

Comprende versione

ebook



Nivaldo J. Tro

Chimica

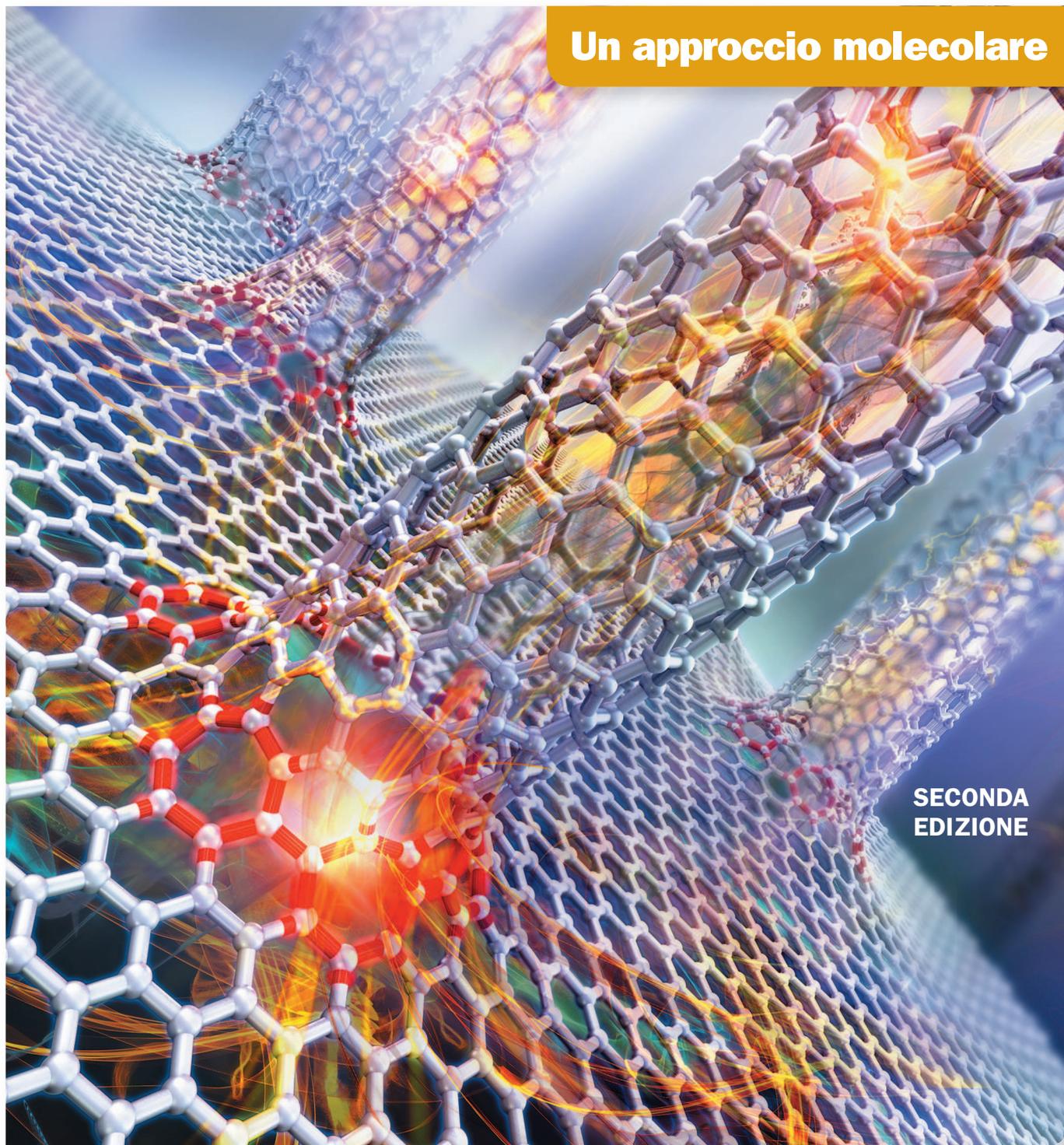
Un approccio molecolare

II edizione



CHIMICA

Un approccio molecolare



SECONDA
EDIZIONE

Nivaldo J. Tro

WESTMONT COLLEGE



Titolo originale:

Tro, Nivaldo J.

CHEMISTRY A Molecular Approach

Copyright 2017, 4th ed., Pearson Education, Inc.

CHIMICA Un approccio molecolare, II edizione

Copyright © 2018, EdiSES S.r.l. - Napoli

9 8 7 6 5 4 3 2 1 0

2022 2021 2020 2019 2018

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

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

L'Editore

Impaginazione:

Vincenzo Scasserra

Fotoincisione e stampa:

Petruzzi S.r.l.

via Venturelli 7/B

06012 Città di Castello (PG)

per conto della

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

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

ISBN 978 88 7959 967 2

HANNO COLLABORATO ALL'EDIZIONE ITALIANA

IVANA FENOGLIO

Università degli Studi di Torino

STEFANIA GALDIERO

Università degli Studi di Napoli "Federico II"

EMMA GALLO

Università degli Studi di Milano

STEFANIA GARZOLI

Università degli Studi di Roma "La Sapienza"

MAURO GIOVANNINI

Università degli Studi di Genova

DANIELA MAGGIONI

Università degli Studi di Milano

MARTA MARIA NATILE

Consiglio Nazionale delle Ricerche – Padova

ISABELLA SILVIA RIMOLDI

Università degli Studi di Milano

ALESSANDRA ROMANELLI

Università degli Studi di Milano

GIUSEPPE ZAMPELLA

Università degli Studi di Milano-Bicocca

GILDA ZANICCHI

Università degli Studi di Genova

Revisione a cura di

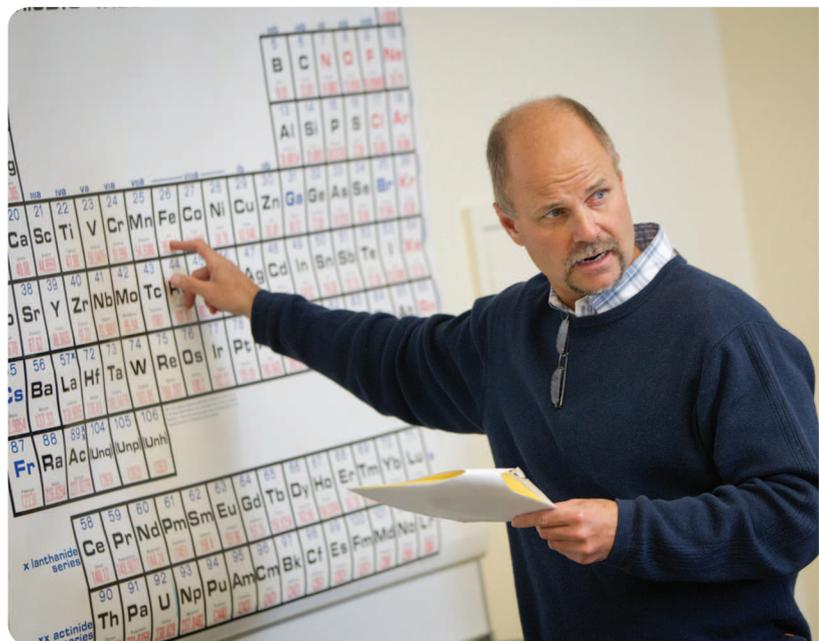
FEDERICO PEPI

Università degli Studi di Roma "La Sapienza"

Si ringrazia la Dott.ssa Stefania Garzoli per il prezioso contributo alla revisione finale

L'AUTORE

NIVALDO TRO è Professore di chimica presso il Westmont College a Santa Barbara, in California, dove è membro di facoltà dal 1990. Ha conseguito il PhD in chimica presso l'Università di Stanford occupandosi dello sviluppo e l'applicazione di tecniche ottiche per lo studio dell'adsorbimento e desorbimento di molecole da superfici in ultravacuo. Di qui si è spostato all'Università della California, a Berkeley, dove ha svolto attività di ricerca come postdoc interessandosi della dinamica delle reazioni superveloci in soluzione. Dal suo arrivo presso il Westmont College, ha ricevuto finanziamenti dall'American Chemical Society Petroleum Research Fund, dalla Research Corporation e dalla National Science Foundation per studiare la dinamica di processi che si verificano in film sottili adsorbiti su superfici dielettriche. Per tre anni è stato insignito del titolo di "insegnante dell'anno" dal Westmont College che gli ha anche conferito il riconoscimento di "ricercatore dell'anno". Il Professor Tro vive a Santa Barbara con la moglie, Ann, e i quattro figli, Michael, Ali, Kyle e Kaden.



a MICHAEL, ALI, KYLE e KADEN

INDICE DEI CONTENUTI

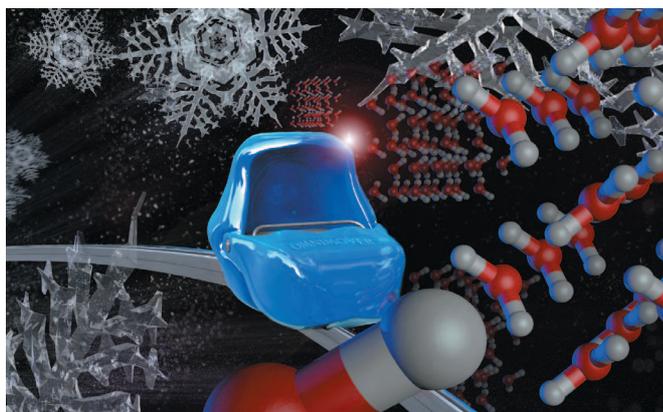
1	La materia, le misure e la risoluzione dei problemi	1
2	Atomi ed elementi	42
3	Molecole, composti ed equazioni chimiche	80
4	Quantità chimica e reazioni in soluzione acquosa	130
5	I gas	184
6	Termochimica	234
7	Il modello quantomeccanico dell'atomo	280
8	Proprietà periodiche degli elementi	320
9	Legame chimico I: teoria di Lewis	364
10	Legame chimico II: forma delle molecole, teoria del legame di valenza e teoria dell'orbitale molecolare	406
11	Liquidi, solidi e forze intermolecolari	460
12	Solidi e materiali moderni	504
13	Le soluzioni	540
14	Cinetica chimica	590
15	L'equilibrio chimico	638
16	Acidi e basi	684
17	Equilibri ionici in soluzione acquosa	738
18	Energia libera e termodinamica	794
19	Elettrochimica	840
20	Chimica nucleare e radioattività	
Appendice I	Operazioni matematiche comuni in chimica	A-1
Appendice II	Dati per il calcolo chimico	A-5
Appendice III	Risposte agli Esercizi	
Appendice IV	Risposte agli Esercizi di prova	
Glossario		G-1
Indice analitico		I-1

INDICE GENERALE

PREFAZIONE XIX

1 La materia, le misure e la risoluzione dei problemi

- 1.1 Atomi e molecole 1
 - 1.2 L'approccio scientifico alla conoscenza 3
 - La natura della scienza** Thomas S. Kuhn e le rivoluzioni scientifiche 5
 - 1.3 La classificazione della materia 5
 - Gli stati della materia: solido, liquido e gas 5
 - Classificazione della materia in base alla sua composizione: elementi, composti e miscele 7
 - Separare le miscele 8
 - 1.4 Trasformazioni fisiche e chimiche e proprietà fisiche e chimiche 9
 - 1.5 L'energia: un partner fondamentale delle trasformazioni chimiche e fisiche 12
 - 1.6 Le unità di misura 13
 - Le grandezze fondamentali del SI 13 Il metro: una misura della lunghezza 14 Il chilogrammo: una misura della massa 14 Il secondo: una misura del tempo 14 Il kelvin: una misura della temperatura 15 Prefissi moltiplicatori 17
 - Grandezze derivate: volume e densità 17 Calcolare la densità 19
 - Chimica e Medicina** La densità delle ossa 20
 - 1.7 Affidabilità di una misura 20
 - Contare le cifre significative 22 I numeri esatti 22
 - Cifre significative nei calcoli 23 Precisione e accuratezza 25
 - La chimica nella vita di tutti i giorni** L'acquisizione dei dati esige onestà 26
 - 1.8 La risoluzione dei problemi chimici 26
 - Conversioni da un'unità all'altra 26 Strategia generale per risolvere i problemi 28
 - Unità elevate ad una potenza 30 Stima dell'ordine di grandezza 31
 - Problemi che coinvolgono equazioni 32
- CAPITOLO IN SINTESI** Quiz di autoverifica 33 Parole chiave 34 Concetti chiave 35 Equazioni e relazioni chiave 35 Obiettivi di apprendimento 36
- ESERCIZI** Domande di riepilogo 36 Esercizi per argomento 36 Problemi di riepilogo 38 Problemi sfida 39 Problemi concettuali 39 Problemi per gruppi di lavoro 42 Interpretazione e analisi dei dati 43



2 Atomi ed elementi 42

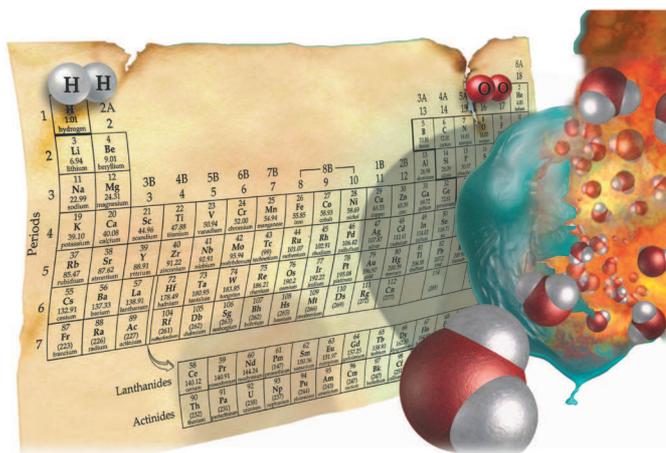


- 2.1 Moti browniani: la conferma dell'esistenza degli atomi 43
- 2.2 Le prime idee sui "mattoncini" costitutivi della materia 45
- 2.3 La teoria atomica moderna e le leggi che hanno portato ad essa 45
 - La legge di conservazione della massa 45 La legge delle proporzioni definite 46 La legge delle proporzioni multiple 47 John Dalton e la teoria atomica 48
 - La chimica nella vita di tutti i giorni** Gli atomi e il genere umano 48
- 2.4 La scoperta dell'elettrone 49
 - I raggi catodici 49 Esperimento di Millikan della goccia di olio: la carica dell'elettrone 50
- 2.5 La struttura dell'atomo 51
- 2.6 Particelle subatomiche: protoni, neutroni ed elettroni negli atomi 53
 - Gli elementi sono identificati dal numero di protoni 54 Gli isotopi: quando il numero di neutroni varia 55 Gli ioni: perdere ed acquistare elettroni 57
 - La chimica nella vita di tutti i giorni** Da dove vengono gli elementi? 58
- 2.7 Alla ricerca di ordine: la legge periodica e la tavola periodica 58
 - L'organizzazione della moderna tavola periodica 60 Gli ioni e la tavola periodica 62
 - Chimica e Medicina** Gli elementi della vita 63
- 2.8 Massa atomica: la massa media degli atomi di un elemento 63
 - La spettrometria di massa: misurare la massa degli atomi e delle molecole 64
 - La chimica nella vita di tutti i giorni** Le masse atomiche sono in continuo aggiornamento 66
- 2.9 Massa molare: contare gli atomi pesandoli 67
 - La mole: la "dozzina" del chimico 67 Dal numero di moli al numero di atomi 68 Conversioni fra la massa e la quantità chimica (numero di moli) 69

CAPITOLO IN SINTESI Quiz di autoverifica 72 Parole chiave 73 Concetti chiave 74 Equazioni e relazioni chiave 74 Obiettivi di apprendimento 75

ESERCIZI Domande di riepilogo 75 Esercizi per argomento 76 Problemi di riepilogo 77 Problemi sfida 78 Problemi concettuali 78 Problemi per gruppi di lavoro 78 Interpretazione e analisi dei dati 78

3 Molecole, composti ed equazioni chimiche 80



- 3.1 Idrogeno, ossigeno e acqua** 81
- 3.2 I legami chimici** 83
Legami ionici 83 Legami covalenti 84
- 3.3 Rappresentazione dei composti: formule chimiche e modelli molecolari** 84
Formule chimiche 84 Modelli molecolari 86
- 3.4 Una visione a livello atomico di elementi e composti** 86
- 3.5 Composti ionici: formule e nomenclatura** 90
Scrivere le formule dei composti ionici 90
Nomenclatura dei composti ionici 91
Nomenclatura dei composti ionici binari che contengono un metallo che forma un solo tipo di catione 92
Nomenclatura dei composti ionici binari che contengono un metallo che forma cationi con diversa carica 93
Nomenclatura dei composti ionici che contengono ioni poliatomici 94
Composti ionici idrati 95
- 3.6 Composti molecolari: formule e nomenclatura** 95
Nomenclatura dei composti molecolari 96
Nomenclatura degli acidi 97
Nomenclatura degli acidi binari 97
Nomenclatura degli ossiacidi 98
Chimica nell'ambiente *Le piogge acide* 98
- 3.7 La nomenclatura dei composti inorganici: una panoramica** 99
- 3.8 Massa molecolare e concetto di mole per i composti** 101
Massa molare di un composto 101
Uso della massa molare per contare le molecole di un campione di massa nota 101

3.9 Composizione dei composti 103

La composizione percentuale in massa come fattore di conversione 104
Fattori di conversione dalle formule chimiche 106

Chimica e Medicina *Il metilmercurio nel pesce* 108

3.10 Determinazione della formula chimica da dati sperimentali 108

Calcolo della formula molecolare per i composti 110
Analisi per combustione 111

3.11 Scrivere e bilanciare le equazioni chimiche 113

3.12 I composti organici 117

Idrocarburi 118
Idrocarburi funzionalizzati 119

CAPITOLO IN SINTESI Quiz di autoverifica 121 Parole chiave 121 Concetti chiave 122 Equazioni e relazioni chiave 122 Obiettivi di apprendimento 123

ESERCIZI Domande di riepilogo 124 Esercizi per argomento 124 Problemi di riepilogo 126 Problemi sfida 127 Problemi concettuali 127 Problemi per gruppi di lavoro 127 Interpretazione e analisi dei dati 128

4 Quantità chimica e reazioni in soluzione acquosa 130

4.1 Riscaldamento globale e combustibili fossili 131

4.2 Stechiometria delle reazioni: quanto diossido di carbonio? 133

Preparazione della pizza: le relazioni fra gli ingredienti 133
Formazione delle molecole: conversione fra le moli 133
Formazione delle molecole: conversione fra le masse 134

4.3 Reagente limitante, resa teorica e resa percentuale 137

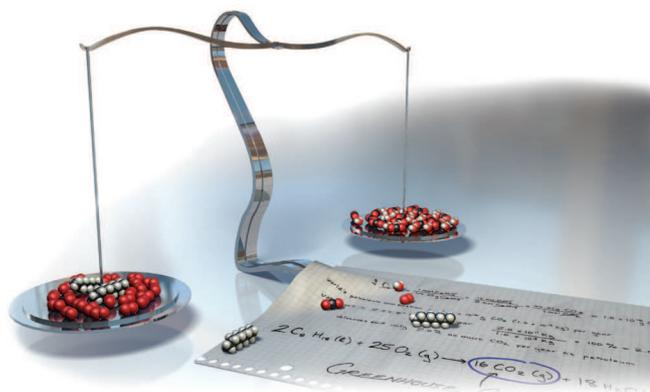
Calcolare il reagente limitante, la resa teorica e la resa percentuale 138
Reagente limitante, resa teorica e resa percentuale a partire dalla massa iniziale dei reagenti 139

