

Comprende



versione Ebook  
e Software di simulazione

# Fondamenti di Chimica generale

Francesco Demartin

Giampaolo Barone

Carlo Castellano

Cristina Della Pina

Giuseppe Grasso

Chiara Maccato

Federico Pepi

Fabio Piccinelli

Francesco Ruffo

Giuseppe Zampella



# Accedi all'ebook e ai contenuti digitali

## Espandi le tue risorse

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



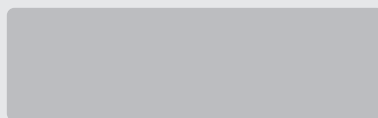
COLLEGATI AL SITO  
**EDISESUNIVERSITA.IT**

ACCEDI AL  
**MATERIALE DIDATTICO**

SEGUI 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 autenticali 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 generale

Fondamenti di Chimica generale – I Edizione  
Copyright © 2022 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.*

*Fotocomposizione: Fotocomposizione TPM s.a.s. – Città di Castello (PG)*

*Stampato presso PrintSprint S.r.l. - Napoli*

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

**www.edisesuniversita.it**  
**assistenza.edises.it**

ISBN 978 88 3623 083 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*

# Autori

Giampaolo Barone

*Università degli Studi di Palermo*

Carlo Castellano

*Università degli Studi di Milano La Statale*

Cristina Della Pina

*Università degli Studi di Milano La Statale*

Francesco Demartin

*Università degli Studi di Milano La Statale*

Giuseppe Grasso

*Università degli Studi di Catania*

Chiara Maccato

*Università degli Studi di Padova*

Federico Pepi

*Università degli Studi di Roma Sapienza*

Fabio Piccinelli

*Università degli Studi di Verona*

Francesco Ruffo

*Università degli Studi di Napoli Federico II*

Giuseppe Zampella

*Università degli Studi di Milano Bicocca*

*Coordinamento e revisione a cura di*

Francesco Demartin

*Università degli Studi di Milano La Statale*



# Prefazione

È difficile immaginare la stesura di testi di Chimica generale diversi per i singoli Corsi di studio. Con questo Volume gli Autori vogliono fornire ad uno studente universitario di qualsiasi disciplina scientifica una trattazione accessibile, ma rigorosa, dei concetti fondamentali della Chimica, per tutti quei Corsi nei quali la Chimica di base è propedeutica. La variegata preparazione scolastica dei giovani che accedono agli Studi universitari ha indotto gli Autori alla stesura di un testo che parta dal presupposto che lo studente sia pressoché digiuno di conoscenze inerenti alla Chimica e che l'allievo debba essere condotto quasi "per mano" a comprendere in modo sempre più completo gli argomenti che via via vengono sviluppati. Grazie alla presenza di paragrafi di Approfondimento, lo studente avrà comunque la possibilità di affrontare in modo esauriente quegli aspetti importanti che volutamente sono stati scorporati dal testo principale per renderne più agevole la lettura, e che potranno essere utili a seconda delle conoscenze che il docente intende trasmettere durante il corso d'insegnamento.

La trattazione dei vari argomenti è corredata da una ricca varietà di Esempi svolti e di Esercizi di riepilogo da risolvere, tutti con risposta. Ciò consente di sopperire agli esercizi di Stechiometria che solitamente lo studente deve acquistare per perfezionare la sua preparazione. Nel loro insieme, le nozioni contenute nel testo in qualche caso superano quelle richieste dai singoli Corsi di Laurea; tuttavia, un testo che contenga i fondamenti della Chimica di base dovrebbe far parte del corredo della biblioteca di ogni studente che coltivi una disciplina scientifica, a prescindere dal grado di approfondimento dell'insegnamento che si trova ad affrontare durante i suoi studi.

Auspichiamo che gli studenti affrontino lo studio di questa disciplina non solo come strumento fondamentale per una formazione tecnico-scientifica e per un arricchimento della loro cultura di base, ma anche per assumere una conoscenza adeguata alla comprensione dei fenomeni che ci circondano e un atteggiamento consapevole per il rispetto dell'ambiente.

Tutti i Coautori hanno collaborato in modo proficuo e con pazienza agevolando il lavoro di coordinazione degli argomenti.

*Gli Autori*





# Indice generale

## Capitolo 1

### Nozioni propedeutiche: grandezze fisiche di largo uso in chimica e loro unità di misura

1.1	Grandezze fisiche.....	2
1.2	Unità di misura delle grandezze fisiche fondamentali del sistema SI .....	3
1.3	Unità di misura di alcune grandezze fisiche derivate .....	5
1.4	Operazioni con quantità che esprimono grandezze fisiche.....	7
1.5	Misura di una grandezza e cifre significative.....	10

#### APPROFONDIMENTI

1.1	Affidabilità di una misura .....	12
-----	----------------------------------	----

## Capitolo 2

### Struttura della materia e reazioni chimiche

2.1	Chimica e natura atomica della materia .....	16
2.2	Elementi e composti .....	19
2.3	Cenni preliminari sulla costituzione degli atomi.....	20
2.4	Quando gli atomi perdono o acquistano elettroni: gli ioni.....	30
2.5	Conferme sperimentali sulla natura corpuscolare della materia.....	31
2.6	Masse o pesi atomici e molecolari .....	33
2.7	Un po' di ordine tra gli elementi: proprietà periodiche e tavola periodica .....	35
2.8	Energia di ionizzazione e affinità elettronica come esempi di proprietà periodiche.....	39
2.9	Composti molecolari e composti ionici .....	41
2.10	Contare gli atomi pesandoli: la mole .....	42
2.11	Composizione percentuale in massa delle sostanze.....	44
2.12	Determinazione della formula chimica da dati sperimentali.....	45
2.13	Reazioni chimiche ed equazioni chimiche ..	47
2.14	Reazioni di ossidoriduzione.....	52
2.15	Bilanciamento delle reazioni di ossidoriduzione con l'uso dei numeri di ossidazione.....	55

2.16	Bilanciamento delle reazioni di ossidoriduzione con il metodo delle semireazioni .....	57
2.17	Relazioni tra le masse nelle reazioni chimiche .....	60
2.18	Resa percentuale di una reazione chimica ...	64
2.19	Soluzioni e loro composizione .....	64
APPENDICE 2.1 Nomenclatura dei composti chimici inorganici .....		72

#### APPROFONDIMENTI

2.1	Tito Lucrezio Caro e il suo "De rerum natura" .....	17
2.2	Modello di Rutherford.....	21
2.3	Nucleo atomico, radioattività e reazioni nucleari.....	24

## Capitolo 3

### Termodinamica chimica I: scambi di energia

3.1	Generalità .....	82
3.2	Sistema, ambiente e universo .....	82
3.3	Temperatura: una proprietà collettiva.....	83
3.4	Energia interna .....	83
3.4.1	Modi di ripartizione e origine dell'energia interna: energia cinetica ed energia potenziale .....	85
3.5	Calore e lavoro: due manifestazioni differenti della variazione di energia ( $\Delta U$ ) e primo principio della termodinamica .....	89
3.5.1	Modi di trasferire l'energia: il calore ( $q$ ).....	93
3.5.2	Modi di trasferire l'energia: il lavoro ( $w$ ) .....	95
3.6	Entalpia ( $H$ ) e variazione di entalpia ( $\Delta H$ ): scambi di calore a pressione costante .....	99
3.6.1	Casi in cui $\Delta U$ e $\Delta H$ sono identici (o quasi).....	103
3.6.2	Equazione termochimica: una revisione termodinamica dell'equazione stechiometrica .....	104
3.6.3	Origine della variazione di entalpia $\Delta H$ .....	106
3.7	Calorimetria: misura di $\Delta H$ e $\Delta U$ .....	108
3.7.1	Calorimetro a pressione costante: misura del $\Delta H$ .....	110
3.7.2	Calorimetro a volume costante: misura del $\Delta U$ .....	113

3.7.3	Scambi di calore: curve di riscaldamento.....	113
3.8	Stati standard, entalpia di reazione standard ( $\Delta H^\circ$ ) e legge di Hess.....	115
3.8.1	Stati standard e entalpia di reazione standard.....	115
3.8.2	Legge di Hess: come aggirare l'impossibilità di misurare direttamente il $\Delta H^\circ$ di una reazione.....	116
3.8.3	Entalpia standard di formazione dei composti ( $\Delta H_f^\circ$ ): un dato termodinamico chiave per prevedere il $\Delta H^\circ$ di qualsiasi reazione.....	120

