

F.A. Bettelheim

Chimica e Propedeutica Biochimica

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

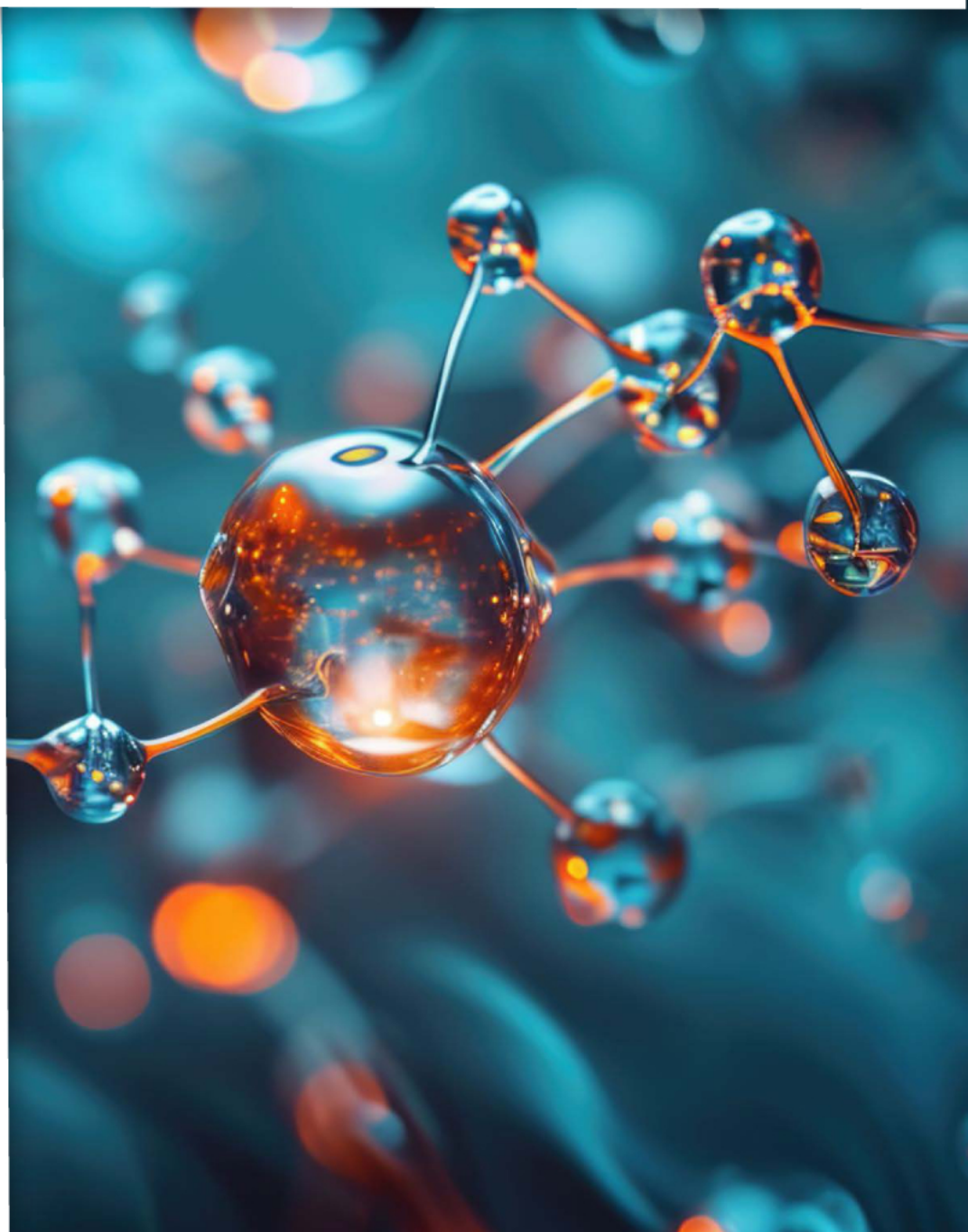


**APP EXAM
MANAGER**

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!**



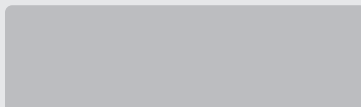
COLLEGATI AL SITO
EDISES.IT

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
Petrucci 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

