

Franco Nobile
Piero Mastrorilli

La chimica di base

con esercizi

terza edizione



cea

casa editrice ambrosiana

La chimica di base con esercizi



Risorse online

A questo indirizzo si può accedere al sito di complemento al libro

online.universita.zanichelli.it/mastrorilli-3ed



Ebook

L'intero libro in formato elettronico, con possibilità di evidenziare, commentare e personalizzare il testo



Test Interattivi Zanichelli

Il sistema di esercizi interattivi per gli studenti e i docenti, con classe virtuale



Per l'accesso registrarsi su

my.zanichelli.it

e abilitare le risorse.

Maggiori informazioni

nelle pagine iniziali del libro.

La chimica di base con esercizi è un manuale che ha l'obiettivo di fornire, in un contenuto numero di pagine, le basi per la comprensione dei fondamenti chimici delle tecnologie, comprese quelle per la tutela dell'ambiente e quelle connesse alle scienze dei sistemi medicali e dei materiali.

In questa terza edizione, oltre a una revisione complessiva del testo, sono stati aggiunti nuovi argomenti, quali i diagrammi di stato a due componenti, la chimica organica e le più importanti preparazioni chimiche industriali.

Il libro è caratterizzato da un forte legame tra teoria, esempi ed esercizi, nella convinzione che solamente attraverso l'applicazione immediata dei concetti teorici sia possibile verificarne l'apprendimento e la padronanza.

Nei 18 capitoli in cui si articola il libro sono quindi collocati strategicamente oltre 40 box di esempi, mentre di norma ogni capitolo si conclude con una sessione di esercizi da svolgere (con risultato) per un totale di 300 problemi.

Per facilitare lo studio sono stati introdotti semplici strumenti che aiutano a fissare i concetti base: i *glossarietti*, gli *indici laterali* e i *box di attenzione*, collocati accanto al testo di riferimento.

Sul sito del libro sono inoltre disponibili strumenti didattici digitali di grande utilità: l'ebook, i test interattivi per l'autovalutazione (ZTE) e oltre 60 problemi numerici su tutti gli argomenti del libro (con risultato).

Gli autori

Franco Nobile è stato professore ordinario di Chimica presso il Politecnico di Bari.

Piero Mastrorilli è professore ordinario di Chimica presso il Politecnico di Bari.

NOBILE*CHIMICA CON ESER 3E (CEA LUM)

ISBN 978-88-08-62017-0



9 788808 620170

2 3 4 5 6 7 8 9 0 (64G)

Al pubblico € 00,00 •••

In caso di variazione Iva o cambiamento prezzo consultare il sito o il catalogo dell'editore

www.zanichelli.it

Franco Nobile
Pietro Mastrorilli

La chimica di base

con esercizi

terza edizione

Se vuoi accedere alle risorse online riservate

1. Vai su **my.zanichelli.it**
2. Clicca su *Registrati*.
3. Scegli *Studente*.
4. Segui i passaggi richiesti per la registrazione.
5. Riceverai un'email: clicca sul link per completare la registrazione.
6. Cerca il tuo codice di attivazione stampato in verticale sul bollino argentato in questa pagina.
7. Inseriscilo nella tua area personale su **my.zanichelli.it**

Se sei già registrato, per accedere ai contenuti riservati di altri volumi ti serve solo il relativo codice di attivazione.

cea

casa editrice ambrosiana

© 2021 CEA – Casa Editrice Ambrosiana, viale Romagna 5, 20089 Rozzano (MI) [62017]
CEA – Casa Editrice Ambrosiana è un marchio editoriale di Zanichelli editore S.p.A.

I diritti di elaborazione in qualsiasi forma o opera, di memorizzazione anche digitale su supporti di qualsiasi tipo (inclusi magnetici e ottici), di riproduzione e di adattamento totale o parziale con qualsiasi mezzo (compresi i microfilm e le copie fotostatiche), i diritti di noleggio, di prestito e di traduzione sono riservati per tutti i paesi. L'acquisto della presente copia dell'opera non implica il trasferimento dei suddetti diritti né li esaurisce.

Fotocopie per uso personale (cioè privato e individuale con esclusione quindi di strumenti di ordine collettivo) possono essere effettuate, nel limite del 15% di ciascun volume, dietro pagamento alla SIAE del compenso previsto dall'art. 68, commi 4 e 5, della legge 22 aprile 1941, n. 633. Tali fotocopie possono essere effettuate negli esercizi commerciali convenzionati SIAE o con altre modalità indicate da SIAE. Per riproduzioni ad uso non personale (per esempio: professionale, economico o commerciale, strumenti di studio collettivi, come dispense o simili) l'editore potrà concedere a pagamento l'autorizzazione a riprodurre un numero di pagine non superiore al 15% delle pagine del presente volume. Le richieste per tale tipo di riproduzione vanno inoltrate a:

Centro Licenze e Autorizzazioni per le Riproduzioni Editoriali (CLEARedi), Corso di Porta Romana 108, 20122 Milano
e-mail: autorizzazioni@clearedi.org e sito web: www.clearedi.org

L'autorizzazione non è concessa per un limitato numero di opere di carattere didattico riprodotte nell'elenco che si trova all'indirizzo <https://www.zanichelli.it/chi-siamo/fotocopie-e-permessi>. L'editore, per quanto di propria spettanza, considera rare le opere fuori del proprio catalogo editoriale. La riproduzione degli esemplari esistenti nelle biblioteche di tali opere è consentita, non essendo concorrenziale all'opera. Non possono considerarsi rare le opere di cui esiste, nel catalogo dell'editore, una successiva edizione, le opere presenti in cataloghi di altri editori o le opere antologiche. Nei contratti di cessione è esclusa, per biblioteche, istituti di istruzione, musei e archivi, la facoltà di cui all'art. 71-ter legge diritto di autore. Per permessi di riproduzione, anche digitali, diversi dalle fotocopie, rivolgersi a: segreteria_cea@ceaedizioni.it

.....
Realizzazione editoriale: Epitesto, Milano
Impaginazione: Pre&Stampa, Segrate (MI)
Disegni: Giuseppe Maserati, Maurizia Merati
Copertina: Anchora, Milano
Immagine di copertina: © Anchora, Milano
.....

Prima edizione: settembre 2005
Seconda edizione: maggio 2006
Terza edizione: febbraio 2021

Ristampa: **prima tiratura**

5	4	3	2	1	2021	2022	2023	2024	2025
---	---	---	---	---	------	------	------	------	------

Realizzare un libro è un'operazione complessa, che richiede numerosi controlli: sul testo, sulle immagini e sulle relazioni che si stabiliscono tra loro. L'esperienza suggerisce che è praticamente impossibile pubblicare un libro privo di errori. Saremo quindi grati ai lettori che vorranno segnalarceli.

Per segnalazioni o suggerimenti relativi a questo libro rivolgersi a: CEA – Casa Editrice Ambrosiana
viale Romagna 5, 20089 Rozzano (MI)
fax 02 52202260 e-mail: segreteria_cea@ceaedizioni.it

Sul sito online.universita.zanichelli.it/mastrorilli-3ed è possibile verificare se sono disponibili errata corrige o aggiornamenti per questo volume.