4.4 Concentrazione e stechiometria delle soluzioni 143

Soluzioni concentrate e diluite 143
Utilizzo della molarità nei calcoli 145
Diluizione di una soluzione 146
Stechiometria delle soluzioni 148

4.5 Tipi di soluzioni acquose e solubilità 150

Soluzioni di elettroliti e non elettroliti 150
La solubilità dei composti ionici 152



- 4.6 Reazioni di precipitazione** 154
- 4.7 Rappresentazione delle reazioni in soluzione acquosa: equazioni molecolari, ioniche e ioniche nette** 158
- 4.8 Reazioni acido-base e con sviluppo di gas** 159
Reazioni acido-base 160 Reazioni con sviluppo di gas 165
- 4.9 Reazioni di ossido-riduzione** 167
Gli stati di ossidazione 168 Identificare le reazioni redox 170 Reazioni di combustione 173
- La chimica nella vita di tutti i giorni** *Biondo ossigenato* 173

CAPITOLO IN SINTESI Quiz di autoverifica 174 Parole chiave 175 Concetti chiave 175 Equazioni e relazioni chiave 176 Obiettivi di apprendimento 177

ESERCIZI Domande di riepilogo 178 Esercizi per argomento 178 Problemi di riepilogo 180 Problemi sfida 181 Problemi concettuali 181 Problemi per gruppi di lavoro 182 Interpretazione e analisi dei dati 182

5 I gas 184



- 5.1 Paracadutismo supersonico e rischio di decompressione** 185
- 5.2 La pressione: il risultato delle collisioni tra molecole** 186
Unità di misura della pressione 187
Il manometro: uno strumento per misurare la pressione in laboratorio 188
- Chimica e Medicina** *La pressione del sangue* 189
- 5.3 Le leggi semplici dei gas: legge di Boyle, legge di Charles e legge di Avogadro** 189
Legge di Boyle: volume e pressione 189 Legge di Charles: volume e temperatura 192
- La chimica nella vita di tutti i giorni** *Boccagli a tubo lungo* 193
Legge di Avogadro: volume e quantità (in moli) 195
- 5.4 La legge dei gas ideali** 196
- 5.5 Applicazioni della legge dei gas ideali: volume molare, densità e massa molare di un gas** 199
Volume molare a temperatura e pressione standard 199 Densità di un gas 200 Massa molare di un gas 201
- 5.6 Miscele gassose e pressioni parziali** 202
Immersioni e pressioni parziali 205 Raccolta di un gas su acqua 207

- 5.7 I gas nelle reazioni chimiche: la stechiometria rivista** 209
Volume molare e stechiometria 210
- 5.8 Teoria cinetica molecolare: un modello per i gas** 212
L'energia cinetica molecolare spiega la pressione e le leggi semplici dei gas 213 La teoria cinetica molecolare e la legge dei gas ideali 214
Temperatura e velocità molecolari 215
- 5.9 Cammino libero medio, diffusione ed effusione dei gas** 218
- 5.10 I gas reali: gli effetti dovuti alle dimensioni e alle forze intermolecolari** 220
L'effetto del volume definito delle particelle gassose 221 L'effetto delle forze intermolecolari 222 L'equazione di van der Waals 223 I gas reali 223

CAPITOLO IN SINTESI Quiz di autoverifica 224 Parole chiave 225 Concetti chiave 225 Equazioni e relazioni chiave 226 Obiettivi di apprendimento 226

ESERCIZI Domande di riepilogo 227 Esercizi per argomento 228 Problemi di riepilogo 230 Problemi sfida 231 Problemi concettuali 231 Problemi per gruppi di lavoro 231 Interpretazione e analisi dei dati 232

6 Termochimica 234

- 6.1 Scaldamani chimici** 235
- 6.2 La natura dell'energia: definizioni chiave** 236
Tipi di energia 236 La conservazione e il trasferimento di energia 237 Le unità di misura dell'energia 237
- 6.3 Prima legge della termodinamica: nulla è gratuito** 239
L'energia interna 239
- La chimica nella vita di tutti i giorni** *La macchina a moto perpetuo di Redheffer* 239
Calore e lavoro 242
- 6.4 Quantificare calore e lavoro** 244
Calore 244 Lavoro di espansione (pressione-volume) 248
- 6.5 Misurare ΔE per le reazioni chimiche: calorimetria a volume costante** 250
- 6.6 Entalpia: il calore sviluppato in una reazione chimica a pressione costante** 253
Processi esotermici ed endotermici: una visione molecolare 255 Stechiometria e ΔH : equazioni termochimiche 255



6.7 Calorimetria a pressione costante: come misurare ΔH_{reaz} 256

6.8 Relazioni che coinvolgono ΔH_{reaz} 258

6.9 Determinazione delle entalpie di reazione dalle entalpie standard di formazione 261

Stati standard e variazioni di entalpia standard 261
Calcolare la variazione di entalpia standard per una reazione 263

6.10 Il consumo di energia e l'ambiente 266

Consumo energetico 266 Problemi ambientali associati all'uso di combustibili fossili 267
Inquinamento dell'aria 267 Cambiamento climatico globale 268

Chimica nell'ambiente *Energie rinnovabili* 270

CAPITOLO IN SINTESI Quiz di autoverifica 271 Parole chiave 272 Concetti chiave 272 Equazioni e relazioni chiave 273 Obiettivi di apprendimento 273

ESERCIZI Domande di riepilogo 274 Esercizi per argomento 275 Problemi di riepilogo 276 Problemi sfida 277 Problemi concettuali 277 Problemi per gruppi di lavoro 278 Interpretazione e analisi dei dati 278

7 Il modello quantomeccanico dell'atomo 280

7.1 Il gatto di Schrödinger 281

7.2 La natura della luce 282

La natura ondulatoria della luce 283 Lo spettro elettromagnetico 285

Chimica e Medicina *La radioterapia nella cura dei tumori* 287

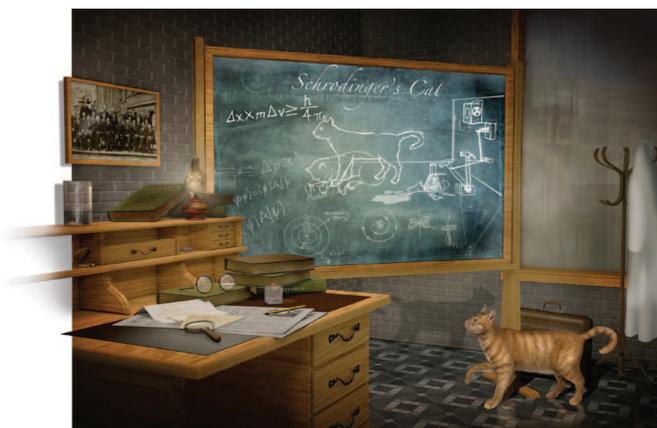
Interferenza e diffrazione 287 La natura particellare della luce 289

7.3 La spettroscopia atomica e il modello di Bohr 292

La chimica nella vita di tutti i giorni *Spettroscopia atomica, un codice a barre per gli atomi* 294

7.4 La natura ondulatoria della materia: lunghezza d'onda di de Broglie, principio di indeterminazione e indeterminazione 295

La lunghezza d'onda di de Broglie 297 Il principio di indeterminazione 298 Indeterminazione e mappe di distribuzione della probabilità 299



7.5 La meccanica quantistica e l'atomo 301

Soluzione dell'equazione di Schrödinger per l'atomo di idrogeno 301 Una spiegazione per gli spettri atomici 304

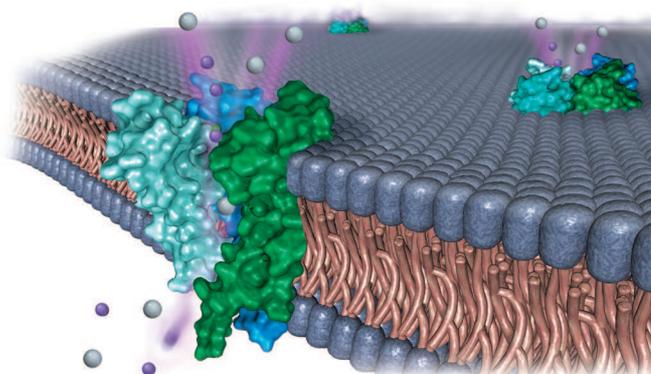
7.6 La forma degli orbitali atomici 307

Orbitale s ($l = 0$) 307 Orbitali p ($l = 1$) 310
Orbitali d ($l = 2$) 310 Orbitali f ($l = 3$) 310
La fase degli orbitali 311 La forma degli atomi 312

CAPITOLO IN SINTESI Quiz di autoverifica 312 Parole chiave 313 Concetti chiave 313 Equazioni e relazioni chiave 314 Obiettivi di apprendimento 314

ESERCIZI Domande di riepilogo 315 Esercizi per argomento 316 Problemi di riepilogo 316 Problemi sfida 317 Problemi concettuali 317 Problemi per gruppi di lavoro 318 Interpretazione e analisi dei dati 318

8 Proprietà periodiche degli elementi 320



8.1 La trasmissione del segnale nervoso 321

8.2 Lo sviluppo della tavola periodica 322

8.3 Configurazioni elettroniche: come gli elettroni occupano gli orbitali 323

Spin elettronico e principio di esclusione di Pauli 324 Suddivisione dell'energia dei sottolivelli negli atomi multielettronici 325 Configurazione elettronica degli atomi multielettronici 328

8.4 Configurazioni elettroniche, elettroni di valenza e tavola periodica 331

Blocchi di riempimento orbitalico nella tavola periodica 332 Scrivere la configurazione elettronica di un elemento a partire dalla sua posizione nella tavola periodica 333 Gli elementi di transizione e di transizione interna 334

8.5 Il potere esplicativo del modello quantomeccanico 335

8.6 Andamento periodico delle dimensioni atomiche e della carica nucleare effettiva 336

Carica nucleare effettiva 337 Raggi atomici ed elementi di transizione 339

8.7 Ioni: configurazione elettronica, proprietà magnetiche, raggio ionico ed energia di ionizzazione 341

Configurazioni elettroniche e proprietà magnetiche degli ioni 341 Raggi ionici 343 Energia di ionizzazione 345 Andamento dell'energia di prima ionizzazione 345 Eccezioni nell'andamento

dell'energia di prima ionizzazione 347
Andamento dell'energia di seconda ionizzazione e successive 348

8.8 Affinità elettronica e carattere metallico 349
Affinità elettronica 349 Carattere metallico 350

8.9 Alcuni esempi di proprietà chimiche periodiche: metalli alcalini, alogeni e gas nobili 353
I metalli alcalini (gruppo 1A) 353 Gli alogeni (gruppo 7A) 354 I gas nobili (gruppo 8A) 355

CAPITOLO IN SINTESI Quiz di autoverifica 356 Parole chiave 357 Concetti chiave 358 Equazioni e relazioni chiave 358 Obiettivi di apprendimento 359

ESERCIZI Domande di riepilogo 359 Esercizi per argomento 360 Problemi di riepilogo 361 Problemi sfida 362 Problemi concettuali 362 Problemi per gruppi di lavoro 362 Interpretazione e analisi dei dati 363

9 Legame chimico I: teoria di Lewis 364

9.1 Modelli di legame e farmaci per l'AIDS 365

9.2 Tipi di legami chimici 366

9.3 Rappresentazione a punti degli elettroni di valenza 368

9.4 Legame ionico: strutture di Lewis ed energie reticolari 369

Legame ionico e trasferimento di elettroni 369
Energie reticolari: il resto della storia 370
Il ciclo di Born-Haber 370 Andamenti nelle energie reticolari: dimensione degli ioni 373
Andamenti nelle energie reticolari: carica degli ioni 373 Legame ionico: modelli e realtà 374

Chimica e Medicina I composti ionici in medicina 375

9.5 Legame covalente: strutture di Lewis 376

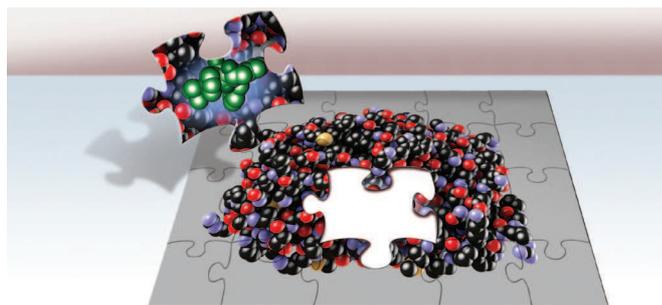
Legami covalenti singoli 376 Legami covalenti doppi e tripli 376 Legame covalente: modelli e realtà 377

9.6 Elettronegatività e polarità del legame 378

Elettronegatività 379 Polarità del legame, momento di dipolo e percentuale di carattere ionico 380

9.7 Strutture di Lewis dei composti molecolari e degli ioni poliatomici 382

Scrivere le strutture di Lewis per i composti molecolari 382 Scrivere le strutture di Lewis per gli ioni poliatomici 384



9.8 Risonanza e carica formale 384

La risonanza 384 La carica formale 386

9.9 Eccezioni alla regola dell'ottetto: specie con elettroni dispari, ottetti incompleti ed ottetti espansi 389

Specie con elettroni dispari 390 Ottetti incompleti 390

Chimica nell'ambiente I radicali liberi e l'aspirapolvere dell'atmosfera 391

Ottetti espansi 392

9.10 Energie di legame e lunghezze di legame 393

Energia di legame 394 Utilizzo delle energie medie di legame per stimare le variazioni di entalpia nelle reazioni 395 Lunghezze di legame 396

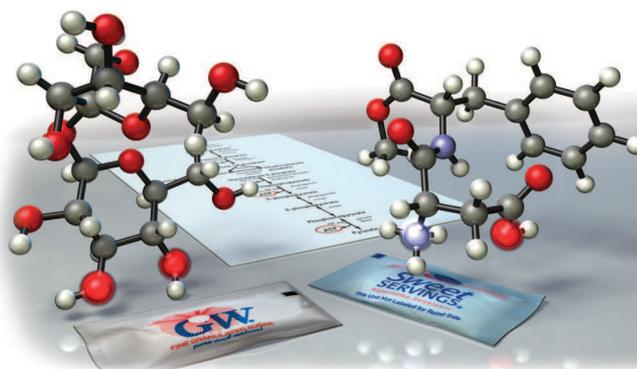
9.11 Il legame nei metalli: il modello del mare di elettroni 397

Chimica nell'ambiente La struttura di Lewis dell'ozono 398

CAPITOLO IN SINTESI Quiz di autoverifica 399 Parole chiave 400 Concetti chiave 400 Equazioni e relazioni chiave 401 Obiettivi di apprendimento 401

ESERCIZI Domande di riepilogo 402 Esercizi per argomento 402 Problemi di riepilogo 403 Problemi sfida 404 Problemi concettuali 404 Problemi per gruppi di lavoro 404 Interpretazione e analisi dei dati 405

10 Legame chimico II: forma delle molecole, teoria del legame di valenza e teoria dell'orbitale molecolare 406



10.1 Dolcificanti artificiali: ingannati dalla forma delle molecole 407

10.2 Teoria VSEPR: le cinque forme fondamentali 408

Due gruppi di elettroni: geometria lineare 409 Tre gruppi di elettroni: geometria trigonale planare 409 Quattro gruppi di elettroni: geometria tetraedica 409 Cinque gruppi di elettroni: geometria trigonale bipyramidale 411 Sei gruppi di elettroni: geometria ottaedrica 411

10.3 Teoria VSEPR: l'effetto delle coppie solitarie 412

Quattro gruppi di elettroni con coppie solitarie 412 Cinque gruppi di elettroni con coppie solitarie 414 Sei gruppi di elettroni con coppie solitarie 415

- 10.4 Teoria VSEPR: prevedere le geometrie molecolari** 417
Rappresentare le geometrie molecolari sulla carta 419 Prevedere la forma di molecole più grandi 419
- 10.5 Forma delle molecole e polarità** 420
Somma di vettori 422
La chimica nella vita di tutti i giorni Come funziona il sapone 424
- 10.6 Teoria del legame di valenza: sovrapposizione degli orbitali nei legami chimici** 425
- 10.7 Teoria del legame di valenza: ibridazione degli orbitali atomici** 427
Ibridazione sp^3 428 Ibridazione sp^2 e legami doppi 430
La chimica nella vita di tutti i giorni La chimica della visione 434
Ibridazione sp e legami tripli 434 Ibridazione sp^3d e sp^3d^2 436 Scrivere gli schemi di ibridazione e di legame 437
- 10.8 Teoria dell'orbitale molecolare: delocalizzazione degli elettroni** 440
Combinazione lineare di orbitali atomici (LCAO) 441 Molecole biatomiche omonucleari del secondo periodo 445 Molecole biatomiche eteronucleari del secondo periodo 450 Molecole poliatomiche 452

CAPITOLO IN SINTESI Quiz di autoverifica 453 Parole chiave 454 Concetti chiave 454 Equazioni e relazioni chiave 454 Obiettivi di apprendimento 455

ESERCIZI Domande di riepilogo 455 Esercizi per argomento 456 Problemi di riepilogo 457 Problemi sfida 458 Problemi concettuali 458 Problemi per gruppi di lavoro 458 Interpretazione e analisi dei dati 459

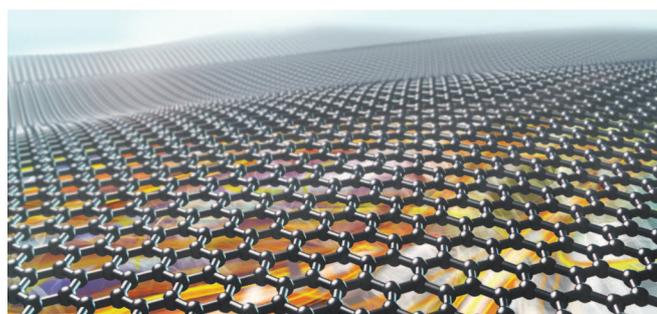
11 Liquidi, solidi e forze intermolecolari 460

- 11.1 L'acqua in assenza di gravità** 461
- 11.2 Solidi, liquidi e gas: un confronto molecolare** 462
Differenze tra gli stati della materia 462 Cambiamenti di stato 464
- 11.3 Forze intermolecolari: le forze che tengono insieme gli stati condensati** 465
Le forze di dispersione 466
Le forze dipolo-dipolo 468
I legami idrogeno 471 Le forze ione-dipolo 473
Chimica e Medicina Legami idrogeno nel DNA 474



- 11.4 Forze intermolecolari in azione: tensione superficiale, viscosità e azione capillare** 475
La tensione superficiale 475 La viscosità 477 L'azione capillare 477
La chimica nella vita di tutti i giorni Viscosità e olio motore 477
- 11.5 Vaporizzazione e pressione di vapore** 478
Il processo di vaporizzazione 478 L'energia di vaporizzazione 479 Pressione di vapore ed equilibrio dinamico 481 Il punto critico: la transizione ad uno stato inusuale della materia 487
- 11.6 Sublimazione e fusione** 488
Sublimazione 488 Fusione 489 Energetica dei processi di fusione e solidificazione 489
- 11.7 La curva di riscaldamento dell'acqua** 490
- 11.8 I diagrammi di fase** 493
Le caratteristiche principali di un diagramma di fase 493 Navigazione in un diagramma di fase 494 Il diagramma di fase di alcune sostanze 495
- 11.9 L'acqua: una sostanza straordinaria** 496
Chimica nell'ambiente Inquinamento dell'acqua 497
- CAPITOLO IN SINTESI** Quiz di autoverifica 498 Parole chiave 499 Concetti chiave 499 Equazioni e relazioni chiave 500 Obiettivi di apprendimento 500
- ESERCIZI** Domande di riepilogo 500 Esercizi per argomento 501 Problemi di riepilogo 502 Problemi sfida 502 Problemi concettuali 502 Interpretazione e analisi dei dati 503

