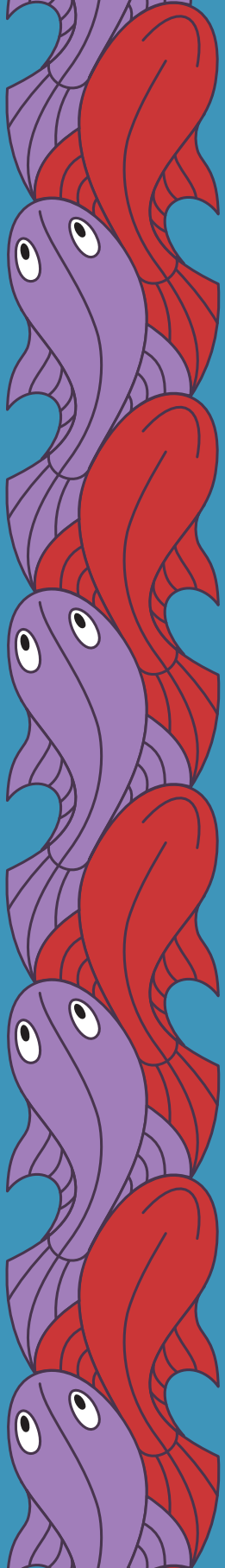


CHIMICA

per le seconde

degli Istituti professionali

LORENZO PANTIERI
&
GLORIA BARONCINI

Questo lavoro, scritto per gli alunni dell'Istituto «Versari-Macrelli» di Cesena, spiega il programma di chimica degli Istituti professionali italiani. Ringraziamo i nostri colleghi per l'aiuto fornito. Un «grazie» altrettanto speciale va ai nostri studenti: il libro è più loro che nostro. Se avete idee su argomenti da aggiungere o modificare, o se vi dovesse capitare di notare un errore, di battitura o di sostanza, ci fareste un favore comunicandomelo. Speriamo che possiate studiare la chimica con il nostro stesso piacere.

♡

Lorenzo Pantieri & Gloria Baroncini

Chimica per gli Istituti professionali

Copyright © 2017-2018

☞ lorenzo.pantieri@gmail.com ☞ glo.baroncini@gmail.com

INDICE

1 SOSTANZE E MISCUGLI 1
- 1.1 Grandezze 1
- 1.2 Stati di aggregazione 4
- 1.3 Passaggi di stato 6
- 1.4 Sistemi materiali 13
- 1.5 Trasformazioni fisiche e trasformazioni chimiche 15
- 1.6 Sostanze pure e miscugli 17
- 1.7 Soluzioni 22
- 1.8 Separazione dei miscugli 30
- 1.9 Reazioni chimiche 33
- 1.10 Esercizi 48

2 ATOMI E MOLECOLE 69
- 2.1 La materia è fatta di atomi 69
- 2.2 Teoria atomica e proprietà macroscopiche 76
- 2.3 Dagli atomi alla bilancia 82
- 2.4 Equazioni chimiche 89
- 2.5 Esercizi 100

3 NUCLEI ED ELETTRONI 115
- 3.1 Atomo nucleare 115
- 3.2 Sistema periodico degli elementi 121
- 3.3 Legame chimico 127
- 3.4 Esercizi 132

A ETIMOLOGIE 147

1 SOSTANZE E MISCUGLI

La chimica è la scienza che studia la composizione della *materia* e le sue trasformazioni. La *materia* è tutto ciò che ha massa e occupa un volume.

La chimica ha interessato l'umanità fin dai tempi antichi. È una scienza "centrale", perché collega le altre scienze naturali, come la fisica, le scienze della Terra e la biologia.

Questo capitolo studia la materia così come ci appare a occhio nudo (ovvero nella sua dimensione *macroscopica*) o al microscopio ottico, senza considerarne la "struttura interna", che sarà presentata nei capitoli successivi.

1.1 GRANDEZZE

Le leggi della chimica descrivono razionalmente il modo di funzionare della natura, esprimendo relazioni tra *grandezze*, di cui si dà una *definizione operativa*, che consiste nella descrizione dello strumento e del metodo da usare per la loro misura. Di seguito facciamo alcuni richiami su alcune grandezze di uso frequente in chimica.

1.1.1 Volume

Il *volume* è la misura dello spazio occupato da un corpo. Nel Sistema Internazionale, l'unità di misura del volume è il metro cubo (m^3). Un sottomultiplo spesso usato è il decimetro cubo (detto anche *litro* e indicato con i simboli dm^3 o L):

$$1\,L = 1\,dm^3 = (1\,dm)^3 = (0{,}1\,m)^3 = 0{,}001\,m^3$$

Molti strumenti impiegati nei laboratori di chimica sono tarati in millilitri.

1.1.2 Massa

La *massa* di un corpo è quella proprietà del corpo che si misura con una bilancia a bracci uguali. Poggiato il corpo su uno dei piatti della bilancia, la sua massa è uguale a tante unità quante sono quelle che bisogna porre sull'altro piatto perché la bilancia sia in equilibrio. Nel Sistema Internazionale, la massa si misura in chilogrammi (kg).

Tabella 1: Densità di alcune sostanze

Sostanza	**Densità** (kg/m^3)	**Sostanza**	**Densità** (kg/m^3)
oro	$1{,}9 \cdot 10^4$	acqua	$1{,}0 \cdot 10^3$
mercurio	$1{,}3 \cdot 10^4$	olio d'oliva	920
piombo	$1{,}1 \cdot 10^4$	ghiaccio	900
rame	$8{,}8 \cdot 10^3$	alcol etilico	790
ferro	$7{,}8 \cdot 10^3$	benzina	700
alluminio	$2{,}7 \cdot 10^3$	sughero	300

1.1.3 Densità

Se m è la massa di un corpo e V il suo volume, la *densità* d del corpo è il rapporto tra la sua massa e il suo volume. In formule: $d = m/V$. La densità, che nel Sistema Internazionale si misura in kg/m^3, è una proprietà caratteristica delle sostanze, ossia una grandezza che assume sempre lo stesso valore per tutti i corpi costituiti dalla stessa sostanza. La tabella 1 riporta le densità di alcune sostanze.

Esercizio 1. Un oggetto di ferro ha un volume di $15\,cm^3$. Qual è la sua massa espressa in grammi?

Soluzione. Poiché (tabella 1) la densità del ferro è $7{,}8 \cdot 10^3\,kg/m^3$:

$$m = dV = 7{,}8 \cdot 10^3\,\frac{kg}{m^3} \cdot 15\,cm^3 = 7{,}8 \cdot 10^3\,\frac{1000\,g}{(100\,cm)^3} \cdot 15\,cm^3 = 117\,g \qquad \square$$

1.1.4 Pressione

Data una forza di intensità F che agisce perpendicolarmente a una superficie S, la *pressione* p è il rapporto tra l'intensità della forza e la superficie. La pressione si misura con specifici strumenti (il *manometro*, per esempio, misura la pressione di un fluido, mentre il *barometro* misura la pressione atmosferica). Nel Sistema Internazionale, la pressione si misura in pascal (Pa): 1 Pa è la pressione esercitata da una forza di 1 N su una superficie di $1\,m^2$. Per misurare la pressione si usano anche altre unità di misura: l'*atmosfera* (atm) e il *millimetro di mercurio* (mmHg). Si ha che $1\,atm = 760\,mmHg = 101\,300\,Pa$.

1.1.5 Temperatura

La *temperatura* di un corpo è quella proprietà del corpo che si misura con un termometro. Nella *scala Celsius*, detta anche *scala centigrada*, si assegna il valore 0

alla temperatura del ghiaccio fondente e 100 alla temperatura dell'acqua bollente, e si indicano rispettivamente con 0 °C e 100 °C. I termometri in commercio usano la scala Celsius, ma nel Sistema Internazionale si usa una scala diversa, detta *scala Kelvin*, la cui unità di misura è il kelvin (K). Un kelvin vale quanto un grado Celsius. La temperatura di 0 K, detta anche *zero assoluto*, vale $-273{,}15$ °C. Nella scala Kelvin non ci sono valori negativi di temperatura. Per trasformare i gradi Celsius in kelvin si usa la formula $T_{\mathrm{K}} = T_{^\circ\mathrm{C}} + 273{,}15$.

1.1.6 Calore

Ponendo a contatto due corpi di temperature diverse, dopo un certo tempo essi assumono la stessa temperatura di equilibrio, intermedia tra le temperature iniziali: è questa la *legge dell'equilibrio termico*. Si ha dunque una diminuzione della temperatura del corpo più caldo e un aumento di quella del corpo più freddo. Diciamo che fra i due oggetti è stata *scambiata* una quantità di *calore*: il corpo più caldo ha ceduto una certa quantità di calore che è stata assorbita da quello più freddo.

Il calore si misura con specifici strumenti (il *calorimetro a ghiaccio*, per esempio). Nel Sistema Internazionale il calore si misura in joule (J). Talvolta, specialmente in campo alimentare, si usano anche la *caloria* (cal) e la *grande caloria* (Cal o kcal), uguale a 1000 cal. Si ha che $1\,\mathrm{cal} = 4{,}186\,\mathrm{J}$.

1.1.7 Energia

Energia è un termine familiare: ogni giorno lo usiamo e lo sentiamo usare, eppure non è facile darne una definizione generale. In termini intuitivi, l'*energia* di un corpo è una grandezza che misura la capacità del corpo di causare delle trasformazioni su altri corpi, interagendo con essi.

Ci sono diverse forme di energia. In meccanica, per esempio, ci sono:

- l'*energia cinetica*, posseduta da un corpo in movimento (per esempio, l'acqua proveniente da un bacino, scendendo a valle attraverso un condotto, acquista energia cinetica in grado di mettere in rotazione le pale di una turbina);
- l'*energia potenziale*, posseduta da un corpo per la sua posizione rispetto agli altri e dal tipo di forza (gravitazionale o elastica, per esempio) attraverso cui interagisce con essi (per esempio, un libro a una certa altezza dal suolo ha un'energia potenziale gravitazionale, che viene restituita quando il libro scende a livello del suolo).

Oltre alle forme meccaniche, ci sono altre forme di energia: per esempio l'*energia luminosa*, associata alla luce, l'*energia elettrica*, associata all'elettricità, e il *calore*.

Approfondiremo questi argomenti nel paragrafo 1.9. Per ora ci limitiamo a osservare che qualunque ne sia la forma, l'energia si esprime sempre con le stesse unità di misura. Nel Sistema Internazionale l'energia si misura in joule (J).

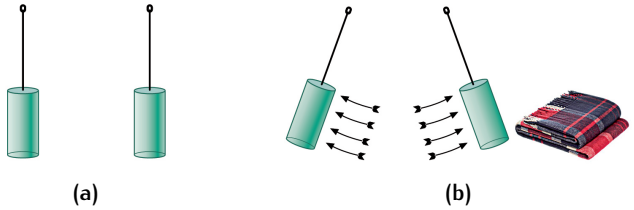


Figura 1: Due bacchette di plastica strofinate con un panno di lana si respingono.

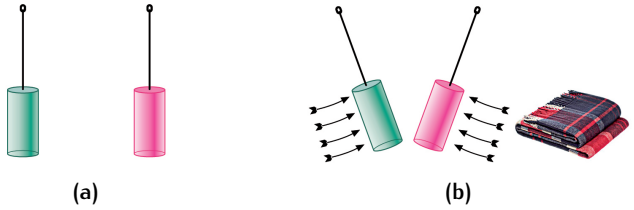


Figura 2: Una bacchetta di plastica e una bacchetta di vetro, strofinate, si attirano.

1.1.8 Carica elettrica

Facciamo un semplice esperimento. Se due bacchette di plastica appese a un filo vengono strofinate con un panno di lana, esse si respingono (figura 1). Lo strofinio *elettrizza* le bacchette, cioè dà loro una proprietà che prima non possedevano, la *carica elettrica*. Se ripetiamo l'esperimento sostituendo una bacchetta di plastica con una bacchetta di vetro, le due bacchette questa volta si attirano (figura 2). Concludiamo che ci sono due tipi di cariche elettriche, chiamate per convenzione *carica positiva* e *carica negativa*. I corpi dotati di carica elettrica dello stesso segno si respingono, mentre i corpi dotati di carica elettrica di segno opposto si attirano.

La carica elettrica si misura con uno specifico strumento (l'*elettrometro*). Nel Sistema Internazionale, la carica elettrica si misura in coulomb (C).

1.2 STATI DI AGGREGAZIONE

La materia si presenta in tre aspetti diversi, chiamati *stati di aggregazione*: lo stato solido, lo stato liquido e lo stato aeriforme (figura 3).

Definizione 1. Un corpo nello *stato solido* ha un volume e una forma definiti. Un corpo nello *stato liquido*, invece, ha un volume definito, ma la sua forma è variabile: assume la forma del recipiente che lo contiene. Un corpo nello *stato aeriforme* ha sia il volume che la forma variabili.

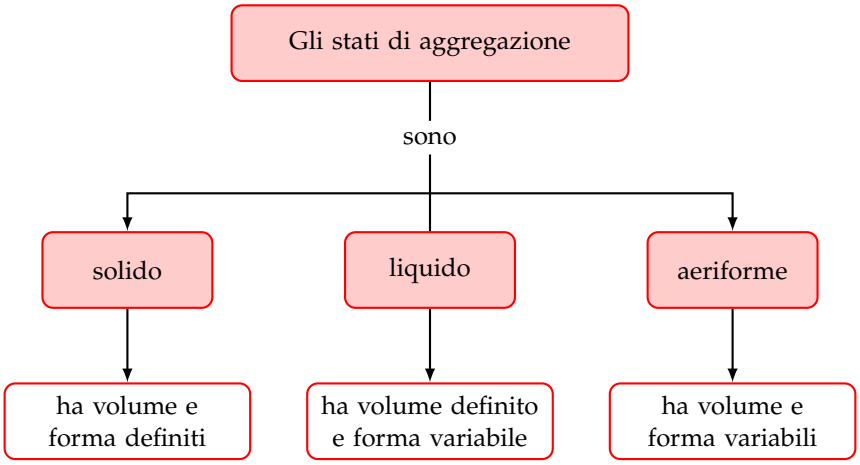


Figura 3: Stati di aggregazione

Definizione 2. Con *fluido* si intende indifferentemente una sostanza allo stato liquido o aeriforme.

Per esempio (figura 4), l'acqua che beviamo si trova allo stato liquido, ma possiamo trovare anche l'acqua allo stato solido (ghiaccio) o allo stato aeriforme (vapore d'acqua).

Gli aeriformi si distinguono in *gas* e *vapori*.

Definizione 3. I *gas*, a differenza dei *vapori*, non possono essere liquefatti per semplice compressione.

Per esempio, in condizioni standard di temperatura (25 °C) e pressione (1 atm), l'acqua allo stato aeriforme è un vapore, mentre l'ossigeno e l'azoto che compongono l'aria sono dei gas.

(a) Solido

(b) Liquido

(c) Aeriforme

Figura 4: Stati di aggregazione dell'acqua

1.3 PASSAGGI DI STATO

Definizione 4. Il passaggio da uno stato di aggregazione all'altro si chiama *passaggio di stato*.

La figura 5 schematizza i passaggi di stato che può subire un corpo:

- *fusione* (da solido a liquido) e *solidificazione* (da liquido a solido);
- *vaporizzazione* (da liquido ad aeriforme) e *condensazione* (da aeriforme a liquido);
- *sublimazione* (da solido ad aeriforme) e *brinamento* (da aeriforme a solido).

La vaporizzazione si divide in *evaporazione* ed *ebollizione* (figura 6).

Definizione 5. L'*evaporazione* è il passaggio dallo stato liquido a quello aeriforme che coinvolge solo la superficie del liquido.

Definizione 6. L'*ebollizione* è il passaggio tumultuoso di un corpo dallo stato liquido a quello aeriforme, che avviene in tutta la massa del liquido.

Ogni sostanza ha una propria *temperatura di fusione* e una propria *temperatura di ebollizione*, che coincidono rispettivamente con la *temperatura di solidificazione* e con la *temperatura di condensazione* (tabella 2). Per esempio, alla pressione atmosferica l'acqua distillata fonde a 0 °C e bolle a 100 °C. L'evaporazione, invece, può avvenire a qualsiasi temperatura compresa fra la temperatura di fusione e la temperatura di ebollizione: una pozzanghera, per esempio, si asciuga perché l'acqua evapora anche a temperatura ambiente.

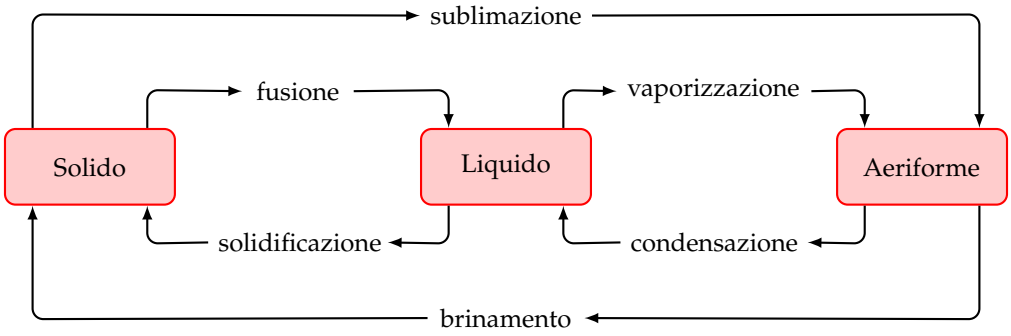


Figura 5: Passaggi di stato

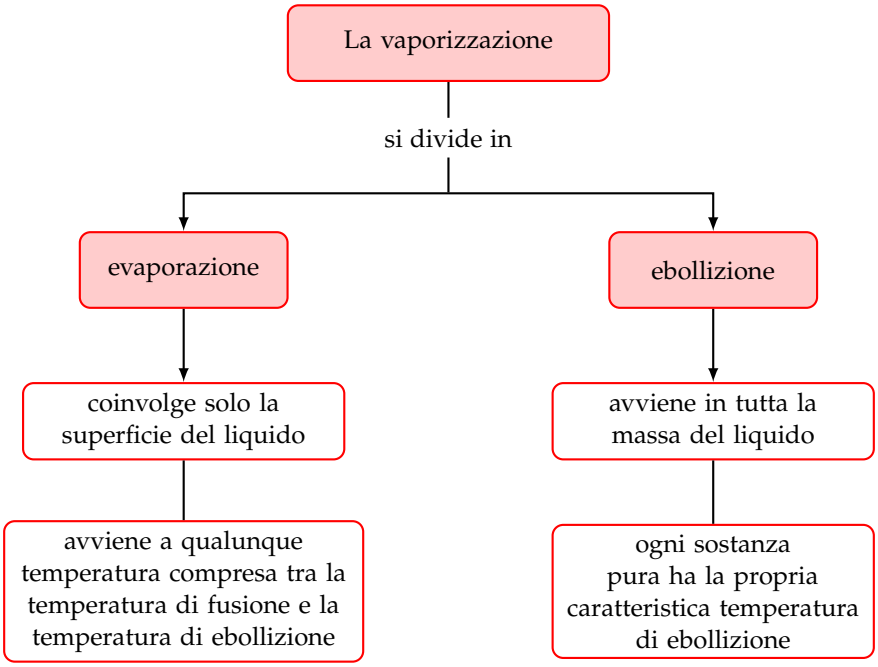


Figura 6: Evaporazione ed ebollizione

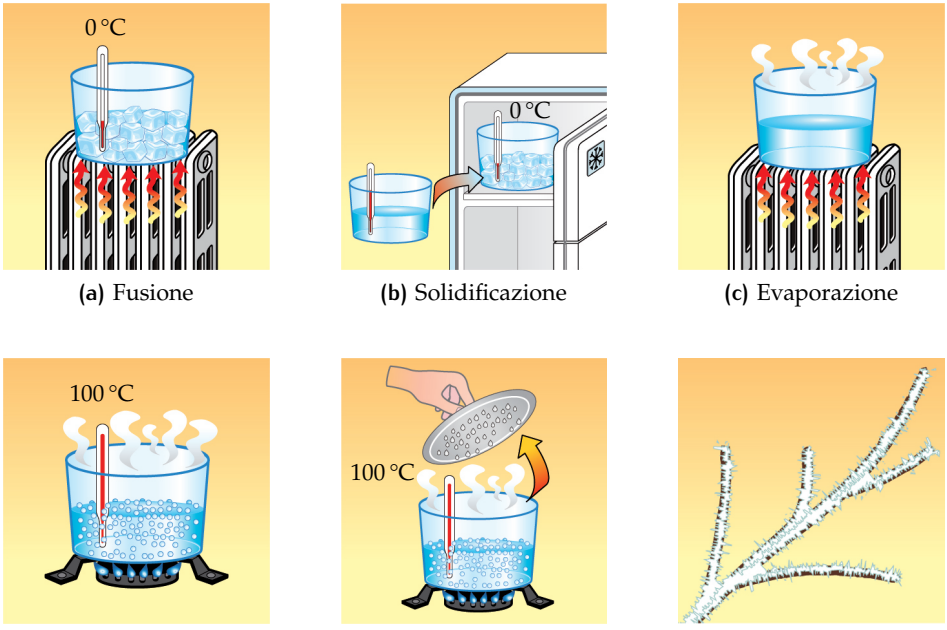
La figura 7 mostra i passaggi di stato dell'acqua, mentre la tabella 2 mostra le temperature di fusione e di ebollizione di alcune sostanze (a pressione atmosferica). Ogni sostanza ha la propria caratteristica temperatura di fusione e di ebollizione.

Brinamento

Il brinamento è il passaggio diretto dallo stato aeriforme allo stato solido. Il termine *brinamento* deriva da *brina*, il velo di ghiaccio che si deposita sul suolo e sulla vegetazione specialmente di notte, nei periodi dell'anno in cui di giorno fa caldo ma di notte la temperatura scende sotto lo zero: in queste condizioni il

Tabella 2: Temperature di fusione e di ebollizione di alcune sostanze

Sostanza	T_{fusione} (°C)	$T_{\text{ebollizione}}$ (°C)
acqua	0	100
alcol etilico	−114	78
ammoniaca	−75	−33
azoto	−210	−196
mercurio	−39	357
zolfo	115	445



(a) Fusione **(b)** Solidificazione **(c)** Evaporazione

(d) Ebollizione **(e)** Condensazione **(f)** Brinamento

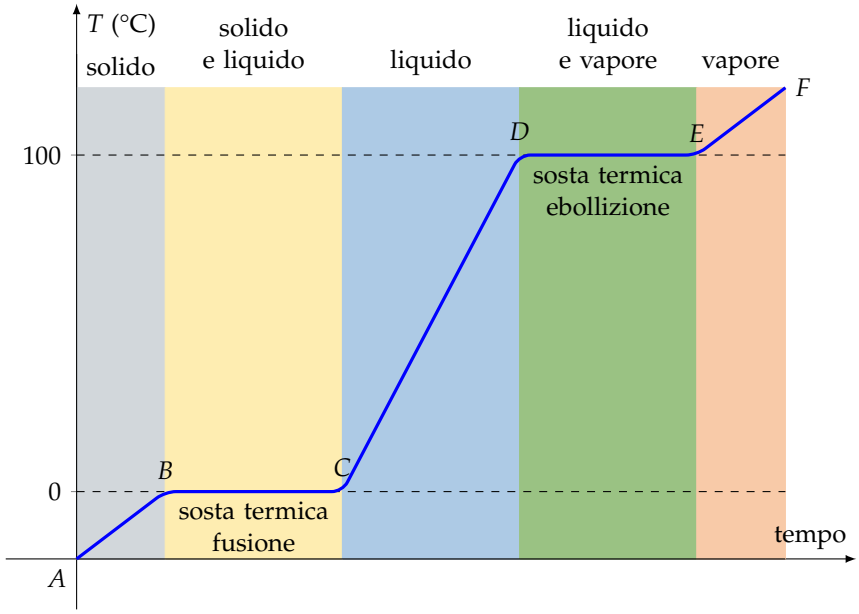
Figura 7: Passaggi di stato dell'acqua

vapore acqueo dell'aria, a contatto con il terreno più freddo, passa direttamente allo stato solido, formando goccioline di ghiaccio che danneggiano foglie, gemme e frutti, distruggendo il raccolto. Infatti la brina è molto temuta degli agricoltori.

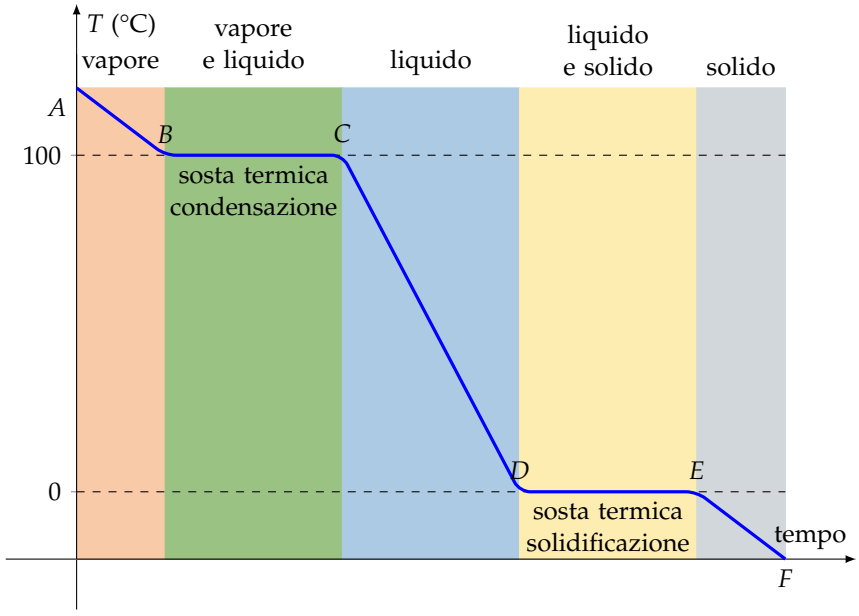
1.3.1 Curva di riscaldamento

A pressione atmosferica, poniamo in un freezer a $-20\,°C$ un recipiente contenente acqua distillata, con immerso un termometro. Quando tutta l'acqua è diventata ghiaccio, togliamo dal freezer il recipiente contenente il ghiaccio e il termometro, e lasciamolo riscaldare a temperatura ambiente. Quando tutto il ghiaccio è fuso, forniamo calore. Annotiamo le temperature che leggiamo. Se riportiamo su un grafico le temperature in funzione del tempo, otteniamo la cosiddetta *curva di riscaldamento* dell'acqua (figura 8a).

- All'inizio la temperatura cresce regolarmente, passando da $-20\,°C$ a $0\,°C$ (tratto *A*-*B*).
- Quando il ghiaccio comincia a fondere, si ha una *sosta termica*: anche se continuiamo a fornire calore, la temperatura *non* aumenta. La temperatura in cui coesistono acqua e ghiaccio si dice *temperatura di fusione* (tratto *B*-*C*).



(a) Curva di riscaldamento



(b) Curva di raffreddamento

Figura 8: Curve di riscaldamento e di raffreddamento dell'acqua distillata

- Terminata la fusione di tutto il ghiaccio, continuando a riscaldare, la temperatura ricomincia a salire con regolarità, fino a 100 °C (tratto *C*-*D*).

- Raggiunti i 100 °C ha inizio l'ebollizione e si ha un'altra sosta termica: anche se continuiamo a fornire calore, la temperatura non aumenta. La temperatura in cui coesistono acqua e vapore acqueo si dice *temperatura di ebollizione* (tratto *D*-*E*).

- Una volta scomparso il liquido, la temperatura del vapore ricomincia a salire in maniera regolare (tratto *E*-*F*).

Tutte le sostanze *pure* hanno curve di raffreddamento simili a questa, con temperature di fusione ed ebollizione caratteristiche per ogni sostanza.

1.3.2 Curva di raffreddamento

Immaginiamo di raffreddare (a pressione atmosferica) un recipiente pieno di vapore acqueo. Se riportiamo in un grafico i valori della temperatura in funzione del tempo, otterremo una curva "inversa" a quella di riscaldamento. Questa curva si chiama *curva di raffreddamento* dell'acqua (figura 8b).

- Cominciando a raffreddare il vapore, la temperatura si abbassa gradualmente, fino a raggiungere i 100 °C (tratto *A*-*B*).

- Quando il vapore comincia a condensare, la temperatura rimane costante a 100 °C fino a che tutto il vapore si trasforma in liquido (tratto *B*-*C*).

- Continuando il raffreddamento, la temperatura del liquido ricomincia a scendere con regolarità (tratto *C*-*D*).

- Raggiunti gli 0 °C ha inizio la solidificazione e si ha un'altra sosta termica (tratto *D*-*E*).

- Completata la solidificazione di tutto il liquido, la temperatura ricomincia a scendere (tratto *E*-*F*).

Tutte le sostanze *pure* hanno curve di raffreddamento simili a questa, con temperature di condensazione e solidificazione caratteristiche per ogni sostanza.

Le quantità di calore acquistate da una sostanza durante la fusione e durante l'ebollizione vengono genericamente chiamate *calori latenti*. L'aggettivo *latente* significa "nascosto".

Tabella 3: Calori latenti di fusione e di ebollizione di alcune sostanze (a pressione atmosferica)

Sostanza	λ_{fusione} (kJ/kg)	$\lambda_{\text{ebollizione}}$ (kJ/kg)
acqua	333	2272
alcol etilico	108	855
ammoniaca	339	1369
azoto	26	200
mercurio	11	294
zolfo	54	1406

Definizione 7. Il *calore latente di fusione* è il calore necessario per fondere completamente 1 kg di sostanza alla temperatura di fusione. Il *calore latente di vaporizzazione* è il calore necessario per vaporizzare completamente 1 kg di sostanza alla temperatura di ebollizione.

I calori latenti di fusione e di vaporizzazione si indicano rispettivamente con λ_{fusione} e $\lambda_{\text{vaporizzazione}}$ (λ si legge *lambda*). La tabella 3 riporta i calori latenti di fusione e di ebollizione di alcune sostanze.

Esercizio 2. A pressione atmosferica, quanto calore occorre fornire a un pezzo di ghiaccio di massa $m = 2\,\text{kg}$ che si trova alla temperatura di 0 °C per fonderlo completamente?

Soluzione. Tenendo conto del valore di λ_{fusione} dell'acqua riportato nella tabella 3:

$$Q = \lambda_{\text{fusione}} \cdot m = (333 \cdot 2)\,\text{kJ} = 666\,\text{kJ} \qquad \square$$

Esercizio 3. A pressione atmosferica, l'alcol etilico bolle a 78 °C. Quanto calore bisogna fornire a 40 g di alcol etilico che si trova alla temperatura di 78 °C affinché tutto l'alcol etilico diventi gas?

Soluzione. Tenendo conto del valore di $\lambda_{\text{ebollizione}}$ dell'alcol etilico riportato nella tabella 3:

$$Q = \lambda_{\text{vaporizzazione}} \cdot m = (855 \cdot 0{,}04)\,\text{kJ} = 34{,}2\,\text{kJ} \qquad \square$$

Perché quando nevica la temperatura si fa più mite?

La neve si forma nell'alta atmosfera, a temperatura inferiore a zero gradi centigradi, quando il vapore acqueo contenuto nelle nuvole brina, passando dallo

stato aeriforme a quello solido, formando aggregazioni di cristalli di ghiaccio (i "fiocchi di neve") che cadono verso il suolo. Il brinamento del vapore acqueo in aria cede calore latente all'atmosfera, riscaldandola. Ecco perché quando nevica la temperatura si fa più mite.

1.3.3 Pressione e stati di aggregazione

La pressione modifica la temperatura di ebollizione e di solidificazione delle sostanze: nel caso dell'acqua, se la pressione aumenta, la temperatura di ebollizione aumenta e la temperatura di solidificazione diminuisce.