Stampa:

per conto di Zanichelli editore S.p.A.
Via Irnerio 34, 40126 Bologna

Indice generale

Prefazione XI

CAPITOLO 1

Leggi fondamentali della chimica 1

1.1 Il metodo scientifico 1

1.2 Esecuzione di un esperimento e presentazione dei risultati: interpolazione ed estrapolazione 2

1.3 Misura di una grandezza 4

1.3.1 Dimensioni e unità di misura di una grandezza: sistemi di unità di misura 4

1.3.2 Sistema Internazionale di Unità di Misura (SI) 5

1.3.3 Fattori per la conversione da altri sistemi nelle corrispondenti unità SI 5

1.4 Cifre significative e arrotondamento 9

1.5 Stati di aggregazione e passaggi di stato 9

1.6 Proprietà fisiche e proprietà chimiche. Grandezze intensive ed estensive 12

1.7 Sistemi omogenei ed eterogenei. Fasi 13

1.8 Separazione dei componenti di un sistema 13

1.9 Elementi e composti 14

1.10 Leggi fondamentali della chimica 16

1.10.1 Leggi ponderali 16

1.10.2 Leggi volumetriche 19

CAPITOLO 2

Atomo, molecola, mole. Composizione percentuale, formula minima e molecolare 23

2.1 Simboli degli elementi e formule di elementi e composti 23

2.2	Numero atomico e numero di massa. Isotopi	23
2.3	Massa atomica, massa molecolare, peso formula	25
2.4	Difetto di massa	26
2.5	Grammo-atomo, grammo-molecola e mole	27
2.6	Determinazione della massa molecolare di sostanze volatili da misure di densità relativa	30
2.7	Composizione percentuale in peso degli elementi in un composto	32
2.8	Tipi di formule	35
2.9	Esercizi	43

CAPITOLO 3

	Natura elettrica della materia	46
3.1	Le particelle elementari	46
3.1.1	Il decadimento di materiale radioattivo	46
3.1.2	Scarica elettrica nei gas rarefatti	46
3.1.3	Effetti termoelettrico e fotoelettrico	48
3.2	Determinazione della massa e della carica dell'elettrone	49
3.2.1	Esperienza di Thomson	49
3.2.2	Esperienza di Millikan	51
3.3	La mole di elettroni, di protoni e di neutroni	53

CAPITOLO 4

	Struttura atomica	54
4.1	Il modello di Thomson e l'esperienza di Rutherford	54
4.2	Onde luminose. Spettro continuo, a bande e a righe	55
4.3	La quantizzazione dell'energia	58
4.4	Lo spettro di emissione dell'idrogeno	60
4.5	Il modello atomico di Bohr	61
4.6	Interpretazione dello spettro di emissione dell'idrogeno alla luce della teoria di Bohr	65
4.7	Limiti del modello atomico di Bohr	66
4.8	Elementi di meccanica ondulatoria	66
4.8.1	Principio di indeterminazione di Heisenberg e orbitale	66
4.8.2	Ipotesi di de Broglie	67
4.8.3	Onde stazionarie. L'equazione d'onda di Schrödinger	68
4.9	Orbitali atomici	70
4.10	Rappresentazione degli orbitali	74
4.11	Spin elettronico	76
4.12	Esercizi	77

CAPITOLO 5**Configurazione elettronica degli elementi e tavola periodica**

	78
5.1 Configurazione elettronica degli elementi	78
5.2 Tavola periodica	81
5.3 Proprietà periodiche degli elementi	85
5.3.1 Raggio atomico	86
5.3.2 Energia di ionizzazione	87
5.3.3 Affinità elettronica	89
5.3.4 Elettronegatività	90
5.4 Esercizi	91

CAPITOLO 6**Legame chimico**

	92
6.1 Il legame ionico. L'energia reticolare	92
6.2 Il legame covalente	96
6.2.1 Distanza ed energia di legame	97
6.2.2 Teoria del legame di valenza	97
6.2.3 Legame semplice e legame doppio	98
6.2.4 Legame covalente polare e polarità	102
6.2.5 Orbitali ibridi, doppietti direzionati e geometria delle molecole	105
6.2.6 Teoria della repulsione delle coppie elettroniche di valenza (VSEPR) e geometria delle molecole	115
6.2.7 Mesomeria o risonanza	120
6.2.8 Numero di ossidazione	128
6.2.9 Teoria degli orbitali molecolari	136
6.3 Legame metallico	141
6.4 Forze secondarie di legame	146
6.5 Esercizi	151

CAPITOLO 7**Proprietà degli elementi. Formule e nomenclatura chimica**

	154
7.1 Nomi e simboli degli elementi	154
7.2 Composti binari	155
7.2.1 Composti binari dell'idrogeno e dell'ossigeno	156
7.3 I prodotti di idratazione di ossidi basici: idrossidi	157
7.4 I prodotti di idratazione di ossidi acidi: ossoacidi	159
7.4.1 Altri ossoacidi del fosforo e dello zolfo	160
7.5 I sali	160
7.5.1 Sali semplici	160

7.5.2	Sali basici	161
7.5.3	Sali acidi	161
7.5.4	Sali multipli	162
7.6	Radicali contenenti ossigeno	162
7.7	I complessi	163
7.7.1	I leganti	163
7.7.2	Complessi neutri o cationici	163
7.7.3	Complessi anionici	163
7.7.4	Composti salini in cui l'anione o il catione è un complesso	164
7.8	Suggerimenti per l'apprendimento delle formule chimiche	164
7.9	Esercizi	165

CAPITOLO 8

Reazioni chimiche

8.1	Acidi e basi	168
8.1.1	Acidi e basi secondo Arrhenius	168
8.1.2	Formule di struttura degli ossoacidi	170
8.1.3	Forza degli ossoacidi	173
8.1.4	Acidi e basi secondo Brønsted-Lowry	174
8.1.5	Acidi e basi secondo Lewis	175
8.2	Reazioni acido-base	176
8.2.1	Bilanciamento delle reazioni acido-base	178
8.3	Ossidanti e riducenti	179
8.4	Bilanciamento delle reazioni di ossidoriduzione	180
8.4.1	Metodo schematico	181
8.4.2	Metodo ionico-elettronico	183
8.4.3	Reagenti in quantità stechiometrica. Reagente in eccesso e in difetto	193
8.5	Equivalenti e massa equivalente	198
8.5.1	Equivalente e massa equivalente di acidi, basi e sali	199
8.5.2	Equivalente e massa equivalente di ossidanti e riducenti	204
8.6	Resa di reazione	207
8.7	Esercizi	209

CAPITOLO 9

Stati di aggregazione della materia: stato gassoso

9.1	Lo stato gassoso: leggi dei gas	220
9.1.1	Legge di Boyle	222
9.1.2	Legge di Charles o prima legge di Volta Gay-Lussac. Temperatura assoluta	224
9.1.3	Seconda legge di Volta Gay-Lussac	227
9.1.4	Equazione di stato dei gas	229
9.1.5	Modi di esprimere il volume e la pressione e valori della costante universale R	231
9.1.6	La densità dei gas	234

9.2 Miscugli gassosi	236
9.2.1 Pressioni parziali. Legge di Dalton	236
9.2.2 Volumi parziali. Legge di Amagat	237
9.2.3 Massa molare media di un miscuglio gassoso	238
9.3 Determinazione della massa molecolare di gas e di sostanze volatili	241
9.4 I gas reali	242
9.5 Tensione di vapore di un liquido	246
9.5.1 Diagramma di Andrews: temperatura critica	251
9.6 Esercizi	252