Gianpiero Pietrocola, Università di Pavia

Carlo Travaglini 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 modulare 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	Miscela, 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, biatomici e poliatomici	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
A.	Dimensioni dell'atomo	51
B.	Energia di ionizzazione (potenziale di ionizzazione)	53
C.	Affinità elettronica	54
2.9	I principi della meccanica quantistica. Gli orbitali	55
A.	Come gli elettroni occupano gli orbitali	55
B.	Configurazione elettronica degli elementi con $n > 3$	56

Sommario

Problemi

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA

2A	Abbondanza degli elementi presenti nel corpo umano e sulla crosta terrestre
2B	Stronzio-90
2C	L'uso dei metalli come pietre miliari nell'evoluzione della specie umana

APPROFONDIMENTI

2.1	Alle origini della meccanica quantistica. Il dualismo onda-particella
------------	---

CAPITOLO 3 I legami chimici e molecolari

3.1	La regola dell'ottetto	57
3.2	Nomenclatura IUPAC e tradizionale	59
A.	Nomenclatura dei cationi monoatomici	60
B.	Nomenclatura degli anioni monoatomici	60
C.	Nomenclatura degli anioni poliatomici	61
3.3	Il legame chimico	61
A.	Legame ionico e covalente	61
A1.	Concetto di molecola e ione poliatomico	61
A2.	Determinare il tipo di legame	61
B.	Elettronegatività e legame chimico	62
3.4	Il legame ionico	63
A.	Formazione dei legami ionici	63
B.	Predire le formule dei composti ionici	64
3.5	Nomenclatura dei composti ionici	65
A.	Classificazione dei composti inorganici	65
B.	Composti ionici binari di metalli costituiti da un unico ione positivo	65
C.	Composti ionici binari di metalli che formano più di uno ione positivo	66

D.	Composti ionici che contengono ioni poliatomici	67
3.6	Il legame covalente	68
A.	Come si forma il legame covalente	68
A1.	Orbitale di legame	68
B.	Legami covalenti polari e non polari	69
B1.	Legame covalente omopolare, eteropolare, dativo	69
C.	Le strutture dei composti covalenti secondo Lewis	71
D.	Eccezioni alla regola dell'ottetto	75
3.7	Nomenclatura dei composti covalenti binari	76
3.8	La risonanza	77
A.	Teoria della risonanza	77
B.	Come scrivere strutture limite accettabili	79
3.9	Teoria VSEPR: come predire gli angoli di legame nelle molecole covalenti	80
3.10	Come determinare se una molecola è polare	88

Sommario

Problemi

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA

3A	Chimica del corallo e fratture ossee	
3B	Principali composti inorganici di interesse biomedico	68
3C	L'ossido di azoto: inquinante atmosferico e messaggero biologico	

APPROFONDIMENTI

3.1	La teoria del legame di valenza. Ibridazione degli orbitali	85
3.2	La teoria dell'orbitale molecolare	87

CAPITOLO 4 Reazioni chimiche

4.1	Reazioni chimiche: definizioni	91
4.2	Bilanciamento delle reazioni	91
4.3	Come predire se gli ioni in soluzione acquosa reagiranno tra loro. Reazioni di precipitazione	96
4.4	Le reazioni di ossido-riduzione	98
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 $H_2O(s)$ a $H_2O(g)$	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 (composti covalenti)	165
E.	L'acqua all'interno dell'organismo	166
6.7	I colloidi	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	
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 Principi di termodinamica	
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
9.7	Trasformazioni reversibili ed irreversibili (esoergoniche, endoergoniche)	241
9.8	Entropia e secondo principio della termodinamica	245
9.9	Terzo principio della termodinamica e variazione di entropia di reazione	246
9.10	Energia libera di Gibbs	246
9.11	Energia libera ed equilibrio chimico	248

Sommario

Problemi

APPROFONDIMENTI

9.1	Il lavoro di espansione
9.2	La legge di Hess

CAPITOLO 10 Acidi, basi, sali e pH.