- Nella *pentola a pressione*, il vapor acqueo trattenuto all'interno fa aumentare la pressione, e con essa la temperatura di ebollizione dell'acqua: a una pressione di 1,5 atm, per esempio, l'acqua bolle a 110 °C (figura 9a).
- Una situazione analoga si riscontra nell'*autoclave*, un apparecchio usato per sterilizzare gli oggetti a uso sanitario. In questo caso, la pressione del vapor acqueo all'interno dell'autoclave sigillata, pari a 2 atm, permette di raggiungere la temperatura di 120 °C, letale per i batteri.
- L'atmosfera è costituita da un miscuglio di gas, chiamato *aria*, che, trattenuto dalla forza di gravità, circonda la Terra. L'aria esercita una pressione sulla superficie dei corpi che vi sono immersi: la *pressione atmosferica*, che è massima al livello del mare e diminuisce con l'altitudine. A 3000 metri sul livello del mare, per esempio, la pressione atmosferica è 0,7 atm e l'acqua bolle a 90 °C (ecco perché la pasta cucinata in montagna viene un po' "scotta").
- Nel pattinaggio su ghiaccio, il peso della pattinatrice rappresentata nella figura 9b è concentrato su una sottile lama metallica, e questa pressione abbassa la temperatura di fusione del ghiaccio. In altre parole, il ghiaccio che si trova sotto la lama fonde e il velo di acqua che si forma favorisce lo scorrimento.

1.3.4 Abbassamento crioscopico e innalzamento ebullioscopico

D'inverno, a volte si sparge sale sulle strade bagnate o innevate, per evitare che di notte si formi il ghiaccio. Questa misura è efficace perché il sale, sciogliendosi nell'acqua, ne abbassa il valore della temperatura di solidificazione: anche se la temperatura va sotto zero, il ghiaccio non si forma.

In generale, sciogliendo una sostanza in un liquido la temperatura di solidificazione della soluzione è minore di quella del solo solvente. La differenza tra la temperatura di solidificazione del solvente e quella a cui solidifica la soluzione si dice *abbassamento crioscopico*. Si verifica sperimentalmente che l'abbassamento crioscopico è direttamente proporzionale alla concentrazione della soluzione.

(a) In una pentola a pressione l'acqua bolle a una temperatura superiore a 100 °C.

(b) La pressione esercitata da una pattinatrice sul ghiaccio ne abbassa la temperatura di fusione.

(c) Il sale, sciogliendosi nell'acqua, ne abbassa la temperatura di solidificazione.

Figura 9: Pressione, concentrazione e stati di aggregazione

La presenza di un soluto modifica anche la temperatura di ebollizione del solvente. L'acqua salata, per esempio, bolle a una temperatura superiore a 100 °C (ecco perché, quando si cuoce la pasta, il sale va aggiunto solo quando l'acqua bolle: altrimenti l'acqua impiegherà più tempo a raggiungere il bollore).

In generale, se si scioglie una sostanza in un liquido la temperatura di ebollizione della soluzione è maggiore di quella del solo solvente. Questo aumento di temperatura si dice *innalzamento ebullioscopico*. Anche in questo caso si verifica sperimentalmente che la temperatura di ebollizione di una soluzione è tanto più alta quanto maggiore è la concentrazione della soluzione.

L'abbassamento crioscopico e l'innalzamento ebullioscopico hanno importanti applicazioni pratiche. Per esempio, il motore di un'auto si riscalda per la reazione di combustione che avviene al suo interno. Per evitare che la temperatura si alzi troppo, le auto sono dotate di un impianto di raffreddamento, che consiste in un *radiatore* contenente un liquido normalmente costituito da una soluzione acquosa al 50% di *glicole etilenico*, un liquido poco volatile. Per l'abbassamento crioscopico e l'innalzamento ebullioscopico dell'acqua, questa soluzione solidifica a $-38\,°C$ e bolle a 108 °C: rimanendo liquida in un ampio intervallo di temperatura, essa può raffreddare il motore anche nelle condizioni meteorologiche più estreme.

1.4 SISTEMI MATERIALI

Lo studio della materia è essenzialmente lo studio di *sistemi materiali* (o semplicemente *sistemi*), cioè di porzioni di materia che presentano determinate caratteristiche chimico-fisiche. Esempi di sistemi sono un bicchiere d'acqua, un cubetto di ghiaccio, un frammento di granito.

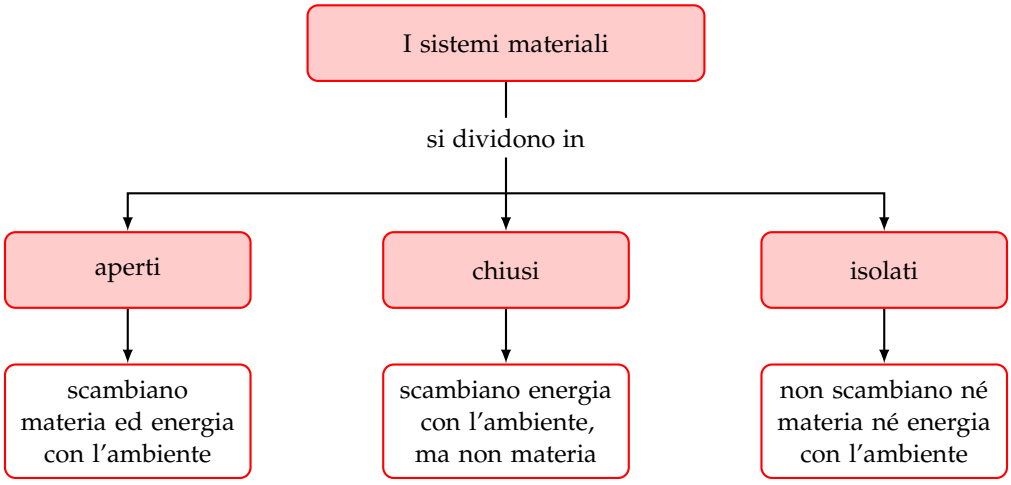


Figura 10: Sistemi materiali

Definizione 8. Un *sistema* è una porzione di materia. L'*ambiente* è tutto ciò che non costituisce il sistema.

Un sistema può interagire con l'ambiente in modi diversi (figura 10).

Definizione 9. Un sistema è *aperto* se può scambiare materia ed energia con l'ambiente; *chiuso* se può scambiare energia con l'ambiente, ma non materia; *isolato* se non può scambiare né materia né energia con l'ambiente.

La figura 11 mostra tre sistemi: l'acqua può uscire dal bicchiere, per esempio evaporando; l'acqua della bottiglia può riscaldarsi e raffreddarsi; l'acqua contenuta nel *thermos* non può né riscaldarsi né raffreddarsi.

(a) Aperto **(b)** Chiuso **(c)** Isolato

Figura 11: Sistemi materiali

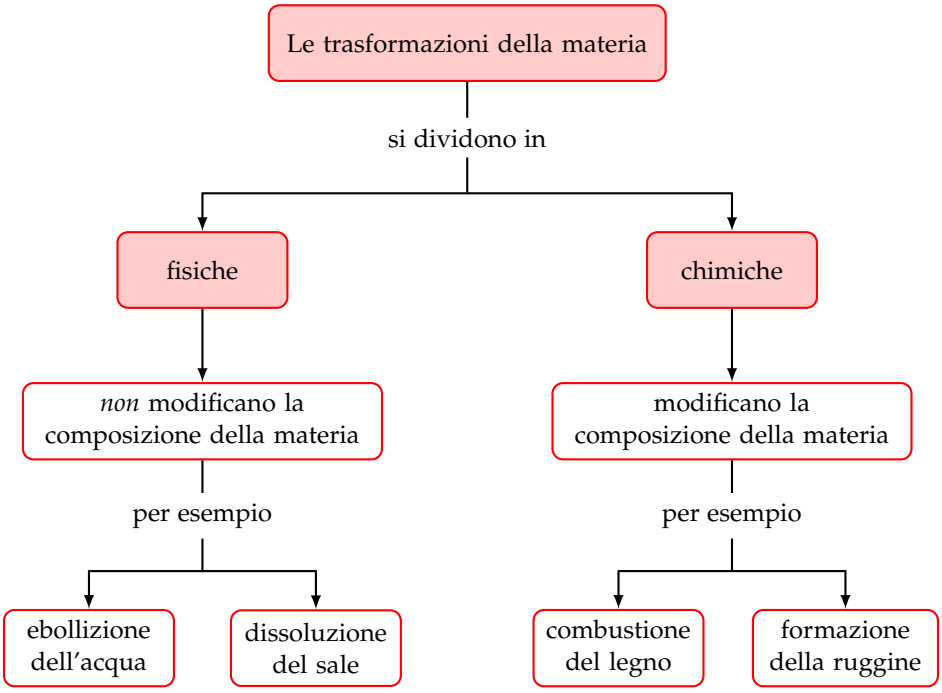


Figura 12: Trasformazioni fisiche e trasformazioni chimiche

1.5 TRASFORMAZIONI FISICHE E CHIMICHE

Le trasformazioni della materia si suddividono tradizionalmente in *trasformazioni fisiche* e *trasformazioni chimiche* (figura 12).

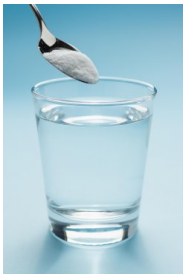
Definizione 10. Le *trasformazioni fisiche* non comportano modifiche della *composizione chimica* della materia. Le *trasformazioni chimiche*, invece, comportano modifiche della composizione chimica della materia.

Il concetto di *composizione chimica* sarà chiaro quando, nel prossimo capitolo, descriveremo la struttura atomica della materia. Per ora ci basta sapere che, a differenza di quanto accade nelle trasformazioni fisiche, nelle trasformazioni chimiche le sostanze di partenza perdono la propria "identità" e si formano nuove sostanze. Qualche esempio chiarirà le idee.

Sono esempi di trasformazioni fisiche (figura 13):

- la fusione del ghiaccio;
- la dissoluzione del sale in acqua;
- la dilatazione del ferro dovuta a riscaldamento;

(a) Fusione del ghiaccio



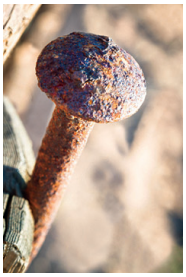
(b) Dissoluzione del sale

(c) Dilatazione di un metallo

(d) Rottura di un vetro

Figura 13: Trasformazioni fisiche

(a) Combustione del legno



(b) Formazione della ruggine

(c) Cottura di un uovo

(d) Stalattiti e stalagmiti

Figura 14: Trasformazioni chimiche

- la rottura di un vetro.

In genere, le trasformazioni fisiche sono *reversibili*: di solito si può ripristinare la situazione iniziale con un'altra trasformazione fisica (per raffreddamento, l'acqua ottenuta dalla fusione del ghiaccio si trasforma nuovamente in ghiaccio; facendo evaporare l'acqua si recupera il sale sciolto; il ferro si riporta al volume di partenza raffreddandolo).

Sono esempi di trasformazioni chimiche (figura 14):

- la combustione del legno;
- la formazione della ruggine su un chiodo;
- la cottura di un uovo;
- la formazione delle stalattiti e delle stalagmiti.

In genere, le trasformazioni chimiche sono *irreversibili*: non sempre si può ripristinare la situazione iniziale con una trasformazione chimica (è il caso della combustione del legno, della formazione della ruggine e della cottura di un uovo).

1.6 SOSTANZE PURE E MISCUGLI

La materia si presenta ai nostri sensi in una grande varietà di modi, ma tutti questi modi si possono essenzialmente inquadrare in due sole famiglie: le *sostanze pure* e i *miscugli*.

Definizione 11. Una *sostanza pura* non si può decomporre mediante trasformazioni fisiche in sostanze più semplici. Un *miscuglio*, invece, si può decomporre mediante trasformazioni fisiche in sostanze più semplici, ciascuna delle quali si dice *componente* del miscuglio.

Per esempio, il rame e l'acqua distillata sono sostanze pure, mentre l'acqua marina (una *soluzione* di acqua e sali minerali) e una miscela formata da acqua e olio sono miscugli.

1.6.1 Sostanze pure

Ci sono due tipi di sostanze pure: gli *elementi* e i *composti*.

Definizione 12. Un *elemento* non si può decomporre mediante trasformazioni chimiche in sostanze più semplici. Un *composto* si può invece decomporre mediante trasformazioni chimiche in sostanze più semplici, ciascuna delle quali si dice *elemento* del composto.

Per esempio, il rame e il neon sono elementi, mentre l'acqua distillata (che si può decomporre in idrogeno e ossigeno) e il sale da cucina (che si può decomporre in sodio e cloro) sono composti. Le figure 16 e 17 rappresentano alcuni elementi e alcuni composti, rispettivamente.

Un composto ha *proprietà chimiche* (che dipendono da come una sostanza reagisce con le altre, come l'infiammabilità) diverse da quelle dei suoi componenti: per esempio, il sale da cucina ha proprietà chimiche diverse dal sodio (che reagisce violentemente con l'acqua) e dal cloro (un gas velenoso dall'odore pungente) che lo costituiscono (figura 15).

1.6.2 Miscugli

Ci sono due tipi di miscugli: i *miscugli omogenei* e i *miscugli eterogenei*.

Definizione 13. In un *miscuglio omogeneo* i singoli componenti non sono distinguibili, neanche al microscopio. In un *miscuglio eterogeneo*, invece, i singoli componenti si distinguono a occhio nudo o con un microscopio.

(a) Cloro **(b)** Sodio **(c)** Cloruro di sodio

Figura 15: Il cloruro di sodio ha proprietà diverse dal cloro e dal sodio che lo costituiscono.

L'acqua marina, per esempio, è un miscuglio omogeneo (è impossibile distinguere, neppure con un microscopio, l'acqua dai sali che vi sono sciolti), mentre una miscela di acqua e olio è un miscuglio eterogeneo (i componenti, non essendo mescolabili, si distinguono alla vista).

In un miscuglio omogeneo, le *proprietà fisiche* (che *non* dipendono da come una sostanza reagisce con le altre, come la densità e la temperatura di fusione) sono le stesse in qualunque punto del miscuglio (il prefisso *omo* significa "stesso"), mentre in un miscuglio eterogeneo ogni componente mantiene le proprie caratteristiche fisiche (il prefisso *étero* significa "diverso").

Esempi di miscugli omogenei sono (figura 18):

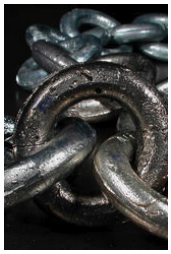
- le *leghe* metalliche, costituite da due o più elementi, di cui quello presente in percentuale più alta è un metallo: per esempio l'acciaio (lega ferro-carbonio), l'ottone (lega rame-zinco), il bronzo (lega rame-stagno);
- il tè, costituito da acqua in cui sono sciolte varie sostanze;
- l'aria che respiriamo, formata in prima approssimazione dal 20% di ossigeno e dall'80% di azoto.

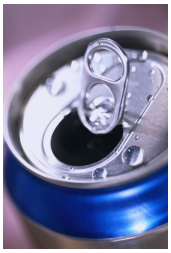
Esempi di miscugli eterogenei sono (figura 19):

- l'acqua gassata, costituita da acqua in cui è stata sciolta anidride carbonica;
- una miscela di acqua e sabbia;
- il granito, una roccia formata da quarzo e altri minerali.

Esempi di miscugli apparentemente omogenei ma in realtà eterogenei sono (figura 21):

- il latte: osservandolo al microscopio, infatti, si nota che è un'*emulsione* formata da piccolissime particelle di grasso immerse in un liquido trasparente (figura 22);


(a) Ferro


(b) Alluminio

(c) Rame

(d) Neon

Figura 16: Elementi

(a) Acqua pura

(b) Sale

(c) Zucchero

(d) Metano

Figura 17: Composti

(a) Acqua marina

(b) Ottone

(c) Tè

(d) Aria

Figura 18: Miscugli omogenei

(a) Acqua e olio

(b) Acqua gasata

(c) Acqua e sabbia

(d) Granito

Figura 19: Miscugli eterogenei

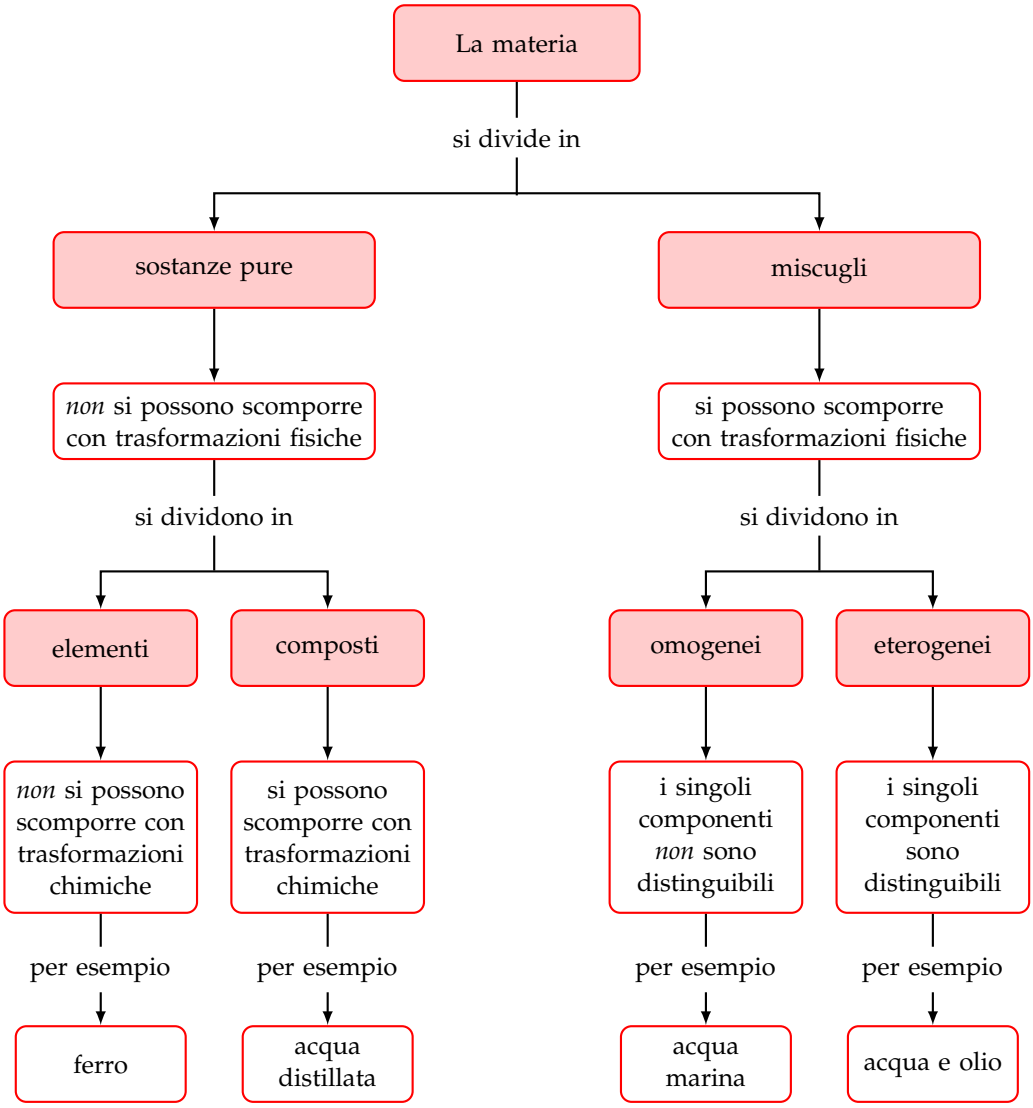


Figura 20: Sostanze e miscugli

(a) Latte **(b)** Panna montata **(c)** Nebbia **(d)** Fumo

Figura 21: Miscugli (apparentemente omogenei, ma in realtà) eterogenei

- la panna montata, una *schiuma* formata da un gas (aria o monossido di azoto) disperso nella panna liquida;
- la nebbia, formata da minuscole goccioline di acqua sospese nell'aria;
- il fumo che esce dai camini (formato da particelle finissime di carbone sospese nell'aria).

Esempi di miscugli che apparentemente sembrano sostanze pure sono:

- l'acqua del rubinetto, che non è pura, perché contiene sciolte altre sostanze: se lasciamo evaporare l'acqua potabile, infatti, troveremo nel contenitore un residuo bianco, costituito proprio da queste sostanze;
- l'acqua minerale (vedi la figura 23);
- l'oro usato in oreficeria, che è di solito 750/1000, cioè una lega con il 25% di altri metalli: in questo modo si ottengono gioielli con una maggiore resistenza meccanica;

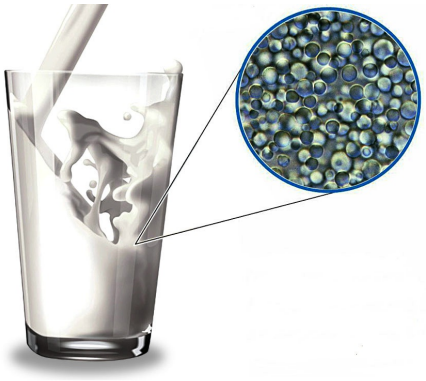


Figura 22: Il latte è un miscuglio eterogeneo: al microscopio si notano le particelle di grasso immerse nel siero liquido.

Tabella 4: Differenze tra miscugli eterogenei e omogenei

Miscugli omogenei	**Miscugli eterogenei**
I componenti si mescolano così bene da non essere più distinguibili neppure con un microscopio.	Ogni componente mantiene le proprie caratteristiche e ciò permette di individuarlo a occhio nudo o con il microscopio.
Le proprietà fisiche sono le stesse in qualunque punto del del miscuglio.	Le proprietà fisiche *non* sono uguali in tutti i punti del miscuglio.
Non sempre i componenti si possono mescolare in qualsiasi quantità e proporzione.	I componenti si possono sempre mescolare in qualsiasi quantità e proporzione.

Tabella 5: Differenze tra miscugli omogenei e composti

Miscugli	**Composti**
I componenti si possono separare mediante trasformazioni fisiche.	I componenti si possono separare mediante trasformazioni chimiche.
Ciascun componente mantiene le sue proprietà chimiche.	Il composto ha proprietà chimiche diverse dai suoi componenti.
La composizione è variabile: i componenti si possono mescolare in molte proporzioni (talvolta con qualche limitazione).	La composizione è definita: i componenti sono presenti con uno specifico rapporto.

- le leghe del ferro, costituite da ferro legato ad altri elementi (il carbonio e il silicio, per esempio), che nel linguaggio comune vengono indicate scorrettamente con la parola *ferro*.

Si noti che:

- nei miscugli la composizione è variabile: i componenti si possono mescolare in moltissime proporzioni (talvolta con qualche limitazione), come quando si fa sciogliere del sale nell'acqua;
- nelle sostanze pure, invece, la composizione è definita: i componenti sono presenti con uno specifico rapporto (come vedremo nel prossimo capitolo).

La tabelle 4 e 5 riportano le principali differenze tra miscugli omogenei ed eterogenei, e tra miscugli omogenei e composti, rispettivamente.

1.7 SOLUZIONI

Alcune sostanze tendono spontaneamente a mescolarsi fra loro: basta osservare che cosa succede quando immergiamo una bustina di tè nell'acqua calda.

Figura 23: L'acqua minerale non è pura, perché contiene sciolte molte altre sostanze.

Definizione 14. Una *soluzione* è un miscuglio omogeneo liquido. Il componente della soluzione presente in maggior quantità è detto *solvente*, mentre gli altri componenti sono detti *soluti*.

Particolarmente importanti e comuni sono le *soluzioni acquose*, cioè le soluzioni in cui il componente principale è l'acqua. Sono esempi di soluzioni:

- l'acqua marina;
- l'acqua gassata;
- il tè;
- le soluzioni antisettiche usate negli ospedali per i lavaggi chirurgici, fatte da alcol (di solito alcol etilico) in cui sono sciolte sostanze protettive per la pelle.

1.7.1 Le masse dei componenti di una soluzione si sommano, i volumi no

Mentre la massa di una soluzione è sempre uguale alla somma delle masse dei suoi componenti prima del mescolamento, il volume dei componenti quando vengono mescolati non sempre è uguale alla somma dei volumi dei componenti (in genere è leggermente minore). Per esempio, sciogliendo 50 mL di alcol etilico in 50 mL di acqua si ottengono circa 98 mL di soluzione (figura 24).

1.7.2 Solubilità

Se mettiamo in continuazione sale in un bicchiere d'acqua, a un certo punto il sale non si scioglie più e resta sul fondo della soluzione. Ciò prova che, in generale, c'è un limite alla quantità di soluto che possiamo sciogliere in un dato solvente.

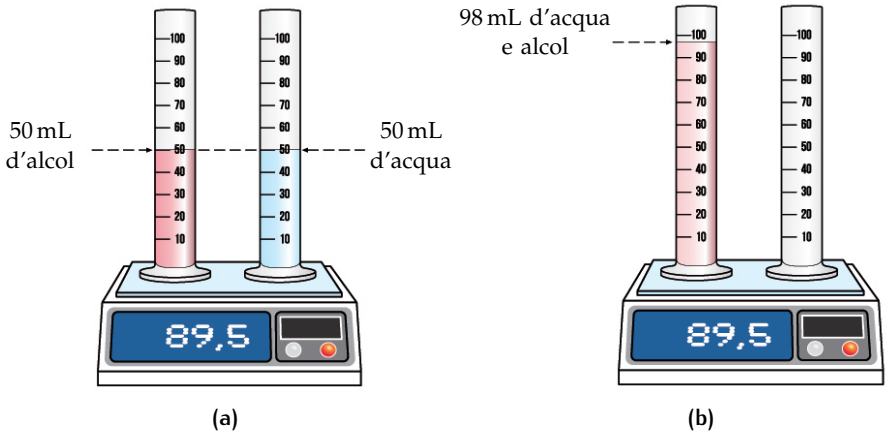


Figura 24: Se mescoliamo 50 mL di alcol etilico e 50 mL di acqua, otteniamo 98 mL di soluzione. Il volume diminuisce ma la massa resta costante.

Definizione 15. Se, a una data temperatura, la quantità di soluto sciolto nel solvente è la massima possibile, la soluzione ottenuta si dice *satura*.

Definizione 16. La *solubilità* di un soluto in un solvente è la massa in grammi di soluto che, a una data temperatura, si trova disciolta in 100 g di solvente, quando la soluzione è satura.

La solubilità si misura in grammi di soluto/100 grammi di solvente. In genere, la solubilità dei solidi *aumenta* con la temperatura, mentre quella dei gas *diminuisce* all'aumentare della temperatura. Se riportiamo su un grafico la solubilità di una sostanza in funzione della temperatura, otteniamo la sua *curva di solubilità*. La figura 25 mostra le curve di solubilità in acqua di alcune sostanze (il saccarosio è lo zucchero da tavola; il cloruro di sodio è il sale da cucina; il nitrato di potassio è un solido usato in passato come detergente e oggi come fertilizzante).

Esercizio 4. Osserva la figura 25.

a. Quale dei tre solidi è più solubile a 60 °C?

b. Qual è la temperatura minima alla quale è possibile sciogliere in 100 g di acqua 180 g di nitrato di potassio?

c. Quanti grammi di saccarosio servono per saturare 200 g di acqua alla temperatura di 60 °C.

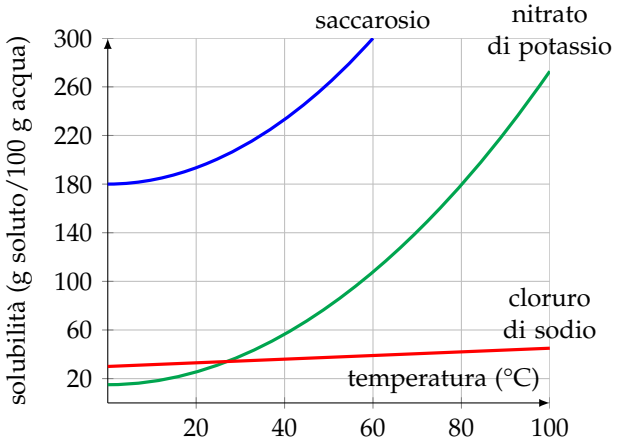


Figura 25: Curve di solubilità di alcune sostanze

Soluzione.

a. A 60 °C la solubilità del saccarosio è 300 g, quella del nitrato di sodio è circa 100 g, mentre quella del cloruro di potassio è di circa 40 g: il solido più solubile è il saccarosio.

b. A 80 °C la solubilità del nitrato di potassio in 100 g d'acqua è 180 g: la temperatura minima richiesta è 80 °C.

c. A 60 °C la solubilità del saccarosio in 100 g d'acqua è 300 g: per saturare 200 g d'acqua serviranno pertanto $(300 \cdot 2)\ \text{g} = 600\ \text{g}$ di saccarosio. □

1.7.3 Concentrazione

Poiché le soluzioni sono miscugli omogenei, le quantità di soluto e solvente che le costituiscono possono variare entro intervalli molto ampi (figura 26). Le bevande alcoliche, per esempio, sono soluzioni acquose che possono essere a basso tenore di alcol, come le birre leggere, oppure fortemente alcoliche, come i superalcolici. La birra è una soluzione *diluita* di alcol in acqua, mentre i superalcolici sono soluzioni *concentrate*. I termini *diluito* e *concentrato* non ci informano, però, sulla effettiva quantità di soluto presente nella soluzione. Per conoscerla, è necessario che sia specificata la *concentrazione* della soluzione, una grandezza che esprime il rapporto tra la quantità di soluto e la quantità di soluzione.

Ci sono diversi modi di esprimere la concentrazione di una soluzione. I più comuni sono la *concentrazione percentuale* (*in massa* o *in volume*) e la *concentrazione in grammi su litro*.

Figura 26: Una soluzione più concentrata contiene una maggiore quantità di soluto nell'unità di volume rispetto a quella diluita

Concentrazione percentuale

La *concentrazione percentuale* (%) esprime le parti di soluto presenti in 100 parti di soluzione:

$$\% = \frac{\text{parti di soluto}}{\text{parti di soluzione}} \cdot 100$$

Le parti di soluto e le parti di soluzione devono essere espresse con la stessa unità di misura (di solito si usano i grammi o i millilitri): in questo modo la concentrazione è un numero puro, cioè senza alcuna unità di misura.

Definizione 17. La *concentrazione percentuale in massa* (% m/m) è il rapporto fra le masse in grammi del soluto e della soluzione, moltiplicato per 100.

In formule:

$$\% \; m/m = \frac{\text{massa di soluto (g)}}{\text{massa di soluzione (g)}} \cdot 100$$

Per esempio, se una soluzione di acqua e sale ha concentrazione percentuale in massa del 10% significa che 100 g di soluzione contengono 10 g di sale (ovvero che 100 kg di soluzione contengono 10 kg di sale: si può scegliere qualunque unità di misura, purché si riferisca alla massa e sia la stessa per il soluto e il solvente).

Esercizio 5. Preparare da soli delle gustose olive da mettere nella pasta o sulla pizza è facilissimo. Le olive appena raccolte sono molto amare e prima di consumarle vanno messe per almeno un mese in *salamoia*, cioè a bagno in una soluzione di acqua e sale da cucina al 10% in massa. Come si preparano 100 g di questa soluzione? E 2 kg?

Soluzione. Per preparare 100 g di salamoia basta prendere un contenitore, metterlo su una bilancia, pesare 10 g di sale e aggiungere acqua fino a 100 g. Per preparare 2 kg di salamoia consideriamo che se in 100 grammi di soluzione ci sono 10 grammi di sale, in 2 kg (cioè in 2000 g) di soluzione ce ne sono x di sale:

$$100\,\text{g} : 10\,\text{g} = 2000\,\text{g} : x \quad \Longrightarrow \quad x = \frac{10\,\text{g} \cdot 2000\,\text{g}}{100\,\text{g}} = 200\,\text{g} \qquad \square$$

Esercizio 6. Qual è la concentrazione percentuale in massa di una soluzione ottenuta sciogliendo 5 grammi di sale in 95 grammi d'acqua?

Soluzione. La soluzione ha una massa di $(95 + 5)\,\text{g} = 100\,\text{g}$, per cui:

$$\%\ m/m = \frac{5\,\text{g}}{100\,\text{g}} \cdot 100 = 5$$

La soluzione ha una concentrazione percentuale in massa del 5%. $\square$

Esercizio 7. Se 50 g di soluzione contengono 2 g di zucchero, qual è la concentrazione percentuale in massa della soluzione?

Soluzione. Se in 50 g di soluzione ci sono 2 g di zucchero, in 100 g di soluzione ce ne sono x di zucchero:

$$50\,\text{g} : 2\,\text{g} = 100\,\text{g} : x \quad \Longrightarrow \quad x = \frac{2\,\text{g} \cdot 100\,\text{g}}{50\,\text{g}} = 4\,\text{g}$$

La concentrazione percentuale in massa è quindi del 4%. $\square$

Esercizio 8. Una bottiglia contiene 750 g di sciroppo che ha una concentrazione del 60% in massa di zucchero. Quanto zucchero c'è?

