è presente in difetto** 177
Un calcolo stechiometrico con un reagente limitante 177
- 4.3 Resa percentuale** 180
- 4.4 Equazioni chimiche e analisi chimiche** 183
Analisi quantitativa di una miscela 183
Determinazione della formula di un composto dai prodotti della sua combustione 185
- 4.5 Misura delle concentrazioni dei composti in soluzione** 188
Concentrazione delle soluzioni: molarità 188
Preparazione di soluzioni a concentrazione nota 191
Approfondimento: Diluizioni successive 193
- 4.6 pH, una scala per la misura della concentrazione degli acidi e delle basi** 194
- 4.7 Stechiometria delle reazioni in soluzione acquosa – Aspetti fondamentali** 196
- 4.8 Stechiometria delle reazioni in soluzione acquosa – Titolazioni** 198
La titolazione: un metodo di analisi chimica 198
Standardizzazione di un acido o di una base 200
Determinazione della massa molare per titolazione 201
Titolazione con una reazione di ossido-riduzione 202
- 4.9 Spettrofotometria** 203
Trasmittanza, assorbanza e la legge di Lambert-Beer 204
Analisi spettrofotometrica 205
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 4.1: Chimica verde ed economia degli atomi 207
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 4.2: Chimica forense: titolazioni e adulterazione delle sostanze alimentari 208
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 4.3: Quanto sale è contenuto nell'acqua marina? 209
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 4.4: L'uomo di Marte 209
RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 210
EQUAZIONI CHIAVE 211
DOMANDE DI VERIFICA 212

- 5.1 Energia: alcuni principi fondamentali** 229
Sistemi e ambienti 230
Direzionalità ed entità del trasferimento di calore: equilibrio termico 230
- 5.2 Capacità termica specifica: riscaldamento e raffreddamento** 231
Approfondimento: Cos'è il calore? 233
Aspetti quantitativi dell'energia trasferita come calore 234
- 5.3 Energia e cambiamenti di stato** 236
- 5.4 La prima legge della termodinamica** 240
Approfondimento: Lavoro $P-V$ 242
Entalpia 242
Funzioni di stato 244
- 5.5 Variazioni di entalpia nelle reazioni chimiche** 245
- 5.6 Calorimetria** 247
Calorimetria a pressione costante, misura del ΔH 247
Calorimetria a volume costante, misura del ΔU 249
- 5.7 Calcoli di entalpia** 251
Legge di Hess 251
Diagrammi dei livelli di energia 252
Entalpie standard di formazione 254
Variazioni di entalpia di una reazione 255
Approfondimento: Legge di Hess e l'Equazione 5.6 256
- 5.8 Reazioni che favoriscono la formazione dei prodotti o dei reagenti e la termodinamica** 257
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 5.1: Polvere da sparo 258
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 5.2: La controversia dei carburanti: alcol e benzina 259
RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 260
EQUAZIONI CHIAVE 261
DOMANDE DI VERIFICA 262

6

La struttura degli atomi 276

- 6.1 La radiazione elettromagnetica 277
- 6.2 Quantizzazione: Planck, Einstein, energia e fotoni 279
L'equazione di Planck 279
Einstein e l'effetto fotoelettrico 281
- 6.3 Gli spettri di emissione a righe degli atomi e Niels Bohr 283
Il modello di Bohr dell'atomo di idrogeno 284
La teoria di Bohr e gli spettri degli atomi eccitati 287
- 6.4 Dualismo onda-particella: preludio alla meccanica quantistica 289
- 6.5 La visione moderna della struttura elettronica: meccanica ondulatoria o quantistica 291
I numeri quantici e gli orbitali 292
Livelli e sottolivelli 293
- 6.6 La forma degli orbitali atomici 294
Orbitali s 295
Orbitali p 296
Orbitali d 297
Orbitali f 297
- 6.7 Un'ulteriore proprietà dell'elettrone: lo spin elettronico 297
Approfondimento: Ulteriori considerazioni sulla forma degli orbitali e delle funzioni d'onda dell'atomo di idrogeno 298
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 6.1: Scottature, creme solari e radiazioni ultraviolette 299
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 6.2: Che cosa genera i colori nei fuochi d'artificio? 299
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 6.3: La chimica del Sole 300
RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 301
EQUAZIONI CHIAVE 302
DOMANDE DI VERIFICA 302

7

La struttura degli atomi e gli andamenti periodici 310

- 7.1 Il principio di esclusione di Pauli 311
- 7.2 Le energie dei sottolivelli dell'atomo e l'assegnazione degli elettroni 313
Ordine delle energie dei sottolivelli e regole per l'assegnazione 313

La carica nucleare efficace, Z^* 314

7.3 Le configurazioni elettroniche degli atomi 315

Configurazione elettronica degli elementi dei gruppi principali 317
Gli elementi del terzo periodo 319
Configurazione elettronica degli elementi di transizione 321

Approfondimento: Energie degli orbitali, Z^* e configurazioni elettroniche 322

7.4 Le configurazioni elettroniche degli ioni 324

Anioni e cationi 324

Approfondimento: Domande riguardanti la configurazione elettronica degli elementi di transizione 324

Diamagnetismo e paramagnetismo 325

Approfondimento: Paramagnetismo e ferromagnetismo 327

7.5 Proprietà atomiche e andamenti periodici 328

La dimensione degli atomi 328
L'energia di ionizzazione 330
Entalpia di acquisizione elettronica e affinità elettronica 332

Approfondimento: La spettroscopia fotoelettronica 333

Le dimensioni degli ioni 335

7.6 Andamenti periodici e proprietà chimiche 337

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 7.1: Gli elementi delle terre rare non sono così rari 338
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 7.2: I metalli in biochimica e in medicina 339
RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 339
DOMANDE DI VERIFICA 340

8

Legame e struttura molecolare 350

8.1 Formazione del legame chimico e simboli a punti di Lewis 351

Elettroni di valenza e strutture di Lewis per gli atomi 353

8.2 Legame covalente e strutture di Lewis 354

Disegnare le strutture di Lewis 355
Prevedere le strutture di Lewis 360

8.3 Cariche atomiche formali in molecole e ioni covalenti 363

Carica formale e numero di ossidazione 364

8.4 Risonanza 365

Approfondimento: Risonanza 367

- 8.5 Eccezioni alla regola dell'ottetto** 369
Composti nei quali un atomo ha meno di otto elettroni di valenza 369
Composti nei quali un atomo ha più di otto elettroni di valenza 369
Approfondimento: Una controversia scientifica – Ci sono doppi legami negli ioni solfato e fosfato? 370
Approfondimento: Molecole con un numero dispari di elettroni 372
Struttura e legame in molecole ipervalenti 372
- 8.6 Forma delle molecole** 373
Atomi centrali circondati solo da coppie di legame 374
Atomi centrali circondati da coppie di legame e coppie solitarie 375
Legami multipli e geometria molecolare 378
- 8.7 Polarità di legame ed elettronegatività** 379
Distribuzione di carica: combinare la carica formale e l'elettronegatività 381
- 8.8 Polarità del legame e polarità della molecola** 384
Approfondimento: Misurare la polarità delle molecole 384
Approfondimento: Visualizzare la distribuzione di carica e la polarità molecolare – Superfici del potenziale elettrostatico e cariche parziali 387
- 8.9 Proprietà del legame: ordine, lunghezza ed entalpia di dissociazione** 389
Ordine di legame 389
Lunghezza di legame 390
Entalpia di dissociazione di legame 391
- 8.10 DNA, un riesame** 395
Approfondimento: DNA – Watson, Crick e Franklin 396
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 8.1: Ibuprofene, uno studio di chimica verde 397
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 8.2: Il triangolo di Van Arkel e il legame 397
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 8.3: Linus Pauling e l'elettronegatività 398
RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 399
EQUAZIONI CHIAVE 401
DOMANDE DI VERIFICA 401

9

Legame e struttura molecolare: ibridazione di orbitali e orbitali molecolari 412

- 9.1 Teoria del legame di valenza** 413
Il legame come sovrapposizione di orbitali atomici 413
Ibridazione degli orbitali atomici s e p 415
Orbitali ibridi in molecole o ioni con geometria delle coppie elettroniche di tipo trigonale-planare e lineare 418
La teoria del legame di valenza e i legami multipli 421
Benzene: un caso speciale di legame π 425
Ibridazione: un riepilogo 426
- 9.2 Teoria degli orbitali molecolari** 427
I principi della teoria degli orbitali molecolari 427
Le configurazioni elettroniche di molecole biatomiche eteronucleari 434
La risonanza e la teoria MO 434
Orbitali molecolari nei composti formati dagli elementi del blocco p 434
- 9.3 Teorie del legame chimico: un riepilogo** 436
Legami a tre centri in HF_2^- , B_2H_6 e SF_6 437
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 9.1: Studiare le molecole con la spettroscopia fotoelettronica 438
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 9.2: Chimica verde, coloranti sicuri e orbitali molecolari 439
RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 440
EQUAZIONI CHIAVE 440
DOMANDE DI VERIFICA 440

SEZIONE TRE STATI DELLA MATERIA

10

I gas e le loro proprietà 450

- 10.1 Modellizzare uno stato della materia: i gas e la pressione** 451
Approfondimento: Misurare la pressione di un gas 452
- 10.2 Le leggi dei gas: le basi sperimentali** 453
La legge di Boyle: la comprimibilità dei gas 453
L'effetto della temperatura sul volume dei gas: la legge di Charles 455
Combinare la legge di Boyle e la legge di Charles: la legge generale dei gas 457
L'ipotesi di Avogadro 458

Approfondimento: Gli studi sui gas: Robert Boyle e Jacques Charles 459

- 10.3 **La legge del gas ideale** 460
 - La densità dei gas 461
 - Calcolo della massa molare di un gas dati P , V e T 462
- 10.4 **Le leggi dei gas e le reazioni chimiche** 464
- 10.5 **Miscele di gas e pressioni parziali** 465
- 10.6 **La teoria cinetico-molecolare dei gas** 468
 - Velocità molecolare ed energia cinetica 468
 - Teoria cinetico-molecolare e leggi dei gas 471
- 10.7 **Diffusione ed effusione** 471

Approfondimento: La scienza delle superfici e la necessità di sistemi per vuoto ultra-alto (Ultra High Vacuum) 474
- 10.8 **Comportamento non ideale dei gas** 474
 - APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 10.1: L'atmosfera e il malessere da altitudine 476
 - APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 10.2: Il dirigibile Goodyear 477
 - APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 10.3: La chimica degli airbag 477
 - RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 478
 - EQUAZIONI CHIAVE 479
 - DOMANDE DI VERIFICA 480

11 Le forze intermolecolari e i liquidi 490

- 11.1 **Stati della materia e forze intermolecolari** 491
- 11.2 **Interazioni tra ioni e molecole con un dipolo permanente** 492

Approfondimento: Sali idrati: un risultato del legame ione-dipolo 494
- 11.3 **Interazioni tra molecole con un dipolo permanente** 495
 - Forze dipolo-dipolo 495
 - Legami idrogeno 497
 - Il legame idrogeno e le straordinarie proprietà dell'acqua 499
 - Approfondimento:** Il legame idrogeno in biochimica 500
- 11.4 **Forze intermolecolari che coinvolgono molecole non polari** 501
 - Forze dipolo/dipolo indotto: forze di Debye 501
 - Forze dipolo indotto/dipolo indotto: forze di dispersione di London 502
- 11.5 **Riepilogo delle forze intermolecolari di van der Waals** 504

Approfondimento: I gechi possono arrampicarsi sui muri 505

- 11.6 **Proprietà dei liquidi** 506
 - La vaporizzazione e la condensazione 507
 - Pressione di vapore 510
 - Pressione di vapore, entalpia di evaporazione ed equazione di Clausius-Clapeyron 512
 - Punto di ebollizione 513
 - Temperatura e pressione critiche 513
 - Tensione superficiale, azione capillare e viscosità 514
 - APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 11.1: Cromatografia 515
 - APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 11.2: Una catastrofe negli alimenti per animali 516
 - RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 517
 - EQUAZIONI CHIAVE 518
 - DOMANDE DI VERIFICA 518

12 Lo stato solido 526

- 12.1 **Reticoli cristallini e celle elementari** 527
 - Celle cubiche 529
 - Approfondimento:** Impaccamento delle arance, delle biglie e degli atomi 533
- 12.2 **Strutture e formule dei solidi ionici** 534
- 12.3 **Il legame nei composti ionici: energia reticolare** 537
 - Calcolo dell'entalpia reticolare da dati termodinamici 539
- 12.4 **Il legame nei metalli e nei semiconduttori** 540
 - Il legame nei metalli: il modello del mare di elettroni 540
 - Il legame nei metalli: la teoria delle bande 541
 - I semiconduttori 542
- 12.5 **Altri tipi di materiali solidi** 544
 - Solidi molecolari 544
 - Solidi reticolari 545
 - Solidi amorfi 546
 - Le leghe: miscele di metalli 547
- 12.6 **Cambiamenti di fase** 549
 - Fusione: la conversione da solido a liquido 549
 - Sublimazione: conversione di un solido in vapore 551
 - Diagrammi di fase 551
 - APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 12.1: Litio e automobili "green" 553