## Capitolo 4

### Struttura atomica

4.1	Generalità.....	128
4.2	Radiazione elettromagnetica e quantizzazione dell'energia.....	128
4.3	Spettri di emissione e di assorbimento: il modello atomico di Bohr.....	131
4.4	Dualismo onda-corpuscolo per i corpi materiali: principio di indeterminazione di Heisenberg.....	137
4.5	Equazione di Schrödinger e funzioni d'onda orbitali.....	140
4.6	Livelli energetici degli atomi polielettronici.....	146
4.7	Costruzione ( <i>aufbau</i> ) della tavola periodica degli elementi.....	149
4.7	Proprietà periodiche degli elementi e relazioni con la configurazione elettronica..	153

#### APPROFONDIMENTI

4.1	Atomo di Bohr.....	135
4.2	Equazione di De Broglie.....	138
4.3	Equazione di d'Alembert.....	139
4.4	Atomo polielettronico.....	148

## Capitolo 5

### Legame chimico e geometria delle molecole

5.1	Legame chimico: introduzione.....	158
5.2	Formule di Lewis e regola dell'ottetto.....	158
5.3	Legame covalente secondo la teoria del legame di valenza.....	160
5.4	Legami multipli.....	161
5.5	Violazioni alla regola dell'ottetto: espansione e limitazione dell'ottetto.....	162
5.6	Formule di Lewis per molecole o ioni poliatomici e carica formale.....	163
5.6.1	Procedura per scrivere le strutture di Lewis di composti molecolari.....	164

5.7	Formule di risonanza.....	166
5.8	Polarità delle molecole.....	170
5.9	Previsione delle geometrie molecolari: teoria VSEPR.....	171
5.10	Orbitali ibridi.....	177
5.11	Teoria degli orbitali molecolari.....	186
5.12	Legame ionico.....	193

#### APPROFONDIMENTI

5.1	Orbitali di legame secondo la teoria del legame di valenza.....	161
5.2	Legame chimico nei metalli.....	191
5.3	Cristalli ionici.....	196

## Capitolo 6

### Stati di aggregazione della materia

6.1	Generalità.....	200
6.2	Interazioni intermolecolari e stati di aggregazione della materia.....	200
6.3	Tipologie di interazioni intermolecolari.....	202
6.3.1	Forze di interazione elettrostatica ...	202
6.3.2	Forze di polarizzazione.....	204
6.3.3	Forze di dispersione o di London ...	205
6.3.4	Legame a idrogeno.....	207

## Capitolo 7

### Stati di aggregazione della materia: gas

7.1	Generalità.....	212
7.2	Significato molecolare della pressione.....	213
7.2.1	Misurazione della pressione e sue unità di misura.....	215
7.3	Leggi dei gas ideali.....	217
7.3.1	Legge di Boyle.....	217
7.3.2	Legge di Charles.....	219
7.3.3	Legge di Avogadro.....	221
7.3.4	Legge di stato dei gas ideali.....	221
7.4	Miscele di gas.....	225
7.5	Cenni sulla teoria cinetica dei gas.....	226
7.6	Distribuzione di Maxwell delle velocità.....	230
7.7	Gas reali.....	232

#### APPROFONDIMENTI

7.1	Immersioni.....	215
7.2	Come funzionano le mongolfiere.....	221
7.3	Miscele di gas che reagiscono tra loro.....	226
7.4	Diffusione dei gas nella respirazione.....	229
7.5	Misurare sperimentalmente la velocità delle particelle di un gas.....	231
7.6	Calcolo del covolume.....	234

## Capitolo 8

### Stati di aggregazione della materia: solidi e liquidi

8.1	Generalità .....	238
8.2	Proprietà e classificazione dei solidi in base al tipo di legame .....	238
8.2.1	Solidi cristallini e solidi amorfi .....	238
8.2.2	Solidi ionici .....	240
8.2.3	Solidi reticolari .....	242
8.2.4	Solidi molecolari .....	244
8.2.5	Solidi metallici .....	244
8.3	Proprietà dei liquidi .....	246
8.3.1	Tensione di vapore .....	247
8.4	Equilibri di stato e diagrammi di stato di sistemi a un componente .....	250
8.4.1	Equilibri di stato, punto di fusione e punto di ebollizione .....	250
8.4.2	Diagrammi di stato .....	252
8.5	Soluzioni e loro formazione .....	255
8.5.1	Fattori che influenzano la solubilità .....	256
8.6	Proprietà colligative .....	262
8.6.1	Abbassamento della tensione di vapore (legge di Raoult) .....	262
8.6.2	Innalzamento del punto di ebollizione .....	266
8.6.3	Abbassamento del punto di congelamento (o crioscopico) .....	267
8.6.4	Osmosi e pressione osmotica .....	269
8.6.5	Effetti della dissociazione parziale dei soluti .....	272

#### APPROFONDIMENTI

8.1	Altre proprietà dei liquidi: viscosità, tensione superficiale e capillarità .....	248
8.2	Colloidi .....	274

## Capitolo 9

### Cinetica chimica

9.1	Spontaneità e velocità di una reazione .....	278
9.2	Meccanismo di reazione e costante di velocità .....	279
9.2.1	Teoria delle collisioni .....	279
9.3	Effetto della temperatura sulla velocità di reazione .....	280
9.4	Catalisi .....	282
9.4.1	Catalisi enzimatica .....	283
9.5	Espressione della velocità di reazione .....	284
9.6	Deduzione dell'equazione o legge cinetica di una reazione .....	286
9.6.1	Reazioni di ordine zero .....	286
9.6.2	Reazioni di primo ordine .....	287
9.6.3	Reazioni di secondo ordine .....	289

9.7	Moleolarità di una reazione .....	290
9.8	Cinetica del decadimento radioattivo e utilizzo dei radioisotopi per datazioni .....	291
9.8.1	Datazione con il $^{14}\text{C}$ .....	292

## Capitolo 10

### Equilibri chimici

10.1	Concetto di equilibrio chimico dinamico e reazioni reversibili .....	296
10.2	Costante di equilibrio e legge d'azione di massa .....	296
10.3	Equilibrio chimico di reazioni omogenee ed eterogenee .....	298
10.4	Derivazione empirica della costante di equilibrio .....	300
10.5	Derivazione termodinamica della costante di equilibrio: l'attività .....	301
10.6	Dipendenza della costante di equilibrio dall'equazione chimica .....	302
10.7	Previsione della direzione di una reazione: il quoziente di reazione .....	303
10.8	Composizione di una miscela di reazione all'equilibrio chimico .....	307
10.9	Fattori che influenzano l'equilibrio chimico: il principio di Le Châtelier .....	309
10.9.1	Variazione di concentrazione .....	310
10.9.2	Variazione di pressione e di volume .....	310
10.9.3	Variazione di temperatura .....	312
10.9.4	Presenza di un catalizzatore .....	314

## Capitolo 11

### Acidi e basi

11.1	Definizioni di acidità e basicità: teorie di Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis .....	318
11.2	Sviluppo della teoria di Brønsted-Lowry applicata all'equilibrio chimico in soluzioni acquose .....	320
11.2.1	Equilibrio di autoionizzazione dell'acqua .....	320
11.2.2	Definizione di acido e di base forti e deboli e loro equilibrio di dissociazione .....	321
11.2.3	Potere livellante del solvente e forza delle coppie acido-base coniugate ...	324
11.3	Definizione della $pK_a$ di un acido e previsione della sua forza .....	327
11.3.1	Acidi non ossigenati .....	327
11.3.2	Acidi ossigenati (ossiacidi) .....	329
11.4	pH e calcolo del pH di soluzioni acquose ....	332
11.4.1	Definizione di pH .....	332

11.4.3	Soluzioni di acidi e basi deboli .....	334
11.4.4	Un equilibrio o due equilibri acido-base? .....	336
11.4.5	Soluzioni di sali inorganici .....	337
11.4.6	Acidi e basi poliprotiche .....	338
11.5	Soluzioni tampone .....	341
11.6	Titolazioni acido-base .....	345
11.6.1	Indicatori acido-base .....	347
11.6.2	Titolazione acido forte-base forte ....	348
11.6.3	Titolazione acido debole-base forte .	351
11.6.4	Titolazione acido debole poliprotico-base forte .....	353

#### APPROFONDIMENTI

11.1	Grado di dissociazione .....	323
11.2	Un altro caso di effetto tampone .....	343

## Capitolo 12 Solubilità e prodotto di solubilità

12.1	Generalità .....	358
12.2	Effetto dello ione comune .....	364
12.3	Dipendenza della solubilità di composti poco solubili dall'acidità del mezzo e dalla presenza degli agenti complessanti .....	366

