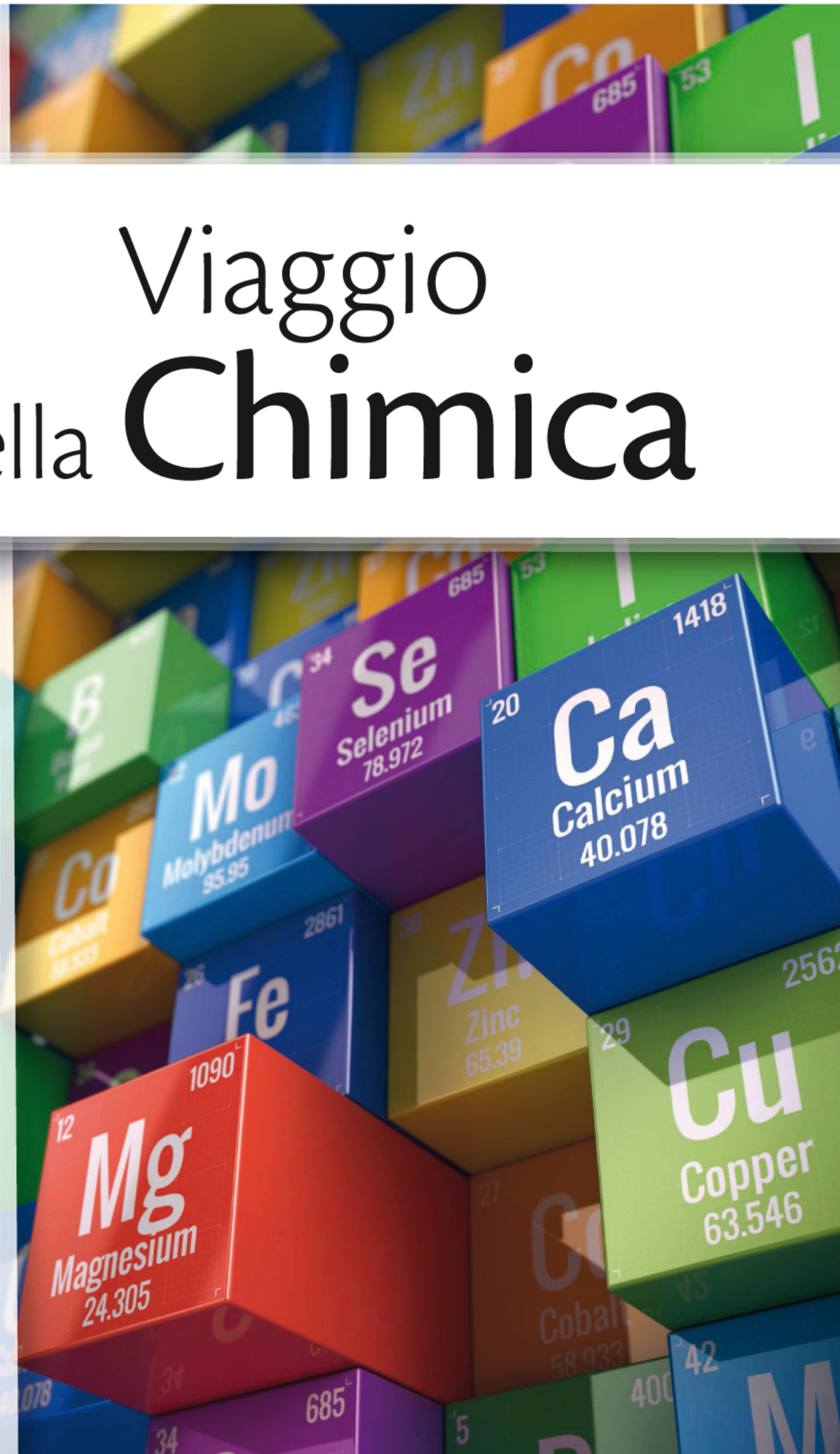


Viaggio nella Chimica

Alberto Credi
Alessandro Del Zotto
Alberto Gasparotto
Fabio Marchetti
Daniele Zuccaccia



Accedi all'ebook ai contenuti digitali

Espandi le tue risorse

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



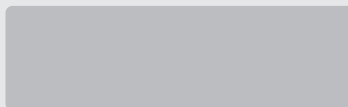
COLLEGATI AL SITO
EDISES.IT

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 o autenticali tramite facebook
- 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.

- **Software di simulazione:** un vastissimo database di quesiti a risposta multipla per effettuare esercitazioni sull'**intero programma** o su **argomenti specifici**.

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

Viaggio nella Chimica

Alberto Credi
Alessandro Del Zotto
Alberto Gasparotto
Fabio Marchetti
Daniele Zuccaccia

A. Credi · A. Del Zotto · A. Gasparotto · F. Marchetti · D. Zuccaccia
Viaggio nella Chimica

Copyright © 2023, EdiSES Edizioni S.r.l. – Napoli

9 8 7 6 5 4 3 2 1 0
2027 2026 2025 2024 2023

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

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

L'Editore

L'Editore ha effettuato quanto in suo potere per richiedere il permesso di riproduzione del materiale di cui non è titolare del copyright e resta comunque a disposizione di tutti gli eventuali aventi diritto.

Fotocomposizione
domabook di Massimo Di Grazia – Napoli

Stampato presso la
PrintSprint S.r.l. – Napoli

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

www.edises.it
assistenza.edises.it

ISBN 978 88 3623 111 9

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

GLI AUTORI

Alberto CREDI (Bologna, 1970) è professore di Chimica Generale e Inorganica all'Università di Bologna e dirigente associato presso il Consiglio Nazionale delle Ricerche (CNR). Ha conseguito la laurea in Chimica e il dottorato di ricerca in Scienze Chimiche all'Università di Bologna, dove ha insegnato Chimica di base nei corsi di studio in Astronomia, in Biotecnologie e in Tecnologie Agrarie. Dirige il Center for Light Activated Nanostructures (CLAN), un laboratorio per lo sviluppo di dispositivi e materiali nanostrutturati sensibili alla luce; in particolare, le sue ricerche su macchine e motori molecolari artificiali sono riconosciute a livello internazionale. È coautore di cinque monografie e di oltre 300 pubblicazioni scientifiche, e ha tenuto più di 160 seminari e conferenze su invito a congressi nazionali e internazionali. Fin dall'inizio della sua carriera è impegnato nella divulgazione delle scienze chimiche presso gli studenti delle scuole e la cittadinanza. Per maggiori dettagli, si veda: <https://www.unibo.it/sitoweb/alberto.credi>

Alessandro DEL ZOTTO (Aviano PN, 1955) è stato (è in quiescenza dal 2021) professore di Chimica Generale e Inorganica all'Università di Udine insegnando tale disciplina nei corsi di laurea triennale in Scienze per l'Ambiente e la Natura, Scienze Agrarie e Viticoltura ed Enologia e nel corso di laurea specialistica in Fisica Computazionale. È stato inoltre titolare del corso di Inquinamento Chimico e Fisico dell'Atmosfera (corso di laurea magistrale in Analisi e Gestione dell'Ambiente) e del corso di Chimica Nucleare e Radiochimica presso la Scuola Superiore Universitaria di Udine. Ha svolto attività di ricerca nel settore della chimica dei metalli di transizione e della catalisi omogenea ed eterogenea. È coautore di una settantina di pubblicazioni e di una monografia e ha tenuto un'ottantina di comunicazioni a congressi nazionali e internazionali. Negli ultimi due decenni ha collaborato con ARPA-FVG nelle ricerche sulla radioattività artificiale (fallout di Chernobyl) e naturale (radon *indoor*).