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 12.2:
Nanotubi e grafene: i solidi reticolari del
momento 554
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 12.3:
La malattia dello stagno 555
RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 556
DOMANDE DI VERIFICA 557

13 Le soluzioni e il loro comportamento 564

- 13.1 Le unità di misura della concentrazione 565
13.2 Il processo di dissoluzione 568
Approfondimento: Solubilizzazione di liquidi in liquidi 569
Soluzioni soprassature 569
Solubilizzazione di solidi in acqua 570
Entalpia di soluzione 570
Entalpia di soluzione: dati termodinamici 573
13.3 I fattori che influenzano la solubilità: pressione e temperatura 574
Soluzioni di gas in liquidi: la legge di Henry 574
Effetto della temperatura sulla solubilità:
il principio di Le Chatelier 576
13.4 Le proprietà colligative 577
Variazione della pressione di vapore: legge di Raoult 577
Approfondimento: Crescita di cristalli 578
Innalzamento del punto di ebollizione 579
Abbassamento del punto di congelamento 581
Approfondimento: L'indurimento degli alberi 582
Pressione osmotica 584
Approfondimento: Osmosi inversa per ottenere acqua pura 585
Approfondimento: Osmosi e medicina 587
Proprietà colligative e determinazione della massa molare 588
Proprietà colligative delle soluzioni contenenti ioni 589
13.5 I colloidali 591
Tipi di colloidali 593
I tensioattivi 594
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 13.1:
La distillazione 595
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 13.2:
Rilasci esplosivi di gas nei laghi e legge di Henry 596
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 13.3:
Narcosi e malattia da decompressione 597

RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 598
EQUAZIONI CHIAVE 599
DOMANDE DI VERIFICA 600

SEZIONE QUATTRO IL CONTROLLO DELLE REAZIONI CHIMICHE

14 Cinetica chimica: la velocità delle reazioni chimiche 608

- 14.1 La velocità delle reazioni chimiche 609
Calcolo della velocità 610
Velocità relative e stechiometria 612
14.2 Condizioni di reazione e velocità 614
14.3 Effetto della concentrazione sulla velocità di reazione 616
Le equazioni cinetiche 616
L'ordine di reazione 617
La costante di velocità, k 617
Determinazione dell'equazione cinetica 618
14.4 Relazione tra concentrazione e tempo: leggi cinetiche integrate 622
Reazioni del primo ordine 622
Reazioni del secondo ordine 624
Reazioni di ordine zero 625
Metodi grafici per la determinazione dell'ordine di reazione e della costante di velocità 626
Tempo di dimezzamento e reazioni del primo ordine 626
14.5 Le velocità di reazione dal punto di vista microscopico 630
Approfondimento: Teoria delle collisioni: effetto della concentrazione sulla velocità di reazione 631
Leggi cinetiche, costanti di velocità e stechiometria delle reazioni 631
Teoria delle collisioni: energia di attivazione 632
Approfondimento: Orientamento molecolare e diagrammi delle coordinate di reazione 633
Teoria delle collisioni: energia di attivazione e temperatura 634
Teoria delle collisioni: effetto dell'orientazione molecolare sulla velocità di reazione 635
L'equazione di Arrhenius 635
14.6 I catalizzatori 638
Effetto dei catalizzatori sulla velocità di reazione 638
Approfondimento: Relazione fra cinetica, catalisi ed energia di legame 638
Enzimi 641

- 14.7 Meccanismi di reazione** 642
Molecolarità degli stadi elementari 644
Equazioni cinetiche per gli stadi elementari 644
Approfondimento: Reazioni organiche di sostituzione bimolecolare 645
Meccanismi di reazione ed equazioni cinetiche 646
Meccanismi di reazione che coinvolgono uno stadio di equilibrio 649
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 14.1:
Enzimi: catalizzatori naturali 652
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 14.2:
Cinetica e meccanismi: un mistero risolto dopo 70 anni 653
RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 654
EQUAZIONI CHIAVE 655
DOMANDE DI VERIFICA 656

15 Principi di reattività chimica: gli equilibri chimici 670

- 15.1 L'equilibrio chimico: un riesame** 671
15.2 La costante di equilibrio e il quoziente di reazione 672
Scrivere le espressioni della costante di equilibrio 674
Approfondimento: Attività e unità di misura di K 675
Approfondimento: Espressione della costante di equilibrio per i gas— K_c e K_p 676
L'entità della costante di equilibrio, K 677
Il quoziente di reazione, Q 677
15.3 Calcolo della costante di equilibrio 680
15.4 Uso della costante di equilibrio 682
Procedura di calcolo nel caso di espressioni quadratiche 683
15.5 Approfondimenti sulle equazioni bilanciate e le costanti di equilibrio 687
Usare coefficienti stechiometrici diversi 687
Invertire un'equazione chimica 687
Sommare due equazioni chimiche 688
15.6 Perturbare un equilibrio chimico 690
Effetto dell'aggiunta o della rimozione di un reagente o di un prodotto 690
Effetto delle variazioni di volume sugli equilibri in fase gassosa 692
Effetto delle variazioni di temperatura sulla composizione di un equilibrio 693
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 15.1:
Applicazione dei concetti dell'equilibrio—il processo Haber-Bosch 695

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 15.2:
Carbonio trivalente 696
RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 696
EQUAZIONI CHIAVE 697
DOMANDE DI VERIFICA 698

16 Principi di reattività chimica: la chimica degli acidi e delle basi 708

- 16.1 Il concetto di acido e base secondo Brønsted-Lowry** 709
Coppie coniugate acido-base 711
16.2 L'acqua e la scala di pH 712
Autoionizzazione dell'acqua e costante di ionizzazione dell'acqua, K_w 712
La scala di pH 714
16.3 Costanti di equilibrio per acidi e basi 715
Valori di K_a e K_b per acidi poliprotici 719
Scala logaritmica di forza acida relativa, pK_a 719
Correlare le costanti di ionizzazione di un acido e della sua base coniugata 720
16.4 Proprietà acido-base dei sali 720
16.5 Prevedere la direzione di una reazione acido-base 722
16.6 Tipi di reazioni acido-base 725
La reazione tra un acido forte e una base forte 725
La reazione tra un acido debole e una base forte 726
La reazione tra un acido forte e una base debole 726
La reazione tra un acido debole e una base debole 726
16.7 Calcoli con costanti di equilibrio 727
Determinazione di K da concentrazioni iniziali e misure di pH 727
Qual è il pH di una soluzione acquosa di un acido o di una base debole? 729
16.8 Acidi e basi poliprotici 735
16.9 Struttura molecolare, legami e comportamento acido-base 737
Forza acida degli alogenuri di idrogeno, HX 737
Confronto tra ossiacidi: HNO_2 e HNO_3 738
Perché gli acidi carbossilici sono acidi di Brønsted? 740
Approfondimento: Forza degli acidi e struttura molecolare 741

Perché i cationi idrati metallici sono acidi di Brønsted? 741

Perché gli anioni sono basi di Brønsted? 742

16.10 Il concetto di acido e base secondo Lewis 742

Composti di coordinazione cationici 743

Acidi di Lewis molecolari 745

Basi di Lewis molecolari 745

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 16.1:

Ti piacerebbe un po' di succo di belladonna nella tua bevanda? 746

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 16.2:

L'effetto livellante, solventi non acquosi e superacidi 746

RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 747

EQUAZIONI CHIAVE 748

DOMANDE DI VERIFICA 749

17 Principi di reattività chimica: altri aspetti degli equilibri in fase acquosa 760

17.1 L'effetto dello ione comune 761

17.2 Controllo del pH: soluzioni tampone 763

Espressioni generali per le soluzioni tampone 766

Preparazione di soluzioni tampone 768

Come controlla il pH una soluzione tampone? 770

17.3 Titolazioni acido-base 772

Titolazione di un acido forte con una base forte 772

Titolazione di un acido debole con una base forte 774

Titolazione di acidi deboli poliprotici 777

Titolazione di una base debole con un acido forte 778

Indicatori di pH 780

17.4 Solubilità dei sali 782

La costante del prodotto di solubilità, K_{ps} 783

Relazione tra solubilità e K_{ps} 784

Approfondimento: Minerali e gemme – L'importanza della solubilità 787

Solubilità ed effetto dello ione comune 788

Approfondimento: Calcoli di solubilità 789

L'effetto di anioni basici sulla solubilità di un sale 790

17.5 Reazioni di precipitazione 792

K_{ps} e il quoziente di reazione, Q 792

K_{ps} , il quoziente di reazione e le reazioni di precipitazione 794

17.6 Equilibri che coinvolgono ioni complessi 796

Solubilità e ioni complessi 797

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 17.1:

Tutto quello che luccica . . . 799

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 17.2:

Fare un respiro profondo 800

RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 801

EQUAZIONI CHIAVE 802

DOMANDE DI VERIFICA 803

18 Principi di reattività chimica: entropia ed energia libera 814

18.1 Spontaneità e dispersione dell'energia: entropia 815

18.2 Entropia: comprensione a livello microscopico 817

Dispersione di energia 817

Approfondimento: Processi reversibili e irreversibili 818

Dispersione della materia: un riesame della dispersione dell'energia 820

Un riepilogo su entropia, variazioni di entropia e dispersione di energia 821

18.3 Misura e valori dell'entropia 821

Valori dell'entropia standard, S° 822

Calcolo delle variazioni di entropia nei processi fisici e chimici 824

18.4 Variazioni di entropia e spontaneità 825

Approfondimento: Entropia e spontaneità? 827

Spontaneo o no? 828

Come ΔS° (universo) dipende dalla temperatura 829

18.5 Energia libera di Gibbs 830

Variazione in energia libera di Gibbs, ΔG 830

Energia libera di Gibbs, spontaneità ed equilibrio chimico 830

Riepilogando: energia libera di Gibbs ($\Delta_r G$ e $\Delta_r G^\circ$), quoziente di reazione (Q), costante di equilibrio (K) e previsione sull'andamento della reazione 832

Che cos'è l'energia "libera"? 833

18.6 Calcolo e uso delle energie libere standard, $\Delta_r G^\circ$ 833

Energia libera di formazione standard 833

Calcolo della variazione dell'energia libera per una reazione in condizioni standard $\Delta_r G^\circ$ 833

Energia libera e temperatura 835

Come usare la relazione tra $\Delta_r G^\circ$ e K 838

Calcolare la variazione di energia libera che accompagna una reazione ($\Delta_r G$) usando $\Delta_r G^\circ$ e il quoziente di reazione Q 839

18.7 La relazione fra cinetica e termodinamica 841

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 18.1

La termodinamica e gli organismi viventi 843

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 18.2

Un diamante è per sempre? 844

18.1 La termodinamica e gli organismi viventi 843

18.2 Un diamante è per sempre? 844

RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 845

EQUAZIONI CHIAVE 846

DOMANDE DI VERIFICA 847

19

Principi di reattività chimica: le reazioni a trasferimento di elettroni 858

19.1 Reazioni di ossido-riduzione 859

Bilanciamento delle equazioni di ossido-riduzione 860

19.2 Celle voltaiche semplici 866

Celle voltaiche con elettrodi inerti 869

Convenzioni usate per le celle elettrochimiche 870

19.3 Celle voltaiche in commercio 871

Batterie primarie: pile a secco e batterie alcaline 872

Batterie secondarie o ricaricabili 873

Celle a combustibile 875

19.4 Potenziali elettrochimici standard 876

Forza elettromotrice 876

Approfondimento: Come misurare i potenziali standard 877

Fem, potenziale di cella e voltaggio 877

Potenziali di riduzione standard 878

Tabella dei potenziali di riduzione standard 880

Come usare la tabella dei potenziali di riduzione standard 880

Approfondimento: Un mal di denti elettrochimico 883

19.5 Celle elettrochimiche in condizioni non standard 885

L'equazione di Nernst 885

19.6 Elettrochimica e termodinamica 889

Lavoro ed energia libera 889

E° e costante di equilibrio 890

19.7 Elettrolisi: reazioni chimiche mediante energia elettrica 892

Elettrolisi di sali fusi 893

Elettrolisi di soluzioni acquose 894

Approfondimento: L'elettrochimica e Michael Faraday 895

19.8 Conteggio degli elettroni 897

19.9 Corrosione: reazioni redox nell'ambiente 899

Corrosione: un processo elettrochimico 899

Protezione delle superfici metalliche dalla corrosione 901

APPLICAZIONE DEI PRINCIPI CHIMICI 19.1:

Batterie elettriche contro motori a combustione 902

APPLICAZIONE DEI PRINCIPI CHIMICI 19.2:

Sacrificio 902

RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 903

EQUAZIONI CHIAVE 904

DOMANDE DI VERIFICA 905

SEZIONE CINQUE ARGOMENTI SPECIALI

20

La chimica nucleare 916

20.1 La radioattività naturale 917

20.2 Reazioni nucleari e decadimento radioattivo 918

Equazioni delle reazioni nucleari 918

Serie di decadimento radioattivo 919

Altri tipi di decadimento radioattivo 922

20.3 Stabilità dei nuclei atomici 923

La banda di stabilità e il decadimento radioattivo 925

L'energia di legame nucleare 926

20.4 Velocità di decadimento radioattivo 928

Tempo di dimezzamento (emivita) 929

Cinetica del decadimento nucleare 930

La datazione al radiocarbonio 932

20.5 Reazioni nucleari artificiali 934

Approfondimento: La ricerca di nuovi elementi 936

20.6 Processi di fissione e fusione nucleare 937

20.7 Salute e sicurezza con l'utilizzo delle radiazioni 940

Le unità di misura delle radiazioni 940

Radiazioni: dosi ed effetti 941

Approfondimento: Un thriller spionistico 941

20.8 Applicazioni della chimica nucleare 943

Medicina nucleare: produzione di immagini in medicina 943

Medicina nucleare: radioterapia 944

Metodi analitici: l'uso di isotopi radioattivi come traccianti 944
Metodi analitici: la diluizione isotopica 944
Scienze alimentari: irradiazione degli alimenti 945
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 20.1:
Un reattore nucleare primordiale 946
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 20.2:
Il tecnezio-99m e la diagnostica per immagini 947
APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 20.3:
L'età dei meteoriti 947
RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO 948
EQUAZIONI CHIAVE 949
DOMANDE DI VERIFICA 950

21

Il carbonio: un elemento fuori dal comune



21-1 Perché il carbonio?

La diversità strutturale

Gli isomeri

APPROFONDIMENTO:

Scrivere una formula e disegnare una struttura

La stabilità dei composti del carbonio

21-2 Gli idrocarburi

Gli alcani

Gli alcheni e gli alchini

Approfondimento: Molecole flessibili

I composti aromatici

21-3 Alcoli, eteri e ammine

Alcoli ed eteri

Le proprietà degli alcoli

Le ammine

21-4 I composti carbonilici

Aldeidi e chetoni

Gli acidi carbossilici

Gli esteri

Le ammidi

Approfondimento: Acidi grassi omega-3

21-5 I polimeri

La classificazione dei polimeri

I polimeri di addizione

Approfondimento: Copolimeri e ingegneria delle materie plastiche per mattoncini Lego e tatuaggi

I polimeri di addizione

Approfondimento: Chimica verde:
il riciclaggio del PET

APPLICAZIONE DI PRINCIPI CHIMICI 21.1

Il bisfenolo A

RIESAME DEGLI OBIETTIVI DEL CAPITOLO

DOMANDE DI VERIFICA

Appendici A-1

A Uso dei logaritmi e soluzione dell'equazione quadratica A-2

B Alcuni importanti concetti di fisica A-6

C Abbreviazioni e fattori di conversione utili A-9

D Costanti fisiche A-13

E Nomenclatura dei composti organici A-15

F Valori dell'energia di ionizzazione e dell'entalpia di acquisizione elettronica degli elementi A-18

G Pressione di vapore dell'acqua al variare della temperatura A-19

H Costanti di ionizzazione di acidi deboli a 25 °C A-20

I Costanti di ionizzazione di basi deboli a 25 °C A-22

J Costanti del prodotto di solubilità di alcuni composti inorganici a 25 °C A-23

K Costanti di formazione di alcuni ioni complessi in soluzione acquosa a 25 °C A-24

L Una selezione dei valori termodinamici A-25

M Potenziali standard di riduzione in soluzione acquosa a 25 °C A-32

N Risposte alle Domande di verifica e delle sezioni Verifica dell'apprendimento e Applicazione di principi chimici A-36

Indice e Glossario I-1

Prefazione

La prima edizione di questo libro è stata concepita oltre 35 anni fa. Da allora oltre un milione di studenti, sparsi per tutto il mondo, hanno usato questo libro per cominciare il loro studio della chimica. Al passare degli anni e delle edizioni i nostri obiettivi sono rimasti gli stessi: fornire un'ampia trattazione dei principi della chimica, della reattività degli elementi e dei composti chimici, e delle applicazioni della chimica. Per raggiungere questi obiettivi abbiamo tentato di mettere in evidenza la stretta relazione tra le osservazioni che i chimici fanno sui cambiamenti chimici e fisici (sia in laboratorio sia in natura) e il modo in cui questi cambiamenti sono analizzati a livello atomico e molecolare.

Un altro obiettivo è stato quello di presentare la chimica non solo come una materia con una storia molto vivace, ma anche caratterizzata da una grande dinamicità, con importanti nuovi sviluppi che si realizzano giorno per giorno. In più vorremmo fornire alcune informazioni sugli aspetti della chimica del mondo che ci circonda.

Gli autori di questo testo hanno (collettivamente) insegnato chimica per più di 100 anni e per anni sono stati coinvolti nella ricerca. Come per migliaia di scienziati, del passato e moderni, l'obiettivo è di soddisfare le curiosità che riguardano la chimica, di documentare ciò che si trova e di trasmetterlo agli studenti o ad altri scienziati. I nostri risultati, insieme a tanti altri, vengono utilizzati, forse solo molti anni dopo, per produrre materiali o farmaci migliori. Tutte le persone eventualmente beneficiano dal lavoro della comunità internazionale di scienziati.

UTILIZZATORI DEL TESTO CHIMICA

Il testo è stato progettato per un corso introduttivo alla chimica indirizzato a studenti di chimica o di altre discipline scientifiche quali biologia, ingegneria, geologia, fisica. Si presume che gli studenti abbiano una certa preparazione in algebra e nelle discipline scientifiche e, an-



Mongolfiera. Si veda il capitolo 10 per le leggi dei gas.

che se decisamente utile, non è necessaria alcuna conoscenza preliminare di chimica.

MODALITÀ DI APPROCCIO AL PROGRAMMA DI STUDIO DI CHIMICA

Sin dalla prima edizione del libro, ci siamo prefissati molti obiettivi fondamentali, non indipendenti tra loro. Il primo obiettivo era quello di ottenere un libro che risultasse piacevole da leggere e che allo stesso tempo fosse organizzato in modo tale da risultare adatto ai corsi universitari attuali. Il secondo obiettivo era quello di dare un'idea dell'utilità e dell'importanza della chimica, introducendo le proprietà degli elementi, dei loro composti e le loro reazioni il più presto

possibile e focalizzando la discussione su questi argomenti. Per raggiungere tale obiettivo, siamo intervenuti attraverso i seguenti accorgimenti:

- L'introduzione di **materiale sulle proprietà degli elementi e dei composti** negli Esempi e nelle Domande di verifica.
- L'utilizzo di numerose **fotografie** a colori degli elementi e composti comuni, delle reazioni chimiche, dei procedimenti tipici di laboratorio e dei processi industriali.
- L'utilizzo delle domande di **Applicazioni di principi chimici** in ogni capitolo per approfondire le applicazioni della chimica.

ORGANIZZAZIONE DEL TESTO

Come nelle precedenti edizioni, il testo abbraccia due temi principali: la *reattività chimica* e il *legame e la struttura molecolare*. Nei capitoli sui *principi della reattività* sono introdotti i fattori responsabili del successo delle reazioni chimiche nel convertire i reagenti in prodotti. A tal proposito saranno discussi i principali tipi di reazioni, l'energia coinvolta nelle reazioni e i fattori che influenzano la

velocità di una reazione. Negli ultimi decenni, una delle ragioni dell'enorme progresso della chimica e della biologia molecolare è stata la comprensione della struttura molecolare. I paragrafi relativi al *legame e alla struttura molecolare* forniscono le basi per comprendere questi progressi. Particolare attenzione è stata dedicata alla comprensione degli aspetti strutturali di alcune importanti molecole biologiche, come il DNA.

Flessibilità dell'organizzazione dei capitoli

Uno sguardo ai testi di chimica attualmente disponibili mostra una sequenza degli argomenti comunemente adottata dai docenti. Con poche variazioni, abbiamo seguito questo ordine, che non è obbligatorio, perché i capitoli possono essere studiati con un ordine diverso. Questo testo è stato scritto per essere il più flessibile possibile. Per esempio, il **capitolo sul comportamento dei gas** (Capitolo 10) è stato posto insieme ai capitoli che trattano i liquidi, i solidi e le soluzioni (Capitoli 11-13), perché è logico collegarlo con questi argomenti; tuttavia esso potrebbe essere letto e compreso già dopo i primi quattro capitoli.

Allo stesso modo, i capitoli sulle strutture atomiche e molecolari (Capitoli dal 6 al 9) potrebbero essere studiati prima dei capitoli sulla *stechiometria e sulle reazioni comuni* (Capitoli 3 e 4). Per facilitare ciò, abbiamo spostato l'introduzione sull'energia e le sue unità di misura nel Capitolo 1.

Anche i capitoli sull'equilibrio chimico (Capitoli da 15 a 17) potrebbero essere trattati prima dei capitoli sulle soluzioni e sulla cinetica (Capitoli 13 e 14).

L'ordine degli argomenti nel testo è stato concepito per introdurre, non appena possibile, le conoscenze richieste per gli esperimenti di laboratorio, eseguiti comunemente nei corsi introduttivi di chimica. Per questa ragione, i capitoli sulle proprietà chimiche e fisiche, i tipi più comuni di reazioni, e la stechiometria, sono trattati all'inizio in questo testo. Inoltre, giacché l'argomento energia è così importante per lo studio della chimica, un'introduzione sull'energia e le sue unità di misura è presente già nel Capitolo 1 e la termochimica è introdotta nel Capitolo 5.



Cristalli di rodocrosite, MnCO_3 . Si vedano i capitoli 12 e 17.

ORGANIZZAZIONE E OBIETTIVI DEL TESTO

SEZIONE UNO: Gli strumenti fondamentali della chimica

Nella Sezione 1 sono introdotti concetti e metodi che sono le basi di tutta la chimica. Il Capitolo 1 definisce termini importanti ed è seguito dall'intercapitolo *Riesaminiamo*, che descrive le unità di misura e i metodi matematici. Il Capitolo 2 introduce i concetti base di atomi, molecole e ioni e descrive il più importante strumento organizzativo della chimica, la tavola periodica. Nei Capitoli 3 e 4 inizia la discussione sui principi della reattività chimica e sono introdotti i metodi numerici utilizzati dai chimici per trarre informazioni quantitative dalle reazioni chimiche. Il Capitolo 5 introduce l'energia coinvolta nei processi chimici.

SEZIONE DUE: Atomi e molecole

Lo scopo della Sezione 2 è di descrivere le attuali teorie sulla disposizione degli elettroni negli atomi (Capitoli 6 e 7). Questa discussione è strettamente legata alla disposizione degli elementi nella tavola periodica e alle loro proprietà periodiche. Nel Capitolo 8 si discutono in dettaglio i legami chimici e le loro proprietà. Inoltre, è illustrato come ricavare la struttura tridimensionale di molecole semplici. Il Capitolo 9, infine, tratta in dettaglio le principali teorie dei legami chimici.

SEZIONE TRE: Gli stati della materia

Il comportamento dei tre stati della materia – gassoso, liquido e solido – è descritto in questo ordine nei Capitoli 10-12. La trattazione dei liquidi e dei solidi è collegata a quella dei gas attraverso la descrizione delle forze intermolecolari nel Capitolo 11, con particolare attenzione alla struttura dell'acqua in forma liquida e solida. Nel Capitolo 13 sono descritte le proprietà delle soluzioni, miscele omogenee di gas, di liquidi e di solidi.

SEZIONE QUATTRO: Il controllo delle reazioni chimiche

Questa sezione è dedicata interamente ai *Principi di reattività*. Il Capitolo 14 esamina l'importante questione delle velocità dei processi chimici e i fattori che controllano queste velocità. Successivamente, nei Capitoli dal 15 al 17, vengono descritte le reazioni chimiche all'equilibrio. Dopo un'introduzione all'equilibrio nel Capitolo 15, sono descritte dettagliatamente le reazioni che coinvolgono gli acidi e le basi in acqua (Capitoli 16 e 17) e le reazioni che portano alla formazione di sali insolubili (Capitolo 17). Gli argomenti che legano la discussione dell'equilibrio e la termodinamica sono l'entropia e l'energia libera, la cui discussione occupa il Capitolo 18. Come argomento finale di questa sezione, nel Capitolo 19 sono descritte le reazioni chimiche che coinvolgono il trasferimento di elettroni e l'uso di queste reazioni nelle celle elettrochimiche.