Soluzione. Se in 100 grammi di sciroppo ci sono 60 grammi di zucchero, in 750 grammi di sciroppo ce ne sono x di zucchero:

$$100\,\text{g} : 60\,\text{g} = 750\,\text{g} : x \quad \Longrightarrow \quad x = \frac{60\,\text{g} \cdot 750\,\text{g}}{100\,\text{g}} = 450\,\text{g} \qquad \square$$

Se il soluto non è solido ma è liquido, spesso è più facile misurarne il volume che la massa. In questo caso è utile la *concentrazione percentuale in volume*.

Definizione 18. La *concentrazione percentuale in volume* (% V/V) è il rapporto fra i volumi in millilitri del soluto e della soluzione, moltiplicato per 100.

In formule:

$$\%\ V/V = \frac{\text{volume di soluto (mL)}}{\text{volume di soluzione (mL)}} \cdot 100$$

La concentrazione percentuale in volume si usa di solito per indicare la concentrazione delle bevande alcoliche, e in tal caso si dice *grado alcolico*. Per esempio, se una birra ha un grado alcolico del 5%, significa che 100 mL di birra contengono disciolti 5 mL di alcol etilico (ovvero che 100 L di birra contengono 5 L di alcol etilico: come prima, si può scegliere qualsiasi unità di misura, a patto che si riferisca al volume e che sia la stessa per il soluto e il solvente).

Esercizio 9. Quale volume di alcol etilico si deve usare per preparare un litro di soluzione acquosa al 40% in volume?

Soluzione. In 100 mL di soluzione sono sciolti 40 mL di alcol etilico. Quindi:

$$100\,\text{mL} : 40\,\text{mL} = 1000\,\text{mL} : x \quad \Longrightarrow \quad x = \frac{40\,\text{mL} \cdot 1000\,\text{mL}}{100\,\text{mL}} = 400\,\text{mL} \qquad \square$$

Esercizio 10. Calcola il grado alcolico di una soluzione ottenuta sciogliendo 15 mL di alcol etilico in 85 mL di acqua.

Soluzione. Il volume della soluzione, trascurando la piccola differenza dovuta alla non perfetta additività tra i volumi dei componenti, è $(15 + 85)\,\text{mL} = 100\,\text{mL}$, per cui:

$$\%\ V/V = \frac{15\,\text{mL}}{100\,\text{mL}} \cdot 100 = 15 \qquad \square$$

Si noti che il valore della concentrazione percentuale in massa è in genere *diverso* dal valore della concentrazione percentuale in volume, come mostra l'esempio seguente.

Esercizio 11. Una birra ha una concentrazione percentuale in volume (un grado alcolico) del 5%. Qual è la sua concentrazione percentuale in massa?

Soluzione. Dire che la birra ha una concentrazione in volume del 5% significa che in 100 mL di birra (la soluzione) ci sono 5 mL d'alcol etilico (il soluto). Poiché la densità dell'alcol etilico è circa 0,8 g/mL, la massa dell'alcol è:

$$d_{\text{soluto}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluto}}} \quad \Longrightarrow \quad m_{\text{soluto}} = d_{\text{soluto}} V_{\text{soluto}} = (0,8 \cdot 5)\,\text{g} = 4\,\text{g}$$

Per trovare la massa della birra approssimiamo la sua densità a quella del componente della soluzione più abbondante, ovvero l'acqua, la cui densità è 1 g/L:

$$m_{\text{soluzione}} = d_{\text{soluzione}} V_{\text{soluzione}} = (1 \cdot 100)\,\text{g} = 100\,\text{g}$$

Quindi:

$$\%\ m/m = \frac{4\,\text{g}}{100\,\text{g}} \cdot 100 = 4$$

La concentrazione percentuale in massa è del 4%. □

1.7.4 Concentrazione in grammi su litro

La concentrazione si può anche esprimere semplicemente in grammi di soluto su litro di soluzione.

Definizione 19. La *concentrazione in grammi su litro* (C) di una soluzione è il rapporto tra la quantità di soluto espressa in grammi e la quantità di soluzione espressa in litri.

In formule:

$$C = \frac{\text{massa del soluto (g)}}{\text{volume della soluzione (L)}}$$

Esercizio 12. In 250 mL di una soluzione sono sciolti 8 g di zucchero. Qual è la concentrazione della soluzione, espressa in grammi su litro?

Soluzione.

$$C = \frac{8\,\text{g}}{250\,\text{mL}} = \frac{8 \cdot 4\,\text{g}}{250 \cdot 4\,\text{mL}} = \frac{32\,\text{g}}{1000\,\text{mL}} = 32\,\text{g/L}$$ □

Esercizio 13. In 200 mL di una soluzione sono sciolti 3 g di sale da cucina, mentre 500 mL di una seconda soluzione ne contengono 7 g. Qual è concentrazione C_1 e C_2 delle due soluzioni? Qual è la più salata?

Soluzione.

$$C_1 = \frac{3\,\text{g}}{200\,\text{mL}} = \frac{3 \cdot 5\,\text{g}}{200 \cdot 5\,\text{mL}} = 15\,\text{g/L} \qquad C_2 = \frac{7\,\text{g}}{500\,\text{mL}} = \frac{7 \cdot 2\,\text{g}}{500 \cdot 2\,\text{mL}} = 14\,\text{g/L}$$

La soluzione più salata è la prima. □

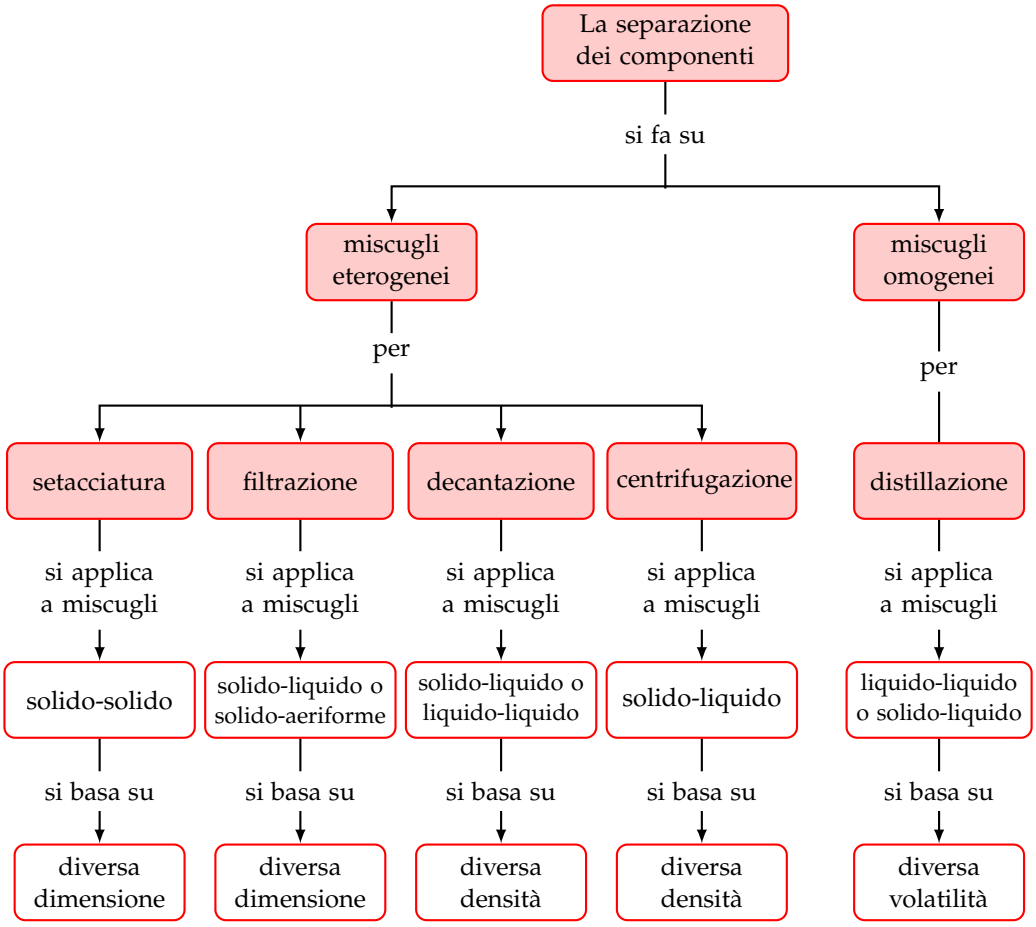


Figura 27: Separazione dei miscugli

1.8 SEPARAZIONE DEI MISCUGLI

Non c'è un metodo universale utilizzabile per separare i componenti di tutti i tipi di miscugli. Ci sono invece alcuni metodi che permettono di separare i vari componenti sfruttando le loro diverse proprietà fisiche. La figura 27 riporta i metodi di separazione dei miscugli più spesso impiegati nei laboratori chimici.

1.8.1 Setacciatura

La *setacciatura* si usa per separare i componenti di un miscuglio eterogeneo *solido-solido* (cioè costituito da componenti solidi) formati da granelli di diverse dimensioni. Si pone il miscuglio su un setaccio che presenta fori di dimensioni idonee: solo i componenti costituiti dai granelli più piccoli passano attraverso il setaccio.

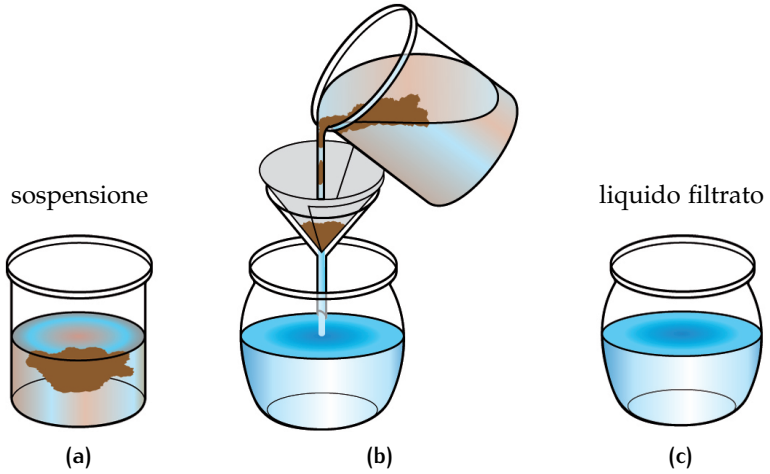


Figura 28: Un apparato di filtrazione

1.8.2 Filtrazione

La *filtrazione* è un metodo per separare i componenti di un miscuglio eterogeneo *solido-liquido* (cioè costituito da un componente solido e uno liquido) o *solido-aeriforme* (un componente solido e uno aeriforme). Si fa passare il miscuglio attraverso un filtro, costituito da un materiale poroso: il liquido o il gas attraversano il filtro, mentre le particelle solide vengono trattenute (figura 28).

Una mascherina antismog, per esempio, permette di filtrare le particelle inquinanti solide (ma non quelle aeriformi) contenute nell'aria che respiriamo.

1.8.3 Decantazione

La *decantazione* è un metodo per separare i componenti di un miscuglio eterogeneo *solido-liquido* o *liquido-liquido*. Lasciando a riposo il miscuglio, se il solido (o il liquido con densità maggiore) ha densità sufficientemente elevata, questo si deposita sul fondo del contenitore per effetto della forza di gravità ed è separabile dal liquido (con densità minore) semplicemente trasferendolo in un altro recipiente (figure 29 e 30).

1.8.4 Centrifugazione

Un altro metodo per separare miscugli eterogenei *solido-liquido* è la *centrifugazione*. Si usa per i miscugli contenenti particelle solide molto piccole (non filtrabili), formati da un solido e un liquido con densità simile (quindi non separabili per decantazione). Si pone il miscuglio in una provetta e lo si inserisce in una centrifuga.

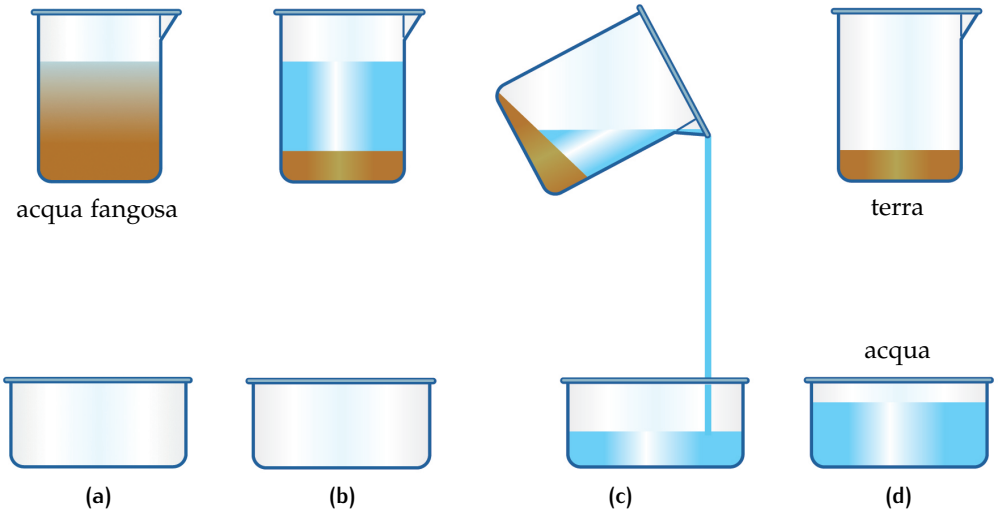


Figura 29: La decantazione permette di separare un miscuglio solido-liquido, come l'acqua fangosa.

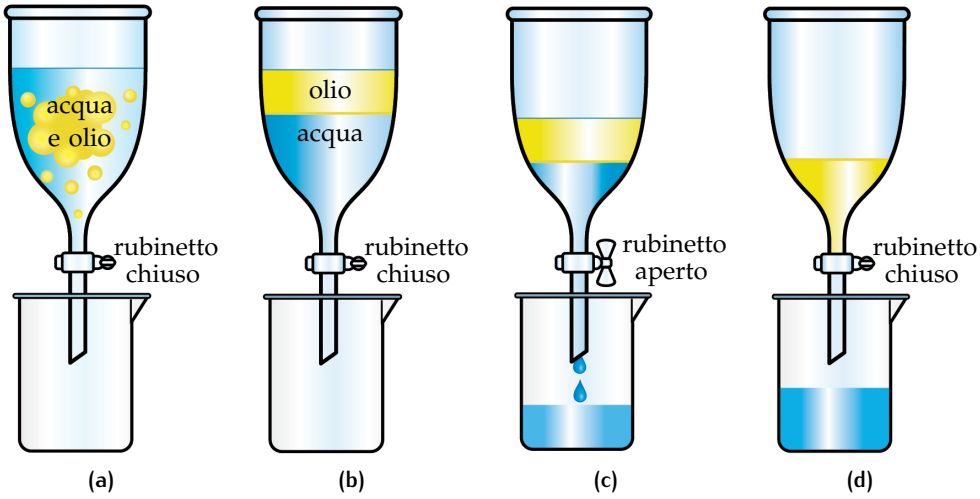


Figura 30: La decantazione permette di separare un miscuglio liquido-liquido, come una miscela di acqua e olio.

La provetta viene fatta ruotare velocemente: per effetto della *forza centrifuga* le particelle con densità maggiore sono spinte verso il fondo della provetta. Quando la centrifuga si ferma, le particelle sospese si trovano sul fondo della provetta (figura 31).

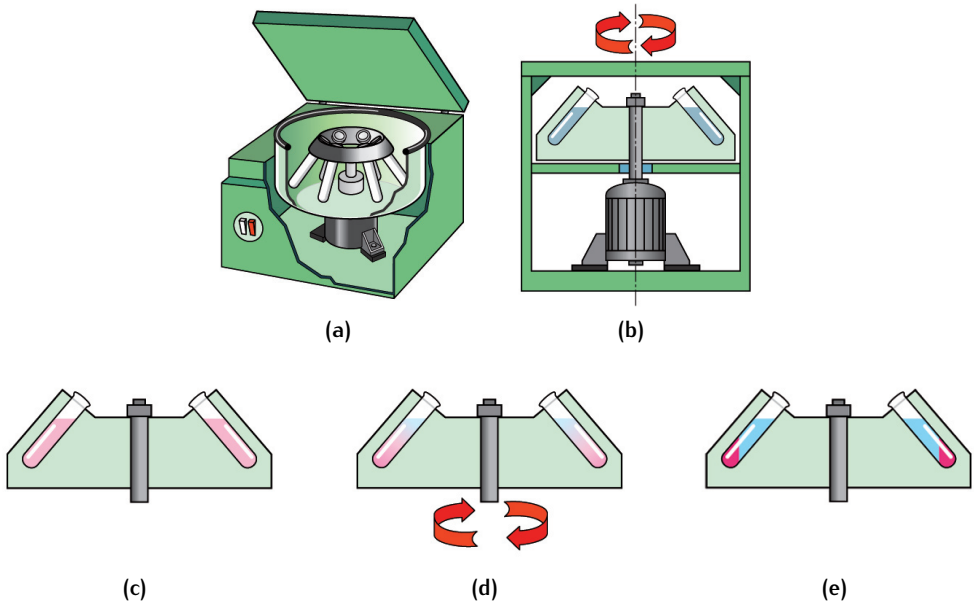


Figura 31: Un apparato di centrifugazione

1.8.5 Distillazione

Nel caso di miscugli omogenei i metodi descritti non si possono usare. La *distillazione* è un metodo per separare i miscugli omogenei liquido-liquido o solido-liquido, che sfrutta la diversa temperatura di ebollizione dei componenti.

Si fa bollire il miscuglio e i vapori che si liberano si condensano per raffreddamento. Con questa tecnica, per esempio, si può ottenere acqua potabile a partire dall'acqua marina. L'apparecchiatura per la distillazione è costituita da un sistema di riscaldamento, un pallone di vetro che contiene il miscuglio da separare, un refrigerante e un recipiente di raccolta (figura 32).

1.9 REAZIONI CHIMICHE

Un fiammifero che brucia o la cottura di un uovo sono esempi di trasformazioni chimiche. Nel nostro stesso corpo avvengono ogni secondo migliaia di trasformazioni chimiche.

Definizione 20. Una *reazione chimica* è una trasformazione di sostanze, dette *reagenti*, in altre sostanze, dette *prodotti*.

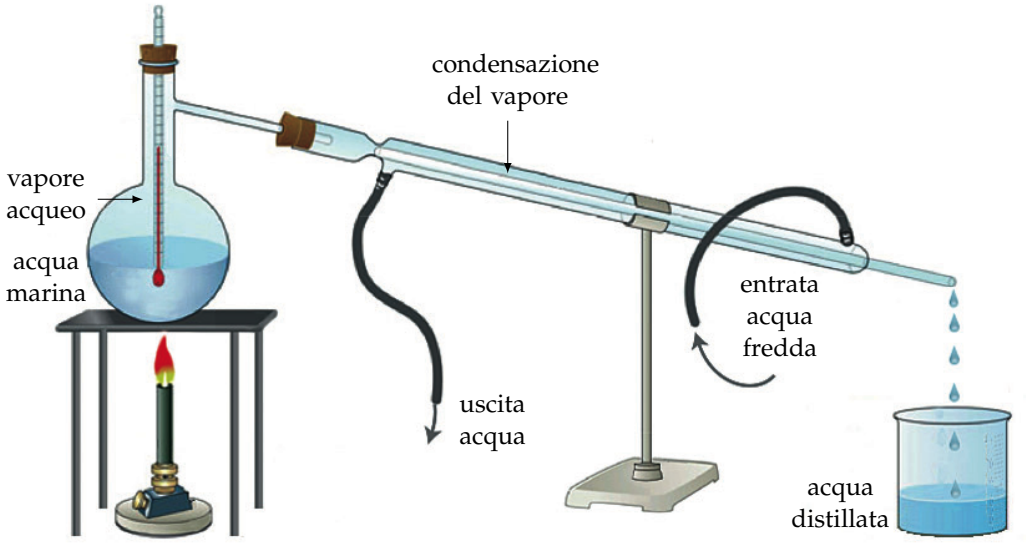


Figura 32: Distillazione dell'acqua marina

Per rappresentare una reazione chimica si scrivono a sinistra i reagenti e a destra i prodotti, collegati da una freccia:

$$\text{reagenti} \longrightarrow \text{prodotti}$$

Di seguito presentiamo alcuni esempi di reazioni chimiche tratte dall'esperienza quotidiana (figura 33).

1.9.1 Esempi di reazioni chimiche

Corrosione del ferro a ruggine

Il ferro a contatto con l'acqua in presenza di ossigeno si *ossida*, formando un composto detto *ossido di ferro*. Questo processo porta alla formazione della ruggine, di colore bruno-rossiccio, che si sgretola favorendo l'ossidazione e la corrosione degli strati di ferro sottostanti.

$$\text{ferro (s)} + \text{acqua (l)} \longrightarrow \text{ossido di ferro (s)} + \text{idrogeno (g)}$$

Le lettere *s*, *l* e *g* poste fra parentesi indicano che il ferro e l'ossido di ferro si trovano allo stato *s*olido, mentre l'acqua si trova allo stato *l*iquido e l'idrogeno in quello *g*assoso (talvolta, impropriamente, i termini *gassoso* e *auriforme* sono usati come sinonimi).

(a) Corrosione del ferro a ruggine

(b) Combustione del metano

(c) Decomposizione del bicarbonato di sodio

(d) Formazione del "ghiaccio istantaneo"

Figura 33: Reazioni chimiche

Combustione del metano

Il *metano* è un gas combustibile. Bruciando metano in presenza di ossigeno si formano anidride carbonica e acqua, e si libera calore. Il metano, che brucia all'aria con fiamma bluastra poco luminosa, si usa per alimentare il riscaldamento delle case e i fuochi delle cucine "a gas".

$$\text{metano (g)} + \text{ossigeno (g)} \longrightarrow \text{anidride carbonica (g)} + \text{acqua (g)}$$

Decomposizione del bicarbonato di sodio

Il *bicarbonato di sodio* (noto semplicemente come *bicarbonato*) si presenta come una polvere cristallina bianca. Esposto a sostanze *acide* (come per l'esempio l'*acido cloridrico*) si decompone liberando anidride carbonica e acqua:

$$\text{bicarbonato di sodio (s)} + \text{acido cloridrico (l)} \longrightarrow$$
$$\longrightarrow \text{cloruro di sodio (s)} + \text{anidride carbonica (g)} + \text{acqua (l)}$$

Questa reazione si sfrutta nei "lieviti chimici", così chiamati per distinguerli dai lieviti biologici come il lievito di birra: l'anidride carbonica fa gonfiare (lievitare) l'impasto. La capacità di reagire con gli acidi fa sì che il bicarbonato di sodio venga usato anche come antiacido, contro bruciori di stomaco: il bicarbonato reagisce con l'acido cloridrico presente nello stomaco e libera anidride carbonica che provoca forti eruttazioni, che possono risultare... imbarazzanti.

Dissociazione del nitrato di ammonio e formazione del "ghiaccio istantaneo"

Il freddo è un'efficace terapia di primo intervento in caso di infortuni sportivi o di interventi odontoiatrici, per ridurre il gonfiore post-traumatico e post-operatorio. Con il freddo, infatti, i vasi sanguigni si restringono, il flusso sanguigno diminuisce

e il gonfiore si riduce. Ai bordi dei campi sportivi e negli studi odontoiatrici si trovano spesso buste di "ghiaccio istantaneo", che forniscono una fonte di freddo immediata: al bisogno, basta schiacciare la busta in un punto particolare, si agita e si ha subito il raffreddamento.

Anche il questo caso la chimica entra in azione. La reazione che di solito si sfrutta è quella tra nitrato di ammonio (che si presenta come una polvere cristallina bianca) e acqua. Immerso nell'acqua, il nitrato si *dissocia* in due *composti ionici* (elettricamente carichi), con assorbimento di calore dall'ambiente esterno:

$$\text{nitrato di ammonio (s)} \longrightarrow \text{ione ammonio (aq)} + \text{ione nitrato (aq)}$$

La sigla *aq* indica che i prodotti sono sciolti in acqua (*aqua*, in latino).

Nella busta di ghiaccio istantaneo ci sono pochi grammi di nitrato di ammonio, separati dall'acqua mediante una membrana. Schiacciando la busta, la membrana si rompe, le due sostanze entrano in contatto e si verifica la reazione: il ghiaccio istantaneo dura circa venti minuti.

1.9.2 Conservazione della massa

Nelle trasformazioni fisiche le sostanze non mutano e quindi la massa del sistema non cambia. Che cosa accade nelle trasformazioni chimiche, in cui si producono nuove sostanze?

Se una reazione avviene in un sistema *chiuso*, la massa resta costante. Questa regolarità trova espressione nella *legge di conservazione della massa*, detta anche *legge di Lavoisier*, dal nome del chimico francese che la formulò alla fine del Settecento.

Legge di Lavoisier. In tutte le reazioni chimiche la massa *si conserva*: la massa dei prodotti che si formano è uguale alla massa dei reagenti che si trasformano.

La legge si può esprimere anche così: «nulla si crea, nulla si distrugge, ma tutto si trasforma».

Verifichiamo la legge di Lavoisier con un semplice esperimento. Servono un recipiente a chiusura ermetica, un po' d'acqua, una pastiglia di aspirina effervescente e una bilancia. Versiamo l'acqua nel recipiente e pesiamo separatamente il recipiente con l'acqua e la pastiglia (figura 34a). Mettiamo l'aspirina effervescente all'interno del recipiente, chiudiamolo immediatamente con il tappo ermetico e agitiamo per facilitare lo scioglimento dell'aspirina (figura 34b). Una volta sciolta l'aspirina, misuriamo il peso del sistema costituito dalla soluzione ottenuta e dai gas imprigionati nel recipiente (figura 34c). Confrontando la somma dei pesi dei reagenti e dei prodotti, verifichiamo che non c'è alcuna variazione della massa.

Quando bruciamo un pezzo di legno e osserviamo la piccola quantità di cenere prodotta, possiamo pensare che la legge di Lavoisier non sia rispettata. In realtà

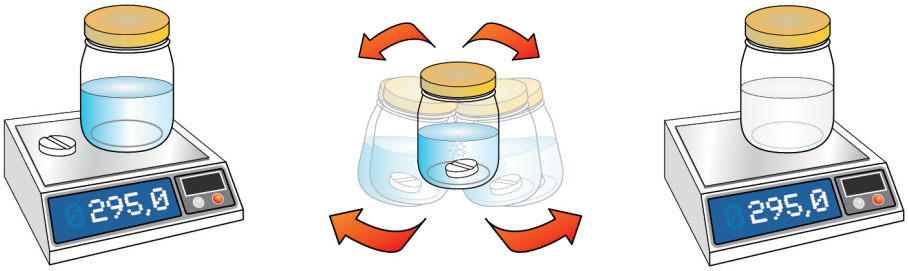


Figura 34: Legge di conservazione della massa, di Lavoisier

facciamo l'errore di considerare solo la massa dei solidi (il legno come reagente e la cenere come prodotto), mentre bisogna tener conto anche delle sostanze aeriformi sprigionate durante la reazione. Un'analisi più accurata conferma che la legge di Lavoisier è rispettata anche in questo caso: la massa dell'aria consumata e quella del legno (i reagenti) sono uguali alla somma delle masse dei prodotti (figura 35).

Esercizio 14. Supponiamo che dalla reazione

$$\text{idrogeno (g)} + \text{ossigeno (g)} \longrightarrow \text{acqua (l)}$$

da 4 g di idrogeno si ottengano 36 g d'acqua. Qual è la massa d'ossigeno che si è combinata con l'idrogeno?

Soluzione. Per la legge di Lavoisier la massa d'ossigeno è $(36 - 4)\,\text{g} = 32\,\text{g}$. □

Esercizio 15. Consideriamo la seguente reazione:

$$\text{metano (g)} + \text{ossigeno (g)} \longrightarrow \text{acqua (l)} + \text{anidride carbonica (g)}$$

Se si fanno reagire completamente 16 g di metano con 64 g di ossigeno si ottengono 44 g di anidride carbonica. Qual è la massa d'acqua che si è formata?

Soluzione. Per la legge di Lavoisier la massa d'acqua è $(16 + 64 - 44)\,\text{g} = 36\,\text{g}$. □

I composti si possono decomporre in quanto costituiti da più elementi; per esempio, l'acqua è formata da idrogeno e ossigeno. C'è di più: analizzando quantità diverse dello stesso composto, si trova che la percentuale in massa di ciascun elemento è sempre la stessa. Ciò si riassume nella *legge delle proporzioni definite*, o *legge di Proust*, dal nome del chimico francese che la formulò alla fine del Settecento.

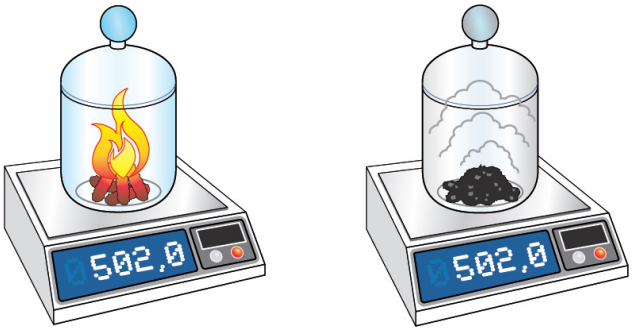


Figura 35: La legge di Lavoisier è rispettata anche nella combustione di un pezzo di legno

Legge di Proust. In ogni composto, il rapporto tra le masse di due suoi elementi è costante (cioè non dipende dalla massa del composto). Questo rapporto è detto *rapporto di combinazione*.

Per esempio:

- nell'acqua, il rapporto tra la massa di idrogeno e quella dell'ossigeno è sempre 1 : 8: se mescoliamo un grammo di idrogeno con dieci grammi di ossigeno, si formano sempre 9 grammi d'acqua, e i due grammi di ossigeno in più non si combinano (l'ossigeno in più rimane libero);
- nell'anidride carbonica, formata da carbonio e ossigeno, il rapporto è 3 : 8;
- nel glucosio, costituito da carbonio, idrogeno e ossigeno, i rapporti sono 6 : 1 : 8.

Le leggi di Lavoisier e di Proust furono spiegate dal chimico John Dalton, che all'inizio dell'Ottocento immaginò la materia composta da particelle microscopiche, come vedremo nel prossimo capitolo.

Esercizio 16. Il rame reagisce con lo zolfo per produrre solfuro di rame. Calcola il solfuro di rame che si produce, facendo reagire:

a. 20 g di rame e 10 g di zolfo;

b. 40 g di rame e 20 g di zolfo;

c. 30 g di rame e 10 g di zolfo.

assumendo che il rapporto di combinazione fra il rame e lo zolfo sia 2 : 1.