Alberto GASPAROTTO (Pordenone, 1977) ha conseguito la laurea in Chimica e il dottorato di ricerca in Scienze Chimiche all'Università di Padova, dove attualmente ricopre il ruolo di professore associato di Chimica Generale e Inorganica. È o è stato titolare di insegnamenti in tale disciplina per i corsi di laurea in Scienze dei Materiali, Chimica Industriale, Ottica e Optometria, Scienze e Tecnologie Animali, Scienze e Tecnologie Viticole ed Enologiche. La sua attività di ricerca, documentata da oltre 220 pubblicazioni su riviste scientifiche internazionali e circa 250 contributi a congressi nazionali e internazionali, concerne lo sviluppo di nanosistemi inorganici e materiali funzionali per la rilevazione e l'abbattimento di inquinanti e la produzione sostenibile di energia.

Fabio MARCHETTI (Bologna, 1974) ha conseguito la laurea in Chimica Industriale e il dottorato in Scienze Chimiche presso l'Università di Bologna. È professore ordinario presso l'Università di Pisa, dove è titolare di corsi di insegnamento nell'ambito della Chimica Inorganica. Ha insegnato, per oltre 10 anni, Chimica Generale nei corsi di studio in Scienze Biologiche e Scienze Agrarie. La sua attività di ricerca riguarda la sintesi e lo studio di proprietà di complessi di metalli di transizione, e l'esplorazione di nuovi modi di attivazione di piccole molecole. A oggi, è coautore di circa 230 pubblicazioni scientifiche su riviste internazionali. Ha tenuto oltre 100 seminari o presentazioni presso congressi nazionali e internazionali. Per ulteriori dettagli: https://people.unipi.it/fabio_marchetti

Daniele ZUCCACCIA (Perugia, 1977) è professore di Chimica Generale e Inorganica presso i corsi di area agraria, quali Viticoltura ed Enologia, Allevamento e Salute Animale e Scienza e Cultura del Cibo e inoltre del corso di Scienze della Formazione Primaria dell'Università di Udine. Ha conseguito la laurea in Chimica e il dottorato di ricerca in Scienze Chimiche all'Università di Perugia, dove ha iniziato la sua attività di ricerca, che riguarda la sintesi, caratterizzazione e applicazione in catalisi omogenea di composti metallorganici, con particolare attenzione al ruolo delle interazioni non-covalenti, al fine di ottenere una produzione sostenibile e verde di sostanze chimiche. È coautore di circa 90 pubblicazioni scientifiche. È consulente del CISIA (Consorzio Interuniversitario Sistemi Integrati per l'Accesso) per la redazione di quesiti per i test d'ingresso universitari (TOLC) e per la redazione di materiale per l'orientamento universitario. Per maggiori dettagli, si veda: <http://people.uniud.it/page/daniele.zuccaccia>

PREFAZIONE

Un nuovo testo di Chimica: perché?

La Chimica è una “scienza centrale” perché è collegata a filo doppio con altre discipline quali la Fisica, la Biologia e le Biotecnologie, le Scienze della Terra e dell’Ambiente, le Scienze Agrarie, Farmaceutiche e dei Materiali, la Medicina. È indubbiamente una materia ampia e complessa (basti pensare alle sue tante articolazioni: Chimica Inorganica, Chimica Organica, Chimica Analitica, Chimica Fisica, Chimica Industriale, Biochimica, etc.), ma non “difficile” qualora se ne affronti lo studio con un approccio adeguato.

Su tali premesse, assecondando con entusiasmo la proposta dell’editore, abbiamo lavorato (attraverso un proficuo e continuo lavoro di squadra) sulla produzione di un testo di Chimica a livello universitario che fosse rigoroso ma anche “intuitivo”, e potesse raggiungere l’obiettivo di rendere fluido e piacevole lo studio della materia, anche per lo studente che frequenti un corso di studi non focalizzato sulla Chimica. Allo stesso tempo, vorremmo avere la presunzione che, avvalendosi di questo testo, lo studente possa costruirsi solide basi di cultura chimica, utili per la comprensione delle molteplici discipline correlate, che incontrerà durante il proprio viaggio verso la laurea triennale, e soprattutto per lo sviluppo di un senso critico permanente nei confronti di svariate tematiche di attualità scientifica o problemi del quotidiano.

I contenuti e l’organizzazione del testo

La modalità con cui abbiamo trattato i vari argomenti risponde a una serie di scelte ponderate che possono essere così riassunte:

- in larga parte, è stato privilegiato un approccio descrittivo a livello macroscopico e fenomenologico, accompagnato da una trattazione deduttiva dei processi chimici su scala atomico/molecolare; si sono invece limitati, per quanto possibile, gli aspetti mnemonici e l’approfondimento della teoria;
- le trattazioni matematiche sono state ridotte all’indispensabile (i fondamenti di matematica e fisica necessari per la comprensione del testo sono richiamati nel primo capitolo);
- sono stati inseriti numerosi box di approfondimento che offrono allo studente un’apertura sulle applicazioni pratiche di quanto è stato trattato e mostrano la connessione con “la vita di tutti i giorni”, con i fenomeni naturali e con i processi industriali;
- infine, sono presenti esempi e semplici esercizi numerici ideati per rendere più solida la comprensione di ogni specifico argomento trattato.

Riassumendo per sommi capi, nella prima parte del testo vengono discusse struttura e proprietà della materia e reattività chimica delle sostanze. Nella seconda parte, al centro della trattazione è posto il concetto di equilibrio chimico, che governa buona parte di ciò che è presentato nei capitoli successivi. Gli ultimi due capitoli sono dedicati a una descrizione della Chimica degli elementi e alla presentazione dei fondamenti di Chimica Organica. Tutto il corpo del testo contiene numerosi richiami alla Chimica ambientale, del suolo e dei sistemi biologici.