Rispetto alla precedente edizione sono state effettuate molte modifiche, alcune piccole e altre grandi. Le principali sono riportate di seguito:

- Gli *obiettivi* per ogni argomento del capitolo sono ora riportati all'inizio di ogni paragrafo. La sezione *Riesame degli obiettivi del capitolo* collega poi uno o più Domande di verifica allo specifico obiettivo.
- Le sezioni *Applicazione di principi chimici* sono state ampliate. Alcune erano *approfondimenti* o *studi di caso* nella precedente edizione.
- È stato modificato il modo in cui sono trattate le cifre significative nella soluzione dei problemi (p. 41).
- La parte di nomenclatura dei composti nel Capitolo 2 è stata riorganizzata.
- Al Capitolo 2 è stata aggiunta la sezione *Analisi strumentale: determinazione della formula dei composti*.
- È stato aggiunto un *Approfondimento* nel capitolo 3 (p. 141) sulla nomenclatura degli acidi comuni e dei relativi anioni.
- Nel Capitolo 4 è stato modificato l'approccio alla soluzione dei problemi con i reagenti limitanti.
- Nel Capitolo 8 è stata ampliata la discussione sui diagrammi dei legami di van Arkel con l'aggiunta di un



Fuochi d'artificio. Si veda il Capitolo 6.

Applicazione di principi chimici su questo argomento.

- Nel Capitolo 12 è stata aggiunta una sezione riguardante il modello a mare d'elettroni per il legame metallico.
- La sezione sulle leghe presente nel Capitolo 12 è stata ampliata.

- Nel Capitolo 13 è presente un estratto dal libro *Lab Girl* di Hope Jahren. L'*Approfondimento* sull'*indurimento degli alberi* applica le proprietà colligative descritte nel capitolo.
- Nel Capitolo 14 è stato aggiunto un nuovo *Suggerimento: Determinare l'equazione cinetica: un approccio logaritmico*. Inoltre la discussione sulla catalisi enzimatica è stata ampliata.
- Nel Capitolo 15 è stato aggiunto un nuovo *Suggerimento: Rivisitazione del concetto di equilibrio*.
- Nel Capitolo 18 è stato aggiunto un nuovo *Approfondimento: Entropia e spontaneità?* Basato su alcuni articoli recenti apparsi nel *Journal of Chemical Education*.
- Nel Capitolo 18 è stata aggiunta una nuova sezione: *La relazione fra cinetica e termodinamica*.
- Nel Capitolo 19 è stata aggiunta una nuova sezione: *Corrosione: reazioni redox nell'ambiente*.
- La tavola periodica si è arricchita di nuovi elementi recentemente. Il nuovo approfondimento nel capitolo 20 descrive questi elementi e come sono prodotti. È stato inserito anche un *Approfondimento: Un thriller spionistico*, che descrive un omicidio in cui l'arma del delitto è polonio radioattivo.

SEZIONE CINQUE: Argomenti speciali

Il Capitolo 20 presenta una breve discussione della chimica nucleare, comprensiva di una parte sull'utilizzo dei materiali radioattivi e sulla questione della sicurezza. Il Capitolo 21, disponibile online, include una breve discussione sulla chimica organica enfatizzando la struttura molecolare, i fondamentali tipi di reazione coinvolti e alcune informazioni sui polimeri.

CARATTERISTICHE DEL LIBRO

Alcuni anni fa uno studente di uno degli autori, che attualmente è un amministrativo, condivise con noi una visione interessante. Egli disse che nonostante la chimica generale fosse stata una delle materie per lui più difficili, il corso si in quanto gli aveva insegnato a risolvere i problemi. Abbiamo sempre pensato che, per molti studenti, un obiettivo importante nella chimica generale non debba essere solo quello di insegnare la chimica ma piuttosto di aiutare gli studenti a fare dei ragionamenti critici e ad

acquisire l'abilità nel risolvere i problemi. Molte delle caratteristiche di questo libro sono finalizzate a sostenere tali obiettivi.

Approccio alla risoluzione dei problemi: organizzazione e percorsi strategici

Gli Esempi sono problemi risolti e rappresentano una parte essenziale di ciascun capitolo. Per agevolare gli studenti nel seguire la logica della soluzione, questi problemi sono stati organizzati in base allo schema seguente:

Problema: Si espone il problema.

Conoscenze preliminari: Si elencano le informazioni note da cui partire per trovare la soluzione.

Strategia: Si associano gli obiettivi con le informazioni disponibili per ipotizzare un percorso.

Soluzione: Si procede per stadi, sia logici che matematici, per trovare la risposta.

Rifletti sulla risposta: Si controlla che la risposta sia ragionevole o su quale sia il suo significato.

Verifica dell'apprendimento Viene posto un problema simile allo studente per esercitarsi. La soluzione di tali problemi è riportata nell'Appendice N.

Per molti studenti un **percorso strategico** può rivelarsi uno strumento utile per la soluzione del problema. (come a p. 46). Nel libro vi sono circa 60 percorsi strategici associati agli Esempi.

Riesame degli obiettivi del capitolo

Gli obiettivi per ognuno dei paragrafi è riportato all'inizio del paragrafo stesso. Questi obiettivi sono riesaminati alla fine del capitolo, e sono elencate specifiche Domande di verifica che possono aiutare lo studente a verificare di aver raggiunto questi obiettivi.

Domande di verifica

Ciascun capitolo termina con le *Domande di verifica*, da 50 a più di 150 (e le risposte delle domande dispari sono riportate in Appendice N), raggruppate come segue.

Competenze pratiche: Queste domande sono raggruppate per argomento.

Domande di carattere generale: Queste domande non si riferiscono a un argomento specifico. Generalmente coprono argomenti trattati in paragrafi diversi.

In laboratorio: Questi sono problemi che si potrebbero incontrare in un esperimento di laboratorio.

Domande concettuali e di ricapitolazione: Queste domande richiedono l'uso di concetti introdotti nel capitolo e in capitoli precedenti.

Infine, bisogna notare che alcune domande presentano un triangolo arancione (▲) per indicare che si tratta dei quesiti di maggiore difficoltà.

APPROFONDIMENTI E SUGGERIMENTI

Come nella precedente edizione sono presenti gli inserti *Approfondimento*, per esaminare un argomento rilevante. Alcuni esempi sono *Mendeleev e la tavola periodica* (Capitolo 2), *Amedeo Avogadro e il suo numero* (Capitolo 2), *Misurare la polarità delle molecole* (Capitolo 8) e *Il legame idrogeno in biochimica* (Capitolo 11).

Dalla nostra esperienza nell'insegnamento, abbiamo imparato alcuni "trucchetti" per risolvere i problemi più comuni, e cerchiamo di trasmetterli nelle sezioni *Suggerimento*.

Applicazione di principi chimici

Alla fine di ogni capitolo sono presentate due o più problematiche correlate ai principi affrontati nel capitolo: sono esempi pratici di studi di chimica forense, di chimica ambientale, chimica applicata alla medicina o a qualche altra area. Esempi sono *Chimica verde ed economia degli atomi* (Capitolo 4), *Che cosa genera i colori nei fuochi d'artificio?* (Capitolo 6) *Una catastrofe negli alimenti per animali* (Capitolo 11) e *Litio e automobili "green"* (Capitolo 12).

CONCETTI FONDAMENTALI IN CHIMICA

L'istituto per gli esami della società chimica americana ha redatto esami di valutazione per la chimica universitaria per oltre 75 anni. Nel 2012 ha pubblicato un articolo in *The Journal of Chemical Education* sui concetti fondamentali o “grandi idee” della chimica. Lo scopo era quello di fornire ai docenti una “mappa dettagliata” della chimica, in modo che i docenti stessi potessero adeguarsi al meglio ai contenuti degli esami di valutazione preparati dall'istituto. La mappa è caratterizzata dai concetti fondamentali, suddivisi in nozioni, che sono poi frammentate ancora in aree dettagliate.

Crediamo che queste idee siano utili a docenti e studenti di chimica, abbastanza da essere incluse in questa prefazione.

Il College board (un ente americano che aiuta gli studenti alla preparazione agli esami di accesso alle facoltà universitarie, ndr) ha recentemente aggiornato il curriculum di preparazione per la chimica con un approccio simile, basato su concetti fondamentali e nozioni. Queste ultime sono ulteriormente suddivise in “conoscenze essenziali”, “pratiche scientifiche” e “obiettivi di apprendimento”. Ci siamo assicurati che questa edizione di *Chimica* includa argomenti che rientrino tra quelli elencati nel curriculum del College board, basando il testo sui “concetti fondamentali” descritti dall'istituto per gli esami della società chimica americana.

CONCETTI FONDAMENTALI SECONDO L'ISTITUTO PER GLI ESAMI DELLA SOCIETÀ CHIMICA AMERICANA

I concetti fondamentali sono elencati di seguito, insieme all'elenco dei capitoli che descrivono o utilizzano questi concetti.

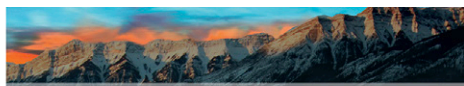
1. **Atomi** (Capitoli 1, 2, 6, 7)
2. **Legame** (Capitoli 8, 9, 12)
3. **Struttura e funzione** (Capitoli 11, 12, 16)
4. **Interazioni intermolecolari** (Capitoli 10, 11)
5. **Reazioni** (Capitoli 3, 4, 16, 17, 19)
6. **Energia e termodinamica** (Capitoli 1, 5-8, 12, 13, 18)
7. **Cinetica** (Capitolo 14)
8. **Equilibrio** (Capitoli 3, 15-19)
9. **Esperimenti, misure e dati** (presenti in tutto il libro)
10. **Figure** (presenti in tutto il libro)

ULTERIORI INFORMAZIONI:

Si vedano i seguenti articoli:

K. Murphy, T. Holme, e altri nel *Journal of Chemical Education*:
Volume 89, p. 715-720 e 721-723, 2012
Volume 92, p. 993-1002 e 1115-1116, 2015

La copertina



Kotz • Treichel • Townsend • Treichel

Chimica

VII Edizione



Hai mai camminato nei pressi di un lago poco profondo o di uno stagno e notato bolle di gas che risalgono in superficie? Si tratta di “gas di palude”, ed è spesso responsabile dell’odore peculiare delle aree paludose. Questo gas è costituito principalmente da metano (CH_4) ed è una caratteristica fondamentale e forse pericolosa dell’ambiente.

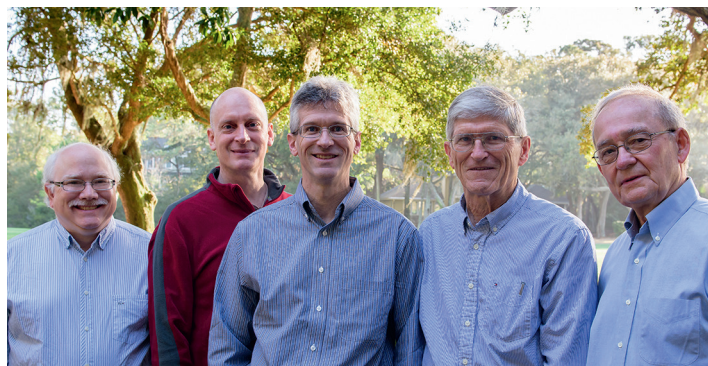
I corpi d’acqua sono in genere circondati da vegetazione che forse, nel corso di anni o secoli, cadono in acqua e marciscono. La vegetazione è consumata da batteri che rilasciano metano come prodotto di digestione. Parte del metano risale in superficie, ma in inverno le bolle di metano possono essere intrappolate nel ghiaccio. Le chiazze bianche nella foto di copertina sono bolle di metano intrappolate nel ghiaccio in un lago del Canada settentrionale.

Il metano può essere intrappolato anche come “metano idrato”, un solido bianco in cui il metano è racchiuso in un reticolo di molecole d’acqua. Si stima che siano molte le tonnellate di metano intrappolato in forma idrata nelle regioni artiche.

Perché le bolle di metano e il metano idrato sono importanti? Gli idrati di metano potrebbero essere una fonte di utili combustibili. Ma, dato che siamo in un periodo di cambiamenti climatici, probabilmente dovuti al rilascio eccessivo di diossido di carbonio (CO_2), gli scienziati si interessano a tutti i possibili effetti climatici. Molti studi hanno confermato che il metano è un “gas serra” molto più efficace del CO_2 . Alcune delle bolle in un lago ghiacciato provengono dal lento rilascio di metano da parte di metano idrato. Ma cosa accadrebbe se il metano venisse rilasciato in modo esplosivo? Questo è un problema in quanto l’Artico si sta chiaramente riscaldando, portando a destabilizzare l’idrato di metano sommerso. La possibilità di un rilascio esplosivo e catastrofico di metano è ampiamente discussa tra gli scienziati che si occupano dell’ambiente.

