

Comprende



versione Ebook

e Software di simulazione

M. Schiavello • L. Palmisano

Fondamenti di Chimica

VI Edizione

Con tavola
periodica allegata



Accedi all'ebook e ai contenuti digitali

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

▼
**COLLEGATI AL SITO
EDISESUNIVERSITA.IT**

▼
**ACCEDI AL
MATERIALE DIDATTICO**

▼
**SEGU LE
ISTRUZIONI**

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

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

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

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

Se sei registrato al sito

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

Se non sei già registrato al sito

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



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

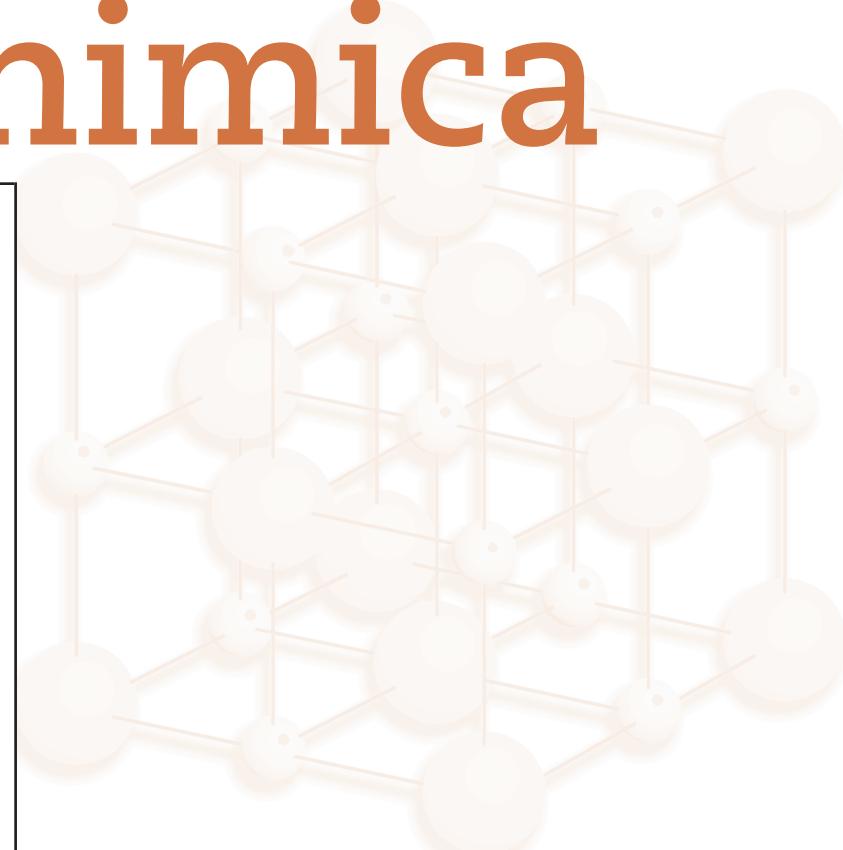
Dalla sezione **materiali e servizi** della tua area riservata potrai accedere a:

- **Ebook:** versione digitale del testo in formato epub, standard dinamico che organizza il flusso di testo in base al dispositivo sul quale viene visualizzato. Fruibile mediante l'applicazione gratuita Bookshelf, consente una visualizzazione ottimale su lettori e-reader, tablet, smartphone, iphone, desktop, Android, Apple e Kindle Fire.
- **Software di simulazione:** un vastissimo database di quesiti a risposta multipla per effettuare esercitazioni sull'**intero programma** o su **argomenti specifici**.
- **Tavola periodica interattiva:** tavola periodica che consente di conoscere in dettaglio le proprietà degli elementi con un clic.
- **Modelli molecolari interattivi:** libreria interattiva che permette di visualizzare e interagire con i modelli 3D delle molecole.

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

Fondamenti di Chimica

VI Edizione



Mario Schiavello
Leonardo Palmisano

M. Schiavello, L. Palmisano
Fondamenti di chimica – VI Edizione
Copyright © 2022, 2017, 2013, 2010, 2006, 2002 EdiSES Edizioni S.r.l. – Napoli

9 8 7 6 5 4 3 2 1 0
2026 2025 2024 2023 2022

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 pote-
re per richiedere il permesso di riproduzio-
ne del materiale di cui non è titolare del
copyright e resta comunque a disposizione
di tutti gli eventuali aventi diritto.*

a cura di:
Prof. Mario Schiavello e Prof. Leonardo Palmisano
Università degli Studi di Palermo
e-mail: leonardo.palmisano@unipa.it

In copertina: Il fulmine a cui segue il tuo-
no è una suggestiva immagine dell'evoluzione
tumultuosa di un disciplina come la Chimica.

Fotocomposizione: doma book di Massimo Di Grazia – Napoli

Stampato presso la Tipolitografia Petruzzi S.r.l. – Via Venturelli, 7/B – 06012 Città di Castello (PG)

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

www.edisesuniversita.it
assistenza.edises.it

ISBN 978 88 3623 071 6

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*

INTRODUZIONE

Dedicato alle nostre mogli e ai nostri figli per la pazienza dimostrata durante la preparazione di questo libro.

*Dedicato all'erba che non è cresciuta verde,
agli uccelli che volando radente sui prati
hanno trovato il silenzio, ai pesci e ai delfini
vestiti di nero, all'urlo disperato
dell'uomo di scienza consapevole.*

L.P.

Questa introduzione è dedicata allo studente che sta per iniziare lo studio di una disciplina come la Chimica che viene considerata spesso complessa e ostica.

Senza volere entrare nel dettaglio ed evitando una presentazione esclusivamente storiografica della disciplina (si rimanda per questo il lettore interessato a testi di "Storia della Chimica"), è importante che lo studente, prima di affrontare lo studio di principi fondamentali, leggi e modelli, capisca come e perché sia nata la Chimica e soprattutto cosa rappresenti nel panorama delle discipline scientifiche moderne, abbia cioè cognizione del suo immenso contributo allo sviluppo della società. Questo lo aiuterà ad avere nei confronti della disciplina un atteggiamento positivo e a capire che i suoi sforzi saranno finalizzati, in definitiva, verso una comprensione migliore della realtà che lo circonda.

L'etimologia della parola "Chimica" è molto incerta; infatti, fra le tante ipotesi, una ipotizza che essa potrebbe derivare dal termine greco *χέω*, versare, un'altra dalla parola *kema*, un libro sui segreti dell'arte egizia. Nello stesso termine "Chimica", quindi, aleggia un alone di mistero e le origini della disciplina vengono spesso considerate esoteriche. Si tende a considerare come "infanzia" della Chimica il periodo che va dalla seconda metà del 1500 alla fine del 1700, durante il quale lo studio della natura fu affidato all'alchimia. Ma la figura dell'alchimista, più che a quella di uno scienziato moderno, può essere ricondotta a quella di un "mago naturale".

Infatti gli obiettivi dell'alchimista, cioè la trasformazione dei metalli vili in oro e la scoperta di medicine utili per guarire ogni malattia, devono essere interpretati più in senso filosofico-esoterico che prettamente scientifico.

La tradizione sperimentale, che era del tutto assente nelle pratiche degli alchimisti, si affermò soltanto con la nascita della scienza moderna, cioè a partire da Lavoisier che, a ragione, viene chiamato il "padre della Chimica".

Nel Capitolo 1 di questo libro, il lettore si renderà conto della straordinaria novità introdotta dallo scienziato francese nello studio dei fatti sperimentali.

La Chimica, quindi, è una scienza giovanissima rispetto ad altre discipline quali ad esempio la Medicina, la Biologia, la Fisica. È da tenere presente, però, che nel breve volgere di un paio di secoli, si è accumulato un numero enorme di conoscenze grazie alla interazione proficua con le altre scienze ed oggi è necessario suddividere il sapere chimico in aree sempre più specialistiche e differenziate l'una dall'altra.

Alla luce del nuovo ordinamento degli studi universitari (laurea, laurea specialistica, dottorato, master), si è voluto scrivere un libro senza particolari caratterizzazioni che possa servire agli studenti di tutti i corsi di studio in cui sono presenti uno o due moduli di Chimica.

Nel libro saranno presentati leggi, principi e concetti riguardanti la cosiddetta "Chimica generale", cioè comuni e applicabili a qualsiasi branca della Chimica. Fra i molti argomenti trattati alcuni riguarderanno la Chimica inorganica (si interessa dello studio sistematico di tutti gli elementi e composti ad eccezione di quelli formati dall'atomo di carbonio), la Chimica organica (si interessa dello studio sistematico dei numerosissimi composti formati dal carbonio con altri elementi come ad esempio idrogeno, ossigeno ed azoto), la Chimica biologica (si interessa principalmente dello studio delle molecole organiche che costituiscono gli organismi viventi) e qualche breve cenno di

Chimica ambientale (si interessa dello studio delle reazioni chimiche coinvolte nei cicli naturali, di quei fattori esterni antropici che possono alterarli e dei metodi chimici e delle tecnologie usate per bonificare l'ambiente).

Ricordiamo che la Chimica è una disciplina il cui principale obiettivo è la conoscenza, anche da un punto di vista microscopico, della natura che ci circonda, molto varia e differenziata. La Chimica dà una risposta ad alcuni dei "perché" che l'uomo si pone: ad esempio può spiegarci il perché della formazione di alcune sostanze e di alcuni materiali o può aiutarci a prevedere, studiandone anche la velocità, se certi processi ("trasformazioni della materia") avvengono spontaneamente o no.

La Chimica è una disciplina altamente formativa che ci fornisce una chiave per aprire però solo parzialmente le porte di una realtà naturale in cui esistono complesse e immutabili leggi, l'origine delle quali esula spesso dalle limitate capacità dell'intelletto umano.

Un sentito ringraziamento va all'amico e collega Prof. Agatino Di Paola che ha contribuito alla preparazione di alcuni dei capitoli più significativi di questo volume, agli amici e colleghi Prof. Vincenzo Augugliaro, Prof. Maurizio Bruno, Prof. Maria Domenica Grillone, Ing. Giuseppe Marcì, Prof. Amedeo Bonelli, Prof. Jan Kašpar, Dr. Francesco Recupero, Dr. Elisa García-López e Ing. Maurizio Addamo, per i molti suggerimenti e per l'aiuto prestato.

Infine invitiamo i colleghi e gli studenti a segnalarci eventuali imprecisioni o errori in questa edizione del libro.