CAPITOLO 10

Termochimica	256
10.1 Calore, energia interna ed entalpia	256
10.2 Stato di riferimento per i potenziali termodinamici: stato standard	263
10.3 Entalpia di formazione	264
10.4 Entalpia di reazione	265
10.5 Entalpia di combustione	265
10.6 Calcolo dell'entalpia di formazione	266
10.6.1 Legge di Hess	266
10.7 Esercizi	275

CAPITOLO 11

Termodinamica chimica: l'entropia e l'energia libera	277
11.1 Entropia e spontaneità dei processi	277
11.2 Variazione di entropia in processi irreversibili e reversibili	277
11.3 Reazioni chimiche ed entropia	278
11.4 L'energia libera	282
11.4.1 Energia libera e lavoro utile	282
11.5 Reazioni chimiche ed energia libera	284
11.5.1 Costante di equilibrio	286
11.6 Esercizi	290

CAPITOLO 12

Diagrammi di stato	292
12.1 Equilibri di fase e varianza	292
12.2 Equazione di Clapeyron	293
12.3 Diagrammi di stato a un componente	295

12.4	Diagrammi di stato a due componenti	298
12.5	Diagramma di stato di due sostanze completamente miscibili allo stato liquido e completamente immiscibili allo stato solido	298

CAPITOLO 13

	Soluzioni e proprietà colligative	300
13.1	Le soluzioni	300
13.2	Modi di esprimere la concentrazione	300
13.2.1	Rapporto massa a massa	301
13.2.2	Rapporto massa a volume	302
13.2.3	Rapporto volume a volume	303
13.3	Diluizione e calcolo della nuova concentrazione	309
13.3.1	Regola delle mescolanze	309
13.4	Ripartizione di un soluto tra due solventi immiscibili. Legge della ripartizione di Nernst	311
13.5	Solubilità dei gas nei liquidi. Legge di Henry	315
13.6	Proprietà colligative delle soluzioni. Determinazione della massa molecolare di sostanze non volatili	318
13.6.1	Legge di Raoult	318
13.6.2	Abbassamento relativo della tensione di vapore	319
13.6.3	Abbassamento del punto di congelamento e innalzamento del punto di ebollizione	319
13.6.4	Pressione osmotica	321
13.6.5	Proprietà colligative di soluzioni non diluite. Attività	323
13.6.6	Determinazione della massa molecolare di sostanze poco volatili. Crioscopia ed ebullioscopia	323
13.7	Dissociazione elettrolitica. Elettroliti forti e deboli	324
13.7.1	Proprietà colligative di soluzioni elettrolitiche	325
13.8	Esercizi	333

CAPITOLO 14

	Cinetica chimica	338
14.1	Velocità di reazione	338
14.2	Teoria delle collisioni: complesso attivato e intermedi di reazione	340
14.3	Dipendenza della velocità dalla concentrazione dei reagenti: ordine e molecolarità della reazione	343
14.3.1	Cinetica del primo ordine	345
14.3.2	Cinetiche del secondo ordine	348
14.4	Dipendenza della velocità di reazione dalla temperatura	349
14.5	Dipendenza della velocità di reazione dai catalizzatori	351
14.5.1	Catalisi omogenea	354
14.5.2	Catalisi eterogenea	355
14.5.3	Catalisi enzimatica	357
14.5.4	Reazioni fotochimiche con meccanismo a catena	358

CAPITOLO 15**Equilibrio chimico in sistemi omogenei** 360

- 15.1** Equilibri omogenei in fase gassosa 360
- 15.2** Costante di equilibrio in funzione delle concentrazioni, delle frazioni molari e del numero di moli 361
- 15.3** Fattori che influenzano l'equilibrio 362
 - 15.3.1** Influenza della quantità di un componente 362
 - 15.3.2** Influenza del volume, della concentrazione e della pressione 363
 - 15.3.3** Influenza della temperatura 364
- 15.4** Esercizi 379

CAPITOLO 16**Equilibri in soluzione: pH e prodotto di solubilità** 383

- 16.1** Autoprotolisi dell'acqua 383
 - 16.1.1** Soluzioni acide, basiche e neutre. pH 384
 - 16.1.2** Acidi e basi monovalenti 385
 - 16.1.3** Dissociazione di acidi poliprotici 386
- 16.2** Calcolo del pH di una soluzione diluita 388
 - 16.2.1** Acidi e basi 389
 - 16.2.2** Soluzioni di sali. Idrolisi 397
 - 16.2.3** Soluzioni tampone 400
- 16.3** Prodotto di solubilità 411
- 16.4** Esercizi 423

CAPITOLO 17**Elettrochimica: conducibilità, pile ed elettrolisi** 428

- 17.1** Conducibilità delle soluzioni elettrolitiche 428
 - 17.1.1** Grado di dissociazione di un elettrolita debole da misure di conduttanza 432
- 17.2** Pile 433
 - 17.2.1** Potenziale elettrodico e forza elettromotrice 434
 - 17.2.2** La funzione del ponte salino 436
 - 17.2.3** Schema degli elettrodi e delle pile 437
 - 17.2.4** Potenziali standard 438
 - 17.2.5** f_{em} e potenziali attuali: legge di Nernst 441
 - 17.2.6** Elettrodi di prima e seconda specie 444
 - 17.2.7** Ponte salino nelle pile con un elettrodo di seconda specie 452
 - 17.2.8** Pile di concentrazione 453
- 17.3** Elettrolisi 465
 - 17.3.1** Reazioni agli elettrodi. Potenziale di decomposizione 466

17.3.2	Processi elettrodi e potenziali	469
17.3.3	Sovratensione	471
17.3.4	Scelta del metallo per gli elettrodi	480
17.3.5	Reazioni elettrode successive	483
17.3.6	Leggi di Faraday	483
17.4	Esercizi	491

CAPITOLO 18

Chimica organica	497	
18.1	La chimica del carbonio	497
18.2	Perché il carbonio?	497
18.2.1	Carbonio: un atomo unico e versatile	497
18.2.2	Rappresentazione dei composti organici: le formule di struttura, le formule condensate, le formule a scheletro e l'isomeria	500
18.3	Gli idrocarburi	505
18.3.1	Alcani: proprietà fisico-chimiche, isomeria strutturale e nomenclatura	506
18.3.2	Alcheni e alchini	513
18.3.3	Idrocarburi aromatici	516
18.3.4	Fonti naturali di idrocarburi	519
18.4	I principali gruppi funzionali	520
18.4.1	Alogenuri: alchilici (R-X) e arilici (Ar-X)	520
18.4.2	Gruppo funzionale O-H: gli alcoli e i fenoli	524
18.4.3	Eteri	526
18.4.4	Gruppo funzionale C=O: le aldeidi e i chetoni	527
18.4.5	Ammine	529
18.4.6	Acidi carbossilici	531
18.4.7	Derivati degli acidi carbossilici: gli esteri e le ammidi	535
18.4.8	Nitrili	538
18.5	I polimeri sintetici	539

CAPITOLO 19

Preparazioni industriali	546	
19.1	Preparazioni dell'idrogeno	546
19.2	Preparazione dei metalli alcalini e alcalino-terrosi	547
19.3	La soda caustica e la soda Solvay	548
19.4	L'ammoniaca e l'acido nitrico	550
19.5	L'acido solforico	551
19.6	Processi siderurgici	552
Indice analitico	555	

Prefazione

In questa terza edizione si è cercato di adeguare il testo pubblicato ormai più di quindici anni fa alle mutate esigenze dei vari corsi di Ingegneria, con l'ambizioso obiettivo di realizzare un manuale non troppo voluminoso ma che fornisca le basi per la comprensione dei fondamenti chimici delle tecnologie, comprese quelle per la tutela dell'ambiente e connesse con le scienze medicali e dei materiali.