12 Solidi e materiali moderni 504



- 12.1 Esperimenti del venerdì notte: la scoperta del grafene** 505
- 12.2 Cristallografia a raggi X** 506
- 12.3 Celle elementari e strutture di base** 509
Celle elementari cubiche 509 Strutture a impaccamento compatto 515
- 12.4 I tipi fondamentali di solidi cristallini** 516
Solidi molecolari 517
La chimica nella vita di tutti i giorni Il cioccolato, un materiale che si mangia 518
Solidi ionici 519 Solidi atomici 519
- 12.5 La struttura dei solidi ionici** 520
- 12.6 Solidi atomici a reticolo covalente: il carbonio e i silicati** 522
Il carbonio 522 I silicati 525

- 12.7 Ceramiche, cemento e vetro** 525
Le ceramiche 525 Il cemento 526 Il vetro 527
- 12.8 Semiconduttori e teoria delle bande** 527
Orbitali molecolari ed energia delle bande 527
Drogaggio: controllo della conducibilità dei semiconduttori 529
- 12.9 Polimeri e plastiche** 529
La chimica nella vita di tutti i giorni Il Kevlar 532
- CAPITOLO IN SINTESI** Quiz di autoverifica 532 Parole chiave 533 Concetti chiave 534 Equazioni e relazioni chiave 534 Obiettivi di apprendimento 535
- ESERCIZI** Domande di riepilogo 535 Esercizi per argomento 536 Problemi di riepilogo 537 Problemi sfida 538 Problemi concettuali 538 Problemi per gruppi di lavoro 538 Interpretazione e analisi dei dati 538

13 Le soluzioni 540

- 13.1 Soluzioni assetanti: perché non si deve bere l'acqua di mare** 541



- 13.2 Tipi di soluzioni e solubilità** 543
La tendenza della natura a miscelare: l'entropia 544
L'effetto delle forze intermolecolari 544
- 13.3 Energetica della formazione delle soluzioni** 547
Variazioni di energia nella formazione delle soluzioni 548 Soluzioni acquose e calore di idratazione 549
- 13.4 Equilibrio delle soluzioni e fattori che influenzano la solubilità** 551
La solubilità dei solidi dipende dalla temperatura 552 Fattori che influenzano la solubilità dei gas in acqua 553
- 13.5 Modi per esprimere la concentrazione delle soluzioni** 555
Chimica nell'ambiente Il lago Nyos 556
Molarità 556 Molalità 558 Parti in massa e parti in volume 558 Le parti in massa (o in volume) nei calcoli 558 Frazione molare e percentuale in moli 559
Chimica nell'ambiente La sporca dozzina 560
- 13.6 Proprietà colligative: abbassamento della pressione di vapore e del punto di congelamento, innalzamento del punto di ebollizione, pressione osmotica** 563

- Abbassamento della pressione di vapore 563
Pressione di vapore delle soluzioni contenenti un soluto volatile (non elettrolita) 567
Abbassamento del punto di congelamento e innalzamento del punto di ebollizione 570
La chimica nella vita di tutti i giorni L'antigelo nelle rane 573
Pressione osmotica 573

- 13.7 Proprietà colligative delle soluzioni di elettroliti forti** 575

- Elettroliti forti e pressione di vapore 576
Proprietà colligative e soluzioni medicali 577

- 13.8 I colloidi** 578

- CAPITOLO IN SINTESI** Quiz di autoverifica 581 Parole chiave 582 Concetti chiave 582 Equazioni e relazioni chiave 583 Obiettivi di apprendimento 583

- ESERCIZI** Domande di riepilogo 584 Esercizi per argomento 585 Problemi di riepilogo 586 Problemi sfida 587 Problemi concettuali 587 Problemi per gruppi di lavoro 588 Interpretazione e analisi dei dati 588

14 Cinetica chimica 590

- 14.1 A caccia di lucertole** 591
- 14.2 Velocità delle reazioni chimiche** 592
Definizione di velocità di reazione 593 Misura delle velocità di reazione 595
- 14.3 Legge cinetica: effetto della concentrazione sulla velocità di reazione** 597
I tre comuni ordini di reazione ($n = 0, 1$ e 2) 597
Determinazione dell'ordine di reazione 598
Ordine di reazione con più di un reagente 600
- 14.4 Legge cinetica integrata: come varia la concentrazione nel tempo** 602
La legge cinetica integrata 602 Tempo di dimezzamento di una reazione 606
- 14.5 Effetto della temperatura sulla velocità di reazione** 610
L'energia di attivazione, il fattore di frequenza e il fattore esponenziale 611 I grafici di Arrhenius: misure sperimentali del fattore di frequenza e dell'energia di attivazione 612 Il modello delle collisioni: uno sguardo più da vicino al fattore di frequenza 615



14.6 I meccanismi di reazione 616

Leggi cinetiche per gli stadi elementari 617 Stadio determinante la velocità e leggi cinetiche delle reazioni complessive 618 Meccanismi con uno stadio iniziale veloce 619

14.7 La catalisi 621

Catalisi omogenea ed eterogenea 623 Gli enzimi sono catalizzatori biologici 624

Chimica e Medicina *Il ruolo della chimotripsina nella digestione* 626

CAPITOLO IN SINTESI Quiz di autoverifica 627 Parole chiave 629 Concetti chiave 629 Equazioni e relazioni chiave 630 Obiettivi di apprendimento 630

ESERCIZI Domande di riepilogo 631 Esercizi per argomento 631 Problemi di riepilogo 634 Problemi sfida 635 Problemi concettuali 635 Problemi per gruppi di lavoro 636 Interpretazione e analisi dei dati 636

15 L'equilibrio chimico 638

15.1 Emoglobina fetale ed equilibrio chimico 639

15.2 Il concetto di equilibrio dinamico 641

15.3 La costante di equilibrio 644

Espressione della costante di equilibrio per una reazione chimica 644 Il significato della costante di equilibrio 645

Chimica e Medicina *Vita ed equilibrio* 646

Relazioni tra la costante di equilibrio e l'equazione chimica 647

15.4 L'espressione della costante di equilibrio in termini di pressione 648

Relazione tra K_p e K_c 649 Unità di misura della costante di equilibrio 650

15.5 Equilibri eterogenei: reazioni che coinvolgono solidi e liquidi 651

15.6 Calcolo della costante di equilibrio da misure di concentrazioni all'equilibrio 652

15.7 Il quoziente di reazione: come prevedere la direzione di una reazione 655

15.8 Calcolo delle concentrazioni all'equilibrio 657

Calcolare le concentrazioni all'equilibrio conoscendo la costante di equilibrio e tutte le concentrazioni dei reagenti e dei prodotti all'equilibrio tranne una 658

Calcolare le concentrazioni all'equilibrio conoscendo la costante di equilibrio e le concentrazioni o le pressioni iniziali 659

Approssimazioni accettabili nei problemi sugli equilibri chimici 663

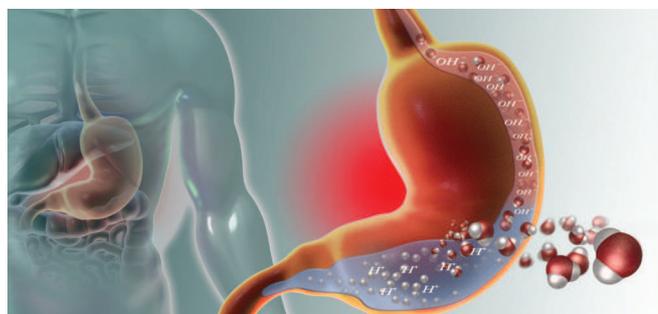
15.9 Il principio di Le Châtelier: come un sistema all'equilibrio reagisce ad una sollecitazione esterna 667

Effetto di una variazione di concentrazione sull'equilibrio chimico 668 Effetto di una variazione di volume (o di pressione) 670 Effetto di una variazione di temperatura 672

CAPITOLO IN SINTESI Quiz di autoverifica 674 Parole chiave 675 Concetti chiave 675 Equazioni e relazioni chiave 676 Obiettivi di apprendimento 677

ESERCIZI Domande di riepilogo 677 Esercizi per argomento 678 Problemi di riepilogo 680 Problemi sfida 681 Problemi concettuali 681 Problemi per gruppi di lavoro 682 Interpretazione e analisi dei dati 682

16 Acidi e basi 684



16.1 Il bruciore di stomaco 685

16.2 Natura degli acidi e delle basi 686

16.3 Definizione di acidi e basi 688

La teoria acido-base di Arrhenius 688 La teoria acido-base di Brønsted-Lowry 689

16.4 Forza degli acidi e costante di ionizzazione acida 691

Acidi forti 691 Acidi deboli 692 La costante di ionizzazione acida (K_a) 693

16.5 Autoionizzazione dell'acqua e pH 694

La scala del pH: un modo per quantificare l'acidità e la basicità 696 pOH e altre scale logaritmiche 697

Chimica e Medicina *L'ulcera gastrica* 698

16.6 Calcolo della concentrazione di ioni H_3O^+ e pH di soluzioni di acidi forti e deboli 699

Acidi forti 699 Acidi deboli 699 Percentuale di ionizzazione di un acido debole 704 Miscele di acidi 705

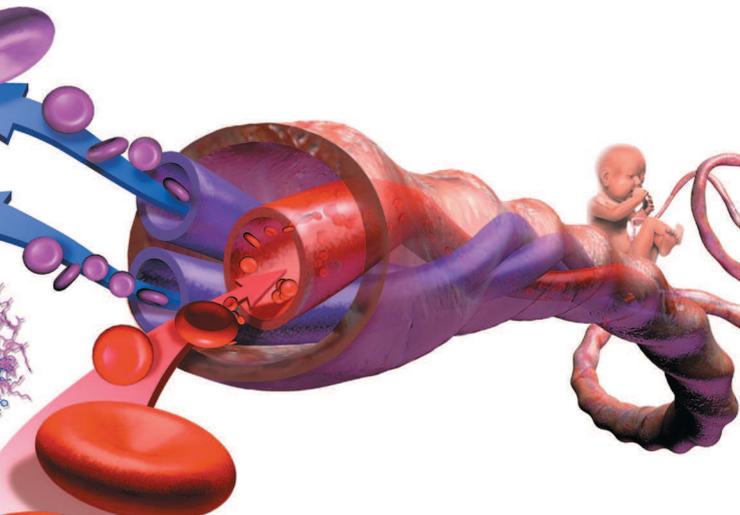
16.7 Soluzioni basiche 708

Basi forti 708 Basi deboli 708 Calcolare la concentrazione degli ioni OH^- e il pH di soluzioni basiche 710

Chimica e Medicina *Cosa c'è nel mio antiacido?* 712

16.8 Proprietà acido-base di ioni e sali 712

Anioni come basi deboli 713 Cationi come acidi deboli 716 Soluzioni saline acide, basiche o neutre 717



16.9 Acidi poliprotici 719

Calcolo del pH di soluzioni di acidi poliprotici 720
 Calcolo della concentrazione di anioni in soluzioni di acidi diprotici deboli 722

16.10 Forza degli acidi e struttura molecolare 724

Acidi binari 724 Ossiacidi 725

16.11 Acidi e basi di Lewis 726

Molecole con caratteristiche acide secondo Lewis 726
 Cationi che si comportano da acidi di Lewis 727

16.12 Le piogge acide 727

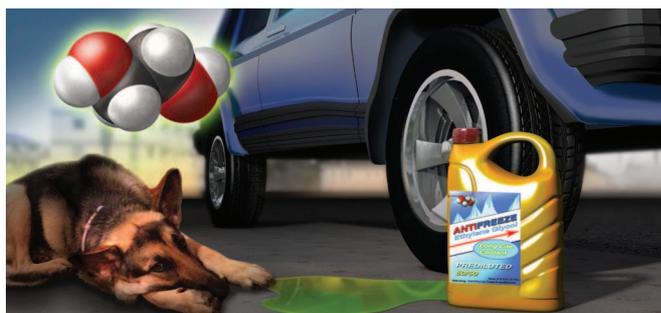
Effetti delle piogge acide 728 Legislazione e piogge acide 729

CAPITOLO IN SINTESI Quiz di autoverifica 729 Parole chiave 730 Concetti chiave 730 Equazioni e relazioni chiave 731 Obiettivi di apprendimento 732

ESERCIZI Domande di riepilogo 732 Esercizi per argomento 733 Problemi di riepilogo 735 Problemi sfida 736 Problemi concettuali 736 Problemi per gruppi di lavoro 736 Interpretazione e analisi dei dati 736

17 Equilibri ionici in soluzione acquosa

738

**17.1 Il pericolo dei prodotti antigelo** 739**17.2 I tamponi: soluzioni che si oppongono alle variazioni di pH** 740

Calcolo del pH di una soluzione tampone 742
 L'equazione di Henderson-Hasselbalch 743
 Calcolo delle variazioni di pH in una soluzione tampone 746 Soluzione tampone di una base con il suo acido coniugato 750

17.3 Azione tamponante: intervallo d'azione e potere tampone 751

Quantità relative dell'acido e della sua base coniugata 751 Concentrazioni assolute dell'acido debole e della sua base coniugata 752 Intervallo d'azione di un tampone 753 Potere tampone 754

Chimica e Medicina L'azione del tampone ematico 754

17.4 Curve di titolazione e pH 755

Titolazione di un acido forte con una base forte 756 Titolazione di un acido debole con una base forte 760 Titolazione di una base debole con un acido forte 765 Titolazione di un acido poliprotico 765 Indicatori: colorazioni che dipendono dal pH 766

17.5 Equilibri di solubilità e costante del prodotto di solubilità 769

K_{ps} e solubilità molare 769

La chimica nella vita di tutti i giorni *Le acque dure* 771

Valore di K_{ps} e solubilità relativa 772 Effetto dello ione comune sulla solubilità 772 Effetto del pH sulla solubilità 774

17.6 Reazioni di precipitazione 775

Precipitazione frazionata (o selettiva) 776

17.7 Analisi chimica qualitativa 778

Gruppo 1: cloruri insolubili 779 Gruppo 2: solfuri acidi insolubili 779 Gruppo 3: solfuri basici insolubili e idrossidi 780 Gruppo 4: fosfati insolubili 780 Gruppo 5: ioni metallici alcalini e NH_4^+ 780

17.8 Equilibri che coinvolgono ioni complessi 781

Effetto della formazione di ioni complessi sulla solubilità 783 Solubilità di idrossidi metallici anfoteri 784

CAPITOLO IN SINTESI Quiz di autoverifica 785 Parole chiave 786 Concetti chiave 786 Equazioni e relazioni chiave 786 Obiettivi di apprendimento 786

ESERCIZI Domande di riepilogo 788 Esercizi per argomento 789 Problemi di riepilogo 791 Problemi sfida 792 Problemi concettuali 792 Problemi per gruppi di lavoro 792 Interpretazione e analisi dei dati 793

18 Energia libera e termodinamica

794

18.1 Costo energetico naturale: non si può guadagnare né andare in pareggio 795**18.2 Processi spontanei e non spontanei** 797**18.3 Entropia e seconda legge della termodinamica** 799

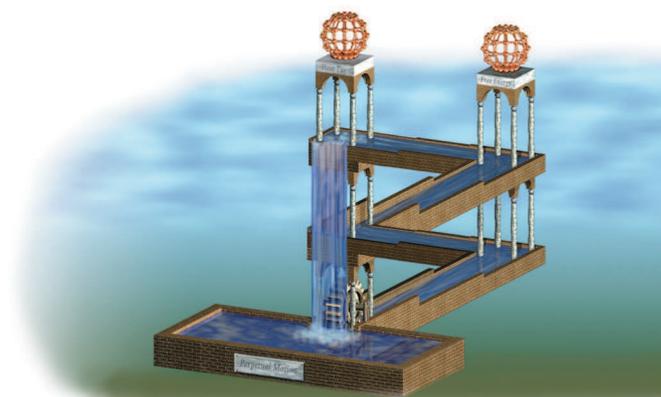
L'entropia 800 Variazione di entropia durante l'espansione di un gas 802

18.4 Variazione di entropia associata ai cambiamenti di stato 804

Entropia e cambiamenti di stato: il concetto 805 Entropia e cambiamenti di stato: il calcolo 806

18.5 Trasferimento di calore e variazioni di entropia dell'ambiente 808

ΔS_{amb} dipende dalla temperatura 809 Calcolo delle variazioni di entropia nell'ambiente 810



- 18.6 L'energia libera di Gibbs** 811
Effetto di ΔH , ΔS e T sulla spontaneità 812
- 18.7 Variazioni di entropia nelle reazioni chimiche: calcolo di $\Delta S^\circ_{\text{reaz}}$** 815
Definizione di stato standard e di variazione di entropia standard 815 Entropia molare standard e terza legge della termodinamica 815
Calcolo della variazione di entropia standard per una reazione ($\Delta S^\circ_{\text{reaz}}$) 819
- 18.8 Variazioni di energia libera nelle reazioni chimiche: calcolo di $\Delta G^\circ_{\text{reaz}}$** 819
Calcolo delle variazioni di energia libera con $\Delta G^\circ_{\text{reaz}} = \Delta H^\circ_{\text{reaz}} - T \Delta S^\circ_{\text{reaz}}$ 820 Calcolo di $\Delta G^\circ_{\text{reaz}}$ dai valori tabulati dell'energia libera di formazione 821 Calcolo di $\Delta G^\circ_{\text{reaz}}$ per una reazione a stadi dalla variazione di energia libera di ogni stadio 823
La chimica nella vita di tutti i giorni *Rendere spontaneo un processo non spontaneo* 823
Perché l'energia libera è "libera" 824
- 18.9 Variazioni di energia libera per stati non standard: relazione tra $\Delta G^\circ_{\text{reaz}}$ e ΔG_{reaz}** 826
Stati standard e stati non standard 826 Variazione di energia libera per una reazione in condizioni non standard 826
- 18.10 Energia libera ed equilibrio: relazione tra $\Delta G^\circ_{\text{reaz}}$ e costante di equilibrio** 829
La relazione tra $\Delta G^\circ_{\text{reaz}}$ e K 829 La costante di equilibrio dipende dalla temperatura 831
- CAPITOLO IN SINTESI** Quiz di autoverifica 832 Parole chiave 833 Concetti chiave 833 Equazioni e relazioni chiave 834 Obiettivi di apprendimento 834
- ESERCIZI** Domande di riepilogo 835 Esercizi per argomento 836 Problemi di riepilogo 837 Problemi sfida 838 Problemi concettuali 838 Problemi per gruppi di lavoro 838 Interpretazione e analisi dei dati 839

19 Elettrochimica 840

- 19.1 Scollegare la spina dalla rete elettrica** 841
- 19.2 Bilanciare le reazioni di ossido-riduzione** 842
- 19.3 Celle voltaiche (o galvaniche): produrre corrente elettrica da reazioni chimiche spontanee** 845
La cella voltaica 846 Corrente e differenza di potenziale 847 Anodo, catodo e ponte salino 848 Rappresentazione di una cella elettrochimica 849