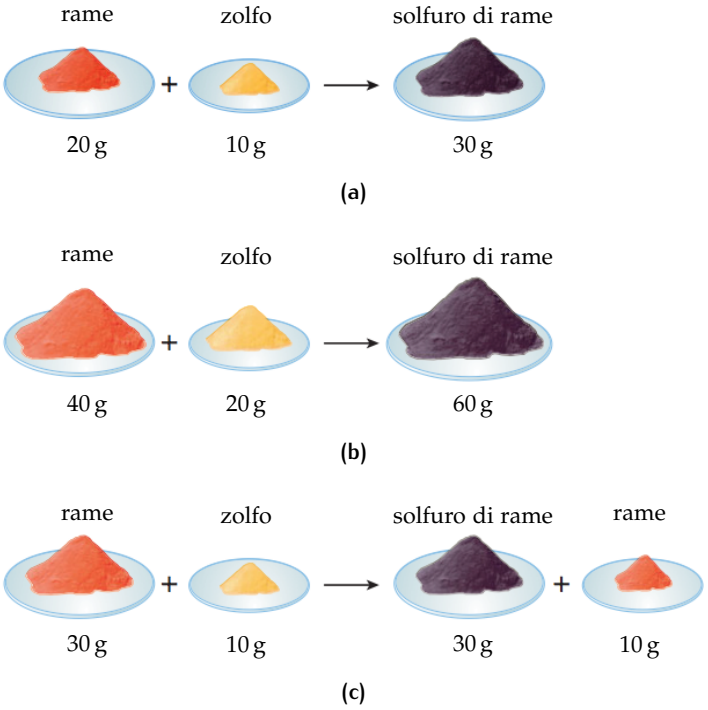


Figura 36: Legge di Proust

Soluzione. Poiché il rapporto di combinazione fra il rame e lo zolfo è 2 : 1, facendo reagire 2 g di rame con 1 g di zolfo si ottengono 3 g di solfuro di rame. Quindi, in proporzione:

a. facendo reagire 20 g di rame e 10 g di zolfo si ottengono 30 grammi di solfuro di rame (figura 36a);

b. facendo reagire 40 g di rame e 20 g di zolfo si ottengono 60 grammi di solfuro di rame (figura 36b);

c. la massa di zolfo che serve per consumare interamente 30 g di rame è 15 g, quantità che in questo caso non è disponibile, per cui non si può consumare tutto il rame: lo zolfo è detto *reagente limitante* e il rame *reagente in eccesso* (paragrafo 2.4.3): 20 g di rame reagiscono con 10 g di zolfo per dare 30 g di solfuro di rame, mentre 10 g di rame restano inalterati (figura 36c). □

Esercizio 17. Il grafico 37 riporta i risultati di prove di combinazioni tra carbonio e ossigeno, nell'anidride carbonica. Qual è il rapporto di combi-

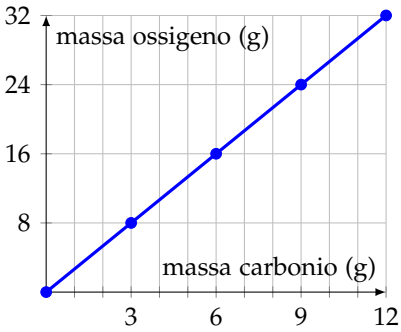


Figura 37: Rapporto di combinazione tra carbonio e ossigeno, nell'anidride carbonica

nazione tra carbonio e ossigeno? Quanti grammi di ossigeno si combinano con 12 g di carbonio, per dare anidride carbonica?

Soluzione. Il rapporto di combinazione tra carbonio e ossigeno è 3 : 8. Con 12 g di carbonio si combinano 32 g di ossigeno. □

1.9.3 Conservazione dell'energia

Nel paragrafo 1.1.7 abbiamo presentato l'*energia* di un corpo come una grandezza che, in termini intuitivi, misura la capacità del corpo di causare delle trasformazioni su altri corpi, interagendo con essi. In chimica sono importanti:

- l'*energia termica*, direttamente proporzionale alla temperatura e alla massa del corpo (figura 38);
- l'*energia chimica*, associata alla composizione chimica e allo stato di aggregazione del corpo (per esempio, quando bruciamo un combustibile per far muovere un'automobile o quando ci alimentiamo con il cibo, usiamo l'energia immagazzinata nel combustibile o nel cibo).

Tutti gli scambi di energia che si verificano in natura, e dunque anche le reazioni chimiche, ubbidiscono al *principio di conservazione dell'energia*.

Principio di conservazione dell'energia. In un sistema *isolato* la quantità totale di energia non varia nel tempo.

Il principio si può esprimere anche così: «l'energia non si crea né si distrugge, ma si trasforma».

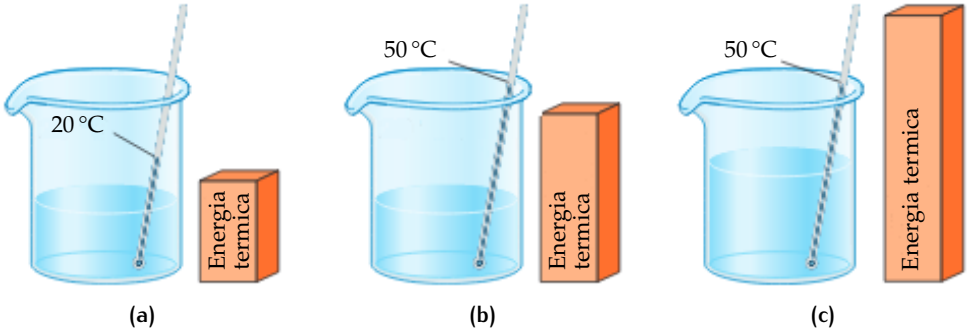


Figura 38: Energia termica

Le reazioni chimiche trasformano le sostanze producendone altre: pertanto, l'energia *chimica* dei prodotti è in generale diversa da quella dei reagenti. Poiché l'energia *totale* deve rimanere costante, questa differenza deve presentarsi con altre forme di energia, in entrata o in uscita.

1.9.4 Reazioni esoenergetiche e reazioni endoenergetiche

Ci sono due tipi di reazioni chimiche: le reazioni *esoenergetiche* e le reazioni *endoenergetiche* (figura 39).

Definizione 21. Una reazione chimica in cui il sistema cede energia all'ambiente è detta *esoenergetica*. Una reazione chimica in cui il sistema assorbe energia dall'ambiente è detta *endoenergetica*.

In particolare, le reazioni esoenergetiche che sviluppano calore sono dette *esotermiche* e le reazioni endoenergetiche che assorbono calore sono dette *endotermiche*.

I prefissi *eso* ed *endo* significano rispettivamente "fuori" e "dentro". In entrambi i casi, l'energia scambiata tra sistema e ambiente è uguale alla differenza tra l'energia dei prodotti e quella dei reagenti.

- Nelle reazioni esoenergetiche, una parte dell'energia chimica si trasforma in altre forme di energia: i prodotti possiedono *meno* energia chimica dei reagenti (figura 40a):

$$\text{reagenti} \longrightarrow \text{prodotti} + \textbf{energia}$$

- Nelle reazioni endoenergetiche, altre forme di energia si trasformano in energia chimica: i prodotti hanno *più* energia chimica dei reagenti (figura 40b):

$$\text{reagenti} + \textbf{energia} \longrightarrow \text{prodotti}$$

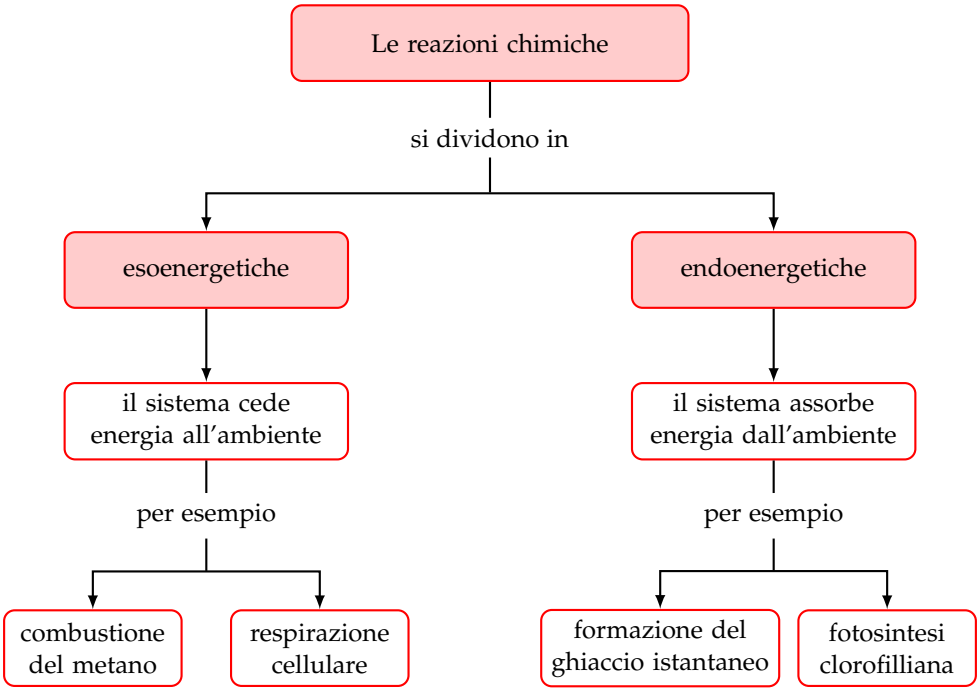
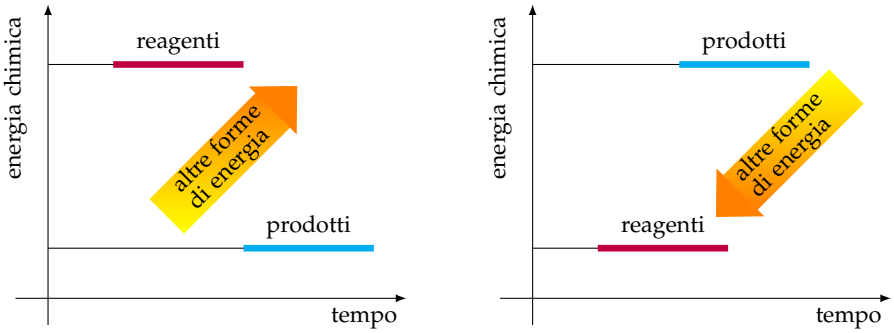


Figura 39: Reazioni esoenergetiche e reazioni endoenergetiche

Sono esempi di reazioni esoenergetiche la combustione del metano e la *respirazione cellulare*, processo che avviene nelle cellule con consumo di glucosio e ossigeno, e formazione di anidride carbonica e acqua.

Sono esempi di reazioni endoenergetiche la dissoluzione del nitrato di ammonio in acqua (figura 41b), per produrre "ghiaccio istantaneo" e la *fotosintesi clorofilliana*, che consiste nella combinazione di anidride carbonica e acqua, nelle parti verdi delle foglie, con assorbimento di luce solare e produzione di glucosio (un particolare tipo di zucchero) e di ossigeno.

LIGHTSTICK I *lightstick*, noti anche come *starlight* (figura 41a), sono bastoncini fluorescenti che sfruttano una reazione chimica che genera luce. I *lightstick* sono formati da un cilindro di materiale plastico flessibile, che contiene *acqua ossigenata* mescolata a sostanze colorate e una fiala di *difenil ossalato*. Quando si piega il bastoncino, la fiala si rompe, mescolando i composti. La reazione è leggermente esotermica, anche se la maggior parte dell'energia è emessa sotto forma di luce. La reazione dura circa 24 ore e non si può interrompere, anche se si può rallentare abbassando la temperatura, per esempio mettendo il bastoncino in un congelatore; ciò ne permette il successivo riutilizzo, anche se per una durata limitata (generalmente un paio d'ore).



(a) Reazioni esoenergetiche **(b)** Reazioni endoenergetiche

Figura 40: Reazioni esoenergetiche ed endoenergetiche

1.9.5 Reazioni reversibili e reazioni irreversibili

Un altro modo per classificare le reazioni chimiche è quello di suddividerle in reazioni *irreversibili* (le più frequenti) e reazioni *reversibili*.

Definizione 22. Una reazione che può procedere nei due versi (dai reagenti ai prodotti e, viceversa, dai prodotti ai reagenti) si dice *reversibile*; in caso contrario si dice *irreversibile*.

Le *pile* e le *batterie*, per esempio, sono sistemi in cui avviene una trasformazione chimica che libera energia elettrica, cioè una reazione esoenergetica. Gli smartphone, i tablet e i computer portatili sono alimentati da batterie ricaricabili che una volta scariche devono essere ricaricate per mezzo della corrente elettrica. Durante la ricarica, nel sistema avviene una reazione endoenergetica i cui reagenti sono proprio le sostanze che la batteria ha prodotto durante il suo funzionamento: avviene cioè la reazione *inversa* a quella avvenuta in precedenza.

Un altro esempio di reazione reversibile è il seguente. Nelle regioni carsiche (nel nord-est dell'Italia), l'acqua piovana, ricca di anidride carbonica, "attacca" le rocce calcaree. Il bicarbonato di calcio, che si produce in seguito a questo processo, è solubile, viene asportato dall'acqua che scorre in superficie e penetra nel sottosuolo. Nelle grotte carsiche avviene la reazione *inversa* e si formano strutture calcaree come *stalattiti* e *stalagmiti*:

$$\text{bicarbonato di calcio (s)} \longrightarrow$$
$$\longrightarrow \text{carbonato di calcio (s)} + \text{anidride carbonica (g)} + \text{acqua (l)}$$

Sono invece esempi di reazioni irreversibili la *caramellizzazione dello zucchero*, fenomeno di imbrunimento dello zucchero riscaldato che gli conferisce un colore ambrato, trasformandolo in caramello, e la combustione del metano.

(a) *Lightstick*

(b) Ghiaccio istantaneo

Figura 41: Reazioni esoenergetiche e reazioni endoenergetiche

(a) Ricarica di una batteria

(b) Zucchero caramellato

Figura 42: Reazioni reversibili e reazioni irreversibili

(a) Formazione della ruggine

(b) Sintesi dell'ammoniaca

Figura 43: Reazioni spontanee e reazioni non spontanee

(a) Stalattiti e stalagmiti

(b) Airbag

Figura 44: Reazioni lente e reazioni veloci

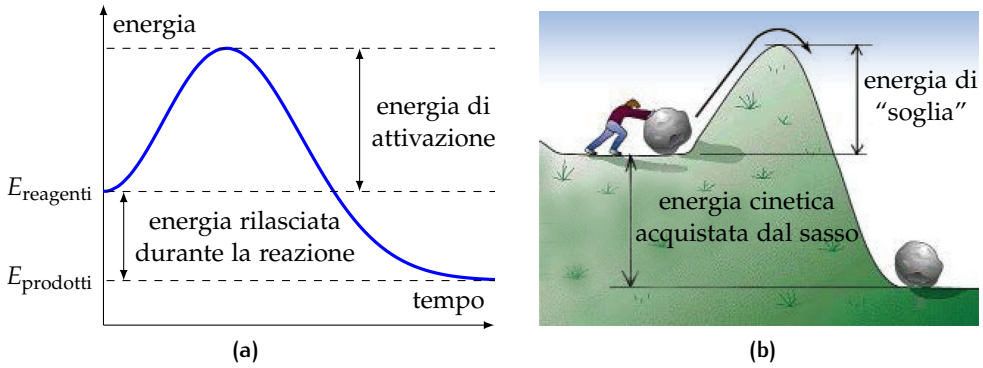


Figura 45: Energia di attivazione

1.9.6 Reazioni spontanee e reazioni non spontanee

Ci sono due tipi di reazioni chimiche: le reazioni *spontanee* e le reazioni *non spontanee*.

Definizione 23. Si dice *spontanea* una reazione che avviene "di per sé", senza bisogno di fornire continuamente energia al sistema.

Per esempio, la corrosione del ferro a ruggine e la combustione del metano sono reazioni spontanee, mentre la sintesi dell'ammoniaca e l'idrolisi dell'acqua (che consiste nella decomposizione dell'acqua in idrogeno e ossigeno) sono reazioni non spontanee. In genere, le reazioni esotermiche sono spontanee e quelle endotermiche non lo sono.

Tutte le reazioni, comprese quelle spontanee, hanno bisogno di un "innesco": per esempio, per accendere il gas c'è bisogno di un fiammifero o di un accendino, ma anche per accendere un fiammifero o un accendino serve un innesco (lo strofinio per il fiammifero e l'uso della pietrina per l'accendino). Serve quindi una piccola quantità iniziale di energia, chiamata *energia di attivazione*, senza cui la reazione non può iniziare, anche se è spontanea; poi, una volta innescata, una reazione spontanea continua da sola, senza altri "aiuti".

La figura 45a mostra l'andamento dell'energia in funzione del tempo in una reazione spontanea ed esoenergetica: per "scendere" dall'energia dei reagenti all'energia dei prodotti bisogna superare la "soglia" dell'energia di attivazione. Allo stesso modo, per far rotolare un sasso giù dalla collina rappresentata nella figura 45b bisogna dargli una spinta di sufficiente intensità.

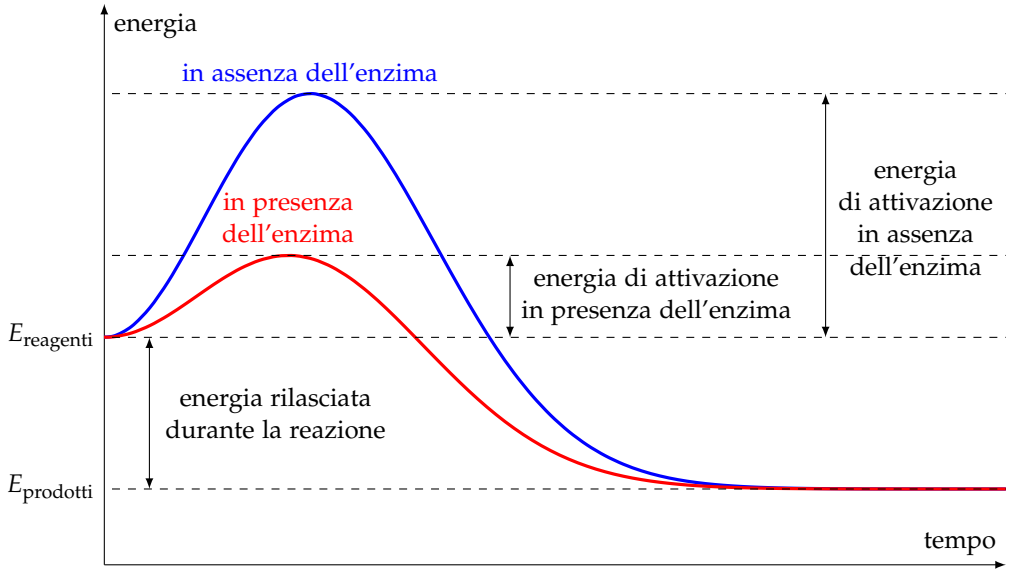


Figura 46: Riduzione dell'energia di attivazione in presenza di un enzima

1.9.7 Reazioni lente e reazioni veloci

Nella vita quotidiana osserviamo reazioni sia veloci che lente: l'esplosione dei fuochi d'artificio è causata da reazioni velocissime; al contrario, l'ingiallimento di un foglio di carta o la formazione di stalattiti e stalagmiti vista nel paragrafo 1.9.5 si svolgono in tempi lunghissimi (occorrono rispettivamente decenni e *migliaia di anni*); la combustione della benzina o la digestione del cibo rappresentano invece situazioni intermedie tra questi due estremi.

Il fatto che una reazione chimica sia spontanea non significa che essa avvenga velocemente: ci sono infatti reazioni spontanee lente, come la corrosione del ferro a ruggine, e altre veloci, come la combustione del metano. La velocità di una reazione dipende da vari fattori:

- lo stato di aggregazione dei reagenti (a parità di altri fattori, un gas reagisce più velocemente di un liquido, che, a propria volta, reagisce più velocemente di un solido);
- la concentrazione dei reagenti (maggiore è la concentrazione, più veloce è la reazione);
- la temperatura (più alta è la temperatura, più veloce è la reazione): questo principio si applica, per esempio, nella conservazione degli alimenti (in un frigorifero si ha un abbassamento di temperatura, che comporta una diminuzione della velocità di decomposizione dei cibi);

Per capire come funziona un catalizzatore facciamo il seguente esempio. Andrea è fidanzato con Beatrice, ma è attratto da Carlotta. Andrea, però, esita a lasciare Beatrice. Le cose rimangono così finché Marco, un amico comune, dice ad Andrea: «che cosa aspetti? Carlotta mi ha confidato che gli piaci!». Subito dopo questa rivelazione, Andrea lascia Beatrice e si fidanza con Carlotta.

Nel nostro esempio, Marco è il *catalizzatore* del legame fra Andrea e Carlotta: pur non entrando direttamente nella loro relazione, la velocizza. Inoltre, dopo il fidanzamento dei due, Marco è sempre libero e può contribuire alla formazione di nuove coppie (nelle reazioni chimiche, i catalizzatori possono essere usati in quantità molto piccola).

Nota 1: Un'interpretazione "relazionale" dei catalizzatori

- la superficie di contatto fra i reagenti (maggiore è la superficie, più veloce è la reazione): se si deve prendere un'aspirina e si ha fretta, oltre a mescolare nel bicchiere si cercherà di frantumarla, perché reagisca più in fretta con l'acqua.

- l'energia di attivazione (minore è l'energia di attivazione, più veloce è la reazione);

- la presenza di *catalizzatori* (nota 1), sostanze che, pur non entrando a far parte dei prodotti ottenuti, velocizzano o rallentano la reazione, rispettivamente abbassando o alzando l'energia di attivazione: per esempio, gli *enzimi* sono proteine che velocizzano le reazioni chimiche negli organismi viventi (figura 46), mentre i conservanti aggiunti ai cibi ne rallentano le reazioni di decomposizione per aumentarne la durata di conservazione.

Come funzione l'airbag

L'*airbag* è un dispositivo di sicurezza installato all'interno di un'automobile per proteggere i passeggeri in caso di incidente stradale. Se si verifica un urto violento, l'airbag si gonfia quasi istantaneamente (bastano pochi *millesimi di secondo*), evitando che il corpo degli occupanti colpisca elementi contundenti dell'abitacolo. L'airbag è costituito da un pallone contenente *azoturo di sodio*, un composto che a temperatura ambiente si presenta come un solido bianco. In caso di urto, un sensore collegato al moto dell'auto genera un impulso elettrico, che innesca una reazione chimica *velocissima*:

$$\text{azoturo di sodio}(s) \longrightarrow \text{sodio (s)} + \text{azoto (g)}$$

Il gas liberato dalla reazione gonfia l'airbag. Buon viaggio, dunque: ancora una volta possiamo stare tranquilli grazie alla chimica (ma ricordiamoci di allacciare le cinture di sicurezza!).

1.10 ESERCIZI

Chi non risolve esercizi non impara la chimica.

Grandezze

1 Vero o falso?

a. La densità dell'acqua è maggiore della densità dell'alcol etilico. V F

b. Dieci grammi d'acqua pura hanno un volume di 10 cm^3. V F

c. La massa di un corpo cresce con la temperatura. V F

d. Il volume di un corpo è indipendente dalla temperatura. V F

[2 affermazioni vere e 2 false]

2 In ciascuna delle seguenti frasi si usa una grandezza: scrivine il nome e la sua unità di misura nel Sistema Internazionale.

a. La capacità di una bottiglia di vino è tre quarti di litro.

b. Una partita di calcio dura novanta minuti.

c. Nel centro storico la velocità massima permessa è 50 chilometri all'ora.

d. Cesena dista circa cento chilometri da Bologna.

e. Secondo le previsioni meteo, domani ci saranno 24 °C.

f. A un ragazzo occorrono ogni giorno circa 2000 kcal.

3 Qual è il volume di un filo di rame ($d = 8{,}8\ g/cm^3$) di 44 g? [5 cm^3]

4 La densità dell'oro è 19 g/cm^3. Qual è il volume di un anello d'oro di 5 g? [0,26 cm^3]

5 Sono date due sfere, una di legno e una di piombo, aventi la stessa massa. Quali delle seguenti affermazioni sono vere e quali sono false?

a. Le due sfere possono avere lo stesso volume, ma in tal caso quella di piombo deve essere cava all'interno. V F

b. Se le due sfere sono compatte, quella di piombo ha volume minore di quella di legno. V F

c. La sfera di piombo ha sempre volume maggiore di quella di legno. V F

d. La sfera di piombo pesa di più di quella di legno. V F

e. Le due sfere hanno necessariamente lo stesso raggio. V F

[2 affermazioni vere e 3 false]

6 Indica la risposta corretta.

a. Che cosa si intende per grandezza?

A una proprietà di un corpo che colpisce molto i nostri sensi

B una proprietà geometrica di un corpo, come il volume e la lunghezza

C una quantità che può essere misurata

D solo il peso e il volume di un corpo

b. Quale grandezza è stata misurata se il risultato è 5 mL?

A massa B peso C densità D volume

c. Indica la relazione che definisce la densità:

A $d = m \cdot V$ B $d = V/m$ C $d = m/V$ D $d = m + V$

d. Dieci centimetri cubici di acqua distillata hanno una massa uguale a:

A 1 g B 10 g C 100 g D 10 kg

e. Con riferimento a 1 L di acqua e 1 L di olio, possiamo dire che hanno uguale:

A volume B massa C peso D densità

f. Un corpo ha massa di 50 g e il volume di 10 cm^3. La sua densità è:

A 5 kg/dm^3 B 0,5 kg/dm^3 C 5 kg/m^3 D 5 g/dm^3

g. Un cilindro graduato vuoto ha massa 135,4 g. Nel cilindro vengono versati 40 cm^3 di alcool etilico ($d = 0{,}79\ g/cm^3$). Qual è la massa del sistema (cilindro + liquido)?

A 167 g B 172 g C 176 g D 180

h. 45 °C equivalgono a:

A 228 K B 318,15 K C −318,15 K D 269 K

i. Un cubo di metallo ha il lato 20 cm e una massa di 62,4 kg. Il metallo è:

A rame ($d = 8{,}8\ g/cm^3$)

B piombo ($d = 11\ g/cm^3$)

C alluminio ($d = 2{,}7\ g/cm^3$)

D ferro ($d = 7{,}8\ g/cm^3$)

j. Un corpo ha massa di 30 g e il volume di 10 cm^3. La sua densità è:

A 0,3 kg/dm^3 B 3 kg/dm^3 C 3 kg/m^3 D 3 g/m^3

[3 risposte A, 3 B, 2 C e 2 D]

7 In un cilindro graduato sono contenuti 20 mL di acqua. Se si inserisce nel cilindro un oggetto metallico di massa 35 g, il livello dell'acqua sale fino a 24,5 mL. Quanto vale la densità dell'oggetto? [7,8 g/cm^3]

8 In un cilindro graduato sono contenuti 15 mL di acqua. Se si inserisce nel cilindro un oggetto metallico di massa 25 g, il livello dell'acqua sale fino a 25 mL. Quanto vale la densità dell'oggetto? [2,5 g/cm^3]

9 Si vuole determinare la relazione che esiste tra la massa dell'alcool etilico e il volume corrispondente. A questo scopo si prelevano volumi diversi di alcool, che vengono posti in recipienti graduati, dai quali è possibile leggere il volume in cm^3. Ogni aliquota di alcool viene pesata in una bilancia e se ne può così determinare la massa in grammi. La figura 47a rappresenta i risultati. Determina la densità dell'alcol.

10 La figura 47b riporta i grafici che mettono in relazione massa e volume per il ferro (linea in alto) e per l'alluminio (linea in basso). Determina la densità approssimata del ferro e dell'alluminio.

11 La densità del magnesio è 1,7 g/cm^3. Quale volume ha un pezzo di magnesio di 5 g? Qual è la massa di un pezzo di magnesio il cui volume misura 10 cm^3? [2,9 cm^3; 17 g]

12 Il cloroformio, un liquido usato un tempo come anestetico, ha una densità pari a 1,5 g/mL. Qual è il volume di 5 g di cloroformio? Qual è la massa di 5 mL di cloroformio? [3,3 mL; 7,5 g]

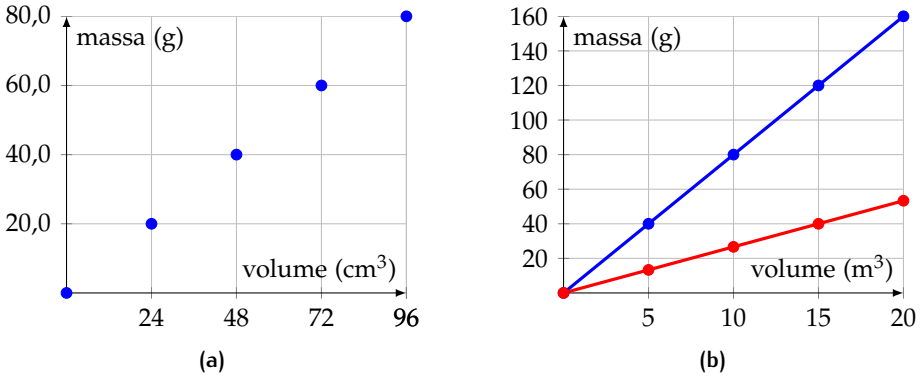


Figura 47: Grafici massa-volume

13 I fagioli contengono il 62% in massa di carboidrati, il 22% di proteine, l'1% di grassi e, per il rimanente, acqua. Qual è il contenuto calorico di 100 g di fagioli? [345 kcal]

14 Talvolta si sente dire che l'alluminio è leggero, mentre il piombo è pesante. Come si può enunciare questo confronto in maniera scientificamente corretta?

15 Un rubino ha massa di 5,2 g e volume di 1,3 cm^3. Qual è la sua densità? [4 g/cm^3]

16 Un pezzo di ebano ha massa di 15,3 g e volume di 12,8 cm^3. Quale è la sua densità? [1,2 g/cm^3]

17 Determina il numero di centimetri in 1 km; di millisecondi in un'ora; di chilogrammi in $3{,}05 \cdot 10^5$ g.

18 Se Jules Verne avesse espresso il titolo del suo famoso romanzo *Ventimila leghe sotto i mari* in unità del Sistema Internazionale, come lo avrebbe chiamato ? (1 lega = 3,45 miglia; 1 miglio = 1609 m).

19 Quale massa ha 1 dm^3 di mercurio, posto che la sua densità è 13, 6 g/cm^3? [13,6 kg]

20 Un cilindro graduato ha massa 205 g. Dopo avervi versato una certa quantità di liquido, si misura il volume di 58 mL e la massa di 252 g. Calcola la densità del liquido. [0,81 g/cm^3]

21 In condizioni di pressione atmosferica ordinaria e a 25 °C l'aria ha una densità di 1,2 g/L. Qual è la massa, espressa in chilogrammi, dell'aria contenuta in un ambiente di 8 m × 13 m × 3 m? [374,4 kg]

22 La densità dell'acqua è di 1 g/cm^3, mentre quella della benzina è di 0,7 g/cm^3. Quale massa di liquido, in grammi, riempirà un serbatoio di 60 L nel caso dell'acqua? E della benzina? [60 kg; 42 kg]

23 Un cilindro graduato ha massa di 58 g. Vi si versa toluene, un liquido organico di densità 0,87 g/cm^3, fino a raggiungere la massa complessiva di 87 g. Quale volume occupa il liquido dentro il cilindro? [33,3 cm^3]

24 Un cilindro graduato contiene 20 mL di acqua. Immergendo in quest'ultima un oggetto di forma irregolare, l'acqua si solleva fino a raggiungere la tacca dei 30 mL. Se la massa dell'oggetto è di 50 g, qual è la sua densità? [5 g/cm^3]

25 Un liquido che occupa il volume di 3 mL ha una massa di 6 g. Qual è la sua densità in chilogrammi/litro? [2 kg/L]

26 Nel 1960 alla stazione di Vostok, nell'area antartica, si registrò una temperatura di −90 °C. Quale sarebbe stata in kelvin? [183,15 K]

27 Il metanolo è un composto usato come additivo per evitare il congelamento della benzina. La densità del metanolo è di 0,79 g/cm^3 a temperatura ambiente. Se il prezzo di una bottiglia di metanolo da 600 mL è di 5 €, qual è il prezzo a chilogrammo del metanolo? [10,55 €]

28 La temperatura di ebollizione dell'elio è la più bassa fra tutti i liquidi: 4 K. Quanto vale tale temperatura in °C? [−269,15 °C]

29 La dose giornaliera di teofillina (un farmaco antiasma) consigliata alle persone adulte è di 6 mg/kg di peso corporeo. Calcola la dose in mg per un adulto di 75 kg. [450 mg]

30 La soluzione acida di una batteria per automobili (acido solforico) ha una densità di 1,2 g/cm^3. Qual è la massa in grammi di 200 mL di tale soluzione? [240 g]

31 La Terra ha un raggio di circa 6300 km e una massa di $6 \cdot 10^{24}$ kg. Qual è la sua densità? [5,7 g/cm^3]

32 Una certa quantità d'olio alla temperatura di 130 °C viene posta in una stanza a 20 °C. Indica per ogni affermazione se è vera o falsa.

a. La temperatura dell'olio diminuisce. V F

b. L'olio assorbe calore dalla stanza. V F

c. L'olio cede calore all'ambiente. V F

d. Dopo un po', l'olio raggiunge l'equilibrio termico con l'ambiente. V F

e. L'olio e la stanza non si scambiano calore. V F

[3 affermazioni vere e 2 false]

Stati di aggregazione della materia

33 Vero o falso?

a. Un liquido non ha né volume né forma propri. V F

b. Un aeriforme ha volume e forma variabili. V F

c. Non c'è differenza tra gas e vapore. V F

d. Un fluido è un liquido o un aeriforme. V F

e. Un solido ha volume e forma definiti. V F

[3 affermazioni vere e 2 false]

34 Indica la risposta corretta.

a. Quali tipi di corpi costituiscono gli aeriformi?