Palermo 9 gennaio 2002

Leonardo Palmisano

Mario Schiavello

Dopo il buon successo ottenuto dal libro nella sua prima edizione e nelle ristampe successive, presentiamo la nuova edizione che è nata dopo i suggerimenti ricevuti da molti colleghi e studenti che hanno adottato il testo. A tutti va il nostro sentito ringraziamento con la consapevolezza che l'aggiornamento continuo per un libro didattico è essenziale. Nella nuova versione sono stati inseriti alcuni argomenti che si trovavano come approfondimenti nel CD allegato al libro. È stato aumentato anche il numero degli esercizi, alcuni dei quali erano già presenti nella versione in lingua spagnola. La tavola periodica, inoltre, è stata aggiornata alla luce delle ultime decisioni prese dalla IUPAC. Ovviamente il libro deve essere usato da docenti e discenti in relazione alle proprie esigenze didattiche e al numero di crediti a disposizione. Alcuni argomenti possono essere trascurati e altri ulteriormente approfonditi, ma generalmente il testo è autosufficiente almeno per i corsi introduttivi alla Chimica.

Nel caso di corsi di laurea in cui l'insegnamento della Chimica venga ripreso in anni successivi al primo o nella laurea specialistica, il libro può essere riutilizzato proponendo agli studenti argomenti e/o approfondimenti che non era stato possibile svolgere nel corso del primo anno.

Un nostro sentito ringraziamento va all'Editore per la sensibilità mostrata nel recepire le indicazioni degli autori e a tutti i suoi collaboratori per l'attenzione e la professionalità dimostrata. Tra essi uno speciale "grazie" va a Luca Gullo, Lorena Merchione, Dora Soricelli e all'Ing. Maurizio Addamo che ha dato un contributo essenziale nella revisione delle bozze.

Palermo 5 giugno 2006

Leonardo Palmisano

Mario Schiavello

Questa terza edizione del libro contiene alcune differenze rispetto alla seconda, ma mantiene assolutamente l'impostazione delle prime edizioni che hanno avuto successo tra i docenti che preferiscono un approccio didattico più "europeo" rispetto a quello "americano". Oltre alla correzione di alcune imprecisioni ed errori tipografici, sono stati inseriti alcuni inserti e frasi con l'obiettivo di migliorare la chiarezza espositiva, seguendo i consigli di colleghi e studenti che numerosi ci hanno contattato e che ringraziamo di cuore. Infine circa duecento esercizi di ricapitolazione con risposta sono stati aggiunti alla fine del libro. Un ringraziamento a tutta la redazione dell'EdiSES che ha collaborato in modo esemplare per rendere l'opera più gradevole e moderna dal punto di vista tipografico, e all'Ing. Giuseppe Marcì che ha aiutato nell'opera di revisione e nella preparazione degli esercizi.

Palermo 10 giugno 2009

Leonardo Palmisano

Il 20 luglio 2009 il maestro e amico Mario Schiavello ci ha lasciato. Il ricordo di Lui e della sua opera, ma soprattutto il suo sorriso e la sua modestia, mi accompagneranno sempre.

Leonardo Palmisano

Siamo giunti alla quarta edizione del libro che ha continuato a raccogliere lusinghieri apprezzamenti da parte di docenti e studenti. In questa edizione ho raccolto suggerimenti e richieste di correzioni di alcuni errori tipografici ed è stata apportata qualche piccola implementazione ad alcuni argomenti. Inoltre, sono stati inseriti altri esercizi nell'ottica di rendere il libro onnicomprensivo per i corsi del 1° anno.

Ringrazio tutti i colleghi che gentilmente mi hanno segnalato correzioni da apportare ed in particolare il Prof. Agatino Di Paola, il Dott. Stefano Vecchio, il Prof. Francesco Anfuso, l'Ing. Giuseppe Seminara e l'Ing. Marianna Bellardita.

Palermo 28 giugno 2013

Leonardo Palmisano

La quinta edizione del libro è stata implementata con alcuni esercizi e alcuni inserti. Qualche argomento, inoltre, come ad esempio la descrizione dei polimeri, è stato trattato più diffusamente. Sono stati corretti alcuni errori di stampa e piccole imprecisioni, grazie alle segnalazioni sempre puntuali di colleghi e studenti a cui sono molto grato. In particolare voglio ringraziare i colleghi Marianna Bellardita, Agatino Di Paola, Elisa García-López, Giuseppe Marcì, Francesco Parrino e Stefano Vecchio, che sono stati prodighi di suggerimenti. Invito per il futuro tutti coloro che hanno apprezzato il testo a suggerire liberamente eventuali implementazioni e/o modifiche.

Palermo 11 maggio 2017

Leonardo Palmisano

La sesta edizione del libro non è cambiata per quanto riguarda l'impostazione e l'ordine di presentazione dei vari argomenti. Sono stati eliminati alcuni errori di stampa e piccole imprecisioni con l'aiuto di colleghi e studenti (che ringrazio di cuore), qualche frase è stata riscritta o aggiunta a beneficio di una migliore comprensione, sono stati inseriti alcuni esercizi, inserti e figure, ed è stata aggiornata la parte grafica del libro. Ringrazio in particolare i colleghi Marianna Bellardita e Stefano Vecchio che sono stati prodighi di suggerimenti, i colleghi Elisa García-López, Giuseppe Marcì e Francesco Parrino e tutti coloro che hanno apprezzato il testo.

Palermo 10 gennaio 2022

Leonardo Palmisano



RINGRAZIAMENTI

Si ringraziano i seguenti colleghi ed amici che hanno contribuito con suggerimenti, arricchimenti e correzioni alla preparazione delle varie edizioni di “Fondamenti di Chimica”, con l’augurio che questo processo di revisione e crescita possa continuare nel tempo.

Prof. Abate Lorenzo	Università di Catania
Prof. Aime Silvio	Università di Torino
Prof. Alonzo Giuseppe	Università di Palermo
Prof. Anfuso Francesco	Docente scuola media secondaria
Prof. Barbieri Luisa	Università di Modena e Reggio Emilia
Prof. Bellardita Marianna	Università di Palermo
Prof. Bolis Vera	Università del Piemonte Orientale
Prof. Bottino Francesco	Università di Catania
Prof. Campostrini Renzo	Università di Trento
Prof. Caronna Tullio	Università di Bergamo
Prof. Ceccato Riccardo	Università di Trento
Prof. Ciofalo Maurizio	Università di Palermo
Prof. Corradi Anna	Università di Modena e Reggio Emilia
Prof. Drioli Enrico	Università della Calabria
Prof. Faraone Felice	Università di Messina
Prof. Faucitano Antonio	Università di Pavia
Prof. Fornasiero Paolo	Università di Trieste
Prof. Galvagno Signorino	Università di Messina
Prof. García-López Elisa	Università di Palermo
Prof. Garrone Edoardo	Politecnico di Torino
Prof. Gorrasi Giuliana	Università di Salerno
Dr. Golemme Giovanni	Università della Calabria
Prof. Kašpar Jan	Università di Trieste
Prof. La Mantia Francesco Paolo	Università di Palermo
Prof. Lanza Santo	Università di Messina
Prof. Marcì Giuseppe	Università di Palermo
Prof. Mele Giuseppe	Università di Lecce
Prof. Milone Candida	Università di Messina
Prof. Minisci Francesco	Politecnico di Milano
Prof. Molinari Raffaele	Università della Calabria
Prof. Moretti Giuliano	Università di Roma “La Sapienza”
Prof. Pepe Franco	Università di Roma Tre
Prof. Polcaro Anna Maria	Università di Cagliari
Prof. Portanova Roberto	Università di Udine
Prof. Priola Aldo	Politecnico di Torino
Dr. Recupero Francesco	Politecnico di Milano
Prof. Sunseri Carmelo	Università di Palermo
Prof. Tuti Simonetta	Università di Roma Tre
Prof. Vasapollo Giuseppe	Università di Lecce
Dr. Vecchio Stefano	Università di Roma “La Sapienza”
Prof. Vittoria Vittoria	Università di Salerno



INDICE GENERALE

CAPITOLO 1

NATURA ATOMICA DELLA MATERIA

- 1.1 | Legge della costanza delle masse o di Lavoisier 1
- 1.2 | Legge delle proporzioni definite o di Proust 2
- 1.3 | Teoria atomica di Dalton, legge delle proporzioni multiple 2
- 1.4 | Determinazione dei pesi atomici: legge di Gay-Lussac, principio di Avogadro, regola di Cannizzaro 4
- 1.5 | Scala dei pesi atomici 6
- 1.6 | Peso equivalente 7
- 1.7 | Mole 8
- 1.8 | Formule chimiche 9
- 1.9 | Calcoli stechiometrici 10
- Esercizi e quesiti 14

CAPITOLO 2

STRUTTURA DELL'ATOMO

- 2.1 | Scoperta dell'elettrone, del protone e del neutrone. Loro caratteristiche 17
- 2.2 | Modelli atomici di Thomson e di Rutherford 20
- 2.3 | Numero atomico, numero di massa. Isotopi 22
- 2.4 | Radiazione elettromagnetica 23
- 2.5 | Spettri atomici 25
- 2.6 | Spettro di emissione del corpo nero 27
- 2.7 | Effetto fotoelettrico 28
- 2.8 | Modello atomico di Bohr 30
- 2.9 | Dualismo onda-particella 33
- 2.10 | Principio di indeterminazione 34
- 2.11 | Equazione di Schrödinger 35
- 2.12 | Orbitali atomici e loro rappresentazione 38
- 2.13 | Atomi polielettronici 41
- 2.14 | Struttura elettronica degli atomi 44
- Esercizi e quesiti 47

CAPITOLO 3

SISTEMA PERIODICO

- 3.1 | Proprietà chimiche degli elementi e loro periodicità 49
- 3.2 | Rappresentazione del sistema periodico 50
- 3.3 | Struttura della tavola periodica 52
- 3.4 | Descrizione della tavola periodica 54

- 3.5 | Proprietà periodiche degli elementi 57

- 3.5.1 Dimensioni atomiche 57
- 3.5.2 Energia di ionizzazione 60
- 3.5.3 Affinità elettronica 63

- 3.6 | Proprietà metalliche, non metalliche e semimetalliche degli elementi 63
- Esercizi e quesiti 64

CAPITOLO 4

LEGAME CHIMICO I

- 4.1 | Energia di legame 67
- 4.2 | Tipi di legami chimici 68
- 4.3 | Legame ionico 68
- 4.4 | Energia reticolare 71
- 4.5 | Valenza ionica o elettrovalenza 72
- 4.6 | Legame covalente 73
 - 4.6.1 Legame covalente omeopolare 74
 - 4.6.2 Legame covalente eteropolare 75
 - 4.6.3 Polarità dei legami 76
- 4.7 | Elettronegatività 78
- 4.8 | Strutture di Lewis 80
 - 4.8.1 Strutture delle molecole poliatomiche 80
 - 4.8.2 Strutture degli ioni poliatomici 82
- 4.9 | Risonanza 83
- 4.10 | Eccezioni alla regola dell'ottetto 84
- 4.11 | Carica formale 86
- 4.12 | Legame di coordinazione o dativo 88
- Esercizi e quesiti 89