Gli Autori

Alberto Credi

Alessandro Del Zotto

Alberto Gasparotto

Fabio Marchetti

Daniele Zuccaccia

INDICE GENERALE

Capitolo 1 Concetti introduttivi

1.1 Il metodo scientifico e la Chimica	1
BOX 1.1 Esempio di sviluppo della conoscenza scientifica attraverso la sperimentazione	2
1.2 Strumenti di misura e unità di misura	3
1.3 Sistema Internazionale delle unità di misura	5
1.4 Precisione e accuratezza di una misura	7
1.5 Notazione scientifica e cifre significative	8
1.6 Strategia generale per risolvere i problemi	10
1.7 Richiami di Matematica e Fisica	12
1.7.1 Proporzioni e percentuali	12
1.7.2 Logaritmi	14
1.7.3 Equazione di secondo grado	14
1.7.4 Sistemi di equazioni	15
1.7.5 Funzioni e grafici	15
1.7.6 Vettori e operazioni vettoriali	17
1.7.7 Velocità istantanea e concetto di derivata	19
1.7.8 Interazione tra cariche. Legge di Coulomb	20

Capitolo 2 Introduzione alla Chimica

2.1 La Chimica: definizione e classificazione della materia	23
2.2 Proprietà della materia e processi fisici e chimici	26
2.3 Tecniche di separazione della materia	26
2.4 Il ruolo centrale della Chimica: tra realtà e pregiudizi	28

Capitolo 3 La struttura dell'atomo

3.1 Lo sviluppo della teoria atomica	31
3.2 Le particelle subatomiche	32
3.3 Atomi, isotopi, ioni	33
3.4 Massa atomica e peso atomico	34
3.5 La mole e la costante di Avogadro	37
3.6 La radiazione elettromagnetica	40
3.7 La quantizzazione dell'energia	43
3.8 Il modello planetario dell'atomo di idrogeno	44
3.9 Gli elementi chimici: genesi e distribuzione sulla Terra e nei sistemi viventi	46
BOX 3.1 Stabilità dei nuclei atomici e decadimento radioattivo	48
BOX 3.2 Il radon	51

Capitolo 4 Orbitali atomici e configurazione elettronica

4.1 Le basi della meccanica quantistica: dualismo onda-particella e principio di indeterminazione	53
4.2 L'equazione di Schrödinger e la funzione d'onda	54
4.3 Gli orbitali dell'atomo di idrogeno e i numeri quantici	55
4.4 La forma e la dimensione degli orbitali atomici	57
4.5 Lo spin dell'elettrone	59

4.6	Gli atomi polielettronici	60
4.7	Configurazione elettronica e principio dell'Aufbau	62
4.8	Proprietà magnetiche degli atomi	66
BOX 4.1	I materiali magnetici e il ferromagnetismo	67

Capitolo 5 Tavola periodica degli elementi

5.1	La tavola periodica tra passato e presente	69
BOX 5.1	Elementi radioattivi e loro utilizzo	71
5.2	Configurazioni elettroniche e tavola periodica.	73
5.3	Periodicità delle proprietà degli elementi	76
5.4	Dimensioni di atomi e ioni	77
5.5	Energie di ionizzazione.	82
5.6	Carattere metallico e formazione di composti ionici.	86
5.7	Energie di affinità elettronica.	86
5.8	Elettronegatività degli elementi	87
5.9	La tavola periodica della Natura	89

Capitolo 6 Il legame chimico

6.1	Introduzione al legame chimico e notazione di Lewis	93
6.2	Il legame covalente secondo la teoria del Legame di Valenza	94
6.2.1	Molecole e ioni biatomici. Lunghezze ed energie di legame, legami σ e π , cariche formali.	94
BOX 6.1	Esempi di formule di Lewis di molecole e ioni biatomici, e definizione di radicale	101
6.2.2	La risonanza	101
6.2.3	Molecole e ioni poliatomici. Ibridazione degli orbitali e geometria	102
6.2.4	Eccezioni alla regola dell'ottetto. Coinvolgimento di orbitali d nella formazione dei legami	110
6.2.5	Esempi di determinazione delle formule di Lewis e delle geometrie di molecole e ioni	114
6.2.6	Considerazioni critiche sulle ibridazioni	117
BOX 6.2	La struttura delle molecole con più atomi centrali	118
6.3	Il legame covalente secondo la teoria dell'Orbitale Molecolare	119
BOX 6.3	Approfondimento della teoria dell'Orbitale Molecolare	123
BOX 6.4	Breve riassunto dei concetti chiave	124
6.4	Strutture covalenti continue	125
6.5	Il legame ionico e il modello delle sfere rigide	127
6.6	Il legame metallico	131
6.6.1	Il modello del "mare di elettroni" e le leghe.	131
6.6.2	La teoria delle bande: conduttori, semiconduttori e isolanti	133

Capitolo 7 Gli stati di aggregazione della materia

7.1	Introduzione	137
7.2	Classificazione dei solidi in base al tipo di legame e al grado di ordine, cristallinità e amorfismo	138
BOX 7.1	Il vetro siliceo.	140
7.3	Alcune proprietà dei liquidi	141
BOX 7.2	I cristalli liquidi	143
7.4	Lo stato gassoso: grandezze fondamentali	144
7.4.1	I gas ideali	145
7.4.2	Miscela gassosa: pressioni parziali e legge di Dalton	148
7.4.3	I gas reali e l'equazione di van der Waals	149
7.5	Le transizioni di stato.	150
7.5.1	I diagrammi di stato	151

7.6	Le forze in gioco nei passaggi di stato delle sostanze	155
7.6.1	Le forze di van der Waals	158
7.6.2	Il legame idrogeno.	160
7.7	Il ruolo delle interazioni elettrostatiche nella dissoluzione delle sostanze in acqua	162
7.7.1	Solubilizzazione di un composto ionico (interazioni ione-dipolo)	162
7.7.2	Scioglimento di un composto polare (interazioni dipolo-dipolo o legami idrogeno).	163
7.7.3	Scioglimento di un composto apolare (interazioni dipolo-dipolo indotto)	164
BOX 7.3	Analisi critica di andamenti di temperature di ebollizione	165

Capitolo 8 Soluzioni e loro composizione. Proprietà colligative delle soluzioni

8.1	Le soluzioni	167
8.2	Formazione di una soluzione e processi correlati	169
BOX 8.1	Densità	172
8.3	Composizione di una soluzione: i diversi modi di esprimere la concentrazione.	174
8.3.1	Molarità	174
8.3.2	Molalità	175
8.3.3	Frazione molare	176
8.3.4	Massa di soluto per volume di soluzione	176
8.3.5	Percentuale in massa.	177
BOX 8.2	Altri modi di esprimere la concentrazione di una soluzione	177
8.4	Calcolo delle concentrazioni delle specie in soluzione	180
8.5	Proprietà colligative delle soluzioni	183
8.5.1	Abbassamento della tensione di vapore	185
8.5.2	Innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico	187
8.5.3	Pressione osmotica	190
BOX 8.3	Le proprietà colligative nella realtà quotidiana	191

Capitolo 9 Formule e nomenclatura delle sostanze chimiche

9.1	Sostanze chimiche e formula bruta (o molecolare)	195
9.1.1	Numero (o stato) di ossidazione	199
9.2	Formula minima e formula di struttura.	202
9.2.1	Formula minima	202
9.2.2	Formula di struttura	206
9.3	Nomenclatura delle principali classi di composti inorganici.	208
9.3.1	Composti binari	209
BOX 9.1	Nomenclatura di cationi e anioni	210
9.3.2	Idracidi e ossidi	212
9.3.3	Idrossidi, ossiacidi e specie derivate.	214
BOX 9.2	Formula molecolare estesa.	219

