

Comprende



versione Ebook  
e Software di simulazione



# Chimica di Base

**III Edizione**

F. Arnesano  
G. Bandoli  
F. Bisceglie  
A. Dolmella  
D. Maggioni  
F. Musiani  
G. Natile  
M.M. Natile  
D. Tesauero





# Accedi all'ebook ai contenuti digitali

## Espandi le tue risorse

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



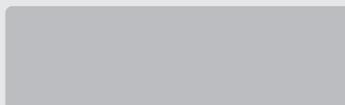
COLLEGATI AL SITO  
**EDISES.IT**

ACCEDI AL  
**MATERIALE DIDATTICO**

SEGUI LE  
**ISTRUZIONI**

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

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



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

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

### Se sei registrato al sito

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

### Se non sei già registrato al sito

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



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

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

- **Ebook**: versione digitale del testo in formato epub, standard dinamico che organizza il flusso di testo in base al dispositivo sul quale viene visualizzato. Fruibile mediante l'applicazione gratuita BookShelf, consente una visualizzazione ottimale su lettori e-reader, tablet, smartphone, iphone, desktop, Android, Apple e Kindle Fire.
- **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**.

# Chimica di Base

III Edizione



CHIMICA DI BASE - III edizione

Copyright © 2024, 2003, 1999 EdiSES Edizioni S.r.l.– Napoli

9 8 7 6 5 4 3 2 1 0  
2028 2027 2026 2025 2024

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

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

*L'Editore*

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

*Fotocomposizione*

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

*Stampato presso la*

Print Sprint S.r.l. - Napoli

*per conto della*

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

www.edises.it

assistenza.edises.it

ISBN 978 88 3623 184 3

---

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

FABIO ARNESANO

Università degli Studi di Bari Aldo Moro

GIULIANO BANDOLI †

Università degli Studi di Padova

FRANCO BISCEGLIE

Università degli Studi di Parma

ALESSANDRO DOLMELLA

Università degli Studi di Padova

DANIELA MAGGIONI

Università degli Studi di Milano

FRANCESCO MUSIANI

Università di Bologna

GIOVANNI NATILE

Università degli Studi di Bari Aldo Moro

MARTA MARIA NATILE

Università degli Studi di Padova

DIEGO TESAURO

Università degli Studi di Napoli Federico II

## **Coordinamento e revisione a cura di**

FABIO ARNESANO E GIOVANNI NATILE

Università degli Studi di Bari Aldo Moro



# PREFAZIONE

Sono trascorsi ormai 25 anni dalla prima edizione del testo “Chimica di Base”, e questo traguardo attesta il valore di un libro che ha avviato diverse generazioni di giovani allo studio della Chimica. Le ragioni di questa duratura esperienza editoriale possono essere ricercate nella capacità del testo di presentare gli argomenti fondamentali della chimica con essenzialità e rigore espositivo. Inoltre, esso tiene conto dell’evoluzione storico-epistemologica del pensiero scientifico, illustrata attraverso i contributi degli scienziati ritratti ai margini delle pagine. Questo approccio ha permesso agli studenti di focalizzarsi sui concetti-chiave della chimica senza disperdersi in sezioni troppo discorsive. L’idea di fondo è stata mantenuta anche in questa nuova edizione, garantendo continuità e aggiornamento.

A distanza di molti anni, il libro richiedeva certamente un completo *restyling*, che ha coinvolto il rinnovamento sia della parte testuale che di quella iconografica. La revisione più importante ha riguardato la nuova strutturazione in 22 capitoli, in luogo delle precedenti 42 lezioni, con la conseguente necessità di condensare alcuni argomenti prima suddivisi in varie lezioni e ora riuniti all’interno di un capitolo. Al contempo, alcuni argomenti che nelle edizioni precedenti erano trattati in modo troppo sintetico sono stati arricchiti con una trattazione più approfondita per giustificare ogni concetto e risultato, per quanto possibile. È stata introdotta un’accurata paragrafazione, che consente attraverso l’indice di accedere facilmente all’argomento di interesse.

Alcuni argomenti, come la termodinamica e la cinetica chimica, prima trattati troppo succintamente o relegati in Appendice, sono ora assurti a capitoli. La nuova edizione si avvale inoltre di una trattazione più approfondita della struttura atomica e dei modelli del legame chimico fino a quello meccanico ondulatorio, approfondendo i concetti di funzioni d’onda e orbitali. Sono state trattate più estesamente le forze intermolecolari e le proprietà dei solidi, introducendo il modello a bande del legame metallico e ricorrendo a nuove immagini e schemi esplicativi. Particolare attenzione è stata posta ai vari metodi di bilanciamento delle equazioni chimiche, alla determinazione delle strutture di Lewis e delle geometrie molecolari, accompagnando passo dopo passo il lettore nel procedimento da seguire.

Il testo non è appesantito da troppi riquadri e inserti, ma contiene, come il precedente, numerosi Esempi che consentono di collegare gli argomenti teorici ai calcoli stechiometrici. In aggiunta, alcuni argomenti sono stati introdotti sotto forma di Approfondimenti per non rinunciare all’essenzialità della presentazione. Quasi tutte le figure sono state ridisegnate per conformarle a un nuovo stile, senza perdere l’essenza delle informazioni che si intendevano trasmettere.

La parte relativa alla nomenclatura inorganica è presentata secondo una nuova logica e una migliore schematizzazione, adattandola alle indicazioni della IUPAC.

Per non appesantire il volume cartaceo, la sezione conclusiva, che riassume gli argomenti della Chimica organica di base e introduce lo studente a eventuali corsi successivi, è disponibile esclusivamente nella versione e-book.

Ci auguriamo che lo sforzo compiuto incontri ancora il favore dei colleghi e degli studenti, e che il testo “Chimica di Base” rappresenti uno strumento che possa contribuire all’avanzamento della didattica della disciplina.

Gli Autori



# PALETTA DEI COLORI USATI PER INDIVIDUARE I DIVERSI TIPI DI ATOMI

Idrogeno.....	grigio chiaro		Gas nobili.....	celeste chiaro	
Carbonio.....	nero		Boro.....	terra di Siena	
Azoto.....	blu		Silicio.....	grigio	
Ossigeno.....	rosso		Metalli del Gruppo 1.....	azzurro	
Fluoro.....	giallo verde		Metalli del Gruppo 2.....	blu chiaro	
Cloro.....	verde chiaro		Metalli del blocco <i>p</i> .....	verde acqua	
Bromo.....	rosso scuro		I Serie di transizione.....	rosa	
Iodio.....	violetto		II Serie di transizione.....	rosa carico	
Fosforo.....	arancione		III Serie di transizione.....	lilla	
Zolfo.....	giallo		Elementi radioattivi.....	verde scuro	



# INDICE GENERALE

Capitolo 1 <b>Materia ed energia. Atomo e particelle subatomiche</b> .....	1
1.1 La chimica come scienza delle trasformazioni .....	1
1.2 La classificazione di un campione di materia .....	2
1.2.1 Le miscele omogenee ed eterogenee e i metodi di separazione .....	2
1.2.2 Le sostanze pure: composti ed elementi .....	3
1.3 Alla scoperta della struttura atomica .....	4
1.3.1 Le particelle subatomiche: elettroni, protoni e neutroni .....	4
1.3.2 Gli isotopi .....	8
<b>Esercizi</b> .....	9
Capitolo 2 <b>Unità di massa atomica e mole</b> .....	11
2.1 Le leggi fondamentali della chimica .....	11
2.2 La teoria atomica di Dalton .....	12
2.3 La misura della massa atomica .....	13
2.4 La massa molecolare e la massa formula .....	15
2.5 La mole e il numero di Avogadro .....	16
<b>Esercizi</b> .....	20
Capitolo 3 <b>Numero di ossidazione e formule chimiche</b> .....	23
3.1 Il numero di ossidazione .....	23
3.2 La composizione percentuale e le formule chimiche .....	26
3.2.1 La formula minima e la formula molecolare .....	26
3.2.2 La determinazione della formula minima dalla composizione percentuale .....	28
<b>Esercizi</b> .....	31
Capitolo 4 <b>Nomenclatura dei composti inorganici</b> .....	35
4.1 Introduzione alla nomenclatura chimica inorganica .....	35
4.1.1 I nomi e i simboli degli elementi .....	35
4.1.2 La classificazione dei composti inorganici .....	36
4.2 La nomenclatura dei composti binari .....	37
4.3 La nomenclatura dei composti ternari .....	40
4.4 La nomenclatura dei composti quaternari .....	43
4.5 Altre generalità sui nomi dei sali .....	44
<b>Esercizi</b> .....	46
Capitolo 5 <b>Reazioni chimiche e stechiometria</b> .....	47
5.1 Le reazioni chimiche e le equazioni chimiche .....	47
5.2 Introduzione ai tipi di reazioni chimiche .....	50
5.2.1 Reazioni acido-base .....	50
5.2.2 Reazioni di complessazione (o di formazione di composti di coordinazione) .....	52