CAPITOLO 5

LEGAME CHIMICO II

- 5.1 | Teoria del legame di valenza 91
- 5.2 | Orbitali ibridi 96
 - 5.2.1 Ibridizzazione sp^3 96
 - 5.2.2 Ibridizzazione sp^2 99
 - 5.2.3 Ibridizzazione sp 99
 - 5.2.4 Altri tipi di orbitali ibridi 100
 - 5.2.5 Molecole con legami multipli 102
- 5.3 | Teoria VSEPR 105
- 5.4 | Teoria degli orbitali molecolari 113
 - 5.4.1 Metodo LCAO 113

- 5.4.2 Regole di combinazione degli orbitali atomici 115
- 5.4.3 Distribuzione degli elettroni in alcune molecole biatomiche omonucleari 117
- 5.4.4 Molecole biatomiche eteronucleari 121
- 5.4.5 Molecole con sistemi elettronici delocalizzati 123
- 5.5 | Legame metallico 125
 - 5.5.1 Conduttori, isolanti e semiconduttori 128
- 5.6 | Interazioni deboli 130
 - 5.6.1 Legame a idrogeno 130
 - 5.6.2 Forze di van der Waals 133
- Esercizi e quesiti 134

CAPITOLO 6

NUMERO DI OSSIDAZIONE, NOMENCLATURA E REAZIONI CHIMICHE

- 6.1 | Numero di ossidazione: concetto ed uso 137
- 6.2 | Nomenclatura: generalità 140
 - 6.2.1 Alcune regole IUPAC e d'uso per i composti binari 140
 - 6.2.2 Regole IUPAC e d'uso per gli ioni e per i sali 141
 - 6.2.3 Regole IUPAC e d'uso per gli acidi e per le basi (idrossidi) 143
- 6.3 | Idruri: nomenclatura e proprietà 145
- 6.4 | Ossidi: nomenclatura e proprietà 146
- 6.5 | Reazioni chimiche: generalità 148
 - 6.5.1 Bilanciamento delle reazioni con il metodo per tentativi 150
 - 6.5.2 Bilanciamento delle reazioni di ossido-riduzione (redox) con i metodi delle semireazioni e della variazione del numero di ossidazione 150
 - 6.5.3 Reazioni di combustione 155
- 6.6 | Peso equivalente per le sostanze ossidanti e riducenti 158
- Esercizi e quesiti 159

CAPITOLO 7

STATO GASSOSO

- 7.1 | Stato gassoso: generalità 161
 - 7.1.1 Relazione tra volume e pressione a temperatura costante: legge di Boyle 163
 - 7.1.2 Relazioni tra volume e temperatura a pressione costante e tra pressione e temperatura a volume costante: leggi di Charles-Gay Lussac 163
 - 7.1.3 Equazione generale di stato dei gas 165
- 7.2 | Miscele gassose, pressioni parziali, legge di Dalton 169
- 7.3 | Legge di Graham o della diffusione 172

- 7.4 | Un modello per i gas ideali: teoria cinetica dei gas 173
- 7.5 | Distribuzione delle velocità di Maxwell-Boltzmann 176
- 7.6 | Gas reali, equazione di van der Waals 178
- 7.7 | Liquefazione dei gas 180
- Esercizi e quesiti 182

CAPITOLO 8

TERMODINAMICA CHIMICA: PRIMO PRINCIPIO E TERMOCHIMICA

- 8.1 | Sistemi, stati e funzioni di stato 186
- 8.2 | Energia, lavoro, calore 186
- 8.3 | Primo principio della termodinamica 190
- 8.4 | Funzione di stato entalpia 192
- 8.5 | Relazione tra ΔE e ΔH 193
- 8.6 | Termodinamica 195
- 8.7 | Entalpia di formazione 197
- 8.8 | Legge di Hess 199
- 8.9 | Dipendenza dei calori di reazione dalla temperatura 202
- Esercizi e quesiti 203

CAPITOLO 9

TERMODINAMICA CHIMICA: ENTROPIA ED ENERGIA LIBERA

- 9.1 | Trasformazioni spontanee e disordine 205
- 9.2 | Processi reversibili e irreversibili 206
- 9.3 | Entropia e secondo principio della termodinamica 208
- 9.4 | Interpretazione statistico-molecolare dell'entropia 210
- 9.5 | Entropia assoluta e terzo principio della termodinamica 211
- 9.6 | Variazione di entropia nei sistemi isolati 214
- 9.7 | Energia libera 215
- Esercizi e quesiti 219

CAPITOLO 10

SOLIDI

- 10.1 | Generalità 221
- 10.2 | Concetti di struttura nei solidi cristallini 222
- 10.3 | Sistemi cristallini. Reticoli di Bravais 224
- 10.4 | Difrazione dei raggi X da parte dei cristalli. Legge di Bragg 226
- 10.5 | Tipi di solidi. Allotropia, polimorfismo e isomorfismo 228
 - 10.5.1 Solidi ionici 229
 - 10.5.2 Solidi covalenti 230
 - 10.5.3 Solidi molecolari 232

- 10.5.4 Solidi metallici 234
- 10.6 | Difetti nei cristalli e composti non stechiometrici 235
- 10.7 | Solidi amorfi 237
- Esercizi e quesiti 238

CAPITOLO 11

LIQUIDI E CAMBIAMENTI DI STATO NEI SISTEMI AD UN COMPONENTE

- 11.1 | Liquidi: generalità 239
- 11.2 | Evaporazione. Tensione o pressione di vapore e sua dipendenza dalla temperatura 241
- 11.3 | Passaggi di stato nei sistemi ad un componente: curve di riscaldamento e di raffreddamento, principio di Le Chatelier 245
- 11.4 | Esempi di diagrammi di stato: diagramma di stato dell'acqua, del biossido di carbonio e dello zolfo 248
- Esercizi e quesiti 253

CAPITOLO 12

SISTEMI A DUE O PIÙ COMPONENTI (PARTE I)

- 12.1 | Sistemi a due o più componenti: generalità 255
- 12.2 | Modi di esprimere la concentrazione 256
- 12.3 | Principi generali per la formazione delle soluzioni 263
- 12.4 | Tensione di vapore nelle soluzioni. Legge di Raoult. Proprietà colligative: abbassamento crioscopico e innalzamento ebulioscopico 266
 - 12.4.1 Distillazione frazionata 270
- Esercizi e quesiti 274

CAPITOLO 13

SISTEMI A DUE O PIÙ COMPONENTI (PARTE II)

- 13.1 | Osmosi: principi generali 277
- 13.2 | Proprietà colligative e natura fisica del soluto: elettroliti e non elettroliti 284
- 13.3 | Soluzioni ideali e non ideali. Miscele azeotropiche 288
- 13.4 | Regola delle fasi 291
- 13.5 | Miscele di due liquidi 293
- 13.6 | Curve di raffreddamento. Miscele eutettiche 294
- 13.7 | Altri esempi di diagrammi di stato 296
- 13.8 | Regola della leva 301
- Esercizi e quesiti 302

CAPITOLO 14

CINETICA CHIMICA

- 14.1 | Definizioni e generalità 305

- 14.2 | Velocità di reazione 306
- 14.3 | Legge cinetica 308
- 14.4 | Legge cinetica integrata: reazioni del primo ordine 310
- 14.5 | Reazioni del secondo ordine 312
- 14.6 | Reazioni di ordine zero 313
- 14.7 | Reazioni fotochimiche e reazioni a catena 314
- 14.8 | Dipendenza della velocità di reazione dalla temperatura 315
- 14.9 | Equazione di Arrhenius e teoria delle collisioni 316
- 14.10 | Catalisi e catalizzatori 318
 - 14.10.1 Catalisi omogenea 320
 - 14.10.2 Catalisi eterogenea 320
 - 14.10.3 Catalisi enzimatica 322
- Esercizi e quesiti 325

CAPITOLO 15

EQUILIBRIO CHIMICO I

- 15.1 | Generalità 327
- 15.2 | Legge di azione di massa. Costante di equilibrio 328
- 15.3 | Costante di equilibrio e velocità di reazione 330
- 15.4 | Vari modi di esprimere la costante di equilibrio: K_c e K_p 332
- 15.5 | Derivazione termodinamica della costante di equilibrio 333
- 15.6 | Fattori che influenzano l'equilibrio chimico 338
- 15.7 | Costante di equilibrio e temperatura 344
- 15.8 | Equilibri nei sistemi eterogenei 346
- 15.9 | Costante di equilibrio espressa in funzione del grado di dissociazione 348
- Esercizi e quesiti 349

CAPITOLO 16

EQUILIBRIO CHIMICO II

- 16.1 | Equilibri ionici acido-base: aspetti generali 353
- 16.2 | Autoionizzazione dell'acqua 360
- 16.3 | Soluzioni acquose contenenti acidi o basi forti, acidi o basi deboli monoprotici e poliprotici 363
- 16.4 | Equivalenti di acidi, basi e sali 374
- 16.5 | Soluzioni tampone 375
- 16.6 | Ioni come acidi o basi 380
- 16.7 | Titolazioni acido-base 385
 - 16.7.1 Indicatori acido-base 391

- 16.8 | Equilibri di solubilità 394
16.8.1 Effetto dello ione a comune sulla solubilità 397
16.8.2 Condizioni per la formazione di un precipitato e precipitazione frazionata o selettiva 398
16.8.3 Influenza del pH sulla solubilità 400
16.8.4 Solubilità e composti di coordinazione (complessi) 402
16.9 | Legge di Henry 404
Esercizi e quesiti 406
- CAPITOLO 17**
ELETROCHIMICA
17.1 | Pile 409
17.2 | Potenziale di un semielemento 411
17.2.1 Potenziale di un semielemento in cui l'elettrodo partecipa alla reazione elettrodica 413
17.2.2 Potenziale di semielementi in cui l'elettrodo non partecipa alla reazione elettrodica 416
17.2.3 Serie dei potenziali normali dei semielementi 417
17.3 | Equazione di Nernst 419
17.4 | Calcolo del valore della costante di equilibrio di una reazione redox 421
17.5 | Pile di concentrazione 423
17.6 | Dipendenza del potenziale di un semielemento dal pH 425
17.7 | Determinazione potenziometrica del pH 426
17.8 | Relazione tra energia libera di reazione e f.e.m. di una pila 427
17.8.1 Spontaneità delle reazioni redox 429
17.8.2 Calcolo di potenziali di elettrodo non tabellati 429
17.8.3 Reazioni di dismutazione e di condensazione 430
17.9 | Elettrolisi 432
17.9.1 Celle di elettrolisi 432
17.9.2 Sovratensione 433
17.9.3 Ordine di scarica 434
17.10 | Produzione e raffinazione elettrolitica dei metalli 436
17.11 | Aspetti quantitativi dell'elettrolisi: leggi di Faraday 437
17.12 | Pile di uso pratico 441
17.12.1 Pila Leclanché 442
17.12.2 Pila Ruben-Mallory 443
17.12.3 Pile al litio ad elettrolita solido 443
17.12.4 Pile a combustibile 444
17.13 | Accumulatori 445
17.13.1 Accumulatore acido al Pb 445
17.13.2 Accumulatore alcalino al ferro-nichel 446