Si è proceduto a una revisione sistematica di tutti i capitoli, aggiungendo a quelli già presenti argomenti riguardanti i diagrammi di stato a due componenti, la chimica organica e le più importanti preparazioni chimiche industriali.

Il libro è caratterizzato da un forte legame tra il testo teorico, gli esempi e gli esercizi, perché si ritiene che solamente attraverso l'applicazione immediata dei concetti teorici sia possibile verificarne l'apprendimento e la padronanza. Quindi oltre 40 box di esempi sono collocati nei 19 capitoli in cui si articola il libro. Alla fine di ogni capitolo, di norma, c'è una sezione dedicata agli esercizi da svolgere (con soluzione) per un totale di oltre 300 problemi.

Inoltre, per facilitare lo studio sono stati introdotti alcuni semplici strumenti per fissare i concetti base: i glossarietti (nel colonnino, su fondino colorato), gli indici laterali (posizionati nel colonnino e contraddistinti da un triangolino blu, per individuare più facilmente i concetti chiave) e i box di attenzione (per sottolineare alcuni passaggi determinanti o svelare ambiguità, posti nel colonnino e identificabili da un punto esclamativo rosso).

Negli anni '90 del secolo scorso è incominciata una gioiosa avventura editoriale che ha visto il mio maestro Franco Nobile e me impegnati nella pubblicazione dei volumi "Esercizi di chimica I e II", "La chimica di base attraverso gli esercizi" e l'attuale "La chimica di base con esercizi". Il 18 gennaio 2017 Franco Nobile ci ha lasciati, ma rimarranno imperituri affetto e riconoscenza e indelebile il suo ricordo.

Siamo grati all'Editore che ci ha spronati in questo impegno, alla Redazione CEA-Zanichelli per l'encomiabile lavoro svolto e ai colleghi del gruppo di Chimica del Politecnico di Bari (in particolare il prof. Giuseppe Romanazzi) per gli utili consigli e per l'aiuto nella revisione del testo.

Piero Mastrorilli

Leggi fondamentali della chimica

CAPITOLO

1

La chimica studia la materia e le sue trasformazioni: in particolare si occupa della struttura e composizione della materia, delle proprietà delle varie sostanze in relazione alla loro struttura e composizione e spiega come e perché i diversi composti reagiscano e in quale maniera l'energia sia legata a queste trasformazioni.

La chimica può essere suddivisa in diverse branche, di cui le più importanti sono: la **chimica fisica**, che applica allo studio della materia i principi della fisica e si serve dei metodi forniti dalla matematica; la **chimica organica**, che studia la struttura e le proprietà dei composti del carbonio, con l'eccezione di pochi di essi che sono classificati come inorganici; la **chimica inorganica**, che si occupa della struttura e delle proprietà di tutti gli altri composti; la **chimica analitica**, che s'interessa della composizione qualitativa e quantitativa della materia; la **chimica biologica**, che studia il chimismo degli organismi viventi.

! La chimica studia
• la materia e le sue
trasformazioni

1.1 Il metodo scientifico

Il punto di partenza di qualsivoglia studio scientifico è l'osservazione dei fenomeni naturali, osservazione che porta necessariamente a considerare le grandezze che lo caratterizzano e a misurarne le variazioni in funzione di certi parametri. Molto spesso, però, il fenomeno così come si presenta in natura è complicato e difficile da studiare; per poterlo interpretare correttamente, perciò, lo si riproduce in condizioni facilmente controllabili, cercando di eliminare tutte le cause secondarie che possono renderne difficile l'interpretazione: si fa in tal modo ciò che va sotto il nome di esperimento.

I risultati di un esperimento possono essere osservazioni qualitative o misure quantitative delle grandezze che intervengono nel fenomeno: dall'analisi dei risultati ottenuti si ricava una relazione matematica che riassume il fenomeno e che prende il nome di legge.

Ricavata la legge, il compito del ricercatore non si esaurisce in quanto a questo punto inizia il lavoro di raziocinio che deve portare alla spiegazione del fenomeno: si ricerca quindi un modello per il quale si immagina un comportamento conforme alla legge ricavata dall'esperimento. Un tale modello costituisce un' "ipotesi".

Dall'ipotesi fatta per spiegare il fenomeno osservato si potranno prevedere per il sistema studiato comportamenti che l'esperienza confermerà o meno: se i risultati sperimentali sono in accordo con i suggerimenti dedotti dal modello, l'ipotesi

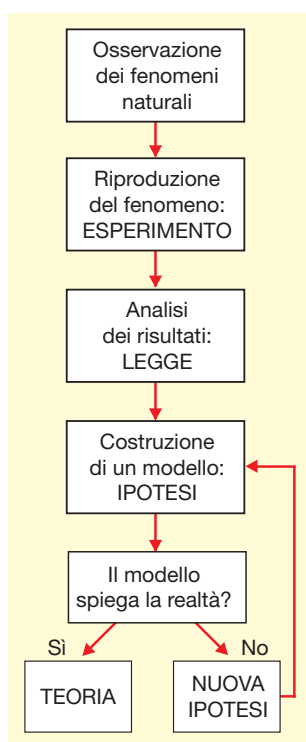


FIGURA 1.1 Il metodo scientifico.

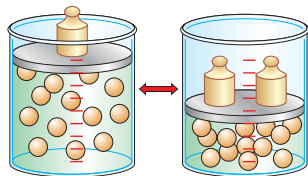


FIGURA 1.2 Verifica della legge di Boyle.

Analisi dei risultati



è buona e diventa “teoria”; se non lo sono, bisogna modificarla e migliorarla, verificandola di volta in volta, prima di promuoverla a teoria.

Una teoria è tanto migliore quanto maggiore è il numero di fatti sperimentali che riesce a spiegare: è ovvio che il costante progresso scientifico, attraverso la scoperta di fatti nuovi, porta a conseguenti miglioramenti delle varie teorie. Basti pensare, per esempio, a come la teoria atomica si sia evoluta, attraverso successive modificazioni e miglioramenti, fino alla moderna meccanica ondulatoria. Migliorare una teoria non significa rigettarla per costruirne una nuova, ma perfezionare ciò che di buono vi è in essa alla luce di nuovi fatti sperimentali.

Il processo che dall’osservazione del fenomeno porta alla formulazione di una teoria che correli e spieghi il maggior numero di fatti sperimentali prende il nome di “metodo scientifico” (**Figura 1.1**).

1.2 Esecuzione di un esperimento e presentazione dei risultati: interpolazione ed estrapolazione

Allo scopo di richiamare alcune nozioni relative all’esecuzione e, soprattutto, alla presentazione dei risultati, illustriamo brevemente con un esempio come può essere impostato ed eseguito un esperimento. Si prenda come esempio la **verifica della legge di Boyle**.

È noto che il volume di un gas dipende da varie altre grandezze e precisamente dalla temperatura, dalla pressione e dalla quantità di gas considerato. Si può provocare una variazione del volume facendo variare le altre tre grandezze: anche se razionalizzare la variazione del volume quando variano contemporaneamente gli altri tre parametri è piuttosto difficile, si può semplificare il fenomeno, realizzando degli esperimenti nei quali si mantengono costanti due delle tre grandezze da cui dipende il volume e si osserva come questo varia in funzione della terza.