A fluidi e liquidi B liquidi e gas C gas e vapori D fluidi e gas

b. A temperatura e pressione ordinarie, i metalli sono solidi tranne uno. Quale?

A l'oro B l'argento C il calcio D il mercurio

c. Quale dei seguenti corpi *non* è un fluido?

A l'acqua di un bicchiere

B l'ossigeno in una bombola

C l'aria che respiriamo

D un cubetto di ghiaccio

d. Quale delle seguenti affermazioni è *sbagliata*?

A I liquidi hanno forma definita e volume variabile.

B I solidi hanno forma e volume propri.

C Un aeriforme non ha né volume né forma propri.

D I fluidi assumono con facilità la forma del recipiente che li contiene.

e. Quale delle seguenti affermazioni è corretta?

A I vapori, a differenza dei gas, non possono essere liquefatti per compressione.

B Un liquido ha volume definito e forma variabile.

C I fluidi si distinguono in gas e vapori.

D Solo gli aeriformi assumono con facilità la forma del recipiente che li contiene.

[1 risposta A, 1 B, 1 C e 2 D]

35 Indica la differenza che c'è tra i termini delle coppie seguenti:

a. trasformazione fisica e chimica

b. elemento e composto

c. composto e miscuglio

d. omogeneo ed eterogeneo

e. aeriforme e liquido

f. gas e vapore

Passaggi di stato

36 Indica la risposta corretta.

a. L'ammoniaca, alla pressione normale, fonde a $-78\,°C$ e bolle a $-33\,°C$. La sua temperatura di solidificazione è quindi:

A $-78\,°C$ B $-33\,°C$ C $+78\,°C$ D $-56\,°C$

b. Durante una prova in laboratorio si determina che, a una data pressione, 20 g di sostanza bollono a 90 °C. A quale temperatura bollono 60 g della stessa sostanza alla stessa pressione?

A a una temperatura tripla, cioè pari a 270 °C

B a una temperatura pari a un terzo, cioè a 30 °C

C alla stessa temperatura, cioè a 90 °C

D a una temperatura che dipende dalle modalità di riscaldamento

c. Se si scioglie un po' di zucchero in acqua distillata, si ottiene una soluzione che solidifica a una temperatura:

A minore della temperatura di solidificazione dell'acqua distillata

B uguale alla temperatura di solidificazione dell'acqua distillata

C maggiore della temperatura di solidificazione dell'acqua distillata

D minore della temperatura di solidificazione dello zucchero

d. Una sostanza fonde a -39 °C e bolle a 357 °C. A -39 °C la sostanza:

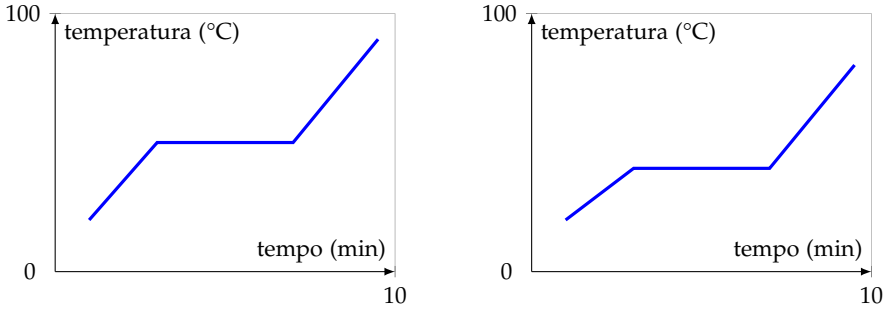
A è solida

B è liquida

C è aeriforme

D può essere sia liquida che solida

e. Osserva la seguente coppia di curve di riscaldamento.



I grafici si riferiscono:

A alla stessa sostanza

B a sostanze diverse

C non è possibile saperlo

D a quantità diverse di una sostanza

f. Aprendo una lattina di bibita gassata si forma, nelle immediate vicinanze dell'apertura, una "nebbiolina". Ciò è dovuto:

A all'espansione improvvisa del vapore d'acqua, che condensa

B all'aumento della temperatura

C all'espansione dell'anidride carbonica, che produce un abbassamento della temperatura con condensazione del vapore d'acqua

D all'anidride carbonica che si libera e si rende evidente

g. Il calore latente di fusione:

A aumenta la temperatura di una sostanza

B è scambiato a temperatura costante

C abbassa la temperatura di una sostanza

D si misura in J/K

[2 risposte A, 2 B, 2 C e 1 D]

37 Considera i dati della seguente tabella.

Sostanza	T_{fusione} (°C)	$T_{\text{ebollizione}}$ (°C)
A	14	135
B	−35	90
C	−80	−15
D	−5	79
E	39	196

a. Quali sostanze sono solide a 10 °C?

b. Quale sostanza è aeriforme a 20 °C?

c. Quale sostanza è liquida a −40 °C?

d. In che stato di aggregazione si trova la sostanza *A* a 100 °C?

e. In che stato di aggregazione si trova la sostanza *B* a 95 °C?

f. In che stato di aggregazione si trova la sostanza *C* a −20 °C?

g. A 0 °C qual è lo stato di aggregazione delle cinque sostanze?

38 Perché il bucato asciuga più in fretta in una giornata secca e ventosa?

39 Perché l'evaporazione è facilitata se un liquido viene scaldato?

40 Perché sulla faccia interna del coperchio di una pentola d'acqua sul fuoco si formano goccioline d'acqua?

41 Prendi una lattina chiusa dal frigorifero. Sulla superficie iniziano a formarsi delle goccioline di acqua. Da dove proviene quest'acqua?

42 Quale effetto ha un aumento di pressione sulla fusione del ghiaccio?

43 Perché durante l'ebollizione e la fusione, anche se viene fornito calore la temperatura del liquido che bolle o del solido che fonde non aumenta? Perché durante la solidificazione la temperatura del liquido che solidifica non diminuisce?

44 A pressione atmosferica, quanto calore occorre fornire a 1 kg di mercurio che si trova alla temperatura di fusione per fonderlo completamente? [2,63 kcal]

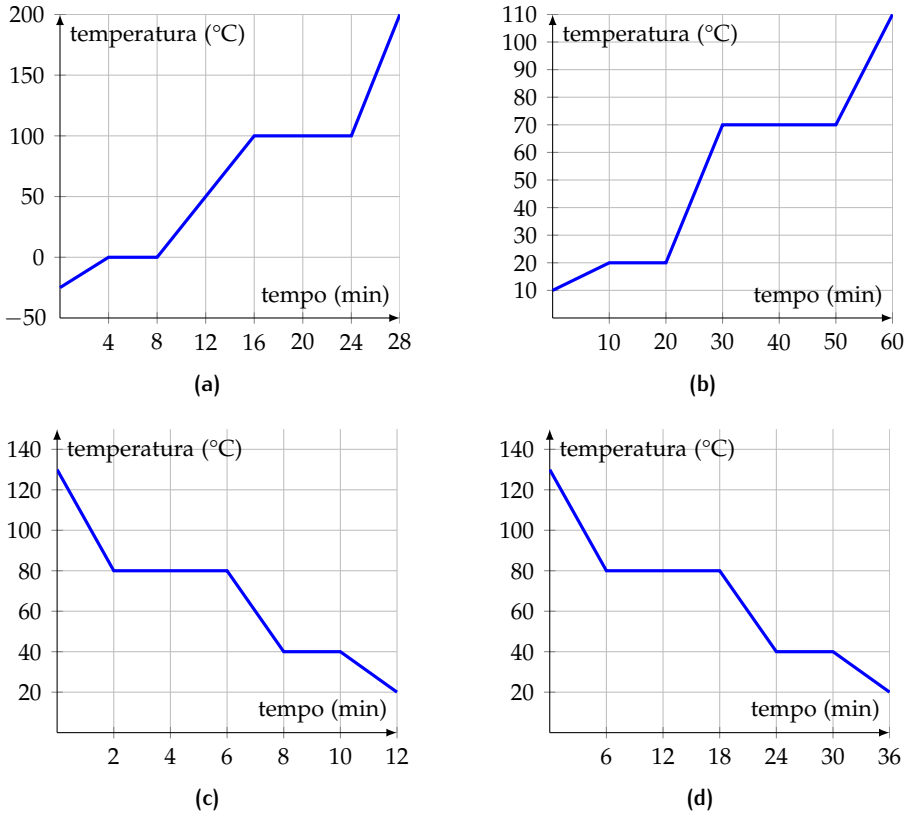


Figura 48: Curve di riscaldamento e di raffreddamento

45 A pressione atmosferica, quanto calore occorre fornire a 500 g di zolfo che si trova alla temperatura di fusione per fonderlo completamente? [6,45 kcal]

46 Un blocco di ghiaccio di 3 kg alla temperatura di 0 °C fonde completamente. Quanto calore ha assorbito? [999 kJ]

47 Una certa quantità di acqua a 100 °C assorbe 1136 kJ di calore, vaporizzando completamente. Calcola la massa d'acqua. [500 g]

48 Il grafico 48a indica la curva di riscaldamento di una sostanza. Osservalo attentamente e rispondi alle seguenti domande.

a. Qual è la temperatura di fusione della sostanza?

b. Quanto tempo dura la fusione?

c. Qual è la temperatura di ebollizione?

d. Quanto dura l'ebollizione?

e. Qual è lo stato di aggregazione della sostanza alla temperatura di 80 °C?

f. La sostanza potrebbe essere acqua?

49 Il grafico 48b indica la curva di riscaldamento di una sostanza.

a. Qual è la temperatura di fusione della sostanza?

b. Quanto tempo dura la fusione?

c. Qual è la temperatura di ebollizione?

d. Quanto dura l'ebollizione?

e. Qual è lo stato di aggregazione della sostanza alla temperatura di 80 °C?

f. La sostanza potrebbe essere acqua?

50 Il grafico 48c indica la curva di raffreddamento di una sostanza.

a. Qual è la temperatura di condensazione della sostanza?

b. Quanto tempo dura la condensazione?

c. Qual è la temperatura di solidificazione?

d. Quanto dura la solidificazione?

e. Qual è lo stato di aggregazione della sostanza alla temperatura di 100 °C?

f. A quale temperatura si può trovare solo la sostanza solida?

51 Il grafico 48d indica la curva di raffreddamento di una sostanza.

a. Qual è la temperatura di condensazione della sostanza?

b. Quanto tempo dura la condensazione?

c. In quale parte del grafico coesistono lo stato liquido e quello solido?

d. Quanto dura la solidificazione?

e. Qual è lo stato di aggregazione della sostanza alla temperatura di 80 °C?

f. La sostanza potrebbe essere la stessa dell'esercizio precedente?

52 A pressione atmosferica, quanto calore occorre fornire a 25 kg di alcol etilico che si trova alla temperatura di ebollizione per vaporizzarlo completamente? [5106,3 kcal]

53 A pressione atmosferica, quanto calore occorre fornire a 1 kg di azoto che si trova alla temperatura di fusione per fonderlo completamente? [26 kJ]

Sistemi materiali

54 Per ciascuno dei seguenti sistemi indica se è aperto, chiuso o isolato.

a. un barbecue

b. un forno a microonde in funzione

c. un thermos contenente acqua

d. una piscina piena d'acqua

e. una bottiglia tappata

f. una pentola con acqua in ebollizione

g. una bombola di gas chiusa

[3 sistemi aperti, 3 chiusi e 1 isolato]

Trasformazioni fisiche e chimiche

55 Vero o falso?

a. Una trasformazione fisica modifica la composizione chimica della materia. V F

b. La cottura di un uovo è una trasformazione fisica. V F

c. La combustione del legno è una trasformazione chimica. V F

d. La formazione delle stalattiti e delle stalagmiti è un esempio di trasformazione chimica. V F

e. In genere, le trasformazioni fisiche sono irreversibili e le trasformazioni chimiche sono reversibili. V F

[2 affermazioni vere e 3 false]

Sostanze e miscugli

56 Vero o falso?

a. I componenti di un miscuglio eterogeneo si possono sempre mescolare in qualsiasi proporzione. V F

b. I miscugli eterogenei hanno le stesse proprietà fisiche in tutti i punti. V F

c. I miscugli omogenei hanno le stesse proprietà chimiche in tutti i punti. V F

d. Le emulsioni sono miscugli eterogenei liquido-liquido. V F

e. Le leghe metalliche sono miscugli omogenei di cui quello presente in percentuale più alta è un metallo. V F

f. Le proprietà chimiche delle sostanze sono uguali in ogni punto, quelle dei miscugli no. V F

g. I componenti di una sostanza non sono visibili neppure al microscopio. V F

h. I miscugli sono formati sempre da più componenti, le sostanze da uno solo. V F

i. I miscugli hanno una composizione fissa, le sostanze no. V F

j. I componenti delle sostanze non sono visibili neppure al microscopio, quelli dei miscugli omogenei sì. V F

[5 affermazioni vere e 5 false]

57 Vero o falso?

a. Un composto è una sostanza che contiene impurità. V F

b. I miscugli sono sempre formati da più componenti. V F

c. Un elemento è una sostanza e un composto è un miscuglio. V F

d. Un elemento è una sostanza pura non scomponibile in altre sostanze. V F

e. Un elemento è un miscuglio omogeneo e un composto è un miscuglio

eterogeneo. V F

f. Le leghe sono miscugli eterogenei allo stato solido. V F

g. I miscugli sono sempre eterogenei. V F

h. I componenti di un miscuglio eterogeneo sono distinguibili a occhio nudo o con un microscopio. V F

i. L'aria che respiriamo è un miscuglio. V F

j. Le sostanze, a differenza dei miscugli, non si possono scomporre con trasformazioni fisiche. V F

[5 affermazioni vere e 5 false]

58 Per ognuno dei seguenti materiali indica se è un elemento, un composto, un miscuglio omogeneo o un miscuglio eterogeneo.

a. latte
b. metano
c. magnesio
d. fruttosio
e. zolfo
f. tè
g. marmellata
h. glicerina
i. gelato
j. stagno
k. saccarosio
l. ottone
m. farina
n. acciaio
o. aria
p. alluminio

[4 elementi, 4 composti, 4 miscugli omogenei, 4 miscugli eterogenei]

59 Per ogni materiale indica se è un elemento, un composto, un miscuglio omogeneo o un miscuglio eterogeneo.

a. limonata
b. metano
c. ottone
d. sangue
e. neon
f. ammoniaca
g. terreno
h. acqua marina
i. acqua
j. rame
k. bronzo
l. cemento
m. ferro
n. inchiostro
o. mercurio
p. glucosio

[4 elementi, 4 composti, 4 miscugli omogenei, 4 miscugli eterogenei]

Soluzioni

60 In 200 g di acqua si aggiungono 50 g di zucchero. Qual è la concentrazione della soluzione risultante? [200 g/L]

61 Nell'acqua di un acquario da 60 L sono sciolti 480 mg di ossigeno. Qual è la concentrazione dell'ossigeno sciolto? [8 mg/L]

62 In 200 mL di una soluzione acquosa sono sciolti 2,5 g di bicarbonato di sodio. Qual è la concentrazione della soluzione espressa in grammi su litro? Quanti grammi di soluto sono presenti in 50 mL di soluzione? [12,5 g/L; 0,625 g]

63 In 250 g di acqua si aggiungono 50 g di zucchero. Qual è la concentrazione della soluzione risultante? [166,7 g/L]

64 In 200 mL di una soluzione sono sciolti 5 g di sale da cucina mentre 250 mL di una seconda soluzione ne contengono 6 g. Determina la concentrazione delle due soluzioni e indica qual è la più salata. [$C_1 = 25\,g/L$; $C_2 = 24\,g/L$]

65 In 250 mL di una soluzione acquosa sono sciolti 1,45 g di bicarbonato di sodio. Qual è la concentrazione della soluzione espressa in grammi su litro? Quanti grammi di soluto sono presenti in 50 mL di soluzione? [5,8 g/L; 0,29 g]

66 Indica la risposta corretta.

a. In un recipiente ci sono 100 mL di una soluzione acquosa salina che ha concentrazione 120 g/L. Si fa evaporare acqua fino a dimezzarne il volume.

A La concentrazione della soluzione aumenta.

B La quantità di soluto diminuisce.

C La quantità di soluto aumenta.

D La quantità di solvente aumenta.

b. In un recipiente ci sono 200 mL di una soluzione acquosa di saccarosio che ha concentrazione 150 g/L. Si aggiunge poi acqua fino a raddoppiarne il volume.

A La concentrazione della soluzione diminuisce.

B La quantità di soluto diminuisce.

C La quantità di soluto aumenta.

D La soluzione diventa satura.

c. La concentrazione di una soluzione è:

A la quantità di solvente impiegata per preparare la soluzione

B il rapporto tra il volume della soluzione e il volume del soluto

C il rapporto tra la massa di soluto e il volume della soluzione.

D la quantità di soluto impiegata per preparare la soluzione.

d. Quale delle seguenti soluzioni ha la concentrazione maggiore?

A 2 g di soluto in 10 mL di soluzione

B 5 g di soluto in 100 mL di soluzione

C 50 g di soluto in 500 mL di soluzione

D 100 g di soluto in 1 L di soluzione

e. In un cilindro graduato si miscelano 10 mL di un liquido A ($m = 10$ g) con 10 mL di un liquido B ($m = 7{,}9$ g). Dopo che si è formata la soluzione, quale affermazione è sicuramente vera?

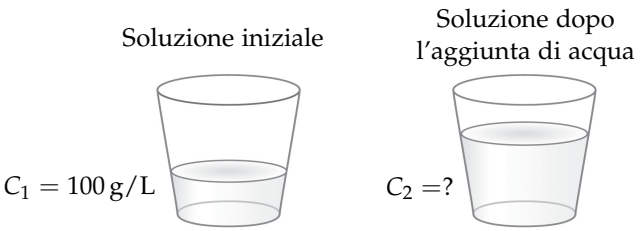
A La massa è di 20 g e il volume di 17,9 mL.

B La massa è di 17,9 g e il volume di 20 mL.

C La massa è di 17,9 g e il volume minore di 20 mL.

D La massa è di 17,9 g e il volume può essere minore di 20 mL.

f. A una soluzione acquosa viene aggiunta acqua. In base alle informazioni riportate nella figura seguente, scegli la risposta corretta.



A $C_1 = C_2$

B $C_1 > C_2$

C $m_{\text{soluto 2}} < m_{\text{soluto 1}}$

D $m_{\text{solvente 2}} = m_{\text{solvente 1}}$

g. Una bevanda con grado alcolico 5 contiene:

A 5 g di alcol in 100 g di solvente

B 5 mL di alcol in 100 mL di solvente

C 5 mL di alcol in 100 mL di soluzione

D 5 g di alcol in 100 g di soluzione

[3 risposte A, 1 B, 2 C e 1 D]

67 Vero o falso?

a. Le soluzioni sono particolari tipi di miscugli eterogenei. V F

b. L'acqua minerale e il tè sono esempi di soluzioni. V F

c. La solubilità di un soluto non dipende dalla temperatura. V F

d. In una soluzione, il solvente è sempre allo stato liquido. V F

e. I soluti, prima di sciogliersi, si possono trovare in qualunque stato di aggregazione. V F

f. Una soluzione è satura se contiene un'alta quantità di soluto. V F

g. Il componente della soluzione presente in maggior quantità è il solvente, gli altri componenti sono i soluti. V F

[4 affermazioni vere e 3 false]

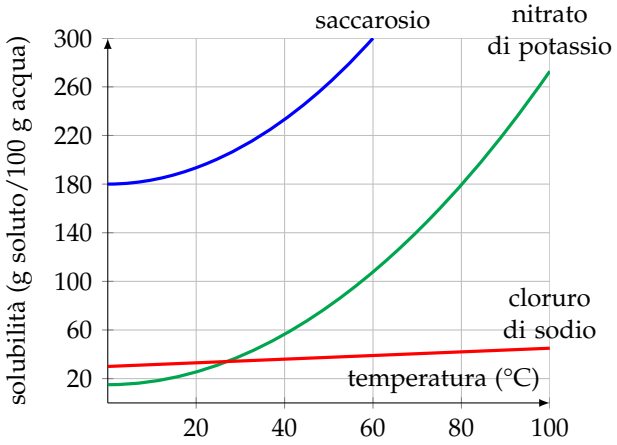


Figura 49: Curve di solubilità di alcune sostanze

68 La figura 49 mostra i grafici relativi alla solubilità in acqua di alcune sostanze.

a. Qual è la temperatura minima a cui si possono sciogliere in 100 g d'acqua 180 g di nitrato di potassio? [80 °C]

b. Qual è la temperatura minima a cui si possono sciogliere in 100 g d'acqua 300 g di saccarosio? [60 °C]

c. Quanti grammi di nitrato di potassio servono per saturare 100 g d'acqua a 80 °C? [180 g]

d. Quanti grammi di nitrato di potassio servono per saturare 200 g d'acqua a 80 °C? [360 g]

e. Quanti grammi di nitrato di potassio servono per saturare 50 g d'acqua a 80 °C? [90 g]

f. Quanti grammi di cloruro di sodio si sciolgono in 100 g d'acqua a 60 °C? [circa 40 g]

g. A 10 °C è più solubile il cloruro di sodio o il nitrato di potassio? [il cloruro di sodio]

h. A 40 °C è più solubile il cloruro di sodio o il nitrato di potassio? [il nitrato di potassio]

i. Quale dei tre solidi è più solubile a 10 °C? [il saccarosio]

j. Quale dei tre solidi è più solubile a 40 °C? [il saccarosio]

k. A quale temperatura la solubilità in acqua del nitrato di potassio è uguale a quella del cloruro di sodio? [circa 30 °C]

l. Al variare della temperatura la solubilità dei tre soluti segue l'andamento consueto per i solidi? [sì]

69 Con riferimento alla figura 49, stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere o false.

a. La temperatura non influenza la solubilità delle sostanze. V F

b. A 10 °C il cloruro di sodio è più solubile del nitrato di potassio. V F

c. A 60 °C il nitrato di potassio è più solubile del cloruro di sodio. V F

d. A 80 °C la solubilità del nitrato di potassio è 180g/100 g d'acqua. V F

e. Il nitrato di potassio e il cloruro di sodio hanno diversa solubilità a tutte le temperature. V F

f. Per saturare 1 kg d'acqua a 60 °C servono 3 kg di saccarosio. V F

g. A 0 °C la solubilità delle tre sostanze è nulla. V F

[4 affermazioni vere e 3 false]

Separazione dei miscugli

70 Vero o falso?

a. La setacciatura si usa per separare i componenti di un miscuglio eterogeneo solido-solido. V F

b. La filtrazione si usa per separare i componenti di un miscuglio omogeneo solido-liquido o solido-aeriforme. V F

c. La distillazione si basa sulla diversa densità dei composti. V F

d. La decantazione si usa per separare i componenti di un miscuglio eterogeneo solido-liquido o liquido-liquido. V F

e. La centrifugazione si usa per separare i componenti di un miscuglio eterogeneo solido-liquido. V F

[3 affermazioni vere e 2 false]

71 Indica la risposta corretta.

a. La setacciatura permette di separare i componenti di:

A un miscuglio di sabbia e ghiaia

B un blocco di ghisa

C una fiala di sangue

D un bicchiere d'acqua salata

b. La filtrazione permette di separare i componenti di:

A una soluzione salina

B una bibita gassata

C un miscuglio di acqua e sabbia

D una miscela di sale e pepe

c. Un sistema è costituito da acqua salata e sabbia. Per separare i tre componenti del miscuglio conviene effettuare in sequenza:

A una distillazione e una evaporazione

B una filtrazione e una distillazione

C una decantazione e una centrifugazione

D una centrifugazione e una decantazione

d. La decantazione permette di separare i componenti di:

A acqua zuccherata

B latte scremato

C sabbia e ghiaia

D miscela di acqua e olio

e. Un sistema è costituito da acqua zuccherata e piccoli frammenti di vetro. Per separare i tre componenti del miscuglio conviene effettuare in sequenza:

A una decantazione e una distillazione

B una distillazione e una evaporazione

C una filtrazione e una centrifugazione

D una centrifugazione e una decantazione

f. La distillazione è un metodo che si basa sulla diversa:

A temperatura di fusione

B temperatura di ebollizione

C massa

D densità

g. Quali delle seguenti tecniche di separazione comporta dei passaggi di stato:

A setacciatura B filtrazione C distillazione D decantazione

[2 risposte A, 2 B, 2 C e 1 D]

72 In passato, per eliminare la polvere dal grano, lo si lanciava in aria. Il grano, più pesante, cadeva rapidamente al suolo, mentre la polvere restava sospesa in aria ed era allontanata dal vento. A quale metodo di separazione si può essere assimilare questa procedura?

73 Nei Paesi arabi il caffè viene preparato facendo bollire in acqua il caffè in polvere e versando direttamente nelle tazze il prodotto ottenuto (caffè "alla turca"). Prima di poterlo bere occorre aspettare un certo tempo per far depositare la polvere residua sul fondo della tazza. Di quale tecnica di separazione si tratta? Quale altra tecnica potremmo usare?

74 Che cos'è l'alcol denaturato? Perché è difficile separarlo?

Soluzione. Nei Paesi occidentali l'alcol etilico è tassato, per limitarne l'abuso, ma è anche un importante solvente industriale. Se la tariffa degli alcolici da banco valesse anche per l'alcol usato per altri scopi, le industrie affronterebbero dei costi di produzione insostenibili. Hanno invece un'esenzione fiscale, purché rendano l'alcol imbevibile. Per farlo si usano vari additivi (acetone, kerosene, metanolo), che alterano le caratteristiche dell'alcol,

Figura 50

denaturandolo. A questi si aggiunge il metiletilchetone che, avendo una temperatura di ebollizione (79,6 °C) vicina a quella dell'alcol (78,9 °C), è molto difficile da eliminare per distillazione. Infine l'alcol viene colorato, di solito di rosa, per renderlo riconoscibile. □

75 Osserva la figura 50 e, sapendo che nel pallone riscaldato c'è una soluzione acquosa di bicarbonato di sodio, rispondi alle seguenti domande.

a. A quale metodo di separazione si riferisce l'apparecchiatura?

b. Quali passaggi di stato avvengono nel pallone riscaldato?

c. Che cosa c'è nel pallone, al di sopra del liquido?

d. Che cosa rimane nel pallone al termine della separazione?

e. Quale passaggio di stato avviene nel refrigerante?

f. Che cosa si raccoglie nel cilindro graduato?

Reazioni chimiche

76 Vero o falso?

a. In una reazione esoenergetica il sistema assorbe energia dall'ambiente.

b. L'energia termica dipende dalla massa e dalla temperatura di un corpo.

c. Una dissoluzione in cui si riscontra un aumento della temperatura è una reazione endotermica.

d. Per la legge di Lavoisier, nelle equazioni chimiche la massa dei prodotti è uguale alla massa dei reagenti.

e. Per la legge di Proust, se due o più elementi si combinano tra loro in un composto, le loro masse stanno tra loro in un rapporto costante.

[3 affermazioni vere e 2 false]

77 Indica la risposta corretta.

a. Che cos'è una reazione chimica?

A un processo che trasforma una o più sostanze in altre sostanze

B un passaggio di stato irreversibile

C un processo in cui la materia immagazzina energia

D la trasformazione che avviene quando il soluto si disperde nel solvente

b. Che cosa *non* può avvenire in una trasformazione chimica?

A sviluppo di luce

B sviluppo di gas

C variazione di volume

D variazione di massa

c. Considera la seguente rappresentazione:

$$\text{carbonio (s)} + \text{ossigeno (g)} \longrightarrow \text{anidride carbonica (g)} + \textbf{calore}$$

Essa *non* rappresenta:

A una reazione esotermica

B una reazione endoenergetica

C una trasformazione chimica

D una reazione esoenergetica

d. In quattro bicchieri c'è un liquido, l'acetone. Quale sistema possiede più energia termica?

A 30 °C

B 45 °C

C 30 °C

D 45 °C

e. Per la legge di Lavoisier in una trasformazione chimica rimane costante:

A la massa del sistema

B il contenuto energetico

C la densità del sistema

D il volume delle sostanze

f. Un catalizzatore:

A diminuisce la velocità di reazione

B aumenta la velocità di reazione

C modifica la velocità di reazione

D fa avvenire reazioni non spontanee

g. Una reazione endotermica:

A non è mai spontanea

B è sempre spontanea

C può essere spontanea

D è sempre lenta

[2 risposte A, 1 B, 2 C e 2 D]

78 Considera la rappresentazione seguente:

urea (s) + acqua (l) + **energia** ⟶ anidride carbonica (g) + ammoniaca (g)

a. Quali sono i reagenti?

b. Quali sono gli stati di aggregazione di ogni sostanza?

c. Quali sono i prodotti?

d. La reazione è endoenergetica o esoenergetica?

79 Che cosa avviene durante la combustione di una candela? Si tratta di una trasformazione fisica o chimica?

80 Scaldando una lamina di magnesio in aria si forma un solido bianco, l'ossido di magnesio. La massa di questa sostanza bianca è maggiore, minore o uguale a quella del magnesio iniziale? Perché?

81 Considera la seguente equazione:

metano (g) + ossigeno (g) ⟶ anidride carbonica (g) + acqua (g) + **calore**

a. In questa reazione l'acqua è un reagente o un prodotto?

b. Il metano è un reagente o un prodotto?

c. La reazione è esotermica o endotermica?

d. Se si separa l'acqua dalle altre sostanze e la si porta a temperatura ambiente, si ottiene acqua liquida: in questo caso l'acqua subisce una trasformazione fisica o chimica?

e. Durante questa trasformazione, a partire da 16 g di metano e 64 g di ossigeno si ottengono 44 g di anidride carbonica. Quanti grammi d'acqua si formano?

82 Il composto solfuro di ferro è ottenuto dalla reazione:

ferro + zolfo ⟶ solfuro ferroso

Quanti grammi di zolfo bisogna far reagire con 20 g di ferro per ottenere 31,4 g di solfuro di ferro? Quale legge hai applicato per eseguire questo calcolo?

83 La sintesi del bromuro di sodio può essere così rappresentata:

sodio + bromo ⟶ bromuro di sodio

Se da 46 g di sodio ottengono 206 g di bromuro di sodio, quanto bromo è necessario?

Figura 51: Reazioni lente e reazioni veloci

84 Il carbonato di calcio reagisce con l'acido cloridrico secondo la reazione:

$$\text{carbonato di calcio (s)} + \text{acido cloridrico (aq)} \longrightarrow$$
$$\longrightarrow \text{cloruro di calcio (s)} + \text{anidride carbonica (g)} + \text{acqua (l)}$$

In quale dei due casi rappresentati nella figura 51 la reazione sarà più veloce? Perché?

85 La decomposizione del cloruro di potassio può essere così rappresentata:

$$\text{cloruro di potassio} \longrightarrow \text{potassio} + \text{cloro}$$

Se da 149 g di cloruro di potassio si ottengono 78 g di potassio, quanto cloro si ottiene?

86 In relazione alle pile ricaricabili, indica le affermazioni vere e quelle false.

a. Nelle pile avvengono reazioni chimiche. V F

b. Nelle pile ricaricabili avviene una reazione irreversibile. V F

c. Durante la ricarica, si ha una reazione esoenergetica. V F

d. Le pile ricaricabili si ricaricano con la corrente elettrica. V F

e. Durante la ricarica, si ha una reazione endoenergetica. V F

[3 affermazioni vere e 2 false]

2 ATOMI E MOLECOLE

Nel capitolo precedente abbiamo studiato la materia essenzialmente come appare ai nostri occhi, ovvero nella sua dimensione *macroscopica*, senza considerarne la struttura *microscopica* "interna", che è l'oggetto di questo capitolo.

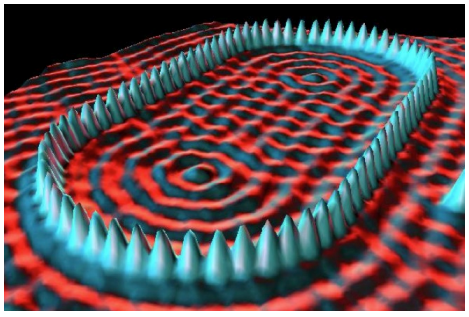
2.1 LA MATERIA È FATTA DI ATOMI

La materia è formata da particelle microscopiche, gli *atomi*. Il primo a intuirlo fu il filosofo greco Democrito (V secolo a. C.), che chiamò *atomi* le particelle molto piccole e indivisibili che costituiscono la materia (in greco, *atomo* significa "indivisibile").

