

F.A. Bettelheim

Chimica e Propedeutica Biochimica

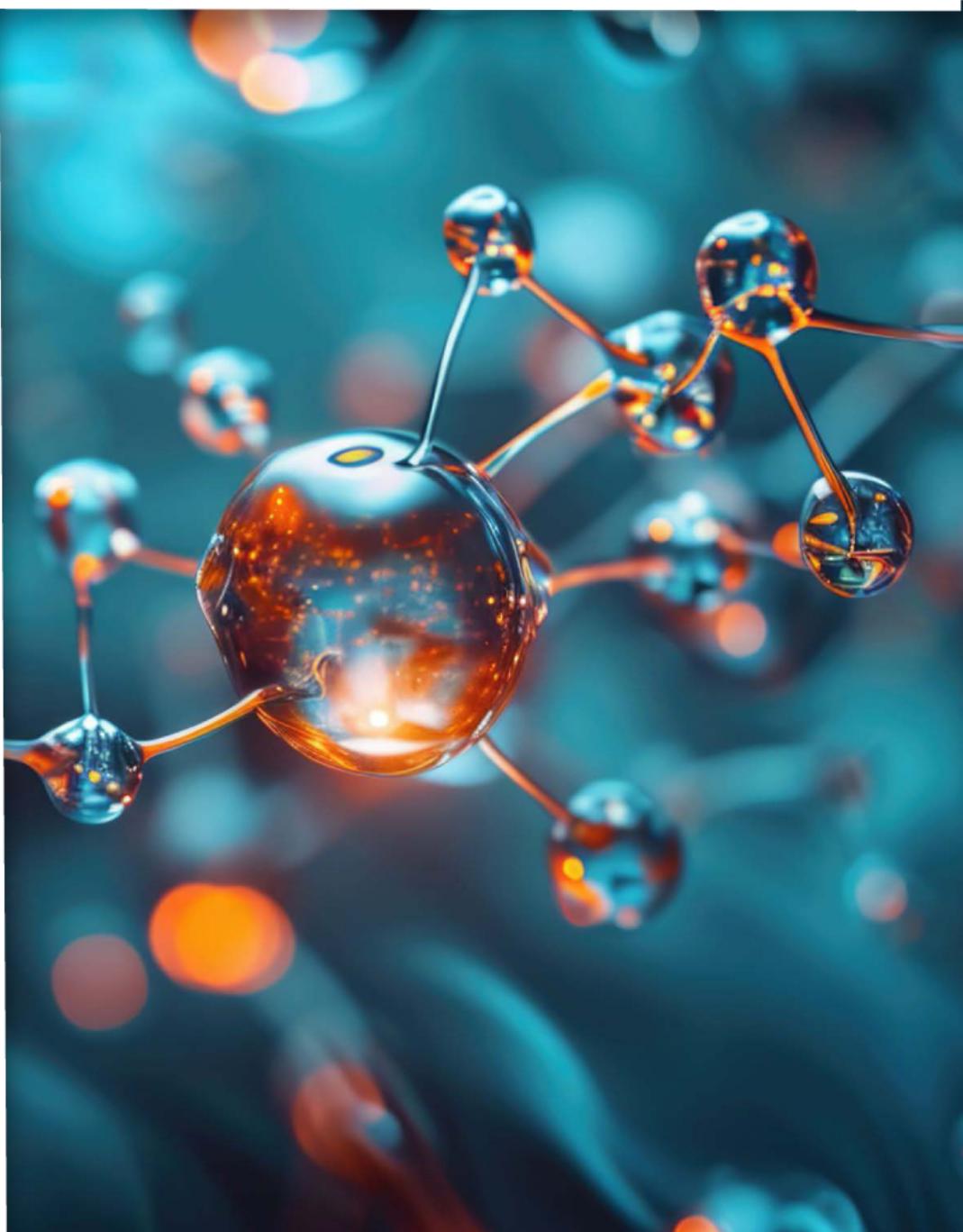
Manuale completo per il **semestre filtro**
CdL in Medicina, Odontoiatria e Veterinaria



**APP EXAM
MANAGER**
con migliaia
di quiz di Chimica



Versione Ebook



Accedi all'ebook e ai contenuti digitali

Espandi le tue risorse
un libro che **non pesa**
e si **adatta** alle dimensioni
del tuo lettore!



▼
COLLEGATI AL SITO
EDISES.IT

▼
ACCEDI AL
MATERIALE DIDATTICO

▼
SEGUI LE
ISTRUZIONI

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

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

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

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

Se sei registrato al sito

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

Se non sei già registrato al sito

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



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

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

- **Ebook:** versione digitale del testo in formato epub, standard dinamico che organizza il flusso di testo in base al dispositivo sul quale viene visualizzato. Fruibile mediante l'applicazione gratuita BookShelf, consente una visualizzazione ottimale su lettori e-reader, tablet, smartphone, iphone, desktop, Android, Apple e Kindle Fire. Sono qui forniti anche tutti i contenuti QR.
- **Exam Manager:** simulatore da desktop che riproduce le modalità di svolgimento delle prove di esame del semestre filtro (domande a risposta multipla e a completamento, tempi e punteggi previsti) e App da scaricare con migliaia di quiz a risposta multipla per esercitarti dal tuo smartphone.
- **Tavola periodica interattiva:** tavola periodica che consente di conoscere in dettaglio le proprietà degli elementi con un clic.
- **Modelli molecolari interattivi:** libreria interattiva che permette di visualizzare e interagire con i modelli 3D delle molecole.
- **Risorse digitali integrate:** QR code per contenuti online supplementari. Lungo le pagine del testo sono presenti dei **QR code**, immediatamente visualizzabili su smartphone o tablet inquadrando il codice QR riportato alla pagina cartacea a cui si riferiscono. Potrai accedere a tali contenuti inserendo le tue credenziali solo al primo accesso (Login).

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

Chimica e Propedeutica Biochimica

III EDIZIONE

**Manuale completo per il semestre filtro
CdL in Medicina, Odontoiatria e Veterinaria**

FREDERICK A. BETTELHEIM

WILLIAM H. BROWN

Beloit College

MARY K. CAMPBELL

SHAWN O. FARRELL

OMAR J. TORRES

College of the Canyons

SARA MADSEN

South Dakota State University



Titolo originale:

F.A. Bettelheim, W.H. Brown, M.K. Campbell, S.O. Farrell, O.J. Torres, S.K. Madsen

Introduction to General, Organic, and Biochemistry – XII Edition

Copyright © 2020, 2016, Cengage Learning, Inc.

Chimica e Propedeutica Biochimica - III Edizione

Manuale completo per il semestre filtro CdL in Medicina, Odontoiatria e Veterinaria

Copyright © 2025, 2014, 2012 EdiSES Edizioni S.r.l. – Napoli

9 8 7 6 5 4 3 2 1 0

2029 2028 2027 2026 2025

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 parte di esso con qualsiasi mezzo.

L'Editore

Fotocomposizione

Fotocomposizione TPM S.a.s - Città di Castello (PG)

Stampato presso

Petruzzi S.r.l.

Via Venturelli 7/B – 06012 Città di Castello (PG)

per conto della

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

www.edises.it

assistenza.edises.it

ISBN 978 88 3623 229 1

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

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

Autori

Edizione italiana a cura di:

Mariarita Bertoldi, Università degli Studi di Verona

Daniela Capello, Università degli Studi del Piemonte Orientale “Amedeo Avogadro”

Nunzia D’Onofrio, Università degli Studi della Campania Luigi Vanvitelli

Fabrizio Dal Piaz, Università degli Studi di Salerno

Gianluca Damonte, Università degli Studi di Genova

Elena Ferrari, Università degli Studi di Parma

Federica Iavarone, Università Cattolica del Sacro Cuore

Annalisa Lamberti, Università degli Studi di Napoli Federico II

Oriano Marin, Università degli Studi di Padova

Vincenzo Giuseppe Nicoletti, Università di Catania

Giuseppe Paglia, Università degli Studi di Milano-Bicocca

Giampiero Pietrocola, Università di Pavia

Carlo Travagliini Allocatelli, Sapienza Università di Roma

Simona Viglio, Università di Pavia

Revisione a cura di:

Maria Luisa Balestrieri Università degli Studi della Campania Luigi Vanvitelli

Prefazione

Il presente volume, *Chimica e Propedeutica Biochimica*, nasce con l'obiettivo di offrire uno strumento completo, aggiornato e didatticamente efficace per affrontare lo studio della chimica nel *Semestre filtro del Corso di Laurea in Medicina, Odontoiatria e Veterinaria*.

Il manuale copre integralmente i contenuti del nuovo *syllabus*, introdotto a seguito della riforma dei criteri di ammissione. Si tratta dunque di un'opera che risponde puntualmente alle nuove esigenze formative, fornendo un supporto indispensabile nella preparazione all'esame di Chimica e Propedeutica Biochimica, tappa fondamentale per il superamento del semestre iniziale.

Pensato per studenti con una preparazione iniziale limitata, il testo accompagna il lettore in un percorso graduale e integrato, dai principi fondamentali della chimica generale, attraverso i concetti chiave della chimica organica, fino a raggiungere i contenuti avanzati della biochimica. Questo approccio progressivo si traduce in una struttura flessibile, che consente ai docenti di modularne la trattazione degli argomenti secondo le specifiche esigenze didattiche del corso.

L'opera si distingue per l'efficacia comunicativa e la ricchezza degli apparati didattici. Particolare attenzione è riservata alla visualizzazione dei concetti, grazie a un'iconografia chiara e funzionale, che include immagini microscopiche, schemi didattici e rappresentazioni tridimensionali. I collegamenti alla chimica e i richiami interdisciplinari arricchiscono ulteriormente la trattazione, evidenziando l'applicazione concreta dei concetti teorici nella realtà clinica e biologica.

Gli argomenti, oggi centrali nella formazione preclinica, sono presentati con rigore e chiarezza, e arricchiscono significativamente la preparazione degli studenti, offrendo una base solida per la comprensione dei processi biochimici e fisiologici complessi. Contestualmente, gli argomenti non previsti dal syllabus sono stati *spostati online*, in un'ottica di snellimento e aggiornamento dell'opera.

Inoltre, i capitoli di biochimica sono stati ampliati e aggiornati, con contenuti fondamentali per la comprensione delle basi molecolari della fisiologia e della patologia, rendendo il volume una risorsa completa per affrontare con competenza sia l'esame del semestre filtro sia le discipline cliniche successive.

Caratteristiche del testo

- **Strategie per risolvere i problemi** Negli esempi riportati nel testo è inclusa una spiegazione per arrivare alla soluzione. Tali strategie hanno il compito di suggerire agli studenti come utilizzare i dati forniti per risolvere il problema.
- **Impatto visivo** Nel testo sono presenti immagini di notevole impatto pedagogico. Esse includono, tra l'altro, figure che mostrano aspetti microscopici e macroscopici dell'argomento discusso. I Collegamenti alla chimica sono arricchiti con foto e illustrazioni.
- **Collegamenti alla chimica** Oltre 150 inserti descrivono le applicazioni dei concetti chimici, collegando la chimica alla realtà. Sono stati aggiunti molti nuovi box riguardanti differenti argomenti. La maggior parte dei box è accessibile tramite QR code.
- **Sommario delle reazioni chiave.** Nella maggior parte dei capitoli di Chimica organica (13-23) è presente un sommario delle reazioni trattate nel capitolo, con l'indicazione della sezione in cui sono spiegate e un esempio di ciascuna reazione. Accessibile tramite QR code.