In un primo esperimento si possono, per esempio, mantenere costanti quantità di gas e temperatura. Per realizzarlo si immetta una certa massa di gas, che si manterrà costante nel corso dell’esperimento, in un recipiente munito di stantuffo a perfetta tenuta (**Figura 1.2**); si applichino diverse pressioni sullo stantuffo del recipiente e, per ogni valore della pressione, si prenda nota del corrispondente valore del volume, avendo cura di condurre l’esperimento in ambiente termostato, in modo da assicurare la costanza della temperatura. Si costruisca, con i valori ottenuti, la tabella riassuntiva.

La **Tabella 1.1** è relativa a un esperimento condotto nelle condizioni descritte. L’osservazione qualitativa del fenomeno evidenzia che il volume di una certa massa di gas, a temperatura costante, diminuisce all’aumentare della pressione.

Dall’analisi dei dati in Tabella 1.1 si osserva che

$$P \cdot V = 0,50 \cdot 10,0 = 1,00 \cdot 5,00 = 2,00 \cdot 2,50 = 2,50 \cdot 2,00 = 4,00 \cdot 1,25 = 5,00 \cdot 1,00 = 10,0 \cdot 0,50 = 20,0 \cdot 0,25 = 5,00$$

TABELLA 1.1 Dipendenza del volume di un gas dalla sua pressione in condizioni isoterme.

P (atm)	0,50	1,00	2,00	2,50	4,00	5,00	10,00	20,00
V (litri)	10,00	5,00	2,50	2,00	1,25	1,00	0,50	0,25

e quindi si ricava:

$$P \cdot V = K \quad (1) \quad \leftarrow \text{Formulazione della legge}$$

espressione analitica della legge.

Questa legge (di Boyle) stabilisce che, nelle condizioni in cui è stata ricavata, il volume del gas è inversamente proporzionale alla pressione.

I valori delle misure delle due grandezze di Tabella 1.1 possono essere riportati in un piano cartesiano per ottenere la rappresentazione grafica della legge (**Figura 1.3**).

L'espressione della legge (1) è l'equazione di un'iperbole equilatera, iperbole che nel piano (P , V) presenta due rami (**Figura 1.4**): uno nel primo quadrante, relativo a valori positivi sia di pressione che di volume, l'altro nel terzo quadrante, relativo a valori negativi sia della pressione che del volume.

Dal punto di vista fisico ha significato il ramo del primo quadrante, ottenuto dai valori sperimentali, ma non quello del terzo, in quanto questo richiederebbe, sia per la pressione sia per il volume, valori negativi, valori che nessuna delle due grandezze fisiche può assumere.

L'esperimento è stato condotto solo per alcuni, ma non per tutti i possibili valori di pressione; è, tuttavia, lecito presumere che la relazione trovata sussista anche per valori delle due grandezze compresi tra quelli sperimentati.

La rappresentazione grafica, ottenuta tracciando la curva che passa per i punti sperimentali, estende la validità della legge a punti in cui essa non è stata sperimentata.

Quando si estende una legge, ricavata sperimentalmente per determinati valori delle grandezze che caratterizzano il fenomeno, a valori delle grandezze compresi tra quelli sperimentati, se ne fa un'**interpolazione**: i valori interpolati saranno tanto migliori quanto più sono vicini i punti ottenuti sperimentalmente.

L'estensione della legge a punti esterni ai due estremi sottoposti a esperimento è una **estrapolazione**: in questo caso la validità della legge è meno sicura.

Per la legge di Boyle ricavata dai dati in Tabella 1.1 si trova sperimentalmente che:

- l'interpolazione è sempre valida;

Rappresentazione grafica della legge

Interpolazione ed estrapolazione

! L'interpolazione
• estende una legge ai
valori compresi tra quelli
sperimentali

! L'estrapolazione estende
• una legge a valori esterni
a quelli sperimentali

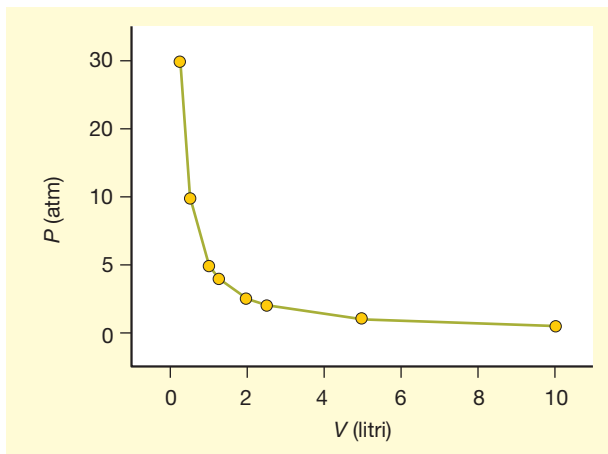


FIGURA 1.3 Rappresentazione grafica della legge di Boyle.

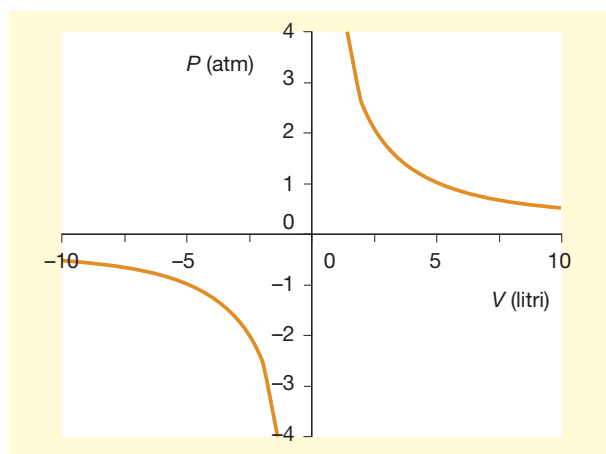


FIGURA 1.4 Rappresentazione grafica della funzione $PV = 5,00$.

- l'estrapolazione, sicuramente valida per valori di pressione inferiori a quello più piccolo sperimentato, può non esserlo più a pressioni più elevate di quella più alta sperimentata: in quest'ultimo caso la legge deve essere corretta.

1.3 Misura di una grandezza

Una grandezza viene misurata per confronto con un campione scelto come unità. Non è necessario, tuttavia, fissare per ogni grandezza un campione con cui effettuare direttamente il confronto: basta fissarne un certo numero e derivare da queste tutte le altre. Si distinguono così grandezze fondamentali e grandezze derivate.

1.3.1 Dimensioni e unità di misura di una grandezza: sistemi di unità di misura

In geometria, per la misura delle aree e dei volumi, non è indispensabile fissare una figura piana e una solida a cui attribuire arbitrariamente valore unitario, in quanto si possono usare unità "derivate" da quella fissata per le lunghezze.

La lunghezza (L) è perciò la *grandezza fondamentale* (o primitiva) e l'area (S) e il volume (V) sono le *grandezze derivate*; ciò si esprime dicendo che l'area e il volume hanno dimensione due e tre rispetto alla lunghezza e, usando i simboli di Maxwell, si indica convenzionalmente:

$$[S] = [L^2] \quad (2)$$

$$[V] = [L^3] \quad (3)$$

Le espressioni (2) e (3) sono le *equazioni dimensionali* delle grandezze area e volume.⁽¹⁾

Questo procedimento può essere generalizzato fissando le grandezze fondamentali e le loro unità di misura e facendo derivare da esse tutte le altre con le relative unità.