## Capitolo 13 Termodinamica chimica II: entropia, spontaneità dei processi chimici ed energia libera

13.1	Alla ricerca di un criterio generale per definire i processi spontanei: cosa determina il verso della "freccia del tempo"? .....	378
13.2	Calore e lavoro: trasferimenti di energia asimmetrici; il secondo principio della termodinamica come visione macroscopica del disordine nell'universo e della grandezza che ne misura l'aumento nei processi spontanei: l'entropia ( $S$ ) .....	382
13.3	Processi reversibili vs processi irreversibili: idealità vs realtà .....	385
13.3.1	Spontaneità e irreversibilità aumentano l'entropia dell'universo: perdita di energia "utile" per produrre lavoro... ..	388
13.4	Visione microscopica del disordine molecolare e della dissipazione dell'energia: l'entropia come misura del numero di microstati di un sistema .....	389
13.4.1	Entropia, configurazioni microscopiche e probabilità: legge di Boltzmann e dissipazione della qualità dell'energia come aumento del numero di microstati .....	390

13.4.2	Dipendenza dell'entropia dal volume: trattazione qualitativa .....	392
13.4.3	Dipendenza dell'entropia dal volume: trattazione quantitativa .....	394
13.4.4	Dipendenza dell'entropia dal numero di particelle .....	395
13.4.5	Dipendenza dell'entropia dall'energia interna .....	396
13.4.6	Un esempio di dispersione dell'energia e aumento dell'entropia: formazione di una soluzione .....	399
13.5	Entropia e temperatura: il terzo principio della termodinamica e l'entropia molare standard ( $S^\circ$ ) .....	401
13.5.1	Entropia molare standard in funzione della complessità molecolare e della massa molare .....	404
13.5.2	$\Delta S^\circ$ di reazione dai valori di $S^\circ$ di reagenti e prodotti .....	405
13.6	Spontaneità dipendente dalla $T$ : processi spontanei ma ordinanti ( $\Delta S_{\text{sist}} < 0$ ) e ruolo fondamentale dell'ambiente .....	408
13.7	Energia libera di Gibbs ( $G$ ): il secondo principio della termodinamica basato solo sul sistema .....	410
13.7.1	Energia libera di reazione, energia libera standard ed energia libera standard di formazione .....	412
13.7.2	$\Delta G$ di formazione di una soluzione .	414
13.7.3	Spontaneità dipendente dalla $T$ : i segni di $\Delta S$ , $\Delta H$ determinano la dipendenza di $\Delta G$ da $T$ .....	416
13.7.4	Il confronto " $Q$ vs $K$ " e il segno di $\Delta G$ forniscono un'informazione identica: il verso della spontaneità dipende dalla composizione chimica del sistema ....	419
13.7.5	In condizioni standard l'energia libera di reazione ( $\Delta G^\circ$ ) fornisce informazioni sulle quantità di prodotti e reagenti all'equilibrio ( $K$ ) .....	421
13.7.6	Origine dell'equazione di van't Hoff: $\Delta G^\circ$ e $K_{\text{eq}}$ dipendono dalla temperatura .....	424
13.8	$\Delta G$ e lavoro utile: le reazioni chimiche come serbatoio energetico .....	427
13.9	Accoppiamento di un processo non spontaneo ad un processo spontaneo: energia libera immagazzinata come serbatoio per reazioni con $\Delta G > 0$ .....	429
APPENDICE 13.1	Una selezione di valori termodinamici .....	435

#### APPROFONDIMENTI

13.1	Considerazioni riassuntive .....	406
------	----------------------------------	-----

## Capitolo 14

### Reazioni ossidoriduttive spontanee e non spontanee: celle voltaiche ed elettrolitiche

14.1	Reazioni ossidoriduttive spontanee e celle voltaiche .....	442
14.2	Celle voltaiche con elettrodi inerti .....	447
14.3	Potenziali standard di riduzione .....	450
14.4	Potenziali di riduzione ed equazione di Nernst .....	453
14.4.1	Applicazioni dell'equazione di Nernst: pile a concentrazione .....	456
14.4.2	Applicazioni dell'equazione di Nernst: elettrodi come sensori di concentrazione .....	457
14.5	Batterie e accumulatori .....	460
14.6	Reazioni ossidoriduttive non spontanee e celle elettrolitiche .....	465
14.6.1	Elettrolisi di sali fusi .....	467
14.6.2	Elettrolisi di soluzioni acquose .....	468
14.6.3	Stechiometria dell'elettrolisi: leggi di Faraday .....	471
14.7	Alcune applicazioni industriali dell'elettrolisi .....	472

## Capitolo 15

### Introduzione alla chimica inorganica

15.1	Generalità .....	478
15.2	Idrogeno .....	479
15.3	Elementi del blocco s: gruppi 1 e 2 .....	482
15.4	Elementi del blocco p .....	487
15.4.1	Elementi del gruppo 13 .....	487
15.4.2	Elementi del gruppo 14 .....	490
15.4.3	Elementi del gruppo 15 .....	495
15.4.4	Elementi del gruppo 16 .....	500
15.4.5	Elementi del gruppo 17 .....	504
15.4.6	Elementi del gruppo 18 .....	506
15.5	Elementi di transizione .....	507

#### APPROFONDIMENTI

15.1	Meccanismo di formazione degli elementi nell'universo .....	481
15.2	Processo Ostward .....	343

Risposte agli esercizi .....	R-1
------------------------------	-----

Indice analitico .....	I-1
------------------------	-----





# Struttura della materia e reazioni chimiche

- 2.1** Chimica e natura atomica della materia
- 2.2** Elementi e composti
- 2.3** Cenni preliminari sulla costituzione degli atomi
- 2.4** Quando gli atomi perdono o acquistano elettroni: gli ioni
- 2.5** Conferme sperimentali sulla natura corpuscolare della materia
- 2.6** Masse o pesi atomici e molecolari
- 2.7** Un po' di ordine tra gli elementi: proprietà periodiche e tavola periodica
- 2.8** Energia di ionizzazione e affinità elettronica come esempi di proprietà periodiche
- 2.9** Composti molecolari e composti ionici
- 2.10** Contare gli atomi pesandoli: la mole
- 2.11** Composizione percentuale in massa delle sostanze
- 2.12** Determinazione della formula chimica da dati sperimentali
- 2.13** Reazioni chimiche ed equazioni chimiche
- 2.14** Reazioni di ossidoriduzione
- 2.15** Bilanciamento delle reazioni di ossidoriduzione con l'uso dei numeri di ossidazione
- 2.16** Bilanciamento delle reazioni di ossidoriduzione con il metodo delle semireazioni
- 2.17** Relazioni tra le masse nelle reazioni chimiche
- 2.18** Resa percentuale di una reazione chimica
- 2.19** Soluzioni e loro composizione
- Appendice 2.1** Nomenclatura dei composti chimici inorganici

## 2.1 Chimica e natura atomica della materia

Oltre ad essere rilevante per qualsiasi processo che si verifica intorno a noi, la chimica è alla base della comprensione di molte discipline scientifiche tra cui la biologia, la geologia, la scienza dei materiali, la medicina e la fisica, per lo studio delle quali viene ritenuta propedeutica. Può essere definita come la scienza che studia le proprietà, la composizione e la struttura della materia, e le trasformazioni alle quali questa è soggetta con le implicazioni energetiche associate a queste trasformazioni.