- **Sommario** Il sommario, accessibile tramite QR code, ripercorre i concetti essenziali contenuti nel capitolo.
- **I problemi “Guardando avanti”** Nella Sezione Problemi, accessibile tramite QR code, della maggior parte dei capitoli sono presenti problemi che mostrano come applicare i principi introdotti nel capitolo agli argomenti trattati nei capitoli seguenti.
- **Ricapitolando e Problemi impegnativi** Nella Sezione Problemi, accessibile tramite QR code, della maggior parte dei capitoli sono presenti problemi di ricapitolazione e problemi di verifica su quanto appreso.
- **Box “Come fare...”** Nel testo sono presenti dei box allo scopo di enfatizzare le abilità necessarie per padroneggiare gli argomenti trattati. Essi includono argomenti quali “Come determinare la quantità di cifre significative in un numero” (Capitolo 1) e “Come interpretare il valore della costante di equilibrio, K ” (Capitolo 8).
- **Modelli molecolari** Modelli a sfere e bastoncini, modelli a spazio pieno e mappe della densità elettronica sono utilizzati nel testo per facilitare la comprensione delle proprietà molecolari e delle interazioni.
- **Risposte ad alcuni problemi presenti nel testo e ai problemi di numero dispari** Le risposte a problemi selezionati sono accessibili tramite QR code.
- **Glossario** Il glossario, accessibile tramite QR code, fornisce la definizione dei principali termini utilizzati nel testo.

Novità dell’edizione

La nuova edizione presenta un impianto più articolato e aggiornato, con l’inserimento di nuovi capitoli, l’ampliamento di sezioni esistenti e una più efficace organizzazione tematica.

- **Nuovi capitoli:** la struttura è stata arricchita con tre nuovi capitoli:
 - **Capitolo 7 – Cinetica chimica**
 - **Capitolo 8 – Equilibrio chimico**
 - **Capitolo 9 – Principi di termodinamica**, introdotto per la prima volta in questa edizione.
- **Contenuti ampliati:** il capitolo 23 dedicato agli alogenuri acilici, anidridi, esteri e ammidi è stato integrato con una sezione sugli acil fosfati e sul loro rilievo biochimico, assente nella precedente edizione. Quasi tutti i capitoli sono stati ampliati con nuove sezioni e sottosezioni, meccanismi di reazione e immagini.
- **Riorganizzazione dei contenuti:** la trattazione dei fenoli, precedentemente inserita nel capitolo Alcoli, fenoli, eteri e tioli, è ora collocata all’interno del capitolo 17 Idrocarburi aromatici e derivati (sezione 17.5), in continuità tematica con gli anelli aromatici.
- **Box tematici:** numerosi nuovi box arricchiscono i vari capitoli, approfondendo argomenti specifici in modo mirato.
- **Risorse digitali:** sono state integrate nuove risorse accessibili tramite **QR code**
- **Contenuti online:** i capitoli su **Enzimi** e **Comunicazione chimica** sono ora disponibili in formato digitale.

Indice dei contenuti

Chimica generale

CAPITOLO 1	Materia, energia e sistemi di misura	1
CAPITOLO 2	Struttura dell'atomo e tavola periodica degli elementi	25
CAPITOLO 3	I legami chimici e molecolari	57
CAPITOLO 4	Reazioni chimiche	91
CAPITOLO 5	Stati di aggregazione della materia	117
CAPITOLO 6	Miscele, soluzioni e proprietà colligative	149
CAPITOLO 7	Cinetica chimica	179
CAPITOLO 8	Equilibrio chimico	203
CAPITOLO 9	Principi di termodinamica	233
CAPITOLO 10	Acidi, basi, sali e pH. Soluzioni tampone	251
CAPITOLO 11	Reazioni di ossido-riduzione ed elettrochimica	283
CAPITOLO 12	Chimica nucleare	313

Chimica organica

CAPITOLO 13	Proprietà del carbonio e reattività dei composti organici	337
CAPITOLO 14	Idrocarburi: alcani e cicloalcani	363
CAPITOLO 15	Idrocarburi: alcheni e alchini	389
CAPITOLO 16	Alogenuri alchilici	415
CAPITOLO 17	Idrocarburi aromatici e derivati	437
CAPITOLO 18	Stereoisomeria e configurazione molecolare	465
CAPITOLO 19	Alcoli, eteri, tioli e tioeteri	485

CAPITOLO 20 Ammine 505

CAPITOLO 21 Aldeidi e chetoni 517

CAPITOLO 22 Acidi carbossilici 535

CAPITOLO 23 Alogenuri acilici, anidridi degli acidi carbossilici, esteri, ammidi e acil fosfati 555

Biochimica

CAPITOLO 24 Carboidrati 577

CAPITOLO 25 Lipidi 599

CAPITOLO 26 Amminoacidi e proteine 633

CAPITOLO 27 Nucleotidi, acidi nucleici ed ereditarietà 667

CAPITOLO 28 Enzimi 

CAPITOLO 29 La comunicazione chimica: neurotrasmettitori e ormoni 

Indice generale

I contenuti evidenziati con il retino verde sono consultabili scansionando il corrispondente QRcode.



CAPITOLO 1 Materia, energia e sistemi di misura

1.1	La chimica e lo studio della materia	1
1.2	Il metodo scientifico	2
1.3	Modalità di scrittura dei numeri in ambito scientifico	4
1.4	Eseguire le misure	7
A.	Lunghezza	8
B.	Volume	9
C.	Massa	9
D.	Tempo	10
E.	Temperatura	11
1.5	Convertire le unità di misura	12
1.6	Gli stati della materia	16
1.7	La densità e il peso specifico	17
A.	Densità	17
B.	Peso specifico	19
1.8	Le diverse forme di energia	19
1.9	Il calore	21
A.	Calore e temperatura	21
B.	Calore specifico	21

Sommario

Problemi

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA

1A	Il dosaggio dei farmaci e la massa corporea
1B	Ipotermia e ipertermia
1C	Impacchi freddi, letti ad acqua e laghi

CAPITOLO 2 Struttura dell'atomo e tavola periodica degli elementi

2.1	La costituzione della materia	25
2.2	Elementi, composti e miscele	26
A.	Elementi	26
B.	Composti	26
C.	Miscele	28
D.	Elementi chimici di rilevanza biologica	29

2.3	I fondamenti della teoria atomica di Dalton	30
A.	Evidenze della teoria atomica di Dalton	30
A1	La legge di conservazione della massa	30
A2	La legge della composizione costante (legge delle proporzioni definite e costanti)	31
B.	Elementi monoatomici, biamericci e poliamericci	31
2.4	La composizione degli atomi	32
A.	Tre particelle subatomiche	32
B.	Numero di massa	33
C.	Numero atomico	33
D.	Isotopi	35
E.	Massa atomica o peso atomico	36
F.	La massa e le dimensioni di un atomo	37
2.5	La tavola periodica	37
A.	Origine del sistema periodico	37
B.	Classificazione degli elementi	39
C.	Esempi di periodicità nella tavola periodica	40
2.6	La configurazione elettronica	42
A.	Gli elettroni sono distribuiti in gusci, sottogusci e orbitali	43
B.	Gli orbitali hanno forme e orientamento spaziale ben definiti	44
C.	La configurazione elettronica degli atomi segue tre regole	44
D.	Descrizione della configurazione elettronica: diagramma a caselle degli orbitali	45
E.	Rappresentazione della configurazione elettronica: la notazione dei gas nobili	48
F.	Rappresentazione della configurazione elettronica: la struttura a puntini di Lewis	48
2.7	Correlazione tra configurazione elettronica e posizione degli elementi nella tavola periodica	50