Capitolo 10 Reazioni chimiche, bilanciamento e relazioni ponderali

10.1	Reazioni ed equazioni chimiche	221
10.2	Classificazione delle reazioni chimiche	222
10.3	Bilanciamento delle reazioni chimiche	226
10.3.1	Bilanciamento di reazioni che coinvolgono specie ioniche.	231
10.3.2	Bilanciamento di reazioni redox	233
10.3.3	Equazione ionica totale e netta	238
10.4	Relazioni ponderali, purezza e resa di reazione	240
10.5	Relazioni ponderali e reagente limitante	244

Capitolo 11 Termochimica

11.1	Concetti preliminari.	249
------	-------------------------------	-----

11.1.1	Sistema, ambiente e convenzione dei segni	249
11.1.2	Funzioni di stato	250
11.1.3	Attività e stato standard	251
BOX 11.1	Attività, fugacità e stato standard	252
BOX 11.2	I principi della Termodinamica	252
11.2	L'entalpia di reazione: calcolo e legge di Hess	252
11.2.1	Previsioni qualitative basate sull'entalpia	255
11.3	L'entropia di reazione: calcolo e previsioni qualitative	257
11.4	Spontaneità e analisi di possibili criteri di spontaneità	258
11.5	Energia libera di Gibbs	259
11.6	Stabilità, spontaneità e fattibilità	261
11.7	Previsioni di spontaneità e stima della temperatura di ebollizione di un liquido	261
11.7.1	Reazione esotermica e con aumento del disordine	261
11.7.2	Reazione endotermica e con diminuzione del disordine	262
11.7.3	Reazione endotermica e con aumento del disordine	262
11.7.4	Reazione esotermica e con diminuzione del disordine	263
11.7.5	Calcolo della temperatura di ebollizione di un liquido	264

Capitolo 12 Equilibrio chimico: i fondamentali

12.1	Quoziente di reazione	265
12.2	Equilibrio chimico dinamico	267
12.3	La costante di equilibrio	268
12.3.1	Dipendenza della costante di equilibrio dalla temperatura	270
12.4	Equilibri in fase gassosa	270
12.5	Il principio di Le Châtelier	273
12.5.1	Effetto della variazione di concentrazione	274
12.5.2	Effetto della variazione della pressione in un sistema gassoso: il processo Haber-Bosch	275
BOX 12.1	Riassunto dei concetti fondamentali del capitolo	278

Capitolo 13 Acidi e basi

13.1	Acidità e basicità di una sostanza	279
13.2	Teoria acido/base di Brønsted e Lowry, coppie coniugate	279
13.3	Equilibrio di autoprotolisi dell'acqua, K_w e scala di pH	282
13.4	Acidi forti e deboli, K_a	284
13.5	Basi forti e deboli, K_b	288
13.6	Acidi deboli poliprotici	290
13.7	pH di soluzioni saline	291
13.8	Soluzioni tampone	293
13.9	Titolazioni acido/base e indicatori cromatici	296
13.9.1	Titolazione di acidi e basi forti	297
13.9.2	Titolazione di acidi e basi deboli	298
13.9.3	Indicatori cromatici	299
BOX 13.1	Teoria acido-base di Lewis	301
BOX 13.2	Il pH del terreno	303

Capitolo 14 Sali poco solubili

14.1	Solubilità dei sali	305
14.2	Equilibri di solubilità	306
14.3	Solubilità e principio di Le Châtelier	310
14.3.1	Effetto di uno ione comune	310
14.3.2	Effetto del pH della soluzione	311
14.3.3	Formazione di ioni complessi	314
14.4	Il caso del carbonato di calcio	315

Capitolo 15 Elettrochimica

15.1	Introduzione.	317
15.2	Le pile	318
15.3	I potenziali di riduzione.	321
15.4	L'equazione di Nernst.	325
15.5	Le pile e l'equilibrio chimico.	327
15.6	Pile a concentrazione	328
15.7	L'elettrolisi	329
BOX 15.1	La corrosione dei metalli	333
BOX 15.2	Batterie di uso comune	334
BOX 15.3	Celle a combustibile	336
BOX 15.4	Processi elettrolitici industriali	337

Capitolo 16 Cinetica chimica

16.1	Velocità di una reazione chimica	339
16.2	Legge cinetica.	341
16.3	Modelli teorici per la cinetica chimica	344
16.4	Costante di velocità ed equazione di Arrhenius	346
16.5	Parametri che influenzano la velocità di reazione	347
16.6	Catalisi e catalizzatori	348
16.6.1	Catalisi omogenea ed eterogenea	349
16.6.2	Catalisi enzimatica	351
BOX 16.1	Determinazione sperimentale dell'ordine di reazione	352
BOX 16.2	Velocità di una reazione multistadio.	354

Capitolo 17 Chimica degli elementi

17.1	Introduzione.	357
BOX 17.1	Riepilogo delle principali caratteristiche degli elementi metallici	358
17.2	L'idrogeno	358
17.2.1	L'idrogeno molecolare è un combustibile non inquinante?.	359
17.3	Gli elementi del gruppo 1.	360
17.3.1	Distribuzione in Natura e implicazioni biologiche	361
17.3.2	Sintesi e proprietà delle specie elementari	361
17.3.3	Alcuni utilizzi.	363
17.4	Gli elementi del gruppo 2.	364
17.4.1	Il carattere metallico	364
17.4.2	Distribuzione in Natura e implicazioni biologiche	365
BOX 17.2	I composti di coordinazione	367
17.4.3	Sintesi e proprietà degli elementi	368
17.4.4	Alcuni utilizzi.	368
17.5	Gli elementi del gruppo 13	368
17.5.1	Distribuzione in Natura	369
BOX 17.3	Da cosa dipende la solubilità degli ioni metallici in acqua?.	369
17.5.2	Effetto di coppia inerte	370
17.5.3	Proprietà e utilizzi degli elementi e dei relativi composti	370
17.6	Gli elementi del gruppo 14	372
17.6.1	Le specie elementari	372
17.6.2	Il ciclo del carbonio e le implicazioni ambientali	374
BOX 17.4	L'effetto serra	375
17.6.3	I composti del silicio in Natura	376
BOX 17.5	Perché CO_2 è un gas mentre l'omologo SiO_2 è un solido?	378
BOX 17.6	Un effetto dell'appartenenza al periodo nella reattività dei composti del gruppo 14	379
17.6.4	Gli utilizzi e la criticità ambientale del piombo	380

17.7	Gli elementi del gruppo 15.	381
17.7.1	Il ciclo naturale dell'azoto e i composti dell'azoto	381
BOX 17.7	L'azoto e il fosforo nei fertilizzanti	384
17.7.2	Il fosforo elementare e i composti del fosforo	384
17.7.3	Andamenti di energie di legame e di temperature di ebollizione	387
17.7.4	La tossicità dell'arsenico.	388
17.8	Gli elementi del gruppo 16.	388
17.8.1	Le specie elementari, gli elementi in Natura e alcuni composti	389
17.8.2	L'ozono.	391
17.8.3	La produzione dell'acido solforico	392
17.9	Gli elementi del gruppo 17.	393
17.9.1	Le specie elementari e gli elementi in Natura	393
17.9.2	Alcuni composti e loro utilizzi.	394
BOX 17.8	La potabilizzazione dell'acqua.	396
17.10	Gli elementi del gruppo 18.	397
17.11	Gli elementi del blocco <i>d</i>	398
17.11.1	Il titanio	401
17.11.2	Il ferro	402
17.11.3	Il rame	403
17.11.4	Il mercurio	404