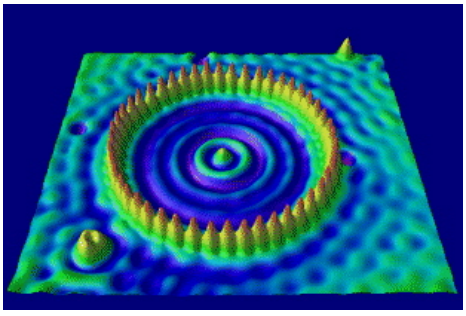
Nell'Ottocento, lo scienziato inglese John Dalton formulò la prima teoria atomica su basi sperimentali, cui seguirono gli studi dei francesi Antoine Lavoisier e Joseph-Louis Proust e dell'italiano Amedeo Avogadro. Oggi, con l'aiuto di speciali microscopi molto potenti (chiamati "microscopi elettronici"), gli atomi si possono anche "vedere" (figura 52).

I capisaldi della teoria atomica sono i seguenti (figura 53):

- tutti i corpi sono costituiti da atomi indivisibili e indistruttibili;
- gli atomi di uno stesso elemento sono tutti uguali e hanno la stessa massa;
- gli atomi di un elemento non si possono trasformare in atomi di altri elementi;



(a) Recinto di atomi di cobalto (coni chiari) su una superficie di rame



(b) Anello di atomi di ferro (coni chiari) su una superficie di rame

Figura 52: Atomi al microscopio elettronico

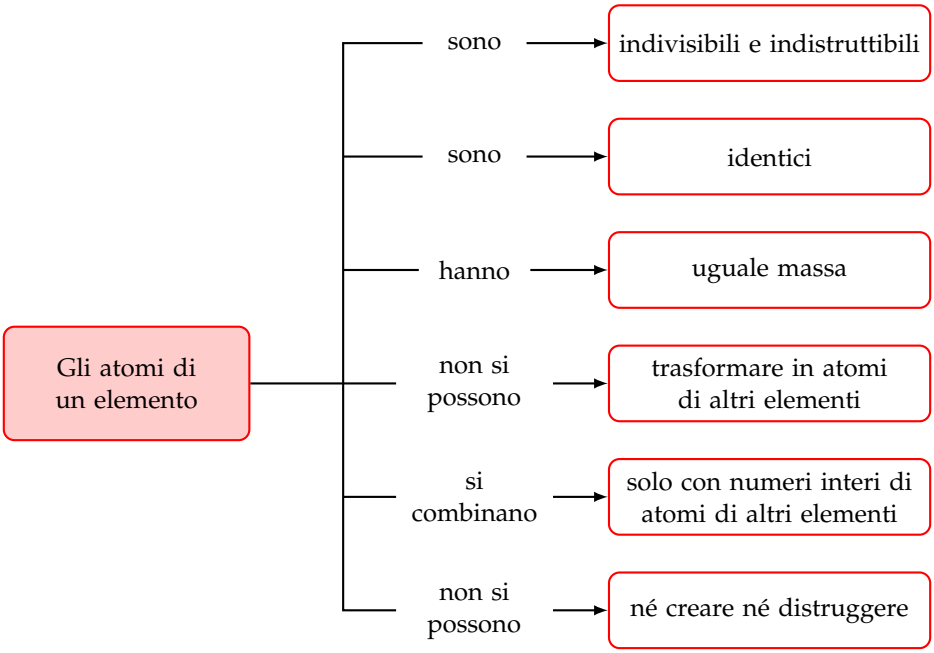


Figura 53: Teoria atomica della materia

- gli atomi di un elemento si combinano solo con numeri interi di atomi di altri elementi;
- gli atomi non si possono né creare né distruggere, ma si trasferiscono interi da un composto all'altro;

Per tutto l'Ottocento non ci furono prove dirette dell'esistenza degli atomi. La teoria atomica fu accettata perché spiegava i fenomeni chimici noti fino ad allora.

In base alle conoscenze acquisite nel corso del Novecento, alcuni punti della teoria atomica sono stati modificati. Oggi infatti sappiamo che gli atomi *non* sono indivisibili, ma sono costituiti da particelle più piccole, e che ci sono atomi di uno stesso elemento con massa diversa: lo vedremo nel prossimo capitolo. Tuttavia, in questo capitolo ci serviremo della teoria atomica così come l'abbiamo presentata, perché essa rappresenta tuttora un modello fondamentale per interpretare il comportamento della materia.

2.1.1 Atomi

Secondo la teoria atomica, un oggetto di rame, per esempio, è costituito solo da atomi di rame, tutti uguali tra loro. Le proprietà chimiche di un oggetto di rame dipendono da quelle dell'atomo di rame, che è il più piccolo corpo che ha tutte

Tabella 6: Nomi e simboli di alcuni elementi chimici

Nome italiano	Nome inglese	Nome latino	Simbolo
argento	silver	argentum	Ag
azoto	nitrogen	nitrogenium	N
carbonio	carbon	carbonium	C
cloro	chlorine	chlorum	Cl
ferro	iron	ferrum	Fe
fosforo	phosphorus	phosphorus	P
idrogeno	hydrogen	hydrogenium	H
mercurio	mercury	hydrargyrum	Hg
oro	gold	aurum	Au
ossigeno	oxygen	oxygenium	O
piombo	lead	plumbum	Pb
rame	copper	cuprum	Cu
sodio	sodium	natrium	Na
stagno	tin	stannum	Sn
zolfo	sulfur	sulphur	S

le proprietà chimiche del rame. Un discorso analogo si può fare per un oggetto d'argento, di ferro, d'oro, eccetera.

Un *elemento* è una sostanza costituita da atomi dello stesso tipo. A ciascuno degli elementi chimici, scoperti nella varie epoche, fu assegnato un nome, dalle origini e dai significati più svariati, e un simbolo (appendice A). In natura esistono 92 tipi diversi di atomi. Ci sono poi altri 26 tipi di atomi ottenuti artificialmente dall'uomo, per un totale di 118 tipi diversi di atomi oggi conosciuti.

Nella prima metà dell'Ottocento, il chimico svedese Jacob Berzelius propose di usare come simbolo degli elementi la prima lettera maiuscola del loro nome latino (o latinizzato), aggiungendo una lettera minuscola in caso di ambiguità. Così, mentre il nome di un elemento è diverso nelle varie lingue, il suo simbolo è sempre lo stesso in tutto il mondo (tabella 6). Nella lettura dei simboli, ciascuna lettera va scandita separatamente: Fe, Au e Cu si leggono rispettivamente *effe-e*, *a-u* e *ci-u*.

Con i *modelli a sfera*, gli atomi di elementi diversi si rappresentano con sferette diverse per colore e dimensione (figura 54).

(a) Idrogeno **(b)** Carbonio **(c)** Azoto **(d)** Ossigeno **(e)** Cloro

Figura 54: Atomi di elementi diversi

2.1.2 Molecole

Più atomi possono legarsi insieme e costituire una *molecola*.

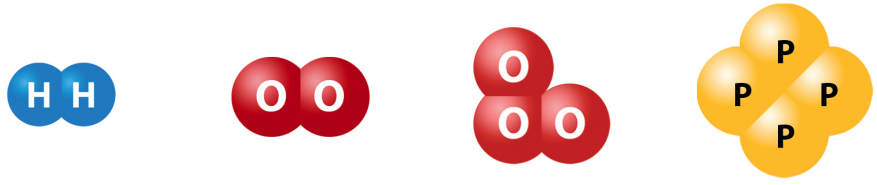
Definizione 24. Una *molecola* è una particella costituita da due o più atomi legati insieme.

Le molecole possono essere costituite da atomi dello stesso tipo o da atomi di tipo diverso.

Le molecole degli *elementi* sono costituite da *atomi dello stesso tipo* (figura 55):

- per esempio, alcuni elementi, come l'idrogeno, l'ossigeno e l'azoto, si trovano in natura sotto forma di molecole costituite da due atomi identici (molecole *biatomiche*);
- altri elementi, come l'ozono, sono formati da molecole costituite da tre atomi identici (molecole *triatomiche*).
- altri elementi ancora, come il fosforo o lo zolfo, sono formati da molecole ancora più complesse, costituite rispettivamente da quattro e otto atomi (molecole *poliatomiche*).

Le molecole dei *composti*, a differenza di quelle degli elementi, sono formate invece da *atomi di tipo diverso* (figura 56):



(a) Idrogeno **(b)** Ossigeno **(c)** Ozono **(d)** Fosforo

Figura 55: Una molecola di un elemento è formata da atomi dello stesso tipo

(a) Cloruro di sodio **(b)** Acqua **(c)** Ammoniaca **(d)** Metano

Figura 56: Una molecola di un composto è formata da atomi di tipo diverso

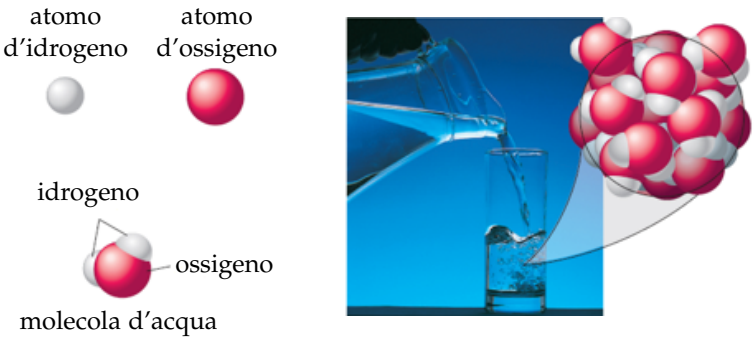


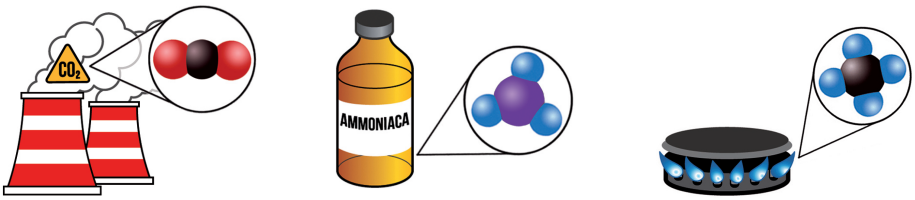
Figura 57: Una molecola d'acqua è formata da due atomi di idrogeno e uno di ossigeno

- per esempio, una molecola d'acqua è formata dall'unione di due atomi di idrogeno e uno di ossigeno;
- una molecola di cloruro di sodio è formata da un atomo di sodio e da un atomo di cloro;
- una molecola di metano è formata da un atomo di carbonio e da quattro atomi di idrogeno.

Un composto si dice *binario*, *ternario* o *quaternario* se è formato rispettivamente da due, tre o quattro elementi di tipo diverso.

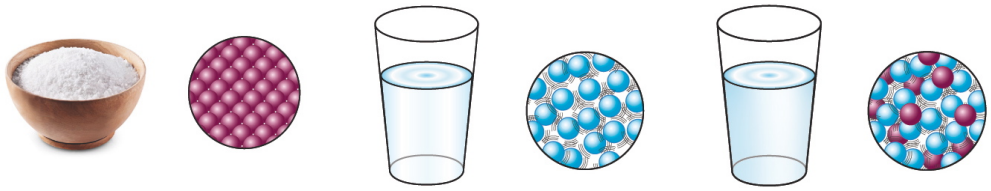
Ogni molecola differisce dalle altre per il numero e il tipo di atomi che si sono uniti e per la disposizione e le caratteristiche dei legami che si sono stabiliti. Una molecola d'acqua è la più piccola parte di acqua che ha tutte le proprietà chimiche dell'acqua. Un discorso analogo vale per una molecola di cloruro di sodio, di ammoniaca, di metano, eccetera.

Le molecole hanno proprietà chimiche diverse da quelle degli atomi di cui sono formate. Per esempio, l'acqua ha proprietà chimiche diverse da quelle dell'idrogeno e dell'ossigeno, elementi che la costituiscono. Analogamente, il cloruro di sodio ha proprietà chimiche diverse dal cloro e dal sodio che lo costituiscono.



(a) Anidride carbonica **(b)** Ammoniaca **(c)** Metano

Figura 58: Visione particellare di alcuni composti



(a) Il sale è una sostanza pura.

(b) Anche l'acqua distillata è una sostanza pura.

(c) Sciogliendo il sale nell'acqua si ottiene un miscuglio.

Figura 59: Che cosa vede un chimico: sostanze e miscugli da un punto di vista microscopico

Nel capitolo precedente (paragrafo 1.6) abbiamo presentato la differenza tra elementi, sostanze e miscugli da un punto di vista macroscopico:

- una *sostanza pura*, a differenza di un *miscuglio*, non si può decomporre mediante trasformazioni fisiche in sostanze più semplici;
- un *elemento*, a differenza di un *composto*, non si può decomporre mediante trasformazioni chimiche in sostanze più semplici;

dove una *trasformazione chimica*, a differenza di una *trasformazione fisica*, modifica la *composizione chimica* della materia (paragrafo 1.5). Alla luce della teoria atomico-molecolare, possiamo dare questa definizione equivalente (figure 59 e 60):

Definizione 25. Un *elemento* è costituito da atomi identici, un *composto* da molecole formate da due o più atomi di tipo diverso, mentre un miscuglio è costituito da due o più sostanze.

2.1.3 Formule chimiche

Ogni molecola è identificata da una *formula chimica*, che indica quali atomi costituiscono la molecola e quanti atomi di ogni elemento sono presenti.

L'eventuale presenza di più atomi dello stesso elemento o di gruppi di atomi tra loro identici si esprime ponendo un numero, detto *indice*, sulla destra in basso del simbolo o del gruppo di simboli (in quest'ultimo caso posto tra parentesi tonde). Per esempio:

- H_2, O_2 e N_2 (si leggono rispettivamente *acca-due*, *o-due*, *enne-due*) indicano rispettivamente una molecola biatomica di idrogeno, di ossigeno e di azoto;
- O_3 (si legge *o-tre*) indica una molecola triatomica di ozono;
- NaCl (si legge *enne-a-ci-elle*) indica una molecola di cloruro di sodio, formata da un atomo di sodio legato a un atomo di cloro;

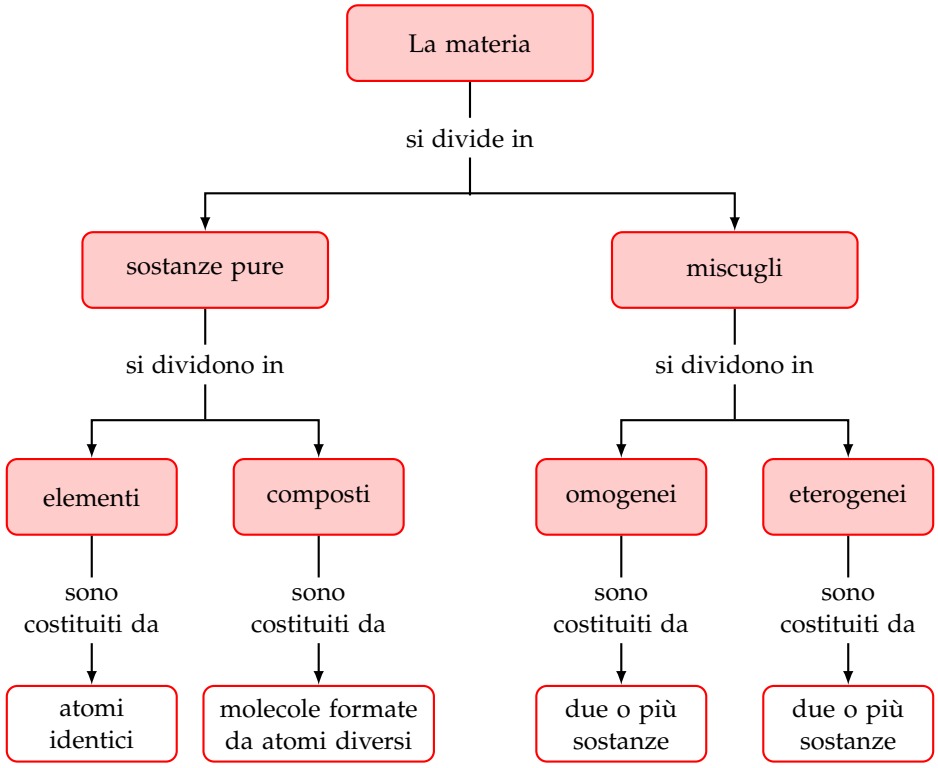


Figura 60: Sostanze e miscugli

- H_2O (si legge *acca-due-o*) indica una molecola d'acqua, formata da due atomi di idrogeno legati a un atomo di ossigeno;
- CH_4 indica una molecola di metano, formata da un atomo di carbonio legato a quattro atomi di idrogeno;
- $Ca(OH)_2$ (si legge *ci-a-o-acca preso due volte*) indica una molecola di idrossido di calcio, formata da un atomo di calcio legato a due atomi di ossigeno e due di idrogeno;
- CH_3CH_2OH è la *formula condensata* dell'alcol etilico, che indica la struttura della molecola, mostrando come si succedono i legami tra i gruppi di atomi che la costituiscono: il *gruppo etilico* CH_3CH_2 è legato al *gruppo ossidrile* OH, caratteristico degli alcoli.

La formula chimica "fotografa" ciascuna sostanza e perciò ne costituisce una specie di "carta di identità". Le formule chimiche, così come i simboli degli elementi, sono un linguaggio universale, perché il loro significato è identico in ogni parte del mondo.

La tabella 7 elenca alcuni composti chimici, con la loro formula e una breve descrizione (riferita al composto a temperatura e pressione ambientali).

2.1.4 Teoria cinetico-molecolare

Le particelle che costituiscono la materia non sono ferme, ma si muovono continuamente. Le particelle possiedono:

- una certa quantità di *energia cinetica*, dovuta al loro moto; questo moto è molto disordinato per cui le particelle non hanno tutte la stessa energia cinetica (si parla infatti di energia cinetica *media*);
- una certa *energia potenziale*, che deriva dalle forze di coesione che legano gli atomi delle molecole e le molecole fra di loro.

Di seguito mostriamo che la teoria atomica e la teoria cinetico-molecolare spiegano le proprietà macroscopiche della materia.

2.2 TEORIA ATOMICA E PROPRIETÀ MACROSCOPICHE

Le proprietà macroscopiche della materia, ovvero quelle osservabili a occhio nudo, sono il risultato degli effetti cooperativi dell'enorme numero di particelle microscopiche (atomi o molecole) che la costituiscono. Alla luce della teoria atomica rileggiamo alcuni fenomeni che abbiamo incontrato nel capitolo precedente.

2.2.1 Legge dell'equilibrio termico

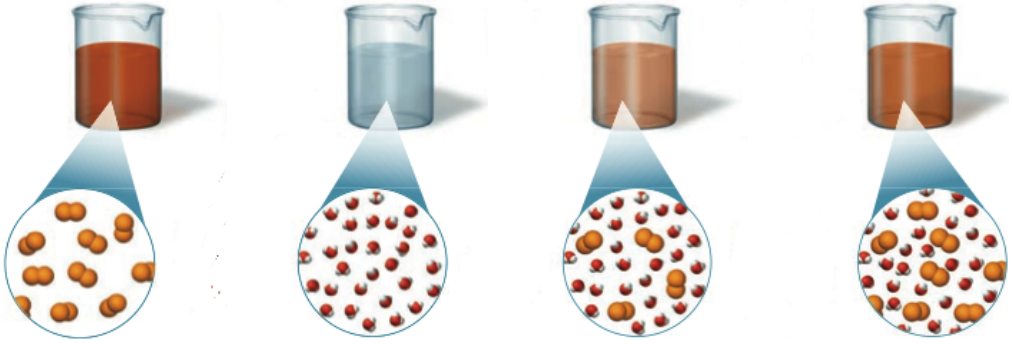
In generale, ponendo a contatto due corpi di temperature diverse, dopo un certo tempo essi assumono la stessa temperatura di equilibrio, intermedia tra le temperature iniziali. È la *legge dell'equilibrio termico*, che abbiamo incontrato nel paragrafo 1.1.6: il corpo più caldo cede calore al corpo più freddo. Possiamo ora interpretare a livello particellare come si raggiunge questo equilibrio: alcune particelle del corpo più caldo trasmettono una parte della loro energia cinetica a quelle del corpo più freddo, cioè gli urti fra le particelle dei due corpi trasferiscono progressivamente *energia termica* dal corpo più caldo a quello più freddo.

2.2.2 Soluzioni

Il bromo puro (Br_2) è un liquido fatto solo di molecole di bromo (figura 61a). L'acqua pura è fatta solo di molecole d'acqua (figura 61b). Le soluzioni d'acqua e bromo sono fatte di molecole di bromo e d'acqua mescolate in proporzioni variabili (figure 61c e 61d).

Tabella 7: Composti chimici

Composto	Formula	Descrizione
acqua	H_2O	È alla base di tutte le forme di vita conosciute, compreso l'uomo. Copre circa il 70% della superficie del pianeta Terra ed è il principale costituente del corpo umano.
acido cloridrico	HCl	È un gas incolore, molto corrosivo, dall'odore irritante. È il principale costituente del succo gastrico.
alcol etilico	CH_3CH_2OH	È un liquido incolore, dall'odore pungente e dal sapore bruciante. È alla base di tutte le bevande alcoliche.
ammoniaca	NH_3	È un gas incolore, tossico, dall'odore pungente.
anidride carbonica	CO_2	È un gas incolore e inodore. È indispensabile per la vita e per la fotosintesi, ma è anche responsabile dell'aumento dell'effetto serra.
azoturo di sodio	NaN	È un solido bianco, inodore e tossico, usato nel funzionamento dell'airbag.
bicarbonato di calcio	$Ca(HCO_3)_2$	È un sale che entra in gioco nella formazione di stalattiti e stalagmiti presenti nelle grotte.
bicarbonato di sodio	$NaHCO_3$	Commercialmente noto semplicemente come *bicarbonato*, si usa nei "lieviti chimici" e come antiacido, contro i bruciori di stomaco.
carbonato di calcio	$CaCO_3$	È un solido bianco che costituisce il componente principale del calcare. Si trova nel marmo, nelle rocce e nel guscio di alcuni esseri viventi.
cloruro di sodio	$NaCl$	È il comune sale da cucina. Si trova in parte sciolto in acqua, a formare acqua marina, e in parte in giacimenti di terraferma (in questo caso prende il nome di *salgemma*).
glucosio	$C_6H_{12}O_6$	È uno zucchero usato come fonte di energia dagli animali e dalle piante. È il principale prodotto della fotosintesi ed è il combustibile della respirazione cellulare.
metano	CH_4	È un gas incolore, inodore e infiammabile.
ossido di ferro	Fe_3O_4	Di consistenza friabile, entra in gioco nella formazione della ruggine.
nitrato di ammonio	NH_4NO_3	È un solido cristallino incolore, solubile in acqua. Si usa come fertilizzante, ma anche per produrre esplosivi.
nitrato di potassio	KNO_3	È un solido cristallino incolore, usato un tempo come detergente e oggi come fertilizzante.
saccarosio	$C_{12}H_{22}O_{11}$	È il comune zucchero da tavola. Si trova nella frutta e nel miele, e si estrae dalla barbabietola da zucchero (in Europa) e dalla canna da zucchero (nel resto del mondo).



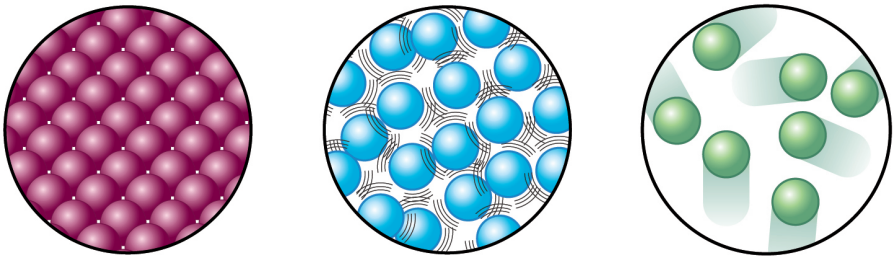
(a) Bromo

(b) Acqua pura

(c) Una piccola quantità di bromo in acqua

(d) Una maggiore quantità di bromo in acqua

Figura 61: Sostanze pure e miscugli: una "visione particellare"



(a) Solido

(b) Liquido

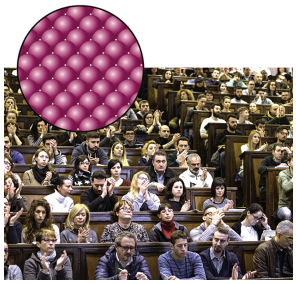
(c) Aeriforme

Figura 62: Gli stati di aggregazione di un corpo sono il risultato della diversa libertà di movimento delle particelle che lo costituiscono.

2.2.3 Stati di aggregazione

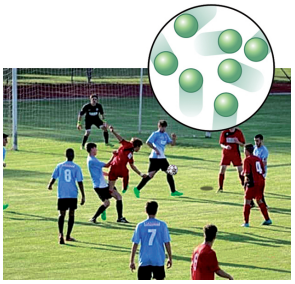
Gli stati di aggregazione della materia sono il risultato della diversa libertà di movimento delle particelle (atomi o molecole) che costituiscono ciascun corpo:

- nello stato solido le particelle, tenute insieme da forze molto intense, occupano posizioni ben definite, attorno alle quali possono compiere oscillazioni più o meno accentuate, a seconda della temperatura del solido (figura 62a);
- nello stato liquido le particelle sono tenute insieme da forze meno intense, per cui sono più libere di muoversi e "scivolano" una sull'altra (figura 62b);
- nello stato aeriforme le particelle sono quasi completamente libere di muoversi e le reciproche forze attrattive sono trascurabili (figura 62c).



(a) Nei solidi le particelle sono vicine e disposte ordinatamente

(b) Nei liquidi le particelle sono vicine e distribuite disordinatamente



(c) Negli aeriformi le particelle sono distanti e distribuite disordinatamente

Figura 63: Stati di aggregazione e teoria atomica

2.2.4 Passaggi di stato

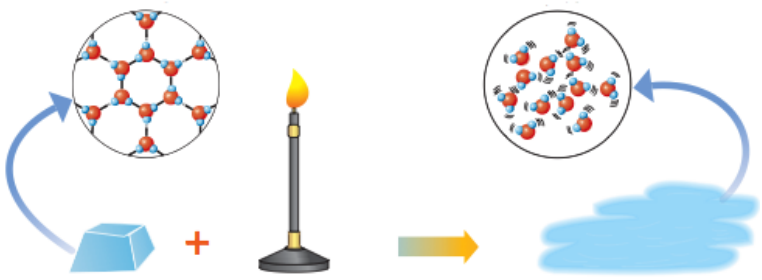
Durante i passaggi di stato di una sostanza si hanno delle *soste termiche*: anche se continuiamo a scambiare calore, la temperatura resta costante finché il passaggio di stato non è completo (paragrafo 1.3.1). Le quantità di calore scambiate da una sostanza durante i passaggi di stato sono dette *calori latenti* (paragrafo 1.3.2); l'aggettivo *latente* significa "nascosto".

Per capire dove si è "nascosto" il calore latente bisogna considerare che cosa avviene a livello microscopico:

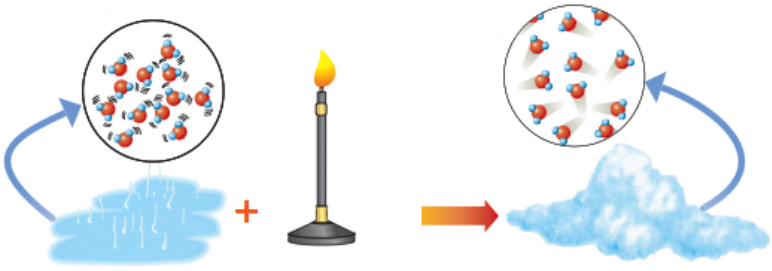
- il calore latente di fusione (necessario per fondere completamente 1 kg di sostanza alla temperatura di fusione) serve a spezzare le forze di attrazione tra le particelle e quindi a demolire la forma del solido (figura 64a);
- il calore latente di ebollizione (necessario per vaporizzare completamente 1 kg di sostanza alla temperatura di ebollizione) serve a spezzare le forze di attrazione che tengono vicine le particelle del liquido, che così diventano indipendenti (figura 64b).

Abbassamento crioscopico

Sciogliendo una sostanza in un liquido, la temperatura di solidificazione della soluzione è minore di quella del solo solvente: la differenza tra la temperatura di solidificazione del solvente e quella alla quale inizia a solidificare la soluzione si dice di *abbassamento crioscopico* (paragrafo 1.3.4). Questo fenomeno si spiega facendo riferimento a quanto accade a livello particellare: nel passaggio dallo stato liquido a quello solido le molecole del liquido devono costruire un reticolo cristallino e ciò viene ostacolato dalle particelle del soluto.



(a) Fusione



(b) Ebollizione

Figura 64: Interpretazione microscopica del calore latente

2.2.5 Reazioni chimiche

La teoria atomica spiega le leggi di Lavoisier e di Proust, il significato dell'energia termica e dell'energia chimica, e i fattori che influenzano la velocità di una reazione chimica.

Legge di Lavoisier

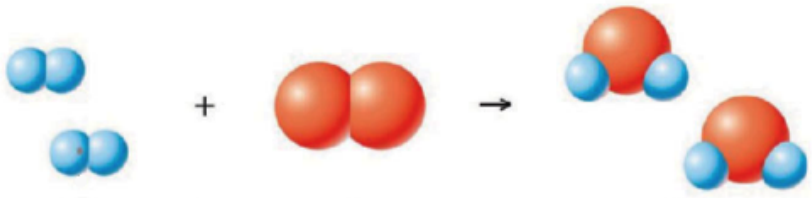
Per la legge di Lavoisier (paragrafo 1.9.2), in una reazione chimica la massa si conserva: la massa dei prodotti è uguale alla massa dei reagenti. La conservazione della massa in una reazione chimica si può interpretare come *conservazione degli atomi*: gli atomi che costituiscono i reagenti si ritrovano tutti nei prodotti, anche se diversamente aggregati; essendo gli atomi sempre gli stessi, la massa complessiva del sistema non può cambiare. Per esempio, la reazione

$$\text{idrogeno (g)} + \text{ossigeno (g)} \longrightarrow \text{acqua (l)}$$

si scrive (figura 65):

$$2\,H_2\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow 2\,H_2O\,(l)$$

Ovvero: due molecole di idrogeno H_2 (quattro atomi di idrogeno) reagiscono con una molecola di ossigeno O_2 (due atomi di ossigeno) per dare due molecole d'ac-



due molecole di idrogeno H_2 (4 atomi d'idrogeno) | una molecola di ossigeno O_2 (2 atomi d'ossigeno) | due molecole d'acqua H_2O (4 atomi di idrogeno e 2 atomi di ossigeno)

Figura 65: In una reazione chimica, gli atomi che costituiscono i reagenti si ritrovano tutti nei prodotti, anche se diversamente aggregati

qua H_2O (quattro atomi di idrogeno e due atomi di ossigeno). Per rappresentare correttamente la reazione abbiamo modificato in modo opportuno il numero di particelle coinvolte e quindi aggiunto davanti alle formule opportuni numeri interi, chiamati *coefficienti stechiometrici*: questa operazione, detta *bilanciamento*, verrà spiegata per esteso nel paragrafo 2.4.

Legge di Proust

Per la legge di Proust (paragrafo 1.9.2), in ogni composto chimico il rapporto tra le masse di due suoi elementi è costante. Questa legge è una conseguenza immediata della teoria atomica.

Un composto, infatti, è costituito da molecole tutte uguali, ciascuna delle quali è formata da una combinazione ben precisa di atomi, in numero e tipo. Per esempio, l'acqua è costituita da molecole formate ciascuna da due atomi di idrogeno e da un atomo di ossigeno. Quando miliardi di miliardi di atomi di idrogeno e di ossigeno si legano per formare acqua, tra le masse dei due elementi si stabilisce un rapporto costante di 1 a 8, lo stesso che c'è in una *singola molecola* d'acqua tra la massa di due atomi di idrogeno e quella di un atomo di ossigeno (figura 66). Infatti ogni atomo di idrogeno ha una massa 16 volte più piccola di quella di un atomo di ossigeno. Poiché in una molecola d'acqua gli atomi di idrogeno sono due, il rapporto risultante è $(1 + 1) : 16$, cioè $1 : 8$.