Soluzioni tampone	251
10.1 Gli acidi e le basi	251
10.2 Forza degli acidi e delle basi	253
10.3 Reazioni acido-base e coppie acido-base coniugate secondo Brønsted-Lowry	254
A. La teoria di Brønsted-Lowry	254
10.4 Il punto di equilibrio di una reazione acido-base	257
10.5 Le costanti di dissociazione	259
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
A. Neutralizzazione	262
B. Reazione con i metalli	262
C. Reazione con idrossidi metallici	262
D. Reazione con ossidi metallici	263
E. Reazione con carbonati e bicarbonati	263
F. Reazione con ammoniaca e ammine	264
10.7 Le proprietà acide e basiche dell'acqua pura	264
A. I sali. Comportamento acido o basico dei sali in acqua	267
10.8 Il concetto di pH e pOH	268
10.9 Le titolazioni per calcolare la concentrazione	271
10.10 Soluzioni tampone	273
A. Come funzionano i tamponi?	274
B. Il pH dei tamponi	276
C. Il potere tampone	276

D.	Il pH e i tamponi del sangue: importanza nell'ambito biomedico	277
10.11	Il pH di un tampone	278
10.12	TRIS, HEPES e gli altri tamponi dai nomi strani	280
10.13	Solubilità e pH. Esempi di interesse biomedico: ossalato di calcio e fosfato di calcio	282

Sommario

Problemi

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA

10A	Alcuni importanti acidi e basi
10B	Farmaci antiacido
10C	Acidosi respiratoria e metabolica
10D	L'alcalosi e il trucco del velocista

APPROFONDIMENTI

10.1	Le definizioni di acido e base	253
10.2	Formule per il calcolo del pH in alcuni casi semplici	
10.3	Il potere tampone	
10.4	Il grado di dissociazione	
10.5	Qual è l'andamento di una titolazione acido-base?	
10.6	L'equilibrio acido-base nei fluidi biologici: il tampone acido carbonico/bicarbonato, il tampone diidrogeno fosfato/idrogenofosfato	280

CAPITOLO 11 Reazioni di ossido-riduzione ed elettrochimica

11.1	Il numero di stati di ossidazione e le reazioni di ossido-riduzione	283
11.2	Bilanciamento delle equazioni di ossido-riduzione	286
A.	Bilanciamento di equazioni con il metodo delle semireazioni	286
B.	Bilanciamento di equazioni per reazioni che avvengono in ambiente basico	290
11.3	Sistemi elettrochimici: celle galvaniche o pile	290
A.	Semicelle (o semielementi)	292
B.	Tipi di conduttori	293
11.4	La fem di cella in condizioni standard	294
A.	Potenziale redox (di riduzione) standard (semicella)	295
B.	Forza degli agenti ossidanti e riducenti	299

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 337

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 sovrapposizione 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 elettrone-attrattore	356
B.	Effetto induttivo elettrone-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 polietileni	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
A.	Nomi IUPAC	416
B.	Nomi comuni	416
16.3	Reazioni caratteristiche degli alogenuri alchilici	417
16.4	Reazioni di sostituzione nucleofila	418
A.	Meccanismo S_N2	419
B.	Meccanismo S_N1	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
A.	Meccanismo E1	430
B.	Meccanismo E2	430
16.6	Competizione tra le reazioni di sostituzione nucleofila e le reazioni di eliminazione	432
A.	Confronto tra reazioni S_N1 ed E1	433
B.	Confronto tra reazioni S_N2 ed E2	433

Sommario

Sommario delle reazioni

Problemi

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA**16A** L'impatto ambientale dei clorofluorocarburi**CAPITOLO 17 Idrocarburi aromatici e derivati**

17.1	La struttura del benzene	437
A.	Modello di Kekulé del benzene	438
B.	Modello degli orbitali molecolari del benzene	438
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

C.	Ossidazione dei fenoli	454
17.6	L'effetto dei sostituenti legati al benzene sulla sostituzione elettrofila aromatica	456
A.	Effetto di un gruppo sostituyente su un'ulteriore sostituzione	456
B.	Teoria degli effetti orientanti	459
C.	Teoria degli effetti attivanti-disattivanti	462