- 17.13.3 Accumulatore al cadmio-nichel 446
17.14 | Corrosione 447
Esercizi e quesiti 449

CAPITOLO 18

NUCLEO

- 18.1 | Caratteristiche del nucleo: stabilità e instabilità nucleare 454
18.2 | Radioattività 456
18.3 | Velocità delle disintegrazioni naturali 459
18.4 | Caratteristiche energetiche del nucleo 461
18.5 | Energia di fissione e di fusione 463
18.6 | Applicazioni degli isotopi radioattivi 467
18.6.1 Determinazione di meccanismi di reazione 467
18.6.2 Applicazioni analitiche 468
18.6.3 Applicazioni in medicina 469
18.7 | Misura della radioattività 469
Esercizi e quesiti 470

CAPITOLO 19

CENNI DI CHIMICA INORGANICA

- 19.1 | Idrogeno 472
19.1.1 Preparazione e usi 472
19.1.2 Proprietà generali 473
19.1.3 Composti 473
19.2 | Gruppo IA (gruppo 1): metalli alcalini 474
19.2.1 Proprietà generali 474
19.2.2 Preparazione degli elementi ed esempi di composti 475
19.2.3 Usi 477
19.2.4 Alcune anomalie del litio 477
19.3 | Gruppo II A (gruppo 2): metalli alcalino-terrosi 477
19.3.1 Proprietà generali 478
19.3.2 Fonti 479
19.3.3 Preparazione 479
19.3.4 Usi 480
19.3.5 Composti 480
19.4 | Gruppo III B (gruppo 13) 482
19.4.1 Proprietà generali 482
19.4.2 Fonti e usi 483
19.4.3 Preparazione 484
19.4.4 Composti 484
19.5 | Gruppo IV B (gruppo 14) 486
19.5.1 Proprietà generali 487
19.5.2 Fonti e preparazione 488
19.5.3 Usi 490
19.5.4 Composti 490

19.6 | Gruppo V B (gruppo 15) 494

19.6.1 Proprietà generali 494

19.6.2 Fonti 495

19.6.3 Preparazione e usi 496

19.6.4 Composti 497

19.7 | Gruppo VI B (gruppo 16) 502

19.7.1 Proprietà generali 503

19.7.2 Fonti e preparazione 504

19.7.3 Usi 505

19.7.4 Composti 506

19.8 | Gruppo VII B (gruppo 17) 510

19.8.1 Proprietà generali 510

19.8.2 Fonti e preparazione 511

19.8.3 Usi 512

19.8.4 Composti 514

19.9 | Gruppo VIII B (gruppo 18 o 0): gas nobili 518

19.9.1 Proprietà generali 518

19.9.2 Usi 519

19.9.3 Composti 519

19.10 | Elementi di transizione 521

19.10.1 Proprietà generali 521

19.10.2 Cromo: Cr 523

19.10.3 Manganese: Mn 525

19.10.4 Ferro: Fe 526

19.10.5 Gruppi I B e II B (Gruppi 11 e 12) 529

19.11 | Elementi di transizione interna: lantanidi e attinidi 529

19.11.1 Lantanidi: proprietà generali e fonti 529

19.11.2 Attinidi 531

19.12 | Composti di coordinazione 532

19.12.1 Nomenclatura dei complessi 533

19.12.2 Preparazione dei complessi 535

19.12.3 Isomeria nei composti di coordinazione 535

19.12.4 Legame nei composti di coordinazione 539

19.12.5 Energia di stabilizzazione del campo cristallino 543

Esercizi e quesiti 545

CAPITOLO 20

ELEMENTI DI CHIMICA ORGANICA

20.1 | Ruolo del carbonio 548

20.2 | Composti binari tra carbonio e idrogeno: idrocarburi. Classificazione e generalità 548

20.2.1 Alcani 549

20.2.2 Alcheni 553

20.2.3 Alchini 558

20.2.4 Idrocarburi aromatici 560

20.3 | Altre classi di composti: generalità 563

20.3.1 Alcoolli, fenoli ed eteri 565

20.3.2 Aldeidi e chetoni 566

20.3.3 Acidi, esteri, anidridi, alogenuri acilici 567

20.3.4 Carboidrati 569

20.3.5 Ammine e ammidi 570

20.4 | Petrolio 573

20.5 | Polimeri 576

Esercizi e quesiti 582

CAPITOLO 21

CENNI DI BIOCHIMICA

21.1 | Cellula: cenni sulla struttura e sulle funzioni principali 585

21.2 | Amminoacidi e proteine 587

21.3 | Enzimi 593

21.4 | Carboidrati 594

21.5 | Lipidi 597

21.6 | Acidi nucleici 600

21.7 | Energia della cellula. Molecola ATP 605

Esercizi e quesiti 607

CAPITOLO 22

CHIMICA E AMBIENTE

22.1 | Ciclo dell'ossigeno 609

22.2 | Combustione 610

22.3 | Ciclo del carbonio 611

22.4 | Ciclo dell'azoto 613

Esercizi e quesiti 614

APPENDICI

A.1 | Grandezze fisiche e unità di misura 615

A.2 | Sistema internazionale delle unità di misura 617

A.3 | Dimensioni delle grandezze fisiche 619

A.4 | Sensibilità degli strumenti di misura. Precisione e accuratezza delle misure 622

A.5 | Cifre significative e notazione esponenziale 623

A.6 | Tabelle 624

RISOLUZIONE E/O RISULTATO DI ALCUNI DEGLI ESERCIZI PROPOSTI 643

ESERCIZI DI RICAPITOLAZIONE 691

INDICE ANALITICO I-1

SISTEMA PERIODICO



CAPITOLO 3

Alla fine del diciottesimo secolo, man mano che venivano scoperti nuovi elementi si notò che alcuni di essi presentavano proprietà e comportamenti simili. Ciò spinse i chimici a ricercare e proporre dei criteri che permettessero di classificare i vari elementi in maniera sistematica.

Oggi gli elementi vengono ordinati nella cosiddetta **tavola periodica**, che contiene tutti gli elementi naturali ed artificiali fino ad oggi conosciuti, disposti in funzione della loro configurazione elettronica e raggruppati a seconda delle somiglianze riscontrate tra le loro proprietà.

La periodicità delle proprietà chimiche e fisiche degli elementi è estremamente utile perché permette per esempio di fare delle previsioni sulla loro reattività chimica, sul tipo di reazioni a cui essi possono partecipare, sulle famiglie di composti che possono essere formati e sulla loro struttura.

In questo capitolo saranno illustrati i principi generali che hanno portato alla costruzione della moderna tavola periodica. Inoltre saranno presentate alcune grandezze e proprietà generali degli elementi che sono direttamente collegate alla loro posizione nella tavola periodica.

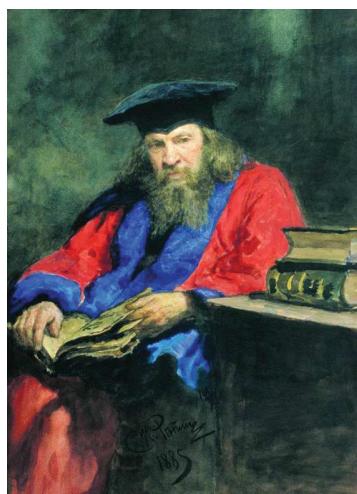
3.1 | Proprietà chimiche degli elementi e loro periodicità

Il chimico tedesco J.W. Döbereiner fu uno dei primi ricercatori che tentò una classificazione periodica degli elementi. Egli aveva notato che esistevano parecchi gruppi di tre elementi, che definì **triadi**, che possedevano proprietà chimiche simili, come per esempio litio, sodio e potassio, cloro, bromo e iodio o calcio, stronzio e bario. Questo tipo di classificazione si dimostrò insufficiente e grossolana, ma servì da stimolo per approfondimenti e studi successivi.

Nel 1863 l'inglese J. Newlands propose un altro criterio di classificazione, che chiamò **legge delle ottave**, basato sulla disposizione degli elementi in ordine crescente di peso atomico. Disponendo gli elementi in righe verticali di sette elementi ciascuna, le righe orizzontali venivano occupate da elementi con proprietà chimiche e fisiche simili. Questa teoria non ebbe tuttavia molta fortuna poiché presentava molte incongruenze e contraddizioni dovute al mancato inserimento degli elementi che non erano ancora stati scoperti.

- 3.1 ► Proprietà chimiche degli elementi e loro periodicità**
- 3.2 ► Rappresentazione del sistema periodico**
- 3.3 ► Struttura della tavola periodica**
- 3.4 ► Descrizione della tavola periodica**
- 3.5 ► Proprietà periodiche degli elementi**
- 3.6 ► Proprietà metalliche, non metalliche e semimetalliche degli elementi**

Esercizi e quesiti



Dmitrij Ivanovič Mendeleev
(1834-1907)

Alcuni anni dopo, il russo **D.I. Mendeleev** e il tedesco **L. Meyer**, lavorando indipendentemente l'uno dall'altro, elaborarono un sistema di classificazione che si basava sulle relazioni tra le proprietà degli elementi e i rispettivi pesi atomici. In particolare Mendeleev elaborò una **tavola periodica** più completa poiché comprendeva elementi ancora non noti, dei quali riuscì a prevedere non solo l'esistenza ma anche le proprietà.

Mendeleev sistemò in una tabella gli elementi allora conosciuti, incolonnando in gruppi (o famiglie) quelli che avevano proprietà chimiche simili. Per rispettare la periodicità delle proprietà, riservò dei posti ad alcuni elementi ancora sconosciuti, che chiamò ekaboro, ekalluminio ed ekasilicio. Quando, negli anni seguenti, vennero scoperti lo scandio, il gallio e il germanio, si constatò che questi elementi avevano esattamente quelle proprietà che Mendeleev aveva previsto, ricavandole da quelle degli elementi vicini. Inoltre, usando la tavola periodica, Mendeleev fu in grado di correggere il peso atomico di alcuni elementi quali l'indio, il berillio e l'uranio.