Energia termica ed energia chimica

L'*energia termica* di un corpo è direttamente proporzionale alla massa e alla temperatura del corpo, mentre l'*energia chimica* è associata alla composizione chimica e allo stato di aggregazione del corpo (paragrafo 1.9.3). In base alla teoria cinetico-molecolare siamo in grado di interpretare queste grandezze:

- l'energia termica di un corpo è l'energia *cinetica* media delle particelle che lo costituiscono;

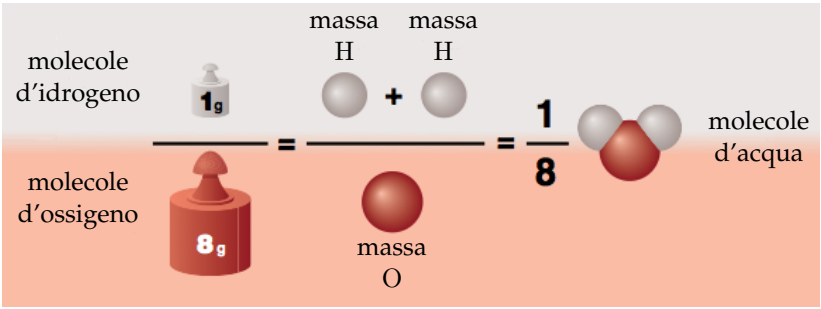


Figura 66: Tra gli atomi che costituiscono 1 g di idrogeno e gli atomi presenti in 8 g di ossigeno che si legano per formare acqua, c'è lo stesso rapporto che c'è tra la massa di due atomi di idrogeno e la massa di un atomo di ossigeno di una molecola d'acqua.

- l'energia chimica è l'energia *potenziale* media delle particelle che lo costituiscono, ovvero l'energia che dipende dalla posizione reciproca delle particelle del corpo.

Reazioni lente e reazioni veloci

La velocità di una reazione chimica dipende da vari fattori (paragrafo 1.9.7), fra cui lo stato di aggregazione dei reagenti, la loro concentrazione, la temperatura e la superficie di contatto fra i reagenti. L'influenza di questi fattori si comprende alla luce della teoria cinetico-molecolare: le particelle dei reagenti possono scambiarsi gli atomi e dare luogo ai prodotti solo se, urtandosi, vengono in reciproco contatto con un'energia cinetica sufficiente a portare le particelle alla *distanza di legame*.

È allora chiaro che a parità di altri fattori un gas reagisce più velocemente di un liquido, che, a propria volta, reagisce più velocemente di un solido: le particelle di un gas hanno un'energia cinetica media superiore a quella di un liquido, le cui particelle hanno un'energia cinetica media superiore a quella di un solido. Analogamente, maggiori sono la concentrazione dei reagenti, la temperatura e la superficie di contatto fra i reagenti, maggiori sono le probabilità che la reazione avvenga.

2.3 DAGLI ATOMI ALLA BILANCIA

Gli scienziati del Settecento e della prima metà dell'Ottocento si avventurarono nell'impresa di misurare la massa delle particelle (atomi e molecole) che costituiscono la materia. Lo stesso Dalton, sapendo che tale massa è molto difficile da misurare sperimentalmente, volse la propria attenzione non tanto alla massa *asso-*

luta delle particelle, quanto alla loro massa *relativa*, calcolabile cioè in rapporto a una massa di riferimento.

2.3.1 Massa atomica

Attualmente, le masse relative delle particelle sono riferite all'*unità di massa atomica*.

Definizione 26. L'*unità di massa atomica*, indicata con u, è la dodicesima parte della massa di un particolare atomo di carbonio, chiamato *isòtopo* 12, indicato con $^{12}\mathrm{C}$.

In formule:

$$u = \frac{\text{massa dell'atomo di } ^{12}\mathrm{C}}{12} = 1{,}661 \times 10^{-24}\,\mathrm{g}$$

Gli *isòtopi* sono forme leggermente diverse dello stesso atomo: lo vedremo nel prossimo capitolo.

Definizione 27. La *massa atomica relativa* di un atomo, indicata con MA, è il rapporto fra la massa dell'atomo e l'unità di massa atomica.

In formule:

$$\text{MA di un atomo} = \frac{\text{massa dell'atomo}}{u}$$

Per esempio, dire che l'ossigeno ha massa atomica relativa 16 vuol dire che la sua massa è 16 volte più grande dell'unità di massa atomica.

Le masse atomiche relative degli atomi sono numeri puri; essi sono riportati nella tavola periodica (pagina 123). Nel prossimo capitolo vedremo che la massa atomica relativa di un elemento chimico è la media delle masse relative dei suoi isotopi che si trovano in natura.

2.3.2 Massa molecolare

Poiché una molecola è un insieme di atomi, la sua massa dipende dalle masse dei singoli atomi che la compongono.

Definizione 28. La *massa molecolare relativa* di una molecola, MM, è la somma delle masse atomiche relative degli atomi che la compongono.

In formule:

$$\text{MM di una molecola} = \text{somma delle masse atomiche relative dei suoi atomi}$$

Esercizio 18. Calcola la massa molecolare relativa dell'acqua H_2O.

Soluzione. Tenendo conto che le masse atomiche relative dell'idrogeno H e dell'ossigeno O sono rispettivamente 1 e 16:

$$\text{MM dell'acqua} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \qquad \square$$

2.3.3 Mole

Finora abbiamo parlato di masse atomiche e molecolari *relative*. Tuttavia esistono oggi tecniche sperimentali che ci permettono di misurare addirittura la massa *assoluta* degli atomi. La massa di un atomo di idrogeno, per esempio, è circa $1{,}6 \cdot 10^{-24}$ g.

È evidente che quando vogliamo esprimere in pratica la *massa* delle particelle che reagiscono, oppure il loro *numero*, non possiamo farlo riferendoci ai *singoli* atomi e alle *singole* molecole. Nel primo caso, infatti, occorrerebbero numeri così piccoli e, nel secondo, così grandi da rendere il calcolo molto scomodo e complesso. Bisogna quindi procedere per altra via.

Per capire come si risolve il problema immaginiamo che a una ferramenta arrivi un ordine per un milione di viti. Ovviamente non si può preparare la merce contando ogni singolo pezzo. C'è un modo più semplice. Sapendo, per esempio, che una singola vite pesa 3 g, la massa di un milione di viti sarà di 3 milioni di grammi (tre tonnellate). Basta pesare questa quantità per essere sicuri di prendere il numero giusto di pezzi. Diamo dunque la seguente **definizione operativa di mole**.

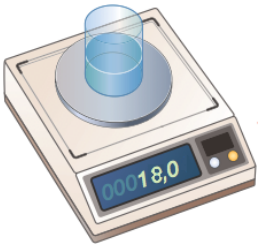
Definizione 29. Una *mole* di una sostanza è la sua massa (atomica o molecolare) relativa espressa in grammi.

Esercizio 19. Qual è la massa di una mole di ferro Fe e di una mole d'acqua H_2O?

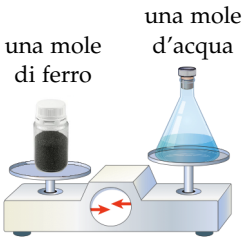
Soluzione. Tenendo conto che la massa atomica relativa del ferro Fe è 55,8 e che la massa molecolare dell'acqua H_2O è 18 (esercizio 18):

$$1 \text{ mole di ferro} = 55{,}8 \text{ g di ferro} \qquad 1 \text{ mole d'acqua} = 18 \text{ g d'acqua} \qquad \square$$

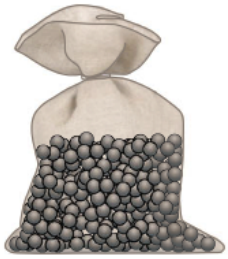
La mole (mol) è l'unità di misura della quantità di sostanza nel Sistema Internazionale.



(a) Una mole d'acqua ha massa 18 g



(b) Una mole d'acqua e una mole di ferro hanno masse diverse



(c) Una mole contiene sempre un numero di Avogadro di particelle

Figura 67: Mole

Definizione 30. La *massa molare* di una sostanza è la massa di una mole di quella sostanza e la sua unità di misura è g/mol.

Per l'esercizio precedente, la massa molare del ferro Fe è 55,8 g/mol e dell'acqua H_2O è 18 g/mol.

La massa di una mole varia a seconda della sostanza considerata. Invece *il numero N di particelle contenuto in una mole è sempre lo stesso*. Per esempio, il numero di atomi contenuti in una mole di ferro è

$$N = \frac{\text{massa molare del ferro}}{\text{massa di un atomo di ferro}} = \frac{55{,}8\,\text{g}}{55{,}8\,u} = \frac{1\,\text{g}}{u} = 6{,}022 \cdot 10^{23}$$

e il numero di molecole contenute in una mole d'acqua è sempre

$$N = \frac{\text{massa molare dell'acqua}}{\text{massa di una molecola d'acqua}} = \frac{18\,\text{g}}{18\,u} = \frac{1\,\text{g}}{u} = 6{,}022 \cdot 10^{23}$$

Questo numero (molto grande) si chiama *costante di Avogadro* (N), in onore dello scienziato italiano Amedeo Avogadro. **Misurando sulla bilancia una mole di sostanza, riusciamo a prendere un numero costante e ben definito di atomi o molecole, senza doverli contare** (tabella 8).

La mole si può paragonare alla "dozzina": così come la dozzina indica sempre 12 oggetti, la mole indica sempre lo stesso numero di particelle. Per esempio, una mole d'acqua non ha la stessa massa di una mole di ferro, proprio come una dozzina di uova non ha la stessa massa di una dozzina di libri, ma una mole d'acqua e una mole di ferro contengono lo stesso numero di particelle, proprio come una dozzina di uova ha lo stesso numero di oggetti di una dozzina di libri (figura 67).

Tornando all'analogia con la ferramenta, se una vite ha massa 3 g e un dado ha massa 1 g, la massa di un milione di viti è di tre tonnellate e la massa di un milione

Tabella 8: Masse molari e numero di particelle

Una mole di	corrisponde a	e contiene
H	$1\,g$	$6{,}022 \cdot 10^{23}$ atomi di H
H_2	$2\,g$	$6{,}022 \cdot 10^{23}$ molecole di H_2
O	$16\,g$	$6{,}022 \cdot 10^{23}$ atomi di O
O_2	$32\,g$	$6{,}022 \cdot 10^{23}$ molecole di O_2
C	$12\,g$	$6{,}022 \cdot 10^{23}$ atomi di C
H_2O	$18\,g$	$6{,}022 \cdot 10^{23}$ molecole di H_2O
$NaCl$	$58{,}5\,g$	$6{,}022 \cdot 10^{23}$ molecole di $NaCl$

di dadi è di una tonnellata: la massa è diversa, mentre il numero di oggetti è lo stesso. Basta pesare queste quantità per essere sicuri di prendere il numero giusto di pezzi.

Nel 1971, la Conferenza Generale dei Pesi e delle Misure, precisando il concetto di mole, ne ha dato la seguente **definizione ufficiale**.

Definizione 31. Una mole è la quantità di sostanza che contiene tante particelle quanti sono gli atomi presenti in $12\,g$ di ^{12}C.

2.3.4 Calcoli con le moli

Nelle misure di laboratorio, si definisce *campione* la quantità di sostanza che dovrà essere sottoposta a un esperimento.

Proposizione 1. Per determinare il numero di moli del campione di una sostanza, si divide la massa del campione per la massa molare di quella sostanza.

In formule:

$$\text{numero di moli} = \frac{\text{massa del campione (g)}}{\text{massa molare (g/mol)}} \tag{1}$$

Proposizione 2. Il numero di particelle contenute in un campione si calcola moltiplicando la costante di Avogadro N ($6{,}022 \cdot 10^{23}$) per il numero n di moli. In formule:

$$\text{numero di particelle} = N \cdot n \tag{2}$$

Esercizio 20. Quante moli sono contenute in una zolletta di zucchero ($C_{12}H_{22}O_{11}$) di 5 g?

Soluzione. Usando la tavola periodica calcoliamo la massa molecolare relativa dello zucchero:

$$\text{MM dello zucchero} = 12 \cdot 12 + 1 \cdot 22 + 16 \cdot 11 = 342$$

Quindi la massa molare dello zucchero è 342 g/mol. Per la formula (1) il numero n di moli è quindi:

$$n = \frac{\text{massa della zolletta di zucchero (g)}}{\text{massa molare dello zucchero (g/mol)}} = 0{,}0146\,\text{mol} \qquad \square$$

Esercizio 21. Quanti grammi di cloruro di sodio NaCl corrispondono a 2 mol?

Soluzione. Usando la tavola periodica calcoliamo la massa molecolare relativa del cloruro di sodio.

$$\text{MM del cloruro di sodio} = 23 + 35{,}5 = 58{,}5$$

Quindi la massa molare del cloruro di sodio è 58,5 g/mol. Per la formula (1) la massa m del campione si ottiene moltiplicando la massa molare MM per il numero n di moli:

$$m = n \cdot \text{MM} = (2 \cdot 58{,}5)\,\text{mol} = 117\,\text{mol} \qquad \square$$

Esercizio 22. Quante molecole d'acqua ci sono in 90 mL d'acqua distillata?

Soluzione. Trasformiamo il volume in massa. Poiché la densità dell'acqua è 1 g/mL, la massa del campione è 90 g. La massa molecolare relativa dell'acqua è 18, per cui la massa molare dell'acqua è 18 g/mol. Il numero n di moli del campione è:

$$n = \frac{\text{massa del campione (g)}}{\text{massa molare dell'acqua (g/mol)}} = \frac{90}{18}\,\text{mol} = 5\,\text{mol}$$

Quindi, per la formula (2):

$$\text{numero di molecole d'acqua} = N \cdot n = 6{,}022 \cdot 10^{23} \cdot 5 = 3{,}0 \cdot 10^{24} \qquad \square$$

Esercizio 23. Qual è la massa molare di un gas sapendo che 0,24 mol hanno massa 6,72 g?

Soluzione. Per la formula (1):

$$\text{massa molare} = \frac{\text{massa del campione (g)}}{\text{numero di moli (mol)}} = \frac{6,72}{0,24}\,\text{g/mol} = 28\,\text{g/mol} \qquad \square$$

Esercizio 24. Quante moli corrispondono a 100 mL di alcol etilico CH_3CH_2OH?

Soluzione. Tenendo conto che la densità d dell'alcol etilico è 0,79 g/mL, la massa m del campione è:

$$m = d \cdot V = 0,79 \cdot 100\,\text{g} = 79\,\text{g}$$

La massa molecolare relativa dell'alcol etilico è:

$$\text{MM dell'alcol etilico } CH_3CH_2OH = (2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 1 \cdot 16) = 46$$

Quindi la massa molare dell'alcol etilico è 46 g. Per la formula (1), il numero n di moli corrispondenti è:

$$n = \frac{\text{massa del campione (g)}}{\text{massa molare (g/mol)}} = \frac{79}{46}\,\text{mol} = 1,7\,\text{mol} \qquad \square$$

Esercizio 25. Un fiocco di neve di medie dimensioni contiene $2 \cdot 10^{18}$ molecole di H_2O. Quante moli di H_2O contiene? Quanti grammi?

Soluzione. La massa molare dell'acqua è 18 g/mol, per cui il numero n di moli è:

$$n = \frac{\text{numero di particelle}}{N} = \frac{2 \cdot 10^{18}}{6,022 \cdot 10^{23}} = 3,3 \cdot 10^{-6}$$

La massa corrispondente è:

$$m = n \cdot \text{MM} = 3,3 \cdot 10^{-6} \cdot 18\,\text{g} = 6 \cdot 10^{-5}\,\text{g} \qquad \square$$

Esercizio 26. Quante molecole sono contenute in un bicchierino di alcol etilico (CH_3CH_2OH) di 10 millilitri?

Soluzione. Poiché la densità dell'alcol etilico è 0,79 g/mL, la massa m del campione di alcol etilico contenuto nel bicchierino è:

$$m = d \cdot V = 0{,}79 \cdot 10\,\text{g} = 7{,}9\,\text{g}$$

Calcoliamo la massa molecolare relativa dell'alcol etilico:

$$\text{MM dell'alcol etilico} = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 46$$

Quindi la massa molare dell'alcol etilico è 46 g/mol. Il numero n di moli del campione è quindi:

$$n = \frac{\text{massa del campione (g)}}{\text{massa molare (g/mol)}} = \frac{7{,}9}{46}\,\text{mol} = 0{,}17\,\text{mol}$$

Il numero di molecole d'alcol etilico contenute nel bicchierino è perciò:

$$\text{numero di molecole d'alcol etilico} = N \cdot n = 6{,}022 \cdot 10^{23} \cdot 0{,}17 = 10^{23} \qquad \square$$

2.4 EQUAZIONI CHIMICHE

Abbiamo visto (paragrafo 1.9) che una reazione chimica avviene quando due o più sostanze (reagenti) interagiscono formando sostanze diverse da quelle di partenza (prodotti):

$$\text{reagenti} \longrightarrow \text{prodotti}$$

Per rappresentare una reazione chimica alla luce della teoria atomico-molecolare, scriviamo un'*equazione chimica*, costituita da formule e simboli. Prendiamo, per esempio, la reazione di combustione dell'idrogeno con l'ossigeno, in cui si forma l'acqua.

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O(l)$$

L'equazione chimica si legge così: «due molecole di idrogeno gassoso si combinano con una molecola di ossigeno gassoso per dare due molecole d'acqua liquida», oppure, ragionando in termini di moli (poiché ogni mole è costituita dallo stesso numero di particelle), «due moli di idrogeno gassoso si combinano con una mole di ossigeno gassoso per dare due moli d'acqua liquida».

I numeri interi davanti alle formule di ogni sostanza si dicono *coefficienti stechiometrici* e rappresentano il rapporto minimo tra le particelle dei reagenti e dei prodotti (il coefficiente 1 si omette).

La chimica ci dice quante particelle ci sono in una data quantità di qualunque sostanza. Per esempio, sappiamo che in un bicchierino di alcol etilico di 10 millilitri ci sono circa 10^{23} molecole. Se prendiamo quel bicchierino e lo diluiamo in una bottiglia da un litro piena d'acqua, l'abbiamo diluito cento volte. Quindi, se da quella bottiglia versiamo 10 millilitri di alcol diluito in un altro bicchierino, le molecole della sostanza da cui siamo partiti saranno cento volte meno, vale a dire 10^{21}. Se diluiamo ancora cento volte, le molecole saranno ancora meno (10^{19}), e così via.

L'omeopatia si basa su diluizioni come quelle appena descritte. La diluizione 1C è una diluizione 1 a 100; la diluizione 2C significa diluire ancora cento volte la diluizione 1C, e così via. Quando si ha in mano un preparato omeopatico a una diluizione 16C (diluito 1 a 100 per 16 volte), per bere una singola molecola di alcol del bicchierino originale dovremmo ingurgitare quattro intere piscine olimpiche da 50 metri.

Se qualcuno fa pipì nell'Oceano Atlantico, quella è all'incirca una diluizione omeopatica 10C, immensamente più concentrata delle diluizioni che si trovano in omeopatia, che sono in genere 30C. A questo punto ci sono due possibilità: o la chimica che fa funzionare tutto il mondo, compreso lo smalto per le unghie e la produzione della birra, è sbagliata; oppure nelle medicine omeopatiche in pratica c'è solo acqua. Se ci fossero dati che dimostrassero l'efficacia dei farmaci omeopatici, dovremmo mettere in discussione la chimica; ma questi dati, almeno per ora, non ci sono. Al contrario, tutte le volte che si è valutato in maniera rigorosa l'efficacia dei rimedi omeopatici, questa è risultata identica a quella del *placebo*, termine con cui si indica l'effetto psicologico indotto dall'assunzione di una sostanza priva di principi attivi specifici.

Negli Stati Uniti, dove sulla difesa dei consumatori non si scherza, sulle confezioni delle medicine omeopatiche è obbligatorio scrivere che non esistono evidenze scientifiche che ne dimostrino il funzionamento. Negli Stati Uniti è anche disponibile da molti anni un premio di un milione di dollari per chi riesce a dimostrare che in un medicinale omeopatico non c'è solo acqua, ma il premio è ancora là.

Nota 2: Chimica e omeopatia

Tornando all'analogia con le viti e i dadi, immaginiamo di dover avvitare viti di 3 g ciascuna con dadi di 1 g. Usando una vite con un solo dado, per avvitare 30 g di viti occorrono 10 g di dadi, in quanto le viti hanno massa tripla dei dadi. Consideriamo ora la reazione di combinazione tra ferro (Fe) e zolfo (S) in cui si produce solfuro di ferro FeS:

$$\mathrm{Fe(s)} + \mathrm{S(s)} \longrightarrow \mathrm{FeS(s)}$$

Da questa equazione bilanciata segue che un atomo di ferro si combina con un atomo di zolfo per formare una molecola di solfuro di ferro. Non è vero, invece, che 1 g di ferro si combina con 1 g di zolfo per formare 1 g di solfuro di ferro: per far reagire completamente 1 g di ferro occorre una massa di zolfo che contenga lo stesso numero di atomi, come per le viti e i dadi. I coefficienti stechiometrici dell'equazione indicano che 100 atomi di ferro si combinano con 100 atomi di zolfo, un milione di atomi di ferro si combinano con un milione atomi di zolfo e un numero di Avogadro di atomi di ferro si combina con un numero di Avogadro di atomi di zolfo (per produrre rispettivamente 100 molecole, un milione di molecole e un numero di Avogadro di molecole di solfuro di zolfo).

2.4.1 Bilanciare un'equazione

Bilanciare un'equazione chimica significa far sì che, per ogni elemento presente, da tutti e due i lati dell'equazione ci sia lo stesso numero di atomi. Il bilanciamento si fa inserendo gli opportuni coefficienti stechiometrici davanti alla formula di ogni sostanza. Si noti che gli indici numerici delle formule (quelli scritti in basso) non possono essere modificati, perché altrimenti avremmo sostanze diverse.

Esercizio 27. L'idrogeno ($\mathrm{H_2}$) e l'ossigeno ($\mathrm{O_2}$) reagiscono per formare acqua ($\mathrm{H_2O}$):

$$\mathrm{H_2(g)} + \mathrm{O_2(g)} \longrightarrow \mathrm{H_2O(l)} \qquad \text{(non bilanciata)}$$

Bilancia la reazione data.

Soluzione. L'ossigeno non è bilanciato perché ci sono due atomi a sinistra e solo uno a destra. Quindi bisogna aggiungere un O a destra. Poiché non si può cambiare la formula in $\mathrm{H_2O_2}$ in quanto scriveremmo un composto diverso (l'*acqua ossigenata*), dobbiamo prendere un'altra molecola di $\mathrm{H_2O}$. Quindi abbiamo:

$$\mathrm{H_2} + \mathrm{O_2} \longrightarrow \mathbf{2}\,\mathrm{H_2O} \qquad \text{(non bilanciata)}$$

Pareggiato l'ossigeno, ora tra i prodotti ci sono due atomi di idrogeno in più. Possiamo bilanciare l'idrogeno aggiungendo un'altra molecola di $\mathrm{H_2}$ tra i reagenti:

$$\mathbf{2}\,\mathrm{H_2} + \mathrm{O_2} \longrightarrow 2\,\mathrm{H_2O} \qquad \text{(bilanciata)}$$

Quindi l'equazione bilanciata è

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O(l) \qquad \square$$

Esercizio 28. L'idrogeno (H_2) e l'azoto (N_2) reagiscono per formare ammoniaca (NH_3):

$$H_2(g) + N_2(g) \longrightarrow NH_3(g) \qquad \text{(non bilanciata)}$$

Bilancia la reazione data.

Soluzione. L'azoto non è bilanciato, perché ci sono due atomi a sinistra e solo uno a destra. Quindi bisogna aggiungere un N a destra. Prendiamo un'altra molecola di NH_3:

$$H_2 + N_2 \longrightarrow \mathbf{2}\,NH_3 \qquad \text{(non bilanciata)}$$

Pareggiato l'azoto, tra i prodotti ci sono sei atomi di idrogeno, mentre tra i reagenti ce ne sono solo due. Possiamo bilanciare l'idrogeno aggiungendo altre due molecole di H_2 tra i reagenti:

$$\mathbf{3}\,H_2 + N_2 \longrightarrow 2\,NH_3 \qquad \text{(bilanciata)}$$

Quindi l'equazione bilanciata è

$$3\,H_2(g) + N_2(g) \longrightarrow 2\,NH_3(g) \qquad \square$$

Esercizio 29. Il metano (CH_4) in presenza di ossigeno (O_2) brucia formando anidride carbonica (CO_2) e acqua (H_2O):

$$CH_4(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g) \qquad \text{(non bilanciata)}$$

Bilancia la reazione data.

Soluzione. L'idrogeno non è bilanciato perché ci sono quattro atomi a sinistra e due a destra. Aggiungiamo una molecola d'acqua H_2O a destra.

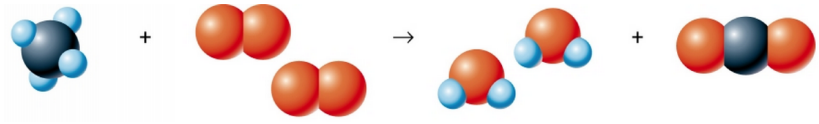
$$CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + \mathbf{2}\,H_2O \qquad \text{(non bilanciata)}$$

Pareggiato l'idrogeno, tra i prodotti ci sono due atomi di ossigeno in più. Bilanciamo l'ossigeno aggiungendo un'altra molecola di O_2 tra i reagenti:

$$CH_4 + \mathbf{2}\,O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\,H_2O \qquad \text{(bilanciata)}$$

Quindi l'equazione bilanciata è (figura 68):

$$CH_4(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(g) \qquad \square$$



una molecola di metano CH_4 | due molecole d'ossigeno O_2 | due molecole d'acqua H_2O | una molecola di CO_2

Figura 68: In una reazione chimica, gli atomi che costituiscono i reagenti si ritrovano tutti nei prodotti, anche se diversamente aggregati

2.4.2 Esempi di equazioni

Diamo le equazioni chimiche delle reazioni viste nel capitolo precedente (paragrafo 1.9).

Corrosione del ferro a ruggine

Il ferro (Fe) a contatto con l'acqua (H_2O) in presenza di ossigeno si ossida, formando ossido di ferro (Fe_3O_4) e idrogeno. L'equazione bilanciata è:

$$3\,Fe(s) + 4\,H_2O(l) \longrightarrow Fe_3O_4(s) + 4\,H_2(g)$$

Decomposizione del bicarbonato di sodio

Il bicarbonato di sodio ($NaHCO_3$) esposto all'acido cloridrico (HCl) si decompone liberando anidride carbonica (CO_2) e acqua (H_2O):

$$NaHCO_3(s) + HCl(l) \longrightarrow NaCl(s) + H_2O(g) + CO_2(g)$$

Dissoluzione del nitrato di ammonio in acqua

Il nitrato di ammonio (NH_4NO_3) immerso nell'acqua (H_2O) si dissocia in due composti ionici: lo *ione ammonio* (NH_4^+) e lo *ione nitrato* (NO_3^-):

$$NH_4NO_3(s) \longrightarrow NH_4^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

Questa reazione entra in gioco nella formazione del "ghiaccio istantaneo".

Fotosintesi clorofilliana

La fotosintesi clorofilliana è la combinazione di anidride carbonica (CO_2) e acqua (H_2O), nelle parti verdi delle foglie, con produzione di glucosio ($C_6H_{12}O_6$) e di ossigeno (O_2):

$$6\,CO_2 + 6\,H_2O \longrightarrow C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2$$

Decomposizione del bicarbonato di calcio

Il bicarbonato di calcio $\mathrm{Ca(HCO_3)_2}$ si decompone in carbonato di calcio ($\mathrm{CaCO_3}$), anidride carbonica e acqua:

$$\mathrm{Ca(HCO_3)_2} \longrightarrow \mathrm{CO_2(g) + H_2O(l) + CaCO_3(s)}$$

Questa reazione è responsabile della formazione delle stalattiti e delle stalagmiti.

Decomposizione dell'azoturo di sodio

L'azoturo di sodio si decompone in sodio e azoto:

$$\mathrm{2\,NaN(s) \longrightarrow 2\,Na(s) + N_2(g)}$$

Questa reazione è responsabile del funzionamento dell'airbag.

2.4.3 Stechiometria

Abbiamo visto come si bilanciano gli atomi e le molecole in un'equazione chimica. Ora vediamo come si fanno i calcoli quantitativi tra reagenti e prodotti. Il ramo della chimica che si occupa delle relazioni quantitative fra i reagenti e i prodotti è detto *stechiometria* e i calcoli relativi sono chiamati *calcoli stechiometrici*.

Esercizio 30. L'idrogeno ($\mathrm{H_2}$) reagisce con l'ossigeno ($\mathrm{O_2}$) per produrre acqua ($\mathrm{H_2O}$) secondo l'equazione:

$$\mathrm{2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O}$$

Quante moli d'acqua si formano facendo reagire 3 moli di ossigeno con l'idrogeno?

Soluzione. Il rapporto tra le moli d'acqua prodotta e le moli di ossigeno che reagiscono è 2 : 1. Quindi il numero di moli d'acqua prodotta è:

$$n_{\text{acqua}} = n_{\text{ossigeno}} \cdot \frac{2}{1} = 3 \cdot 2\,\text{mol} = 6\,\text{mol} \qquad \square$$

Esercizio 31. Nell'equazione dell'esercizio precedente, quanti grammi d'acqua si formano facendo reagire 5 moli di ossigeno con l'idrogeno?

Soluzione. Poiché il rapporto tra le moli d'acqua prodotta e le moli di ossigeno che reagiscono è 2 : 1, il numero di moli d'acqua prodotta è:

$$n_{\text{acqua}} = n_{\text{ossigeno}} \cdot \frac{2}{1} = 5 \cdot 2\,\text{mol} = 10\,\text{mol}$$

Calcoliamo la massa molecolare dell'acqua:

$$\text{MM dell'acqua} = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

Quindi la massa molare dell'acqua è $18\,\text{g/mol}$. Pertanto la massa m dell'acqua prodotta è:

$$m = n_{\text{acqua}} \cdot \text{massa molare dell'acqua} = 10 \cdot 18\,\text{g} = 180\,\text{g} \qquad \square$$

Esercizio 32. Nell'equazione dei due esercizi precedenti, quanti grammi d'acqua si formano facendo reagire 96 grammi di ossigeno con l'idrogeno?

Soluzione. Calcoliamo la massa molecolare dell'ossigeno:

$$\text{MM dell'ossigeno} = 2 \cdot 16 = 32$$

per cui la massa molare dell'ossigeno è $32\,\text{g/mol}$. Il numero n di moli di ossigeno è perciò:

$$n_{\text{ossigeno}} = \frac{\text{massa del campione (g)}}{\text{massa molare (g/mol)}} = \frac{96}{32}\,\text{mol} = 3\,\text{mol}$$

Il rapporto tra le moli d'acqua prodotta e le moli di ossigeno che reagiscono è $2 : 1$.

$$n_{\text{acqua}} = n_{\text{ossigeno}} \cdot \frac{2}{1} = 3 \cdot 2\,\text{mol} = 6\,\text{mol}$$

La massa molare dell'acqua è $18\,\text{g/mol}$. Pertanto la massa m dell'acqua prodotta è:

$$m = n_{\text{acqua}} \cdot \text{massa molare dell'acqua} = 6 \cdot 18 = 108\,\text{g} \qquad \square$$

Esercizio 33. Il carbonato di calcio (CaCO_3) si decompone ad alta temperatura formando ossido di calcio (CaO) e anidride carbonica:

$$\text{CaCO}_3(\text{s}) \longrightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{s})$$

Qual è la massa di CaO e di CO_2 che si ottiene dalla decomposizione di $1\,\text{kg}$ di CaCO_3?