Capitolo 18 Introduzione alla Chimica Organica

18.1	Cos'è la Chimica Organica?	407
18.2	Idrocarburi alifatici e loro derivati	408
18.3	Idrocarburi aromatici e loro derivati	412
18.4	Gli isomeri	414
18.4.1	Isomeri di struttura	414
18.4.2	Stereoisomeri	414
18.5	Alcoli, eteri, fenoli e ammine.	417
18.6	I composti carbonilici.	419
18.6.1	Aldeidi e chetoni	419
18.6.2	Acidi carbossilici	420
18.6.3	Esteri	420
18.6.4	Ammidi	422
18.7	I polimeri	422
18.8	Molecole di importanza biologica	425
18.8.1	Lipidi	425
18.8.2	Glucidi	426
18.8.3	Aminoacidi e proteine	427
18.8.4	Acidi nucleici	431
BOX 18.1	Il petrolio	433
BOX 18.2	Oli, grassi e saponi	434
BOX 18.3	Molecole incatenate e incastrate	436

Appendici

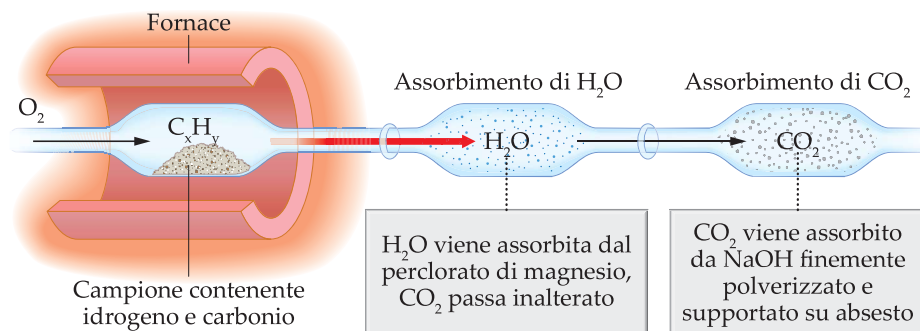
A	Configurazioni elettroniche degli elementi chimici nel proprio stato fondamentale (Z da 1 a 103)	439
B	Peso atomico degli elementi (Z da 1 a 103).	442
C	Costanti fisiche fondamentali	445
D	Fattori di conversione di alcune unità di misura	445
E	Una selezione di valori dei parametri termochimici (riferiti alla temperatura di 298.15 K)	446

F	Valori di K_a e pK_a per acidi deboli monoprotici in soluzione acquosa, misurati a 25 °C	451
	Valori di pK_a per acidi deboli poliprotici in soluzione acquosa, misurati a 25 °C	451
	Valori di K_b e pK_b per basi deboli in soluzione acquosa, misurati a 25 °C	451
G	Valori di K_s per alcuni sali e idrossidi poco solubili (soluzione acquosa, $T = 298.15$ K)	453
H	Potenziale elettrochimico standard di riduzione (E°) di alcune coppie redox ($T = 298.15$ K)	455
I	Tensione di vapore di H_2O in funzione della temperatura	456

Glossario	457
----------------------------	-----

Indice analitico	469
-----------------------------------	-----

Figura 9.2 Analisi elementare di un composto di composizione C_xH_y .



Supponiamo, per esempio, che l'analisi elementare del composto C_xH_y abbia consentito di ottenere la seguente composizione percentuale: C = 79.89%; H = 20.11%. Trattandosi di percentuali in massa, ciò implica che 100 g di sostanza C_xH_y conterranno 79.89 g di carbonio e 20.11 g di idrogeno. Convertiamo ora tali masse in moli di carbonio e idrogeno, dividendo per le rispettive masse molari:

$$n_C = m_C / MM_C = 79.89 \text{ g} / 12.011 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 6.651 \text{ mol}$$

$$n_H = m_H / MM_H = 20.11 \text{ g} / 1.008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 19.95 \text{ mol}$$

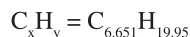
Il rapporto tra moli di carbonio e di idrogeno è pertanto:

$$n_C : n_H = 6.651 \text{ mol} : 19.95 \text{ mol}$$

ma, poiché una mole di qualunque sostanza contiene sempre (per definizione) un numero di Avogadro di particelle, il rapporto tra moli di carbonio e di idrogeno coincide numericamente anche con il rapporto tra atomi di carbonio e atomi di idrogeno:

$$\text{atomi}_C : \text{atomi}_H = 6.651 : 19.95$$

Possiamo allora scrivere una formula minima *provvisoria* del tipo:



Per ottenere la formula minima definitiva, che presuppone di indicare il rapporto di combinazione tra atomi di C e H utilizzando i numeri interi più piccoli possibili, è sufficiente dividere i valori precedentemente ottenuti per il più piccolo dei due e arrotondare infine il valore 2.999 a 3:

$$C_xH_y = C_{6.651/6.651}H_{19.95/6.651} = C_1H_{2.999} = CH_3$$

La formula minima del composto incognito è pertanto CH_3 . Esso contiene cioè atomi di carbonio e idrogeno in rapporto 1:3 ma, attenzione, ciò non ci autorizza a concludere che esso sia costituito da molecole formate da un atomo di C e tre di H. Come già anticipato, per conoscere il numero di atomi di C e H che costituiscono una *singola* molecola del composto è infatti necessario sapere quale sia la sua formula molecolare. Quest'ultima può essere ricavata da quella minima, qualora sia noto anche il peso molecolare della sostanza, per esempio da misure di proprietà colligative (Paragrafo 8.5).

Negli **Esempi 9.10** e **9.11** i ragionamenti appena illustrati saranno ripresi e approfonditi, con riferimento ad alcuni composti organici e inorganici.

ESEMPIO 9.10

Il succinato dibutilico è un composto organico usato come insetticida. Calcolare la formula minima e molecolare del succinato dibutilico sapendo che all'analisi elementare si sono ottenuti i seguenti risultati: C = 62.58%; H = 9.63%; O = 27.79% e che il peso molecolare, stimato da misure di proprietà colligative, è pari a circa 230.

SOLUZIONE Determiniamo, anzitutto, la formula minima partendo dalla composizione percentuale del composto. Per comodità numerica possiamo supporre di avere analizzato 100 g esatti di succinato dibutilico (si noti, tuttavia, che la formula minima non dipende dalla quantità di sostanza analizzata).