2.8	Le proprietà periodiche	51	D.	Composti ionici che contengono ioni poliatomici	67																																																																																																			
A.	Dimensioni dell'atomo	51	3.6	Il legame covalente	68																																																																																																			
B.	Energia di ionizzazione (potenziale di ionizzazione)	53	A.	Come si forma il legame covalente	68																																																																																																			
C.	Affinità elettronica	54	A1.	Orbitale di legame	68																																																																																																			
2.9	I principi della meccanica quantistica. Gli orbitali	55	B.	Legami covalenti polari e non polari	69																																																																																																			
A.	Come gli elettroni occupano gli orbitali	55	B1.	Legame covalente omopolare, eteropolare, dativo	69																																																																																																			
B.	Configurazione elettronica degli elementi con $n > 3$	56	C.	Le strutture dei composti covalenti secondo Lewis	71																																																																																																			
Sommario																																																																																																								
Problemi																																																																																																								
COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA																																																																																																								
2A	Abbondanza degli elementi presenti nel corpo umano e sulla crosta terrestre		3.7	Nomenclatura dei composti covalenti binari	76																																																																																																			
2B	Stronzio-90		3.8	La risonanza	77																																																																																																			
2C	L'uso dei metalli come pietre miliari nell'evoluzione della specie umana		A.	Teoria della risonanza	77																																																																																																			
APPROFONDIMENTI																																																																																																								
2.1	Alle origini della meccanica quantistica. Il dualismo onda-particella		B.	Come scrivere strutture limite accettabili	79																																																																																																			
CAPITOLO 3 I legami chimici e molecolari																																																																																																								
3.1	La regola dell'ottetto	57	3.9	Teoria VSEPR: come predire gli angoli di legame nelle molecole covalenti	80																																																																																																			
3.2	Nomenclatura IUPAC e tradizionale	59	3.10	Come determinare se una molecola è polare	88																																																																																																			
A.	Nomenclatura dei cationi monoatomici	60	Sommario																																																																																																					
B.	Nomenclatura degli anioni monoatomici	60	Problemi																																																																																																					
C.	Nomenclatura degli anioni poliatomici	61	COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA						3.3	Il legame chimico	61	3A	Chimica del corallo e fratture ossee		A.	Legame ionico e covalente	61	3B	Principali composti inorganici di interesse biomedico	68	A1.	Concetto di molecola e ione poliatomico	61	3C	L'ossido di azoto: inquinante atmosferico e messaggero biologico		A2.	Determinare il tipo di legame	61	APPROFONDIMENTI						3.4	Elettronegatività e legame chimico	62	3.1	La teoria del legame di valenza. Ibridazione degli orbitali	85	3.5	Il legame ionico	63	3.2	La teoria dell'orbitale molecolare	87	A.	Formazione dei legami ionici	63	CAPITOLO 4 Reazioni chimiche						B.	Predire le formule dei composti ionici	64	4.1	Reazioni chimiche: definizioni	91	3.6	Nomenclatura dei composti ionici	65	4.2	Bilanciamento delle reazioni	91	A.	Classificazione dei composti inorganici	65	4.3	Come predire se gli ioni in soluzione acquosa reagiranno tra loro. Reazioni di precipitazione	96	B.	Composti ionici binari di metalli costituiti da un unico ione positivo	65	4.4	Le reazioni di ossido-riduzione	98	C.	Composti ionici binari di metalli che formano più di uno ione positivo	66	4.5	Peso formula e peso molecolare (massa molecolare)	102				4.6	Il concetto di mole, il suo utilizzo per calcolare le relazioni di massa e il numero di Avogadro	103				4.7	Come calcolare le relazioni di massa nelle reazioni chimiche	108				A.	Stechiometria	108
COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA																																																																																																								
3.3	Il legame chimico	61	3A	Chimica del corallo e fratture ossee		A.	Legame ionico e covalente	61	3B	Principali composti inorganici di interesse biomedico	68	A1.	Concetto di molecola e ione poliatomico	61	3C	L'ossido di azoto: inquinante atmosferico e messaggero biologico		A2.	Determinare il tipo di legame	61	APPROFONDIMENTI						3.4	Elettronegatività e legame chimico	62	3.1	La teoria del legame di valenza. Ibridazione degli orbitali	85	3.5	Il legame ionico	63	3.2	La teoria dell'orbitale molecolare	87	A.	Formazione dei legami ionici	63	CAPITOLO 4 Reazioni chimiche						B.	Predire le formule dei composti ionici	64	4.1	Reazioni chimiche: definizioni	91	3.6	Nomenclatura dei composti ionici	65	4.2	Bilanciamento delle reazioni	91	A.	Classificazione dei composti inorganici	65	4.3	Come predire se gli ioni in soluzione acquosa reagiranno tra loro. Reazioni di precipitazione	96	B.	Composti ionici binari di metalli costituiti da un unico ione positivo	65	4.4	Le reazioni di ossido-riduzione	98	C.	Composti ionici binari di metalli che formano più di uno ione positivo	66	4.5	Peso formula e peso molecolare (massa molecolare)	102				4.6	Il concetto di mole, il suo utilizzo per calcolare le relazioni di massa e il numero di Avogadro	103				4.7	Come calcolare le relazioni di massa nelle reazioni chimiche	108				A.	Stechiometria	108									
3A	Chimica del corallo e fratture ossee																																																																																																							
A.	Legame ionico e covalente	61	3B	Principali composti inorganici di interesse biomedico	68	A1.	Concetto di molecola e ione poliatomico	61	3C	L'ossido di azoto: inquinante atmosferico e messaggero biologico		A2.	Determinare il tipo di legame	61	APPROFONDIMENTI						3.4	Elettronegatività e legame chimico	62	3.1	La teoria del legame di valenza. Ibridazione degli orbitali	85	3.5	Il legame ionico	63	3.2	La teoria dell'orbitale molecolare	87	A.	Formazione dei legami ionici	63	CAPITOLO 4 Reazioni chimiche						B.	Predire le formule dei composti ionici	64	4.1	Reazioni chimiche: definizioni	91	3.6	Nomenclatura dei composti ionici	65	4.2	Bilanciamento delle reazioni	91	A.	Classificazione dei composti inorganici	65	4.3	Come predire se gli ioni in soluzione acquosa reagiranno tra loro. Reazioni di precipitazione	96	B.	Composti ionici binari di metalli costituiti da un unico ione positivo	65	4.4	Le reazioni di ossido-riduzione	98	C.	Composti ionici binari di metalli che formano più di uno ione positivo	66	4.5	Peso formula e peso molecolare (massa molecolare)	102				4.6	Il concetto di mole, il suo utilizzo per calcolare le relazioni di massa e il numero di Avogadro	103				4.7	Come calcolare le relazioni di massa nelle reazioni chimiche	108				A.	Stechiometria	108															
3B	Principali composti inorganici di interesse biomedico	68																																																																																																						
A1.	Concetto di molecola e ione poliatomico	61	3C	L'ossido di azoto: inquinante atmosferico e messaggero biologico		A2.	Determinare il tipo di legame	61	APPROFONDIMENTI						3.4	Elettronegatività e legame chimico	62	3.1	La teoria del legame di valenza. Ibridazione degli orbitali	85	3.5	Il legame ionico	63	3.2	La teoria dell'orbitale molecolare	87	A.	Formazione dei legami ionici	63	CAPITOLO 4 Reazioni chimiche						B.	Predire le formule dei composti ionici	64	4.1	Reazioni chimiche: definizioni	91	3.6	Nomenclatura dei composti ionici	65	4.2	Bilanciamento delle reazioni	91	A.	Classificazione dei composti inorganici	65	4.3	Come predire se gli ioni in soluzione acquosa reagiranno tra loro. Reazioni di precipitazione	96	B.	Composti ionici binari di metalli costituiti da un unico ione positivo	65	4.4	Le reazioni di ossido-riduzione	98	C.	Composti ionici binari di metalli che formano più di uno ione positivo	66	4.5	Peso formula e peso molecolare (massa molecolare)	102				4.6	Il concetto di mole, il suo utilizzo per calcolare le relazioni di massa e il numero di Avogadro	103				4.7	Come calcolare le relazioni di massa nelle reazioni chimiche	108				A.	Stechiometria	108																					
3C	L'ossido di azoto: inquinante atmosferico e messaggero biologico																																																																																																							
A2.	Determinare il tipo di legame	61	APPROFONDIMENTI						3.4	Elettronegatività e legame chimico	62	3.1	La teoria del legame di valenza. Ibridazione degli orbitali	85	3.5	Il legame ionico	63	3.2	La teoria dell'orbitale molecolare	87	A.	Formazione dei legami ionici	63	CAPITOLO 4 Reazioni chimiche						B.	Predire le formule dei composti ionici	64	4.1	Reazioni chimiche: definizioni	91	3.6	Nomenclatura dei composti ionici	65	4.2	Bilanciamento delle reazioni	91	A.	Classificazione dei composti inorganici	65	4.3	Come predire se gli ioni in soluzione acquosa reagiranno tra loro. Reazioni di precipitazione	96	B.	Composti ionici binari di metalli costituiti da un unico ione positivo	65	4.4	Le reazioni di ossido-riduzione	98	C.	Composti ionici binari di metalli che formano più di uno ione positivo	66	4.5	Peso formula e peso molecolare (massa molecolare)	102				4.6	Il concetto di mole, il suo utilizzo per calcolare le relazioni di massa e il numero di Avogadro	103				4.7	Come calcolare le relazioni di massa nelle reazioni chimiche	108				A.	Stechiometria	108																											
APPROFONDIMENTI																																																																																																								
3.4	Elettronegatività e legame chimico	62	3.1	La teoria del legame di valenza. Ibridazione degli orbitali	85	3.5	Il legame ionico	63	3.2	La teoria dell'orbitale molecolare	87	A.	Formazione dei legami ionici	63	CAPITOLO 4 Reazioni chimiche						B.	Predire le formule dei composti ionici	64	4.1	Reazioni chimiche: definizioni	91	3.6	Nomenclatura dei composti ionici	65	4.2	Bilanciamento delle reazioni	91	A.	Classificazione dei composti inorganici	65	4.3	Come predire se gli ioni in soluzione acquosa reagiranno tra loro. Reazioni di precipitazione	96	B.	Composti ionici binari di metalli costituiti da un unico ione positivo	65	4.4	Le reazioni di ossido-riduzione	98	C.	Composti ionici binari di metalli che formano più di uno ione positivo	66	4.5	Peso formula e peso molecolare (massa molecolare)	102				4.6	Il concetto di mole, il suo utilizzo per calcolare le relazioni di massa e il numero di Avogadro	103				4.7	Come calcolare le relazioni di massa nelle reazioni chimiche	108				A.	Stechiometria	108																																				
3.1	La teoria del legame di valenza. Ibridazione degli orbitali	85																																																																																																						
3.5	Il legame ionico	63	3.2	La teoria dell'orbitale molecolare	87	A.	Formazione dei legami ionici	63	CAPITOLO 4 Reazioni chimiche						B.	Predire le formule dei composti ionici	64	4.1	Reazioni chimiche: definizioni	91	3.6	Nomenclatura dei composti ionici	65	4.2	Bilanciamento delle reazioni	91	A.	Classificazione dei composti inorganici	65	4.3	Come predire se gli ioni in soluzione acquosa reagiranno tra loro. Reazioni di precipitazione	96	B.	Composti ionici binari di metalli costituiti da un unico ione positivo	65	4.4	Le reazioni di ossido-riduzione	98	C.	Composti ionici binari di metalli che formano più di uno ione positivo	66	4.5	Peso formula e peso molecolare (massa molecolare)	102				4.6	Il concetto di mole, il suo utilizzo per calcolare le relazioni di massa e il numero di Avogadro	103				4.7	Come calcolare le relazioni di massa nelle reazioni chimiche	108				A.	Stechiometria	108																																										
3.2	La teoria dell'orbitale molecolare	87																																																																																																						
A.	Formazione dei legami ionici	63	CAPITOLO 4 Reazioni chimiche						B.	Predire le formule dei composti ionici	64	4.1	Reazioni chimiche: definizioni	91	3.6	Nomenclatura dei composti ionici	65	4.2	Bilanciamento delle reazioni	91	A.	Classificazione dei composti inorganici	65	4.3	Come predire se gli ioni in soluzione acquosa reagiranno tra loro. Reazioni di precipitazione	96	B.	Composti ionici binari di metalli costituiti da un unico ione positivo	65	4.4	Le reazioni di ossido-riduzione	98	C.	Composti ionici binari di metalli che formano più di uno ione positivo	66	4.5	Peso formula e peso molecolare (massa molecolare)	102				4.6	Il concetto di mole, il suo utilizzo per calcolare le relazioni di massa e il numero di Avogadro	103				4.7	Come calcolare le relazioni di massa nelle reazioni chimiche	108				A.	Stechiometria	108																																																
CAPITOLO 4 Reazioni chimiche																																																																																																								
B.	Predire le formule dei composti ionici	64	4.1	Reazioni chimiche: definizioni	91	3.6	Nomenclatura dei composti ionici	65	4.2	Bilanciamento delle reazioni	91	A.	Classificazione dei composti inorganici	65	4.3	Come predire se gli ioni in soluzione acquosa reagiranno tra loro. Reazioni di precipitazione	96	B.	Composti ionici binari di metalli costituiti da un unico ione positivo	65	4.4	Le reazioni di ossido-riduzione	98	C.	Composti ionici binari di metalli che formano più di uno ione positivo	66	4.5	Peso formula e peso molecolare (massa molecolare)	102				4.6	Il concetto di mole, il suo utilizzo per calcolare le relazioni di massa e il numero di Avogadro	103				4.7	Come calcolare le relazioni di massa nelle reazioni chimiche	108				A.	Stechiometria	108																																																									
4.1	Reazioni chimiche: definizioni	91																																																																																																						
3.6	Nomenclatura dei composti ionici	65	4.2	Bilanciamento delle reazioni	91	A.	Classificazione dei composti inorganici	65	4.3	Come predire se gli ioni in soluzione acquosa reagiranno tra loro. Reazioni di precipitazione	96	B.	Composti ionici binari di metalli costituiti da un unico ione positivo	65	4.4	Le reazioni di ossido-riduzione	98	C.	Composti ionici binari di metalli che formano più di uno ione positivo	66	4.5	Peso formula e peso molecolare (massa molecolare)	102				4.6	Il concetto di mole, il suo utilizzo per calcolare le relazioni di massa e il numero di Avogadro	103				4.7	Come calcolare le relazioni di massa nelle reazioni chimiche	108				A.	Stechiometria	108																																																															
4.2	Bilanciamento delle reazioni	91																																																																																																						
A.	Classificazione dei composti inorganici	65	4.3	Come predire se gli ioni in soluzione acquosa reagiranno tra loro. Reazioni di precipitazione	96	B.	Composti ionici binari di metalli costituiti da un unico ione positivo	65	4.4	Le reazioni di ossido-riduzione	98	C.	Composti ionici binari di metalli che formano più di uno ione positivo	66	4.5	Peso formula e peso molecolare (massa molecolare)	102				4.6	Il concetto di mole, il suo utilizzo per calcolare le relazioni di massa e il numero di Avogadro	103				4.7	Come calcolare le relazioni di massa nelle reazioni chimiche	108				A.	Stechiometria	108																																																																					
4.3	Come predire se gli ioni in soluzione acquosa reagiranno tra loro. Reazioni di precipitazione	96																																																																																																						
B.	Composti ionici binari di metalli costituiti da un unico ione positivo	65	4.4	Le reazioni di ossido-riduzione	98	C.	Composti ionici binari di metalli che formano più di uno ione positivo	66	4.5	Peso formula e peso molecolare (massa molecolare)	102				4.6	Il concetto di mole, il suo utilizzo per calcolare le relazioni di massa e il numero di Avogadro	103				4.7	Come calcolare le relazioni di massa nelle reazioni chimiche	108				A.	Stechiometria	108																																																																											
4.4	Le reazioni di ossido-riduzione	98																																																																																																						
C.	Composti ionici binari di metalli che formano più di uno ione positivo	66	4.5	Peso formula e peso molecolare (massa molecolare)	102				4.6	Il concetto di mole, il suo utilizzo per calcolare le relazioni di massa e il numero di Avogadro	103				4.7	Come calcolare le relazioni di massa nelle reazioni chimiche	108				A.	Stechiometria	108																																																																																	
4.5	Peso formula e peso molecolare (massa molecolare)	102																																																																																																						
			4.6	Il concetto di mole, il suo utilizzo per calcolare le relazioni di massa e il numero di Avogadro	103																																																																																																			
			4.7	Come calcolare le relazioni di massa nelle reazioni chimiche	108																																																																																																			
			A.	Stechiometria	108																																																																																																			