Sono disponibili molte informazioni interessanti su tale argomento da riviste e fonti di notizie attendibili. Potrebbe essere un buon argomento su cui prestare attenzione nei prossimi anni.

Gli Autori



(da sinistra a destra) John Townsend,
Pat Harman, David Treichel,
Paul Treichel, John Kotz

John (Jack) Kotz si è laureato nel 1959 all'Università di Washington e Lee, conseguendo il Ph.D in chimica all'Università Cornell nel 1963. Ha svolto i suoi incarichi da post dottorato per l'istituto nazionale della salute all'Università di Manchester in Inghilterra e all'Università dell'Indiana. È stato assistente professore di chimica all'Università dello stato del Kansas prima di spostarsi al college SUNY, a Oneonta, nel 1970. È andato in pensione nel 2005 come *State University of New York Distinguished Teaching Professor of Chemistry*.

È stato autore o coautore di 15 libri di testo, tra cui due di chimica avanzata e due di chimica generale introduttiva per numerose edizioni. Il libro di chimica generale è stato pubblicato come CD-ROM interattivo, come e-book interattivo ed è stato tradotto in cinque lingue. Ha anche pubblicato alcuni articoli di ricerca sulla chimica organometallica.

Ha ricevuto numerose onorificenze, tra cui il *SUNY Award for Research and Scholarship* e il *Catalyst Award in Education* dall'associazione dei produttori chimici. È stato *Estee Lecturer* all'Università del South Dakota, *Squibb Lecturer* all'Università del North Carolina-Asheville, e invitato a conferenze plenarie a numerosi incontri di società chimiche. È stato *Fulbright Senior Lecturer* in Portogallo e membro del *Fulbright review boards*. Inoltre, è stato mentore del gruppo americano per le Olimpiadi della chimica e l'editore tecnico per il magazine *ChemMatters*. Ha fatto parte del consiglio di amministrazione per il College alla fondazione Oneonta, per il *Kiawah Nature Conservancy*, e per il *Camp Dudley*. Il suo indirizzo e-mail è johnkotz@mac.com.

Paul M. Treichel ha conseguito la laurea all'università del Wisconsin nel 1958 e il dottorato all'università di Harvard nel 1962. Dopo un anno di studio post-dottorato a Londra, è divenuto professore all'università del Wisconsin-Madison, dove è stato direttore del dipartimento dal 1986 al 1995 e gli è stata conferita la *Helpaer Professorship* nel 1996. È stato professore in visita in Sud Africa (1975) e in Giappone (1995). Nel 2007, dopo 44 anni di carriera, si è dimesso da membro di facoltà e attualmente è Professore Emerito di Chimica. Nella sua carriera ha tenuto corsi di chimica generale, chimica inorganica, chimica organometallica ed etica scientifica. Le sue ricerche sulla chimica dei composti organometallici, sui cluster metallici e sulla spettrometria di massa, con la collaborazione di 75 tra studenti laureandi e laureati, hanno portato alla pubblicazione di oltre 170 articoli

su riviste scientifiche. Può essere contattato all'indirizzo e-mail treichelpaul@me.com.

John R. Townsend, professore di chimica all'università West Chester della Pennsylvania, ha completato la laurea in chimica e la sua certificazione come insegnante in chimica all'università di Delaware. Dopo aver insegnato nelle scuole superiori matematica e scienze, ha conseguito il master e il dottorato in biofisica chimica presso la Cornell University, dove ha ricevuto il *DuPont Teaching Award* per il suo lavoro come assistente. Dopo aver insegnato alla Bloomsburg University, è diventato membro di facoltà all'università West Chester, dove coordina il programma di chimica per futuri insegnanti e il programma di lezioni di chimica sui principali aspetti scientifici. È stato supervisore all'università per più di 70 aspiranti professori di chimica di scuole superiori durante il loro semestre di insegnamento. I suoi interessi riguardano il campo della biochimica e dell'educazione della chimica. Può essere contattato all'indirizzo e-mail jtownsend@wcupa.edu.

David A. Treichel, professore di chimica all'università di Wesleyan nel Nebraska, ha studiato al Carleton College. Ha completato la laurea e il dottorato in chimica analitica presso l'università di Northwestern. Dopo lo studio di post-dottorato all'università del Texas, in Austin, è diventato membro della facoltà dell'università di Wesleyan nel Nebraska. I suoi interessi scientifici riguardano il campo dell'elettrochimica e della spettroscopia laser di superficie. Può essere contattato all'indirizzo e-mail dat@neb-wesleyan.edu.

Patrick Harman è un graphic designer specializzato nello sviluppo di materiale per educazione scientifica. Ha studiato progettazione di film e animazioni come laureando e laureato all'Università dell'Illinois, e ha anche insegnato per numerosi corsi di grafica e comunicazione all'Università dell'Illinois, Chicago. Per oltre 35 anni Patrick ha sviluppato grafiche, animazioni, suoni, interfacce, contenuti e soluzioni per apprendimento a distanza per un'ampia varietà di applicazioni educative e discipline scientifiche. Più recentemente ha collaborato con i ricercatori che si occupano del clima artico e della lingua nativa in Alaska. È inoltre autore di numerose delle illustrazioni presenti in questo libro nel corso delle diverse edizioni.

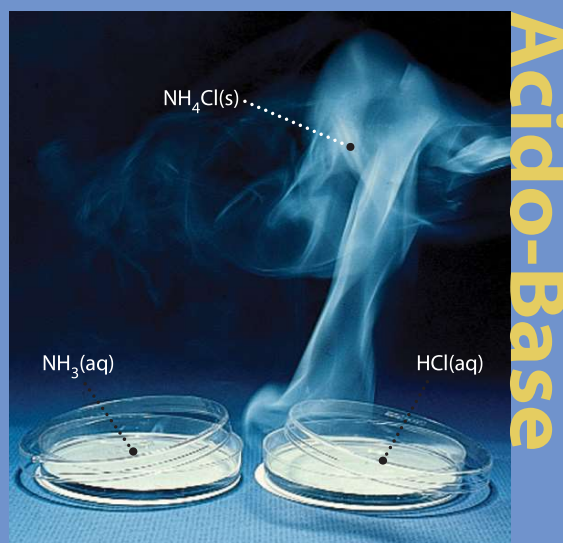
3

Le reazioni chimiche

L'aggiunta di una soluzione di K_2CrO_4 a una di $Pb(NO_3)_2$ porta alla formazione di un solido giallo, il $PbCrO_4$.



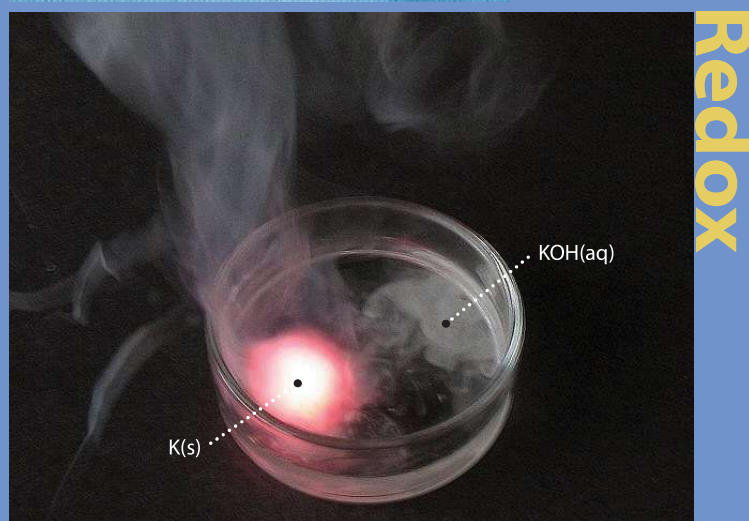
NH_3 e HCl gassosi reagiscono a dare NH_4Cl solido, finemente disperso in aria a formare un fumo bianco.



Sviluppo gas



Un frammento di corallo ($CaCO_3$) si dissolve in acido sviluppando CO_2 gassoso.



Il potassio (K) reagisce vigorosamente con l'acqua a dare idrogeno (H_2) gassoso e una soluzione di KOH .

ORGANIZZAZIONE DEL CAPITOLO

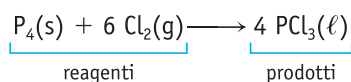
- 3.1 Introduzione alle equazioni chimiche
 - 3.2 Bilanciamento delle equazioni chimiche
 - 3.3 Introduzione all'equilibrio chimico
 - 3.4 Soluzioni acquose
 - 3.5 Reazioni di precipitazione
 - 3.6 Acidi e basi
 - 3.7 Reazioni che sviluppano gas
 - 3.8 Reazioni di ossido-riduzione
 - 3.9 Classificazione delle reazioni in soluzione acquosa
-

3.1 Introduzione alle equazioni chimiche

Obiettivi per il Paragrafo 3.1

- Comprendere le informazioni fornite da un'equazione chimica bilanciata, compresa la terminologia utilizzata (reagenti, prodotti, stechiometria, coefficienti stechiometrici).
- Riconoscere che il bilanciamento di un'equazione chimica è conseguenza della legge di conservazione della materia.

Quando un getto di cloro gassoso, Cl_2 , viene indirizzato sul fosforo solido, P_4 , la miscela brucia violentemente e la reazione chimica produce tricloruro di fosforo liquido, PCl_3 (Figura 3.1). Questa reazione può essere rappresentata usando una **equazione chimica bilanciata**.



In una equazione chimica, le formule dei **reagenti** (le sostanze che si combinano nella reazione) sono scritte a sinistra della freccia e le formule dei **prodotti** (le sostanze che vengono prodotte) sono scritte a destra della freccia. Di fianco alle formule viene anche indicato, tra parentesi, lo stato fisico dei reagenti e dei prodotti: (s) indica un solido, (g) indica un gas e (ℓ) un liquido. Una sostanza sciolta in acqua, ovvero in soluzione acquosa, è indicata con (aq).

Gli stati di reagenti e prodotti

Includere lo stato di ogni specie (s, ℓ, g, aq) fornisce informazioni utili al lettore. Questa pratica è opzionale, quindi nel testo incontrerai anche equazioni prive di queste indicazioni.

◀ **Le reazioni chimiche rappresentano il cuore della chimica.** Qui mostriamo quattro tipi generali di reazioni: **precipitazione**, **acido-base**, **formazione di gas** e **redox**.

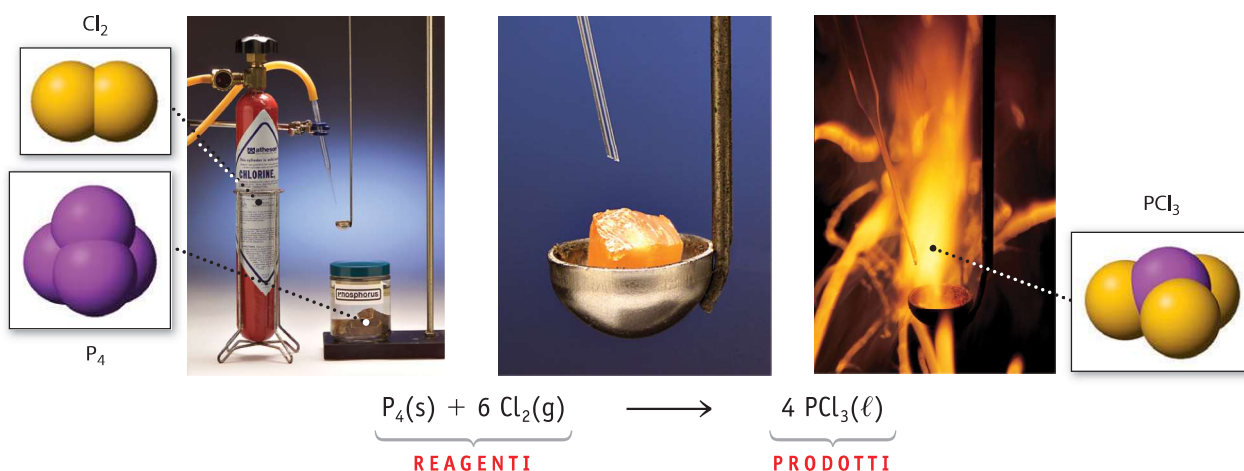


Figura 3.1 Reazione del fosforo bianco solido con cloro gassoso. Il prodotto è tricloruro di fosforo liquido.