Anche se le prime sperimentazioni chimiche, condotte inconsapevolmente dall'Uomo, risalgono a tempi così antichi da perdersi nella preistoria, l'utilizzazione empirica di quelle trasformazioni, che in tempi moderni chiamiamo **reazioni chimiche**, era già ben consolidata quando le prime grandi civiltà della Mesopotamia e dell'Antico Egitto videro la luce (circa 3500-3000 a.C.). Molte conoscenze empiriche sulle tecniche di estrazione dei metalli e sull'utilizzo di essenze e pigmenti naturali furono apprese e trasmesse tra le popolazioni e le comunità che si succedettero nel tempo, a partire dall'epoca dei Sumeri e degli Egizi fino all'esordio della civiltà ellenica, la quale avrebbe fornito un nuovo modello di riflessione sulla realtà osservabile. Fino ad allora l'Uomo non era particolarmente interessato a riflettere sui fenomeni di cui era osservatore e accettava, quasi come atto di fede, tutto ciò che veniva sostenuto da maghi, sacerdoti o autorevoli personaggi. Solo verso il 700 a.C., con il fiorire della civiltà greca, ebbero inizio i primi tentativi di trovare un'interpretazione razionale dei fenomeni del mondo fisico, della costituzione della materia e delle sue trasformazioni. Il pensiero sviluppato era sostanzialmente basato su una elaborazione speculativa di concetti piuttosto che sulla sperimentazione. Iniziatori di un'indagine razionale sulla natura della materia furono Talete di Mileto (ca. 623-546 a.C.), Anassimandro (ca. 610-546 a.C.) e Anassimene (ca. 586-528 a.C.), che si erano posti il problema dell'esistenza di una materia primaria della quale sono composte tutte le cose, mentre Eraclito (ca. 550-480 a.C.) aveva focalizzato il suo pensiero sulle trasformazioni della materia e sull'incessante divenire e cambiarsi delle cose (tutto scorre, in greco *panta rhei*). Empedocle di Agrigento (ca. 492-432 a.C.), a differenza dei quattro filosofi ioni precedenti, immaginò che la materia fosse costituita da quattro elementi primordiali, immutabili ed eterni, che egli chiamò radici: il fuoco, l'acqua, l'aria e la terra. Questa teoria, ripresa poi da Aristotele (ca. 384-322 a.C.), ipotizzava che sia la materia sia le sue trasformazioni traevano origine da questi quattro principi o radici. Un'interpretazione molto più aderente a quelle attuali sulla natura e la costituzione corpuscolare della materia si ha con Leucippo (ca. 500 a.C.), fondatore della *dottrina atomistica*, Democrito (ca. 460-371 a.C.) ed Epicuro (ca. 341-270 a.C.), secondo i quali la materia è costituita da invisibili particelle, chiamate **atomi**. Il ragionamento che sta alla base della loro filosofia è legato alla domanda se una generica porzione di materia possa essere frammentata indefinitamente, oppure fino ad un limite non superabile. Se frantumiamo una pietra in porzioni sempre più piccole otteniamo frammenti che sono sempre pietra. Ci possiamo allora chiedere se è possibile spingere indefinitamente la disgregazione dei singoli frammenti o se esiste un limite inferiore di frazionamento raggiunto il quale il minuscolo frammento ottenuto non sia più divisibile. Secondo la teoria atomistica, la materia può essere frammentata in porzioni sempre più piccole fino ad ottenere microscopiche particelle, non ulteriormente divisibili, dette appunto atomi (dal greco *átomos* = non tagliabile). Secondo Democrito gli atomi, troppo piccoli per essere percepiti dai nostri sensi, sono infiniti in numero, perfettamente compatti, privi di struttura interna, differenti tra loro per dimensione e forma e in perenne vorticoso movimento. Per giustificare il movimento degli atomi, Democrito introdusse per la prima volta il concetto di **vuoto**, in mancanza del quale il loro movimento è inconcepibile. Gli atomi nel vuoto possono urtarsi tra loro e aggregarsi generando sostanze più o meno stabili. Parimenti, la disaggregazione di queste rende possibile i cambiamenti dei corpi e il verificarsi dei fenomeni natu-

rali. Pertanto, secondo la teoria atomistica, ogni sostanza è costituita da miscele di atomi e una sostanza può essere convertita in un'altra cambiando la natura della miscela. Partendo da ben poche informazioni empiriche, i filosofi atomisti sono riusciti quindi a delineare due caratteristiche peculiari del mondo fisico, la *costituzione corpuscolare della materia* e l'*esistenza del vuoto*, concetti che sarebbero stati confermati sperimentalmente solo due millenni dopo. L'idea dell'esistenza del vuoto fu rifiutata persino da Aristotele e dalla sua scuola che avrebbero condizionato per molti secoli il pensiero filosofico in Occidente, ma confermata su basi sperimentali nel XVI secolo. Tito Lucrezio Caro Grande, fautore della teoria atomistica e seguace di Epicuro, nel "*De rerum natura*" ci tramanda in modo sublime molti dei concetti sulla natura delle cose che ci appaiono tuttora nella loro genialità e innovazione (vedi [Approfondimento 2.1](#)).

### Tito Lucrezio Caro e il suo "*De rerum natura*"

#### APPROFONDIMENTO

#### 2.1

In questo poema, Lucrezio esprime chiaramente due concetti fondamentali sulla natura della materia, la costituzione corpuscolare della materia e l'esistenza del vuoto, concetti che sarebbero stati confermati sperimentalmente solo due millenni dopo. Il filosofo e poeta latino si fa portavoce delle teorie epicuree riguardo alla realtà della natura retta da un "ordine naturale" indipendente dagli Dei e al ruolo dell'Uomo in un universo atomistico, materialistico e meccanicistico. Lucrezio sottolinea la necessità di conoscere i fenomeni fisici, celesti e terrestri e quindi l'importanza di un'indagine scientifica della natura ai fini della liberazione dalle passioni che sconvolgono la vita e allontanano le gioie pure. Nel primo dei sei libri di quest'opera, fissa anzitutto il principio che nulla nasce dal nulla e ogni essere è costituito da una particolare aggregazione di elementi fini, semplici e si forma secondo specifiche modalità di tempi e di ambienti, con esclusione di ogni intervento divino. Niente può essere generato dal niente, altrimenti tutti gli esseri nascerebbero a caso e ciò che è generato sarebbe indipendente dal generante. Allo stesso modo nulla si riduce al nulla, dal momento che l'annullamento delle cose sarebbe spontaneo e non ci sarebbe bisogno di cause disgregatrici, mentre la distruzione ha bisogno di forze disgreganti, proporzionate alla dissolubilità delle cose. Se avvenisse l'annullamento, i corpi non potrebbero più rinnovarsi; nascita e morte delle cose sono invece un semplice processo di aggregazione e disgregazione di parti, perciò esiste una materia fondamentale ed eterna, la quale è costituita da corpi minimi e invisibili. Esiste dunque la materia eterna ed esiste il vuoto incorporeo: essi sono entità essenziali, dotate di qualità essenziali (che non si possono cambiare) e qualità accidentali (il cui mutamento non determina una modificazione fisica). La qualità propria della materia è fare resistenza e senza il vuoto tutto sarebbe immobile, visto che se la materia occupasse tutto non ci sarebbe né movimento né vita. Il principio enunciato da Lucrezio è che dov'è vuoto non c'è materia, dov'è materia pura non c'è vuoto, ma tutti i corpi (anche quelli più compatti) hanno in sé del vuoto: se un gomitolo sferico di lana e una palla di piombo hanno peso diverso, questo dipende dal fatto che il gomitolo contiene più vuoto e meno materia della palla. La quantità di vuoto è ciò che determina la facilità della disgregazione di un corpo: più un corpo è leggero (cioè contenente molto vuoto), più è facile da separare e disgregare. Della materia fanno parte i *corpora certa* cioè gli atomi che non possono essere distrutti e disgregati. Gli elementi primari sono dunque solidi e semplici, tutti assai piccoli uniti da forti legami: non sono miscugli di cose, ma unità definite elementari a cui nulla si può aggiungere o togliere, compatti e immortali.

Nel libro secondo Lucrezio spiega il moto con cui i corpuscoli della materia producono le varie cose o le dissolvono e aggiunge che la stessa materia nel complesso rimane in "somma quiete". Le particelle elementari e i loro moti non si possono percepire in quanto inferiori alle facoltà sensitive; sono perciò invisibili insieme ai loro moti. Gli atomi si muovono appunto in modo travagliato e incessante con la stessa velocità, secondo la teoria del *clinamen*; infatti, nel cadere verticalmente, trascinati dal proprio peso, nel vuoto, deviano leggermente e anziché precipitare in basso, danno luogo a scontri permettendo alla natura di creare le cose.

Alla luce di queste considerazioni, derivanti dai filosofi greci, accontentiamoci di definire provvisoriamente gli atomi come i costituenti “ultimi” della materia e **materia** tutto ciò che ha una massa e occupa spazio. Una **sostanza** è una qualsiasi porzione di materia, dotata di sue proprietà fisiche e chimiche caratteristiche, e costituita dalla combinazione di atomi, normalmente secondo rapporti numerici ben definiti.

Esistono tre **stati fisici** della materia: **solido**, **liquido** e **gassoso**. La classificazione di un dato campione di materia sulla base del suo stato fisico è strettamente legata al fatto che la sua forma e il suo volume siano più o meno definiti. Lo stato fisico *solido* è caratterizzato dal possedere una forma e un volume ben definiti, quello *liquido* da una forma non definita ma un volume definito, quello *gassoso* da un volume e una forma non definiti. Un dato volume di liquido assume sempre la forma della parte del contenitore in cui è posto, un gas riempie sempre il suo contenitore, adottando sia il suo volume sia la sua forma. Lo stato fisico di una certa quantità di materia è sempre determinato dalla natura della sostanza, cioè la sua composizione chimica, e dalle condizioni di temperatura e di pressione alla quale è soggetta. Per un approfondimento di questi concetti e dei fattori che determinano lo stato fisico della materia si rimanda al Capitolo 8.

Nello studio dei processi chimici e fisici si conviene di definire **sistema** la porzione di spazio che è sede delle trasformazioni che sono oggetto di indagine, mentre **ambiente** ciò che lo circonda.

Dal punto di vista fisico un sistema è fisicamente omogeneo quando ha le stesse proprietà fisiche in ogni suo punto, in caso contrario è fisicamente eterogeneo. Per esempio, un singolo granello di zucchero o un campione di acqua zuccherata sono sistemi fisicamente omogenei, mentre una miscela di acqua e ghiaccio o una miscela di acqua e olio sono sistemi fisicamente eterogenei.