B. Reagenti limitanti	111	
C. Resa percentuale	113	
4.8 Il calore di reazione	114	
Sommario		
Problemi		
COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA		
4A Solubilità e deterioramento dei denti		
4B Celle voltaiche		
4C Pacemaker artificiali e reazioni redox		
CAPITOLO 5 Stati di aggregazione della materia		
5.1 I tre stati della materia	117	
5.2 La pressione di un gas	118	
5.3 Le leggi che regolano il comportamento dei gas: Boyle, Charles e Gay Lussac	119	
A. La legge di Boyle e la relazione pressione-volume	119	
B. La legge di Charles e la relazione temperatura-volume	121	
C. La legge di Gay-Lussac e la relazione temperatura-pressione	121	
5.4 La legge di Avogadro e l'equazione di stato dei gas perfetti	123	
5.5 La legge di Dalton delle pressioni parziali	126	
5.6 I gas reali e l'equazione di van der Waals	127	
5.7 Cenni sulla teoria cinetica dei gas	128	
A. La legge di Maxwell-Boltzmann	129	
5.8 Le interazioni deboli: forze attrattive intermolecolari	129	
A. Forze di dispersione di London	130	
B. Interazioni dipolo-dipolo	131	
C. Legame idrogeno	132	
D. Interazioni idrofobiche	132	
5.9 Lo stato liquido: il comportamento a livello molecolare	134	
A. Tensione superficiale	134	
B. Pressione (o tensione) di vapore	135	
C. Punto di ebollizione	137	
D. Fattori che influenzano il punto di ebollizione	138	
5.10 Lo stato solido: caratteristiche dei vari tipi di solidi	139	
5.11 Il cambiamento di fase e i diagrammi di fase	141	
A. La curva di riscaldamento per l'acqua da H ₂ O(s) a H ₂ O(g)	141	
Sommario		
Problemi		
COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA		
5A Esempio di applicazione della legge dei gas alla respirazione	119	
5B Medicina iperbarica		
5C Misurazione della pressione sanguigna		
5D Le densità di ghiaccio e acqua		
5E Diagramma di fase dell'anidride carbonica	145	
APPROFONDIMENTI		
5.1 Rilevanza dei cambiamenti di stato in medicina: l'evaporazione del sudore e la termoregolazione	146	
CAPITOLO 6 Miscele, soluzioni e proprietà colligative		
6.1 Tipi di miscele	149	
6.2 Tipi di soluzioni	150	
6.3 Le caratteristiche distintive delle soluzioni	150	
6.4 La solubilità e i fattori che la influenzano	151	
A. Interazioni tra solvente e soluto	152	
B. Temperatura	152	
C. Pressione. Legge di Henry	153	
6.5 Le unità di misura della concentrazione delle soluzioni	154	
A. Concentrazione percentuale	154	
B. Molarità	155	
C. Frazione molare	156	
D. Diluizioni	159	
E. Parti per milione	161	
6.6 L'acqua come solvente	162	
A. L'acqua e i soluti ionici	163	
B. Solidi idrati	163	
C. Proprietà degli elettroliti	164	
D. L'acqua e i soluti molecolari (compensi covalenti)	165	
E. L'acqua all'interno dell'organismo	166	
6.7 I colloidii	167	
6.8 Proprietà colligative delle soluzioni	168	
A. Abbassamento della tensione di vapore	168	
B. Abbassamento del punto di congelamento	169	
C. Innalzamento del punto di ebollizione	170	
D. Soluzioni elettrolitiche e fattore correttivo di van't Hoff	171	
E. Tipi di membrane e passaggio di soluti: diffusione, osmosi e osmolarità	171	

F. Pressione osmotica	172
G. Soluzioni isotoniche, ipotoniche e ipertoniche	173
H. Dialisi	175
Sommario	
Problemi	
COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA	
6A Piogge acide	
6B Embolia gassosa (o sindrome da decompressione)	
6C Gli elettroliti nei fluidi biologici: il concetto di equivalente in ambito medico	162
6D Idrati e inquinamento atmosferico: il degrado di edifici e monumenti	
6E Emulsioni e agenti emulsionanti	
6F Osmosi inversa e desalinizzazione	
6G Emodialisi	
6H L'aria e la sua composizione. Aria inspirata ed espirata	175
6I Esempi di soluzioni rilevanti per aspetti biomedici	175
6J Osmolarità dei liquidi intracellulari ed extracellulari	176
CAPITOLO 7 Cinetica chimica	
7.1 Misurare la velocità delle reazioni	179
7.2 Definizione di cinetica di reazione	180
7.3 Reazioni a più stadi e molecolarità	182
7.4 Collisioni molecolari	183
7.5 Fattori che influenzano la velocità di una reazione	185
A. La natura dei reagenti	185
B. La concentrazione	185
C. La temperatura	187
D. La presenza di un catalizzatore	188
7.6 Ordine di una reazione	188
A. Reazioni del primo ordine	189
B. Reazioni del secondo ordine	191
C. Reazioni di ordine zero	191
7.7 La legge di Arrhenius e la teoria degli urti efficaci	192
7.8 L'energia di attivazione	195
7.9 La teoria dello stato di transizione	197
7.10 I catalizzatori omogenei ed eterogenei	198
A. Catalisi omogenea	199
B. Catalisi eterogenea	200
7.11 Cenni sui catalizzatori biologici: gli enzimi	201

Sommario

Problemi

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA

- 7A** Perché la febbre alta è pericolosa
- 7B** Cinetica del decadimento radioattivo
- 7C** Effetti di un abbassamento della temperatura corporea
- 7D** Farmaci a rilascio prolungato

CAPITOLO 8 Equilibrio chimico

203

- 8.1** Reazioni reversibili e irreversibili
- 8.2** Costante di equilibrio e legge d'azione di massa
- 8.3** Equilibrio chimico omogeneo ed eterogeneo
- 8.4** Differenza tra equilibrio chimico e stato stazionario
- 8.5** Il principio dell'equilibrio mobile o di Le Châtelier
- A.** Aggiunta di un componente alla reazione
- B.** Rimozione di un componente della reazione
- C.** Variazione della pressione
- D.** Variazione della temperatura
- E.** L'effetto di un catalizzatore
- 8.6** Quoziente di reazione
- 8.7** Solubilità e prodotto di solubilità
- 8.8** Effetto dello ione comune
- 8.9** Equilibri multipli
- 8.10** Rilevanza degli equilibri chimici nei processi biologici

Sommario

Problemi

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA

- 8A** Gli occhiali da sole e il principio di Le Châtelier
- 8B** Il processo di Haber

APPROFONDIMENTI

- 8.1** Costante di equilibrio e costanti di velocità

CAPITOLO 9 Princìpi di termodinamica 233

- 9.1** I sistemi termodinamici
- 9.2** Definizioni delle funzioni di stato
- 9.3** I principi della termodinamica
- A.** Energia interna, lavoro, calore
- 9.4** Primo principio della termodinamica
- 9.5** Entalpia

9.6	Trasformazioni esotermiche ed endotermiche (cambiamenti di stato)	240	D. Il pH e i tamponi del sangue: importanza nell'ambito biomedico	277																																																																												
9.7	Trasformazioni reversibili ed irreversibili (esoergoniche, endoergoniche)	241	10.11 Il pH di un tampone	278																																																																												
9.8	Entropia e secondo principio della termodinamica	245	10.12 TRIS, HEPES e gli altri tamponi dai nomi strani	280																																																																												
9.9	Terzo principio della termodinamica e variazione di entropia di reazione	246	10.13 Solubilità e pH. Esempi di interesse biomedico: ossalato di calcio e fosfato di calcio	282																																																																												
9.10	Energia libera di Gibbs	246	Sommario																																																																													
9.11	Energia libera ed equilibrio chimico	248	Problemi																																																																													
COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA																																																																																
10A	Alcuni importanti acidi e basi		10B	Farmaci antiacido																																																																												
10C	Acidosi respiratoria e metabolica		10D	L'acallosi e il trucco del velocista																																																																												
APPROFONDIMENTI																																																																																
9.1	Il lavoro di espansione		10.1	Le definizioni di acido e base																																																																												
9.2	La legge di Hess		10.2	Formule per il calcolo del pH in alcuni casi semplici																																																																												
CAPITOLO 10 Acidi, basi, sali e pH.																																																																																
Soluzioni tampone																																																																																
10.1	Gli acidi e le basi	251	10.3	Il potere tampone																																																																												
10.2	Forza degli acidi e delle basi	253	10.4	Il grado di dissociazione																																																																												
10.3	Reazioni acido-base e coppie acido-base coniugate secondo Brønsted-Lowry	254	10.5	Qual è l'andamento di una titolazione acido-base?																																																																												
A.	La teoria di Brønsted-Lowry	254	10.6	L'equilibrio acido-base nei fluidi biologici: il tampone acido carbonico/bicarbonato, il tampone diidrogeno fosfato/idrogenofosfato																																																																												
10.4	Il punto di equilibrio di una reazione acido-base	257		280																																																																												
10.5	Le costanti di dissociazione	259	CAPITOLO 11 Reazioni di ossido-riduzione ed elettrochimica																																																																													
A.	Costante di dissociazione acida, K_a e pK_a	259	B.	Costante di dissociazione basica, K_b e pK_b	261	10.6	Le proprietà degli acidi e delle basi	262	11.1	Il numero di stati di ossidazione e le reazioni di ossido-riduzione	A.	Neutralizzazione	262	11.2	Bilanciamento delle equazioni di ossido-riduzione	B.	Reazione con i metalli	262	A.	Bilanciamento di equazioni con il metodo delle semireazioni	C.	Reazione con idrossidi metallici	262	B.	Bilanciamento di equazioni per reazioni che avvengono in ambiente basico	D.	Reazione con ossidi metallici	263	11.3	Sistemi elettrochimici: celle galvaniche o pile	E.	Reazione con carbonati e bicarbonati	263	A.	Semicelle (o semielementi)	F.	Reazione con ammoniaca e ammine	264	B.	Tipi di conduttori	10.7	Le proprietà acide e basiche dell'acqua pura	264	11.4	La fem di cella in condizioni standard	A.	I sali. Comportamento acido o basico dei sali in acqua	267	A.	Potenziale redox (di riduzione) standard (semicella)	10.8	Il concetto di pH e pOH	268	B.	Forza degli agenti ossidanti e riducenti	10.9	Le titolazioni per calcolare la concentrazione	271		299	10.10	Soluzioni tampone	273			A.	Come funzionano i tamponi?	274			B.	Il pH dei tamponi	276			C.	Il potere tampone	276		
B.	Costante di dissociazione basica, K_b e pK_b	261	10.6	Le proprietà degli acidi e delle basi	262	11.1	Il numero di stati di ossidazione e le reazioni di ossido-riduzione	A.	Neutralizzazione	262	11.2	Bilanciamento delle equazioni di ossido-riduzione	B.	Reazione con i metalli	262	A.	Bilanciamento di equazioni con il metodo delle semireazioni	C.	Reazione con idrossidi metallici	262	B.	Bilanciamento di equazioni per reazioni che avvengono in ambiente basico	D.	Reazione con ossidi metallici	263	11.3	Sistemi elettrochimici: celle galvaniche o pile	E.	Reazione con carbonati e bicarbonati	263	A.	Semicelle (o semielementi)	F.	Reazione con ammoniaca e ammine	264	B.	Tipi di conduttori	10.7	Le proprietà acide e basiche dell'acqua pura	264	11.4	La fem di cella in condizioni standard	A.	I sali. Comportamento acido o basico dei sali in acqua	267	A.	Potenziale redox (di riduzione) standard (semicella)	10.8	Il concetto di pH e pOH	268	B.	Forza degli agenti ossidanti e riducenti	10.9	Le titolazioni per calcolare la concentrazione	271		299	10.10	Soluzioni tampone	273			A.	Come funzionano i tamponi?	274			B.	Il pH dei tamponi	276			C.	Il potere tampone	276					
10.6	Le proprietà degli acidi e delle basi	262	11.1	Il numero di stati di ossidazione e le reazioni di ossido-riduzione																																																																												
A.	Neutralizzazione	262	11.2	Bilanciamento delle equazioni di ossido-riduzione																																																																												
B.	Reazione con i metalli	262	A.	Bilanciamento di equazioni con il metodo delle semireazioni																																																																												
C.	Reazione con idrossidi metallici	262	B.	Bilanciamento di equazioni per reazioni che avvengono in ambiente basico																																																																												
D.	Reazione con ossidi metallici	263	11.3	Sistemi elettrochimici: celle galvaniche o pile																																																																												
E.	Reazione con carbonati e bicarbonati	263	A.	Semicelle (o semielementi)																																																																												
F.	Reazione con ammoniaca e ammine	264	B.	Tipi di conduttori																																																																												
10.7	Le proprietà acide e basiche dell'acqua pura	264	11.4	La fem di cella in condizioni standard																																																																												
A.	I sali. Comportamento acido o basico dei sali in acqua	267	A.	Potenziale redox (di riduzione) standard (semicella)																																																																												
10.8	Il concetto di pH e pOH	268	B.	Forza degli agenti ossidanti e riducenti																																																																												
10.9	Le titolazioni per calcolare la concentrazione	271		299																																																																												
10.10	Soluzioni tampone	273																																																																														
A.	Come funzionano i tamponi?	274																																																																														
B.	Il pH dei tamponi	276																																																																														
C.	Il potere tampone	276																																																																														