5.2.3	Reazioni di precipitazione .....	52
5.2.4	Reazioni di ossido-riduzione o reazioni redox .....	54
5.3	Il bilanciamento delle equazioni chimiche .....	56
5.4	Il significato quantitativo delle equazioni chimiche: stechiometria .....	62
5.4.1	Il reagente limitante .....	64
5.4.2	La resa teorica e la resa percentuale .....	66
<b>Esercizi</b>	.....	67

## Capitolo 6 **Modelli atomici e configurazioni elettroniche. Sistema periodico e proprietà periodiche** .....

6.1	La tavola periodica degli elementi .....	75
<b>Approfondimento 6.1</b>	L'ekasilicio (alias il germanio) .....	76
6.2	I modelli atomici .....	78
6.2.1	Lo spettro di emissione dell'atomo di idrogeno .....	78
6.2.2	Il modello atomico di Bohr .....	79
6.2.3	La relazione di de Broglie .....	82
6.2.4	Il modello atomico di Schrödinger .....	82
6.2.5	Gli orbitali atomici .....	83
6.2.6	Le energie degli orbitali .....	88
6.3	Le configurazioni elettroniche.....	90
6.4	Il sistema periodico e le proprietà periodiche .....	94
6.4.1	I gruppi e i periodi .....	94
<b>Approfondimento 6.2</b>	Gli elementi del Gruppo 3 .....	96
6.4.2	Il raggio atomico .....	98
6.4.3	L'energia di ionizzazione .....	98
6.4.4	L'affinità elettronica .....	100
6.4.5	I metalli, i non metalli e i metalloidi .....	100
6.4.6	Il raggio ionico .....	101
<b>Esercizi</b>	.....	102

## Capitolo 7 **Modelli del legame chimico** .....

7.1	Le caratteristiche del legame chimico .....	105
7.2	Il legame ionico .....	106
7.3	Il legame covalente.....	107
7.4	La teoria del legame di valenza .....	108
7.5	I legami $\sigma$ e $\pi$ .....	108
7.6	L'elettronegatività di Pauling .....	110
7.7	Il dipolo di legame e il dipolo molecolare.....	112
7.8	Gli orbitali ibridi.....	113
<b>Approfondimento 7.1</b>	Combinazione lineare di funzioni.....	114
<b>Approfondimento 7.2</b>	Gli orbitali ibridi $dsp^3$ e $d^2sp^3$ .....	119
7.9	La teoria dell'orbitale molecolare .....	121
7.9.1	Molecole diamagnetiche e paramagnetiche.....	121
7.9.2	Orbitali molecolari.....	122
7.9.3	Orbitali leganti e antileganti e ordine di legame.....	124
7.9.4	Orbitali di frontiera.....	126
7.9.5	Molecole biatomiche omonucleari .....	126
7.9.6	Molecole biatomiche eteronucleari .....	127
<b>Esercizi</b>	.....	129

<b>Capitolo 8 Strutture di Lewis, geometrie molecolari e polarità delle molecole</b> .....	131
8.1 Le formule di struttura.....	131
8.1.1 La regola dell'ottetto-duetto .....	131
8.1.2 Le formule di struttura di Lewis .....	132
8.2 Le geometrie molecolari.....	132
8.2.1 La teoria VSEPR .....	133
8.3 La determinazione delle strutture di Lewis .....	136
8.3.1 Il numero sterico, la carica formale e il dipolo molecolare.....	136
8.3.2 Le strutture limite e la mesomeria.....	138
<b>Approfondimento 8.1</b> Numero delle strutture limite di risonanza .....	140
8.3.3 L'espansione dell'ottetto.....	141
8.3.4 Le molecole isoelettroniche.....	142
8.3.5 Le specie radicaliche .....	143
8.3.6 Le strutture asimmetriche.....	143
8.3.7 Il numero di ossidazione.....	145
<b>Riassunto 8.1</b> Eccezioni alla regola dell'ottetto .....	145
<b>Esercizi</b> .....	146
<b>Capitolo 9 Composti di coordinazione</b> .....	147
9.1 I composti di coordinazione e il numero di coordinazione .....	147
9.2 La geometria dei complessi.....	149
9.3 La teoria del campo cristallino .....	150
9.4 I composti di coordinazione nella biosfera e nelle attività umane .....	154
<b>Esercizi</b> .....	157
<b>Capitolo 10 Solidi</b> .....	159
10.1 Introduzione .....	159
10.2 I reticoli cristallini e le celle elementari .....	159
10.2.1 I solidi metallici.....	162
<b>Approfondimento 10.1</b> Superconduttori .....	170
10.2.2 I solidi ionici.....	170
10.2.3 I solidi covalenti .....	172
10.2.4 I solidi molecolari.....	173
10.3 La struttura e le proprietà dei solidi amorfi .....	174
<b>Esercizi</b> .....	174
<b>Capitolo 11 Gas</b> .....	177
11.1 Introduzione .....	177
11.2 Le leggi dei gas.....	178
11.3 L'equazione di stato dei gas perfetti.....	182
11.4 Le miscele gassose .....	186
11.5 La teoria cinetica dei gas .....	187
11.6 I gas reali .....	193
<b>Esercizi</b> .....	195
<b>Capitolo 12 Stati condensati, legame a idrogeno e forze di van der Waals</b> .....	197
12.1 Introduzione agli stati della materia .....	197
12.2 Le forze intermolecolari .....	197
12.3 Il legame a idrogeno .....	200

12.4	Le dinamiche delle transizioni di fase e le loro implicazioni termodinamiche.....	202
12.5	I diagrammi di fase.....	206
	<b>Esercizi</b> .....	210
<b>Capitolo 13 Soluzioni e proprietà colligative</b> .....		211
13.1	Introduzione.....	211
13.2	I tipi di soluzione e i fenomeni associati.....	211
13.3	L'energia, la miscibilità e le interazioni nelle soluzioni.....	211
13.4	Le soluzioni elettrolitiche.....	212
13.5	La misurazione della concentrazione delle soluzioni.....	213
13.6	Alcune proprietà dei colloidi.....	226
13.7	Le proprietà colligative delle soluzioni.....	227
13.8	Le proprietà colligative di soluzioni non elettrolitiche.....	228
13.9	Le proprietà colligative di soluzioni elettrolitiche.....	234
13.10	La pressione osmotica.....	237
13.11	Le applicazioni pratiche delle proprietà colligative.....	239
13.12	Le soluzioni di soluti volatili.....	242
13.13	La distillazione frazionata.....	245
13.14	La cristallizzazione frazionata.....	249
	<b>Esercizi</b> .....	250
<b>Capitolo 14 Termodinamica ed equilibrio chimico</b> .....		253
14.1	I sistemi e gli scambi energetici.....	253
14.2	I principi della termodinamica e le sue leggi.....	254
14.2.1	Il primo principio della termodinamica.....	254
14.2.2	L'entalpia e i calori di reazione.....	257
14.2.3	Il secondo principio della termodinamica.....	269
14.2.4	Il terzo principio della termodinamica.....	270
14.3	L'equilibrio di fasi.....	272
14.4	L'equilibrio chimico.....	273
	<b>Esercizi</b> .....	285
<b>Capitolo 15 Acidi e basi</b> .....		289
15.1	Introduzione.....	289
15.2	La teoria di Arrhenius.....	290
15.3	La teoria di Brønsted-Lowry.....	291
15.4	La teoria di Lewis.....	292
15.5	L'autoprotolisi dell'acqua.....	294
15.6	La scala del pH.....	298
15.7	Gli acidi e le basi forti.....	300
15.8	Il calcolo del pH.....	300
15.9	Gli acidi poliprotici e le basi poliprotiche.....	305
	<b>Approfondimento 15.1</b> La produzione di $H_2SO_4$ oggi.....	308
	<b>Esercizi</b> .....	309
<b>Capitolo 16 Idrolisi e soluzioni tampone</b> .....		311
16.1	L'idrolisi.....	311
16.2	Le soluzioni tampone.....	323
	<b>Esercizi</b> .....	331