La successiva scoperta dei gas nobili non provocò serie modificazioni nella tavola periodica, poiché questi elementi che avevano la caratteristica di non combinarsi con altri elementi,¹ furono sistemati facilmente in un gruppo a parte. Tuttavia la classificazione secondo il peso atomico crescente mostrava un'incongruenza nel caso di tellurio e iodio, le cui proprietà risultavano diverse da quelle degli altri elementi dei gruppi dove rispettivamente risultavano collocati. Per eliminare tale incongruenza, Mendeleev invertì la posizione dei due elementi, supponendo erroneamente che la loro massa atomica fosse stata determinata in modo poco accurato. In realtà nel sistema periodico esistono altri casi per i quali si verifica un'inversione dei pesi atomici e cioè Ar-K, Co-Ni, Te-I e Th-Pa.

Queste apparenti anomalie vennero chiarite nel 1913 da **G.J. Moseley**, il quale dimostrò che le proprietà chimiche degli elementi non sono una funzione periodica del peso atomico bensì del **numero atomico**, cioè del numero delle cariche positive (i protoni) possedute dal nucleo atomico. Ordinando gli elementi in base al numero atomico crescente viene rispettata perfettamente la periodicità delle proprietà degli elementi. Il motivo per cui il peso atomico non procede sempre di pari passo con il numero atomico è dovuto al fatto che in natura gli elementi sono usualmente presenti come miscele di isotopi, che hanno lo stesso numero atomico ma diverso numero di massa. Il numero atomico viene usato come base della moderna definizione di **elemento chimico**, cioè un insieme di atomi che hanno tutti lo stesso numero atomico.

3.2 | Rappresentazione del sistema periodico

Il sistema periodico è stato presentato negli anni sotto forme diverse. Nella **Figura 3.1** è riportata la rappresentazione usata attualmente, detta a lunghi periodi, che venne proposta dal chimico danese **J. Thomsen** nel 1895: in essa gli elementi sono disposti in ordine di numero atomico crescente e sistemati in 7 file orizzontali chiamate **periodi**.

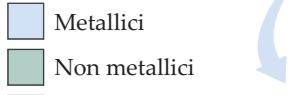
I periodi sono di lunghezza differente: il più corto comprende due elementi e il più lungo trentadue. Per evitare che lo schema della tavola periodica diventi eccessivamente lungo, separati dal corpo principale vi sono due periodi, che comprendono rispettivamente i 14 elementi che seguono il lantano ($Z = 57$) e i 14 elementi che seguono l'attinio ($Z = 89$).

Il **primo periodo** contiene solamente gli elementi H ed He ed è chiamato **piccolissimo periodo**. Il secondo e il terzo periodo contengono otto elementi ciascuno: il **secondo periodo** contiene gli elementi dal Li al Ne ed è indicato come

¹ Solo successivamente furono sintetizzati alcuni composti dei gas nobili, vedi Paragrafo 19.9.1.

Elementi
dei gruppi principali

IA 1 1 H	IIA 2	Metalli di transizione												VIIIB (0) 18 2 He														
2 3 Li	4 Be	III A 3 Na	IV A 4 Mg	V A 5 Sc	VI A 6 Ti	VII A 7 V	8 Cr	9 Mn	10 Fe	11 Co	12 Ni	13 Cu	14 Zn	15 Al B	16 Si C	17 P N	18 S O	19 Cl F	20 Ar Ne									
4 19 K	20 Ca	39 Rb	40 Sr	41 Y	42 Zr	43 Nb	44 Mo	45 Tc	46 Ru	47 Rh	48 Pd	49 Ag	50 Cd	51 In	52 Ge Ga	53 Sn Ge	54 Sb As	55 Te Se	56 Br Se	57 Kr Br								
5 37 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po Bi	85 At	86 Rn Po	87 Fr	88 Ra	89 Ac								
104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Mt	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr															


 Metallici
 Non metallici
 Gas nobili

Lantanidi
Attinidi

▲ Figura 3.1 Tavola periodica degli elementi.

primo periodo corto; il terzo periodo comprende gli elementi dal Na all'Ar ed è chiamato **secondo periodo corto.**

A causa del riempimento degli orbitali di tipo d, il quarto e il quinto periodo consistono ciascuno di 18 elementi. Il **quarto periodo** comprende gli elementi dal K al Kr ed è chiamato **primo periodo lungo.** I primi due elementi e gli ultimi sei elementi del periodo assomigliano agli elementi che li precedono nei rispettivi gruppi (la definizione di gruppo verrà data nel Paragrafo 3.3 seguente). Invece i dieci elementi che vanno dallo Sc allo Zn non sono in relazione con gli altri elementi dei periodi precedenti e costituiscono la **prima serie di transizione.** Il **quinto periodo** è chiamato **secondo periodo lungo** e contiene gli elementi dal Rb allo Xe. I dieci elementi che vanno dall'Y al Cd costituiscono la **seconda serie di transizione.**

Il **sesto periodo** contiene 32 elementi dal Cs al Rn ed è chiamato **primo periodo molto lungo.** Dopo il La si ha il riempimento degli orbitali di tipo f, con 14 elementi che vanno dal Ce al Lu e che costituiscono la **prima serie di transizione interna.** Questi elementi sono detti **lantanidi** e sono caratterizzati dall'avere una spiccatissima somiglianza nelle loro proprietà chimiche e fisiche. Dopo il Lu riprende il riempimento degli orbitali d che termina con il Hg: questi elementi, assieme con La e i lantanidi, costituiscono la **terza serie di transizione.**

Il **settimo periodo** è largamente incompleto e contiene gli elementi che costituiscono la **seconda serie di transizione interna.** Questi elementi, chiamati **attinidi**, formano una serie del tutto analoga a quella dei lantanidi poiché sono caratterizzati dal riempimento di orbitali interni di tipo f. Con l'attinio comincia la **quarta serie di transizione** che contiene oltre a Th, Pa e U, i cosiddetti **elementi transuranici**, cioè quegli elementi che hanno un numero atomico superiore a quello dell'uranio ($Z = 92$). Tali elementi non esistono in natura e sono stati ottenuti artificialmente. Negli ultimi anni sono stati identificati i seguenti elementi sino al numero atomico 118: 113 Nihonio, Nh; 114, Flerovio, Fl; 115 Moscovio, Mc; 116 Livermorio, Lv; 117 Tennessinio, Ts; 118 Oganessio, Og.

3.3 | Struttura della tavola periodica

La caratteristica fondamentale della tavola periodica è la sistemazione degli elementi in modo tale che quelli con proprietà chimiche e fisiche simili si trovano in colonne verticali dette **gruppi.** Gli elementi appartenenti allo stesso gruppo sono caratterizzati dal fatto di avere lo stesso numero di elettroni esterni per cui la struttura del sistema periodico è una conseguenza diretta dell'ordine con cui gli elettroni riempiono gli orbitali atomici. La lunghezza crescente dei periodi è dovuta all'aumento del numero di orbitali disponibili, al crescere del numero quantico principale **n.**