11.5	Reazioni spontanee e lavoro chimico: relazione tra variazione di energia libera di Gibbs e differenza di potenziale	300
11.6	La fem di cella in condizioni non standard	305
A.	L'equazione di Nernst	305
B.	Pile a concentrazione	307
11.7	L'elettrolisi	309
11.8	Importanza delle reazioni di ossido- riduzione in ambito biomedico	310

Sommario

Sommario delle reazioni

Problemi

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA

11A	I processi d'elettrodo dal punto di vista molecolare	
11B	Il battito cardiaco e l'elettrocardiogramma	
11C	Cos'è una batteria	

APPROFONDIMENTI

11.1	Rappresentazione schematica di una cella galvanica	
11.2	L'equazione di Nernst della semicella	

CAPITOLO 12 Chimica nucleare		313
12.1	La scoperta della radioattività	313
12.2	La radioattività	314
12.3	Il nucleo e la radioattività	316
A.	Radioisotopi e nuclei stabili	316
B.	Emissioni beta	316
C.	Emissioni alfa	318
D.	Emissione di positroni	319
E.	Emissioni gamma	320
F.	Cattura elettronica	320
12.4	L'emivita nucleare	320
12.5	La misura delle radiazioni nucleari	322
A.	Intensità e unità di misura	323
B.	Energia	325
12.6	Unità di misura rispetto all'effetto di tossicità biologica	325
12.7	La medicina nucleare: correlazioni di interesse per applicazioni biomediche	328
A.	Diagnostica medica per immagini	328
B.	Terapia radiante (radioterapia)	332
12.8	La fusione nucleare	333
12.9	La fissione nucleare e l'energia atomica	334

Sommario

Sommario delle reazioni

Problemi

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA

12A	Datazione radioattiva	
12B	Il problema del radon negli ambienti domestici	
12C	Come le radiazioni danneggiano i tessuti: i radicali liberi	
12D	Cenni alle proprietà magnetiche del nucleo come base per lo strumento diagnostico della risonanza magnetica nucleare	331
12E	Emissione di materiale radioattivo in seguito ad incidenti nucleari	

**CAPITOLO 13 Proprietà del carbonio
e reattività dei composti organici**

13.1	Introduzione alla chimica organica e proprietà del carbonio	337
13.2	Ottenere composti organici	339
A.	Isolamento da fonti naturali	339
B.	Sintesi in laboratorio	339
13.3	Rappresentazione dei composti organici, in particolare dei composti carboniosi	340
A.	Carbocationi e carboanioni	340
B.	Stabilità dei carbocationi	342
13.4	Formazione di legami covalenti per sovraposizione di orbitali atomici e ibridazione del carbonio	343
A.	Forma degli orbitali atomici	343
B.	Formazione di un legame covalente per sovrapposizione di orbitali atomici	344
C.	Ibridazione di orbitali atomici	344
D.	Orbitali ibridi sp^3 : angoli di legame di circa 109.5°	344
E.	Orbitali ibridi sp^2 : angoli di legame di circa 120°	345
F.	Orbitali ibridi sp : angoli di legame di circa 180°	347
13.5	Gruppi funzionali e reattività dei composti organici	348
A.	Alcoli	349
B.	Ammine	351
C.	Aldeidi e chetoni	352
D.	Acidi carbossilici	353
E.	Esteri carbossilici	353
F.	Ammidi	354
G.	Tipi di reazioni organiche	354
H.	Nucleofili ed elettrofili	355
I.	Ossidazioni e riduzioni in chimica organica	355
13.6	Effetto induttivo	355

A.	Effetto induttivo elettron-atrattore	356
B.	Effetto induttivo elettron-donatore	356
C.	Attrazioni di elettroni per risonanza	356
13.7	Effetto di delocalizzazione o mesomero	357
13.8	Rottura di un legame: omolitico ed eterolitico	358
13.9	Acidità e basicità dei composti organici	358
Sommario		
Problemi		

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA

13A	Taxolo: una storia di ricerca e scoperta	
------------	--	--

CAPITOLO 14 Idrocarburi: alcani e cicloalcani

14.1	Introduzione agli alcani	363
14.2	Scrivere le formule di struttura degli alcani	363
14.3	Isomeri costituzionali	365
14.4	Nomenclatura	368
A.	Nomenclatura IUPAC	368
B.	Nomi comuni	371
C.	Classificazione degli atomi di carbonio e di idrogeno	372
14.5	Come ottenere gli alcani	372
14.6	Cicloalcani	373
14.7	Forme di alcani e cicloalcani	375
A.	Alcani	375
B.	Cicloalcani	376
14.8	Isomeria <i>cis-trans</i> nei cicloalcani	379
14.9	Proprietà chimico-fisiche di alcani e cicloalcani	381
A.	Punti di fusione ed ebollizione	382
B.	Solubilità: un caso in cui “il simile scioglie il simile”	382
C.	Densità	383
14.10	Reazioni caratteristiche degli alcani	384
A.	Ossidazione	384
B.	Sostituzione radicalica	385
14.11	Alcuni importanti alogenuri alchilici	387
A.	Clorofluorocarburi	387
B.	Solventi	387

Sommario

Sommario delle reazioni

Problemi

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA

14A	Il velenoso pesce palla	
------------	-------------------------	--

14B	Numero di ottani: cosa significano i numeri alle pompe di benzina	
------------	---	--

14C L'impatto ambientale dei freon

CAPITOLO 15 Idrocarburi: alcheni e alchini

15.1	Gli alcheni e gli alchini	389
15.2	Struttura degli alcheni e degli alchini	390
A.	Alcheni	390
B.	Stereoisomeria <i>cis-trans</i> negli alcheni	391
C.	Forma degli alchini	392
15.3	Nomenclatura di alcheni e agli alchini	392
A.	Nomi IUPAC	392
B.	Nomi comuni	394
C.	Configurazioni <i>cis</i> e <i>trans</i> degli alcheni	394
D.	Cicloalcheni	395
E.	Dieni, trieni e polieni	397

15.4	Proprietà chimico-fisiche degli alcheni e degli alchini	399
-------------	---	-----

15.5	I terpeni	399
15.6	Reazioni caratteristiche degli alcheni	400
A.	Addizione di acidi alogenidrici (idroalogenazione)	401
B.	Addizione di acqua: idratazione catalizzata da acidi	406
C.	Addizione di cloro e bromo (alogenazione)	409
D.	Addizione di idrogeno: riduzione (idrogenazione)	410

15.7	Reazioni di polimerizzazione importanti dell'etilene e degli etileni sostituiti	411
-------------	---	-----

A.	Struttura dei polietilene	411
B.	Polietilene a bassa densità (LDPE)	411
C.	Polietilene ad alta densità (HDPE)	412

15.8	Delocalizzazione elettronica e dieni coniugati	413
-------------	--	-----

Sommario

Sommario delle reazioni

Problemi

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA

15A	Etilene: un regolatore della crescita delle piante	
------------	--	--

15B	Doppi legami <i>cis</i> negli acidi grassi	
------------	--	--

15C	Il caso delle varietà Iowa e New York del tarlo del grano europeo (<i>Pyrausta nubilalis</i>)	
------------	---	--

15D	Isomeria <i>cis-trans</i> nel processo della visione	
------------	--	--

15E	Il riciclaggio delle materie plastiche	
------------	--	--

CAPITOLO 16 Alogenuri alchilici

16.1	Alogenuri alchilici o alogenoalcani	415
-------------	-------------------------------------	-----

16.2	Nomenclatura degli alogenuri alchilici	416	C. Ossidazione dei fenoli	454
A.	Nomi IUPAC	416	17.6 L'effetto dei sostituenti legati al benzene sulla sostituzione elettrofila aromatica	456
B.	Nomi comuni	416	A. Effetto di un gruppo sostituente su un'ulteriore sostituzione	456
16.3	Reazioni caratteristiche degli alogenuri alchilici	417	B. Teoria degli effetti orientanti	459
16.4	Reazioni di sostituzione nucleofila	418	C. Teoria degli effetti attivanti-disattivanti	462
A.	Meccanismo S _N 2	419		
B.	Meccanismo S _N 1	420		
C.	Struttura del nucleofilo	422		
D.	Struttura dell'alogenuro alchilico	423		
E.	Gruppo uscente	424		
F.	Solvente	424		
16.5	Reazioni di β-eliminazione	428	Sommario	
A.	Meccanismo E1	430	Sommario delle reazioni	
B.	Meccanismo E2	430	Problemi	
16.6	Competizione tra le reazioni di sostituzione nucleofila e le reazioni di eliminazione	432	COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA	
A.	Confronto tra reazioni S _N 1 ed E1	433	17A DDT: una manna e una sciagura	
B.	Confronto tra reazioni S _N 2 ed E2	433	17B Idrocarburi policiclici aromatici cancerogeni e fumo	
Sommario				
Sommario delle reazioni				
Problemi				
COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA				
16A	L'impatto ambientale dei clorofluorocarburi		17C Ione ioduro e gozzo	
CAPITOLO 17 Idrocarburi aromatici e derivati				
17.1	La struttura del benzene	437	17D Il gruppo nitro negli esplosivi	
A.	Modello di Kekulé del benzene	438	17E La capsicina, per chi ama il piccante	
B.	Modello degli orbitali molecolari del benzene	438	17F FD & C Giallo N. 6 (Giallo Tramonto)	
C.	Struttura di risonanza del benzene	439		
D.	Energia di risonanza del benzene	440		
17.2	L'aromaticità	441		
17.3	Assegnazione dei nomi ai composti aromatici	443		
A.	Benzeni monosostituiti	443		
B.	Benzeni disostituiti	444		
C.	Benzeni polisostituiti	444		
D.	Idrocarburi policiclici aromatici	446		
17.4	Reazioni del benzene e dei suoi derivati	446		
A.	Clorurazione e bromurazione	448		
B.	Nitrazione e solfonazione	449		
C.	Alchilazione di Friedel-Crafts	450		
D.	Acilazione di Friedel-Crafts	452		
17.5	I fenoli	454		
A.	Struttura e nomenclatura	454		
B.	Acidità dei fenoli	454		
Sommario				
Problemi				
COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA				
18A	Farmaci chirali			