Una porzione fisicamente omogenea di un sistema prende il nome di **fase**. Per esempio, una miscela di acqua e ghiaccio è un sistema composto da due fasi: quella liquida (acqua) e quella solida (ghiaccio).

Dal punto di vista chimico un sistema è chimicamente *omogeneo* quando è costituito da una sola sostanza (sistema a un componente), come per esempio un sistema costituito solamente da acqua o da ferro. Un sistema formato da almeno due sostanze è chimicamente *eterogeneo* (sistema a più componenti) e costituisce una miscela. Una miscela, a sua volta, può essere fisicamente omogenea oppure fisicamente eterogenea. Se è fisicamente omogenea prende il nome di **soluzione**, cioè una miscela omogenea di più sostanze. Per esempio, una miscela di azoto e ossigeno gassosi o una miscela ottenuta sciogliendo zucchero in acqua sono sistemi che in base ai criteri adottati possono essere definiti soluzioni. Le miscele fisicamente eterogenee prendono il nome generico di **miscugli**. Per esempio, una miscela formata da acqua e olio è un sistema eterogeneo sia sotto il profilo chimico sia sotto quello fisico.

Un sistema sottoposto a sollecitazioni di vario tipo, o anche spontaneamente, può essere soggetto a **trasformazioni fisiche** o a **trasformazioni chimiche**. Le *trasformazioni fisiche* sono quelle che avvengono senza modifiche della composizione chimica delle sostanze presenti nel sistema, come la fusione e l'evaporazione di una sostanza. Per contro, le *trasformazioni chimiche*, o *reazioni chimiche*, sono quelle che portano alla scomparsa (trasformazione) di una o più sostanze (reagenti) e alla formazione di nuove sostanze (prodotti di reazione). Per esempio, la combustione del metano è una trasformazione chimica, ed è pertanto quella che viene definita come una **reazione chimica**, dato che porta alla scomparsa del metano e di ossigeno, che sono i reagenti, e alla formazione di diossido di carbonio e acqua, che sono i prodotti della reazione.

## 2.2 Elementi e composti

Una qualsiasi sostanza viene detta una sostanza elementare o elemento chimico o più semplicemente un **elemento** se non è scomponibile in altre sostanze ed è quindi costituito da un solo tipo di atomi. Attualmente si conoscono 117 elementi ma in natura se ne trovano soltanto 90, essendo i rimanenti stati sintetizzati in laboratori specializzati. Si definisce sostanza composta o composto chimico, o più semplicemente un **composto**, una sostanza pura che può essere scomposta in altre fino a dare sostanze elementari, ed è pertanto costituita da atomi di elementi diversi.

È importante fare una distinzione tra un composto chimico costituito da due o più elementi e una miscela di elementi. Se prendiamo ad esempio della limatura di ferro e la mescoliamo con della polvere di zolfo, possiamo miscelare questi due componenti in proporzioni variabili e ottenere una *miscela* o *miscuglio* in cui i due componenti possono essere facilmente separati, ad esempio mediante l'ausilio di una calamita (**Figura 2.1a**). Nel minerale pirite invece (**Figura 2.1b**), ferro e zolfo sono chimicamente combinati tra loro in modo da dare origine ad un composto in cui entrambi gli elementi sono presenti con un rapporto di combinazione ben preciso, corrispondente a due atomi di zolfo per ogni atomo di ferro e una composizione percentuale in peso ben precisa (46,55% di ferro, 53,45% di zolfo). Quando gli elementi entrano a far parte di un composto, le loro proprietà originarie come il colore, il punto di fusione, la durezza ecc. sono sostituite da quelle caratteristiche del composto che formano.

Nella formazione di un composto gli atomi dei vari elementi possono aggregarsi per dare origine alle **molecole**, che sono le più piccole unità discrete che conservano la composizione e le caratteristiche chimiche del composto, oppure a **ioni**, cioè atomi o gruppi di atomi dotati di carica elettrica, che interagiscono tra loro mediante forze di tipo elettrostatico.

Gli *elementi* hanno nomi specifici e vengono rappresentati da simboli formati da una o due lettere (tre per gli elementi transuranici più pesanti), la *prima* sempre *maiuscola* e la *seconda* sempre *minuscola*. Per esempio:

- H = idrogeno (da Hydro + genes);
- N = azoto (da Nitrum);
- He = elio (da Helios);
- Na = sodio (da Natrium);
- Hg = mercurio (da Hydrargyrum);
- C = carbonio (da Carbo);
- O = ossigeno (da Oxy + genes);
- Co = cobalto (da Kobold).

Inoltre, quando la sostanza elementare è costituita da aggregati discreti di più atomi legati tra loro si scrive al piede del simbolo dell'elemento il numero di atomi contenuti in una sua molecola. Per esempio:  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $P_4$ ,  $S_8$ .

I *composti* vengono rappresentati dalla loro **formula chimica**, che viene costruita scrivendo in successione i simboli dei singoli elementi presenti nel composto, ponendo al piede di ciascuno di essi il *numero relativo* di suoi atomi contenuti nel composto stesso (omettendo l'unità). Consideriamo, per esempio, le seguenti formule:  $NaCl$  e  $Al_2O_3$ . La prima è quella di un composto (il cloruro di sodio) nel quale gli atomi degli elementi sodio (Na) e cloro (Cl) sono combinati tra loro in rapporto 1:1, mentre la seconda è quella di un composto (l'ossido di alluminio) nel quale gli elementi alluminio (Al) e ossigeno (O) sono combinati tra loro nel rapporto di 2 (di alluminio) a 3 (di ossigeno). La formula che esprime il minimo rapporto tra i numeri di atomi di ogni elemento presente in un certo composto viene chiamata **formula minima** o **empirica**. Ad esempio, la formula empirica dell'acido ossalico è  $HCO_2$ , e ci dice che in questo composto gli atomi di idrogeno, carbonio e ossigeno sono presenti secondo un rapporto 1:1:2. La formula "vera" dell'acido ossalico, quella che chiamiamo



a)



b)

● **FIGURA 2.1** a) In una miscela o miscuglio di quantità qualsiasi di polvere di zolfo e limatura di ferro i due componenti possono essere facilmente separati, ad esempio mediante l'ausilio di una calamita. b) Gli stessi elementi combinati chimicamente secondo un rapporto di combinazione ben preciso danno origine ad un composto chimico, di formula  $FeS_2$ , che in natura si trova come minerale, la pirite, che sovente si presenta in cristalli cubici. Si noti che, quando gli elementi entrano a far parte di un composto, le loro proprietà originarie come il colore, il punto di fusione, la durezza ecc. sono sostituite da quelle caratteristiche del composto che formano.



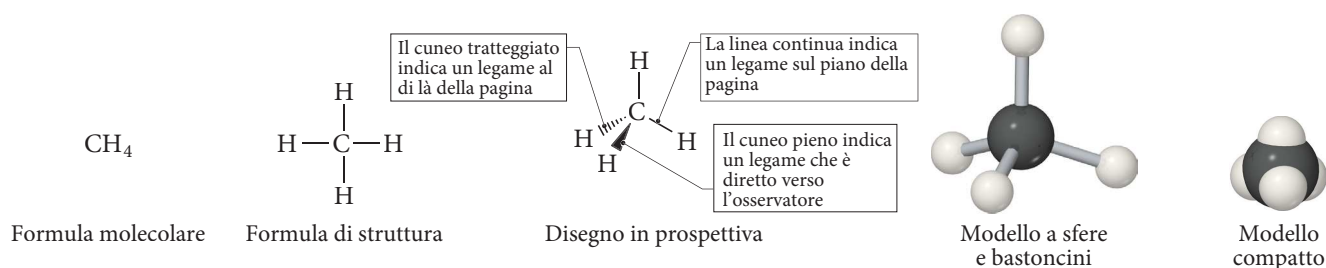
**formula molecolare** o **formula bruta**, è tuttavia  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , cioè un multiplo della formula minima. Il nome formula empirica, come vedremo nel Paragrafo 2.12, deriva dal fatto che essa può essere ricavata dopo aver determinato sperimentalmente la percentuale in peso di ogni elemento presente in un dato composto.

Sovente nella rappresentazione della formula di un composto si usa indicare anche lo stato di aggregazione in cui esso si presenta, utilizzando come pedice scritto tra parentesi il simbolo (s) per solido, (l) per liquido, (g) per gassoso, ecc.: ad esempio,  $\text{Cu}_{(s)}$  sta ad indicare il rame allo stato solido e  $\text{He}_{(g)}$  l'elio allo stato gassoso.