Capitolo 17 <b>Titolazioni acido-base</b> .....	335
17.1 Principi generali .....	335
17.2 Le curve di titolazione .....	346
17.3 Gli indicatori.....	350
<b>Esercizi</b> .....	353
Capitolo 18 <b>Solubilità e precipitazione</b> .....	355
18.1 L'equilibrio di solubilità .....	355
18.2 La costante del prodotto di solubilità ( $K_{ps}$ ).....	356
18.3 La solubilità e gli equilibri acido-base .....	366
18.4 La solubilità dei solfuri.....	370
18.5 La solubilità degli idrossidi .....	371
18.6 La solubilità in presenza di agenti complessanti .....	372
<b>Approfondimento 18.1</b> Il processo Solvay per la produzione di $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .....	378
<b>Esercizi</b> .....	379
Capitolo 19 <b>Reazioni e titolazioni di ossido-riduzione</b> .....	383
19.1 Le reazioni di ossido-riduzione .....	383
19.2 Le titolazioni di ossido-riduzione.....	384
<b>Esercizi</b> .....	392
Capitolo 20 <b>Celle elettrochimiche. Equazione di Nernst. Elettrolisi. Conducibilità</b> .....	395
20.1 Le celle elettrochimiche .....	395
20.1.1 La pila Daniell .....	400
20.1.2 La determinazione dei valori di $E^0$ .....	401
20.2 L'equazione di Nernst.....	406
20.2.1 La determinazione della costante di equilibrio.....	409
20.2.2 Il pHmetro .....	412
20.3 L'elettrolisi .....	414
20.3.1 Le leggi di Faraday .....	420
20.4 La conducibilità.....	424
<b>Esercizi</b> .....	424
Capitolo 21 <b>Cinetica chimica</b> .....	429
21.1 Le tipologie di reazioni elementari.....	429
21.2 La cinetica e l'equilibrio chimico.....	430
21.3 Il meccanismo di reazione e la velocità di reazione .....	432
21.4 Come si determina la legge cinetica.....	434
21.5 La cinetica delle reazioni.....	435
21.5.1 La cinetica delle reazioni di ordine zero.....	435
21.5.2 La cinetica delle reazioni del primo ordine .....	436
21.5.3 La cinetica delle reazioni del secondo ordine.....	437
<b>Approfondimento 21.1</b> Cinetica di Michaelis-Menten.....	438
21.6 L'effetto della temperatura sulle velocità di reazione.....	439
21.7 I catalizzatori .....	443
Capitolo 22 <b>Chimica nucleare</b> .....	447
22.1 I nuclei stabili e instabili. Il decadimento radioattivo .....	447
22.2 L'energia nucleare.....	453

22.3	La cinetica del decadimento radioattivo .....	454
22.4	Gli effetti della radioattività sui sistemi biologici .....	458
<b>Approfondimento 22.1</b>	La datazione con $^{14}\text{C}$ .....	459
22.5	La fissione nucleare.....	460
<b>Approfondimento 22.2</b>	L'origine degli elementi chimici più pesanti.....	462
<b>Approfondimento 22.3</b>	La sintesi dei primi elementi chimici artificiali mediante bombardamento nucleare .....	463
<b>Esercizi</b>	.....	464
Appendice 1	<b>Cifre significative; uso della notazione esponenziale</b> .....	A-1
Appendice 2	<b>Equazioni di secondo grado</b> .....	A-7
Appendice 3	<b>Masse atomiche dei più comuni elementi</b> .....	A-9
Appendice 4	<b>Unità di misura e Sistema Internazionale</b> .....	A-11
Appendice 5	<b>Costanti fisiche e fattori di conversione</b> .....	A-17
Appendice 6	<b>Risposte ai quesiti posti nelle esercitazioni</b> .....	A-19
Appendice 7	<b>Uso dei logaritmi e mantisse a quattro cifre</b> .....	A-31
	<b>Chimica organica di base</b> .....	
	<b>Indice analitico</b> .....	I-1



# MATERIA ED ENERGIA. ATOMO E PARTICELLE SUBATOMICHE

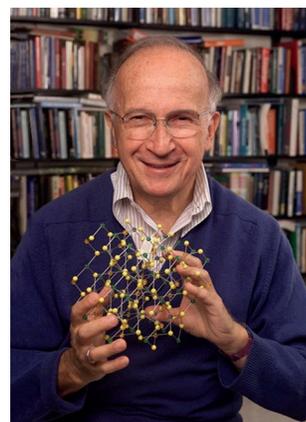
## 1

### 1.1 LA CHIMICA COME SCIENZA DELLE TRASFORMAZIONI

La chimica è una scienza che ha un impatto immenso sulla vita di tutti i giorni. La chimica è **pervasiva**, nel senso che ovunque ci si volga si possono trovare segni della sua presenza. L'enorme progresso di cui la società odierna beneficia è per molta parte legato allo sviluppo di questa disciplina, a partire, ad esempio, dalla produzione di ammoniaca. Questa sostanza, infatti, è alla base della produzione di fertilizzanti (che a loro volta hanno permesso una produzione alimentare tale da poter sostenere una crescita demografica importante) e ancora oggi viene prodotta con un processo messo a punto nei primi decenni del 20° secolo da Haber, Nernst e Bosch sufficientemente efficiente da poter trasformare l'azoto atmosferico in ammoniaca. Considerazioni analoghe potrebbero essere fatte per la produzione di fibre tessili, per l'edilizia, la metallurgia, la realizzazione di nuovi materiali e di nuove sostanze, la produzione di energia, la medicina. La chimica, una volta smessi i panni oscuri e quasi magici di cui si era rivestita quando era alchimia, è diventata nel tempo una risorsa fondamentale per sostenere il progresso in ogni campo dell'esistenza. Con questo non si vuole stabilire un primato della chimica rispetto ad altre scienze naturali, però, usando un paragone tratto dallo sport, se la fisica è come l'arbitro che stabilisce le regole secondo cui si gioca, la chimica è come un atleta capace di giocare a tutti i giochi.

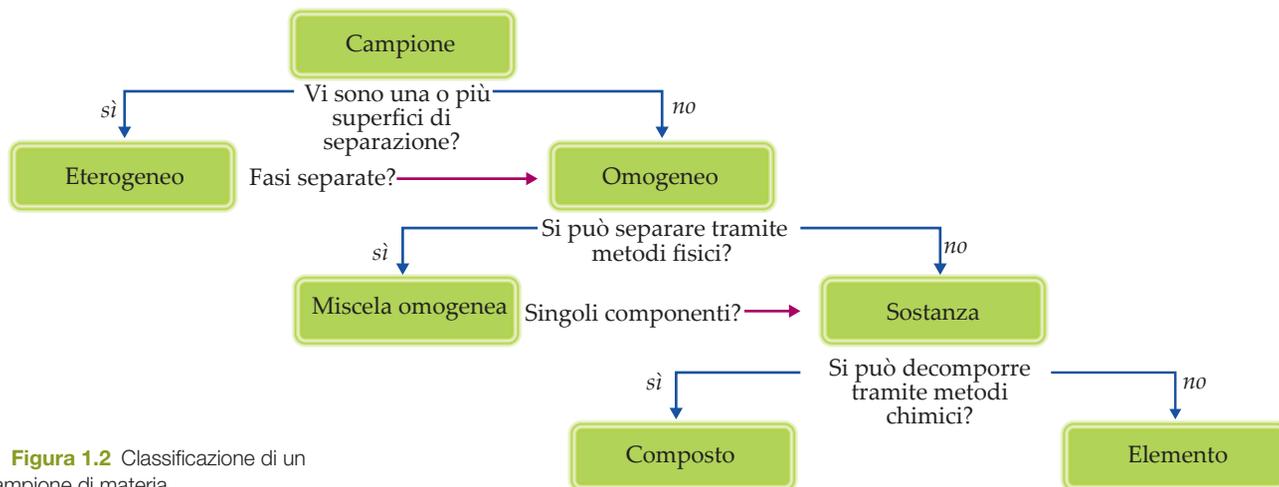
Studiare la chimica è dunque come avere gli occhi aperti nello stesso momento sul cuore delle stelle e dentro a ogni cellula vivente, nelle profondità delle rocce e al centro di ogni singolo atomo. Non si può dunque dire che il campo di studio della chimica abbia **limiti precisi**. Al contrario, le frontiere della chimica sono continuamente **mobili**, poiché si spostano con le esigenze umane in costante mutamento, e talora anche perché occorre trovare un rimedio ai danni che l'uso improprio della chimica ha causato. Questo spiega la nascita della '**chimica verde**', originata dalla necessità di risolvere problemi come l'inquinamento, l'effetto serra, l'impoverimento dello strato di ozono e dalla conseguente necessità di riprogrammare i cicli produttivi in maniera sostenibile per l'ambiente.