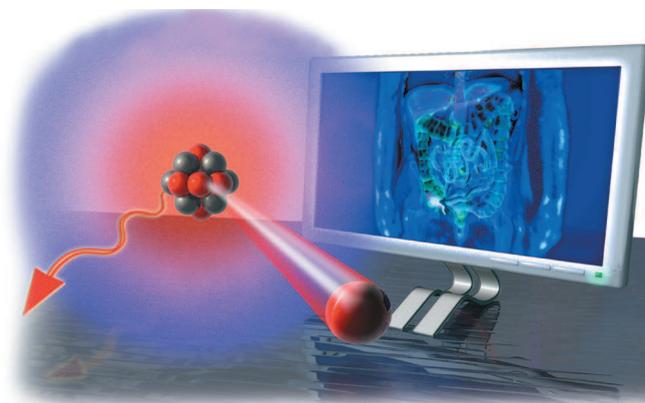


- 19.4 Potenziale standard di elettrodo** 850
Prevedere la direzione spontanea di una reazione di ossido-riduzione 854 Prevedere se un metallo si scioglie in un acido 857
- 19.5 Potenziale di cella, energia libera e costante di equilibrio** 857
La relazione tra ΔG° e E°_{cella} 858 La relazione tra E°_{cella} e K 860
- 19.6 Potenziale di cella e concentrazione** 861
Potenziale di cella in condizioni non standard: l'equazione di Nernst 861 Celle a concentrazione 864
Chimica e Medicina *Celle a concentrazione nelle cellule nervose umane* 866
- 19.7 Batterie: usare la chimica per produrre elettricità** 866
Batterie a secco 866 Batterie al piombo-acido 867 Altre batterie ricaricabili 868 Celle a combustibile 869
La chimica nella vita di tutti i giorni *L'etilometro a cella a combustibile* 870
- 19.8 Elettrolisi: indurre reazioni chimiche non spontanee con la corrente elettrica** 870
Prevedere i prodotti di elettrolisi 873 Stechiometria dell'elettrolisi 876
- 19.9 Corrosione: reazioni di ossido-riduzione indesiderate** 877
Corrosione del ferro 878 Come si può prevenire la corrosione del ferro 879

CAPITOLO IN SINTESI Quiz di autoverifica 879 Parole chiave 880 Concetti chiave 881 Equazioni e relazioni chiave 882 Obiettivi di apprendimento 882

ESERCIZI Domande di riepilogo 882 Esercizi per argomento 883 Problemi di riepilogo 885 Problemi sfida 886 Problemi concettuali 886 Problemi per gruppi di lavoro 886 Interpretazione e analisi dei dati 886 Risposte a Verifica dei concetti 887

20 Chimica nucleare e radioattività



- 20.1 Diagnosi dell'appendicite**
- 20.2 La scoperta della radioattività**
- 20.3 Tipi di decadimento radioattivo**
Decadimento alfa (α) Decadimento beta (β)
Emissione di raggi gamma (γ) Emissione di positroni Cattura elettronica

- 20.4 La valle di stabilità: prevedere il tipo di decadimento radioattivo**
Numeri magici Serie di decadimenti radioattivi
- 20.5 Rivelare la radioattività**
- 20.6 Cinetica del decadimento radioattivo e datazione radiometrica**
Legge integrata di velocità Datazione con il radiocarbonio: utilizzare la radioattività per misurare l'età di fossili e manufatti
La chimica nella vita di tutti i giorni Datazione della Sindone con il radiocarbonio
Datazione in base al rapporto uranio/piombo
- 20.7 La scoperta della fissione: la bomba atomica e l'energia nucleare**
Il Progetto Manhattan Energia nucleare: uso della fissione per generare elettricità I problemi dell'energia nucleare
- 20.8 Convertire la massa in energia: difetto di massa ed energia di legame nucleare**
Difetto di massa ed energia di legame nucleare
La curva dell'energia di legame nucleare
- 20.9 Fusione nucleare: l'energia del Sole**
- 20.10 Trasmutazioni nucleari ed elementi transuranici**
- 20.11 Effetti delle radiazioni sugli organismi**
Danni da radiazioni acute Aumentato rischio di cancro Effetti genetici
Misura dell'esposizione alle radiazioni
- 20.12 Radioattività in medicina e altre applicazioni**
Diagnosi in medicina Radioterapia in medicina Altre applicazioni
- CAPITOLO IN SINTESI** Parole chiave Concetti chiave Equazioni e relazioni chiave Obiettivi di apprendimento
- ESERCIZI** Domande di riepilogo Esercizi per argomento Problemi di riepilogo Problemi sfida Problemi concettuali Risposte a Verifica dei concetti
- Appendice I** Operazioni matematiche comuni in chimica A-1
- Appendice II** Dati per il calcolo chimico A-5
- Appendice III** Risposte agli Esercizi 0
- Appendice IV** Risposte agli Esercizi di prova 0
- Glossario** G-1
- Indice analitico** I-1

PREFAZIONE

Agli studenti

Ora che iniziate questo corso, vorrei invitarvi a pensare alle ragioni che vi hanno portato ad iscrivervi. Perché studiare la chimica generale? O, più in generale, perché avete scelto di iscrivervi all'università? Se siete come la maggior parte degli studenti universitari che seguono il corso di chimica generale, la vostra risposta sarà che fa parte del vostro corso di laurea, e avete scelto l'università per avere maggiori probabilità di trovare lavoro in futuro. Queste sono senz'altro ottime ragioni, ma vorrei suggerirne una ancora migliore. Io penso che l'obiettivo principale dei vostri studi è di prepararvi a *vivere una vita bella*. Conoscere la chimica è importante non per quello che vi permetterà di ottenere ma per l'effetto che avrà su di voi. Io credo che la chimica sia una fonte importante di felicità e di soddisfazione. Spiegherò meglio questo concetto.

Comprendere la chimica vi aiuta a vivere appieno la vostra vita per due ragioni fondamentali. La prima è *intrinseca*: se capite la chimica siete in grado di apprezzare nel profondo quanto ricco e straordinario sia il mondo. La seconda ragione è *estrinseca*: comprendere la chimica fa di voi dei cittadini più informati, e vi permette di affrontare molti dei problemi della vita di ogni giorno. In altri termini, comprendere la chimica vi rende delle persone più profonde e più ricche, e rende il vostro paese e il mondo stesso un posto migliore in cui vivere. Queste motivazioni sono il fondamento dell'educazione sin dagli inizi della civiltà.

In che modo la chimica vi prepara per una vita più completa e vi rende cittadini più coscienti? Per rispondere utilizzerò due esempi. Il primo è tratto dalla prima pagina del Capitolo 1 di questo libro. Qual è l'idea più importante in tutta la conoscenza scientifica? La mia risposta è la seguente: il comportamento della materia è determinato dalle proprietà di atomi e molecole. Questa semplice affermazione è la ragione per cui io amo la chimica. Noi esseri umani siamo stati capaci di studiare le sostanze che compongono il mondo che ci circonda e di spiegarne il comportamento facendo riferimento a particelle inimmaginabilmente piccole. Se non avete mai realizzato quanto il mondo che siamo in grado di vedere dipenda dal mondo che non possiamo vedere, avete ignorato una verità fondamentale sul nostro universo. Non aver mai incontrato questa verità è come non aver mai letto un'opera di Shakespeare o non aver mai visto una scultura di Michelangelo – o non sapere che la Terra è rotonda. Vi siete privati di un'esperienza stupefacente e indimenticabile del mondo e della capacità umana di comprenderlo.

Il secondo esempio mostra in che modo conoscere la scienza vi permette di essere dei cittadini migliori. Sebbene concordi ampiamente con il movimento ambientalista, una mancanza di conoscenze scientifiche all'interno di alcuni settori del movimento, e la conseguente reazione antiambien-

talista, creano una confusione che impedisce il vero progresso e apre le porte a quelle che potrebbero essere politiche malinformate. Per esempio, ho sentito esperti conservatori affermare che i vulcani emettono più diossido di carbonio – il più importante gas serra – rispetto alla combustione dei derivati del petrolio. Ho sentito anche un ambientalista liberale dire che bisogna smettere di usare la lacca per capelli perché causa buchi nello strato di ozono che condurranno al riscaldamento globale. L'affermazione relativa ai vulcani può essere confutata con gli strumenti elementari che apprenderete nel Capitolo 4 di questo libro. Si può facilmente dimostrare che i vulcani emettono solo un cinquantesimo del CO₂ prodotto dalla combustione dei derivati del petrolio. Per quanto riguarda invece la lacca per capelli che ridurrebbe lo strato di ozono portando al riscaldamento globale, i clorofluorocarburi, implicati nella riduzione dello strato di ozono, sono stati banditi dal 1978; inoltre, la riduzione dello strato di ozono non ha nulla a che vedere con il riscaldamento globale. Per interessi particolari, o personali, le persone possono distorcere la verità di fronte ad un pubblico malinformato, ed è questa la ragione per cui abbiamo bisogno di essere ben documentati.

Questi sono i motivi per cui io penso che sia importante studiare questa materia. Non solo per completare il vostro corso di studi, o per avere un buon lavoro in futuro, ma perché vi aiuterà a condurre una vita più completa e a rendere il mondo un posto migliore per tutti. Vi faccio i miei migliori auguri mentre vi apprestate ad intraprendere il viaggio per comprendere il mondo a livello molecolare. Ciò che ne trarrete ripagherà ampiamente i vostri sforzi.

Ai docenti

L'obiettivo del libro è *offrire una trattazione rigorosa e accessibile della chimica generale, nel contesto di rilevanza*. Insegnare la chimica generale sarebbe più semplice se tutti gli studenti avessero la medesima preparazione e le stesse capacità. Purtroppo non è così. Pur insegnando in un ambiente relativamente selettivo, i miei corsi sono frequentati da studenti con un livello di preparazione e capacità estremamente vari. La sfida, io credo, è quella di trovare il modo di istruire e stimolare gli studenti migliori senza perdere quelli con preparazione e capacità minori. La mia strategia è sempre stata di fissare un livello relativamente alto, e di offrire allo stesso tempo la motivazione e il supporto necessari per raggiungere tale livello. Questa è esattamente la filosofia di questo libro. Non si può rinunciare ad essere rigorosi per rendere la chimica più accessibile agli studenti. In questo libro ho lavorato per combinare rigore e accessibilità in modo da realizzare un testo i cui contenuti non siano diluiti ma che sia utilizzabile e comprensibile da qualsiasi studente che compia lo sforzo necessario.

Chimica: un approccio molecolare è innanzitutto un libro rivolto agli studenti. Il mio obiettivo è di motivare gli studenti a raggiungere il livello più alto possibile. Come sappiamo tutti, molti studenti studiano la chimica generale perché fa parte del loro corso di studi e non sembrano vedere il nesso tra quanto apprendono e la loro vita o la carriera che intendono seguire. *Chimica: un approccio molecolare* si sforza di mostrare tale nesso in modo coerente ed efficace. Diversamente da altri libri, che spesso insegnano la chimica come qualcosa che avviene solo in laboratorio o in ambito industriale, questo testo insegna la chimica nel contesto di rilevanza, mostrando agli studenti perché la chimica è importante per loro, per la loro futura carriera e per il loro mondo.

In secondo luogo, *Chimica: un approccio molecolare* è un libro guidato da intenti pedagogici. Nel cercare di sviluppare la capacità degli studenti di risolvere problemi, è applicato sempre il medesimo approccio (Impostazione, Strategia, Risoluzione, Verifica), in genere in un formato a due o tre colonne. Nel formato a due colonne, la colonna a sinistra spiega agli studenti come analizzare il problema e individuare la strategia di risoluzione. Inoltre elenca i passaggi della procedura di risoluzione, spiegando il ragionamento sottostante, mentre la colonna a destra mostra lo svolgimento di ciascun passaggio. Nel formato a tre colonne, quella a sinistra illustra la procedura generale per risolvere un'importante categoria di problemi, che è poi applicata a due esempi mostrati di fianco. Questo approccio permette agli studenti di tenere sott'occhio la procedura generale e i modi leggermente diversi in cui può essere applicata a seconda del contesto. L'obiettivo è di aiutare gli studenti a comprendere sia il concetto al cuore del problema (attraverso la formulazione di un'impostazione per ciascun problema) che la risoluzione del problema.

In terzo luogo, *Chimica: un approccio molecolare* è un libro visivo. Ovunque possibile, sono utilizzate immagini per aiutare la comprensione degli studenti. Nello sviluppare i principi chimici, le immagini composte aiutano a mostrare il nesso tra i processi della vita quotidiana visibili ad occhio nudo e quello che accade a livello atomico e molecolare. Molte di queste immagini si compongono di tre parti: macroscopica, molecolare e simbolica. Questa combinazione aiuta gli studenti a vedere la relazione tra le formule che scrivono sulla carta (simbolica), il mondo che li circonda (macroscopica) e gli atomi e le molecole che lo compongono (molecolare). Inoltre, la maggior parte delle figure sono realizzate per insegnare piuttosto che per illustrare. Sono ricche di segni e annotazioni per aiutare lo studente ad afferrare i processi più importanti e i principi sottesi. Le immagini risultanti sono ricche di informazioni, ma sono anche estremamente chiare e di rapida comprensione.

In quarto luogo, *Chimica: un approccio molecolare* è un libro sul "quadro generale". All'inizio di ciascun capitolo, un breve paragrafo aiuta lo studente a vedere le relazioni principali tra gli argomenti che saranno trattati. Attraverso una narrazione puntuale e concisa, cerco di chiarire le idee fondamentali di ciascun capitolo. Periodicamente sono forniti dei riassunti in momenti selezionati della trattazione, per rendere più facile la comprensione e il ripasso dei punti

principali degli argomenti principali. Per essere sicuro che gli studenti non perdano mai di vista la foresta per gli alberi, ciascun capitolo contiene diverse sezioni *Verifica dei concetti* in cui viene chiesto loro di pensare ai concetti e risolvere i problemi senza fare calcoli. Desidero che gli studenti imparino i concetti, non che inseriscano semplicemente i numeri nelle equazioni per ottenere la risposta esatta.

Infine, *Chimica: un approccio molecolare* è un libro che presenta gli argomenti al giusto livello di approfondimento. Non penso si debbono prendere scorciatoie o diluire la disciplina per stimolare l'interesse degli studenti. Bisogna semplicemente andare loro incontro, sfidarli a raggiungere il livello più alto possibile e quindi aiutarli a farlo con gli strumenti pedagogici adeguati.

Spero che questo libro vi sia di aiuto nell'insegnamento della chimica. Sono sempre più convinto dell'importanza del nostro ruolo. Non esitate a scrivermi per qualsiasi domanda o commento relativo a questo libro.

Nivaldo J. Tro
tro@westmont.edu

Che cosa c'è di nuovo in questa edizione

Il corso è stato rivisto in modo ampio e approfondito, rispetto alla precedente edizione; inoltre contiene numerosi piccoli interventi difficili da dettagliare uno ad uno. Qui di seguito riportiamo gli interventi più significativi nel libro e nei suoi complementi:

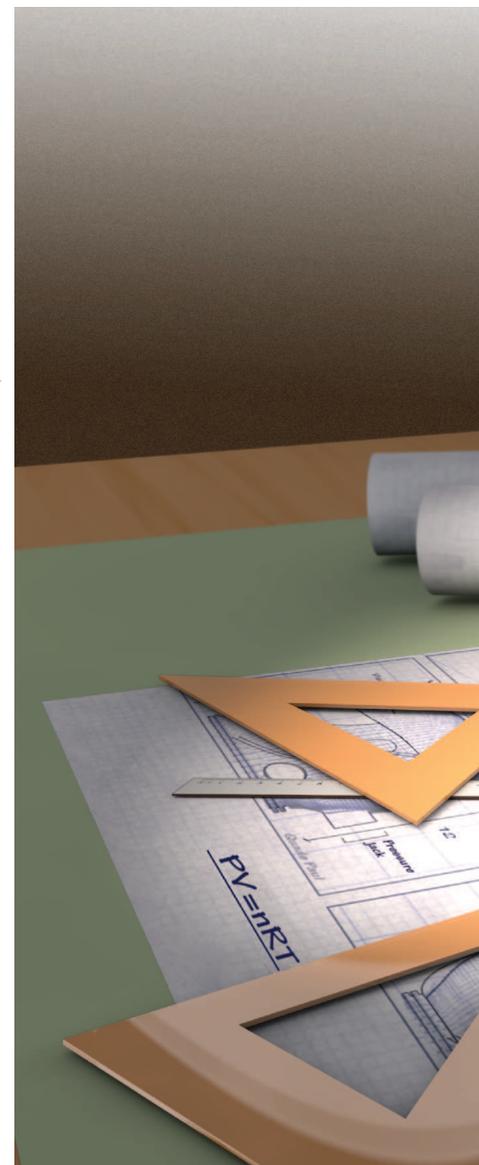
- Il nuovo Capitolo 12, dedicato ai solidi e ai materiali, raccoglie argomenti che erano sparsi in vari punti della precedente edizione del corso e li consolida con esercizi ad hoc e nuovi argomenti (nanotecnologie e nanomateriali).
- Con l'aiuto dei colleghi Thomas Greenbowe (Università dell'Oregon), Kristin Ziebert (Università dell'Oregon) e Michael Everest (Westmont College), ho inserito due nuove tipologie di esercizi di fine capitolo, pensati per sviluppare le cosiddette "competenze del XXI secolo". La prima tipologia (*Interpretazione e analisi di dati*) presenta i dati di casi reali e chiede allo studente di analizzarli. Lo scopo è quello di abituare gli studenti a leggere i grafici, maneggiare tabelle e prendere decisioni basate sui dati disponibili. Il secondo tipo di esercizi (*Problemi per gruppi di lavoro*) crea l'opportunità per lavorare in gruppo con i propri compagni (*i peer*), in classe o fuori dall'aula, con lo scopo di incoraggiare gli studenti alla risoluzione collaborativa dei problemi.
- Sono stati aggiunti circa 21 nuovi quesiti del tipo *Verifica dei concetti*.
- Tutti i dati forniti sono stati aggiornati con riferimento alle più recenti misurazioni. Si vedano, per esempio, la Figura 4.2 sul diossido di carbonio in atmosfera, la Figura 4.3 sulla temperatura globale o la Figura 14.9 sulla riduzione dello strato di ozono durante la primavera australe, e molte altre.

- Gli Esempi 4.13 (*Scrivere l'equazione di reazioni acido-base*) e 14.2 (*Determinare l'ordine e la costante di velocità di reazione*) sono stati ampliati.
- Sono stati aggiunti nuovi Esempi: 4.14 (*Scrivere l'equazione acido-base per acidi deboli*), 12.2 (*Calcolare l'efficienza di impaccamento della cella unitaria*), 12.3 (*Dalle dimensioni della cella elementare al raggio atomico*) e 18.2 (*Calcolare S per i cambiamenti di stato*).
- I paragrafi di apertura di ogni capitolo sono stati rivisti e le corrispondenti illustrazioni sono state aggiornate o rinnovate (si vedano i paragrafi 1.1, 2.1, 5.1, 16.1 e 17.1).
- È fornita una nuova definizione e spiegazione sull'entalpia di sublimazione (si veda paragrafo 11.6).
- Si è aggiunto un nuovo paragrafo sull'entropia nei cambiamenti di stato (si veda il paragrafo 18.4); il paragrafo tratta anche il concetto di processo reversibile e irreversibile.
- Sono stati aggiunti circa 40 problemi di fine capitolo (oltre ai nuovi esercizi del Capitolo 12).