CAPITOLO 19 Alcoli, eteri, tioli e tioeteri	485
19.1 Strutture, nomi e proprietà fisiche degli alcoli	486
A. Struttura degli alcoli	486
B. Nomenclatura	486
C. Proprietà fisiche degli alcoli	489
19.2 Reazioni caratteristiche degli alcoli	490
A. Acidità degli alcoli	491
B. Disidratazione di alcoli ad alcheni catalizzata da acidi	491
C. Ossidazione di alcoli primari e secondari	494
D. Attivazione di un alcol per le reazioni di sostituzione nucleofila	496
19.3 Strutture, nomi e proprietà fisiche degli eteri	496
A. Struttura	496
B. Nomenclatura	496
C. Proprietà fisiche	497
19.4 Strutture, nomi e proprietà fisiche dei tioli	498
A. Struttura	498
B. Nomenclatura	498
C. Proprietà fisiche	500
D. Reazioni dei tioli	500
19.5 Tioeteri	501
19.6 Epossidi	501
19.7 Alcoli commercialmente importanti	501
A. Rilevanza biomedica dell'etanolo	503
Sommario	
Sommario delle reazioni	
Problemi	
COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA	
19A L'importanza del legame idrogeno nelle interazioni farmaco-recettore	
19B Etilometro: controllo e misurazione dell'alcol nell'aria espirata	
19C Ossido di etilene: uno sterilizzante chimico	
19D Eteri e anestesia	
CAPITOLO 20 Ammine	505
20.1 Struttura delle ammine	505
20.2 Nomenclatura delle ammine	507
A. Nomi IUPAC	507
B. Nomi comuni	509
20.3 Proprietà fisiche delle ammine	510
20.4 Basicità delle ammine	510
20.5 Reazioni caratteristiche delle ammine	513
20.6 Nucleofilità delle ammine e alchilazione	514
20.7 Ammonio quaternario: la colina	514
20.8 Nitrosammime	515
20.9 Esempi di importanza biomedica: l'urea	516
Sommario	
Sommario delle reazioni	
Problemi	
COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA	
20A Anfetamine	
20B Alcaloidi	
20C Tranquillanti	
20D Solubilità dei farmaci nei fluidi corporei	
20E Epinefrina: un prototipo per lo sviluppo di nuovi broncodilatatori	
CAPITOLO 21 Aldeidi e chetoni	517
21.1 Aldeidi e chetoni	517
21.2 Nomenclatura delle aldeidi e dei chetoni	518
A. Nomenclatura IUPAC	518
B. Nomi comuni	520
21.3 Proprietà chimico-fisiche delle aldeidi e dei chetoni	521
21.4 Reazioni caratteristiche delle aldeidi e dei chetoni	522
A. Addizione di alcoli: formazione di emiacetalni e acetali	522
B. Addizione di ammoniaca e di ammine: formazione di immine	525
C. Acidità degli idrogeni in α ed anioni enolato	526
D. Condensazione aldolica	527
E. Ossidazione	529
F. Riduzione	531
21.5 Tautomeria cheto-enolica e sua importanza biologica	533
Sommario	
Sommario delle reazioni	
Problemi	
COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA	
21.1 Dal trifoglio ammuffito a un anticoagulante del sangue	
CAPITOLO 22 Acidi carbossilici	535
22.1 Gli acidi carbossilici	535
22.2 Nomenclatura degli acidi carbossilici	535
A. Nomenclatura IUPAC	535
B. Nomi comuni	536
22.3 Proprietà chimico-fisiche degli acidi carbossilici	
	539

22.4 Gli acidi grassi, i saponi e i detergenti sintetici	540
A. Gli acidi grassi	540
B. Struttura e preparazione dei saponi	542
C. Azione detergente del sapone	543
D. Detergenti sintetici	544
22.5 Reazioni caratteristiche degli acidi carbossilici	545
A. Acidità	545
B. Reazioni con le basi	547
C. Riduzione	548
D. Esterificazione di Fischer	548
E. Conversione in alogenuri acilici	551
F. Decarbossilazione	551
Sommario	
Sommario delle reazioni	
Problemi	
COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA	
22A Gli acidi grassi <i>trans</i> : cosa sono e come evitarli?	
22B Gli esteri come agenti aromatizzanti	
22C Corpi chetonici e diabete	
CAPITOLO 23 Alogenuri acilici, anidridi degli acidi carbossilici, esteri, ammidi e acil fosfati	555
23.1 Alogenuri acilici, anidridi degli acidi carbossilici, esteri, ammidi e acil fosfati	555
A. Alogenuri acilici	556
B. Anidridi	556
C. Esteri	556
D. Ammidi	557
E. Acil fosfati e loro importanza in biochimica	558
23.2 Come si preparano gli esteri	558
23.3 Come si preparano le ammidi	559
23.4 Reazioni caratteristiche degli alogenuri acilici, delle anidridi, degli esteri e delle ammidi	559
A. Reazione con acqua: idrolisi	561
B. Reazione con alcoli	565
C. Reazioni con ammoniaca e ammine	568
D. Condensazione di Claisen	569
23.5 Anidridi ed esteri dell'acido fosforico	571
A. Anidridi dell'acido fosforico	571
B. Esteri dell'acido fosforico	572
23.6 La polimerizzazione a stadi	572
A. Poliammidi	572
B. Poliesteri	573
C. Policarbonati	574

Sommario

Sommario delle reazioni

Problemi

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA**23A** Le piretrine: insetticidi naturali di origine vegetale**23B** Le penicilline e le cefalosporine: antibiotici β -lattamici**23C** Dalla corteccia del salice all'aspirina ed oltre**23D** Filtri solari e creme solari a protezione totale contro le radiazioni ultraviolette**23E** I barbiturici**23F** Punti di sutura riassorbibili**CAPITOLO 24 Carboidrati**

577

24.1 Monosaccaridi: i carboidrati più semplici 577

A. Struttura e nomenclatura 578

B. Formule di proiezione di Fischer 579

C. D- ed L-Monosaccaridi 580

D. Monosaccaridi importanti 582

E. Epimeri 583

24.2 Strutture cicliche dei monosaccaridi 584

A. Proiezioni di Haworth 584

B. Mutarotazione 586

24.3 Reazioni caratteristiche dei monosaccaridi 587

A. Formazione dei glicosidi (acetali) 587

B. Riduzione ad alditi 588

C. Ossidazione ad acidi aldonici (zuccheri riduenti) 588

D. Ossidazione ad acidi uronici 589

E. Formazione di esteri fosforici 590

F. Reazione di Maillard 590

24.4 Disaccaridi e oligosaccaridi 591

A. Saccarosio 591

B. Lattosio 591

C. Maltosio 591

D. Potere dolcificante relativo 592

E. Derivati degli oligosaccaridi 593

24.5 Polisaccaridi 593

A. Amido: amilosio e amilopectina 593

B. Glicogeno 594

C. Cellulosa 594

24.6 Polisaccaridi acidi 595

A. Acido ialuronico 596

B. Eparina 596

Sommario

Sommario delle reazioni

Problemi

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA

- 24A** Galattosemia
24B Dosaggio del glucosio
24C Gruppi sanguigni A, B, AB e O
24D Esiste una connessione tra carboidrati e obesità?

CAPITOLO 25 Lipidi

25.1 Lipidi	599
A. Classificazione per funzione	599
B. Classificazione per struttura	600
25.2 Acidi grassi	600
25.3 Struttura dei trigliceridi	604
25.4 Proprietà dei trigliceridi	604
A. Stato fisico	604
B. Idrogenazione	605
25.5 Struttura dei lipidi complessi	607
25.6 Lipidi e struttura della membrana	608
25.7 Glicerofosfolipidi	610
25.8 Sfingolipidi	612
25.9 Glicolipidi	613
25.10 Steroidi	615
A. Colesterolo	615
B. Lipoproteine: trasportatori di colesterolo	616
C. Trasporto del colesterolo nelle LDL	617
D. Trasporto del colesterolo nelle HDL	617
E. Livelli di LDL e HDL	618
F. Funzioni del colesterolo di membrana	618
25.11 Ruoli fisiologici degli ormoni steroidei	620
A. Ormoni adrenocorticoidi	620
B. Ormoni sessuali	620
25.12 Sali biliari	623
25.13 Prostaglandine, trombossani e leucotrieni	624
25.14 Trasporto di membrana	628
A. Trasporto passivo	628
B. Trasporto attivo	629
C. Recettori di membrana	631

Sommario

Problemi

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA

- 25A** Burro e margarina: chi è il più salutare?
25B Malattie da accumulo lipidico
25C Steroidi anabolizzanti
25D Contraccettivi orali
25E Azione dei farmaci antinfiammatori
25F Perché dovremmo mangiare più salmoni?

CAPITOLO 26 Amminoacidi e proteine 633

26.1 Le numerose funzioni delle proteine	633
26.2 Amminoacidi	635
26.3 Gli amminoacidi esistono come zwitterioni	640
26.4 Caratteristiche degli amminoacidi	643
26.5 Amminoacidi non comuni	645
26.6 Gli amminoacidi si combinano per formare proteine	646
26.7 Proprietà delle proteine	648
26.8 Struttura primaria delle proteine	651
26.9 Struttura secondaria delle proteine	654
26.10 Struttura terziaria delle proteine Mioglobina: un esempio di struttura proteica	656
26.11 Struttura quaternaria delle proteine Emoglobina: un classico esempio di struttura quaternaria	659
26.12 Denaturazione delle proteine	661

Sommario

Problemi

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA

26A L'aspartame, il peptide dolce	
26B AGE e invecchiamento	
26C Ormoni peptidici – piccole molecole con grandi effetti	
26D Anemia falciforme	
26E Malattie dipendenti dalla conformazione delle proteine o dei peptidi	
26F Chirurgia laser e denaturazione delle proteine	

CAPITOLO 27 Nucleotidi, acidi

nucleici ed ereditarietà	667
27.1 DNA ed RNA quali molecole dell'eredità	667
27.2 Gli acidi nucleici	668
A. Basi azotate	668
B. Zuccheri	668
C. Fosfato	670
27.3 La struttura del DNA e dell'RNA	672
A. Struttura primaria	672
B. Struttura secondaria del DNA	672
C. Strutture di ordine superiore del DNA	676
27.4 Le classi dell'RNA	679
27.5 I geni	682
27.6 Le applicazioni mediche dell'RNA	684
A. Micro RNA	684
B. RNA interferente piccolo (siRNA)	685

C. CRISPR	686
D. Vaccini a RNA	686
27.7 La replicazione del DNA	687
27.8 L'amplificazione del DNA	691
Sommario	
Problemi	
COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA	
27A Chi possiede i tuoi geni	
27B L'impronta del DNA	
27C Telomeri, telomerasi e immortalità	
27D Creazione di un genoma sintetico	
27E I Neandertal si estinsero?	