Scegliendo le grandezze fondamentali e le rispettive unità, si fissa un *sistema di unità di misura*. Per la meccanica sono state scelte come fondamentali le grandezze *lunghezza* (L), *massa* (M) e *tempo* (T). Queste, insieme a tutte le grandezze da esse derivate, danno origine al sistema *cgs*, quando le unità di misura sono, rispettivamente, il centimetro, il grammo e il secondo, e al sistema *MKS*, con le unità metro, kilogrammo e secondo.

Per esempio, per la densità, la forza, la pressione e l'energia, le equazioni dimensionali e le relative unità nei due sistemi sono riportate nella **Tabella 1.2**.

Nel sistema *cgs* tutte le grandezze elettromagnetiche sono derivate da quelle meccaniche e, a seconda della legge che correla grandezze elettromagnetiche con grandezze meccaniche, il sistema *cgs* si divide in elettrostatico (*cgs-esu*; basato sulla legge di Coulomb che esprime la forza tra due cariche elettriche imponendo che la costante di proporzionalità sia adimensionale e abbia valore 1) ed elettromagnetico (*cgs-emu*; basato sulla legge dell'interazione elettrodinamica tra due conduttori paralleli percorsi da corrente imponendo che la costante di proporzionalità sia adimensionale e abbia valore 1).

Per evitare questa complicazione, nel sistema *MKS* viene fissata come quarta grandezza fondamentale l'*intensità di corrente*, scegliendo come sua unità l'ampere (1 ampere = 1 coulomb/s).

¹ In termini più rigorosi, con riferimento alle tre unità fondamentali della meccanica (lunghezza, massa e tempo) le equazioni dimensionali per l'area e per il volume sono: $[S] = [L^2 \cdot M^0 \cdot T^0]$ e $[V] = [L^3 \cdot M^0 \cdot T^0]$.

Grandezze fondamentali
e grandezze derivate



Sistemi di unità di misura



Grandezze elettriche
e magnetiche



TABELLA 1.2 Dimensioni e unità di misura di alcune grandezze derivate della meccanica.

Grandezza	Dimensione	Sistema <i>cgs</i>	Sistema <i>MKS</i>
Densità ^(a)	$[L^{-3}M^1T^0]$	g/cm ³	kg/m ³
Forza ^(b)	$[L^1M^1T^{-2}]$	dina: g · cm/s ²	newton: kg · m/s ²
Pressione ^(c)	$[L^{-1}M^1T^{-2}]$	dine/cm ²	pascal: newton/m ²
Energia ^(d)	$[L^2M^1T^{-2}]$	erg: dine · cm	joule: newton · m

$$^{(a)} \frac{\text{Massa}}{\text{volume}} = \frac{\text{massa}}{(\text{lunghezza})^3}$$

$$^{(b)} \text{Massa} \cdot \text{accelerazione} = \frac{\text{massa} \cdot \text{lunghezza}}{(\text{tempo})^2}$$

$$^{(c)} \frac{\text{Forza}}{\text{superficie}} = \frac{\text{massa} \cdot \text{lunghezza}}{(\text{tempo})^2 \cdot (\text{lunghezza})^2}$$

$$^{(d)} \text{Forza} \cdot \text{lunghezza} = \frac{\text{massa} \cdot \text{lunghezza}}{(\text{tempo})^2} \cdot \text{lunghezza}$$

1.3.2 Sistema Internazionale di Unità di Misura (SI)

Nel 1949 fu presa la decisione di adottare un Sistema Internazionale di Unità di Misura (SI), raccomandandone l'uso a tutte le comunità scientifiche. Le grandezze su cui si basa e le rispettive unità di misura sono riportate nella **Tabella 1.3**. Dal 2019, la definizione di tutte e sette le Unità di Misura fondamentali del SI è basata su costanti fisiche fondamentali o proprietà degli atomi (le cosiddette “invarianti della Natura”). Così, per esempio, la vecchia definizione di metro, definito (nel 1889) come “la lunghezza del campione di platino-iridio conservato a Sevrès” è stata sostituita da “la distanza percorsa dalla luce nel vuoto in 1/299 792 458 di secondo”.

Nella **Tabella 1.4** vengono riportate le più importanti grandezze derivate, usando per le dimensioni direttamente i simboli delle unità delle grandezze fondamentali del sistema SI, mentre nella **Tabella 1.5** sono riportati i principali multipli e sottomultipli delle grandezze SI assieme ai loro simboli.

1.3.3 Fattori per la conversione da altri sistemi nelle corrispondenti unità SI

Nonostante la raccomandazione di ricorrere esclusivamente al Sistema Internazionale, molte unità *cgs* e, specialmente, “pratiche” vengono tuttora sistematicamente usate.

TABELLA 1.3 Unità di misura del Sistema Internazionale.

Grandezza	Unità di misura	Simbolo
Lunghezza	metro	m
Massa	kilogrammo	kg
Tempo	secondo	s
Intensità di corrente	ampere	A
Temperatura assoluta	kelvin	K
Quantità di sostanza	mole	mol
Intensità luminosa	candela	cd

TABELLA 1.4 Alcune unità derivate nel Sistema Internazionale.

Grandezza	Simbolo	Unità	Dimensioni
Area	S	metro quadrato	m^2
Volume	V	metro cubo	m^3
Carica elettrica	Q	coloumb	$A \cdot s$
Densità	d	kilogrammo per metro cubo	$m^{-3} \cdot kg$
Differenza di potenziale elettrico	E	volt	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-3} \cdot A^{-1}$
Energia	J	joule	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-2}$
Forza	F	newton	$m \cdot kg \cdot s^{-2}$
Frequenza	ν	hertz	s^{-1}
Massa molare		kilogrammo per mole	$kg \cdot mol^{-1}$
Potenza	W	watt	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-3}$
Pressione	P	pascal	$m^{-1} \cdot kg \cdot s^{-2}$
Resistenza elettrica	R	ohm	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-3} \cdot A^{-2}$

TABELLA 1.5 Prefissi usati nel Sistema Internazionale.

Fattore	Prefisso	Simbolo	Fattore	Prefisso	Simbolo
10^{-1}	deci	d	10	deca	da
10^{-2}	centi	c	10^2	etto	h
10^{-3}	milli	m	10^3	kilo	k
10^{-6}	micro	μ	10^6	mega	M
10^{-9}	nano	n	10^9	giga	G
10^{-12}	pico	p	10^{12}	tera	T

Ciò dipende spesso dal fatto che alcune unità sono troppo piccole o troppo grandi per rappresentare efficacemente nella pratica le grandezze a cui si riferiscono.

Due esempi per tutti: l'unità *SI* della pressione, il pascal, è troppo piccola per essere usata comunemente e viene sostituita dal suo multiplo di ordine 10^5 (bar), che corrisponde circa a un'atmosfera, unità di misura comunemente usata nella pratica; il rapporto mol/m^3 è inadeguato per la concentrazione di una soluzione correntemente data dal rapporto moli/litro.

È necessario, pertanto, stabilire una corrispondenza tra queste unità e quelle del Sistema Internazionale e ricavare i fattori di conversione per trasformare le une nelle altre e viceversa. Nella **Tabella 1.6** sono riportate le unità di misura pratiche per alcune importanti grandezze chimico-fisiche e i fattori per convertirle nelle corrispondenti unità *SI*.

Per ricavare le corrispondenze tra due grandezze in diversi sistemi, partendo dall'unità espressa in uno dei due, bisogna sostituire alle unità fondamentali che la definiscono i corrispondenti valori dell'altro; come esempi, si ricavano qui di seguito le corrispondenze tra le grandezze della Tabella 1.2 e i relativi fattori per convertirle dal sistema *SI* al *cgs* e viceversa.