I gas

Molte delle proprietà della materia, specialmente quando è sotto forma gassosa, possono essere dedotte dall'ipotesi che le sue particelle costituenti siano in rapido movimento, a velocità che aumentano con la temperatura, e che l'origine di questo movimento possa essere razionalizzata.

—JAMES CLERK MAXWELL (1831–1879)



5.1 Paracadutismo supersonico e rischio di decompressione 185

5.2 La pressione: il risultato delle collisioni tra molecole 186

5.3 Le leggi semplici dei gas: legge di Boyle, legge di Charles e legge di Avogadro 189

5.4 La legge dei gas ideali 196

5.5 Applicazioni della legge dei gas ideali: volume molare, densità e massa molare di un gas 199

5.6 Miscele gassose e pressioni parziali 202

5.7 I gas nelle reazioni chimiche: la stechiometria rivista 209

5.8 Teoria cinetica molecolare: un modello per i gas 212

5.9 Cammino libero medio, diffusione ed effusione dei gas 218

5.10 I gas reali: gli effetti dovuti alle dimensioni e alle forze intermolecolari 220

CAPITOLO IN SINTESI 225



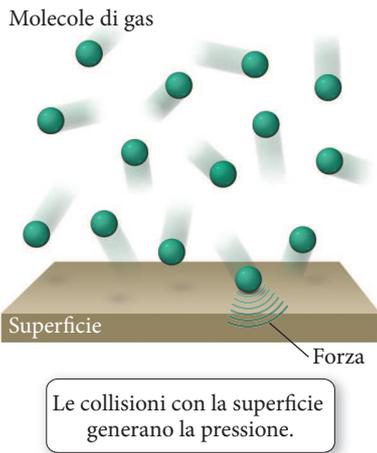
L'uomo può sopravvivere per settimane senza cibo, per giorni senza acqua, ma solo qualche minuto senza aria. Fortunatamente viviamo immersi in un oceano di aria, trattenuto sulla Terra dalla gravità. Ogni pochi secondi inspiriamo una boccata di aria, tratteniamo alcune molecole utili alla nostra sopravvivenza, ne aggiungiamo alcune di cui il nostro organismo non ha più bisogno, ed infine espiriamo tale miscela nell'aria circostante. L'aria che ci circonda è materia allo stato gassoso; quali sono le proprietà fondamentali di questi gas? Quali sono le leggi che descrivono il loro comportamento? Quale teoria spiega queste proprietà e leggi? Si ricordi che il metodo scientifico (vedi paragrafo 1.2) procede in questo modo, dall'osservazione, alle leggi, alle teorie, esattamente come si procederà in questo capitolo. Lo stato gassoso è lo stato della materia più semplice e più comprensibile, e in questo capitolo lo prenderemo in esame.

5.1 Paracadutismo supersonico e rischio di decompressione

Il 14 ottobre 2012, poco prima di mezzogiorno in New Mexico, il temerario austriaco Felix Baumgartner si è lanciato nel vuoto dallo spazio da un'altezza di 24 miglia (38.6 km) dalla superficie terrestre. Durante il suo viaggio di 20 minuti per raggiungere il suolo desertico, Baumgartner ha superato la barriera del suono e ha battuto il precedente record di paracadutismo da 19.5 miglia (31.4 km).

Quando Baumgartner si è lanciato dallo spazio, era protetto dal vuoto circostante grazie a una tuta pressurizzata. La tuta conteneva aria a una pressione paragonabile a quella della superficie terrestre. La **pressione** è la forza esercitata per unità di superfi-

▲ Durante il suo record di caduta con paracadute, nel vuoto d'aria, Felix Baumgartner era protetto da una tuta pressurizzata. Ogni danno alla tuta comportava il rischio di una decompressione improvvisa, quasi certamente mortale per Baumgartner.



▲ FIGURA 5.1 Pressione gassosa La pressione è la forza per unità di superficie esercitata dalle molecole gassose che collidono con le superfici che le circondano.

Pressione e densità



▲ FIGURA 5.2 Pressione e densità delle particelle Una densità bassa delle particelle di gas determina una bassa pressione. Una densità alta di particelle di gas causa una pressione alta.

► Variazioni di pressione nell'atmosfera terrestre modificano i venti e il tempo meteorologico. Le H in questa mappa indicano le zone di alta pressione, di solito associate a bel tempo. Le L indicano le zone di bassa pressione, di solito associate a tempo instabile.

cie dalle molecole gassose che colpiscono le superfici che le circondano (Figura 5.1◀). Proprio come una palla esercita una forza quando rimbalza contro un muro, così un atomo o una molecola di gas esercita una forza quando collide con una superficie. Il risultato di queste collisioni è la pressione, una forza costante sulle superfici esposte a un qualsiasi gas. La pressione totale esercitata da un gas dipende da diversi fattori, inclusa la concentrazione delle particelle di gas nel campione; minore è la concentrazione, minore è la pressione esercitata. A 24 miglia (38.6 km) dalla superficie della Terra, la concentrazione di particelle di gas è molto minore rispetto a quella a livello del mare; di conseguenza, la pressione ad alte altitudini è molto bassa. Senza la tuta pressurizzata, Baumgartner non sarebbe sopravvissuto a tali condizioni, simili a quelle spaziali.

Uno dei rischi principali a cui Baumgartner avrebbe potuto essere esposto, era una decompressione incontrollata. Qualsiasi danno significativo alla sua tuta avrebbe comportato la fuoriuscita dell'aria dalla tuta, con una conseguente significativa caduta pressoria. Anche se gli effetti di un'ampia caduta pressoria sono spesso esagerati (per esempio, secondo una leggenda metropolitana una persona può anche esplodere), essi tuttavia possono rivelarsi fatali. Se fosse avvenuta una caduta di pressione abbastanza veloce, si sarebbe sviluppata una grande differenza pressoria tra l'aria contenuta nei polmoni di Baumgartner e il vuoto circostante. La differenza di pressione avrebbe causato un'espansione troppo grande dei suoi polmoni con conseguente grave danneggiamento. Fortunatamente, la tuta di Baumgartner ha funzionato nel modo previsto e così lui ha potuto paracadutarsi a terra in tutta sicurezza.

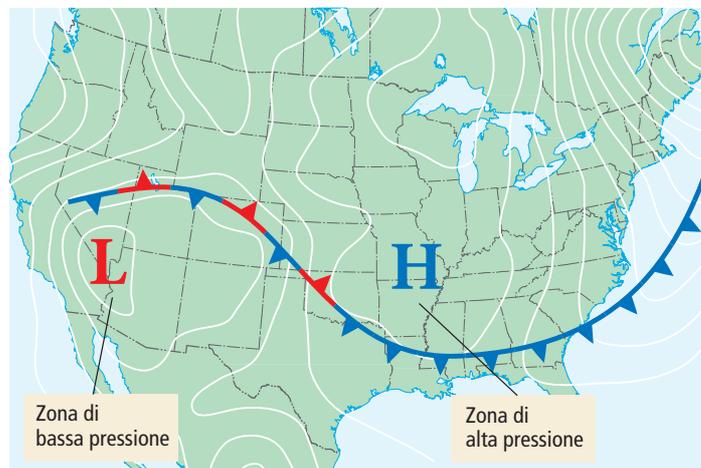
5.2 La pressione: il risultato delle collisioni tra molecole

L'aria può sostenere un aereo o abbattere un edificio. In che modo? Come abbiamo visto nel paragrafo 5.1, l'aria contiene atomi e molecole gassose in costante movimento. Le particelle collidono tra di loro e con le superfici circostanti. Ogni collisione esercita una forza di piccola entità; quando si considerano però le forze esercitate da molte molecole, queste forze si sommano. Come abbiamo visto, il risultato delle continue collisioni tra gli atomi o le molecole in un gas e le superfici circostanti è la *pressione*. A causa della pressione, possiamo bere da una cannuccia, gonfiare una palla, e respirare. Il vento è dovuto a variazioni di pressione dell'atmosfera terrestre e cambiamenti di pressione ci aiutano a prevedere le condizioni meteorologiche.

La pressione ci circonda ed è dentro di noi. La pressione che un campione di gas esercita, è la *forza* che risulta dalle collisioni tra le particelle di gas divisa per l'*area* della superficie con cui esse collidono:

$$\text{Pressione} = \frac{\text{forza}}{\text{area}} = \frac{F}{A} \quad [5.1]$$

La pressione esercitata da un campione di gas, di conseguenza, dipende dal numero di particelle di gas in un dato volume; tanto minore è il numero di particelle di gas, tanto minore è la forza per unità di superficie e tanto minore è la pressione (Figura 5.2◀).



Dato che il numero di particelle di gas in un dato volume generalmente diminuisce all'aumentare dell'altitudine, *la pressione diminuisce all'aumentare dell'altitudine*. A circa 10000 metri, per esempio, dove volano la maggior parte degli aerei commerciali, la pressione è così bassa che si potrebbe svenire a causa della mancanza di ossigeno. Per questo motivo, le cabine degli aeroplani sono pressurizzate.

Spesso a causa della caduta di pressione si avverte un lieve dolore alle orecchie. Questo dolore insorge nelle cavità contenenti aria presenti nel nostro orecchio (Figura 5.3▶). Quando si fa una salita ad altitudini maggiori, la pressione esterna (la pressione che ci circonda) diminuisce, mentre la pressione nelle cavità dell'orecchio (pressione interna) rimane la stessa. Questo crea uno squilibrio: la pressione interna più alta causa un rigonfiamento verso l'esterno del timpano, che provoca dolore. Col tempo, e con l'aiuto di uno o due sbadigli, l'eccesso di aria nelle cavità auricolari fuoriesce, riequilibrando la pressione interna con quella esterna, e il dolore cessa.

Unità di misura della pressione

La pressione può essere misurata con differenti unità di misura. Un'unità di misura comune della pressione è il **millimetro di mercurio** (mmHg), che prende origine da come viene misurata la pressione con un **barometro** (Figura 5.4▼). Un barometro è un tubo di vetro svuotato dall'aria, la cui estremità aperta è immersa in una vaschetta di mercurio (Hg). Il liquido è forzato a risalire nel tubo sottovuoto dalla pressione esercitata dai gas atmosferici sulla superficie del liquido. Dato che il mercurio possiede una densità elevata (è 13.5 volte più denso dell'acqua), la pressione atmosferica è in grado di sostenere una colonna di mercurio pari a circa 0.760 m o 760 mm di altezza (circa 30 pollici). (Al contrario, la pressione atmosferica può sostenere una colonna di acqua alta circa 10.3 m). Questo rende una colonna di mercurio uno strumento adatto a misurare la pressione.

In un barometro, quando la pressione atmosferica sale, anche l'altezza della colonna di mercurio aumenta. Similmente, quando la pressione atmosferica diminuisce, il livello di mercurio nella colonna scende. L'unità di misura *millimetro di mercurio* è spesso chiamato **torr**, in onore del fisico italiano Evangelista Torricelli (1608-1647) che inventò il barometro:

$$1 \text{ mmHg} = 1 \text{ torr}$$

Una seconda unità di misura della pressione è l'**atmosfera** (atm), indicata come la pressione media a livello del mare. Poiché un'atmosfera di pressione spinge una colonna di mercurio fino a un'altezza di 760 mm, 1 atm corrisponde a 760 mmHg:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

La camera d'aria della ruota di una mountain bike completamente piena ha una pressione di circa 6 atm; la pressione sulla cima del Monte Everest è circa 0.31 atm.

L'unità di misura nel SI è il **pascal** (Pa), definito come la pressione esercitata dalla forza di 1 newton (N) per metro quadrato:

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$$

Il pascal è un'unità di misura molto più piccola dell'atmosfera:

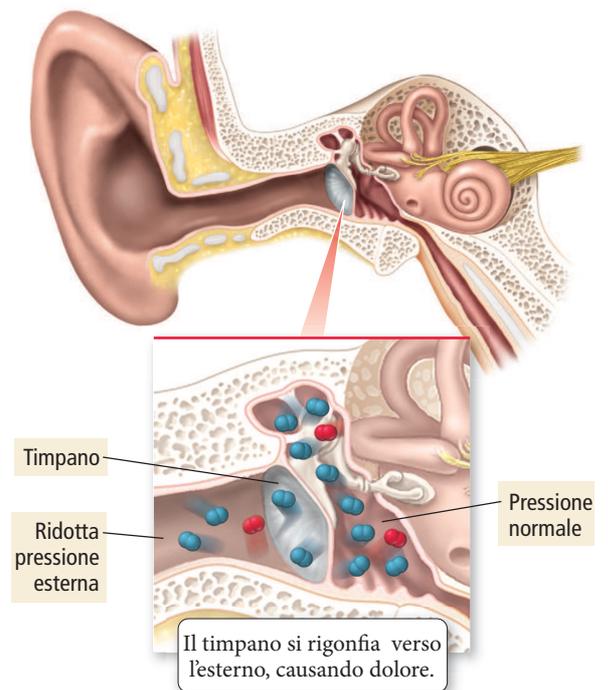
$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa}$$

Altre unità di misura della pressione di uso comune sono i pollici di mercurio (in Hg) e le libbre per pollice quadrato (psi):

$$1 \text{ atm} = 29.92 \text{ in Hg} \quad 1 \text{ atm} = 14.7 \text{ psi}$$

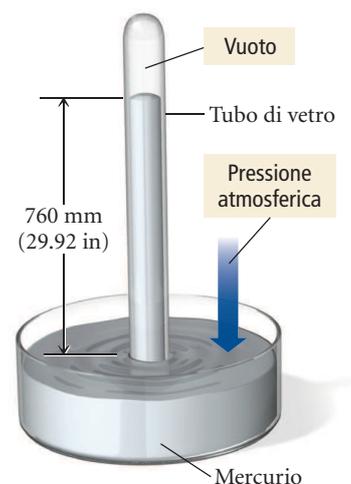
La Tabella 5.1, a pagina seguente, riporta le principali unità di misura della pressione.

Squilibrio pressorio



▲ **FIGURA 5.3** **Squilibrio pressorio** Il fastidio che si avverte all'orecchio salendo in montagna è dovuto allo squilibrio pressorio tra le cavità auricolari e l'aria esterna.

Il barometro a mercurio



▲ **FIGURA 5.4** **Il barometro a mercurio** La media della pressione atmosferica a livello del mare corrisponde a una colonna di mercurio alta 760 mm.

TABELLA 5.1 Unità di misura comuni della pressione

Unità	Simbolo	Pressione media dell'aria a livello del mare
pascal (1 N/m ²)	Pa	101325 Pa
libbre per pollice quadrato	psi	14.7 psi
torr (1 mmHg)	torr	760 torr (esatto)
pollici di mercurio	in Hg	29.92 in Hg
atmosfera	atm	1 atm

Esempio 5.1 Convertire le unità di misura della pressione

Una camera d'aria ad alta prestazione di una bicicletta da corsa viene gonfiata ad una pressione totale di 132 psi. Quanto vale la pressione in mmHg?

PREMESSA Il problema fornisce una pressione in psi e chiede di convertirla in mmHg.

STRATEGIA La Tabella 5.1 non fornisce un fattore di conversione diretto tra psi e mmHg ma riporta le relazioni esistenti tra le due unità di misura e le atmosfere, per cui è possibile effettuare la conversione utilizzando come passaggio intermedio le atm.

RISOLUZIONE Seguendo il piano concettuale è possibile risolvere il problema. Si parte da 132 psi e si usano i fattori di conversione per arrivare a determinare la pressione in mmHg.

VERIFICA Le unità di misura della risposta sono corrette. La grandezza del risultato (6.82×10^3 mmHg) è superiore al valore di pressione fornito in psi. La risposta è corretta dato che mmHg è un'unità di misura più piccola delle psi.

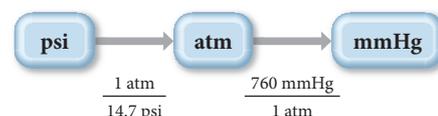
ESERCIZIO DI PROVA 5.1 Le previsioni del tempo riportano una pressione barometrica di 30.44 in Hg. Indicare questa pressione in psi.

ESERCIZIO DI PROVA AGGIUNTIVO 5.1 Convertire una pressione di 23.8 in Hg a kPa.

DATI: 132 psi

INCOGNITE: mmHg

IMPOSTAZIONE



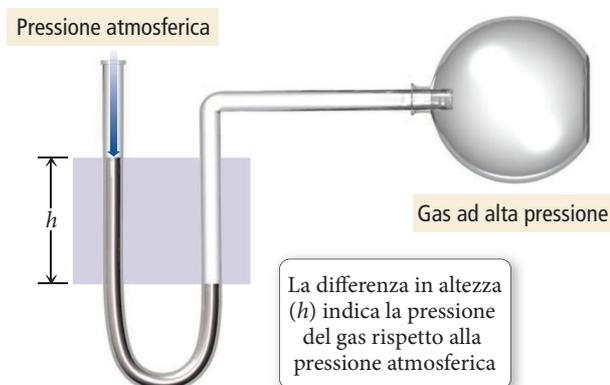
RELAZIONI UTILIZZATE (entrambe dalla Tabella 5.1)

$$1 \text{ atm} = 14.7 \text{ psi}$$

$$760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm}$$

RISULTATO

$$132 \text{ psi} \times \frac{1 \text{ atm}}{14.7 \text{ psi}} \times \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 6.82 \times 10^3 \text{ mmHg}$$

Il manometro

▲ FIGURA 5.5 Il manometro Un manometro misura la pressione esercitata da un campione di gas.

Il manometro: uno strumento per misurare la pressione in laboratorio

In laboratorio la pressione di un campione di gas può essere misurata con il **manometro**. Il manometro è un tubo ad U contenente un liquido denso, di solito mercurio, come mostrato in Figura 5.5. Nel manometro, una delle due estremità del tubo è aperta e soggetta alla pressione atmosferica e l'altra è connessa a un contenitore contenente un gas. Se la pressione del campione di gas uguaglia la pressione atmosferica, il livello di mercurio nei due lati del tubo ad U è identico. Se la pressione del campione è *maggiore* di quella atmosferica, il livello di mercurio nel lato sinistro è *più alto* rispetto al lato destro. Se la pressione del campione è *minore* di quella atmosferica, il livello di mercurio a sinistra sarà *più basso* che a destra. Questo tipo di manometro misura sempre la pressione di un campione di gas rispetto alla pressione atmosferica. La differenza tra i due livelli è uguale alla differenza tra la pressione del campione e quella

atmosferica. Per calcolare accuratamente la pressione assoluta di un campione, è necessario utilizzare anche un barometro per misurare esattamente la pressione atmosferica (che può variare giorno per giorno).

Chimica E Medicina

La pressione del sangue

La pressione sanguigna è la forza che permette la circolazione del sangue lungo le arterie attraverso il corpo. La pressione sanguigna è simile alla pressione dell'acqua in un sistema idraulico. Proprio come la pressione idraulica spinge l'acqua attraverso le tubature fino ai rubinetti e alle utenze della casa, la pressione sanguigna fa arrivare il sangue ai muscoli e agli altri tessuti del corpo. Tuttavia, diversamente dalla pressione dell'acqua in un impianto idraulico, che è di solito pressoché costante, la pressione sanguigna del corpo umano varia ad ogni battito del cuore. Quando il muscolo cardiaco si contrae, la pressione del sangue aumenta, mentre tra una contrazione e l'altra diminuisce. La pressione sanguigna sistolica è il picco di pressione durante una contrazione mentre la pressione sanguigna diastolica è la più bassa pressione che si registra tra due contrazioni. Proprio come un'alta pressione dell'acqua in un sistema idraulico può causare danni alle tubature, così una pressione sanguigna troppo elevata nel sistema circolatorio può causare danni al cuore e alle arterie, con conseguente aumento del rischio di ictus ed infarti.