Sommario

Sommario delle reazioni

Problemi

COLLEGAMENTI ALLA CHIMICA

17A	DDT: una manna e una sciagura
17B	Idrocarburi policiclici aromatici cancerogeni e fumo
17C	Ione ioduro e gozzo
17D	Il gruppo nitro negli esplosivi
17E	La capsaicina, per chi ama il piccante
17F	FD & C Giallo N. 6 (Giallo Tramonto)

CAPITOLO 18 Stereoisomeria e configurazione molecolare

18.1	L'enantiomeria	465
18.2	Come indicare la configurazione di uno stereocentro e regole di priorità	472
A.	Convenzione E/Z	475
18.3	Stereoisomeri possibili per una molecola con più di uno stereocentro	475
A.	Molecole con due stereocentri	475
B.	Epimeri	479
C.	Composti meso (mesocomposti)	479
D.	Molecole con tre o più stereocentri	481
18.4	Potere ottico rotatorio specifico	481
A.	Piano della luce polarizzata	481
B.	Il polarimetro	482
C.	Miscele racemiche	483
18.5	L'importanza della chiralità nel mondo biologico	483
A.	Chiralità nelle biomolecole	483
B.	Come fa un enzima a distinguere tra una molecola di substrato e il suo enantiomero?	483

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

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 Nucleofilicità delle ammine e alchilazione	514
20.7 Ammonio quaternario: la colina	514
20.8 Nitrosammine	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

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 emiacetali e acetali	522
B. Addizione di ammoniacale 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

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

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

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 alditoli	588
C.	Ossidazione ad acidi aldonici (zuccheri riducenti)	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 adrenocorticotici 620
 - B.** Ormoni sessuali 620
- 25.12** Sali biliari 623
- 25.13** Prostaglandine, trombassani 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 salmone?

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 656
 - Mioglobina: un esempio di struttura proteica 659
- 26.11** Struttura quaternaria delle proteine 661
 - Emoglobina: un classico esempio di struttura quaternaria 663
- 26.12** Denaturazione delle proteine 664

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

- 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



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

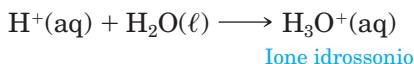
10.1 Gli acidi e le basi

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^- .

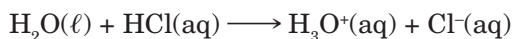
In realtà, questa definizione di acido è leggermente modificata rispetto alla definizione originale di Arrhenius, che affermava che un acido produce ioni idrogeno, H^+ . Oggi sappiamo che gli ioni H^+ non

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^+ .



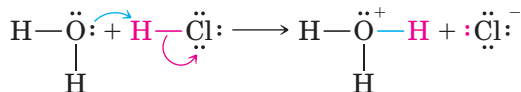
Indipendentemente da questa modificazione, le definizioni di acido e di base di Arrhenius sono ancora oggi valide e utili fintanto che si parla di soluzioni acquose. Anche se sappiamo che le soluzioni acquose acide non contengono ioni H^+ , usiamo spesso i termini “ H^+ ” e “protone” quando, in realtà, 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 $\text{H}-\text{Cl}$ è acquisita completamente dal cloro per formare un 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 $\text{O}-\text{H}$ e il legame $\text{H}-\text{Cl}$ è rotto.

Con le basi, la situazione è leggermente diversa. Molte basi sono idrossidi metallici, come KOH , NaOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$ e $\text{Ca}(\text{OH})_2$. 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).

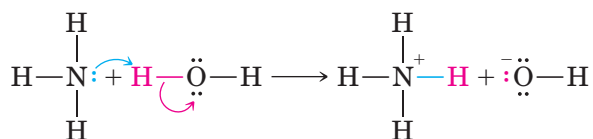
La teoria di Lewis:

- 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 disciolta 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 sciolgono in acqua, si dissociano completamente per dare ioni H_3O^+ .