Antoine Laurent Lavoisier, 1743–1794

Lunedì 7 agosto 1774, l'inglese Joseph Priestley (1733-1804) isolò l'ossigeno. (Anche il chimico svedese Carl Scheele [1742-1786] scoprì l'elemento, forse nel 1773, ma pubblicò questo dato solo successivamente). Priestley ottenne questo risultato riscaldando l'ossido di mercurio(II), HgO , e provocandone la decomposizione in mercurio metallico e ossigeno.



Egli non capì immediatamente il significato della scoperta, ma nell'ottobre del 1774 ne parlò al chimico francese Antoine Lavoisier. Uno dei contributi di Lavoisier alla scienza fu il riconoscimento dell'importanza della precisione nelle



La decomposizione dell'ossido di mercurio(II) rosso. La reazione di decomposizione produce mercurio metallico e ossigeno gassoso. Il mercurio è visibile come uno strato sottile sulle pareti della provetta.

misure scientifiche e nella conduzione attenta degli esperimenti. Egli applicò questi metodi allo studio dell'ossigeno. Da questo studio sistematico Lavoisier giunse alla conclusione che l'ossigeno fosse un elemento, che fosse uno dei costituenti dell'acqua e che la combustione fosse una reazione con l'ossigeno. Egli, sbagliando, pensò che il gas scoperto da Priestley fosse presente in tutti gli acidi: pertanto lo chiamò "ossigeno", dal Greco "generatore di acido".

Lavoisier, inoltre, osservò che il calore prodotto da una cavia quando espira una certa quantità di diossido di carbonio è confrontabile con la quantità di calore che si sviluppa quando si brucia carbonio per produrre la stessa quantità di diossido di carbonio. Da questo e altri esperimenti arrivò alla conclusione che "la respirazione è un processo di combustione, sebbene molto lento, perfettamente simile a quella del carbone". Sebbene non avesse capito i dettagli del processo, l'osservazione di Lavoisier segnò un passo importante nello sviluppo della biochimica.

Lavoisier fu un brillante scienziato e i principi della nomenclatura dei composti chimici da lui introdotti valgono ancora oggi. Egli, inoltre, scrisse un libro nel quale, per la prima volta, applicò alla chimica il principio della conservazione della materia e introdusse l'idea di scrivere le prime versioni delle equazioni chimiche.

Poiché Lavoisier era un aristocratico, cadde in disgrazia durante il Regno del

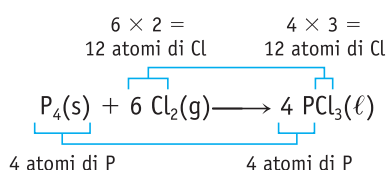
Terrore della Rivoluzione Francese: egli era un ispettore della Ferme Générale, la temuta organizzazione per la riscossione delle tasse nella Francia del XVIII secolo. Il tabacco era un prodotto di monopolio della Ferme Générale ed era frequente imbrogliare gli acquirenti aggiungendo acqua al tabacco, un'abitudine combattuta da Lavoisier. Cionondimeno, a causa del suo coinvolgimento nella Ferme, la sua carriera fu stroncata dalla ghigliottina l'8 maggio del 1794, con l'accusa di "aggiungere acqua al tabacco del popolo".



Lavoisier e sua moglie, ritratti da Jacques-Louis David nel 1788. A quell'epoca Lavoisier aveva 45 anni, e sua moglie, Marie Anne Pierrette Paulze, ne aveva 30.

Nel XVIII secolo, lo scienziato francese Antoine Lavoisier (1743-1794) introdusse la **legge della conservazione della materia**, la quale stabilisce che *la materia non può essere né creata né distrutta*. Questo significa che se la massa totale dei reagenti è pari a 10 g, e la reazione trasforma completamente i reagenti in prodotti, anche la massa di questi ultimi deve essere pari a 10 g. Questo significa inoltre che, se i reagenti contengono, ad esempio, 1000 atomi di un particolare elemento, questi 1000 atomi devono essere presenti in qualche modo anche nei prodotti. *Gli atomi, e quindi la massa, rimangono inalterati nelle reazioni chimiche*.

Applicata alla reazione tra fosforo e cloro prima riportata, la legge della conservazione della materia ci dice che una molecola di fosforo P_4 (con quattro atomi di fosforo) e sei molecole biatomiche di cloro, Cl_2 (con 12 atomi di cloro) produrranno 4 molecole di PCl_3 . Poiché ciascuna molecola di PCl_3 contiene 1 atomo di P e 3 atomi di Cl, sono necessarie 4 molecole di PCl_3 per avere 4 atomi di P e 12 atomi di Cl nel prodotto. L'equazione si dice **bilanciata**: lo stesso numero di atomi di P e Cl appaiono in entrambi i lati dell'equazione.



In una reazione chimica, la relazione tra le quantità di prodotti e reagenti viene chiamata **stechiometria**. I coefficienti in una equazione chimica bilanciata sono detti **coefficienti stechiometrici** (nella reazione fra P_4 e Cl_2 sono 1, 6, e 4). Tali coefficienti possono essere interpretati come numero di atomi o molecole: una molecola di P_4 e 6 molecole di Cl_2 reagiscono per formare quattro molecole di PCl_3 ; allo stesso modo, essi possono riferirsi alla quantità di reagenti e prodotti: una mole di P_4 si combina con 6 moli di Cl_2 per formare 4 moli di PCl_3 .

Informazioni dalle equazioni chimiche

Prima che avvenga la reazione e dopo che la stessa è avvenuta deve essere presente lo stesso numero di atomi. Tuttavia questi atomi sono legati fra loro in maniera diversa. Nella reazione fosforo/cloro, per esempio, gli atomi di P erano presenti come molecole P_4 prima della reazione ma, dopo che la stessa è avvenuta, sono presenti nelle molecole PCl_3 .

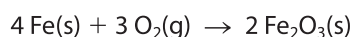
3.2 Bilanciamento delle equazioni chimiche

Obiettivo per il Paragrafo 3.2

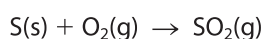
- Bilanciare semplici equazioni chimiche.

Un'equazione chimica bilanciata è quella in cui ritroviamo lo stesso numero di atomi di ciascun elemento in ciascun membro dell'equazione. Il bilanciamento di un'equazione chimica prevede l'assegnazione dei corretti coefficienti stechiometrici. Molte equazioni chimiche si possono bilanciare per tentativi e questo è il metodo che sarà spesso utilizzato, ma come si vedrà successivamente vi sono anche metodi più sistematici, che sono particolarmente utili per le reazioni complicate.

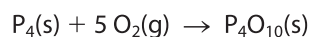
Una classe generale di reazioni chimiche è la reazione dei metalli o non metalli con l'ossigeno per dare ossidi di formula generale M_xO_y . Per esempio, il ferro reagisce con l'ossigeno per dare ossido di ferro(III) (Figura 3.2a):



I non metalli zolfo e l'ossigeno reagiscono per dare diossido di zolfo (Figura 3.2b),



e il fosforo, P_4 , reagisce violentemente con l'ossigeno per dare il decaossido di tetrafosforo, P_4O_{10} (Figura 3.2c).



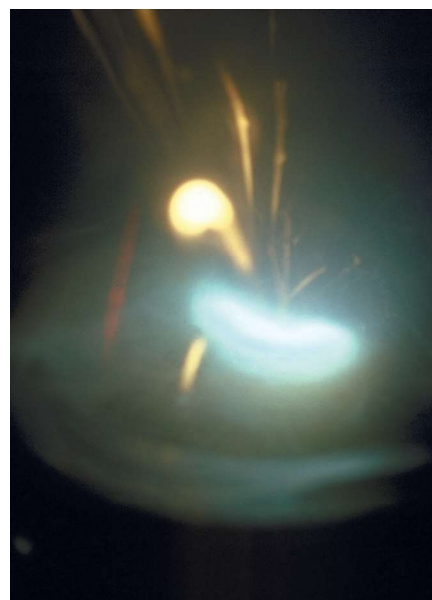
Le equazioni scritte sopra sono bilanciate. In entrambi i membri di ciascuna equazione si trovano lo stesso numero di atomi di ferro, di zolfo, di fosforo o di ossigeno.



(a) Reazione del ferro con l'ossigeno per dare l'ossido di ferro(III), Fe_2O_3 .



(b) Reazione dello zolfo (nella spatola) con l'ossigeno, per dare diossido di zolfo SO_2 .



(c) Reazione del fosforo con l'ossigeno per dare il decaossido di tetrafosforo, P_4O_{10} .

Figura 3.2 Reazioni di un metallo e due non metalli con l'ossigeno.



Figura 3.3 Una reazione di combustione. Il propano, C_3H_8 , brucia per dare CO_2 e H_2O . Questi ossidi semplici sono sempre i prodotti della combustione completa degli idrocarburi.

Quando si bilanciano le equazioni chimiche, bisogna ricordare due cose fondamentali:

- Le formule dei reagenti e dei prodotti devono essere corrette, altrimenti l'equazione non ha significato. Una volta che sono state determinate le formule corrette per i reagenti e i prodotti, i pedici, eventualmente presenti nelle formule, non possono essere cambiati per bilanciare l'equazione perché la loro modifica cambia l'identità della sostanza. Per esempio, non si può cambiare CO in CO_2 per bilanciare un'equazione: il monossido di carbonio, CO , e il diossido di carbonio, CO_2 , sono due sostanze diverse.
- Le equazioni chimiche sono bilanciate utilizzando coefficienti stechiometrici, che moltiplicano l'intera formula chimica della sostanza.

La **combustione** (Figura 3.3), cioè bruciare un combustibile in presenza di ossigeno, è accompagnata da sviluppo di energia sotto forma di calore. Un esempio di reazione di combustione è quella dell'ottano, C_8H_{18} , un componente della benzina, che avviene nei motori delle automobili:

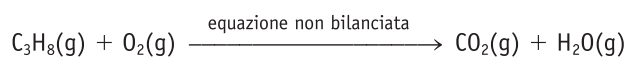


In tutte le reazioni di combustione alcuni o tutti gli elementi dei reagenti danno luogo a ossidi, composti che contengono ossigeno. Quando il reagente è un idrocarburo (un composto che contiene C e H come l'ottano), i prodotti della combustione completa sono sempre ed esclusivamente diossido di carbonio e acqua.

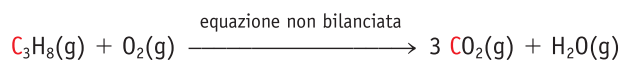
Come esempio di bilanciamento di un'equazione, vediamo come si procede per scrivere l'equazione bilanciata per la combustione completa del propano, C_3H_8 .

Stadio 1. Scrivere le formule corrette dei reagenti e dei prodotti.

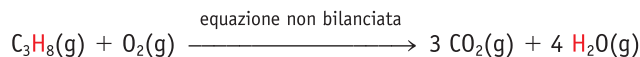
In questo caso il propano e l'ossigeno sono i reagenti, il diossido di carbonio e l'acqua i prodotti.



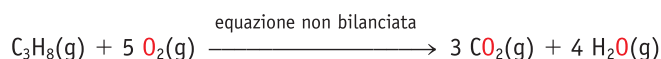
Stadio 2. Bilanciare gli atomi di C. Nelle reazioni di combustione come questa, è preferibile bilanciare prima il carbonio e lasciare gli atomi di ossigeno alla fine (perché gli atomi di ossigeno si trovano spesso in più di un prodotto). In questo caso vi sono tre atomi di carbonio nei reagenti e, pertanto, dovranno comparire tre atomi di carbonio nei prodotti. Ciò implica la presenza di tre molecole di CO_2 nel membro a destra dell'equazione.



Stadio 3. Bilanciare gli atomi di H. Il propano, reagente, contiene 8 atomi H. Ciascuna molecola d'acqua ha due atomi di idrogeno, pertanto sono necessarie quattro molecole d'acqua tra i prodotti, per avere 8 atomi di idrogeno sul lato destro dell'equazione.



Stadio 4. Bilanciare gli atomi di O. Nei prodotti sono presenti dieci atomi di ossigeno ($3 \times 2 = 6$ in CO_2 più $4 \times 1 = 4$ in H_2O). Pertanto sono necessarie 5 molecole di ossigeno per fornire i 10 atomi di ossigeno presenti nei prodotti dell'equazione chimica.



Stadio 5. Verificare che sia bilanciato il numero degli atomi di ciascun elemento. Sono presenti tre atomi di carbonio, otto atomi di idrogeno e dieci atomi di ossigeno in entrambi i membri dell'equazione.

ESEMPIO 3.1

Bilanciamento dell'equazione di una reazione di combustione

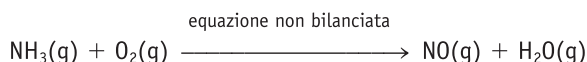
Problema Scrivere l'equazione bilanciata per la combustione dell'ammoniaca (NH_3) gassosa che produce vapore acqueo e monossido di azoto gassoso (NO).