La chimica è quindi una scienza in trasformazione, anzi è la scienza delle trasformazioni. A questa definizione era già giunto **Hoffmann (Figura 1.1)**, affermando come la chimica "... non è tanto la scienza dei cento elementi, bensì dell'infinita varietà di molecole che possono essere costruite con essi...". Basterebbero da sole queste parole per convincersi che studiare la chimica non è solo astrattamente utile o interessante, ma è continua fonte di meraviglia ed inesauribile stimolo alla curiosità. Non è forse vero che la prima domanda che ognuno di noi si pone, quando diventa consapevole del mondo che lo circonda, è: "che



● **Figura 1.1** Il premio Nobel Roald Hoffmann.





● **Figura 1.2** Classificazione di un campione di materia.

cos'è?". La chimica, come le altre scienze, si propone di rispondere a tale interrogativo. Allo stesso tempo, ogni risposta trovata genera nuove e più stimolanti domande, incitando coloro che sono disposti a spingersi fino a dove nessuno era giunto prima.

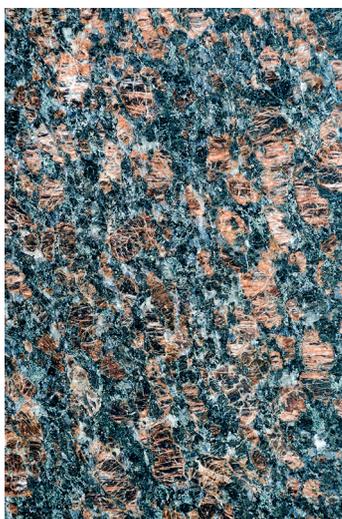
## 1.2 LA CLASSIFICAZIONE DI UN CAMPIONE DI MATERIA

### 1.2.1 Le miscele omogenee ed eterogenee e i metodi di separazione

Sebbene spesso le scoperte scientifiche siano frutto del caso o di una illuminata intuizione, la maggior parte del lavoro, nella chimica come nelle altre scienze naturali, consiste nella sistematica raccolta dei dati sperimentali. Le varie scienze differiscono tra loro per il tipo di dati che vengono raccolti e per il modo con cui essi vengono trattati. Nel caso della chimica, per molto tempo questo sforzo si è concretizzato nel tentativo di separare le varie sostanze presenti in natura nei loro singoli elementi costituenti. Tale ricerca è stata la principale occupazione degli alchimisti prima, e dei chimici poi, fino al 19° secolo.

La mole di dati raccolti permise gradualmente di stabilire alcune differenze. Un generico campione di materia, infatti, si può presentare ad un esame esterno come **omogeneo** in ogni sua parte oppure **eterogeneo** (Figura 1.2). Si pensi ad un campione di roccia costituito da più minerali che differiscono tra loro per colore, densità, forma cristallina (Figura 1.3). Se appunto il campione presenta tali differenze, si dice che esso è formato da più **fasi**. Una fase è una porzione del campione all'interno della quale non è più possibile evidenziare una **superficie di separazione**. È opportuno ricordare qui che il termine di fase indica anche lo **stato fisico** in cui una determinata sostanza si presenta. Si parla allora di **fase solida**, **liquida** o **aeriforme**. La presenza di più fasi, così, non implica necessariamente che il campione sia costituito da sostanze diverse; si possono anche avere due o più fasi di una medesima sostanza. Un esempio è dato dall'acqua nei suoi tre stati di aggregazione (Figura 1.4).

Ad ogni modo, se un campione presenta più fasi, esse hanno caratteristiche fisiche diverse e possono essere separate ricorrendo a **metodi fisici**. Ad esempio, è possibile separare una fase solida da una fase liquida per filtrazione (Figura 1.5). A questo punto, ci si può domandare se le varie fasi separate, ciascuna delle quali al suo interno è omogenea, siano o no sostanze pure. Infatti, esiste la possibilità che un campione omogeneo sia costituito da più sostanze disperse l'una nell'altra, a livello **molecolare**. In questo caso particolare si parla di **miscele omogenee** o **soluzioni**. Le soluzioni possono presentarsi in qualsiasi stato fisico: gassoso, come l'aria, liquido, come l'acqua di mare, o solido, come le leghe. È interessante notare che la difficoltà



● **Figura 1.3** Il granito è una roccia eterogenea.

di riconoscere le leghe come soluzioni portò i chimici del 18° secolo ad un'aspra contesa sui rapporti di combinazione degli elementi nei composti. Anche le soluzioni, tuttavia, essendo miscele, possono essere separate nelle sostanze che le costituiscono ricorrendo a metodi fisici, come la distillazione, la cristallizzazione e la cromatografia. Quello che resta dopo questo lavoro è un certo numero di sostanze pure, o **individui chimici**.

## 1.2.2 Le sostanze pure: composti ed elementi

Le sostanze pure sono definite individui chimici poiché possiedono un'identità chimica univoca, ovvero sono identiche a sé stesse in ogni loro parte, e presentano proprietà fisiche ed organolettiche (quali colore, densità, punto di fusione e di ebollizione) specifiche e distintive. A questo punto, rimane solo da stabilire se le sostanze pure ottenute siano costituite da atomi fra loro tutti uguali, oppure da atomi di tipo diverso. Nel primo caso si parla di **elementi**, nel secondo di **composti**. Dalla premessa si deduce che un composto può essere scisso negli elementi che lo formano; tuttavia questo processo è possibile soltanto ricorrendo a **metodi chimici** (Figura 1.2).

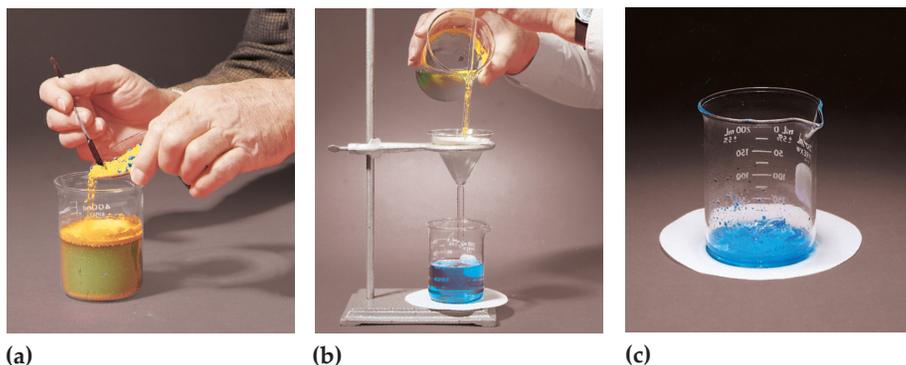
Le sostanze, siano esse elementi o composti, si distinguono non solo perché hanno proprietà fisiche caratteristiche, ma anche perché possiedono **proprietà chimiche peculiari**. Infatti, oltre a cercare di scindere i composti negli elementi che li costituiscono (**analisi**), da sempre i chimici hanno cercato di capire se e come elementi e composti possano reagire tra loro per formare nuove sostanze (**sintesi**). Il chimico, quindi, non si accontenta di investigare le proprietà fisiche, ma studia anche la **reattività chimica**, andando ad esaminare quali sostanze reagiscano tra loro e a quali **prodotti** possano dare luogo. Da ciò si nota come la definizione di scienza delle trasformazioni attribuita alla chimica sia quanto mai appropriata.

L'obiettivo di un chimico è dunque la caratterizzazione completa di un campione di materia; per raggiungere tale fine egli deve studiarne le **proprietà** chimico-fisiche, la **composizione**, le **trasformazioni**. A tutto questo, il chimico deve aggiungere anche lo studio della **struttura**. I vari atomi che costituiscono una sostanza, sia essa un elemento puro o un composto, sono infatti organizzati nello spazio in modo ben preciso ed ordinato; questa struttura ordinata può essere studiata, per esempio, mediante la diffrazione dei raggi X da parte di un cristallo di detta sostanza.