I professionisti sanitari di solito misurano la pressione del sangue con uno strumento chiamato sfigmomanometro, un manicotto gonfiabile dotato di un manometro, con uno stetoscopio. Il manicotto viene avvolto intorno al braccio del paziente e gonfiato con l'aria facendo aumentare la pressione nel manicotto.

Il manicotto stringe il braccio e comprime l'arteria fermando momentaneamente il flusso di sangue. L'operatore che sta misurando la pressione sanguigna, ausculta con lo stetoscopio l'arteria, e lentamente rilascia la pressione nel manicotto. Quando la pressione in quest'ultimo è uguale alla pressione sistolica (il picco massimo di pressione), si registra una pulsazione attraverso lo stetoscopio. La pulsazione è il rumore del sangue spinto attraverso l'arteria durante la contrazione del cuore. La pressione letta in quel preciso momento è la pressione sistolica. Dato che la pressione nel manicotto continua a diminuire, il sangue può defluire attraverso l'arteria compressa anche tra una contrazione e l'altra, per cui il rumore della pulsazione cessa. La pressione rilevata quando non si sente più rumore è la pressione diastolica (la pressione più bassa). La pressione sanguigna è indicata di solito con due valori, in mmHg. Per esempio, valori di pressione del sangue di 122/84 indicano che la pressione sistolica è 122 mmHg e quella diastolica è 84 mmHg. Anche se i valori della pressione sanguigna possono variare durante la giornata, un valore è considerato normale quando la pressione sistolica è intorno



▲ Il medico normalmente misura la pressione sanguigna con un manicotto gonfiabile che comprime l'arteria principale del braccio. Lo stetoscopio viene usato per auscultare il flusso di sangue attraverso l'arteria che si verifica ad ogni battito.

ai 120 mmHg e quella diastolica è intorno agli 80 mmHg (Tabella 5.2). Alti valori di pressione sanguigna, chiamata anche ipertensione, comportano i rischi per la salute che abbiamo già menzionato. Fattori di rischio per l'ipertensione comprendono l'obesità, l'assunzione di grandi quantità di sale (sodio), l'assunzione di eccessive quantità di alcol, mancanza di esercizio fisico, stress, familiarità per l'ipertensione e l'età (la pressione sanguigna tende a salire con l'avanzare dell'età). L'ipertensione lieve può essere curata con la dieta e l'attività fisica mentre quella da moderata a severa richiede una terapia farmacologica.

TABELLA 5.2 Valori di pressione sanguigna

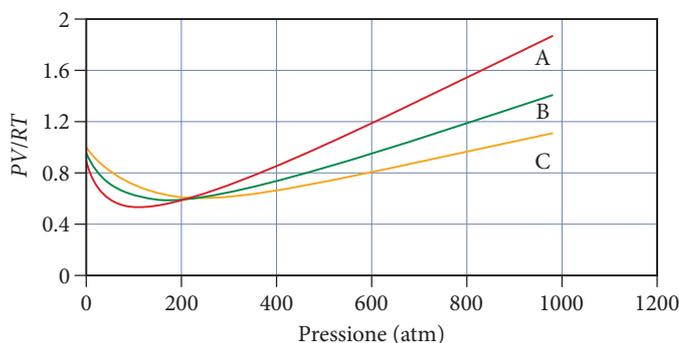
Pressione sanguigna	Sistolica (mmHg)	Diastolica (mmHg)
Ipotensione	<100	<60
Normale	100–119	60–79
Pre-ipertensione	120–139	80–89
Ipertensione di 1° grado	140–159	90–99
Ipertensione di 2° grado	>160	>100

5.3 Le leggi semplici dei gas: legge di Boyle, legge di Charles e legge di Avogadro

Finora si è parlato della pressione e delle sue caratteristiche. Adesso si estenderà la discussione alle quattro principali proprietà di un gas: la pressione (P), il volume (V), la temperatura (T) e la quantità di sostanza espressa in moli (n). Queste proprietà sono in relazione tra di loro: quando una di esse cambia, l'effetto si ripercuote sulle altre. Le leggi semplici dei gas descrivono le relazioni esistenti tra coppie di queste proprietà. Per


**VERIFICA DEI
CONCETTI 5.9**

Gas reali Il grafico riportato di seguito mostra PV/RT per il diossido di carbonio a tre differenti temperature. Disponi le curve in ordine di temperatura crescente.



Quiz di autoverifica

- Q1.** Un campione di gas si trova a una pressione iniziale di 547 mmHg e un volume iniziale di 0.500 L. Qual è la pressione (in atm) quando il volume del campione viene ridotto a 225 mL? (Si suppongano costanti la temperatura e il numero di moli di gas).
- a) 1.60×10^{-3} atm b) 1.60 atm
c) 0.324 atm d) 1.22 atm
- Q2.** Un campione di gas occupa un volume di 178 mL a 0.00 °C. La temperatura viene aumentata (a pressione costante) e il volume diventa pari a 211 mL. Qual è la temperatura del campione del gas in °C a questo volume?
- a) 0.00 °C b) 324 °C
c) -43 °C d) 51 °C
- Q3.** Qual è la pressione di 1.78 g di azoto contenuto in un volume di 0.118 L a 25 °C?
- a) 13.2 atm b) 369 atm
c) 1.10 atm d) 26.3 atm
- Q4.** Qual è la densità di un campione del gas argon a 55 °C e 765 mmHg?
- a) 2.99 g/L
b) 1.13×10^3 g/L
c) 1.49 g/L
d) 8.91 g/L
- Q5.** Quale campione di gas ha il più grande volume a STP?
- a) 10.0 g Ar
b) 10.0 g Kr
c) 10.0 g Xe
d) Nessuna delle precedenti risposte (hanno tutti lo stesso volume).
- Q6.** Un campione di gas di 1.25 g occupa 663 mL a 25 °C e 1.00 atm. Qual è la massa molare del gas?
- a) 0.258 g/mol
b) 0.0461 g/mol
c) 3.87 g/mol
d) 46.1 g/mol
- Q7.** Un campione di gas di 255 mL contiene argon e azoto ad una temperatura di 65 °C. La pressione totale del campione è pari a 725 mmHg e la pressione parziale di argon è 231 mmHg. Che massa di azoto è presente nel campione?
- a) 0.324 g di azoto b) 0.167 g di azoto
c) 0.0837 g di azoto d) 0.870 g di azoto
- Q8.** Una miscela di gas in un contenitore da 1.55 L a 298 K contiene 10.0 g di Ne e 10.0 g di Ar. Calcolare la pressione parziale (in atm) di Ne e Ar nel contenitore.
- a) $P_{\text{Ne}} = 10.5$ atm, $P_{\text{Ar}} = 5.29$ atm
b) $P_{\text{Ne}} = 5.83$ atm, $P_{\text{Ar}} = 2.95$ atm
c) $P_{\text{Ne}} = 5.88$ atm, $P_{\text{Ar}} = 5.88$ atm
d) $P_{\text{Ne}} = 7.82$ atm, $P_{\text{Ar}} = 3.95$ atm
- Q9.** Un campione di gas a STP contiene 1.15 g di ossigeno e 1.55 g di azoto. Qual è il volume del campione di gas?
- a) 1.26 L b) 2.04 L c) 4.08 L d) 61.0 L
- Q10.** L'alluminio reagisce con il cloro gassoso per formare cloruro di alluminio.
- $$2 \text{Al}(s) + 3 \text{Cl}_2(g) \longrightarrow 2 \text{AlCl}_3(s)$$
- Quale è il volume minimo di cloro gassoso (a 298 K e 225 mmHg) necessario per far reagire completamente 7.85 g di alluminio?
- a) 36.0 L b) 24.0 L c) 0.0474 L d) 16.0 L
- Q11.** Calcolare la radice della velocità quadratica media di $\text{I}_2(g)$ a 373 K.
- a) 19.0 m/s b) 191 m/s
c) 6.05 m/s d) 99.1 m/s
- Q12.** Quale gas ha la più grande energia cinetica a STP?
- a) He
b) Ne
c) Ar
d) Nessuna delle precedenti risposte (hanno tutti la stessa energia cinetica).
- Q13.** Un campione di Xe impiega 75 secondi per effondere da un contenitore. Un gas sconosciuto impiega 37 secondi per effondere fuori da un identico contenitore nelle stesse condizioni. Quale di questi gas è più probabile che sia il gas sconosciuto?
- a) He b) O_2 c) Br_2 d) Kr

- Q14.** Si consideri la reazione: $2 A (g) + B (g) \longrightarrow 2 C (g)$. Se inizialmente un pallone contiene 1.0 atm di A e 1.0 atm di B, quale sarà la pressione nel pallone se la reazione giunge a completamento? (Si suppongano costanti volume e temperatura).
- a) 1.0 atm b) 1.5 atm c) 2.0 atm d) 3.0 atm

- Q15.** Ordinare, in base all'aumento della densità a STP, i gas Ar, N₂, CH₄ e C₂H₆.
- a) CH₄ < C₂H₆ < N₂ < Ar
 b) CH₄ < N₂ < Ar < C₂H₆
 c) Ar < C₂H₆ < N₂ < CH₄
 d) CH₄ < N₂ < C₂H₆ < Ar

Risposte: 1. (b) 2. (d) 3. (a) 4. (c) 5. (a) 6. (d) 7. (b) 8. (d) 9. (b) 10. (a) 11. (b) 12. (d) 13. (b) 14. (b) 15. (d)

Capitolo 5 IN SINTESI

Parole chiave

Paragrafo 5.1

pressione (*P*)

Paragrafo 5.2

millimetri di mercurio (mmHg)
 barometro
 torr
 atmosfera (atm)
 pascal (Pa)
 manometro

Paragrafo 5.3

legge di Boyle
 legge di Charles
 legge di Avogadro

Paragrafo 5.4

legge dei gas ideali
 gas ideale
 costante dei gas ideali

Paragrafo 5.5

volume molare
 condizioni standard di pressione
 e temperatura (STP)

Paragrafo 5.6

pressione parziale
 legge delle pressioni parziali di Dalton
 frazione molare
 ipossia

tossicità da ossigeno
 narcosi da azoto
 pressione di vapore

Paragrafo 5.8

teoria cinetica molecolare

Paragrafo 5.9

cammino libero medio
 diffusione
 effusione
 legge di effusione di Graham

Paragrafo 5.10

equazione di van der Waals

Concetti chiave

Pressione (5.1, 5.2)

- ▶ La pressione di un gas è la forza per unità di superficie che risulta dalla collisione delle particelle gassose con le pareti del contenitore. La pressione si misura in diverse unità che includono mmHg, torr, Pa, psi, in Hg e atm.

Le leggi semplici dei gas (5.3)

- ▶ Le leggi semplici dei gas esprimono le relazioni tra coppie di variabili quando le altre variabili sono mantenute costanti.
- ▶ La legge di Boyle stabilisce che il volume di un gas è inversamente proporzionale alla sua pressione.
- ▶ La legge di Charles afferma che il volume di un gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura.
- ▶ La legge di Avogadro enuncia che il volume di un gas è direttamente proporzionale alla quantità (in moli).

La legge dei gas ideali e le sue applicazioni (5.4, 5.5)

- ▶ La legge dei gas ideali, $PV = nRT$, fornisce la relazione tra le quattro variabili di un gas e contiene le leggi semplici dei gas.
- ▶ Si può utilizzare la legge dei gas ideali per trovare una delle quattro variabili conoscendo le altre tre. Si può usare per calcolare il

volume molare di un gas ideale, che è pari a 22.4 L in STP, e per calcolare la densità e la massa molare di un gas.

Miscela di gas e pressioni parziali (5.6)

- ▶ In una miscela di gas, ogni gas agisce indipendentemente dagli altri così che ogni proprietà complessiva della miscela è la somma delle proprietà dei suoi componenti.
- ▶ La pressione di ogni componente è detta pressione parziale.

Stechiometria dei gas (5.7)

- ▶ Nelle reazioni che coinvolgono reagenti e prodotti gassosi, le quantità sono spesso riportate come volume ad una specifica pressione e temperatura. Si possono convertire i volumi in moli usando la legge dei gas ideali. È possibile poi usare i coefficienti stechiometrici dall'equazione bilanciata per determinare le quantità stechiometriche degli altri reagenti o prodotti.
- ▶ La forma generale per questi tipi di calcoli è spesso la seguente: volume di A → quantità di A (in moli) → quantità di B (in moli) → quantità di B (nell'unità di misura desiderata).
- ▶ Nei casi in cui la reazione è condotta in STP, il volume molare a STP (22.4 L = 1 mol) può essere usato per passare dal volume in litri alla quantità in moli.

Teoria cinetica molecolare e sue applicazioni (5.8, 5.9)

- ▶ La teoria cinetica molecolare è un modello quantitativo per i gas. Questa teoria si basa su tre ipotesi principali: (1) le particelle gassose hanno dimensioni trascurabili, (2) l'energia cinetica media di una particella gassosa è proporzionale alla temperatura in kelvin, (3) la collisione di una particella gassosa con un'altra è completamente elastica (le particelle non rimangono attaccate tra loro). Tutte le leggi dei gas derivano dalla teoria cinetica molecolare.
- ▶ Questa teoria può essere anche utilizzata per ricavare l'espressione della radice della velocità quadratica media delle particelle gassose. Questa velocità è inversamente proporzionale alla massa molare del gas e quindi, ad una data temperatura, più piccole sono le particelle di gas (in media) maggiore è la loro velocità rispetto a quelle più grandi.

- ▶ La teoria cinetica molecolare permette anche di prevedere il cammino libero medio di una particella di gas (la distanza tra due collisioni) e la velocità relativa di diffusione o di effusione.

Gas reali (5.10)

- ▶ I gas reali differiscono dai gas ideali perché si possono adattare ad essi le ipotesi della teoria cinetica molecolare solo in parte.
- ▶ I presupposti della teoria cinetica molecolare non si applicano ad alta pressione, quando il volume è maggiore di quello previsto per un gas ideale perché le dimensioni delle particelle non sono trascurabili rispetto allo spazio tra di esse.
- ▶ I presupposti di tale teoria non si applicano neanche a basse temperature, dove la pressione reale è minore di quella prevista perché l'attrazione tra molecole in combinazione con la bassa energia cinetica provoca collisioni parzialmente anelastiche.
- ▶ L'equazione di van der Waals descrive le proprietà dei gas in condizioni non ideali.

Equazioni e relazioni chiave

Relazione tra pressione (P), forza (F) e area (A) (5.2)

$$P = \frac{F}{A}$$

Legge di Boyle: relazione tra pressione (P) e volume (V) (5.3)

$$V \propto \frac{1}{P}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Legge di Charles: relazione tra volume (V) e temperatura (T) (5.3)

$$V \propto T \text{ (in K)}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Legge di Avogadro: relazione tra volume (V) e quantità in moli (n) (5.3)

$$V \propto n$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Legge dei gas ideali: relazione tra volume (V), pressione (P), temperatura (T) e quantità (n) (5.4)

$$PV = nRT$$

Legge di Dalton: relazione tra le pressioni parziali (P_n) di una miscela gassosa e la pressione totale (P_{totale}) (5.6)

$$P_{totale} = P_a + P_b + P_c + \dots$$

$$P_a = \frac{n_a RT}{V} \quad P_b = \frac{n_b RT}{V} \quad P_c = \frac{n_c RT}{V}$$

Frazione molare (χ_a) (5.6)

$$\chi_a = \frac{n_a}{n_{totale}}$$

$$P_a = \chi_a P_{totale}$$

Energia cinetica media (EC_{media}) (5.8)

$$EC_{media} = \frac{3}{2} RT$$

Relazione tra radice della velocità quadratica media (u_{rms}) e temperatura (T) (5.8)

$$u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Relazione tra radice della velocità di effusione di due diversi gas (5.9)

$$\frac{\text{velocità A}}{\text{velocità B}} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

Equazione di van der Waals: l'effetto del volume e delle forze intermolecolari sul comportamento di gas non ideali (5.10)

$$\left[P + a \left(\frac{n}{V} \right)^2 \right] \times (V - nb) = nRT$$

Obiettivi di apprendimento

ABILITÀ	VERIFICA
Conversione tra le unità di misura della pressione (5.2)	Esempio 5.1 Esercizio di prova 5.1 Esercizio di prova aggiuntivo 5.1 Esercizi 22, 23
Relazione tra volume e pressione: legge di Boyle (5.3)	Esempio 5.2 Esercizio di prova 5.2 Esercizio 25
Relazione tra volume e temperatura: legge di Charles (5.3)	Esempio 5.3 Esercizio di prova 5.3 Esercizio 26



ABILITÀ	VERIFICA
Relazione tra volume e moli: legge di Avogadro (5.3)	Esempio 5.4 Esercizio di prova 5.4 Esercizio 27
Determinare P , V , n o T usando la legge dei gas ideali (5.4)	Esempio 5.5, 5.6 Esercizio di prova 5.5, 5.6 Esercizio di prova aggiuntivo 5.6 Esercizi 28-32, 35
Relazione tra la densità di un gas e la sua massa molare (5.5)	Esempio 5.7 Esercizio di prova 5.7 Esercizio di prova aggiuntivo 5.7 Esercizio 37
Calcolare la massa molare di un gas con la legge dei gas ideali (5.5)	Esempio 5.8 Esercizio di prova 5.8 Esercizi 38, 39
Calcolare la pressione totale, le pressioni parziali e la frazione molare di un gas in una miscela (5.6)	Esempi 5.9, 5.10, 5.11 Esercizi di prova 5.9, 5.10, 5.11 Esercizi 40, 42, 43
Relazione tra quantità di reagenti e prodotti nelle reazioni gassose: stechiometria (5.7)	Esempi 5.12, 5.13 Esercizi di prova 5.12, 5.13 Esercizio di prova aggiuntivo 5.12 Esercizi 45-48
Calcolare la radice della velocità quadratica media di un gas (5.8)	Esempio 5.14 Esercizio di prova 5.14 Esercizio 51
Calcolare la velocità di effusione o il rapporto tra le velocità di effusione di due gas (5.9)	Esempio 5.15 Esercizio di prova 5.15 Esercizi 52, 53



ESERCIZI

Domande di riepilogo

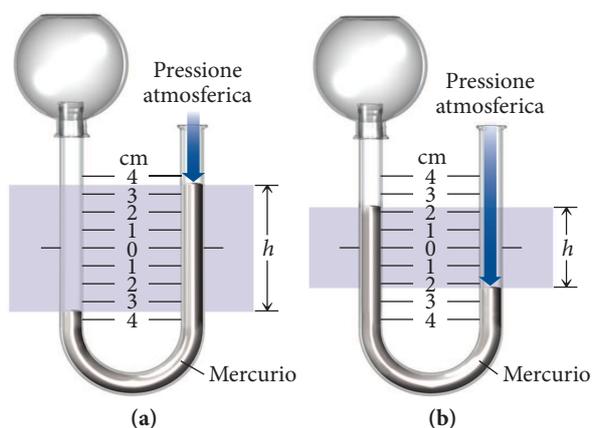
- Che cos'è la pressione? Cosa causa la pressione?
- Spiegare cosa succede quando si inala l'aria. Cosa costringe l'aria ad entrare nei polmoni?
- Spiegare cosa succede quando si espira. Cosa costringe l'aria ad uscire dai polmoni?
- Quali sono le più comuni unità di misura della pressione? Elenarle dalla più piccola alla più grande.
- Che cos'è il manometro? Come si usa per misurare la pressione di un campione di gas?
- Riassumere ciascuna delle leggi semplici dei gas (legge di Boyle, legge di Charles e legge di Avogadro). Per ogni legge, spiegare la relazione tra le due variabili e indicare quali variabili sono mantenute costanti.
- Spiegare l'origine del dolore all'orecchio che spesso è associato a un rapido cambiamento di altitudine.
- Spiegare perché i subacquei non dovrebbero mai trattenere il respiro mentre risalgono in superficie.
- Perché non è possibile respirare l'aria attraverso un boccaglio con un tubo troppo lungo (più di un paio di metri), mentre si nuota sott'acqua?
- Spiegare come riescono a volare le mongolfiere, e perché il secondo piano di una casa a due piani è spesso più caldo del piano terra.
- Qual è la legge dei gas ideali? Perché è utile?
- Spiegare in che modo la legge dei gas ideali contiene al suo interno le leggi semplici dei gas (spiegare con un esempio).
- Definire il volume molare e indicare quanto vale a STP.
- Come mai la densità di un gas dipende dalla temperatura? E dalla pressione? Come dipende dalla massa molare del gas?
- Che cos'è la pressione parziale? Qual è la relazione esistente tra la pressione parziale di ciascun gas in un campione e la pressione totale del campione?
- Perché i sommozzatori utilizzano, per le immersioni in profondità, una miscela di elio e ossigeno?
- Quando un gas viene raccolto su acqua, è puro? Perché sì o perché no? Come può essere determinata la pressione parziale del gas raccolto?
- Se una reazione avviene in fase gassosa a STP, la massa dei prodotti può essere determinata dai volumi dei reagenti. Spiegare.
- Quali sono i postulati fondamentali della teoria cinetica molecolare? Come si può far derivare il concetto di pressione dalla teoria cinetica molecolare?
- Che relazione esiste tra l'energia cinetica di un gas e la temperatura? Come è collegata la radice della velocità quadratica media di un gas alla sua massa molare?
- Spiegare la differenza tra diffusione ed effusione. Qual è la velocità di effusione di un gas in funzione della sua massa molare?