Conoscenze preliminari Si conoscono le formule corrette e/o i nomi dei reagenti (NH_3 e ossigeno, O_2) e dei prodotti (H_2O e monossido di azoto, NO). Si conoscono anche i loro stati fisici.

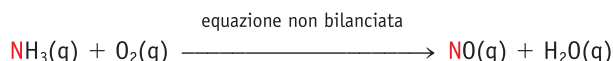
Strategia Prima si scrive l'equazione non bilanciata. Successivamente si bilanciano gli atomi di N, poi gli atomi di H e infine quelli di O.

SOLUZIONE

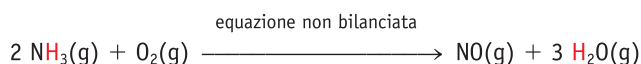
Stadio 1. Scrivere le formule corrette dei reagenti e dei prodotti. I reagenti sono ammoniaca $\text{NH}_3(\text{g})$ e ossigeno $\text{O}_2(\text{g})$, e i prodotti sono $\text{NO}(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.



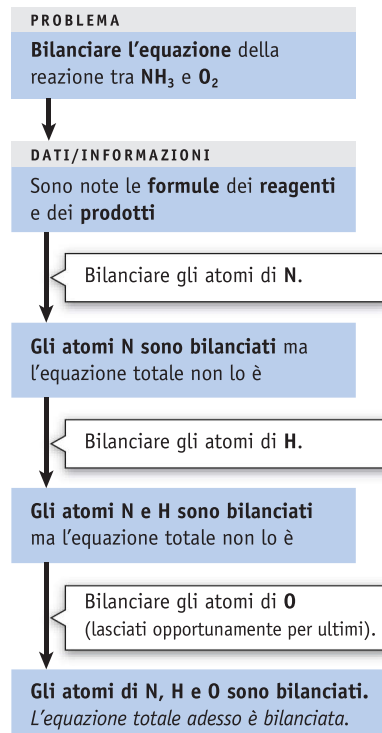
Stadio 2. Bilanciare gli atomi di N. Vi è un solo atomo di N in entrambi i membri dell'equazione. Gli atomi di N sono bilanciati, almeno per adesso.



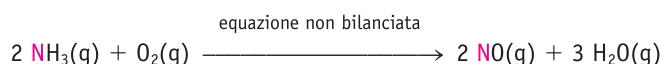
Stadio 3. Bilanciare gli atomi di H. Vi sono tre H a sinistra e due a destra. Per avere lo stesso numero in entrambi i membri (6) si prendono due molecole NH_3 a sinistra e tre molecole H_2O a destra (il risultato è la presenza di sei H in entrambi i membri).



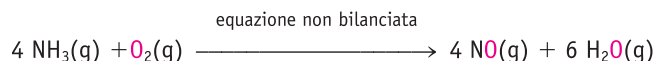
Percorso strategico dell'Esempio 3.1



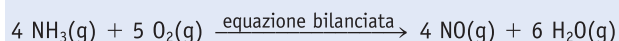
Notare che il bilanciamento degli atomi di H ha portato allo sbilanciamento degli atomi di N. Per bilanciare anche questi dobbiamo introdurre due molecole di NO a destra.



Stadio 4. Bilanciare gli atomi di O. Alla fine dello Stadio 3, vi è un numero pari di atomi O (due) a sinistra e numero dispari (cinque) destra. Poiché non può esserci un numero dispari di atomi di O a sinistra (perché gli atomi di ossigeno nella molecola O_2 sono presenti in numero pari), si moltiplicano per 2 tutti i coefficienti di entrambi i membri dell'equazione, così che a destra è presente un numero pari di atomi di ossigeno (dieci):

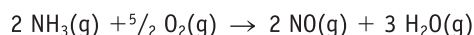


Adesso si possono bilanciare gli atomi di ossigeno prendendo cinque molecole O_2 a sinistra:



Stadio 5. Verificare il risultato. In entrambi i membri dell'equazione sono presenti 4 atomi di N, 12 atomi di H e 10 atomi di O.

Rifletti sulla risposta Un modo alternativo di scrivere questa equazione è



dove è stato impiegato un coefficiente frazionario. L'equazione è bilanciata correttamente e in alcune situazioni può risultare utile usare coefficienti frazionari. In generale, tuttavia, le equazioni si bilanciano con coefficienti stechiometrici interi.

Verifica dell'apprendimento

- Il gas butano, C_4H_{10} , può bruciare completamente in aria per dare diossido di carbonio e vapor d'acqua. Scrivere l'equazione bilanciata per questa reazione di combustione [utilizzare $\text{O}_2(\text{g})$ come secondo reagente].
- Scrivere l'equazione chimica bilanciata per la combustione completa di $\text{C}_3\text{H}_7\text{BO}_3$, un additivo della benzina. I prodotti della combustione sono $\text{CO}_2(\text{g})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ e $\text{B}_2\text{O}_3(\text{s})$.

3.3 Introduzione all'equilibrio chimico

Obiettivi per il Paragrafo 3.3

- Riconoscere che tutte le reazioni chimiche sono reversibili e che alla fine raggiungono un equilibrio dinamico.
- Riconoscere la differenza tra le reazioni che all'equilibrio favoriscono i reagenti e quelle che favoriscono i prodotti.

Finora si è ammesso che le reazioni chimiche procedano in una sola direzione, portando alla *completa* trasformazione dei reagenti in prodotti. La realtà è tuttavia più complessa. In linea di principio, tutte le reazioni chimiche sono reversibili e molte reazioni portano a una trasformazione parziale dei reagenti in prodotti.

La formazione di stalattiti e stalagmiti in una grotta calcarea è un esempio di un sistema che dipende dalla reversibilità di una reazione chimica (Figura 3.4). Le stalattiti e le stalagmiti sono costituite principalmente da carbonato di calcio, un composto chimico presente nei depositi sotterranei sotto forma di calcare, un residuo di antichi oceani. Se l'acqua che filtra attraverso il calcare contiene CO_2 disciolta, avviene una reazione che porta alla dissoluzione del minerale e alla formazione di una soluzione acquosa di $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

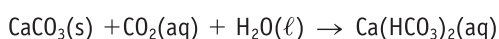





Figura 3.4 La chimica nelle grotte. Le stalattiti di carbonato di calcio pendono dalla volta di una grotta mentre le stalagmiti si innalzano dal pavimento. La chimica che porta a queste formazioni è un buon esempio della reversibilità delle reazioni chimiche.


A  **Reagenti:**
Soluzioni di CaCl_2 (sinistra) e NaHCO_3 (destra).

B  

REAZIONE DIRETTA

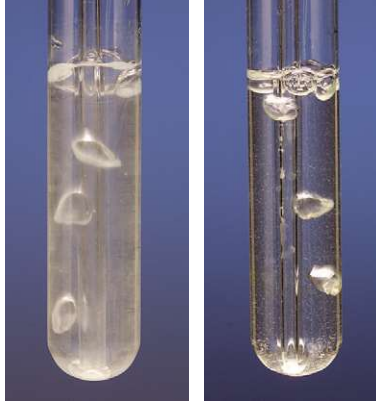
La miscela delle soluzioni è formata da: H_2O , un precipitato di CaCO_3 e CO_2 gassoso

Vengono mescolate soluzioni di CaCl_2 (una sorgente di ioni Ca^{2+}) e di NaHCO_3 (una sorgente di ioni HCO_3^-) che producono un precipitato di CaCO_3 e CO_2 gassoso

C  La reazione può essere invertita facendo gorgogliare CO_2 gassoso nella sospensione di CaCO_3 .

REAZIONE INVERSA

Il CaCO_3 si scioglie quando la soluzione viene saturata con CO_2 .

D 

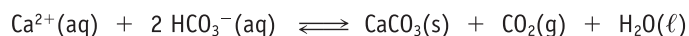
$\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$

Intervallo di tempo...

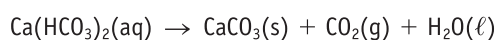
$\longrightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{HCO}_3^-(\text{aq})$

Se viene fatto gorgogliare CO_2 gassoso in una sospensione di CaCO_3 avviene la reazione inversa: il CaCO_3 solido e il CO_2 gassoso producono ioni Ca^{2+} e HCO_3^- .

Figura 3.5 La reversibilità delle reazioni chimiche. Gli esperimenti illustrati in figura dimostrano la reversibilità delle reazioni chimiche.

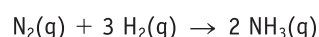


Quando l'acqua, ricca di minerale disciolto, raggiunge la parete della grotta avviene la reazione inversa con sviluppo di CO_2 e la precipitazione del CaCO_3 solido come stalattiti o stalagmiti.

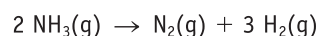


Il processo chimico che avviene nelle grotte può essere riprodotto in laboratorio (Figura 3.5) attraverso reazioni che confermano la reversibilità delle reazioni coinvolte.

Un altro esempio di reazione reversibile, che non porta a una completa trasformazione dei reagenti in prodotti, è la reazione dell'azoto con l'idrogeno che porta alla sintesi dell'ammoniaca gassosa, un composto preparato industrialmente in enormi quantità e usato come fertilizzante o per produrre altri prodotti chimici.



L'azoto e l'idrogeno reagiscono per formare ammoniaca ma, nelle stesse condizioni di reazione, il prodotto ammoniaca si decompone in idrogeno e azoto secondo la reazione inversa.



Consideriamo cosa accadrebbe se in un contenitore chiuso venissero miscelati idrogeno e azoto in condizioni adatte a far avvenire la reazione. Inizialmente N_2 e H_2 reagirebbero per produrre dell'ammoniaca. Man mano che viene prodotta am-

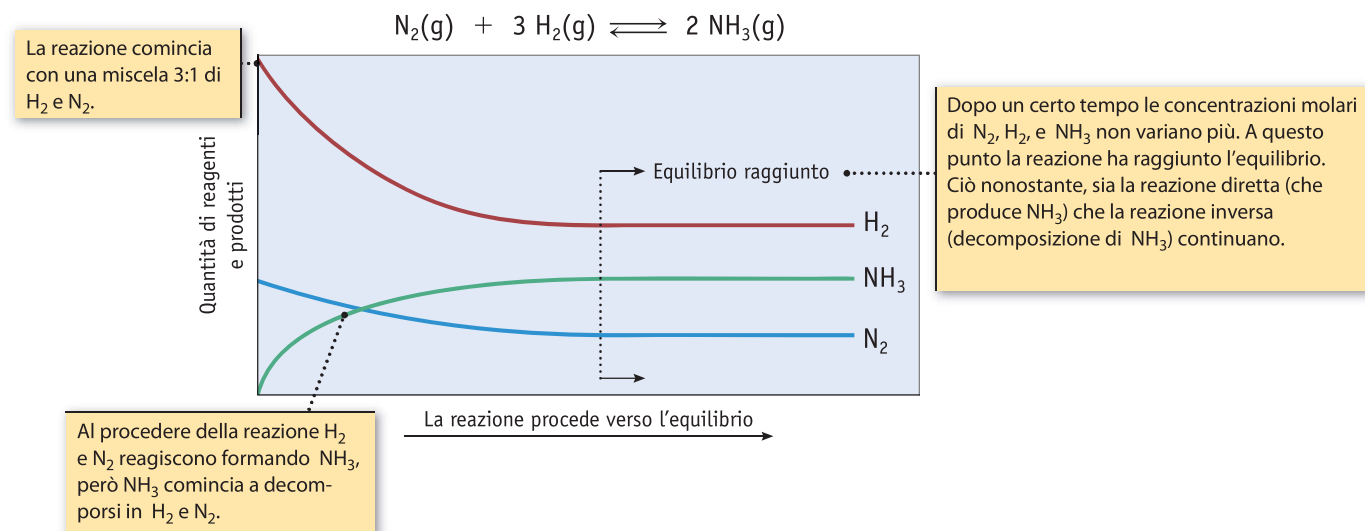
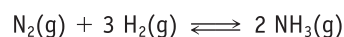


Figura 3.6 La reazione tra N_2 e H_2 per produrre NH_3 .

moniaci, tuttavia, alcune molecole NH_3 si decompongono per riformare idrogeno e azoto con la reazione inversa (Figura 3.6). All'inizio del processo, predomina la reazione che porta alla sintesi dell'ammoniaca ma, man mano che i reagenti vengono consumati, la reazione di sintesi viene progressivamente rallentata. Contemporaneamente la reazione inversa accelera all'aumentare della concentrazione di ammoniaca. A un certo momento la velocità della reazione diretta (sintesi) uguaglierà quella della reazione inversa (decomposizione). A questo punto non si osserva più alcuna variazione *macroscopica*; le quantità di azoto, idrogeno e ammoniaca nel contenitore non variano più, ma le reazioni diretta e inversa continuano ad avvenire. Si dice che il sistema ha raggiunto l'**equilibrio chimico**. Nel contenitore saranno presenti tutte e tre le sostanze: azoto, idrogeno e ammoniaca. Siccome sia la reazione diretta che quella inversa continuano ad avvenire (ma alla stessa velocità) questa situazione viene definita come **equilibrio dinamico**. Un sistema all'equilibrio dinamico viene rappresentato scrivendo il simbolo della doppia freccia (\rightleftharpoons) tra i reagenti e i prodotti.