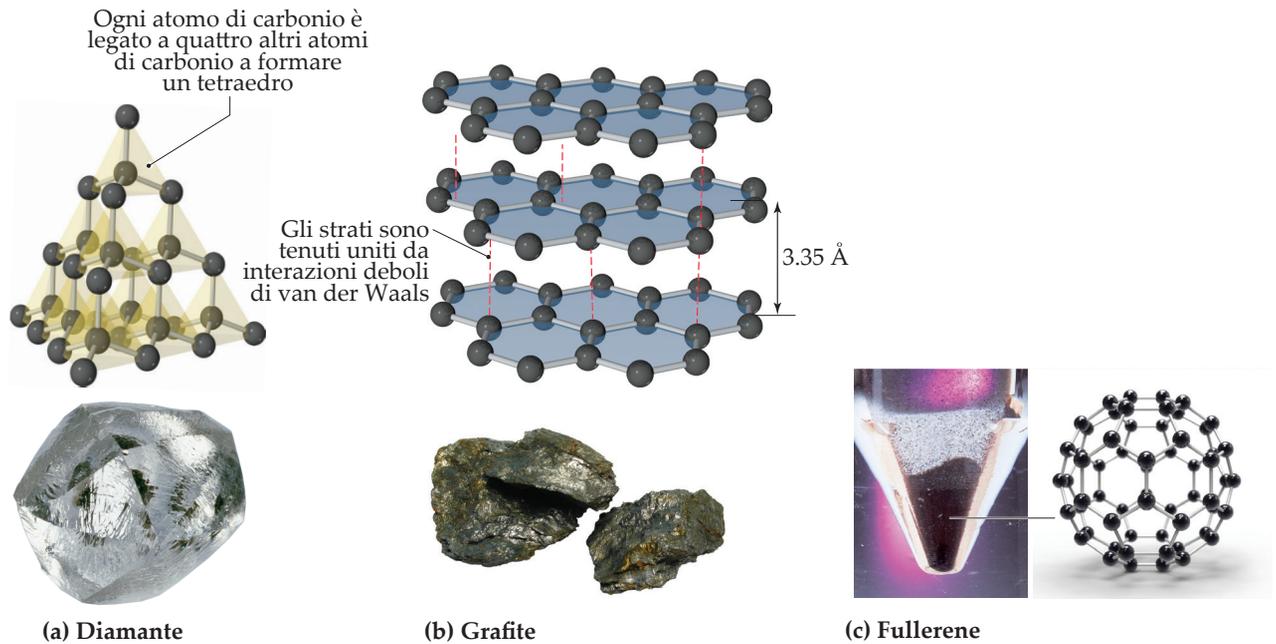
L'indagine strutturale ha spesso consentito di rivelare che le **proprietà macroscopiche** dei composti dipendono dal modo in cui i vari atomi sono legati tra loro a **livello microscopico**, come dimostrano i diversi comportamenti che presentano le varie **forme allotropiche** (o **allotropi**) degli elementi. L'**allotropia** è, appunto, la proprietà che hanno alcuni elementi chimici di esistere in forme diverse. Essa può dipendere da un diverso **numero** di atomi o da una diversa **disposizione** degli atomi stessi all'interno della molecola. Così, i due diversi allotropi dell'ossigeno (diossigeno ed ozono) differiscono per il numero degli atomi di ossigeno, mentre i tre allotropi del carbonio (grafite, diamante e fullerene) differiscono per il modo in cui gli atomi di carbonio sono tra loro legati (Figura 1.6). Dunque, l'aspetto ed il comportamento delle sostanze dipendono dal modo in cui gli atomi costituenti sono legati tra loro. Questo sot-



● **Figura 1.4** L'acqua si può presentare contemporaneamente in fase solida (ghiaccio), liquida ed aeriforme (nuvole).



● **Figura 1.5** Esempio di separazione per filtrazione di una miscela **(a)** costituita da una soluzione in acqua di un composto di rame blu ( $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ ) a cui è stato aggiunto un sale altamente insolubile a base di cadmio ( $\text{CdS}$ ). **(b)** Il  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  sciolto in acqua passa attraverso il filtro, mentre  $\text{CdS}$  viene trattenuto dal filtro. **(c)** L'operazione di recupero sotto forma di solido del nitrato di rame avviene infine per evaporazione dell'acqua a dare cristalli blu del sale esaidrato di partenza.

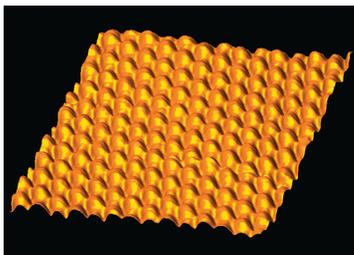


● **Figura 1.6** La grafite (a), il diamante (b) e il fullerene  $C_{60}$  (c) sono forme allotropiche del carbonio. L'uso principale della grafite è nella costruzione di elettrodi per celle elettrochimiche, dove si sfrutta la sua capacità di condurre l'elettricità. Il diamante non conduce la corrente. Piccoli diamanti, che non hanno le caratteristiche di pietre preziose, vengono usati come punte per perforazioni e per altri usi in cui è richiesta l'eccezionale durezza del diamante. Il fullerene  $C_{60}$  è una nuova forma molecolare di carbonio con molte possibilità di utilizzazione.

tolinea anche il fatto che tutte le sostanze sono costituite da **atomi**; gli elementi sono costituiti da atomi tutti dello stesso tipo, i composti da atomi di tipo diverso. Il termine atomo deriva dal greco (= che non si può tagliare) e rispecchia l'idea di una unità **fondamentale ed indivisibile** (Figura 1.7). Ogni atomo contiene un determinato numero di **particelle subatomiche**. Le tre particelle rilevanti ai fini dello studio della chimica sono l'**elettrone**, il **protone** ed il **neutrone**.

## 1.3 ALLA SCOPERTA DELLA STRUTTURA ATOMICA

### 1.3.1 Le particelle subatomiche: elettroni, protoni e neutroni



● **Figura 1.7** L'immagine di atomi di silicio tracciata con un microscopio a scansione ad effetto tunnel. Gli atomi di silicio (sfere colorate in modo artificiale dal software di rielaborazione dell'immagine) sono per lo più sistemati in modo regolare.

L'elettrone fu la prima particella subatomica ad essere teorizzata e scoperta. Il termine di elettrone fu coniato da **Stoney** nel 1881, che lo introdusse per indicare l'unità fondamentale della **carica elettrica**. La dimostrazione che gli elettroni sono particelle venne condotta da **Crookes** con una celebre esperienza. Crookes ideò un tubo di scarica (**tubo di Crookes**) in cui un gas rarefatto (a bassa pressione) veniva attraversato da una scarica elettrica prodotta da due **elettrodi** collegati rispettivamente con il polo positivo (anodo) e con il polo negativo (catodo) di un generatore di corrente. Questo dispositivo permetteva, per elevati valori di differenza di potenziale tra i due elettrodi ( $> 10$  kV), di strappare degli elettroni dagli atomi dell'elettrodo negativo. Poiché gli elettroni si muovevano dal catodo verso l'anodo, vennero inizialmente chiamati **raggi catodici** (Figura 1.8). Il fatto che i raggi catodici riuscissero a muovere una paletta posta sul loro cammino indicava che essi avevano una **massa**; il fatto che si muovevano verso il polo positivo indicava che erano dotati di **carica negativa**. Gli elettroni dei raggi catodici, muovendosi all'interno del tubo di scarica, collidono inoltre con le particelle del gas qui contenuto, strappando ad esse elettroni. Le particelle del gas si trasformano così in **ioni positivi** (cationi). I raggi catodici risultarono



**Tabella 12.2** Punti di ebollizione dei gas nobili

Gas nobile		Massa molare (g/mol)	Punto di ebollizione (K)
He		4.00	4.2
Ne		20.18	27
Ar		39.95	87
Kr		83.80	120
Xe		131.30	165

## 12.3 IL LEGAME A IDROGENO

Un'interazione dipolo-dipolo particolarmente importante è rappresentata dal **legame a idrogeno**. Questo legame si manifesta quasi esclusivamente in molecole in cui l'idrogeno è legato all'ossigeno, all'azoto o al fluoro. La peculiarità sta nel fatto che la differenza di elettronegatività tra F, O e N da una parte e H dall'altra è tale da portare alla formazione di legami fortemente polari. In aggiunta, l'idrogeno non ha altri elettroni se non quello di valenza impiegato nel legame, per cui una volta che si toglie quell'elettrone resta il solo nucleo. Se si definisce la densità di carica come il rapporto tra la parziale carica positiva localizzata sull'idrogeno ed il suo volume di ingombro, a causa delle sue piccole dimensioni l'idrogeno risulterà avere una densità di carica molto elevata (**Figura 12.6**). Questa grande densità di carica interagirà fortemente con un doppietto solitario di elettroni, soprattutto se anche questo ha un volume di ingombro piccolo (come nel caso di F, O e N). Questo perché l'energia di interazione coulombiana è inversamente proporzionale alla distanza.

Si parla di **legame a idrogeno intramolecolare** quando il doppietto solitario di elettroni e l'idrogeno positivizzato appartengono alla stessa molecola, mentre si parla di **legame a idrogeno intermolecolare** quando il doppietto solitario di elettroni e l'idrogeno positivizzato appartengono a molecole diverse.

I tre atomi implicati nel legame a idrogeno (l'atomo a cui l'idrogeno è legato covalentemente, lo stesso atomo di idrogeno e l'atomo del doppietto solitario) sono pressoché allineati anche se in alcuni casi la deviazione dalla linearità può raggiungere i 30°. La distanza tra l'atomo di idrogeno e l'atomo a cui è legato covalentemente corrisponde grossomodo a quella del normale legame covalente, mentre la distanza dell'atomo H dall'atomo elettronegativo che reca il doppietto solitario è significativamente inferiore alla distanza di contatto. Va sottolineare

◆ **Figura 12.6** Legami a idrogeno tra molecole di HF. L'atomo di F parzialmente negativo di una molecola di HF interagisce attraverso legami a idrogeno con le vicine molecole di HF. Le regioni rosse della molecola sono cariche negativamente, mentre quelle blu cariche positivamente.