CAPITOLO 28 Enzimi



CAPITOLO 29 La comunicazione chimica: neurotrasmettitori e ormoni



Appendici

- I Notazione esponenziale
- II Cifre significative

Risposte



Glossario



Indice analitico

697

Acidi, basi, sali e pH.

Soluzioni tampone



Alcuni alimenti e prodotti per la casa sono molto acidi, mentre altri sono basici. Quali appartengono a ciascuna categoria?

CONTENUTI

- 10.1** Gli acidi e le basi
- 10.2** Forza degli acidi e delle basi
- 10.3** Reazioni acido-base e coppie acido-base coniugate secondo Brønsted-Lowry
 - Come...** Assegnare il nome agli acidi più comuni
- 10.4** Il punto di equilibrio di una reazione acido-base
- 10.5** Le costanti di dissociazione
- 10.6** Le proprietà degli acidi e delle basi
- 10.7** Le proprietà acide e basiche dell'acqua pura
 - Come...** Utilizzare i logaritmi e gli antilogaritmi
- 10.8** Il concetto di pH e pOH
- 10.9** Le titolazioni per calcolare la concentrazione
- 10.10** Soluzioni tampone
- 10.11** Il pH di un tampone
- 10.12** TRIS, HEPES e altri tamponi dai nomi strani
- 10.13** Solubilità e pH. Esempi di interesse biomedico: ossalato di calcio e fosfato di calcio

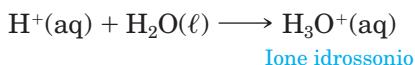
10.1 Gli acidi e le basi

Nella nostra vita quotidiana si ha spesso a che fare con gli acidi e le basi. Arance, limoni e aceto sono esempi di cibi acidi, mentre l'acido solforico è presente nelle batterie delle automobili. Per quanto riguarda le basi, si assumono pastiglie antiacido per i bruciori di stomaco e si utilizza ammoniaca come prodotto per la pulizia di casa. Queste sostanze che cosa hanno in comune? Perché, di solito, gli acidi e le basi sono trattati insieme?

Nel 1884, un giovane chimico svedese di nome **Svante Arrhenius** (1859-1927) rispose alla prima domanda, proponendo quella che allora era una nuova definizione di acido e base. Secondo la definizione di Arrhenius, un **acido** è una sostanza che, in soluzione acquosa, produce ioni H_3O^+ e una **base** è una sostanza che, in soluzione acquosa, produce ioni OH^- .

In realtà, questa definizione di acido è leggermente modificata rispetto alla definizione originale di Arrhenius, che affermava che un acido produce ioni idrogeno, H^+ . Oggi sappiamo che gli ioni H^+ non

possono esistere in acqua. Uno ione H^+ è un protone nudo e una carica elettrica +1 è troppo concentrata per esistere su una particella così piccola (Sezione 3.2). Di conseguenza, uno ione H^+ in acqua immediatamente si unisce a una molecola di H_2O per formare lo **ione idrossonio** (o idronio, termine alquanto obsoleto), H_3O^+ .



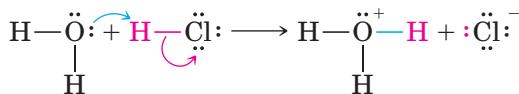
Indipendentemente da questa modificazione, le definizioni di acido e di base di Arrhenius sono ancora oggi valide e utili fintanto che si parla di soluzioni acquose. Anche se sappiamo che le soluzioni acquose acide non contengono ioni H^+ , usiamo spesso i termini “ H^+ ” e “protone” quando, in realtà, significano “ H_3O^+ ”. I tre termini sono generalmente usati in modo intercambiabile come sinonimi.

Quando un acido si dissolve in acqua, reagisce con l'acqua per produrre H_3O^+ . Per esempio, il cloruro di idrogeno (acido cloridrico), HCl , allo stato puro è un gas velenoso. Quando HCl si dissolve in acqua, reagisce con una molecola di acqua per dare ione idrossonio e ione cloruro:



Pertanto, una bottiglia etichettata “ HCl ” acquoso in realtà non è HCl , ma piuttosto una soluzione acquosa di ioni Cl^- e H_3O^+ .

Possiamo dimostrare il trasferimento di un protone da un acido a una base utilizzando una freccia curva. Per prima cosa si scrive la struttura di Lewis (Sezione 2.6F) di ciascun reagente e prodotto. Quindi, usando le frecce curve, si mostra lo spostamento delle coppie di elettroni durante la reazione. Si noti che la coppia di elettroni che si muove si trova dal lato della coda della freccia curva. La punta della freccia curva mostra la nuova posizione della coppia di elettroni.

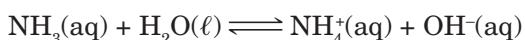


In questa reazione, la freccia curva blu sulla sinistra indica che una coppia di elettroni non condivisa sull'ossigeno forma un nuovo legame covalente con l'idrogeno. La freccia curva rossa sulla destra mostra invece che la coppia di elettroni del legame H—Cl è acquisita completamente dal cloro per formare uno ione cloruro. Così, nella reazione di HCl con H_2O , un protone è trasferito da HCl a H_2O e, nel processo, si forma un legame O—H e il legame H—Cl è rotto.

Con le basi, la situazione è leggermente diversa. Molte basi sono idrossidi metallici, come KOH , $NaOH$, $Mg(OH)_2$ e $Ca(OH)_2$. Quando questi solidi ionici si dissolvono in acqua, i loro ioni sono semplicemente separati e ogni ione è solvatato dalle molecole d'acqua (Sezione 6.6A). Per esempio,



Altre basi non sono idrossidi ma, in acqua, producono ioni OH^- reagendo con molecole d'acqua. L'esempio più importante di questo tipo di base è l'ammoniaca, NH_3 , un gas tossico. Quando l'ammoniaca si dissolve in acqua, reagisce con l'acqua per produrre ioni ammonio e ioni idrossido.



Pertanto, l'ammoniaca produce uno ione OH^- prelevando H^+ da una molecola d'acqua e lasciando dietro di sé OH^- .

APPROFONDIMENTO 10.1

Le definizioni di acido e base

Ci sono tre modi possibili di definire un acido o una base, che riassumiamo qui e che verranno discusse più approfonditamente nel seguito.

La teoria di Arrhenius:

- un acido è un composto che in acqua libera ioni H_3O^+ e una base un composto che libera ioni OH^- .

La teoria di Brønsted e Lowry (si veda anche la Sezione 10.3):

- un acido è una specie chimica che cede ioni H^+ a un'altra (che quindi si comporta da base); una base è una specie che accetta ioni H^+ (da

un'altra specie, che quindi si comporta da acido).

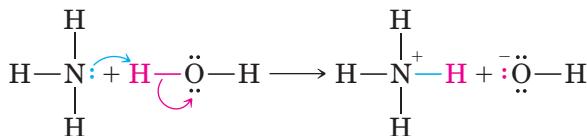
La teoria di Lewis:

- un acido è una specie chimica che può accettare doppiette di elettroni, una base è una specie chimica che può cedere doppietti di elettroni. Un acido è quindi un elettrofilo, una base un nucleofilo.

Le tre definizioni non sono in contraddizione tra di loro, ma la seconda include anche la prima e la estende, la terza include le prime due. Si vedrà più avanti che la definizione di Lewis è particolarmente utile in chimica organica.

Come vedremo nella Sezione 10.2, l'ammoniaca è una base debole e la posizione di equilibrio per la sua reazione con l'acqua è decisamente verso sinistra. In una soluzione 1.0 M di NH_3 in acqua, per esempio, solo 4 molecole di NH_3 su 1000 reagiscono con acqua per formare NH_4^+ e OH^- . Così, quando l'ammoniaca è disiolta in acqua, esiste soprattutto come molecole di NH_3 . Tuttavia, si producono alcuni ioni OH^- e, quindi, NH_3 è una base.

Rappresentiamo ora la reazione dell'ammoniaca con l'acqua e le frecce curve per mostrare il trasferimento di un protone da una molecola d'acqua a una molecola di ammoniaca. Qui, la freccia curva blu sulla sinistra indica che la coppia di elettroni non condivisa sull'azoto forma un nuovo legame covalente con un idrogeno di una molecola d'acqua. Mentre si forma il nuovo legame N—H, un legame O—H di una molecola di acqua si rompe e la coppia di elettroni che formava il legame H—O si sposta completamente sull'ossigeno, formando OH^- .



Pertanto, l'ammoniaca genera uno ione OH^- acquistando uno ione H^+ da una molecola d'acqua.

10.2 Forza degli acidi e delle basi

Gli acidi non hanno tutti la stessa forza. Secondo la definizione di Arrhenius, un **acido forte** è un composto che reagisce completamente o quasi completamente con l'acqua per formare ioni H_3O^+ . La Tabella 10.1 fornisce i nomi e le formule molecolari di sei acidi forti comuni. Essi sono detti acidi forti perché, quando si sciogliono in acqua, si dissociano completamente per dare ioni H_3O^+ .



QR 10.1 Collegamenti alla chimica 10A

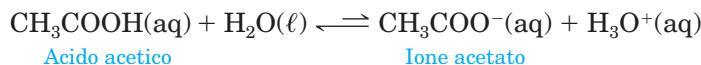
Alcuni importanti acidi e basi



TABELLA 10.1 Acidi e basi forti

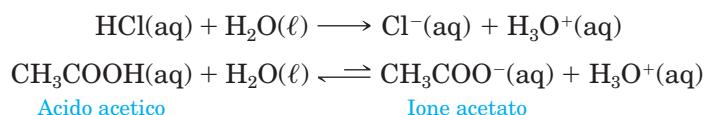
Formula dell'acido	Nome	Formula della base	Nome
HCl	Acido cloridrico	LiOH	Idrossido di litio
HBr	Acido bromidrico	NaOH	Idrossido di sodio
HI	Acido iodidrico	KOH	Idrossido di potassio
HNO ₃	Acido nitrico	Ba(OH) ₂	Idrossido di bario
H ₂ SO ₄	Acido solforico	Ca(OH) ₂	Idrossido di calcio
HClO ₄	Acido perclorico	Sr(OH) ₂	Idrossido di stronzio

Gli **acidi deboli**, invece, producono una quantità molto più piccola di ioni H₃O⁺. L'acido acetico, per esempio, è un acido debole. In acqua esiste soprattutto come molecole di acido acetico (indissociato); soltanto poche molecole di acido acetico (4 su 1000) si trasformano in ioni acetato.



La **Tabella 10.1** riporta anche sei **basi forti**, tutte idrossidi di un metallo. Sono basi forti perché, quando si sciogliono in acqua, si dissociano (ionizzano) completamente per dare ioni OH⁻. Se si considera Mg(OH)₂ (non riportato in tabella), esso si dissocia quasi completamente una volta sciolto e, quindi, sarebbe una base forte, ma poiché è poco solubile in acqua, l'effetto come base non è molto evidente. Come abbiamo visto nella Sezione 10.1, l'ammoniaca è una **base debole**, infatti l'equilibrio della sua reazione con l'acqua è spostato verso sinistra, ovvero verso i reagenti.

È comunque importante capire che la forza di un acido o di una base non è legata alla sua concentrazione. HCl è un acido forte, sia quando è concentrato sia quando è diluito perché, in acqua, si dissocia completamente in ioni cloruro e ioni idrossonio. L'acido acetico è un acido debole, sia quando è concentrato sia quando è diluito, perché il punto di equilibrio della sua reazione con l'acqua è spostato molto verso sinistra. Quando l'acido acetico si scioglie in acqua, la maggior parte di esso è presente come molecole di CH₃COOH non dissociato.