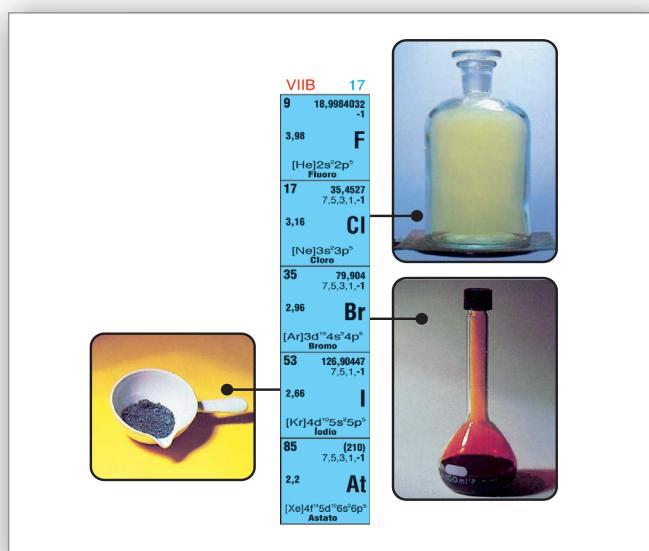
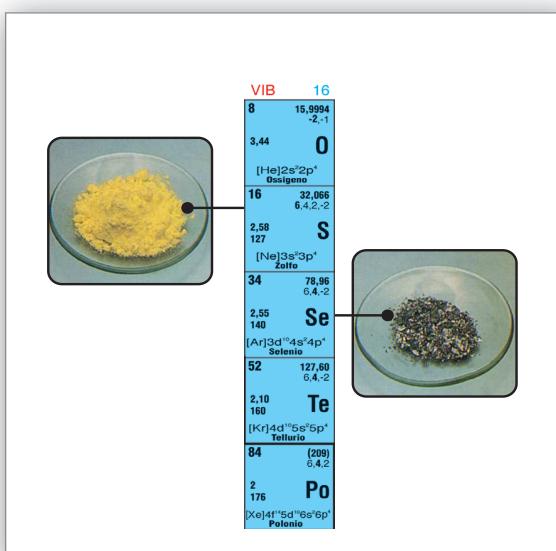
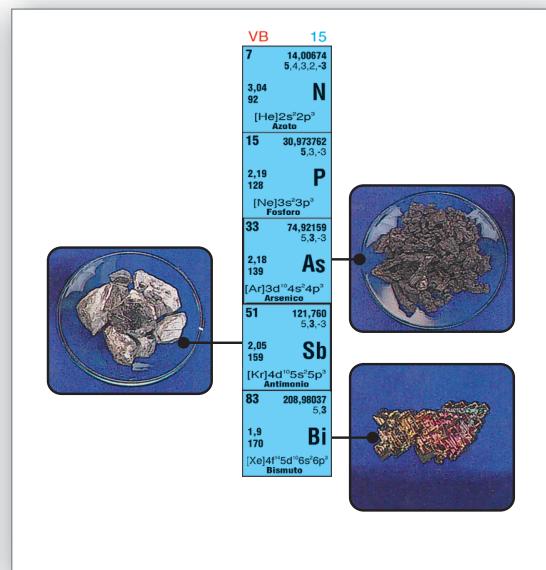
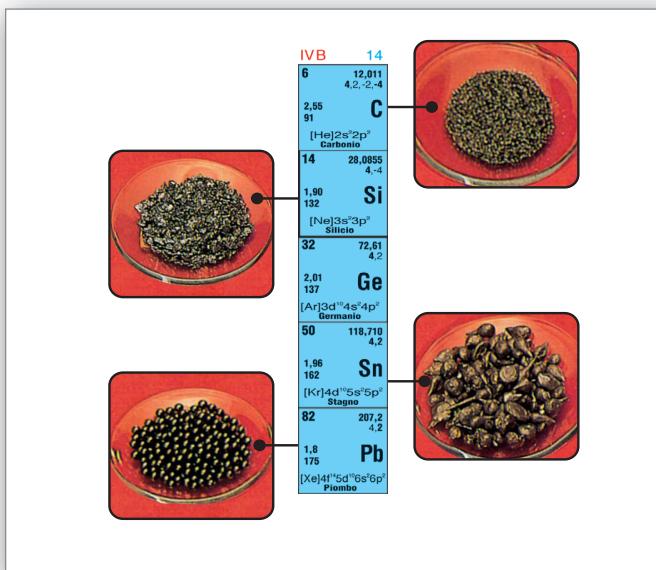
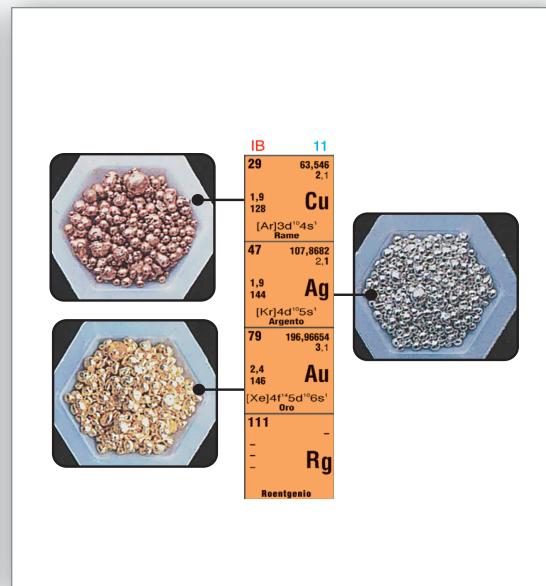
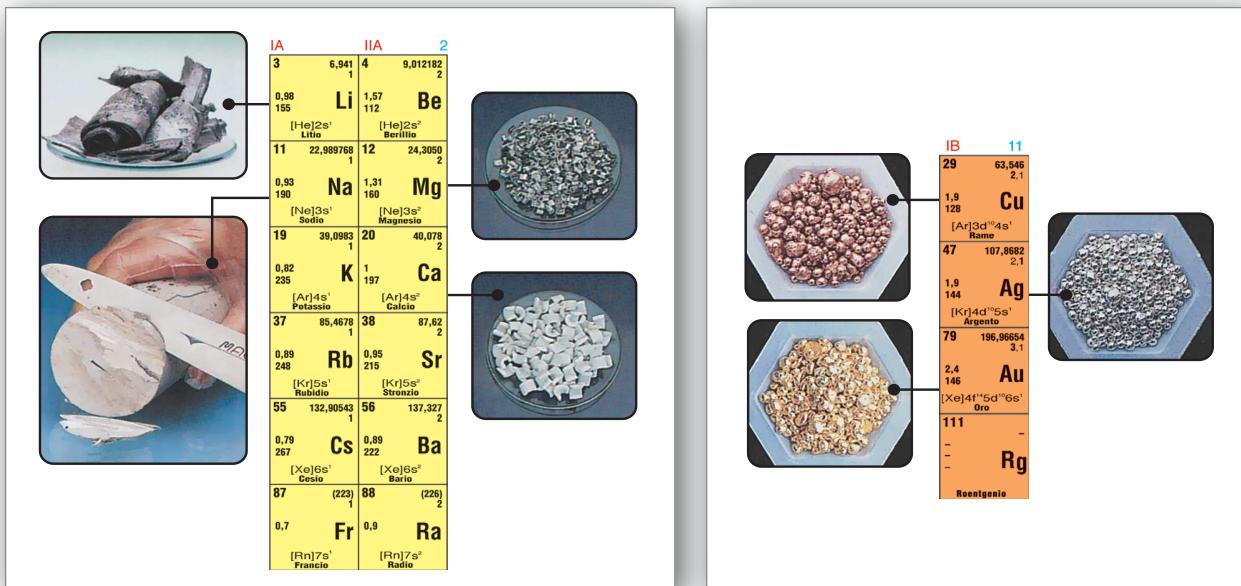
Il numero del periodo a cui appartiene un elemento corrisponde al valore del livello energetico dei suoi elettroni più esterni: lo zolfo appartiene al terzo periodo perché ha la configurazione $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

Negli elementi di transizione, gli orbitali **d** sono sempre preceduti dagli orbitali **s** che hanno un numero quantico principale superiore di un'unità: per esempio lo scandio ha la configurazione $4s^2 3d^1$. Invece, negli elementi di transizione interna, gli elettroni occupano progressivamente gli orbitali **f** che sono preceduti da un coefficiente di due unità inferiore al numero del periodo: il cerio, che fa parte dei lantanidi, appartiene al periodo con $n = 6$ e ha la configurazione esterna $6s^2 4f^1 5d^1$.

La tavola comunemente usata è formata da gruppi numerati da I a 0, divisi in **gruppi principali** o **sottogruppi.** Per gli **elementi tipici o rappresentativi**, il numero del gruppo corrisponde al numero totale degli elettroni di valenza: ad esempio gli elementi del gruppo VII B hanno la configurazione elettronica esterna $ns^2 np^5$. Per gli **elementi di transizione**, il numero del sottogruppo, tranne poche eccezioni, coincide con il numero di elettroni presenti negli orbitali di tipo d.

Gli elementi corrispondenti ai gruppi del ferro, del cobalto e del nichel vengono raggruppati in unico gruppo VIII, poiché esistono notevoli analogie di comportamento non solo tra elementi dello stesso gruppo ma anche tra quelli dello stesso periodo.

ALCUNI ELEMENTI DELLA TAVOLA PERIODICA



I lantanidi e gli attinidi, nei quali si ha il progressivo riempimento degli orbitali di tipo f, appartengono tutti al gruppo III A e sono chiamati **elementi di transizione interna**.

Alcuni gruppi hanno una denominazione propria: al gruppo I A appartengono i **metalli alcalini**, al gruppo I B i **metalli da conio**, al gruppo II A i **metalli alcalino-terrosi**. Il gruppo VI B è quello dei **calcogeni**, il gruppo VII B quello degli **alogeni** e infine il gruppo VIII B (0) è detto dei **gas nobili**. Tutti i rimanenti gruppi prendono il nome dell'elemento con numero atomico più basso. I lantanidi sono pure detti **terre rare**.

Recentemente la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) ha suggerito di numerare i gruppi da 1 a 18. In questo libro si userà sempre la vecchia nomenclatura, ma si indicherà spesso tra parentesi anche il nome secondo la nuova nomenclatura.

La conoscenza della posizione che un elemento occupa nella tavola periodica (vedi [Figura 3.1](#)) permette di ricavare facilmente la sua configurazione elettronica esterna. Ad esempio, il titanio (Ti), il cui numero atomico è 22, avrà la configurazione elettronica esterna $3d^24s^2$ poiché questo elemento appartiene al secondo gruppo della prima serie dei metalli transizionali. Per il bario (Ba), il cui numero atomico è 56, la configurazione elettronica esterna sarà $6s^2$ perché esso è il secondo elemento del sesto periodo, mentre l'antimonio (Sb), il cui numero atomico è 51, avrà la configurazione esterna $4d^{10}5s^25p^3$ essendo il terzo tra gli elementi del quinto periodo che corrispondono al riempimento degli orbitali 5p.

3.4 | Descrizione della tavola periodica

Come mostrato nella [Figura 3.2](#), la tavola periodica può essere suddivisa in 4 blocchi principali, che prendono il nome dal tipo di orbitali occupati dagli elettroni più esterni.

I metalli alcalini e alcalino-terrosi appartengono al **blocco s** poiché corrispondono al riempimento degli orbitali **ns**. Gli elementi degli altri gruppi principali riempiono gli orbitali **np** per cui il loro insieme viene indicato come **blocco p**. Gli elementi di transizione costituiscono il **blocco d**, mentre gli elementi di transizione interna (lantanidi e attinidi) fanno parte del **blocco f**.

Occorre notare che l'idrogeno, seppure presenti un solo elettrone di tipo s, possiede proprietà completamente diverse da quelle degli elementi del gruppo I A. Al contrario l'elio, pur non possedendo elettroni di tipo p, presenta le stesse caratteristiche dei gas nobili del gruppo 0. Questi elementi, chiamati pure **gas inerti**, presentano strutture di particolare stabilità corrispondenti alla completa saturazione di tutti gli orbitali s e p corrispondenti ad un determinato valore del numero quantico principale. Per esempio la configurazione elettronica del Ne è $1s^22s^22p^6$, quella dell'Ar $1s^22s^22p^63s^23p^6$. Queste configurazioni **possono essere schematizzate** come [Ne] e [Ar].

Esaminiamo con maggiore dettaglio la ripartizione degli elementi nei vari gruppi. Nel quarto periodo, lo Sc (Z=21) ha proprietà diverse da quelle dell'Al poiché cominciano a riempirsi gli orbitali di tipo d. Con lo scandio comincia la prima serie degli elementi di transizione, caratterizzati da due elettroni in un orbitale 4s e dal progressivo riempimento degli orbitali di tipo 3d. Gli elementi di transizione mostrano alcune irregolarità nel riempimento degli orbitali d dovute al fatto che gli orbitali 4s e 3d, 5s e 4d, 6s e 5d hanno energie molto simili tra loro. Ad esempio il cromo ha la configurazione: [Ar] $4s^13d^5$ invece della prevista $4s^23d^4$ poiché la presenza di orbitali d completi o semicompleti dà luogo a configurazioni elettroniche di particolare stabilità, come confermato per esempio nel caso del rame, Cu: [Ar] $4s^13d^{10}$, del molibdeno, Mo: [Kr] $5s^14d^5$, dell'argento, Ag: [Kr] $5s^14d^{10}$, dell'oro, Au: [Xe] $6s^15d^{10}$. Con lo Zn gli orbitali 3d sono completamente riempiti e comincia il riempimento degli orbitali 4p: gli elementi dal Ga al Kr presentano quindi proprietà simili a quelle degli elementi dei corrispondenti gruppi del secondo e del terzo periodo. Nel quinto periodo con l'ittrio comincia il riempimento degli

1 H															2 He		
3 Li	4 Be																
11 Na	12 Mg																
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og



 Blocco s
 Blocco d
 Blocco p
 Blocco f

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

▲ Figura 3.2 Struttura a blocchi della tavola periodica.