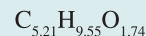
1. Le percentuali in massa ci dicono che 100 g di composto contengono 62.58 g di C, 9.63 g di H e 27.79 g di O.
2. Calcoliamo il numero di moli di C, H e O dividendo tali masse per le rispettive masse molari:

$$n_C = m_C / MM_C = 62.58 \text{ g} / 12.011 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 5.210 \text{ mol}$$

$$n_H = m_H / MM_H = 9.63 \text{ g} / 1.008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 9.55 \text{ mol}$$

$$n_O = m_O / MM_O = 27.79 \text{ g} / 15.999 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1.737 \text{ mol}$$

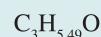
3. Scriviamo la formula provvisoria con questo numero di moli:



4. Dividiamo gli indici a pedice per il più piccolo dei tre (1.74):



5. Arrotondiamo i valori vicini ad un numero intero:



6. Moltiplichiamo per il numero più piccolo che li renda interi (o prossimi a numeri interi), in questo caso per 2:



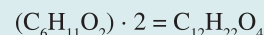
7. Arrotondiamo nuovamente i valori prossimi a numeri interi, ottenendo così la formula minima cercata:



8. Ora, se la formula minima coincidesse con la formula molecolare, il peso molecolare dovrebbe essere:

$$[(6 \cdot 12.011) + (11 \cdot 1.008) + (2 \cdot 15.999)] = 115.152$$

9. I dati in nostro possesso ci dicono, tuttavia, che il peso molecolare è pari a 230, un valore pressoché doppio ($230/115.152 = 1.99$) rispetto a quello appena trovato. Ne concludiamo che la formula molecolare deve essere:



ESEMPIO 9.11

Nota la formula molecolare dell'acido nitrico (HNO_3), determinarne la composizione percentuale in massa.

SOLUZIONE Il problema posto è sostanzialmente l'inverso del precedente ma la sua risoluzione, messa a fuoco la strategia di risposta, è pressoché immediata in quanto "codificata" nella stessa formula bruta dell'acido nitrico. Se per semplicità consideriamo una singola molecola di HNO_3 , il suo peso molecolare deriva dal contributo di 1 atomo di idrogeno, 1 di azoto e 3 di ossigeno. Noti i pesi atomici dei tre elementi, il peso molecolare si calcola infatti immediatamente come segue:

$$\begin{aligned} pm(\text{HNO}_3) &= 1 \cdot pa(\text{H}) + 1 \cdot pa(\text{N}) + 3 \cdot pa(\text{O}) = \\ &= 1 \cdot 1.008 + 1 \cdot 14.007 + 3 \cdot 15.999 = 63.012 \end{aligned}$$

Dovrebbe a questo punto risultare ovvio che il contributo dell'idrogeno alla massa complessiva di una molecola è pari a 1.008 (su 63.012), quello dell'azoto a 14.007 (su 63.012), e quello dell'ossigeno a $3 \cdot 15.999 = 47.997$ (su 63.012). Ora, se banalmente esprimiamo questi rapporti in percentuale, abbiamo trovato la composizione percentuale dell'acido nitrico:

$$\% \text{ di H} = (1.008/63.012) \cdot 100 = 1.600\%$$

$$\% \text{ di N} = (14.007/63.012) \cdot 100 = 22.229\%$$

$$\% \text{ di O} = (47.997/63.012) \cdot 100 = 76.171\%$$

Si noti che avremmo ottenuto lo stesso risultato se, anziché ragionare su una singola molecola di HNO_3 , ne avessimo prese in considerazione un diverso numero (arbitrario) o, analogamente, avessimo considerato una qualunque quantità espressa in moli o in grammi: la composizione percentuale, essendo definita da un rapporto tra masse, è indipendente dalla quantità di sostanza considerata.

In generale, per un composto ternario di composizione $\text{A}_a\text{B}_b\text{C}_c$, le percentuali in massa dei tre elementi costituenti si calcolano come segue:

$$\% \text{ di A} = (a \cdot pa_A / pm_{\text{A}_a\text{B}_b\text{C}_c}) \cdot 100$$

$$\% \text{ di B} = (b \cdot pa_B / pm_{\text{A}_a\text{B}_b\text{C}_c}) \cdot 100$$

$$\% \text{ di C} = (c \cdot pa_C / pm_{\text{A}_a\text{B}_b\text{C}_c}) \cdot 100$$

Dovrebbe risultare intuitivo come generalizzare le considerazioni fin qui espresse al caso di composti contenenti un qualunque numero di elementi (binari, ternari, quaternari, etc.).

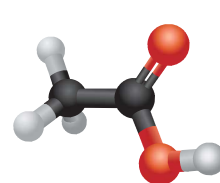
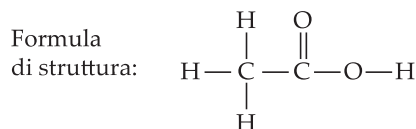
9.2.2 Formula di struttura

Nella prima parte di questo capitolo sono stati introdotti i concetti di formula bruta (o molecolare) e formula minima (o empirica). Dovrebbe ora essere chiaro che, tra le due, la prima è quella che ci dà il maggior numero di informazioni. Nonostante ciò, né la formula bruta né quella minima ci indicano come gli atomi siano legati tra loro, e se i legami in gioco siano singoli o multipli. Prendiamo in considerazione l'acido acetico. La sua formula molecolare ($C_2H_4O_2$), a differenza di quella minima, ci dice che una singola molecola di tale sostanza è costituita da due atomi di carbonio, quattro di idrogeno e due di ossigeno ma senza indicarci, per esempio, se e come i due atomi di carbonio siano legati tra loro e con gli altri atomi. Questo tipo di informazioni ci viene fornito dalla cosiddetta **formula di struttura** (o **formula strutturale**), riportata per l'acido acetico in **Figura 9.3**, insieme ad altre rappresentazioni dello stesso composto.

Figura 9.3 Formule e modelli molecolari dell'acido acetico. Nella formula di struttura, i doppietti di non legame degli atomi di ossigeno sono omessi. Nei modelli *ball and stick* e *space-filling* gli atomi di carbonio, idrogeno e ossigeno sono riportati in nero, bianco e rosso, rispettivamente. Ciò risponde a una convenzione internazionale concernente il codice cromatico dei vari elementi chimici in tali rappresentazioni; ancora, l'azoto è azzurro, il fluoro verde, lo zolfo giallo, e così via. Un ulteriore esempio in tal senso è riportato nella **Figura 9.4**.

Formula empirica: CH_2O

Formula molecolare: $C_2H_4O_2$



Modello molecolare
"ball and stick"



Modello molecolare
"space-filling"

Le formule di struttura sono particolarmente utili per mettere in evidenza lo schema di interconnessione tra atomi nei composti molecolari, in quanto i legami covalenti vengono rappresentati come uno o più segmenti (uno per ciascun legame singolo) tra gli atomi direttamente legati. Si noti che, nel caso dell'acido acetico, sono presenti sia legami di tipo singolo che di tipo doppio. In aggiunta, la formula di struttura rende immediatamente evidente che gli atomi di uno stesso elemento possono non essere tra loro equivalenti. Nel caso in **Figura 9.3**, per esempio, vediamo che mentre tre atomi di idrogeno sono legati a un atomo di carbonio, il quarto è legato a un ossigeno. È proprio questo atomo di idrogeno (ma non gli altri tre) a essere responsabile del comportamento acido dell'acido acetico (Capitolo 13).^d

Ancora più in generale, le proprietà di una sostanza dipendono non solo dalla sua composizione e dal modo in cui i suoi atomi sono legati tra loro, ma anche dalla disposizione spaziale di questi ultimi, ovvero dalla geometria molecolare. In tale contesto, i chimici si avvalgono spesso di rappresentazioni grafiche tridimensionali di vario tipo, le più comuni delle quali sono i cosiddetti **modelli molecolari** "ball and stick" (a sfere e bastoncini) e "space-filling" (a spazio pieno) (**Figura 9.3** e **9.4**). Nel primo caso, gli atomi vengono rappresentati come sfere colorate unite da uno o più bastoncini (i legami). Questa rappresentazione rende immediatamente evidente quali siano gli atomi coinvolti da interazioni di legame, ma non rispetta le proporzioni tra dimensioni atomiche (atomi di elementi differenti possono avere dimensioni anche molto diverse) ed esagera le distanze interatomiche. In quest'ottica, il modello *space-filling* considera con maggior esattezza le dimensioni relative degli atomi, ma non consente una altrettanto efficace visualizzazione della loro posizione.