Nella Sezione 6.6C, abbiamo visto che gli elettroliti (sostanze che producono ioni in soluzione aquosa) possono essere forti o deboli. Gli acidi e le basi forti nella Tabella 10.1 sono elettroliti forti. Quasi tutti gli altri acidi e basi sono elettroliti deboli.

10.3 Reazioni acido-base e coppie acido-base coniugate secondo Brønsted-Lowry

A. La teoria di Brønsted-Lowry

Le definizioni di acido e di base di Arrhenius sono molto utili quando si tratta di soluzioni acquose. Ma cosa succede se l'acqua non è coinvolta? Nel 1923, il chimico danese Johannes Brønsted e il chimico inglese Thomas Lowry, indipendentemente, proposero le seguenti definizioni: un **acido** è un donatore di protoni, una **base** è un accettore di protoni e una **reazione acido-base** è una reazione di trasferimento di protoni. Inoltre, secondo le definizioni di Brønsted-Lowry, ogni coppia di molecole (o ioni) che possono essere interconvertite a causa del trasferimento di un protone si chiama



Yanartas, situata nella Turchia sud-occidentale, è un sito con decine di piccoli incendi che bruciano costantemente, composti principalmente da gas metano e da piccole quantità di etano, propano e butano.

CONTENUTI

- 14.1** Introduzione agli alcani
- 14.2** Scrivere le formule di struttura degli alcani
- 14.3** Isomeri costituzionali
- 14.4** Nomenclatura
- 14.5** Come ottenere gli alcani
- 14.6** Cicloalcani
- 14.7** Forme di alcani e cicloalcani
- Come...** Disegnare le conformazioni a sedia alternative del cicloesano
- 14.8** Isomeria *cis-trans* nei cicloalcani
- 14.9** Proprietà chimico-fisiche di alcani e cicloalcani
- 14.10** Reazioni caratteristiche degli alcani
- 14.11** Alcuni importanti alogenuri alchilici

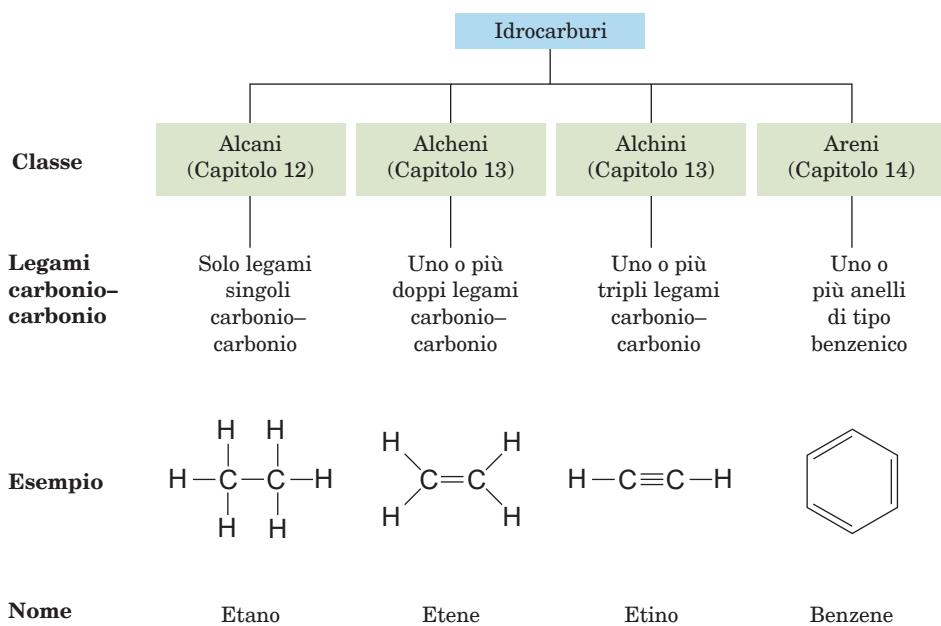
14.1 Introduzione agli alcani

In questo capitolo si esamineranno le proprietà chimiche e fisiche del più semplice tipo di composti organici, gli **alcani**. Gli alcani fanno parte di una classe più ampia di composti organici chiamati idrocarburi. Un **idrocarburo** è un composto costituito esclusivamente da atomi di carbonio e idrogeno. La **Figura 14.1** mostra le quattro classi di idrocarburi e il tipo di legame tra atomi di carbonio che caratterizza ciascuna classe. Gli alcani sono **idrocarburi saturi**: essi contengono soltanto legami singoli, definiti anche legami “semplici”, carbonio-carbonio. In questo contesto, “satturo” significa che ogni atomo di carbonio dell’idrocarburo lega il massimo numero di atomi di idrogeno. Un **idrocarburo insatturo**, invece, è caratterizzato dalla presenza di uno o più doppi o tripli legami carbonio-carbonio oppure di un anello benzenico. Studieremo gli alcani (idrocarburi saturi) in questo capitolo e alcheni, alchini ed areni (idrocarburi insaturi) nei Capitoli 15 e 17.

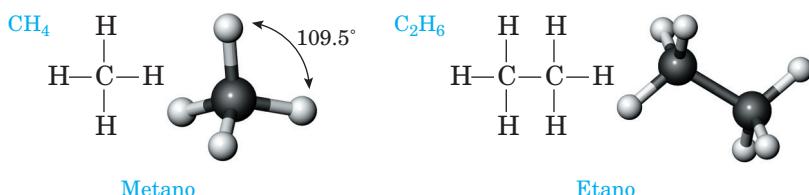
Spesso si indicano gli alcani come **idrocarburi alifatici**, in quanto le proprietà fisiche dei membri superiori di questa classe di composti ricordano quelle delle molecole a lunga catena carboniosa che si trovano nei grassi animali e negli oli vegetali (dal Greco: *aleiphar*, grasso o olio).

14.2 Scrivere le formule di struttura degli alcani

Il metano, CH_4 , e l’etano, C_2H_6 , sono i primi due membri della famiglia degli alcani. Più avanti sono mostrate la formula di Lewis ed il modello a sfere e bastoncini per queste due molecole. La geometria del metano è tetraedrica, con tutti gli angoli di legame H—C—H di circa 109.5° . Anche nell’etano ogni

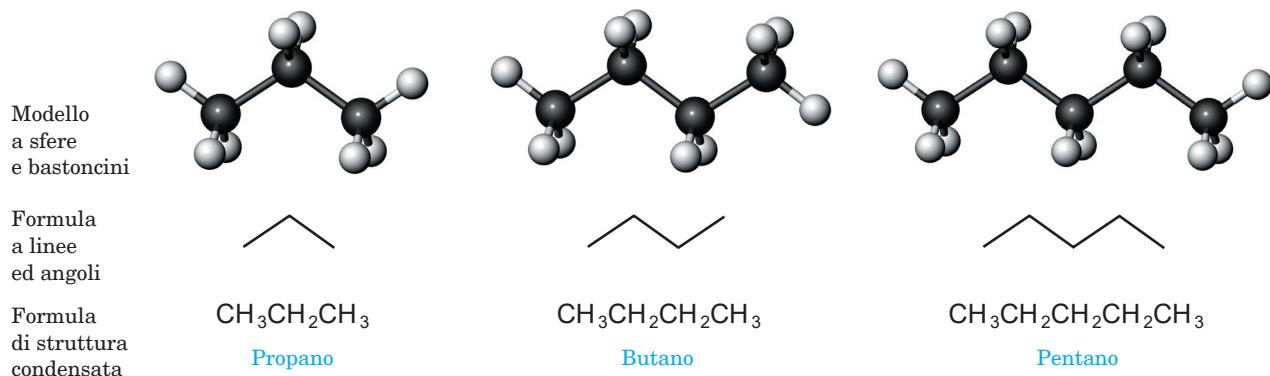
**FIGURA 14.1** Le quattro classi di idrocarburi.

atomo di carbonio è tetraedrico, così come gli angoli di legame sono approssimativamente di 109.5°. Nonostante le strutture tridimensionali degli alcani a catena più lunga siano più complesse di quelle del metano e dell'etano, i quattro legami intorno ad ogni atomo di carbonio hanno comunque una disposizione tetraedrica con tutti gli angoli di legame di circa 109.5°.



I membri successivi della famiglia degli alcani sono il propano, il butano e il pentano. Questi idrocarburi sono rappresentati nella figura alla pagina seguente nella formula di struttura condensata, che mostra tutti gli atomi di carbonio e di idrogeno. Essi possono anche essere descritti in una forma ancor più abbreviata chiamata **formula a linee ed angoli**. In questo tipo di formula ogni linea rappresenta un legame singolo carbonio–carbonio, ogni vertice un atomo di carbonio e l'estremità di una linea un gruppo $-\text{CH}_3$. Per contare gli atomi di idrogeno in una formula a linee ed angoli occorre semplicemente aggiungere mentalmente ad ogni atomo di carbonio un numero di atomi di idrogeno tale da consentirgli di formare quattro legami. I chimici usano le formule a linee ed angoli perché sono più facili e veloci da scrivere rispetto alle formule di struttura condensate.

Le formule di struttura per gli alcani possono essere scritte in un'altra forma condensata ancora più abbreviata. Ad esempio, la formula di struttura del pentano contiene tre gruppi CH_2 (**metilene**) nel mezzo della catena. È possibile raggrupparli e scrivere la formula di struttura $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$. La **Tabella 14.1** mostra i nomi e le formule molecolari dei primi dieci alcani a catena non ramificata. Si può osservare che i nomi di tutti questi alcani hanno la desinenza “-ano”. Si spiegherà meglio la nomenclatura degli alcani nella Sezione 14.4.

**TABELLA 14.1** I primi dieci alcani a catena non ramificata

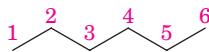
Nome	Formula molecolare	Formula di struttura condensata	Nome	Formula molecolare	Formula di struttura condensata
Metano	CH_4	CH_4	Esano	C_6H_{14}	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$
Etano	C_2H_6	CH_3CH_3	Eptano	C_7H_{16}	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5\text{CH}_3$
Propano	C_3H_8	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	Ottano	C_8H_{18}	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{CH}_3$
Butano	C_4H_{10}	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CH}_3$	Nonano	C_9H_{20}	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}_3$
Pentano	C_5H_{12}	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$	Decano	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_8\text{CH}_3$

ESEMPIO 14.1 Scrivere le formule a linee ed angoli

La Tabella 14.1 mostra la formula di struttura condensata dell'esano. Si scriva la formula a linee ed angoli per questo alcano e si numerino gli atomi di carbonio della catena cominciando da un'estremità e procedendo verso l'altra.

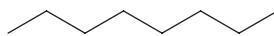
STRATEGIA E SOLUZIONE

L'esano è costituito da sei atomi di carbonio disposti in una catena non ramificata. La sua formula a linee ed angoli è:



■ PROBLEMA 14.1

Di seguito è riportata la formula a linee ed angoli di un alcano. Come si chiama e qual è la sua formula molecolare?



14.3 Isomeri costituzionali

Gli **isomeri costituzionali** sono composti che hanno la stessa formula molecolare, ma differente formula di struttura. Con “differenti formule di struttura” si intende che essi differiscono per il tipo di legami (singoli, doppi o tripli) e/o per il modo in cui i loro atomi sono legati tra loro. Per le formule molecolari CH_4 , C_2H_6 e C_3H_8 è possibile un solo modo per legare gli atomi. Di conseguenza, per queste

F.A. Bettelheim

Chimica e Propedeutica Biochimica

Manuale completo per il semestre filtro
CdL in Medicina, Odontoiatria e Veterinaria

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**.