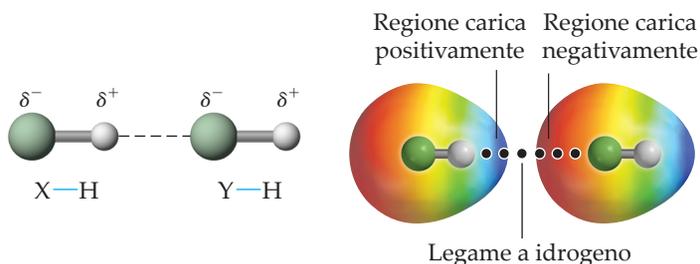
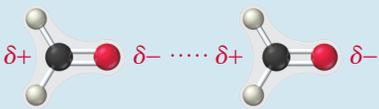
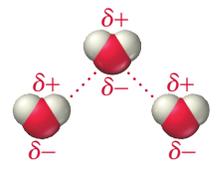
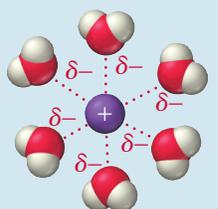


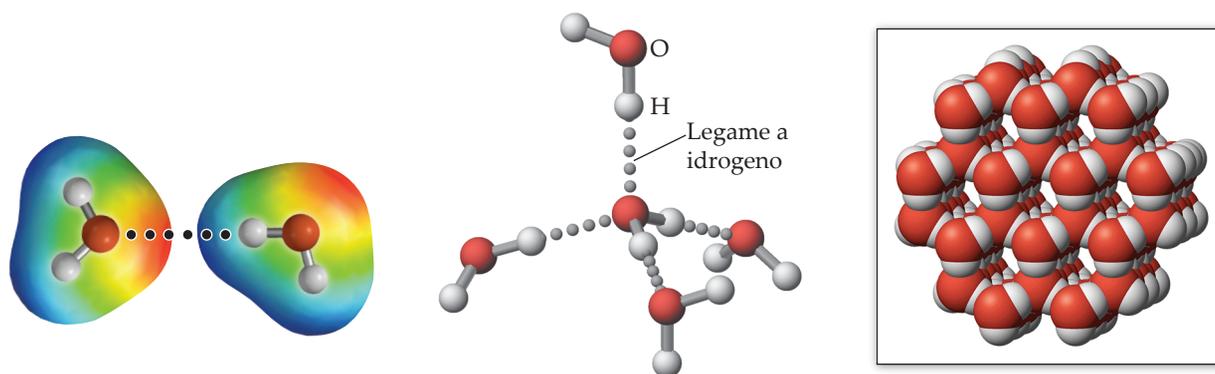
Tabella 12.3 Tipi di forze intermolecolari

Interazione	Presente in	Rappresentazione molecolare	Energia
Dispersione*	Tutte le molecole e gli atomi		0.05–20+ kJ/mol
Dipolo-dipolo	Molecole polari		3–20+ kJ/mol
Legame a idrogeno	Molecole contenenti H legati a F, O o N		10–40 kJ/mol
Ione-dipolo	Miscela di composti ionici e polari		30–100+ kJ/mol

\*Le forze di dispersione possono diventare molto forti (tanto quanto o anche più forti delle altre forze intermolecolari) per molecole con grande massa molare.

ato il fatto che il legame a idrogeno è un'interazione direzionata e che è mediamente più forte (anche di un fattore 10) rispetto alle altre interazioni intermolecolari. Si può pertanto pensare che tra l'idrogeno e l'atomo che reca il doppietto solitario si instauri un parziale legame covalente che ne giustifichi la forza. L'energia di un legame a idrogeno può arrivare fino a 40 kJ/mol (si veda **Tabella 12.3**). Le caratteristiche di direzionalità e di forza di legame hanno effetti determinanti sulla struttura e proprietà delle sostanze che esibiscono il legame a idrogeno. Uno dei principali esempi è rappresentato dalla densità dell'acqua (**Figura 12.7**). L'acqua allo stato solido ha una struttura insolitamente aperta ed occupa un discreto volume.

Durante il processo di fusione del ghiaccio, la sua struttura aperta viene parzialmente distrutta, risultando in un liquido che occupa un volume minore. Di conseguenza, la densità



◆ **Figura 12.7** Legami a idrogeno nell'acqua e la struttura del ghiaccio.

tere con quest'ultima per la cessione di un protone. Analogamente, le basi aventi  $K_b$  minore di  $10^{-14}$  sono più deboli dell'acqua e non potranno manifestare le loro caratteristiche basiche in acqua, non potendo competere con quest'ultima per la cattura di un protone. In definitiva, tali sostanze risulteranno **inefficaci** come acidi (o come basi) in soluzione acquosa (**Figura 15.7**).

## 15.6 LA SCALA DEL PH

Un acido ed una base per cui  $K_a$  (o  $K_b$ )  $> K_w$  dispersi in acqua fanno salire, rispettivamente, la  $[H_3O^+]$  e la  $[OH^-]$  rispetto alla quantità inizialmente presente in acqua pura. Considerata la relazione di proporzionalità inversa tra  $[H_3O^+]$  e  $[OH^-]$  nell'equilibrio di autoprotolisi, si può anche dire che una base solubilizzata in acqua **deprime** la  $[H_3O^+]$ . Perciò, per stabilire se una soluzione acquosa è acida o basica è sufficiente sapere se la  $[H_3O^+]$  è **maggiore** o **minore** di quella presente in acqua pura. Da qui è nata l'idea di definire una **scala di acidità** basata sulla  $[H_3O^+]$ . Tuttavia, siccome i valori di  $[H_3O^+]$  possono oscillare in un intervallo molto ampio (tra  $10^{-15}$  mol L<sup>-1</sup> e 10 mol L<sup>-1</sup>) si è optato per una scala meno estesa usando il logaritmo decimale (**log**) della  $[H_3O^+]$ . Con la circostanza che nella maggior parte dei casi, essendo  $[H_3O^+] < 1$ , il logaritmo risulta negativo, si è optato per la **funzione p** della  $[H_3O^+]$  (anziché la funzione logaritmo). La funzione p di un numero  $N$  è il logaritmo decimale di quel numero cambiato di segno. Pertanto,

$$pN = -\log N$$

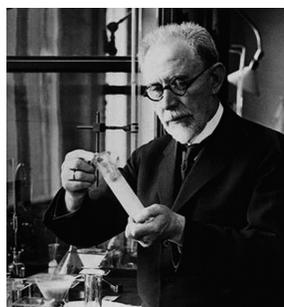
Così, quando la  $[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-7}$  mol L<sup>-1</sup>, la funzione p di questo numero è:

$$p[H_3O^+] = -\log(1.0 \times 10^{-7}) = -(\log 1.0 + \log 10^{-7}) = -[0.00 + (-7)] = 7.00$$

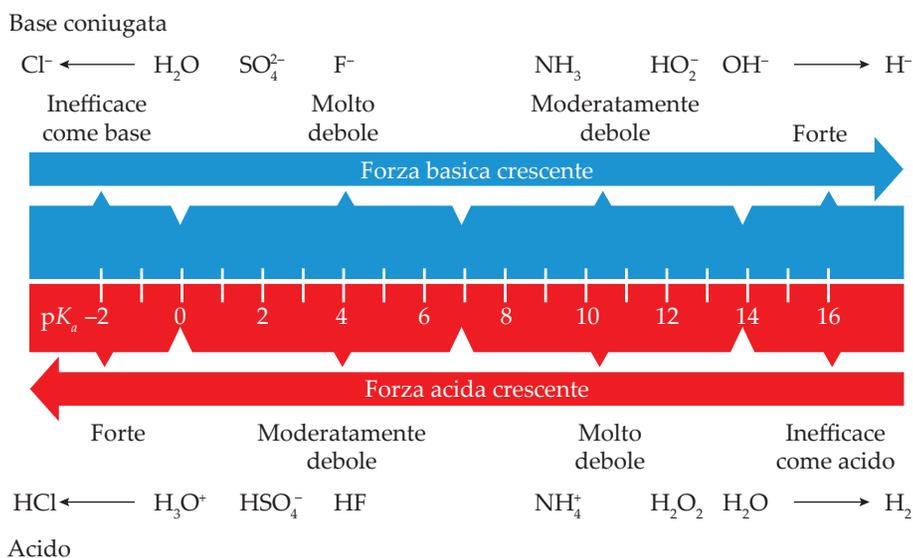
(per alcune brevi informazioni sui logaritmi, si veda nell'Appendice).