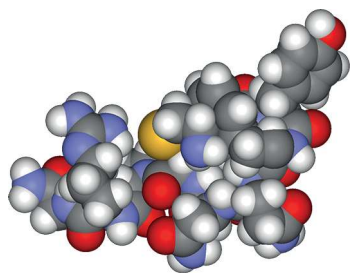
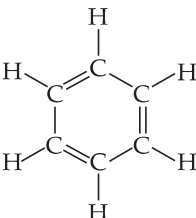
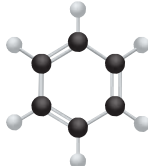




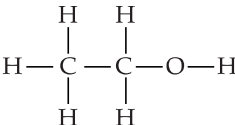
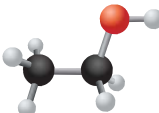
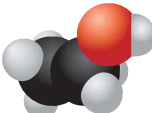
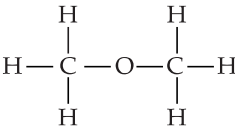
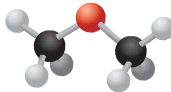



Figura 9.4 Modello *space-filling* dell'ormone ADH (vasopressina), che ha formula molecolare $C_{46}H_{65}N_{15}O_{12}S_2$ (carbonio: grigio; idrogeno: bianco; azoto: azzurro; ossigeno: rosso; zolfo: giallo). Oltre che il colore nero (**Figura 9.3**), per l'atomo di carbonio talvolta si utilizza il grigio.

^d Si noti che il concetto di formula di struttura qui introdotto differisce da quello di formula di Lewis discusso nel Capitolo 6 in quanto una formula di Lewis prevede di indicare esplicitamente, oltre agli elettroni di legame, anche la presenza di eventuali coppie solitarie.

Per consolidare i concetti fin qui esposti, può essere utile esaminare qualche ulteriore esempio. Confrontiamo tra loro i primi due composti riportati in **Tabella 9.2**, benzene ed etino (più comunemente detto acetilene), e supponiamo di avere sottoposto ad analisi elementare uno dei due, ma di non ricordare quale. Chiediamoci ora: questo tipo di misura sperimentale ci permette di comprendere quale tra le due sostanze abbiamo analizzato? La risposta è ovviamente negativa, in quanto le due specie chimiche sono caratterizzate dalla medesima formula minima! Per comprendere se siamo in presenza di benzene o etino dobbiamo (quantomeno) spostare il livello del ragionamento sulla formula molecolare. Se oltre a sapere la composizione percentuale, fossimo anche a conoscenza del peso molecolare della sostanza analizzata, potremmo infatti fugare ogni dubbio.

Tabella 9.2 Differenti rappresentazioni di alcuni composti organici

Nome del composto	Formula minima	Formula molecolare	Formula di struttura	Modello <i>ball and stick</i>	Modello <i>space-filling</i>
Benzene	CH	C ₆ H ₆			
Etino	CH	C ₂ H ₂			
Etanolo	C ₂ H ₆ O	C ₂ H ₆ O			
Etere dimetilico	C ₂ H ₆ O	C ₂ H ₆ O			

Ancora più interessante in quest'ottica è il confronto tra etanolo ed etere dimetilico (**Tabella 9.2**). In questo caso, le due sostanze sono accomunate non solo dalla medesima formula minima, ma anche dalla stessa formula molecolare (sostanze di questo tipo prendono il nome di **isomeri**, Paragrafo 18.4). In virtù di ciò, esse sono caratterizzate dalla stessa composizione percentuale e anche dal medesimo peso molecolare. Per poterle distinguere, dobbiamo allora essere in grado di analizzare una qualche proprietà distintiva che dipenda dalla loro diversa struttura molecolare. Sebbene una trattazione approfondita di questo aspetto sia al di là degli scopi di questo capitolo, esempi di proprietà influenzate dalla struttura sono, per esempio, il momento di dipolo elettrico (Capitolo 6), la temperatura di ebollizione (Capitolo 7) e le proprietà acido-base (Capitolo 13).

9.3 NOMENCLATURA DELLE PRINCIPALI CLASSI DI COMPOSTI INORGANICI

In questo paragrafo apprenderemo come tradurre una formula chimica nel nome della sostanza corrispondente, definendo un insieme di regole condivise che ci permettano, per esempio, di leggere la notazione simbolica “NaCl” come “cloruro di sodio”.

È opportuno anticipare che sono attualmente note decine di milioni di sostanze chimiche, e ogni giorno ne vengono scoperte o sintetizzate di nuove. Visto l’elevatissimo numero di composti esistenti, la loro nomenclatura è un argomento estremamente vasto e non privo di eccezioni e casi particolari, che possono generare confusione specialmente a chi si avvicina alla Chimica per la prima volta.

Ciò premesso, nel seguito ci limiteremo a focalizzare la nostra attenzione su alcune classi di composti inorganici particolarmente importanti in un corso di Chimica generale. Introduciamo le basi sia della cosiddetta **nomenclatura sistematica**, le cui regole internazionalmente riconosciute sono definite e periodicamente aggiornate dalla IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*), sia della **nomenclatura tradizionale**, intendendo con quest’ultima un insieme di criteri generali ma non sempre altrettanto rigorosi che, per motivazioni di ordine storico, sono ancora largamente utilizzati nella pratica per assegnare il nome ai composti chimici. Si noti che, nei casi più semplici, la nomenclatura tradizionale può coincidere con quella sistematica.

È conveniente iniziare la trattazione con una breve digressione sulla nomenclatura sistematica delle sostanze allo stato elementare. Quando un elemento può esistere in forma molecolare (come nel caso delle specie O_2 e O_3 discusse nel Paragrafo 9.1), le regole IUPAC prevedono l’utilizzo di prefissi numerici del tipo riportato in **Tabella 9.3** davanti al nome dell’elemento per indicare il numero di atomi costituenti. Alcuni esempi del loro uso sono riportati in **Tabella 9.4**. Si noti che, secondo la nomenclatura sistematica, l’utilizzo del prefisso *mono-* è obbligatorio solo per quegli elementi che possono esistere anche allo stato poliatomico. In caso contrario viene invece generalmente omissso in quanto il suo mancato utilizzo non dovrebbe generare ambiguità di significato.