Se vogliamo avere un'idea della collocazione nello spazio degli atomi dobbiamo usare la formula di struttura, che ci mostra come gli atomi in una molecola sono legati tra loro mediante l'uso di trattini, anche con effetti prospettici. Un modo ancora più accurato e completo per descrivere un composto è quello che fa uso di modelli molecolari. Per vedere facilmente come gli atomi sono legati l'uno all'altro, si utilizza il modello a sfere e bastoncini dove sono presenti sfere, generalmente di colore diverso a seconda del tipo di atomo, per la rappresentazione degli atomi e bastoncini per indicare i legami che li uniscono. I cosiddetti modelli ad occupazione spaziale o compatti (space filling) sono più vicini alla realtà, perché forniscono una rappresentazione visiva delle dimensioni relative degli atomi e del loro ingombro, anche se sono più difficili da interpretare. In [Figura 2.2](#) possiamo vedere i vari modi di rappresentazione di una molecola semplice come quella del metano  $\text{CH}_4$ .

## 2.3 Cenni preliminari sulla costituzione degli atomi

Per le finalità che un corso di chimica si prefigge, possiamo considerare gli atomi come costituiti da tre tipi di particelle: il **protone**, **p**, il **neutrone**, **n** e l'**elettrone**, **e<sup>-</sup>** (vedi la [Tabella 2.1](#)). Il *protone* e il *neutrone* hanno una massa circa uguale, ma solo il primo presenta una *carica elettrica positiva* di  $1,602177 \cdot 10^{-19}$  C. D'altra parte, l'*elettrone*, la cui massa è solo 1/1836 volte quella del protone, ha una *carica elettrica negativa* che in valore assoluto è uguale a quella del protone.



● **FIGURA 2.2** Differenti rappresentazioni della molecola di metano  $\text{CH}_4$ .

**Tabella 2.1** Massa e carica elettrica del protone, del neutrone e dell'elettrone.

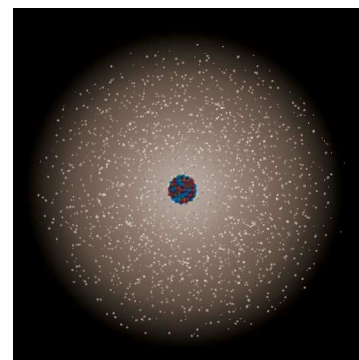
Particella (nome)	Particella (simbolo)	Massa (kg)	Massa (uma)	Carica (C)	Carica (cariche elementari)
Protone	p	$1,672623 \cdot 10^{-27}$	1,00728	$1,602177 \cdot 10^{-19}$	+1
Neutrone	n	$1,674929 \cdot 10^{-27}$	1,00866	0	0
Elettrone	e <sup>-</sup>	$9,109390 \cdot 10^{-31}$	$5,94 \cdot 10^{-4}$	$-1,602177 \cdot 10^{-19}$	-1



I protoni e i neutroni, chiamati genericamente **nucleoni**, sono concentrati nel centro dell'atomo, trattenuti da potenti **forze nucleari** e costituiscono il **nucleo atomico**. Il numero totale di nucleoni presenti in un nucleo atomico è detto **numero di massa (A)**.

Il *nucleo atomico* ha una carica elettrica positiva uguale alla somma delle cariche elettriche dei protoni contenuti. Se prendiamo come unità di misura della carica elettrica quella del protone, **+1**, la carica di un nucleo atomico contenente  $Z$  protoni è  $+Z$ .

Gli *elettroni* occupano attorno al nucleo atomico regioni spaziali ben definite e sono tanti quanti i protoni contenuti nel nucleo. Dato che hanno una carica elettrica che in valore assoluto è uguale a quella del protone, ma è negativa (**-1**), un atomo risulta complessivamente elettricamente neutro. Poiché la massa degli elettroni è molto più piccola di quella dei nucleoni, la massa di un atomo è sostanzialmente uguale a quella del suo nucleo atomico. Pur essendo praticamente contenuta nel nucleo tutta la massa dell'atomo, le dimensioni del nucleo sono decisamente più piccole rispetto a quelle dell'atomo. Gli elettroni che stanno attorno al nucleo si trovano a distanze che sono circa 10.000 volte maggiori del raggio del nucleo stesso (**Figura 2.3**), cioè considerando il raggio un atomo dell'ordine di  $1 \text{ \AA}$  il raggio del suo nucleo sarebbe dell'ordine di  $10^{-4} \text{ \AA}$  (vedi l'**Approfondimento 2.2**).



● **FIGURA 2.3** Rappresentazione della struttura di un atomo. La rappresentazione della nuvola elettronica attorno al nucleo non è in scala. Se il nucleo fosse veramente delle dimensioni rappresentate in figura la nuvola elettronica dovrebbe estendersi fino ad una distanza di circa 200 m.

## Modello di Rutherford

## APPROFONDIMENTO 2.2

Alla fine del XIX secolo gli studi effettuati da Henry Becquerel (1852-1908) e Marie Curie (1867-1934) sulla radioattività, cioè l'emissione di particelle e di energia da parte di alcuni nuclei instabili, permisero ai ricercatori di approfondire le conoscenze sulla struttura degli atomi. Dopo la scoperta dell'elettrone, il fisico inglese J. J. Thomson (1856-1940) propose nel 1904 un modello per interpretare la struttura di un atomo secondo cui esso era costituito da una sfera uniforme di cariche positive all'interno della quale erano distribuiti gli elettroni, carichi negativamente. Per rendere comprensibile il modello aveva associato l'atomo ad un "panettone" dove i canditi e l'uvetta sono gli elettroni e il panettone è la sfera carica positivamente. Cinque anni dopo Ernest Rutherford (1871-1937), che aveva collaborato con Thomson, effettuò una serie di esperimenti sul potere penetrante delle particelle  $\alpha$  (cioè nuclei di He dotati di carica positiva) prodotte da una sorgente radioattiva, anche allo scopo di confermare il modello atomico proposto da Thomson, ma essi dimostrarono che il modello proposto era inadeguato. In un esperimento come quello schematizzato in **Figura 2.4**, Rutherford inviò un fascio di particelle  $\alpha$  su una sottile lamina d'oro e osservò che la maggior parte delle particelle passava attraverso la lamina d'oro indisturbata mentre alcune di queste venivano fortemente deflesse o rimbalzavano indietro. Questo risultato inatteso lo aveva portato a concludere che tutta la carica positiva dell'atomo, e sostanzialmente tutta la sua massa, sono concentrate in un nucleo centrale molto piccolo (con un raggio di circa  $10^{-2}$ - $10^{-3} \text{ pm}$ ) intorno al quale si muovono come in un sistema planetario, a distanze proporzionalmente molto grandi (circa 100-200 pm), gli elettroni occorrenti per rendere l'atomo elettricamente neutro. Era come se per la maggior parte del suo volume l'atomo fosse "vuoto".

Lo schermo fluorescente circolare permetteva di ricostruire la traiettoria delle particelle inviate dalla sorgente alla lamina d'oro in quanto, nel punto in cui veniva colpito da una particella  $\alpha$ , diventava fluorescente. Quando una particella collideva con un elettrone non si avevano variazioni significative della sua traiettoria, possedendo questa una massa molto maggiore di quella di un elettrone. Nelle rare volte in cui le particelle  $\alpha$  passavano in prossimità di un nucleo, queste venivano sensibilmente deviate a causa della repulsione elettrostatica tra le cariche positive delle particelle  $\alpha$  e la carica positiva del nucleo o venivano completamente deflesse o addirittura rimbalzavano indietro quando colpivano il nucleo.