Esercizi per argomento

La soluzione di esercizi e problemi è riportata in Appendice III.

Conversione tra unità di misura della pressione

22. La pressione a Denver, Colorado (1584 metri sul livello del mare), in media è di 24.9 in Hg. Convertirla in:
 a. atm b. mmHg c. psi d. Pa
23. Nel Nord America si è registrata la più alta pressione barometrica, pari a 31.85 in Hg, nel 1989 a Northway, Alaska. Convertire la pressione rilevata in:
 a. mmHg b. atm c. torr d. kPa (kilopascal)
24. Data una pressione barometrica di 762.4 mmHg, calcolare la pressione del campione di gas indicata dai seguenti manometri.



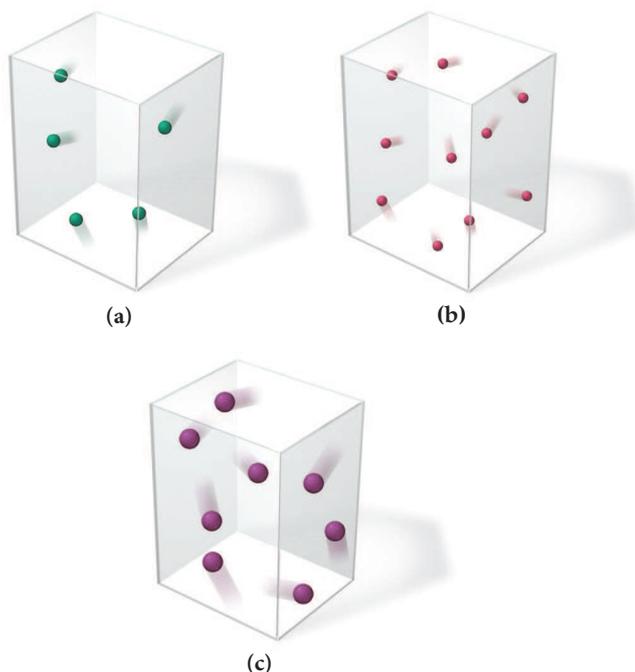
Leggi semplici dei gas

25. Un campione di gas ha un volume iniziale di 5.6 L a una pressione di 735 mmHg. Se il volume del gas è stato portato a 9.4 L, quale sarà la pressione?
26. Un campione di 48.3 mL di gas contenuto in un cilindro viene riscaldato da 22 °C a 87 °C. Qual è il suo volume alla temperatura finale?
27. Un pallone contiene 0.158 mol di un gas e possiede un volume di 2.46 L. Se viene aggiunta una quantità ulteriore di 0.113 mol nel pallone (alla stessa temperatura e pressione), quale sarà il volume finale del gas?

Legge dei gas ideali

28. Qual è il volume occupato da 0.118 mol di elio ad una pressione di 0.97 atm e una temperatura di 305 K? Il volume sarebbe diverso se il gas fosse argon (nelle stesse condizioni)?
29. Qual è la pressione in un cilindro da 10.0 L riempito con 0.448 mol di azoto gassoso ad una temperatura di 315 K?
30. Un cilindro contiene 28.5 L di ossigeno gassoso ad una pressione di 1.8 atm e una temperatura di 298 K. Quanto gas (in moli) è presente nel cilindro?
31. Uno pneumatico possiede una tenuta massima di 38.0 psi (pressione di manometro). Lo pneumatico viene gonfiato (a freddo) fino a un volume di 11.8 L, a una pressione di manometro di 36.0 psi alla temperatura di 12.0 °C. Guidando in una giornata calda, lo pneumatico si riscalda a 65.0 °C e il suo volume si espande a 12.2 L. La pressione nello pneumatico supera la sua tenuta massima? (Nota: La *pressione di manometro* è la differenza tra la pressione totale e la pressione atmosferica. In questo caso, si assuma che la pressione atmosferica sia pari a 14.7 psi).

32. Un pezzo di ghiaccio secco (diossido di carbonio solido) con una massa di 28.8 g sublima (converte da solido a gas) in un pallone. Assumendo che tutto il CO₂ finisca nel pallone, qual è il volume del pallone ad una temperatura di 22 °C e una pressione di 742 mmHg?
33. Un sistema di erogazione del vino utilizza bombole di argon per pressurizzare e conservare il vino nelle bottiglie. Un bombola di argon per questo sistema ha un volume di 55.0 mL e contiene 26.0 g di argon. Assumendo un comportamento da gas ideale, qual è la pressione nella bombola a 295 K? Quando l'argon viene rilasciato dalla bombola si espande per riempire la bottiglia di vino. Quante bottiglie di vino da 750.0 mL si possono riempire con l'argon contenuto nella bombola ad una pressione di 1.20 atm e una temperatura di 295 K?
34. Quale campione di gas possiede la pressione maggiore? Assumere che tutti i campioni siano alla stessa temperatura. Spiegare.



35. Sulle bombolette spray sono riportate avvertenze precise contro l'incenerimento a causa delle alte pressioni che si possono sviluppare in seguito a riscaldamento. Si supponga che una bomboletta contenga una quantità residua di gas alla pressione di 755 mmHg e una temperatura di 25 °C. Quale sarebbe la pressione se il contenitore venisse riscaldato a 1155 °C?

Volume molare, densità e massa molare di un gas

36. Utilizzare il volume molare di un gas a STP per determinare il volume (in L) occupato da 33.6 g di neon a STP.
37. Qual è la densità (in g/L) dell'idrogeno gassoso a 20.0 °C e a una pressione di 1655 psi?
38. Un esperimento dimostra che un campione di gas del volume di 248 mL ha una massa di 0.433 g ad una pressione di 745 mmHg e ad una temperatura di 28 °C. Qual è la massa molare del gas?
39. Un campione di gas ha una massa di 38.8 mg. Il suo volume è di 224 mL a una temperatura di 55 °C e ad una pressione di 886 torr. Trovare la massa molare del gas.

Pressioni parziali

40. Una miscela di gas contiene ognuno dei seguenti gas alle pressioni parziali indicate: N_2 a 215 torr, O_2 a 102 torr, He a 117 torr. Qual è la pressione totale della miscela? Qual è la massa di ciascun gas presente in un campione di questa miscela del volume di 1.35 L a 25.0 °C?
41. Un campione di ghiaccio secco di 1.20 g viene aggiunto a un pallone da 755 mL contenente azoto ad una temperatura di 25.0 °C e ad una pressione di 725 mmHg. Il ghiaccio secco sublima (passa da solido allo stato gassoso) e la miscela ritorna a 25.0 °C. Qual è la pressione totale nel pallone?
42. Una miscela di gas contiene 1.25 g di N_2 e 0.85 g di O_2 in un contenitore da 1.55 L a 18 °C. Calcolare la frazione molare e la pressione parziale di ogni componente della miscela gassosa.
43. L'idrogeno gassoso formato in una reazione chimica viene raccolto su acqua a 30.0 °C ad una pressione totale di 732 mmHg. Qual è la pressione parziale dell'idrogeno raccolto in questo modo? Se il volume totale di gas raccolto è 722 mL, qual è la massa di idrogeno raccolto?
44. Lo zinco all'interno di una moneta da un centesimo di rame placcato si dissolve in acido cloridrico se il rivestimento in rame viene rimosso in diversi punti (in modo che l'acido cloridrico possa arrivare allo zinco). La reazione tra l'acido e lo zinco è $2 H^+(aq) + Zn(s) \longrightarrow H_2(g) + Zn^{2+}(aq)$. Quando lo zinco in un centesimo si dissolve, il volume totale di gas raccolto su acqua a 25 °C è pari a 0.951 L a una pressione totale di 748 mmHg. Che massa di idrogeno gassoso viene raccolta?

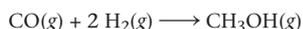
Stechiometria delle reazioni che coinvolgono i gas

45. Si consideri la seguente reazione chimica:



Quanti litri di idrogeno si formano dalla reazione completa di 15.7 g di C? Si supponga che l'idrogeno venga raccolto ad una pressione di 1.0 atm e alla temperatura di 355 K.

46. Il metanolo (CH_3OH) può essere sintetizzato dalla reazione:



Qual è il volume di H_2 gassoso (in L), a 748 mmHg e 86 °C, necessario per la sintesi di 25.8 g di CH_3OH ? Quanti litri di CO sono necessari, misurati nelle stesse condizioni?

47. Gli airbag delle automobili si gonfiano a seguito di un forte impatto. L'impatto innesca la reazione chimica:



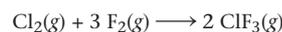
Se l'airbag dell'automobile ha un volume di 11.8 L, quale massa di NaN_3 (in g) è necessaria per gonfiare l'airbag completamente al momento dell'impatto? Assumere condizioni STP.

48. L'idrogeno gassoso (un potenziale combustibile per il futuro) può essere ottenuto dalla reazione del metano con l'acqua secondo l'equazione:



In una reazione particolare, 25.5 L di gas metano (misurato ad una pressione di 732 torr ed una temperatura di 25 °C) si mescolano con 22.8 L di vapore acqueo (misurato ad una pressione di 702 torr ed una temperatura di 125 °C). La reazione produce 26.2 L di idrogeno a STP. Qual è la resa percentuale della reazione?

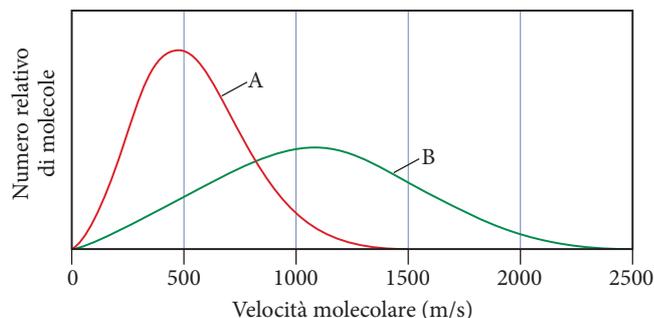
49. Il cloro gassoso reagisce con il fluoro gassoso a formare trifluoruro di cloro.



Un contenitore di reazione da 2.00 L, inizialmente a 298 K, contiene cloro gassoso a una pressione parziale di 337 mmHg e fluoro gassoso a una pressione parziale di 729 mmHg. Individuare il reagente limitante e determinare la resa teorica in grammi di ClF_3 .

Teoria cinetica molecolare

50. Si consideri un campione di elio di 1.0 L e un campione di argon di 1.0 L, entrambi a temperatura ambiente e a pressione atmosferica.
- Gli atomi del campione di elio hanno la stessa *energia cinetica media* degli atomi del campione di argon?
 - Gli atomi del campione di elio hanno la stessa *velocità media* degli atomi del campione di argon?
 - Gli atomi di argon, che sono più grandi, esercitano una pressione maggiore sulle pareti del contenitore? Spiegare.
 - Quale campione di gas ha la velocità di effusione maggiore?
51. Calcolare la radice della velocità quadratica media e l'energia cinetica di F_2 , Cl_2 e Br_2 a 298 K. Ordinare i tre alogeni in base alla loro velocità di effusione.
52. L'uranio-235 si ottiene dall'U-238 per fluorurazione dell'uranio a formare UF_6 (un gas) e poi sfruttando la differenza tra le velocità di effusione e diffusione per i composti contenenti i due isotopi. Calcolare il rapporto delle velocità di effusione per $^{238}UF_6$ e $^{235}UF_6$. La massa atomica di U-235 è 235.054 u e quella di U-238 è 238.051 u.
53. Un campione di neon effonde da un contenitore in 76 secondi. La stessa quantità di un gas nobile sconosciuto richiede 155 secondi. Identificare il gas.
54. Il grafico mostra la distribuzione delle velocità molecolari per due molecole diverse (A e B) alla stessa temperatura. Quale molecola ha la massa molare maggiore? Quale molecola ha la velocità di effusione più alta?



Gas reali

55. Quale postulato della teoria cinetica molecolare non è più vero in condizioni di alta pressione? Spiegare.
56. Utilizzare l'equazione di van der Waals e la legge dei gas ideali per calcolare il volume di 1.000 mol di neon ad una pressione di 500.0 atm e una temperatura di 355.0 K. Spiegare perché i due valori sono diversi. (Suggerimento: un modo per risolvere l'equazione di van der Waals per V è quello di utilizzare approssimazioni successive. Utilizzare la legge dei gas ideali per ottenere una stima preliminare di V).

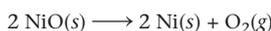
Problemi di riepilogo

57. Le monete moderne da un *cent* sono composte da zinco rivestito di rame. Uno studente ha determinato che la massa di un *cent* è pari a 2.482 g e poi ha fatto diversi graffi nel rivestimento di rame (per esporre lo zinco sottostante). Lo studente mette il *cent* graffiato in acido cloridrico, dove avviene la seguente reazione tra lo zinco e l'HCl (il rame rimane indisciolto):



Lo studente raccoglie l'idrogeno prodotto su acqua a 25 °C. Il gas raccolto occupa un volume di 0.899 L a una pressione totale di 791 mmHg. Calcolare la percentuale di zinco (in massa) nel *cent*. (Si assuma che tutto lo Zn contenuto nel *cent* si dissolva).

58. La massa di un pallone da 255 mL sotto vuoto è di 143.187 g. La massa del pallone riempito con 267 torr di un gas sconosciuto a 25 °C è 143.289 g. Calcolare la massa molare del gas sconosciuto.
59. Un composto contenente idrogeno gassoso e carbonio è decomposto; viene rilevata una percentuale in massa di carbonio pari all'82.66% e di idrogeno pari al 17.34%. La massa di 158 mL di gas, misurata a 556 mmHg e 25 °C, è di 0.275 g. Qual è la formula molecolare del composto?
60. Si consideri la reazione:



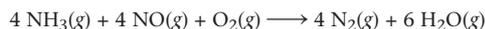
Se l'O₂ viene raccolto su acqua a 40.0 °C e ad una pressione totale di 745 mmHg, quale volume di gas sarà raccolto a reazione completa di 24.78 g di NiO?

61. Quando l'acido cloridrico viene versato sul solfuro di potassio, vengono prodotti 42.9 mL di acido solfidrico gassoso a una pressione di 752 torr e a 25.8 °C. Scrivere l'equazione della reazione che porta alla produzione di gas e determinare la quantità di solfuro di potassio (in grammi) che ha reagito.
62. Il carbonato di ammonio si decompone in seguito a riscaldamento in base alla seguente equazione bilanciata:



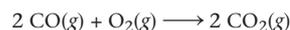
Calcolare il volume totale di gas prodotto a 22 °C e 1.02 atm dalla decomposizione completa di 11.83 g di carbonato di ammonio.

63. I ciclisti olimpici riempiono gli pneumatici delle loro biciclette con elio per renderli più leggeri. Calcolare la massa d'aria di uno pneumatico riempito con aria e la massa di elio di uno pneumatico riempito invece con elio. Qual è la differenza di massa tra i due? Si supponga che il volume dello pneumatico sia 855 mL, caricato ad una pressione totale di 125 psi e a una temperatura di 25 °C. Inoltre, si assuma come massa molare media per l'aria 28.8 g/mol.
64. L'ammoniaca gassosa può essere dello iniettata nel flusso di scarico di una centrale elettrica a carbone per ridurre l'inquinante NO a N₂ secondo la reazione:



Supporre che il flusso di scarico di una centrale elettrica abbia una portata di 335 L/s ad una temperatura di 955 K, e che i gas di scarico contengano una pressione parziale di NO di 22.4 torr. Quale dovrebbe essere la velocità di flusso dell'ammoniaca nello scarico calcolato a 755 torr e 298 K, per reagire completamente con l'NO se l'ammoniaca è pura al 65.2% (in volume)?

65. Un normale serbatoio di benzina che misura 30.0 cm per 20.0 cm per 15.0 cm viene svuotato con una pompa da vuoto. Supponendo che tutta l'aria possa essere rimossa dall'interno del serbatoio, e che la pressione atmosferica sia 14.7 psi, qual è la forza totale (in libbre) sulla superficie del serbatoio? Pensate che il serbatoio possa resistere a tale forza?
66. Una bombola di elio da 160.0 L contiene elio puro ad una pressione di 1855 psi e ad una temperatura di 298 K. Quanti palloncini da 3.5 L possono essere riempiti con la bombola di elio? Si assuma una pressione atmosferica di 1.0 atm e una temperatura di 298 K.
67. Un subacqueo crea una bolla sferica che ha un raggio di 2.5 cm ad una profondità di 30.0 m dove la pressione totale (compresa la pressione atmosferica) è pari a 4.00 atm. Qual è il raggio della bolla quando raggiunge la superficie dell'acqua? Si supponga che la pressione atmosferica sia pari a 1.00 atm e la temperatura sia 298 K.
68. Una marmitta catalitica di un'automobile utilizza palladio o platino come catalizzatore (una sostanza che aumenta la velocità di una reazione senza essere consumata dalla reazione stessa) per la conversione del monossido di carbonio gassoso in diossido di carbonio secondo la reazione:



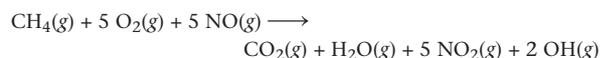
Un chimico ricercando l'efficacia di un nuovo catalizzatore fa reagire una miscela in rapporto 2.0 : 1.0 di monossido di carbonio e ossigeno gassoso (rispettivamente) con il catalizzatore in un matraccio da 2.45 L alla pressione totale di 745 torr e ad una temperatura di 552 °C. Quando la reazione è completa, la pressione nel pallone è scesa a 552 torr. Quale percentuale di monossido di carbonio è stata convertita in CO₂?