QR 10.1 Collegamenti alla chimica 10A

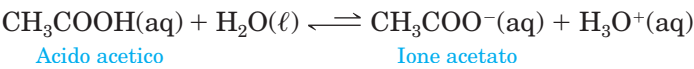
Alcuni importanti acidi e basi



TABELLA 10.1 Acidi e basi forti

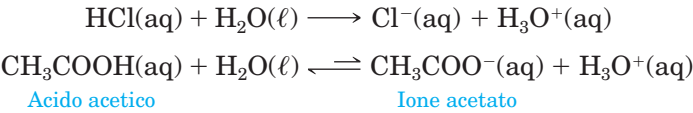
Formula dell'acido	Nome	Formula della base	Nome
HCl	Acido cloridrico	LiOH	Idrossido di litio
HBr	Acido bromidrico	NaOH	Idrossido di sodio
HI	Acido iodidrico	KOH	Idrossido di potassio
HNO ₃	Acido nitrico	Ba(OH) ₂	Idrossido di bario
H ₂ SO ₄	Acido solforico	Ca(OH) ₂	Idrossido di calcio
HClO ₄	Acido perclorico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

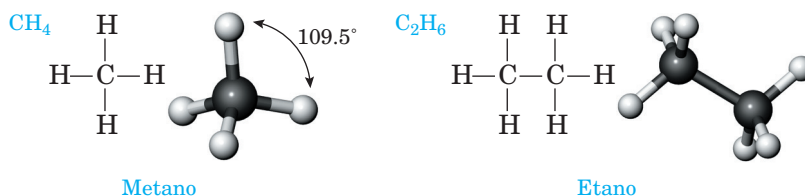
14.2 Scrivere le formule di struttura degli alcani

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 $\text{H}-\text{C}-\text{H}$ di circa 109.5° . Anche nell’etano ogni

Idrocarburi				
Classe	Alcani (Capitolo 12)	Alcheni (Capitolo 13)	Alchini (Capitolo 13)	Areni (Capitolo 14)
Legami carbonio-carbonio	Solo legami singoli carbonio-carbonio	Uno o più doppi legami carbonio-carbonio	Uno o più tripli legami carbonio-carbonio	Uno o più anelli di tipo benzenico
Esempio				
Nome	Etano	Etene	Etino	Benzene

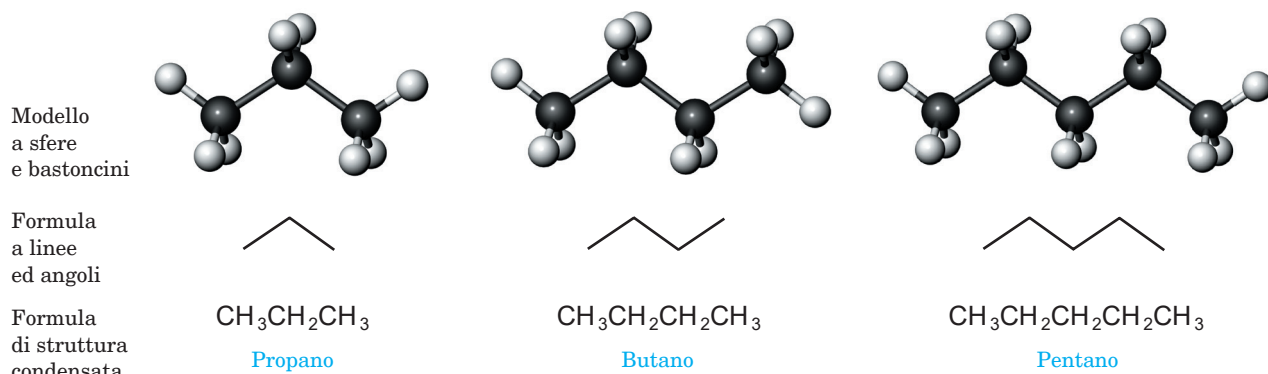
FIGURA 14.1 Le quattro classi di idrocarburi.

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

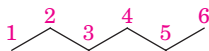
Nome	Formula molecolare	Formula di struttura condensata	Nome	Formula molecolare	Formula di struttura condensata
Metano	CH_4	CH_4	Esano	C_6H_{14}	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$
Etano	C_2H_6	CH_3CH_3	Eptano	C_7H_{16}	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5\text{CH}_3$
Propano	C_3H_8	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	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

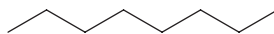
La Tabella 14.1 mostra la formula di struttura condensata dell'esano. Si scriva la formula a linee ed angoli per questo alcano e si numerino gli atomi di carbonio della catena cominciando da un'estremità e procedendo verso l'altra.

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 “differente formula 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**.