Sebbene il modello atomico di Rutherford avesse riscosso molto successo, ci si rese conto che comunque era incompleto. Alcuni aspetti dovevano essere ancora chiariti. Ad esempio, tenuto conto che gli atomi di idrogeno possiedono un solo protone e quelli di elio

(continua)

(segue)

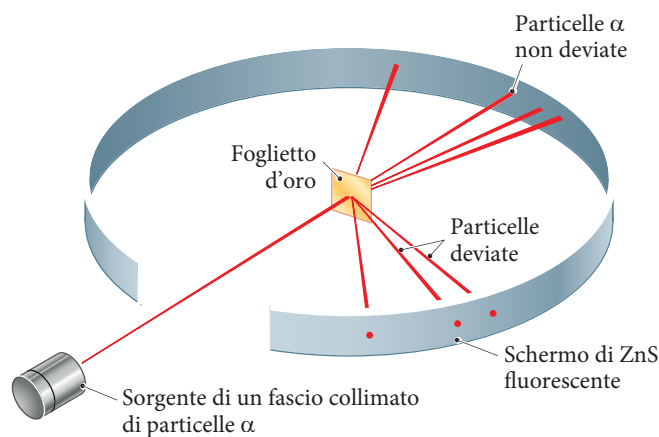
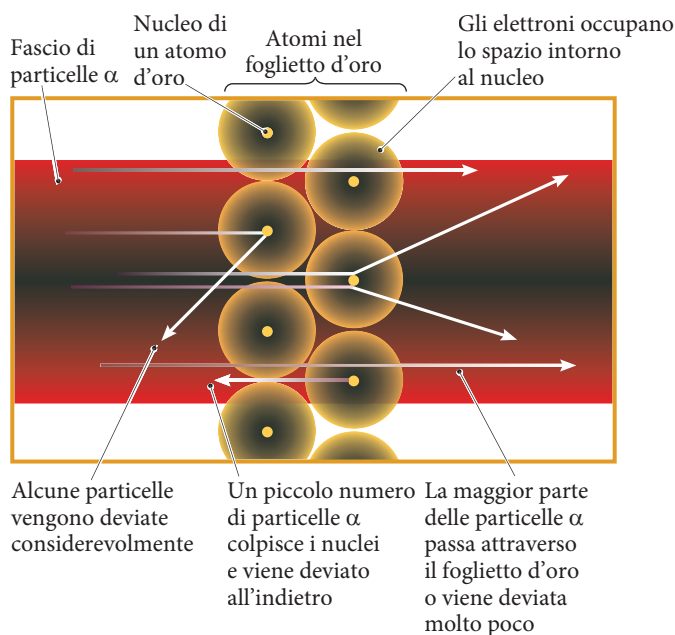


FIGURA 2.4 Esperimento di Rutherford.

invece due, ci si chiedeva perché la massa di un atomo di elio è circa quattro volte rispetto a quella di un atomo d'idrogeno e non il doppio. Successivi lavori dello stesso Rutherford e di un suo allievo, James Chadwick (1891-1974), perfezionarono il modello dimostrando che la massa ulteriore era dovuta alla presenza nel nucleo di altre particelle elettricamente neutre: i *neutroni*.

Vedremo nel Capitolo 4 che il modello di Rutherford, che concepiva l'atomo come un piccolo sistema planetario, non è compatibile con le leggi della fisica classica e questa risulterà inadeguata per giustificare il comportamento di sistemi su scala atomica che potranno essere spiegati solo utilizzando i concetti della meccanica quantistica. Alcune informazioni ricavate dal modello di Rutherford, come quelle sulle dimensioni del nucleo e dell'atomo, rimangono comunque tuttora validi.

Il comportamento chimico di un elemento dipende dal numero di elettroni o di protoni (i due numeri coincidono) contenuti in un suo atomo, numero che viene chiamato **numero atomico (Z)**. Atomi con lo stesso numero atomico hanno uguali proprietà chimiche in quanto sono atomi dello stesso elemento. I neutroni presenti nel nucleo atomico non influenzano le proprietà chimiche di un elemento, ma ne fanno variare la massa atomica. Atomi con *uguale numero atomico* e pertanto appartenenti allo stesso elemento, ma contenenti differenti numeri di neutroni, e quindi aventi *differente numero di massa*, sono detti **isotopi**. Il numero di neutroni presenti nel nucleo atomico degli atomi di un dato elemento può variare entro un ristretto intervallo di valori, oltre il quale il nucleo è instabile e dà luogo a **trasformazioni nucleari**, dando origine a quel fenomeno chiamato **radioattività** (vedi **Approfondimento 2.3**). Nei primi 20 elementi il nucleo atomico contiene in media lo stesso numero di protoni e di neutroni (fa eccezione l'idrogeno il cui isotopo più abbondante in natura non contiene neutroni nel nucleo). Nei successivi elementi il numero di neutroni aumenta progressivamente più di quello dei protoni. Alcuni elementi come il berillio (Be) il fluoro (F) e l'alluminio (Al) hanno un solo isotopo naturale mentre altri come il cloro (Cl) o il magnesio (Mg) possono averne due o più.

Per indicare un particolare isotopo si scrive il simbolo dell'elemento a cui appartiene e lo si fa precedere, in alto a sinistra, dal suo numero di massa  $A$ . In basso, sempre a sinistra, è talora utile specificare anche il suo numero atomico,  $Z$ :

${}^A_Z\text{M} \equiv {}^A_Z\text{M}$ . Per esempio, le scritture  ${}^{12}_6\text{C}$  e  ${}^{12}\text{C}$  indicano entrambe lo stesso isotopo del carbonio, costituito da 12 nucleoni: 6 protoni e 6 neutroni.

### Esempio 2.1

Il magnesio, Mg, numero atomico  $Z = 12$  ha tre isotopi stabili contenenti rispettivamente 12, 13 e 14 neutroni. Scrivere i simboli dei tre isotopi.

#### SOLUZIONE

${}^A_Z\text{Mg}$ ;  $A = \text{numero di protoni} + \text{numero di neutroni}$ ;  $Z = \text{numero di protoni} = 12$

Isotopo con 12 neutroni:  $A = 12 + 12 = 24$ ;  ${}^{24}_{12}\text{Mg}$

Isotopo con 13 neutroni:  $A = 12 + 13 = 25$ ;  ${}^{25}_{12}\text{Mg}$

Isotopo con 14 neutroni:  $A = 12 + 14 = 26$ ;  ${}^{26}_{12}\text{Mg}$

### Esempio 2.2

Stabilire: **a)** quanti protoni, neutroni ed elettroni ha un isotopo di simbolo  ${}^{235}_{92}\text{X}$ ; **b)** verificare a quale elemento appartiene.

#### SOLUZIONE

**a)**  ${}^{235}_{92}\text{X} = {}^A_Z\text{X}$

Numero di protoni =  $Z = 92$ ; Numero di neutroni =  $A - Z = 235 - 92 = 143$

Numero di elettroni = numero di protoni =  $Z = 92$ .

**b)** Dalla tavola periodica degli elementi si deduce che l'elemento con numero atomico 92 è l'uranio.

Particolare importanza rivestono gli isotopi dell'idrogeno che possiedono nomi e simboli specifici. Tutti gli atomi di idrogeno possiedono un solo protone e quando questa è l'unica particella presente nel nucleo, l'isotopo  ${}^1_1\text{H}$  viene chiamato *prozio* o semplicemente "idrogeno". Se nel nucleo è presente anche un neutrone l'isotopo  ${}^2_1\text{H}$  è chiamato *deuterio* o "idrogeno pesante" a cui viene anche assegnato il simbolo D. Quando nel nucleo sono presenti due neutroni l'isotopo  ${}^3_1\text{H}$ , che è un isotopo radioattivo, viene detto *trizio* (simbolo T).

La quantità relativa di ciascun isotopo in un campione naturale di un dato elemento è di solito costante e le miscele dei singoli isotopi, così come si presentano in natura, vengono dette **miscele isotopiche naturali**. Queste, sul pianeta Terra, hanno una composizione che è indipendente dalla provenienza del campione per cui la massa media degli atomi di un dato elemento è costante indipendentemente dalla sua provenienza.

Definendo come **abbondanza percentuale** il rapporto tra il numero di atomi di un dato isotopo e il numero totale degli atomi di tutti gli isotopi di quell'elemento moltiplicato per cento, sappiamo che l'abbondanza percentuale dell'isotopo  ${}^1_1\text{H}$  è del 99,985%, quella del deuterio D è lo 0,015% del totale, mentre l'isotopo radioattivo trizio T è presente solo in minime tracce.

## APPROFONDIMENTO

**Nucleo atomico, radioattività e reazioni nucleari****2.3**

Se consideriamo la massa di un protone e di un neutrone e il nucleo di un atomo come costituito da un insieme di protoni e neutroni, osserviamo che la massa di un nucleo atomico è inferiore di una quantità  $\Delta m$  alla somma delle masse dei suoi costituenti. In base alla relazione relativistica di Einstein ( $\Delta E = \Delta mc^2$ ), che stabilisce l'equivalenza tra massa ed energia, questo *difetto di massa* è direttamente connesso con l'*energia di legame nucleare*, che rappresenta la quantità di energia che viene liberata nella formazione del nucleo a partire dai suoi costituenti separati. Sperimentalmente si osserva che, se consideriamo un isotopo  ${}^A_ZX$  di massa  $m_x$ , nel cui nucleo vi sono  $Z$  protoni,  $A - Z$  neutroni e intorno a questo  $Z$  elettroni, il difetto di massa  $\Delta m$  si ricava dalla relazione:

$$\Delta m = [Z \cdot m_{p+e^-} + (A - Z) \cdot m_n] - m_x$$

dove  $m_{p+e^-}$  rappresenta la massa complessiva di un protone e di un elettrone liberi,  $m_n$  quella di un neutrone libero, e la corrispondente energia nucleare è:

$$E_{\text{nuc}} = \Delta mc^2 = c^2 \Delta m$$

Nello studio dei fenomeni nucleari di solito per la massa si utilizza l'unità di massa atomica, uma (1 uma =  $1,66054 \cdot 10^{-27}$  kg), mentre per l'energia si usa il MeV (megaelettronvolt), che corrisponde a  $1,60218 \cdot 10^{-13}$  J.