69. Una miscela di CO(g) e O₂(g) in un contenitore da 1.0 L a 1.0×10^3 K possiede una pressione totale di 2.2 atm. Dopo qualche tempo la pressione totale scende a 1.9 atm a causa della formazione di CO₂. Trovare la massa (in grammi) di CO₂ che si forma.
70. Un serbatoio di stoccaggio di gas naturale è un cilindro con un piano mobile il cui volume può cambiare solo attraverso i cambiamenti di altezza dato che il suo raggio rimane fisso. Un giorno la temperatura è 22 °C e l'altezza del cilindro è 22.6 m. Il giorno successivo l'altezza del cilindro aumenta a 23.8 m quando il gas si espande a causa dell'aumento di calore. Trovare la temperatura del secondo giorno, assumendo che la pressione e la quantità di gas nel serbatoio non siano cambiate.
71. Un contenitore d'acciaio del volume di 0.35 L è in grado di sopportare una pressione massima di 88 atm prima di esplodere. Che massa di elio può essere immagazzinata in questo contenitore a 299 K?
72. In un apparato di diffusione, 15.0 mL di HBr gassoso diffondono in 1.0 min. Nello stesso apparato e nelle stesse condizioni, 20.3 mL di un gas sconosciuto diffondono in 1.0 minuto. Il gas incognito è un idrocarburo. Trovare la sua formula molecolare.
73. Quando 0.583 g di neon vengono aggiunti ad una lampadina di 800 cm³ contenente un campione di argon, la pressione totale dei gas diventa 1.17 atm alla temperatura di 295 K. Trovare la massa di argon nella lampadina.
74. Una miscela gassosa contiene il 75.2% di azoto e il 24.8% di kripton in massa. Qual è la pressione parziale del kripton nella miscela se la pressione totale è di 745 mmHg?

Problemi sfida

- 75.** Una miscela di $\text{NH}_3(\text{g})$ e $\text{N}_2\text{H}_4(\text{g})$ è posta in un contenitore sigillato a 300 K. La pressione totale è di 0.50 atm. Il contenitore viene scaldato a 1200 K, temperatura alla quale entrambe le sostanze si decompongono completamente secondo le reazioni: $2 \text{NH}_3(\text{g}) \longrightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$; $\text{N}_2\text{H}_4(\text{g}) \longrightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g})$. A decomposizione completa la pressione totale a 1200 K è di 4.5 atm. Trovare la percentuale di $\text{N}_2\text{H}_4(\text{g})$ nella miscela di partenza. Si assuma di utilizzare due cifre significative per la temperatura.
- 76.** Quando $\text{CO}_2(\text{g})$ viene messo in un contenitore sigillato a 701 K a una pressione di 10.0 atm e poi viene riscaldato a 1401 K, la pressione sale a 22.5 atm. Una parte del CO_2 si decompone in CO e O_2 . Calcolare la percentuale in moli di CO_2 che si decompone.
- 77.** L'atmosfera lentamente ossida gli idrocarburi in una serie di passaggi di sintesi che alla fine converte gli idrocarburi in CO_2

e acqua. La reazione complessiva di una serie di tali passaggi per il gas metano è:

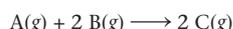


Si supponga che un chimico atmosferico faccia reagire 155 mL di metano a STP, 885 mL di ossigeno a STP e 55.5 mL di NO a STP in un pallone da 2.0 L. La reazione viene seguita per qualche settimana a 275 K. Se la reazione raggiunge il 90.0% di completamento (90.0% del reagente limitante viene consumato), qual è la pressione parziale di ogni reagente e prodotto nel pallone a 275 K? Qual è la pressione totale nel pallone?

- 78.** Una miscela di $\text{CH}_4(\text{g})$ e $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ ha una pressione totale di 0.53 atm. Aggiungendo $\text{O}_2(\text{g})$ alla miscela si forma $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ dopo completa combustione. La pressione totale dei due gas prodotti è 2.2 atm. Assumendo costanti volume e temperatura, trovare la frazione molare di CH_4 nella miscela.

Problemi concettuali

- 79.** Quando il conducente di un'automobile frena, i passeggeri sono spinti verso la parte anteriore della vettura, mentre un pallone riempito con elio viene spinto verso la parte posteriore della vettura. Nel momento in cui si verifica un'accelerazione in avanti i passeggeri vengono spinti invece verso la parte posteriore dell'auto, mentre il pallone con elio viene spinto verso la parte anteriore della vettura. Perché?
- 80.** La seguente reazione avviene in un contenitore chiuso:



La miscela di reazione inizialmente contiene 1.5 L di A e 2.0 L di B. Assumendo che il volume e la temperatura della miscela di reazione rimangano costanti, qual è la variazione percentuale della pressione, se la reazione arriva a completamento?

- 81.** Una quantità equimolare di un gas A e di un gas B sono fatti reagire in un contenitore da 1 L a temperatura ambiente. Il gas B ha un massa molare che è il doppio di quello del gas A. Quale affermazione è vera per la miscela di gas e perché?
- Le molecole del gas B hanno maggiore energia cinetica di quelle del gas A.
 - Il gas B possiede una pressione parziale maggiore di quella del gas A.
 - Le molecole del gas B hanno una velocità media superiore di quelle del gas A.
 - Il gas B fornisce un contributo maggiore alla densità media della miscela rispetto al gas A.

Apprendimento cooperativo in classe

Problemi per gruppi di lavoro

Discutere i seguenti problemi con i compagni di gruppo e riportare la risposta concordata.

- 82.** Assegnare una delle tre leggi semplici dei gas ad ogni membro del vostro gruppo. Per ciascuna legge dei gas assegnata, ogni membro scriva due equazioni, disegni un grafico, e la descriva in una frase. Ogni membro presenti la sua legge al gruppo.
- 83.** Rivedere la legge dei gas ideali. Senza guardare il testo, usare l'algebra per scrivere la legge dei gas perfetti e risolverla per ciascuna delle singole variabili che contiene. Chiedere a ogni membro del gruppo di risolverla secondo una variabile diversa e di presentare le risposte al gruppo.
- 84.** Il perossido di idrogeno (H_2O_2) si decompone in presenza di un catalizzatore per formare acqua e ossigeno. Il catalizzatore viene aggiunto a 5.00 mL di una soluzione di perossido di idrogeno a 25.0 °C e 49.5 mL di gas vengono raccolti su acqua ad una pressione totale di 763.8 mmHg.
- Scrivere e bilanciare la reazione chimica (i catalizzatori non appaiono nelle equazioni chimiche bilanciate).
 - Valutare la tensione di vapore dell'acqua in queste condizioni.
 - Qual è la pressione parziale dell'ossigeno raccolto su acqua?
 - Quante moli di ossigeno sono state raccolte?
- 85.** Quanti grammi di perossido di idrogeno ci sono nel campione originale?
- 86.** Qual è la concentrazione (in mol/L) della soluzione di perossido di idrogeno?
- 87.** Quale parte di questo procedimento è concettualmente più difficile per il vostro gruppo?
- 85.** In un contenitore sono racchiuse le stesse quantità di elio, argon e kripton (tutti i gas) a 25 °C. Usando frasi complete, descrivere la temperatura, la massa, la velocità media e l'energia cinetica media per i tre tipi di gas presenti nella miscela. Che cosa hanno in comune? Quali sono le differenze? Come sono correlate queste proprietà?
- 86.** Calcolare la pressione esercitata da 1 mol di un gas ideale in un contenitore di 0.500 L a 298 K. Ogni componente del gruppo calcoli la pressione di 1 mol dei seguenti gas all'interno dello stesso contenitore e alla stessa temperatura: He, Ne, H_2 , CH_4 e CO_2 . Confrontare tra loro le risposte ottenute dei membri del gruppo e le risposte ottenute rispetto alla pressione di un gas ideale. Supponendo che le previsioni ricavate dall'equazione di van der Waals siano accurate, spiegare il motivo per cui la pressione di ciascun gas è superiore o inferiore a quella prevista per un gas ideale.

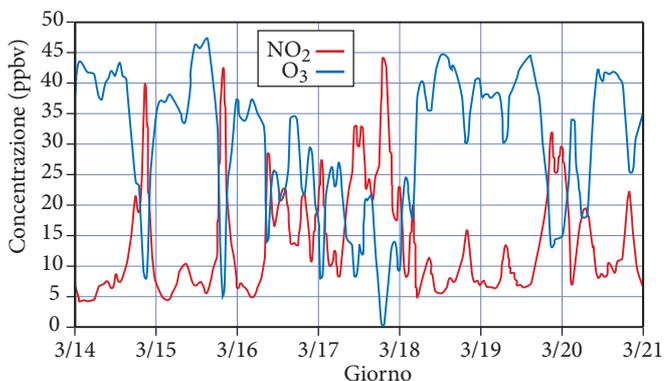
Interpretazione e analisi di dati

L'ossido d'azoto prodotto dalle automobili

87. L'aria contiene in volume circa il 78.08% di azoto gassoso, il 20.95% di ossigeno gassoso e lo 0.97% di altri gas. Quando l'aria viene bruciata nei motori delle automobili, si formano ossidi di azoto gassosi. Uno di questi gas, il monossido di azoto (NO), si ossida rapidamente all'aria a formare diossido d'azoto (NO₂).

Gli scienziati sono preoccupati per il livello dei gas del tipo NO_x emessi dai gas di scarico delle automobili (NO_x è il termine usato per riferirsi genericamente agli ossidi d'azoto gassosi). Persone che inalano aria contenente livelli elevati di NO₂ gassoso sono suscettibili a un aumento dell'incidenza di attacchi di asma, infezioni respiratorie e infiammazioni delle vie respiratorie, che portano a tosse e dispnea. Come risultato, le leggi statali e governative richiedono l'obbligo di ispezioni annuali per verificare l'efficienza dei motori delle vecchie automobili e che le nuove auto emettano meno ossido d'azoto rispetto alle auto che venivano prodotte in passato. Uno degli obiettivi di un convertitore catalitico a tre vie è quello di trasformare gli NO_x gassosi, ottenuti come sottoprodotti della combustione della benzina, con aria a N₂ e O₂.

L'EPA raccomanda che la concentrazione media complessiva di diossido di azoto nell'aria non superi gli 0.053 ppmv e non si ecceda la media oraria di 0.100 ppmv. Il monitoraggio dei gas inquinanti nelle città consente agli ingegneri e agli scienziati di cautelare il pubblico per quanto riguarda i possibili rischi per la salute. La Figura a ▼ riporta la concentrazione media di diossido di azoto (NO₂) e ozono (O₃), gas monitorati in una città in sette giorni presso nove stazioni di rilevamento situate a distanze uguali l'una dall'altra. Il sistema di rilevamento dei gas, impiegato in questa città, può misurare la concentrazione di NO₂, O₃ e CO gassosi, ma non misura la concentrazione di NO.



▲ FIGURA a Concentrazione media di diossido di azoto (NO₂) e di ozono (O₃) in sette giorni

Fonte: <http://www.cas.manchester.ac.uk/resprojects/holmemoss/results/fig2/>

Le parti per miliardo in volume (ppbv) e le parti per milione in volume (ppmv) sono unità di misura che vengono utilizzate nelle misurazioni dei gas. Queste unità di misura sono basate sul rapporto volume-volume e non sono la stessa cosa di parti per miliardo (o parti per milione) utilizzate nelle misurazioni delle soluzioni acquose, che invece si basano sul rapporto massa-massa. La seguente formula permette di convertire i ppmv (parti per milione in volume) in mg/m³ per un gas alla pressione di 1 atm:

$$\text{mg/m}^3 = \text{ppmv} \cdot \frac{\mathcal{M}}{(0.08206 \cdot T)}$$

dove \mathcal{M} è la massa molare del gas in grammi per mole, T è la temperatura in kelvin e 0.08206 è la costante dei gas ideali espressa in L · atm/mol · K.

Utilizzare le informazioni fornite nella figura per rispondere alle seguenti domande.

- Che tipo di relazione esiste tra il diossido di azoto e l'ozono tra il 14 marzo e il 16 marzo?
- Calcolare il numero di moli di O₃ in 1.00 m³ consumate il 14 marzo. Si noti che le moli di O₃ consumate si ricavano dalla differenza tra la quantità esistente all'inizio della giornata e la quantità minima.
- Le seguenti equazioni chimiche descrivono le reazioni tra il diossido di azoto gassoso e l'ozono gassoso. Quale insieme di equazioni spiega meglio le tendenze osservate nel grafico? Motivare la risposta.
 - $$\text{N}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{NO}$$

$$\text{NO} + \text{O}_3 \longrightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{luce}$$
 - $$4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \longrightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$$

$$2 \text{NO} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{NO}_2$$

$$\text{NO}_2 + \text{O}_3 \longrightarrow \text{NO}_3 + \text{O}_2$$
 - $$\text{N}_2 + 2 \text{O}_3 \longrightarrow 2 \text{NO} + 2 \text{O}_2$$

$$\text{NO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2$$

$$2 \text{NO}_2 + 2 \text{ClO}_2 + 2 \text{O}_3 \longrightarrow 2 \text{NO}_2\text{ClO}_4 + \text{O}_2$$
- Si supponga di avere un campione da 1.00 m³ di aria raccolta in città durante il picco di emissione di NO₂ il 15 marzo. Il campione di gas si trova a una pressione totale di 1.00 atm e alla temperatura di 25.00 °C. Calcolare le pressioni parziali di NO₂ e O₃ contenuti in questo campione di gas in atmosfera.
- La concentrazione di NO₂ supera il livello standard di 0.053 ppmv oppure la media di 100.0 ppb nel periodo mostrato in Figura a?

Risposte a VERIFICA dei concetti

Legge di Boyle e legge di Charles

- 5.1 (e)** Il volume finale del gas è lo stesso del volume iniziale perché raddoppiando la pressione *diminuisce* il volume di un fattore di due, ma raddoppiando la temperatura *aumenta* il volume di un fattore due. Le due variazioni di volume sono uguali ma di segno opposto, per cui il volume finale è uguale a quello iniziale.

Volume molare

- 5.2 (a)** Dato che 1 g di H_2 contiene il numero maggiore di moli (perché ha massa molare minore rispetto agli altri gas elencati) e dato che una mole di *qualsiasi* gas ideale occupa lo stesso volume, H_2 occupa il volume più grande.

Densità di un gas

- 5.3** $Ne < O_2 < F_2 < Cl_2$

Pressioni parziali

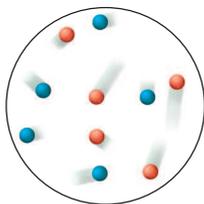
- 5.4** $P_{He} = 1.5 \text{ atm}$; $P_{Ne} = 1.5 \text{ atm}$. Poiché il numero di moli di ogni gas è uguale, la frazione molare di ciascun gas è pari a 0.50 e la pressione parziale di ciascun gas è uguale a $0.50 \times P_{tot}$.

Pressione e numero di moli

- 5.5 (b)** Dato che il numero totale di molecole gassose diminuisce, la pressione totale, che è la somma di tutte le pressioni parziali, deve anch'essa diminuire.

Teoria cinetica molecolare

- 5.6** Anche se le "scie" di velocità hanno diverse lunghezze, la lunghezza media per gli atomi di argon nel disegno dovrebbe essere maggiore rispetto alla lunghezza media per gli atomi di xenon. Poiché gli atomi di argon sono più leggeri, per avere la stessa energia cinetica essi devono muoversi in media più velocemente degli atomi di xenon.



Radice della velocità quadratica media

- 5.7 (b)** La massa molare del neon (20.18 g/mol) è circa un quarto della massa molare del kripton (83.80 g/mol), quindi la radice della velocità quadratica media del neon è $\sqrt{\frac{1}{1/4}}$ volte quella della kripton.

Teoria cinetica molecolare

- 5.8 (c)** Dato che la temperatura e il volume sono entrambi costanti, la legge dei gas ideali dice che la pressione dipende solamente dal numero di particelle. Il campione (c) possiede il numero maggiore di particelle per unità di volume quindi ha una pressione maggiore. La pressione di (a) e (b) ad una data temperatura è identica. Sebbene le particelle in (b) siano più grandi di quelle in (a), esse possiedono, alla stessa temperatura, la stessa energia cinetica media. Le particelle in (b) si muovono più lentamente di quelle in (a) e quindi si trovano alla stessa pressione di quelle contenute in (a).

Gas reali

- 5.9** $A < B < C$. La curva A è la curva di temperatura inferiore perché devia di più dall'idealità. La tendenza delle forze intermolecolari nel diossido di carbonio ad abbassare la pressione (rispetto a quella di un gas ideale) è maggiore a bassa temperatura (perché le molecole si muovono più lentamente e quindi sono meno in grado di superare le forze intermolecolari). Di conseguenza la curva che si trova più in basso è quella che si riferisce alla temperatura inferiore.

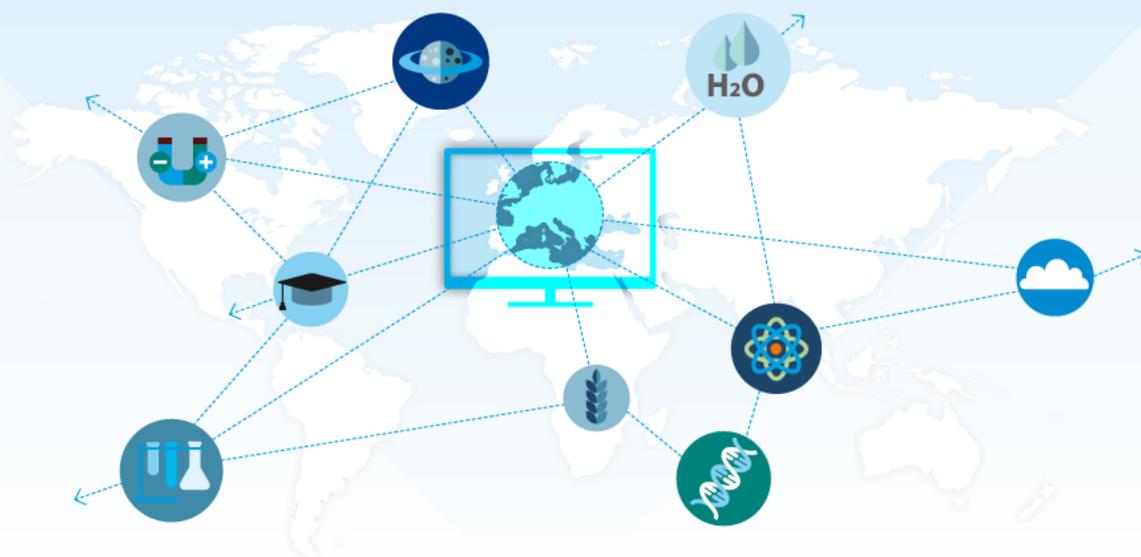


Nivaldo J. Tro

Chimica

Un approccio molecolare

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**.



www.edises.it



€ 53,00