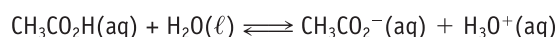


Descrizione quantitativa dell'equilibrio chimico Come si vedrà nei Capitoli 15-17, l'entità dello spostamento dell'equilibrio verso la formazione dei prodotti può essere descritta da una semplice espressione matematica, chiamata *espressione della costante di equilibrio*. Ciascuna reazione chimica ha un valore numerico della costante di equilibrio, rappresentata dal simbolo K . Le reazioni che favoriscono i prodotti hanno valori di K elevati; valori piccoli di K indicano reazioni che favoriscono i reagenti.

Le reazioni procedono sempre spontaneamente verso l'equilibrio. Una reazione non procederà mai spontaneamente in una direzione che la allontana dall'equilibrio. (Questo principio verrà trattato approfonditamente nei Capitoli 15-17).

A questo punto sorge una domanda: "Quando una reazione raggiunge l'equilibrio, i reagenti saranno trasformati quasi completamente in prodotti o rimarranno per la maggior parte inalterati?" La risposta dipende dalla natura dei composti coinvolti, dalla temperatura e da altri fattori e sarà argomento di capitoli successivi (Capitoli 15-17). Per il momento, tuttavia, è utile definire le **reazioni che favoriscono i prodotti** come *le reazioni nelle quali all'equilibrio i reagenti sono trasformati completamente o quasi in prodotti*. Ad esempio, le reazioni di combustione che abbiamo esaminato sono reazioni che all'equilibrio favoriscono i prodotti. In realtà la maggior parte delle reazioni che verranno esaminate in questo capitolo sono reazioni che all'equilibrio favoriscono i prodotti. Di regola nelle equazioni delle reazioni che favoriscono decisamente i prodotti verrà utilizzata la freccia singola (\rightarrow), come è stato fatto finora.

La reazione opposta a quella che favorisce i prodotti, è la reazione che all'equilibrio **favorisce i reagenti**. Tali reazioni portano alla trasformazione in prodotti soltanto di una piccola frazione dei reagenti. Un esempio di tali reazioni è la ionizzazione dell'acido acetico in acqua, reazione nella quale solo una minima frazione dell'acido si ionizza per formare ioni.



Come si vedrà successivamente, l'acido acetico è un esempio di "acido debole" perché la reazione all'equilibrio favorisce così tanto i reagenti che soltanto una piccola percentuale di molecole reagisce con l'acqua per formare ioni.

3.4 Soluzioni acquose

Obiettivi per il Paragrafo 3.4

- Spiegare la differenza tra elettroliti e non elettroliti e riconoscere esempi di ciascuno.
- Prevedere la solubilità dei composti ionici in acqua.

Molte delle reazioni che verranno studiate nel corso di chimica e quasi tutte quelle che avvengono negli organismi viventi vengono condotte in soluzioni nelle quali i reagenti sono sciolti in acqua. Nel Capitolo 1 una **soluzione** è stata definita come una miscela omogenea di due o più sostanze: una è generalmente considerata il **solvente**, cioè il mezzo in cui è disciolta un'altra sostanza, il **soluto**. Il resto di questo capitolo è una introduzione ad alcuni tipi di reazione che avvengono in **soluzioni acquose**, soluzioni nelle quali il solvente è l'*acqua*. Per capire queste reazioni è importante capire prima alcuni aspetti del comportamento dei composti disciolti in acqua.

Ioni e molecole in soluzione acquosa

La dissoluzione di un solido ionico richiede la separazione di ciascuno ione da quelli di carica opposta che lo circondano nel solido (Figura 3.7). L'acqua è un buon solvente per i composti ionici, perché ciascuna molecola d'acqua possiede un'estremità carica positivamente e una carica negativamente. Quando un composto ionico si scioglie in acqua, ciascuno ione negativo viene circondato da molecole d'acqua che dirigono verso di esso le estremità positive, e ciascuno ione positivo viene circondato da molecole d'acqua che dirigono verso di esso l'estremità negativa. Le forze coinvolte in questo processo sono descritte dalla legge di Coulomb (Equazione 2.3, p. 85).

Gli ioni circondati da molecole d'acqua, ottenuti per dissoluzione di un composto ionico, sono liberi di muoversi nella soluzione. In condizioni normali, il moto è casuale e gli anioni e cationi che derivano dal composto ionico disciolto sono distribuiti uniformemente nella soluzione. Tuttavia, se nella soluzione sono introdotti due **elettrodi** (conduttori di elettricità, come un filo di rame) e questi vengono collegati a un generatore di corrente continua, il movimento degli ioni non è più casuale: i cationi positivi si muovono nella soluzione dirigendosi verso

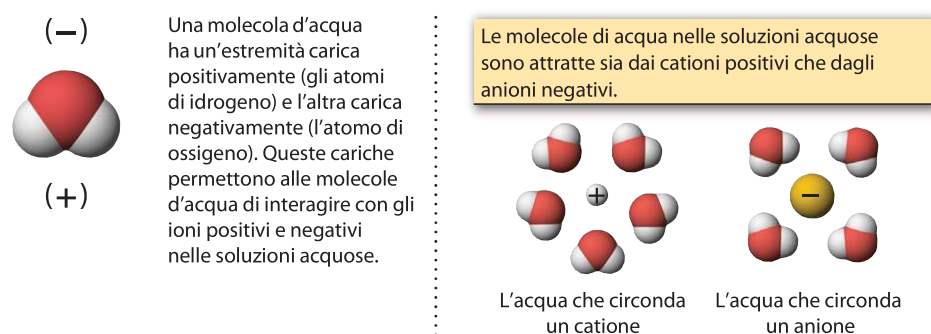
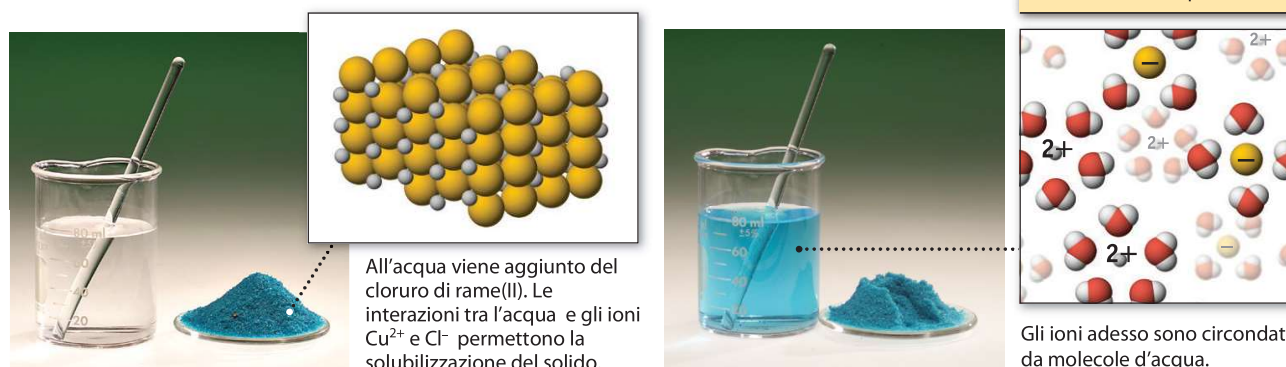


Figura 3.7 L'acqua come solvente delle sostanze ioniche.

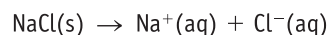
Quando una sostanza ionica si scioglie in acqua, ciascuno ione è circondato da molecole d'acqua.



l'elettrodo negativo e gli anioni negativi si muovono dirigendosi verso l'elettrodo positivo (Figura 3.8). La conduzione dell'elettricità nella soluzione è una conseguenza del movimento di particelle cariche nella soluzione.

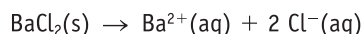
I composti le cui soluzioni acquose conducono l'elettricità sono chiamati **elettroliti**. *Tutti i composti ionici solubili in acqua sono elettroliti.* La misura in cui una soluzione conduce elettricità, la sua conducibilità, dipende dalla concentrazione di ioni. Se nel circuito viene inserita una lampadina, maggiore sarà la concentrazione degli ioni presenti in soluzione, maggiore sarà la conducibilità della stessa e più intensamente si illuminerà la lampadina.

Nel caso di NaCl, per ogni mole disciolta, in soluzione saranno presenti 1 mol di Na^+ e 1 mol di Cl^-

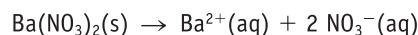


Dissociazione al 100% → elettrolita forte

Poiché il soluto si è dissociato completamente in ioni, la soluzione che ne deriva sarà un buon conduttore di elettricità. Le sostanze le cui soluzioni sono buoni conduttori di elettricità a causa della presenza di ioni sono **elettroliti forti** (Figura 3.8a). Gli ioni in cui si dissocia un composto ionico sono quelli presenti nella sua formula, che ne indica anche le quantità relative. Per esempio, come abbiamo visto, il cloruro di sodio produce in soluzione ioni sodio (Na^+) e ioni cloruro (Cl^-) nel rapporto 1:1. Anche il composto ionico cloruro di bario, BaCl_2 , è un elettrolita forte, ma in questo caso sono presenti in soluzione due ioni cloruro per ciascuno ione bario.

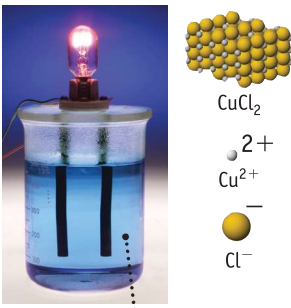

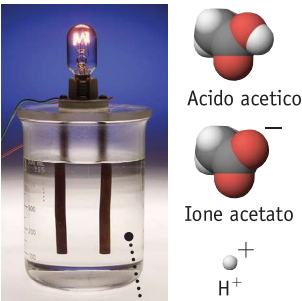
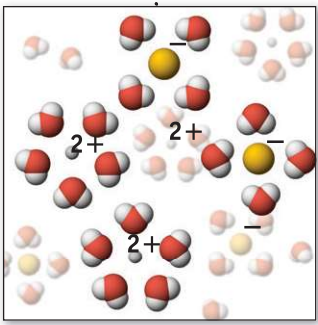
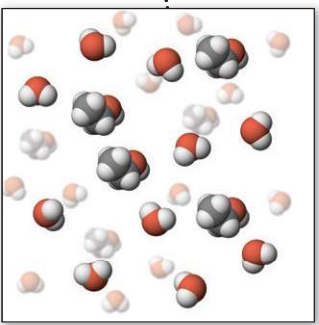
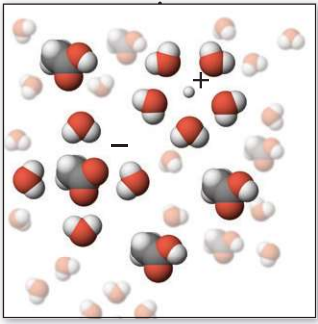


Notare che i due ioni cloruro nell'unità formula sono presenti in soluzione come due particelle separate. In modo analogo, il composto ionico nitrato di bario, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, dà luogo, in soluzione, a ioni bario e ioni nitrato. Per ciascun ione bario in soluzione sono presenti due ioni NO_3^- .



Notare che lo ione NO_3^- , ione poliatomico, mantiene la sua identità unitaria ma che i due ioni nitrato si separano l'uno dall'altro in soluzione.

Figura 3.8

Elettrolita forte	Non elettrolita	Elettrolita debole
<p>La lampadina si accende, ciò indica che la soluzione conduce bene l'elettricità.</p> 	<p>La lampadina non si accende, la soluzione non conduce.</p> 	<p>La lampadina presenta una luce fioca, mostrando la scarsa conducibilità della soluzione.</p> 
		
<p>(a) Un elettrolita forte conduce elettricità. CuCl_2 è completamente dissociato negli ioni Cu^{2+} e Cl^-.</p>	<p>(b) Un non elettrolita non conduce elettricità perché non sono presenti ioni in soluzione.</p>	<p>(c) Un elettrolita debole conduce male l'elettricità perché nella soluzione sono presenti solo pochi ioni.</p>

Kotz • Treichel • Townsend • Treichel

Chimica

Accedi all'ebook e ai contenuti digitali > Espandi le tue risorse > con un libro che **non pesa** e si **adatta** alle dimensioni del tuo **lettore**



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