L'**energia di legame nucleare** può essere ricavata calcolando preliminarmente l'energia corrispondente al difetto di massa di 1 uma. Questa quantità di energia corrisponde a 931,5 MeV:

- a)  $\Delta m = 1 \text{ uma} = 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ;  
 b)  $1 \text{ MeV} = 1,60218 \cdot 10^{-13} \text{ J}$ ;  
 c)  $E_{\text{nuc}} = c^2 \Delta m = (2,9979 \cdot 10^8)^2 (\text{m s}^{-1})^2 \cdot 1,66054 \cdot 10^{-27} (\text{kg}) = 1,4924 \cdot 10^{-10} \text{ J} =$   
 $= 1,4924 \cdot 10^{-10} (\text{J}) \cdot \frac{1 \text{ MeV}}{1,60218 \cdot 10^{-13} \text{ J}} = 931,5 \text{ MeV (per uma)}$

Noto questo valore, l'energia di legame nucleare corrispondente a un qualsiasi difetto di massa  $\Delta m$ , espresso in unità di massa atomica, è calcolabile con la seguente equazione:

$$E_{\text{nuc}} = 931,5 \cdot \Delta m \text{ MeV}$$

In unità di massa atomica, la massa globale di un protone e di un elettrone ( $m_{p+e^-}$ ) è 1,007825 uma e quella del neutrone è 1,008665 uma. Conoscendo la massa atomica di un qualsiasi isotopo, possiamo ricavare il difetto di massa che accompagna la sua formazione, e quindi la corrispondente energia di legame nucleare.

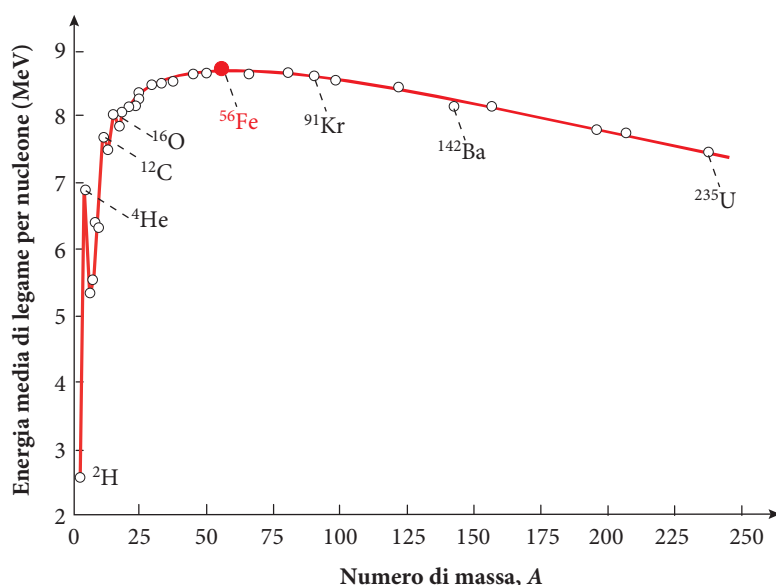
Come andamento generale, questa cresce con il numero di nucleoni contenuti nel nucleo. Particolarmente utile è, però, l'**energia media di legame per nucleone**, che si ottiene dividendo l'energia di legame nucleare per il numero di nucleoni contenuti nel nucleo, ossia per il numero di massa,  $A$ :

$$\bar{E}_{\text{nuc}} (\text{per nucleone}) = \frac{E_{\text{nuc}}}{A}$$

L'*energia media di legame per nucleone misura la stabilità che viene portata in media al nucleo da ogni suo nucleone* (protone o neutrone). Se riportiamo in un diagramma l'energia media di legame per nucleone in funzione del numero di massa,  $A$ , dei vari isotopi, (**Figura 2.5**) osserviamo che per gli elementi più leggeri cresce rapidamente con il numero di massa, seppure in modo irregolare in quanto alcuni nuclei con un numero pari di protoni e di neutroni ( ${}^4_2\text{He}$ ,  ${}^{12}_6\text{C}$ ,  ${}^{16}_8\text{O}$ ) sono più stabili di quelli adiacenti. Superato l'ossigeno la curva si appiattisce alquanto e l'energia media di legame per nucleone si mantiene attorno a un valore di 8 MeV, anche se continua a crescere moderatamente fino a raggiungere valori massimi per isotopi di numero di massa compreso tra 50 e 60 (con il massimo per l'isotopo  ${}^{56}_{26}\text{Fe}$ ), per poi scendere lievemente all'aumentare del numero di massa.

(continua)

(segue)



● **FIGURA 2.5** Energia media di legame per nucleone in funzione del numero di massa.

La maggior parte degli elementi naturali ha isotopi stabili, che rimangono inalterati nel tempo. In particolare, gli elementi con numero atomico da 1 (H) a 83 (Bi), con le sole eccezioni del tecnezio ( $Z = 43$ ) e del promezio ( $Z = 61$ ), hanno uno o più isotopi stabili. Invece, tecnezio, promezio, tutti gli elementi con numero atomico superiore a 83, nonché molti isotopi degli altri elementi, sono instabili e si trasformano spontaneamente nel tempo in isotopi di altri elementi o in un nucleo più stabile dello stesso isotopo emettendo “radiazioni” che in realtà sono piccole particelle (solitamente **emissioni alfa** ( $\alpha$ ) o **beta** ( $\beta$ )), oppure radiazioni di natura elettromagnetica (**radiazione gamma** ( $\gamma$ )). L'insieme di processi tramite i quali alcuni nuclei atomici instabili si trasformano in altri per raggiungere uno stato di stabilità prende il nome di **decadimento radioattivo**. Gli isotopi che presentano queste caratteristiche sono chiamati **isotopi radioattivi**, **radioisotopi** oppure **radionuclidi** e le emissioni che accompagnano la trasformazione spontanea dei nuclei instabili esistenti in natura rappresentano la **radioattività naturale**. Esistono numerosi radioisotopi naturali, ma in laboratori specializzati sono anche stati prodotti **radioisotopi artificiali**. Complessivamente sul nostro pianeta esistono 267 isotopi stabili e più di 60 isotopi radioattivi naturali. Sono inoltre noti più di un migliaio di radioisotopi artificiali. Il campo di esistenza degli isotopi stabili di un dato elemento (numero atomico  $Z$  costante) è ristretto a un limitato intervallo del numero di neutroni ( $A - Z$ ) che un nucleo può contenere. Infatti, se costruiamo un diagramma ponendo il numero di neutroni dei vari isotopi stabili in funzione del numero dei loro protoni,  $Z$  (**Figura 2.6**), riscontriamo che i punti rappresentativi dei singoli isotopi stabili sono contenuti entro una stretta banda, detta **banda di stabilità**. La sua pendenza è pari a 1 per gli elementi più leggeri (fino a  $Z = 20$ ) e cresce progressivamente fino a circa 1,5 per quelli più pesanti.

L'aumento del numero relativo di neutroni rispetto a quello dei protoni che si riscontra al crescere del numero atomico suggerisce che i neutroni nel nucleo abbiano la funzione di bilanciare, tramite l'incremento delle forze nucleari, l'elevata e crescente repulsione coulombiana tra i protoni. D'altronde, la ristrettezza della banda di stabilità implica che il numero di neutroni degli isotopi stabili di un dato elemento (stesso numero atomico  $Z$ ) deve essere compreso solo in uno stretto intervallo di valori. I nuclei di isotopi i cui punti rappresentativi si trovino al di fuori della banda di stabilità sono instabili e tendono a disintegrarsi per dare nuclei che ricadono entro questa banda. Considerando il numero di protoni e di neutroni contenuti negli isotopi naturali stabili attualmente caratterizzati, osserviamo che *la maggior parte degli isotopi stabili contiene un numero pari sia di protoni sia di neutroni*. Inoltre, *i nuclei con un numero di protoni o di neutroni uguale a 2, 8, 20, 28, 50, 82 o 126* (per esempio  $^4_2\text{He}$ ,  $^{16}_8\text{O}$ ,  $^{40}_{20}\text{Ca}$ ,  $^{204}_{82}\text{Pb}$ ) hanno un'energia media di legame per nucleone più elevata dei nuclei ad essi adiacenti, e perciò sono più *stabili* di questi. I numeri appena elencati, chiamati **numeri magici**, suggeriscono che nel nucleo atomico i nucleoni siano distribuiti in livelli di energia tali da

(continua)



# Fondamenti di Chimica generale

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**.