Tabella 9.3 Prefissi in uso nella nomenclatura IUPAC e loro significato numerico

Prefisso	Significato
Mono-	1
Di- (o bi-)	2
Tri-	3
Tetra-	4
Penta-	5
Esa-	6
Epta-	7
Otta-	8
Nona-	9
Deca-	10

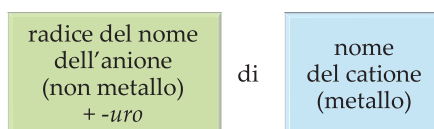
Tabella 9.4 Esempi di nomenclatura di sostanze elementari

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
Ar	Argon	Argon
H	Monoidrogeno	Idrogeno (atomico)
H ₂	Di(i)drogeno	Idrogeno (molecolare)
N	Monoazoto	Azoto (atomico)
N ₂	Diazoto	Azoto (molecolare)
O	Mono(o)ssigeno	Ossigeno (atomico)
O ₂	Diossigeno	Ossigeno (molecolare)
O ₃	Triossigeno	Ozono
P ₄	Tetrafosforo	Fosforo (molecolare) ma anche fosforo bianco
S ₈	Ottazolfo	Zolfo (molecolare) ma anche zolfo monoclinico/ rombico o zolfo alfa/beta

La nomenclatura tradizionale si limita invece a indicare il nome dell'elemento considerato, eventualmente specificando, ove il contesto renda opportuna o necessaria tale precisazione, se si tratti di una specie atomica o molecolare (**Tabella 9.4**).

9.3.1 Composti binari

Prendiamo ora in considerazione i composti binari iniziando da quelli formati da un elemento metallico e uno non metallico. Composti di questo tipo hanno generalmente una natura ionica (talvolta solo parzialmente ionica), ovvero risultano dalla combinazione di cationi e anioni. In quanto tali, essi rientrano nella definizione IUPAC di **sali**, sostanze che possono essere ottenute dalla reazione tra un acido e una base (si veda oltre e Capitolo 13), ma anche per altre vie (Capitolo 17). Nel Paragrafo 9.1 abbiamo visto che la formula bruta di simili specie chimiche, del tipo generale A_aB_b , si scrive riportando per primo l'elemento meno elettronegativo (A, in questo caso l'elemento metallico), seguito da quello più elettronegativo (B, il non metallo), indicando il rapporto di combinazione atomica tramite opportuni indici numerici (a, b) a pedice. A livello generale, la nomenclatura sistematica di tali sostanze prevede che venga nominato per primo l'elemento che compare per ultimo nella formula corrispondente (l'anione), fondendo la radice del nome con il suffisso *-uro*; a seguire, viene nominato l'elemento rimanente (il catione) preceduto dalla preposizione “di”.



Per esempio, la formula NaCl si legge *clor-uro di sodio*. Ulteriori esempi sono riportati in **Tabella 9.5**. In aggiunta, qualora gli indici a e/o b siano diversi da 1, la nomenclatura

Tabella 9.5 Nomenclatura di alcuni composti binari

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
Composti binari formati da un metallo e un non metallo		
NaCl	Cloruro di sodio	Cloruro di sodio
NaH	Idruro di sodio	Idruro di sodio
KBr	Bromuro di potassio	Bromuro di potassio
CaF ₂	Difluoruro di calcio	Fluoruro di calcio
AlCl ₃	Tricloruro di alluminio	Cloruro di alluminio
AlH ₃	Triidruo di alluminio	Idruro di alluminio
Cu ₃ N	Nitrato di trirame o nitrato di rame(I)	Nitrato rameoso
Cu ₃ N ₂	Dinitrato di trirame o nitrato di rame(II)	Nitrato rameico
Fel ₂	Diioduro di ferro o ioduro di ferro(II)	Ioduro ferroso
Fel ₃	Triioduro di ferro o ioduro di ferro(III)	Ioduro ferrico
Composti binari formati da due non metalli		
CS ₂	Disolfuro di carbonio	Solfuro di carbonio
CCl ₄	Tetracloruro di carbonio	Tetracloruro di carbonio
PCl ₃	Tricloruro di fosforo o cloruro di fosforo(III)	Tricloruro di fosforo
PCl ₅	Pentacloruro di fosforo o cloruro di fosforo(V)	Pentacloruro di fosforo
SF ₄	Tetrafluoruro di zolfo o fluoruro di zolfo(IV)	Tetrafluoruro di zolfo
SF ₆	Esafluoruro di zolfo o fluoruro di zolfo(VI)	Esafluoruro di zolfo

prefisso	radice del nome dell'anione (non metallo) + <i>-uro</i>	di	prefisso	nome del catione (metallo)
----------	--	----	----------	----------------------------------

Nel caso di composti binari come FeI_2 e FeI_3 , contenenti lo stesso metallo ma con due diversi numeri di ossidazione (**Box 9.1**), è inoltre accettato e ancora ampiamente diffuso l'utilizzo della cosiddetta notazione di Stock, che prevede di indicare il *n.o.* dell'elemento metallico con numeri romani tra parentesi. In questo caso i prefissi numerici non vengono utilizzati in quanto non più necessari per identificare univocamente la sostanza considerata.

BOX 9.1

NOMENCLATURA DI CATIONI E ANIONI

ne (evidenziati su sfondo celeste) e altri che invece ne formano due (su sfondo blu). Tra gli elementi non metallici, oltre alla presenza di anioni del tipo X^{n-} (con n variabile da 1 a 4), è abbastanza frequente anche la presenza di specie omopoliatomiche come O_2^{2-} , O_2^- e S_2^{2-} .

1																	17	18
<div>H⁺ H⁻</div>	2											13	14	15	16			
Li ⁺													C ⁴⁻	N ³⁻	O ₂ ²⁻ O ₂ ²⁻	F ⁻		
Na ⁺	Mg ²⁺	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al ³⁺		P ³⁻	S ₂ ²⁻ S ₂ ²⁻	Cl ⁻		
K ⁺	Ca ²⁺				Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺				Se ²⁻	Br ⁻		
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺ Sn ⁴⁺		Te ²⁻	I ⁻ I ₃ ⁻		
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺ Pb ⁴⁺	Bi ³⁺				

Metalli che formano cationi in un unico stato di ossidazione

Metalli che formano cationi in più stati di ossidazione

Non metalli che formano anioni mono o omopoliatomici

Semimetalli

Figura 9.5 Alcuni cationi e anioni monoatomici e omopoliatomici.

^a Veri ioni con carica ± 3 o ± 4 esistono tipicamente solo in fase gas (come particelle isolate), ma non all'interno di specie reali in soluzione o in stato solido. Va infatti precisato che, quanto più la carica del catione e/o anione è elevata, tanto più il legame che li coinvolge possiede un apprezzabile contributo covalente (e non solo ionico). Ciò è a maggior ragione vero quando il catione ha un raggio ionico piccolo e l'anione un raggio ionico grande. Cionondimeno, l'impiego di un modello puramente ionico – che viene qui implicitamente assunto – risulta conveniente per la sua semplicità. Infatti, immaginando un composto come risultante dalla combinazione di opportuni cationi e anioni (senza che ciò corrisponda necessariamente alla realtà) risulta agevole prevederne la formula bruta e assegnare a esso il nome.



Viaggio nella **Chimica**

Accedi all'**ebook** e ai
contenuti digitali

➤ **Espandi le tue risorse**

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



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