TABELLA 3.1 Configurazione elettronica degli elementi nello stato fondamentale

1	H	1s ¹			60	Nd	[Xe]	4f ⁴	6s ²
2	He	1s ²			61	Pm	[Xe]	4f ⁵	6s ²
3	Li	[He]	2s ¹		62	Sm	[Xe]	4f ⁶	6s ²
4	Be	[He]	2s ²		63	Eu	[Xe]	4f ⁷	6s ²
5	B	[He]	2s ² 2p ¹		64	Gd	[Xe]	4f ⁷ 5d ¹	6s ²
6	C	[He]	2s ² 2p ²		65	Tb	[Xe]	4f ⁹	6s ²
7	N	[He]	2s ² 2p ³		66	Dy	[Xe]	4f ¹⁰	6s ²
8	O	[He]	2s ² 2p ⁴		67	Ho	[Xe]	4f ¹¹	6s ²
9	F	[He]	2s ² 2p ⁵		68	Er	[Xe]	4f ¹²	6s ²
10	Ne	[He]	2s ² 2p ⁶		69	Tm	[Xe]	4f ¹³	6s ²
11	Na	[Ne]	3s ¹		70	Yb	[Xe]	4f ¹⁴	6s ²
12	Mg	[Ne]	3s ²		71	Lu	[Xe]	4f ¹⁴ 5d ¹	6s ²
13	Al	[Ne]	3s ² 3p ¹		72	Hf	[Xe]	4f ¹⁴ 5d ²	6s ²
14	Si	[Ne]	3s ² 3p ²		73	Ta	[Xe]	4f ¹⁴ 5d ³	6s ²
15	P	[Ne]	3s ² 3p ³		74	W	[Xe]	4f ¹⁴ 5d ⁴	6s ²
16	S	[Ne]	3s ² 3p ⁴		75	Re	[Xe]	4f ¹⁴ 5d ⁵	6s ²
17	Cl	[Ne]	3s ² 3p ⁵		76	Os	[Xe]	4f ¹⁴ 5d ⁶	6s ²
18	Ar	[Ne]	3s ² 3p ⁶		77	Ir	[Xe]	4f ¹⁴ 5d ⁷	6s ²
19	K	[Ar]		4s ¹	78	Pt	[Xe]	4f ¹⁴ 5d ⁹	6s ¹
20	Ca	[Ar]		4s ²	79	Au	[Xe]	4f ¹⁴ 5d ¹⁰	6s ¹
21	Sc	[Ar]	3d ¹	4s ²	80	Hg	[Xe]	4f ¹⁴ 5d ¹⁰	6s ²
22	Ti	[Ar]	3d ²	4s ²	81	Tl	[Xe]	4f ¹⁴ 5d ¹⁰	6s ² 6p ¹
23	V	[Ar]	3d ³	4s ²	82	Pb	[Xe]	4f ¹⁴ 5d ¹	6s ² 6p ²
24	Cr	[Ar]	3d ⁵	4s ¹	83	Bi	[Xe]	4f ¹⁴ 5d ¹⁰	6s ² 6p ³
25	Mn	[Ar]	3d ⁵	4s ²	84	Po	[Xe]	4f ¹⁴ 5d ¹⁰	6s ² 6p ⁴
26	Fe	[Ar]	3d ⁶	4s ²	85	At	[Xe]	4f ¹⁴ 5d ¹⁰	6s ² 6p ⁵
27	Co	[Ar]	3d ⁷	4s ²	86	Rn	[Xe]	4f ¹⁴ 5d ¹⁰	6s ² 6p ⁶
28	Ni	[Ar]	3d ⁸	4s ²	87	Fr	[Rn]		7s ¹
29	Cu	[Ar]	3d ¹⁰	4s ¹	88	Ra	[Rn]		7s ²
30	Zn	[Ar]	3d ¹⁰	4s ²	89	Ac	[Rn]	6d ¹	7s ²
31	Ga	[Ar]	3d ¹⁰	4s ² 4p ¹	90	Th	[Rn]	6d ¹	7s ²
32	Ge	[Ar]	3d ¹⁰	4s ² 4p ²	91	Pa	[Rn]	5f ²	6d ¹ 7s ²
33	As	[Ar]	3d ¹⁰	4s ² 4p ³	92	U	[Rn]	5f ³	6d ¹ 7s ²
34	Se	[Ar]	3d ¹⁰	4s ² 4p ⁴	93	Np	[Rn]	5f ⁴	6d ¹ 7s ²
35	Br	[Ar]	3d ¹⁰	4s ² 4p ⁵	94	Pu	[Rn]	5f ⁶	7s ²
36	Kr	[Ar]	3d ¹⁰	4s ² 4p ⁶	95	Am	[Rn]	5f ⁷	7s ²
37	Rb	[Kr]		5s ¹	96	Cm	[Rn]	5f ⁷	6d ¹ 7s ²
38	Sr	[Kr]		5s ²	97	Bk	[Rn]	5f ⁹	7s ²
39	Y	[Kr]	4d ¹	5s ²	98	Cf	[Rn]	5f ¹⁰	7s ²
40	Zr	[Kr]	4d ²	5s ²	99	Es	[Rn]	5f ¹¹	7s ²
41	Nb	[Kr]	4d ⁴	5s ¹	100	Fm	[Rn]	5f ¹²	7s ²
42	Mo	[Kr]	4d ⁵	5s ¹	101	Md	[Rn]	5f ¹³	7s ²
43	Tc	[Kr]	4d ⁵	5s ²	102	No	[Rn]	5f ¹⁴	7s ²
44	Ru	[Kr]	4d ⁷	5s ¹	103	Lr	[Rn]	5f ¹⁴ 6d ¹	7s ²
45	Rh	[Kr]	4d ⁸	5s ¹	104	Rf	[Rn]	5f ¹⁴ 6d ²	7s ²
46	Pd	[Kr]	4d ¹⁰		105	Db	[Rn]	5f ¹⁴ 6d ³	7s ²
47	Ag	[Kr]	4d ¹⁰	5s ¹	106	Sb	[Rn]	5f ¹⁴ 6d ⁴	7s ²
48	Cd	[Kr]	4d ¹⁰	5s ²	107	Bh			
49	In	[Kr]	4d ¹⁰	5s ² 5p ¹	108	Hs			
50	Sn	[Kr]	4d ¹⁰	5s ² 5p ²	109	Mt			
51	Sb	[Kr]	4d ¹⁰	5s ² 5p ³	110	Ds			
52	Te	[Kr]	4d ¹⁰	5s ² 5p ⁴	111	Rg			
53	I	[Kr]	4d ¹⁰	5s ² 5p ⁵	112	Cn			
54	Xe	[Kr]	4d ¹⁰	5s ² 5p ⁶	113	Nh			
55	Cs	[Xe]		6s ¹	114	Fl			
56	Ba	[Xe]		6s ²	115	Mc			
57	La	[Xe]	5d ¹	6s ²	116	Lv			
58	Ce	[Xe]	4f ¹ 5d ¹	6s ²	117	Ts			
59	Pr	[Xe]	4f ³	6s ²	118	Og			

orbitali 4d ed inizia la seconda serie di elementi transizionali che finisce con il cadmio.

Nel sesto periodo, il Ce ($Z = 58$) ha proprietà molto simili a quelle del lantanio e dissimili da quelle del Ti e dello Zr. Ciò è dovuto al fatto che con il cerio inizia la prima serie degli elementi di transizione interna in cui vengono riempiti i 7 orbitali di tipo f che hanno energia inferiore a quella degli orbitali 5d. Le somiglianze chimiche tra questi elementi sono molto marcate poiché i due orbitali esterni rimangono quasi immutati.

Dopo il Lu troviamo l'Hf con il quale inizia una normale serie di transizione. Questa serie si completa con il Hg, dopo il quale vengono riempiti gli orbitali 6p.

Nel settimo periodo l'attinio costituisce il primo membro della seconda serie degli elementi di transizione interna degli attinidi, che ricordano nelle loro proprietà il lantanio.

Per i lantanidi e gli attinidi si possono notare molte irregolarità nella distribuzione degli elettroni ed alcune configurazioni risultano incerte poiché le energie degli orbitali 6s, 4f e 5d o 7s, 5f e 6d sono simili tra loro. Nella **Tabella 3.1** sono riportate le configurazioni elettroniche dei vari elementi.

3.5 | Proprietà periodiche degli elementi

Le proprietà chimiche e fisiche degli elementi sono determinate dalle loro configurazioni elettroniche e sono quindi funzione periodica del numero atomico. Alcune di queste proprietà, come le dimensioni atomiche, l'energia di ionizzazione e l'affinità elettronica, saranno presentate in questo capitolo e verrà inoltre spiegato qualitativamente come queste proprietà variano lungo un gruppo o un periodo della tavola periodica. Altre proprietà degli elementi saranno descritte con maggiore dettaglio nel Capitolo 19.

3.5.1 Dimensioni atomiche

La determinazione delle dimensioni di un atomo non è un problema di facile risoluzione poiché la nube elettronica di un atomo non ha dei contorni esattamente definiti. Inoltre il raggio di un atomo può dipendere dal numero e dal tipo di atomi con cui è legato in un determinato composto.

Il **volume atomico** di un elemento può essere calcolato dividendo il suo peso atomico per la densità. Nel 1870 L. Meyer, diagrammando i valori dei volumi atomici dei vari elementi in funzione del numero atomico, rilevò una variazione periodica di questa grandezza. Come mostrato nella **Figura 3.3**, i volumi atomici risultano massimi per i metalli alcalini e hanno dei valori minimi per gli elementi centrali dei vari periodi. Il progressivo aumento dell'altezza dei massimi indica che il volume atomico degli elementi che appartengono allo stesso gruppo cresce al crescere del numero atomico.