Per praticità, la scrittura  $p[H_3O^+]$  è sostituita dalla più semplice notazione **pH**, che ricorda anche la originaria definizione di *puissance d'Hydrogène* formulata nel 1909 da Sørensen. Così,

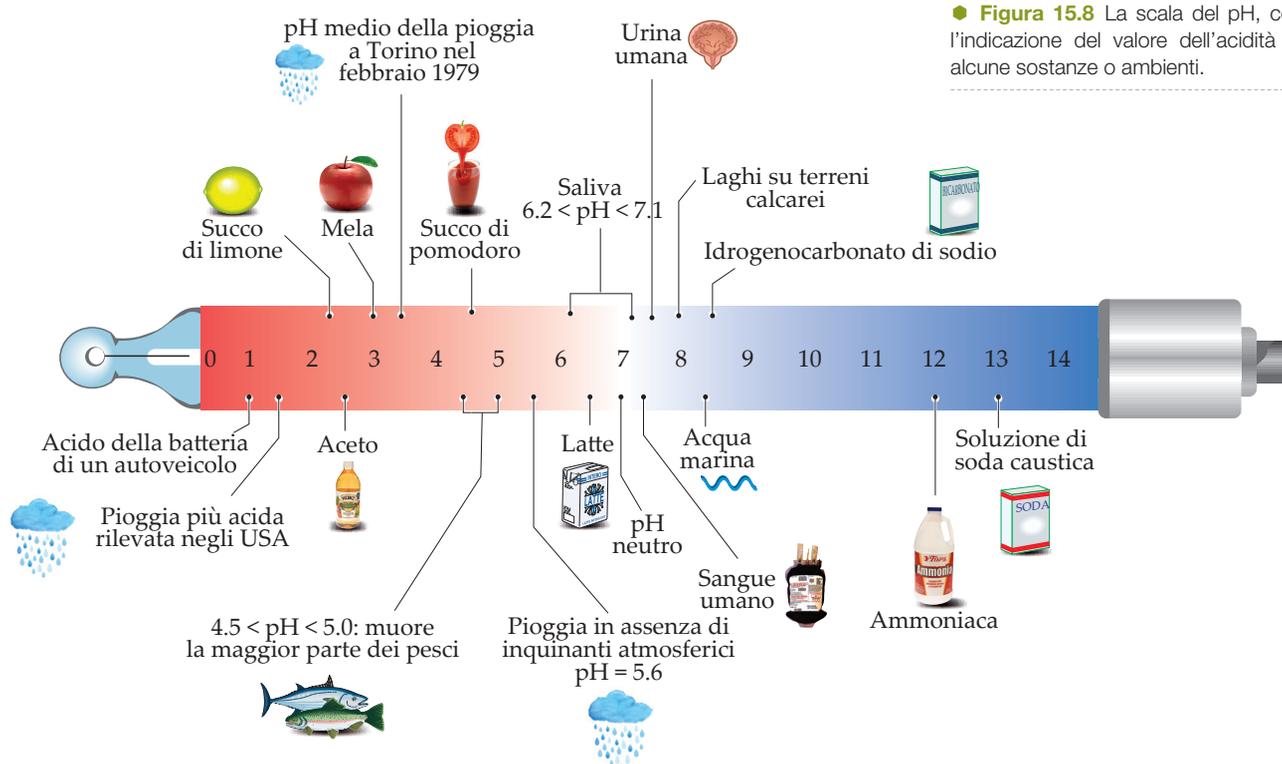
$$pH = -\log [H_3O^+]$$



Søren Peter Lauritz Sørensen



◆ **Figura 15.7** Il rapporto tra la forza di un acido e quello della propria base coniugata, in base al valore della  $pK_a$ .



● **Figura 15.8** La scala del pH, con l'indicazione del valore dell'acidità di alcune sostanze o ambienti.

ed è possibile definire una **scala del pH**. In quest'ultima, la gamma dei valori entro cui di solito ricade la  $[H_3O^+]$  risulta compresa tra  $-\log 10^{-15} = 15$  e  $-\log 10 = -1$  e perciò, nelle soluzioni di impiego comune si ha  $-1 < \text{pH} < 15$ . La **condizione di neutralità** dell'acqua a 25 °C,  $[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ , fornisce un utile punto di riferimento su tale scala, dato che in queste condizioni,  $\text{pH} = 7$ . Per valori inferiori a questo, una soluzione si dice **acida**, per valori superiori **basica**. Una soluzione per cui  $\text{pH} = 7$  si dice **neutra** (Figura 15.8). Dunque, a 25 °C

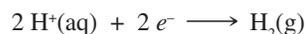
$\text{pH} < 7$                        $\text{pH} = 7$                        $\text{pH} > 7$   
 soluzione acida              soluzione neutra              soluzione basica

Naturalmente, il pH che compete alla soluzione neutra (pH di neutralità) è diverso da 7 se la temperatura è diversa da 25 °C (Tabella 15.4).

**Tabella 15.4** Valori del prodotto ionico dell'acqua  $K_w$  e del pH di neutralità a differenti temperature

Temperatura (°C)	$K_w$	pH di neutralità
10	$2.93 \times 10^{-15}$	7.27
20	$6.81 \times 10^{-15}$	7.08
25	$1.01 \times 10^{-14}$	7.00
30	$1.47 \times 10^{-14}$	6.92
37	$2.40 \times 10^{-14}$	6.81
40	$2.92 \times 10^{-14}$	6.77
50	$5.47 \times 10^{-14}$	6.63
60	$9.55 \times 10^{-14}$	6.51

ferimento. Per convenzione, si pone uguale a zero il valore di  $E^0$  della coppia  $H^+/H_2$ , cioè il potenziale per la riduzione di  $H^+$  ad  $H_2$  secondo:



Il potenziale di tale coppia redox è zero se la pressione parziale all'elettrodo di Pt dell'idrogeno gassoso è standard ( $10^5$  Pascal o 1.00 bar) e la concentrazione di  $H^+(aq)$  in soluzione è  $1.00 \text{ mol L}^{-1}$ , ossia la soluzione è a  $pH = 0$ .

L'**elettrodo a idrogeno** (Figura 20.6) permette di determinare tutti gli altri potenziali standard di riduzione rispetto a questo potenziale di riferimento. Basta costruire una cella galvanica costituita dalla semicella in esame, in condizioni standard, e dalla semicella standard  $H^+/H_2$ . Misurando la tensione di cella si ottiene il valore di  $\Delta E^0$ , il quale non è altro che il valore di  $E^0$  della coppia redox presa in considerazione.

Se la semicella standard  $Cu^{2+}/Cu$  viene accoppiata con la semicella standard  $H^+/H_2$ , si osserva la deposizione di rame metallico. La semicella,  $Cu^{2+}/Cu$  funge dunque da **catodo**, quella  $H^+/H_2$  da **anodo**. Dato che la tensione di cella misurata risulta pari a 0.343 V, ne consegue che:

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{cat}} - E^0_{\text{an}} = E^0_{Cu^{2+}/Cu} - E^0_{H^+/H_2}$$

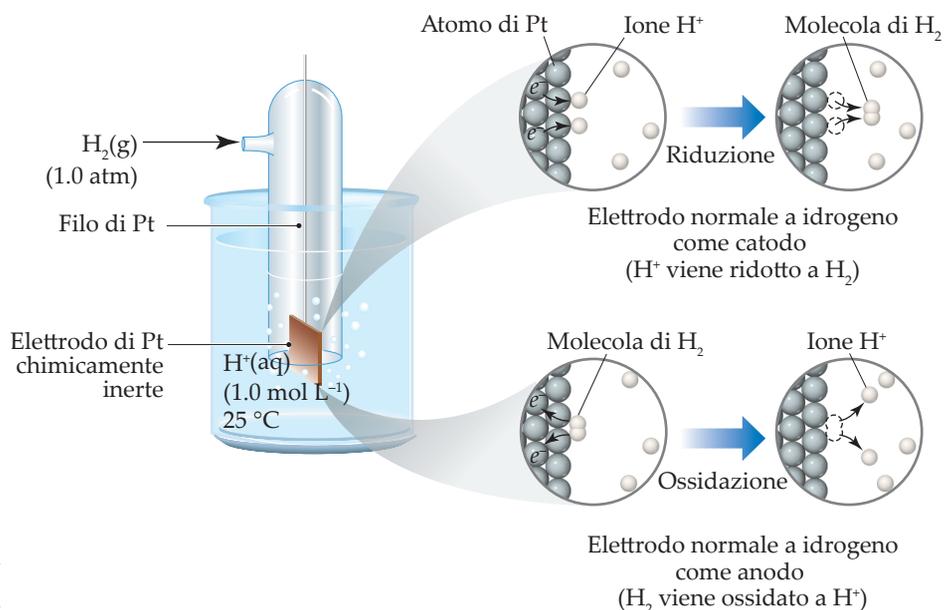
$$0.343 = E^0_{Cu^{2+}/Cu} - 0; E^0_{Cu^{2+}/Cu} = + 0.343 \text{ V}$$