TABELLA 1.6 Alcune unità di misura pratiche con i rispettivi fattori di conversione nel *SI*.

Nome	Simbolo	Fattori di conversione
Atmosfera	atm	101325 Pa/atm
Caloria	cal	4,184 J/cal
Kilowattora	kWh	$3,6 \cdot 10^6$ J/kWh
Dina	dine	10^{-5} newton/dine
Elettronvolt	eV	$1,6022 \cdot 10^{-19}$ J/eV
Erg	erg	10^{-7} J/erg
Litro	L	$1,000 \cdot 10^{-3}$ m ³ /L
Litroatmosfera	L · atm	101,27 J/L · atm
Torr (mmHg)	torr	133,32 Pa/torr

ESEMPI

■ Densità [$L^{-3}M^1T^0$]

Le unità di misura di densità nei sistemi *cgs* e *SI* sono, rispettivamente, $g/cm^3 = [cm^{-3} \cdot g^1 \cdot s^0]$ e $kg/m^3 = [m^{-3} \cdot kg^1 \cdot s^0]$. Bisogna trasformare, mediante i relativi fattori di conversione, il kilogrammo e il metro dell'unità di misura *SI*⁽²⁾ nei corrispondenti valori in grammi e in centimetri. Tenendo presente che:

$$1 \text{ m} = 100 \text{ cm}$$

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

e quindi, per trasformare i metri in centimetri e i kilogrammi in grammi i fattori di conversione sono⁽³⁾:

$$100 \frac{\text{cm}}{\text{m}}$$

e

$$1000 \frac{\text{g}}{\text{kg}}$$

Pertanto,

$$1 \text{ kg/m}^3 = \frac{1 (\text{kg}) \cdot 1000 (\text{g/kg})}{[1 (\text{m}) \cdot 100 (\text{cm/m})]^3} = \frac{1000}{100^3} \text{ g/cm}^3 = 10^{-3} \text{ g/cm}^3$$

e i fattori per convertire i kg/m^3 in g/cm^3 e i g/cm^3 in kg/m^3 sono:

$$10^{-3} \frac{\text{g/cm}^3}{\text{kg/m}^3}$$

e

$$10^3 \frac{\text{kg/m}^3}{\text{g/cm}^3}$$

² O viceversa, se si preferisce, il grammo e il centimetro del sistema *cgs* nei corrispondenti kilogrammo e metro.

³ Quelli per trasformare i centimetri in metri e i grammi in kilogrammi sono, ovviamente: $1/100$ m/cm e $1/1000$ kg/g.

Usando i fattori di conversione dei metri in centimetri (4) e dei kilogrammi in grammi (5) per le altre grandezze, si ottengono, per la forza, la pressione e l'energia, i risultati riportati di seguito.

■ **Forza** [$L^1M^1T^{-2}$]

Le unità nei sistemi *cgs* e *SI* sono $\text{dine} = \text{g} \cdot \text{cm}/\text{s}^2 = [\text{cm}^1 \cdot \text{g}^1 \cdot \text{s}^{-2}]$ e $\text{newton} = \text{kg} \cdot \text{m}/\text{s}^2 = [\text{m}^1 \cdot \text{kg}^1 \cdot \text{s}^{-2}]$.

$$\begin{aligned} 1 \text{ newton} &= 1 \text{ kg} \cdot \text{m}/\text{s}^2 = 1 (\text{kg}) \cdot 1000 (\text{g}/\text{kg}) \cdot \frac{1 (\text{m}) \cdot 100 (\text{cm}/\text{m})}{\text{s}^2} = \\ &= 10^5 \text{ g} \cdot \text{cm}/\text{s}^2 = 10^5 \text{ dine} \end{aligned} \quad (7)$$

$$10^5 \frac{\text{dine}}{\text{newton}} \quad (7')$$

$$10^{-5} \frac{\text{newton}}{\text{dine}} \quad (7'')$$

■ **Pressione** [$L^{-1}M^1T^{-2}$]

Unità nel sistema *cgs*: $\text{dine}/\text{cm}^2 = [\text{cm}^{-1} \cdot \text{g}^1 \cdot \text{s}^{-2}]$; unità nel sistema *SI*: $\text{pascal} = \text{newton}/\text{m}^2 = [\text{m}^{-1} \cdot \text{kg}^1 \cdot \text{s}^{-2}]$.

$$1 \text{ pascal} = \text{m}^{-1} \cdot \text{kg}^1 \cdot \text{s}^{-2} = \frac{1 (\text{kg}) \cdot 1000 (\text{g}/\text{kg})}{1 (\text{m}) \cdot 100 (\text{cm}/\text{m}) \cdot \text{s}^2} = 10 \frac{\text{g}}{\text{cm} \cdot \text{s}^2} = 10 \text{ dine}/\text{cm}^2 \quad (8)$$

$$10 \frac{\text{dine}/\text{cm}^2}{\text{pascal}} \quad (8')$$

$$10^{-1} \frac{\text{pascal}}{\text{dine}/\text{cm}^2} \quad (8'')$$

■ **Energia** [$L^2M^1T^{-2}$]

Unità nel sistema *cgs*: $\text{erg} = \text{dine} \cdot \text{cm} = [\text{cm}^2 \cdot \text{g}^1 \cdot \text{s}^{-2}]$; unità nel sistema *SI*: $\text{joule} = \text{newton} \cdot \text{m} = [\text{m}^2 \cdot \text{kg}^1 \cdot \text{s}^{-2}]$.

$$\begin{aligned} 1 \text{ joule} &= \text{m}^2 \cdot \text{kg}^1 \cdot \text{s}^{-2} = \frac{[1 (\text{m}) \cdot 100 (\text{cm}/\text{m})]^2 \cdot 1 \text{ kg} \cdot 1000 (\text{g}/\text{kg})}{\text{s}^2} = \\ &= 10^7 \text{ cm}^2 \cdot \text{g} \cdot \text{s}^{-2} = 10^7 \text{ erg} \end{aligned} \quad (9)$$

$$10^7 \frac{\text{erg}}{\text{joule}} \quad (9')$$

$$10^{-7} \frac{\text{joule}}{\text{erg}} \quad (9'')$$

! Ogni equazione tra grandezze deve essere omogenea rispetto alle grandezze fondamentali

Per determinare la grandezza chimico-fisica richiesta dal problema scientifico o tecnologico, bisogna trovare un legame che la metta in rapporto alle grandezze fondamentali o comunque ad altre legate alle fondamentali, ossia impostare un'equazione matematica basata sulle leggi che legano le grandezze: ogni equazione tra grandezze deve essere omogenea rispetto alle fondamentali.

Pertanto, se le grandezze occorrenti per l'impostazione e la risoluzione del problema sono disponibili in sistemi diversi, prima di procedere al calcolo bisogna renderle omogenee, trasformarle, cioè, nelle corrispondenti di uno stesso sistema, possibilmente in quelle del Sistema Internazionale.

Il calcolo del valore numerico della grandezza richiesta *deve essere sempre accompagnato da quello dimensionale*, per avere un'immediata valutazione della correttezza del risultato: se le dimensioni dei due termini dell'equazione risolutiva non sono uguali, l'impostazione del problema è *sicuramente* errata; se sono uguali, l'impostazione è *quasi* certamente corretta: il "quasi" è reso necessario dal fatto che vi sono grandezze diverse che hanno le stesse dimensioni (per esempio, il lavoro e il momento di una forza).