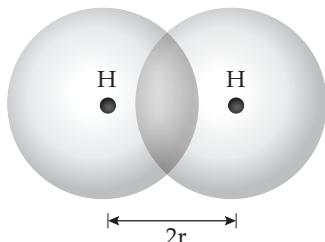
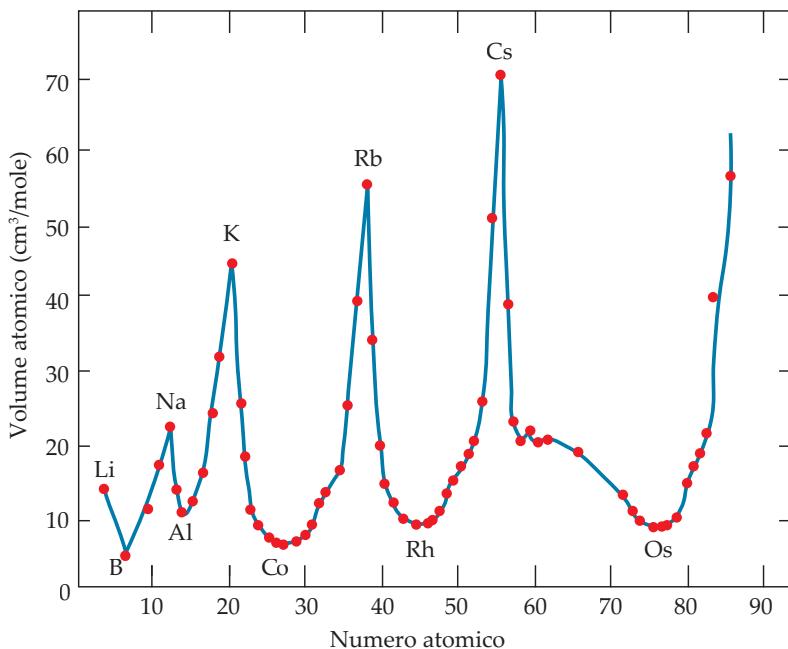
Il volume atomico così calcolato è un'indicazione solo qualitativa delle dimensioni atomiche. Infatti la densità di un elemento dipende dalla temperatura e dalla sua struttura cristallina, per cui un elemento come il carbonio, che può esistere sotto diverse forme cristalline (es. grafite e diamante), dovrebbe presentare paradossalmente valori diversi delle sue dimensioni.

I **raggi atomici** dei vari elementi possono essere ricavati misurando sperimentalmente le distanze tra i nuclei di due atomi uguali nei solidi o nelle molecole gassose. Considerando gli atomi come particelle sferiche, il valore del raggio atomico viene assunto pari alla metà della distanza tra i centri dei due atomi adiacenti (vedi **Figura 3.4**).

I raggi atomici dei vari elementi sono riportati nella **Figura 3.5**.

Per gli elementi dei gruppi principali, i raggi atomici aumentano procedendo dall'alto verso il basso lungo un gruppo e diminuiscono se ci si sposta da sinistra a destra lungo un periodo. Le variazioni delle dimensioni atomiche possono esse-

► **Figura 3.3** Dipendenza del volume atomico degli elementi dal numero atomico.

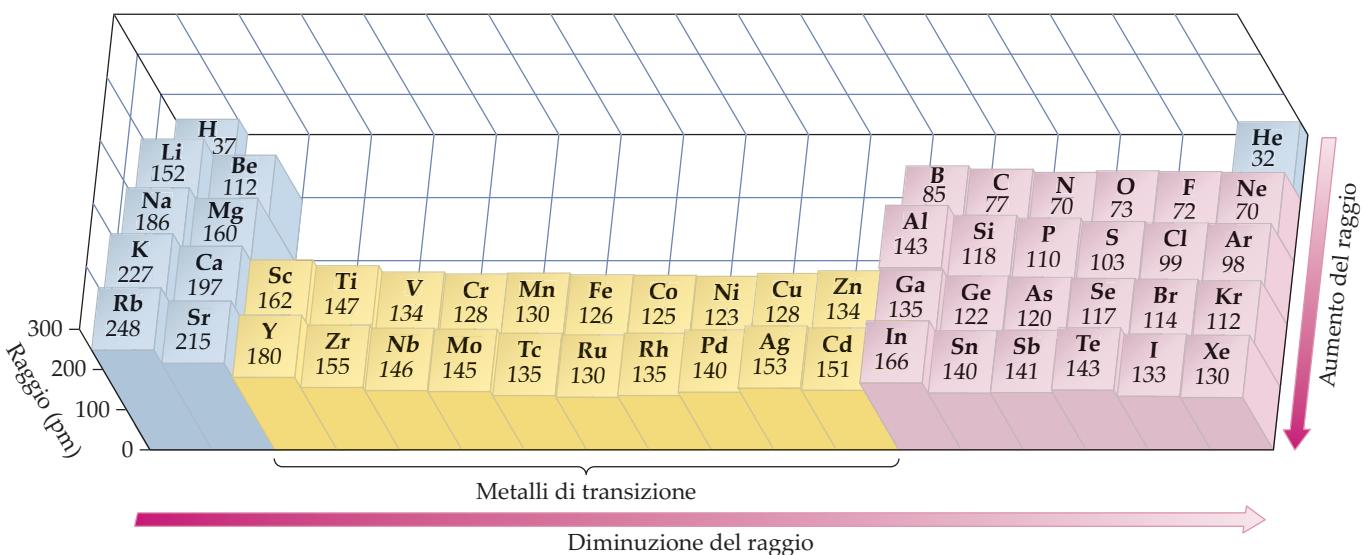


▲ **Figura 3.4** Distanza tra gli atomi e raggio atomico dell'idrogeno nella molecola H_2 .

re spiegate tenendo conto dell'attrazione che il nucleo esercita sugli elettroni e della repulsione reciproca che si verifica tra questi. Infatti, muovendosi lungo un gruppo dall'alto verso il basso, gli elettroni di valenza dell'atomo sono costanti e sono soggetti a un'attrazione sempre più debole poiché si trovano in orbitali a numero quantico principale più alto. Al contrario, spostandosi lungo un periodo non si ha variazione del numero quantico principale, ma l'aumento della carica nucleare determina una maggiore attrazione degli elettroni di valenza da parte del nucleo per cui si ha contrazione del volume atomico dell'atomo e conseguente diminuzione del suo raggio.

Gli elementi delle serie di transizione non presentano variazioni notevoli dei raggi atomici con il numero atomico. Questo comportamento può essere spiegato

Andamento dei raggi atomici



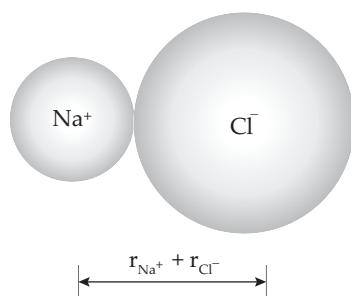
▲ **Figura 3.5** Raggi atomici di alcuni elementi, espressi in picometri ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$). Alcuni valori si riferiscono a raggi atomici covalenti nelle molecole X_2 . Si tenga conto che atomi uguali in composti diversi mostrano valori diversi del raggio atomico.

tenendo conto che il progressivo aumento della carica nucleare risulta bilanciato dall'azione schermante esercitata dagli elettroni più interni di tipo d sugli elettroni più esterni di tipo s.

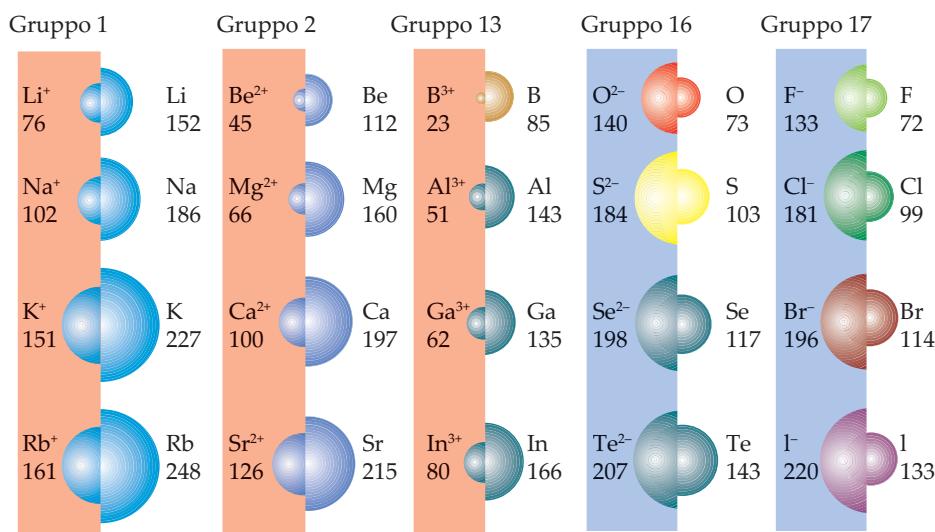
La perdita o l'acquisto di un elettrone da parte di un atomo lo trasforma in una particella carica positivamente o negativamente, che prende il nome di **ione** (gli ioni positivi vengono chiamati **cationi**, quelli negativi **anioni**). Come mostrato nella **Figura 3.6**, i **raggi ionici** dei vari elementi possono essere ottenuti assumendo che la distanza tra i nuclei degli ioni adiacenti in un cristallo ionico (vedi Capitoli 4 e 8) sia pari alla somma dei raggi del catione e dell'anione.

Nella pratica, si fissa un valore per uno ione in una serie di composti dello stesso tipo (ad esempio 140 pm per O^{2-} in una serie di ossidi metallici), e dalla differenza tra la distanza dei centri dello ione positivo e negativo di ciascun composto, si determina il raggio ionico del metallo. I raggi ionici dipendono da molti fattori come ad esempio il numero di coordinazione (Paragrafo 19.12), le distorsioni strutturali, le forze repulsive, etc. L'assegnazione della porzione della distanza internucleare di particelle adiacenti di specie diverse in un solido ionico è un problema abbastanza complesso. Bisogna considerare che il valore di 140 pm per O^{2-} , ad esempio, è stato ottenuto dopo moltissime misure sperimentali di tipo strutturale mediante la tecnica di diffrazione dei raggi X (Paragrafo 10.4).

Le dimensioni di un atomo sono determinate dalle forze di attrazione esercitate sugli elettroni esterni dalla carica nucleare effettiva, Z_{eff} . L'entità di Z_{eff} dipende dalla carica nucleare positiva e dall'azione schermante degli elettroni più interni. Quando un atomo è trasformato in ione positivo, si ha una contrazione del suo volume poiché si verifica un aumento netto della carica nucleare effettiva dovuto alla diminuzione del numero degli elettroni. Al contrario uno ione negativo è sempre più grande dell'atomo neutro dal quale deriva, poiché vi è una diminuzione della carica effettiva del nucleo. Nella **Figura 3.7** è mostrato un confronto tra le dimensioni di alcuni atomi e dei loro ioni.



▲ **Figura 3.6** Distanza interionica e raggi ionici in un cristallo di NaCl.



◀ **Figura 3.7** Dimensioni relative di atomi e ioni.

Anche i raggi ionici, come i raggi atomici, mostrano variazioni regolari con il numero atomico. Il raggio ionico aumenta quando ci si sposta verso il basso lungo un gruppo poiché gli elettroni si trovano a distanze via via crescenti dal nucleo.

Confrontando ioni positivi e negativi con lo stesso numero di elettroni (F^- ed Na^+ , Cl^- e K^+ , Br^- e Rb^+) si osserva che il raggio dello ione negativo è più grande poiché la sua carica nucleare per elettrone è più piccola e di conseguenza la nuvola elettronica risulta più espansa (**Tabella 3.2**).

M. Schiavello • L. Palmisano

Fondamenti di 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**.