Quando invece si accoppia la semicella standard  $Zn^{2+}/Zn$  con la semicella standard  $H^+/H_2$ , si nota che la barretta di zinco si assottiglia. Ciò significa che lo Zn si ossida a  $Zn^{2+}$ ; pertanto, la semicella dove si trova la coppia  $Zn^{2+}/Zn$  è l'**anodo**. Dalla tensione di cella misurata (+0.763 V) si ricava che:

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{cat}} - E^0_{\text{an}} = E^0_{H^+/H_2} - E^0_{Zn^{2+}/Zn}$$

$$+ 0.763 = 0 - E^0_{Zn^{2+}/Zn}; E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0.763 \text{ V}$$

L'incapacità di misurare i **potenziali assoluti** per le coppie redox non costituisce quindi un problema effettivo, poiché si possono determinare i **potenziali relativi**, rispetto ad una certa semicella di riferimento. Questi ultimi permettono il calcolo dei  $\Delta E^0$  e di poter mettere in



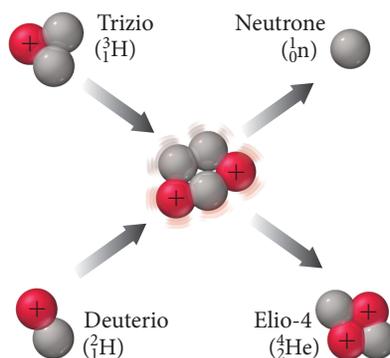
● **Figura 20.6** L'elettrodo standard a idrogeno.



● **Figura 22.12** Gli effetti disastrosi causati dall'esplosione della bomba atomica sulla città di Hiroshima.



Se la fissione nucleare avviene senza controllo in una massa grande di materiale fissile, può provocare un'esplosione nucleare, come nelle **bombe atomiche** (Figura 22.12). La radioattività prodotta è estremamente pericolosa per gli esseri viventi, causando danni genetici, malattie e morte. La fissione nucleare può anche essere utilizzata per innescare la **fusione nucleare** di nuclei di deuterio e trizio, come nella bomba all'idrogeno (Figura 22.13).



● **Figura 22.13** Una reazione di fusione nucleare. In questa reazione due isotopi pesanti dell'idrogeno, il deuterio (idrogeno-2) e il trizio (idrogeno-3), si fondono per formare elio-4 e un neutrone.



## APPROFONDIMENTO 22.2 L'origine degli elementi chimici più pesanti

Gli elementi chimici più pesanti si originano attraverso la **nucleosintesi stellare** e durante eventi cosmici estremi.

All'interno delle stelle, la **fusione nucleare** produce elementi fino al ferro. Le stelle, a seconda della loro massa, possono fondere idrogeno in elio, elio in carbonio e ossigeno, e così via, fino a formare elementi come silicio e ferro (Figura 22.14).

Gli elementi più pesanti ( $A > 56$ ) si formano attraverso cattura neutronica seguita da decadimento  $\beta^-$ . La **cattura neutronica** è facilitata dal fatto che i neutroni non hanno carica elettrica e possono penetrare più facilmente nel nucleo rispetto ai protoni carichi positivamente, che sono respinti

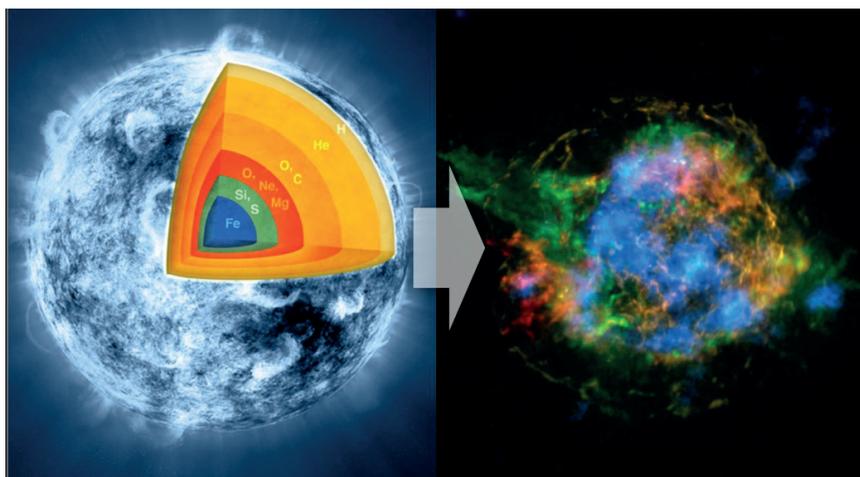
*Segue*

elettrostaticamente. Un nucleo può catturare una serie di neutroni diventando un isotopo progressivamente più pesante. A un certo punto, esso emette un elettrone ad alta velocità (particella  $\beta^-$ ), trasformando un neutrone in un protone. Questo decadimento  $\beta^-$  aumenta di un'unità il numero atomico senza cambiare il numero di massa, determinando così la formazione di un nuovo elemento.

Nelle stelle di massa intermedia, il processo *s* (*slow neutron capture*) implica la **cattura lenta di neutroni** rispetto alla velocità di decadimento  $\beta^-$ , permettendo così la formazione di isotopi stabili più pesanti del ferro.

Quando stelle massicce (con massa superiore a circa 8 volte quella del Sole) esplodono come **supernove**, le temperature e le pressioni estremamente elevate generano un flusso neutronico intenso che permette la **cattura rapida di neutroni** durante il processo *r* (*rapid neutron capture*), che produce elementi molto più pesanti del ferro, come l'oro, il piombo e l'uranio. Anche le collisioni di stelle di neutroni, residui ultradensi di supernove, producono abbondanti quantità di elementi pesanti attraverso il processo *r*.

In ambienti astrofisici estremi, come le esplosioni di novae e supernove, si può anche verificare il processo *p* (*proton capture*), in cui la **cattura rapida di protoni** contribuisce alla formazione di alcuni isotopi rari di elementi pesanti.



● **Figura 22.14** Formazione di una supernova (Fonte: Chandra X-ray Center/NASA/JPL-Caltech). Una stella massiccia, che ha sintetizzato elementi fino a  $^{56}\text{Fe}$  al suo interno (a sinistra), esplose spargendo gli strati esterni in una struttura chiamata resto di supernova (a destra). L'intenso flusso di neutroni che si genera nell'esplosione permette la formazione di elementi chimici più pesanti del ferro.



## APPROFONDIMENTO 22.3 La sintesi dei primi elementi chimici artificiali mediante bombardamento nucleare

Il fisico **Emilio Segrè** (1905–1989), mentre era docente a Palermo, richiese e ottenne un pezzo della lastra di molibdeno utilizzata da Ernest Lawrence, professore all'Università della California a Berkeley, per il ciclotrone, noto come *Atom Smasher*. In questo dispositivo, nuclei di deuterio (deuteroni) venivano accelerati mediante un campo elettrico e fatti collidere contro un bersaglio. Segrè ipotizzò che alcuni deuteroni (costituiti da un protone ed un neutrone) potessero colpire anche la lastra di molibdeno utilizzata come supporto e che, se incorporati nel nucleo di molibdeno, avrebbero prodotto un nuovo elemento con un numero atomico superiore di un'unità ( $Z = 43$ ), corrispondente all'eka-manganese, l'elemento ancora sconosciuto ipotizzato da Mendeleev. L'ipotesi si rivelò corretta e, nel 1937, insieme a Carlo Perrier, Segrè pubblicò la scoperta del nuovo elemento, che chiamò **tecnecio** (dal greco *technetos*, che significa "artificiale", poiché non esiste in natura).

Nel 1940, insieme ai fisici Dale Raymond Corson e Kenneth MacKenzie, Segrè contribuì anche alla scoperta di un altro elemento artificiale, l'**astato** (dal greco *astatos*, che significa "instabile"), ottenuto bombardando il bismuto con particelle  $\alpha$  (costituite da due protoni e due neutroni). Anche questo elemento era stato ipotizzato molti anni prima da Mendeleev con il nome di eka-iodio ( $Z = 85$ ).

Per la scoperta dell'antiprotone, Emilio Segrè fu insignito del premio Nobel per la fisica nel 1959, insieme a Owen Chamberlain.



Emilio Segrè

# Chimica di Base

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**.