1.4 Cifre significative e arrotondamento

Ogni strumento di misura è caratterizzato da tre proprietà dalle quali dipende la qualità dei dati da esso raccolti: la **sensibilità**, l'**accuratezza** e la **precisione**. La **sensibilità** è la minima differenza percepibile fra due misure della grandezza, l'**accuratezza** è la capacità di dare un risultato della misura quanto più aderente al valore accettato o reale, mentre la **precisione** è la capacità dello strumento di fornire valori il più possibile vicini nelle ripetizioni di una misura.

I risultati di una misura vanno espressi con un numero di cifre che dipende dalla sensibilità dello strumento. Il valore numerico si scrive con tutte le cifre note con certezza, più la prima cifra che risulta incerta, ricorrendo, preferibilmente, alla **notazione esponenziale**. Quando tali valori numerici sono utilizzati nei calcoli, bisogna seguire le regole che forniscono il giusto numero di **cifre significative** al risultato e arrotondarlo di conseguenza. L'arrotondamento si effettua troncando il valore al numero di cifre significative desiderato, aumentando di uno l'ultima cifra trattenuta se la successiva (prima a essere eliminata) è maggiore o uguale a 5, lasciando inalterata l'ultima cifra trattenuta se la successiva (prima a essere eliminata) è minore di 5.

Le regole da seguire per determinare il numero di cifre significative a seguito di calcoli sono le seguenti: nelle **addizioni** e **sottrazioni** il numero di cifre decimali del risultato deve essere uguale a quello del termine che ne ha di meno; nelle **moltiplicazioni**, **divisioni**, **potenze** e **radici** il risultato deve avere un numero di cifre significative uguale a quello del termine che ne ha di meno tra quelli utilizzati nel calcolo.

1.5 Stati di aggregazione e passaggi di stato

Materia è tutto ciò che occupa uno spazio e che possiede massa. La materia si presenta sotto forma di sostanze (elementi e composti) diverse tra loro per composizione, struttura e, quindi, proprietà.

Generalmente ogni sostanza può esistere in ciascuno dei tre stati di aggregazione: **solido**, **liquido** e **gassoso**. Lo stato di aggregazione di una sostanza dipende dai parametri fisici **temperatura** e **pressione**, variando i quali la sostanza può cambiare stato fisico. In certe condizioni di temperatura e pressione, o meglio, in un certo campo di temperatura e pressione, una sostanza si presenta in un certo stato di aggregazione: per esempio, a condizioni ambiente (25 °C di temperatura

NOTAZIONE ESPONENZIALE

$$300\,000\,000 = 3,00 \cdot 10^8$$

$$0,000548 = 5,48 \cdot 10^{-4}$$

CIFRE SIGNIFICATIVE

- Arrotondamento a quattro cifre significative:
15,9994 si arrotonda a 16,00
58,93320 si arrotonda a 58,93
- Esempi di calcoli:
Somma:
 $3,2 + 71,334 (= 74,534)$ si arrotonda a 74,5
Moltiplicazione:
 $11,4 \cdot 0,00856 (= 0,097584)$ si arrotonda a 0,0976
Divisione:
 $4,52/35,453 (= 0,1274927)$ si arrotonda a 0,127

! Materia è tutto ciò che costituisce l'Universo e che possiede massa

! Lo stato di aggregazione di una sostanza dipende dalla temperatura e dalla pressione

e 1,0 atm di pressione), l'acqua e il mercurio sono liquidi, l'oro e il sale da cucina (cloruro di sodio) sono solidi e l'ossigeno e l'azoto (i costituenti principali dell'aria) sono gassosi.

La sottrazione o la fornitura di calore a una sostanza producono, rispettivamente, diminuzione o aumento di temperatura, fino a quando la sostanza non inizia a cambiare lo stato fisico; non appena ciò comincia a verificarsi, accanto allo stato iniziale compare lo stato di aggregazione in cui si deve trasformare e la temperatura rimane costante fino a quando la trasformazione non è completa. *La temperatura a cui avviene il passaggio di stato a una data pressione⁽⁴⁾ è caratteristica della sostanza.* Per esempio, l'acqua, alla pressione di un'atmosfera, fonde a 0 °C e bolle a 100 °C.

Passaggi di stato



I passaggi di stato sono:

- fusione: dallo stato solido allo stato liquido;
- solidificazione o congelamento: dallo stato liquido allo stato solido;
- sublimazione: dallo stato solido allo stato di vapore;
- brinamento o deposizione: dallo stato di vapore allo stato solido;
- evaporazione: dallo stato liquido allo stato di vapore;
- condensazione o liquefazione: dallo stato di vapore allo stato liquido.

Per ogni sostanza il valore delle temperature dei due passaggi di stato inversi è lo stesso: $T_{\text{fus}} = T_{\text{sol}}$ (fusione e solidificazione); $T_{\text{sub}} = T_{\text{bri}}$ (sublimazione e brinamento); $T_{\text{eb}} = T_{\text{cond}}$ (ebollizione e condensazione).

La **Figura 1.5** riassume gli stadi salienti dei passaggi di stato attraverso l'andamento della temperatura in funzione del tempo, quando sotto la pressione di 1 atm, rispettivamente, si fornisce (a velocità costante) calore a una sostanza solida per trasformarla prima in liquido e poi in vapore o si sottrae (a velocità costante) calore alla stessa sostanza allo stato di vapore per trasformarla prima in liquido e poi in solido.

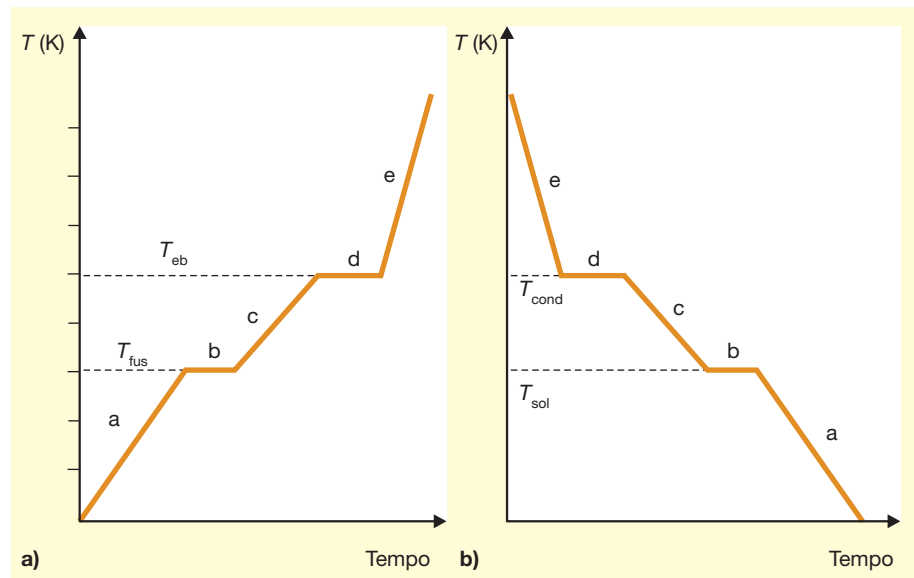


FIGURA 1.5 Curva di riscaldamento (a) e di raffreddamento (b) di una sostanza.

⁴ Solitamente 1 atm e la temperatura del passaggio di stato dicesi “normale”.