Soluzione. Calcoliamo la massa molecolare del carbonato di calcio:

$$\text{MM del carbonato di calcio} = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100$$

per cui la massa molare del carbonato di calcio è $100\,\text{g/mol}$. Il numero n di moli di carbonato di calcio è perciò:

$$n_{\text{carbonato di calcio}} = \frac{\text{massa del campione (g)}}{\text{massa molare (g/mol)}} = \frac{1000}{100}\,\text{mol} = 10\,\text{mol}$$

Per ogni mole di $CaCO_3$ si ottiene una mole di CaO: nella reazione si producono 10 moli di CaO. Calcoliamo la massa molecolare dell'ossido di calcio:

$$\text{MM dell'ossido di calcio} = 40 + 16 = 56$$

Quindi la massa molare dell'ossido di calcio è 56 g/mol. Pertanto la massa m dell'ossido di calcio prodotto è:

$$m_{\text{ossido di calcio}} = n_{\text{ossido di calcio}} \cdot \text{massa molare dell'ossido di calcio} = 10 \cdot 56\,\text{g} = 560\,\text{g}$$

Per determinare la massa dell'anidride carbonica prodotta si può ripetere il ragionamento precedente oppure si può applicare la legge di Lavoisier:

$$m_{\text{anidride carbonica}} = m_{\text{carbonato di calcio}} - m_{\text{anidride carbonica}} = (1000 - 560)\,\text{g} = 440\,\text{g} \quad \square$$

Esercizio 34. Il carbonato di calcio ($CaCO_3$) reagisce con l'acido solforico (H_2SO_4) trasformandolo in solfato di calcio ($CaSO_4$):

$$CaCO_3(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow CaSO_4(s) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Qual è la massa di $CaSO_4$ che si ottiene da 1 kg di $CaCO_3$?

Soluzione. La massa molare del carbonato di calcio è 100 g/mol, che corrispondono a 10 moli di sostanza (vedi l'esercizio precedente). Per ogni mole di $CaCO_3$ si ottiene una mole di $CaSO_4$, per cui nella reazione si producono 10 moli di $CaSO_4$. Calcoliamo la massa molecolare del solfato di calcio:

$$\text{MM del solfato di calcio} = 40 + 32 + 4 \cdot 16 = 136$$

Quindi la massa molare del $CaSO_4$ è 136 g/mol. Pertanto la massa m del $CaSO_4$ prodotto è:

$$m = n_{\text{solfato di calcio}} \cdot \text{massa molare del solfato di calcio} = 10 \cdot 136\,\text{g} = 1{,}36\,\text{kg} \quad \square$$

Piogge acide

Il carbonato di calcio, principale componente del marmo, non teme l'acqua, in cui è insolubile. Proprio per la sua resistenza chimica e meccanica agli agenti atmosferici, fin dall'antichità il marmo è usato nei rivestimenti esterni degli edifici di pregio, nelle colonne, nelle statue e in monumenti che possiamo ancora ammirare, in alcuni casi dopo migliaia di anni.

Le attività industriali, tuttavia, hanno portato, dalla fine dell'Ottocento, a un aumento di gas nell'atmosfera: in particolare l'anidride solforica (SO_3), che reagisce con l'acqua per dare l'acido solforico. L'acido solforico presente nelle *piogge acide* attacca il marmo e lo trasforma in solfato di calcio. Le piogge acide svolgono un'azione sia corrosiva che meccanica di asportazione del materiale, reso friabile e solubile dagli acidi, danneggiando il patrimonio culturale. Gli effetti dell'azione corrosiva si possono facilmente individuare con il passare degli anni (figura 69).

(a) Foto scattata nel 1908 **(b)** Foto scattata nel 1968

Figura 69: L'azione delle piogge acide è particolarmente evidente su questa statua realizzata in Germania: tra le due foto sono trascorsi solo sessant'anni.

Reagente limitante e reagente in eccesso

Un'equazione chimica indica i rapporti stechiometrici con cui i reagenti si combinano per dare i prodotti:

- se le masse dei reagenti rispettano i rapporti stechiometrici, esse si combinano totalmente per formare i prodotti, senza che avanzi alcun reagente;
- se le masse dei reagenti non rispettano i rapporti stechiometrici, uno dei due reagenti, detto *reagente limitante*, è in quantità minore rispetto alla quantità prevista dal rapporto stechiometrico, mentre l'altro, detto *reagente in eccesso*, è in quantità superiore rispetto alla quantità stechiometrica (figura 70).

Esercizio 35. Nell'equazione di sintesi dell'acqua:

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O$$

quanti grammi d'acqua si formano facendo reagire 5 moli di idrogeno con 2 moli di ossigeno?

Figura 70: Una reazione incompleta

Soluzione. Il rapporto tra le moli d'idrogeno e le moli di ossigeno che reagiscono è 2 : 1, per cui il numero di moli di O_2 che servono per consumare interamente 5 moli di H_2 è 2,5. Questa quantità non è disponibile nel sistema assegnato e quindi non si potrà consumare tutto l'H_2: l'ossigeno è il *reagente limitante* e l'idrogeno è il *reagente in eccesso*. Per calcolare la quantità di H_2O prodotto ci serviremo della quantità d'ossigeno disponibile: 4 moli di idrogeno reagiranno con 2 moli di ossigeno per dare 4 moli d'acqua (una mole di idrogeno resta inalterata). La massa molare dell'acqua è 18 g/mol. Pertanto la massa m dell'acqua prodotta è:

$$m = n_{\text{acqua}} \cdot \text{massa molare dell'acqua} = 4 \cdot 18 = 72\,\text{g} \qquad \square$$

Esercizio 36. L'idrossido di sodio (NaOH) reagisce con l'acido cloridrico (HCl) per produrre cloruro di sodio (NaCl) e acqua (H_2O) secondo l'equazione:

$$\mathrm{NaOH(s)} + \mathrm{HCl(aq)} \longrightarrow \mathrm{NaCl(s)} + \mathrm{H_2O(l)}$$

Facendo reagire 1 kg di NaOH con 1 kg di HCl, quanto NaCl si ottiene?

Soluzione. Calcoliamo la massa molecolare dell'idrossido di sodio NaOH:

$$\text{MM dell'idrossido di sodio} = 23 + 16 + 1 = 40$$

per cui la massa molare dell'idrossido di sodio è 40 g/mol. Il numero n di moli di idrossido di sodio è perciò:

$$n_{\text{idrossido di sodio}} = \frac{\text{massa del campione (g)}}{\text{massa molare (g/mol)}} = \frac{1000}{40}\,\text{mol} = 25\,\text{mol}$$

Calcoliamo la massa molecolare dell'acido cloridrico HCl:

$$\text{MM dell'acido cloridrico} = 1 + 35,5 = 36,5$$

per cui la massa molare dell'acido cloridrico è 36,5 g/mol. Il numero n di moli di acido cloridrico è perciò:

$$n_{\text{acido cloridrico}} = \frac{\text{massa del campione (g)}}{\text{massa molare (g/mol)}} = \frac{1000}{36,5}\,\text{mol} = 27,4\,\text{mol}$$

Dall'equazione, già bilanciata, ricaviamo che il rapporto tra le moli di idrossido di sodio e di acido cloridrico che reagiscono è di 1 : 1, per cui il numero di moli di NaOH che servono per consumare interamente 27,4 moli di HCl è 27,4. Questa quantità non è disponibile nel sistema assegnato e quindi non si potrà consumare tutto l'HCl: l'idrossido di sodio NaOH è il reagente limitante e l'acido cloridrico e il reagente in eccesso. Per calcolare la quantità di NaCl prodotto ci serviremo della

quantità di NaOH disponibile: 25 moli di NaOH reagiranno con 25 moli di HCl per dare 25 moli di NaCl (2,4 moli di HCl restano inalterate). Calcoliamo la massa molecolare del cloruro di sodio NaCl:

$$\text{MM del cloruro di sodio} = 23 + 35{,}5 = 58{,}5$$

per cui la massa molare del cloruro di sodio è 58,5 g/mol. Pertanto la massa m del cloruro di sodio prodotto è:

$$m = n_{\text{cloruro di sodio}} \cdot \text{massa molare del cloruro di sodio} = 25 \cdot 58{,}5\,\text{g} = 1{,}46\,\text{kg} \quad \square$$

Esercizio 37. La benzina è un miscuglio di *idrocarburi*, composti costituiti da carbonio e idrogeno. Per semplicità consideriamo la benzina come se fosse costituita da uno solo sei suoi componenti, l'*ottano* ($\mathrm{C_8H_{18}}$), la cui densità è 0,7 g/mL, che nel motore di un'auto reagisce con l'ossigeno producendo anidride carbonica e vapor acqueo:

$$2\,\mathrm{C_8H_{18}(l)} + 25\,\mathrm{O_2(g)} \longrightarrow 16\,\mathrm{CO_2(g)} + 18\,\mathrm{H_2O(g)}$$

Quanti grammi di anidride carbonica vengono prodotti per ogni litro di benzina bruciato dall'auto?

Soluzione. Poiché la densità dell'ottano è 0,7 g/mL, la massa di un litro di ottano è 700 g. Ovviamente il reagente limitante è l'ottano, poiché l'ossigeno è presente nell'aria in abbondanza. Calcoliamo la massa molecolare dell'ottano:

$$\text{MM dell'ottano} = 8 \cdot 12 + 18 \cdot 1 = 114$$

per cui la massa molare dell'ottano è 114 g/mol. Il numero n di moli di ottano è perciò:

$$n_{\text{ottano}} = \frac{\text{massa del campione (g)}}{\text{massa molare (g/mol)}} = \frac{700}{114}\,\text{mol} = 6{,}14\,\text{mol}$$

Considerando l'equazione della reazione, il rapporto fra le moli di anidride carbonica prodotta e di ottano è di $16 : 2 = 8 : 1$. Quindi il numero n di moli di anidride carbonica prodotta è:

$$n_{\text{anidride carbonica}} = n_{\text{ottano}} \cdot \frac{8}{1} = 6{,}14 \cdot 8\,\text{mol} = 49{,}1\,\text{mol}$$

Calcoliamo la massa molecolare dell'anidride carbonica:

$$\text{MM dell'anidride carbonica} = 12 + 2 \cdot 16 = 44$$

Quindi la massa molare dell'anidride carbonica è 44 g/mol. Pertanto la massa m dell'anidride carbonica prodotta è:

$$m = n_{\text{anidride carbonica}} \cdot \text{massa molare dell'anidride carbonica} = 49{,}1 \cdot 44\,\text{g} = 2160{,}4\,\text{g}$$

Questo calcolo trova riscontro nella realtà: le prove sperimentali mostrano che ogni litro di benzina bruciato produce in media circa ben 2,5 kg di CO_2. In Italia circolano decine di milioni di veicoli che, oltre a intasare le strade, emettono nell'aria vari inquinanti e una grande quantità di anidride carbonica. □

2.5 ESERCIZI

Chi non risolve esercizi non impara la chimica.

Teoria atomica della materia

1 Il nitrato di calcio ha formula $Ca(NO_3)_2$.

a. Da quali e quanti elementi è costituito il composto?

b. Quanti atomi di ciascun elemento contiene la molecola?

c. Quanti atomi, in tutto, contiene la molecola?

2 Un'equazione chimica riporta la formula seguente: $2\,Na_2CO_3$. Qual è il significato dei tre numeri che compaiono nella formula?

3 Un'equazione chimica riporta la formula seguente: $5\,H_2SO_3$. Qual è il significato dei tre numeri che compaiono nella formula?

4 Indica la risposta corretta.

a. La notazione O_2 indica:

A un atomo d'ossigeno

B una molecola d'ossigeno

C due molecole d'ossigeno

D niente, perché è sbagliata

b. Qual è la scrittura corretta per rappresentare due molecole d'acqua?

A H_2O B $2\,H_2O$ C $_2H_2O$ D H_2O_2

c. L'azoto si trova in natura sotto forma di una molecola biatomica. Qual è la scrittura corretta per rappresentare questa molecola?

A N B N_2 C ^2N D $_2N$

d. Quale delle seguenti affermazione è corretta?

A Le molecole hanno le stesse proprietà chimiche degli atomi di cui sono formate.

B Ci sono molecole cui corrisponde più di una formula chimica.

C Il significato di una formula chimica varia a seconda del luogo.

D Una molecola è costituita da due o più atomi legati insieme.

e. Quale delle seguenti affermazione è *sbagliata*?

A Gli elementi sono costituiti da atomi identici.

B I composti sono costituti da molecole formate da atomi di tipo diverso.

C I miscugli sono costituti da due o più sostanze.

D Non c'è differenza tra composti e miscugli.

f. Una molecola è la più piccola quantità di una sostanza che ne conserva:

A le caratteristiche fisiche e chimiche

B solo le caratteristiche fisiche

C le caratteristiche chimiche

D l'aspetto esteriore

g. Quale tra le seguenti sostanze *non* è un elemento:

A ammoniaca B argento C mercurio D idrogeno

[1 risposta A, 3 B, 1 C e 2 D]

5 Completa la tabella seguente.

Simbolo	$2\,H_2$	$6\,CO_2$	H_2O	$4\,O_3$	$3\,Hg$	$2\,HI$
Tipo di sostanza		composto				
Tipo di particella			molecola			
Numero di particelle	2					
Numero di atomi					3	

6 Associa il simbolo corrispondente a ciascuno dei seguenti elementi

a. carbonio **c.** potassio **e.** fosforo **g.** zolfo

b. sodio **d.** azoto **f.** calcio **h.** rame

7 Completa la tabella seguente.

Simbolo	$2\,CO$	$3\,P_4$	HBr	Fe	$4\,N$
Tipo di sostanza	composto			elemento	
Tipo di particella	molecola			atomo	
Numero di particelle	2				
Numero di atomi	4				

8 In quale dei seguenti composti è presente il maggior numero di atomi di idrogeno?

a. $C_6H_4(OH)_2$ **b.** CH_3CH_2OH **c.** $2\,CH_4$ **d.** $2\,NH_3$

9 Stabilisci quali fra i seguenti sono elementi e quali composti:

$$I_2 \quad SO_2 \quad S_8 \quad NH_3 \quad P_4 \quad H_2O_2$$

10 Indica la differenza che c'è tra i termini delle coppie seguenti:

a. H_2O e H_2O_2 **b.** H e He **c.** O e O_2 **d.** O_2 e O_3

Dagli atomi alla bilancia

11 Che cos'è l'unità di massa atomica? E la massa atomica relativa?

12 Che differenza c'è tra la massa atomica relativa e la massa molecolare relativa?

13 Che cos'è la costante di Avogadro?

14 Che cos'è la mole?

15 Qual è l'unità di misura della quantità di materia nel Sistema Internazionale?

16 Calcola le masse molecolari dei seguenti composti:

$$H_2SO_4 \quad Mg_3(PO_4)_2 \quad Ca(NO_3)_2 \quad Na_2SO_4 \quad Fe(NO_3)_2$$

17 I composti organici sono formati da carbonio, idrogeno e ossigeno, associati talvolta a qualche altro elemento (come azoto e cloro). Calcola la massa molare dei composti organici riportati nella tabella 9.

18 Calcola la massa molare dei composti riportati nella tabella 7.

19 Qual è la massa di 0,27 mol di neon (Ne)?

20 Qual è la massa di una mole di neon? [20,2 g]

21 Qual è la massa di 0,2 moli di azoto gassoso (N_2)? [5,6 g]

22 Quante moli di cloruro di potassio (KCl) sono contenute in 373 g? [5 mol]

Tabella 9: Alcuni composti organici

Nome	**Formula**	**Descrizione**
acetone	CH_3COCH_3	si usa per rimuovere lo smalto per unghie
acido acetilsalicilico	$C_9H_8O_4$	è noto come *aspirina*, farmaco antinfiammatorio
acido butirrico	$C_4H_8O_2$	si forma durante l'irrancidimento del burro
acido citrico	$C_6H_8O_7$	è contenuto nel succo di limone
acido fenico	C_6H_6O	si usa come disinfettante e antisettico
acido lattico	$C_3H_6O_3$	si correla alla comparsa della fatica muscolare
benzene	C_6H_6	è un costituente naturale del petrolio
butirrato di etile	$C_6H_{12}O_2$	gli si deve il caratteristico odore dell'ananas
caffeina	$C_8H_{10}N_4O_2$	è uno stimolante contenuto nel caffè
ciclopropano	C_3H_6	si usa come anestetico
cloroformio	$CHCl_3$	un tempo si usava come anestetico
cumarina	$C_9H_6O_2$	è responsabile dell'odore dell'erba tagliata
desossiribosio	$C_5H_{10}O_4$	forma gli acidi nucleici (DNA)
dicloroetano	$C_2H_4Cl_2$)	si usa nel lavaggio a secco degli indumenti
etere dietilico	$C_4H_{10}O$	un tempo si usava come anestetico
etanolo	CH_3CH_2OH	è alla base di tutte le bevande alcoliche
etilene	C_2H_4	è un gas infiammabile
fruttosio	$C_{12}H_{22}O_{11}$	è uno zucchero contenuto nella frutta
glicerina	$C_3H_8O_3$	si usa per preparare creme ed esplosivi
glicole etilenico	$C_2H_6O_2$	si usa come anticongelante
glucosio	$C_6H_{12}O_6$	è uno zucchero prodotto dalla fotosintesi
lattosio	$C_{12}H_{22}O_{11}$	è uno zucchero presente nel latte dei mammiferi
maltosio	$C_{12}H_{22}O_{11}$	è uno zucchero presente nell'orzo
metanolo	CH_4O	si usa, illegalmente, per sofisticare il vino
nicotina	$C_{10}H_{14}N_2$	è un componente del tabacco
propano	C_3H_8	si usa come combustibile
ribosio	$C_5H_{10}O_5$	forma l'acido ribonucleico (RNA)
saccarosio	$C_{12}H_{22}O_{11}$	è il comune zucchero da tavola
tetraidrocannabinolo	$C_{21}H_{30}O_2$	o THC, è l'ingrediente attivo della marijuana
urea	CH_4N_2O	è eliminata dai reni attraverso l'urina

23 Quante moli di ferro (Fe) sono contenute in 50 g? [0,9 mol]

24 In un filo di ferro di 25 g quanti atomi ci sono? $[2{,}7 \cdot 10^{23}]$

25 Qual è la massa di 0,5 mol di argo (Ar)? [20 g]

26 Quante moli di cloruro di sodio (NaCl) sono contenute in 117 g di composto? [2 mol]

27 In un filo di rame della massa di 52,0 g quanti atomi ci sono? $[4{,}9 \cdot 10^{23}]$

28 Un bicchiere contiene 50 g d'acqua. Quante molecole d'acqua sono contenute nel bicchiere? $[1{,}67 \cdot 10^{24}]$

29 Quante moli sono contenute in 100 g di HCl? [2,74 mol]

30 Indica la risposta corretta.

a. Una mole di N_2 e NH_3 hanno:

A lo stesso numero di atomi
B la stessa massa
C la stessa densità
D lo stesso numero di molecole

b. Quale campione ha massa maggiore:

A 1,5 moli di Fe
B 1,5 moli di Ca
C 1,5 moli di Pb
D la massa è la stessa

c. Una mole di Fe e Cu hanno:

A lo stesso numero di atomi
B la stessa massa
C la stessa densità
D lo stesso volume

d. Quale campione ha numero di atomi maggiore:

A 55,8 g di Fe
B 40 g di Ca
C 207,2 g di Pb
D il numero di atomi è lo stesso

e. Indica quale delle seguenti sostanze ha la massa molecolare minore:

A acqua
B metano
C anidride carbonica
D cloruro di sodio

f. La massa molecolare dell'acqua è pari a 18. Quante moli d'acqua sono contenute in un litro?

A $1{,}8 \cdot 10^{-3}$ B 100 C 55,56 D $1{,}8 \cdot 10^{3}$

g. Durante la fusione di un corpo che si trova allo stato solido quale delle seguenti grandezze del sistema *non* cambia?

A l'energia chimica
B la temperatura
C la densità
D il volume

[2 risposte A, 1 B, 2 C e 2 D]

31 Vero o falso?

a. Una mole di ogni sostanza contiene $6{,}022 \cdot 10^{23}$ atomi. V F

b. La massa atomica relativa del sodio è pari a 23. V F

c. La massa molecolare relativa dell'acqua è pari a 18. V F

d. La massa molare del cloro è 35,5 g/mol. V F

e. Una mole di H_2 contiene $6{,}022 \cdot 10^{23}$ atomi di idrogeno. V F

f. L'unità di misura della massa molare è l'unità di massa atomica. V F

g. $6{,}022 \cdot 10^{23}$ molecole di anidride carbonica (CO_2) contengono una mole di carbonio (C). V F

h. $6{,}022 \cdot 10^{23}$ molecole di anidride carbonica (CO_2) contengono una mole d'ossigeno (O). V F

i. $6{,}022 \cdot 10^{23}$ molecole di CO_2 contengono due moli d'ossigeno (O). V F

j. L'unità di massa atomica è la dodicesima parte dell'isotopo 14 del carbonio (^{14}C). V F

k. La massa atomica relativa è il rapporto fra la massa dell'atomo e l'unità di massa atomica. V F

l. La massa molecolare relativa di una molecola è la somma delle masse atomiche relative degli atomi che la compongono. V F

[7 affermazioni vere e 5 false]

32 La figura 71 rappresenta le moli di alcune sostanze. Ordinale dalla più leggera alla più pesante.

33 In uno stabilimento chimico il livello di concentrazione massimo di cloruro di vinile (C_2H_3Cl) tollerabile nell'aria è di $2 \cdot 10^{-6}$ g/litro. A quante moli di cloruro di vinile a litro corrisponde questa misura? A quante molecole a litro? [$3{,}1 \cdot 10^{7}$ mol; $1{,}3 \cdot 10^{31}$]

34 La dose tossica di tetraidrocannabinolo, THC, ingrediente attivo della marijuana, assumibile fumando sostanze che lo contengono, è di 25 µg. La formula chimica del THC è $C_{21}H_{30}O_2$. A quante molecole di THC corrisponde la dose di 25 µg? [$4{,}8 \cdot 10^{16}$]

35 Qual è la massa molare del nitrato di calcio $Ca(NO_3)_2$? Quante moli di $Ca(NO_3)_2$ contengono 100 g di questa sostanza? [164 g/mol; 0,6 mol]

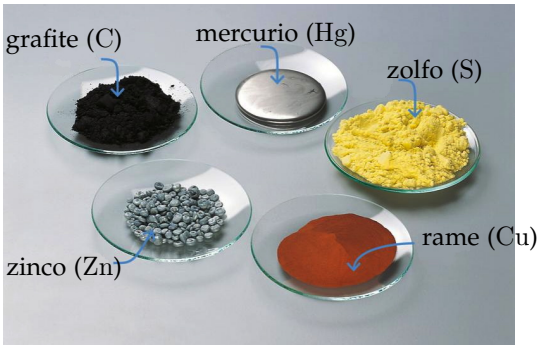


Figura 71: Moli di alcune sostanze

36 Determina il numero di:

a. moli di SO_2 in 10 g di questa sostanza

b. moli di C_2H_2 in 25 g di questa sostanza

c. moli di di caffeina ($C_8H_{10}N_4O_2$) in 1 g di caffeina

d. grammi di NaCN in una mole di questa sostanza

e. grammi di ozono (O_3) in 2 moli di O_3

f. grammi di vitamina C, acido ascorbico ($C_6H_8O_6$), in una mole di acido ascorbico

37 Determina la massa di ciascuna delle seguenti quantità:

a. 3 moli di CO_2

b. $3{,}5 \cdot 10^{22}$ atomi di Ar

c. $1{,}8 \cdot 10^{24}$ molecole di HCl

d. 0,008 moli di etilene (C_2H_4)

38 Nell'anidride carbonica (CO_2) il rapporto di combinazione tra carbonio e ossigeno è di 1 : 2,66. Quanti grammi di ossigeno si combinano con 5 g di carbonio? [13,3 g]

39 Il rapporto di combinazione tra magnesio (Mg) e ossigeno (O) nell'ossido di magnesio (MgO) è di 1 : 0,24. Che cosa succede se mettiamo a reagire 1 g di magnesio con 1 g di ossigeno? [Si formano 1,24 g di MgO; avanzano 0,76 g di O]

40 Il rapporto di combinazione tra ferro (Fe) e zolfo (S) nel solfuro di ferro (FeS) è di 1 : 0,57. Stabilisci che cosa succede se mettiamo a reagire 2 g di ferro con 2 g di zolfo. [Si formano 3,14 g di FeS; avanzano 0,86 g di S]

41 Calcola la massa molecolare relativa dell'acido solforico (H_2SO_4). [98]

42 Quante moli di ossigeno (O_2) corrispondono a $18{,}07 \cdot 10^{23}$ molecole? [3 mol]

43 Sapendo che la massa molecolare relativa dell'anidride carbonica (CO_2) è 44, quante moli ci sono in una bombola caricata con 1,5 kg di tale gas? [34]

44 Quanti grammi sono contenuti in una mole di metano (CH_4)? [16 g]

45 Quanti grammi di solfuro di idrogeno (H_2S) sono contenuti in 2,5 moli di tale gas? Quante molecole ci sono in 0,8 moli di H_2S? [85 g; $4{,}8 \cdot 10^{23}$]

46 Quanti grammi di ossigeno si combinano con 15 g di zolfo nel composto SO_3? [22,5 g]

47 L'ossido ferrico ha formula Fe_2O_3. Determina la quantità di ferro e di ossigeno presenti in 1 g e in 100 g di composto.

48 In base alla formula Na_2CO_3, determina la massa dei tre elementi presenti in 1 g e in 100 g del composto.

49 Calcola la massa di calcio presente in 100 g di ognuno dei seguenti composti: CaO, $CaCO_3$, $CaCl_2$. [71,43 g; 40 g; 36,04 g]

50 Quanti grammi di azoto sono contenuti rispettivamente in 100 g di NH_4NO_3 e in 100 g di $(NH_4)_2SO_4$? [35 g; 21,2 g]

51 Il koala si ciba esclusivamente di foglie di eucalipto, e il suo sistema digestivo è capace di neutralizzare la tossicità dell'olio di eucalipto, velenoso per qualunque altro animale. Il componente principale dell'olio di eucalipto è costituito dall'eucaliptolo ($C_{10}H_{18}O$). Qual è la massa di una mole di eucaliptolo? [154 g]

52 Il butadiene (C_4H_6) è una sostanza usata per fabbricare certi tipi di gomma sintetica, Qual è il numero di particelle contenuto in una mole di butadiene?

53 La combustione di una mole di acetone (C_3H_6O) produce 1790 kJ. Quanto calore si sviluppa bruciando 29 g di acetone? [895 kJ]

54 Calcola la massa molecolare relativa dei seguenti composti:

$$KBrO_3 \qquad Cr_{203} \qquad KMnO_4 \qquad Ca(OH)_2 \qquad CH_3OCH_3$$

55 Calcola la massa molecolare relativa dei seguenti composti:

$$C_3H_8 \qquad SO_2 \qquad SiF_4 \qquad (NH_4)_2SO_4 \qquad CH_3OH$$

56 Calcola la percentuale in massa di ogni singolo elemento in ciascuno dei composti seguenti:

$$H_2SO_4 \qquad K_2Cr_2O_7 \qquad Mg(NO_3)_2 \qquad C_2H_5OH \qquad Ca(HCO_3)_2$$

57 I composti NH_3, $NaNO_3$, $(NH_4)_2SO_4$ sono fonti di azoto nei fertilizzanti agricoli. Calcola la percentuale in peso di azoto presente in ciascuno. [82,4%; 16,5%; 22,2%]

58 Un'analisi effettuata su alcuni campioni di una marca di sigari ha dimostrato che un sigaro contiene in media 8 µg di ferro (Fe). Si è anche determinato che la quantità di ferro che residua nelle ceneri e nelle cicche vale, in media, a 6 µg g. Ammettendo che il ferro mancante sia stato disperso con il fumo sotto forma di ferropentacarbonile ($Fe(CO)_5$), quale massa di tale composto si forma, in media, fumando un sigaro? [7 µg]

Equazioni chimiche

59 Bilancia la seguente reazione:

$$NH_3 \longrightarrow N_2 + H_2$$

Quanti grammi di N_2 si ottengono a partire da 34 g di NH_3? [28 g]

60 Indica la risposta corretta.

a. Indica la massa di ossido di calcio (CaO) che si ottiene da 1 kg di $CaCO_3$, se la reazione è:

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$$

A 56 g B 200 g C 560 g D 1 kg

b. Quale delle seguenti reazioni è bilanciata correttamente?

A $Na_2SO_3 + 2\,AgNO_3 \longrightarrow Ag_2SO_3 + 2\,NaNO_3$

B $Na_2SO_3 + AgNO_3 \longrightarrow Ag_2SO_3 + NaNO_3$

C $2\,Na_2SO_3 + 2\,AgNO_3 \longrightarrow Ag_2SO_3 + 2\,NaNO_3$

D $2\,Na_2SO_3 + 2\,AgNO_3 \longrightarrow 2\,Ag_2SO_3 + 2\,NaNO_3$

c. Nella reazione (da bilanciare):

$$As_2O_3 + HCl \longrightarrow AsCl_3 + H_2O$$

i coefficienti stechiometrici dell'equazione di reazione sono:

A 1, 2 - 1, 1 B 2, 6 - 2, 3 C 1, 3 - 2, 1 D 1, 6 - 2, 3

d. Indica le moli di ossigeno molecolare necessarie per bruciare una mole di propano (C_3H_8) ammettendo che la reazione di combustione con l'ossigeno O_2 per dare anidride carbonica e acqua avvenga in modo completo:

A 4 B 5 C 6 D 7

e. Il magnesio Mg reagisce con l'ossigeno molecolare (O_2) per dare ossido di magnesio (MgO). La reazione avviene con liberazione di energia, sotto forma di calore e di luce (la *luce al magnesio* era usata un tempo come *flash* nelle macchine fotografiche). Con riferimento alla reazione chimica (bilanciata)

$$2\,Mg + O_2 \longrightarrow 2\,MgO$$

indica quale affermazione è *scorretta*:

A Due atomi di Mg reagiscono con 1 molecola di O_2 per dare 2 molecole di MgO.

B 2 g di Mg reagiscono con 1 g di O_2 per dare 2 g di MgO.

C Due moli di Mg reagiscono con una mole di O_2 per dare due moli di MgO.

D Una mole di Mg reagisce con mezza mole di O_2 per dare una mole di MgO.

[1 risposta A, 2 B, 1 C e 1 D]

61 Vero o falso?

a. Alcuni atomi sono ottenuti artificialmente dall'uomo. V F

b. Gli elementi non si possono scomporre in sostanze più semplici. V F

c. I composti sono costituiti da molecole formate da atomi dello stesso tipo. V F

d. Gli elementi sono costituiti da atomi dello stesso tipo. V F

e. Gli elementi non possono essere costituti da molecole poliatomiche. V F

[3 affermazioni vere e 2 false]

62 Vero o falso?

a. 23 g di sodio contengono $6{,}022 \cdot 10^{23}$ atomi di sodio. V F

b. $6{,}022 \cdot 10^{23}$ atomi di ferro hanno massa di 55,8 g. V F

c. Una mole di glucosio ($C_6H_{12}O_6$) ha massa 100 g. V F

d. Una mole di $CaCO_3$ contiene tre moli di O. V F

e. Una mole di idrogeno H_2 contiene $6{,}022 \cdot 10^{23}$ atomi di idrogeno. V F

[3 affermazioni vere e 2 false]

63 Nella seguente equazione chimica ci sono diversi numeri:

$$6\,KOH + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow 3\,K_2SO_4 + 6\,H_2O$$

Quali di essi rappresentano dei coefficienti stechiometrici?

64 Una certa quantità di olio alla temperatura di 130 °C viene posta in una stanza a 22 °C. Indica per ogni affermazione se è vera o falsa.

a. La temperatura dell'olio aumenta. V F

b. La velocità media delle particelle dell'olio aumenta. V F

c. L'olio cede calore all'ambiente. V F

d. L'olio e l'ambiente si scambiano calore. V F

e. Dopo un po' di tempo l'olio raggiunge l'equilibrio termico con l'ambiente. V F

[3 affermazioni vere e 2 false]

65 Determina quale massa di NH_3 si forma dalla reazione di 5 g di Li_3N con l'acqua secondo l'equazione:

$$Li_3N(s) + 3\,H_2O(l) \longrightarrow 3\,LiOH(s) + NH_3(g)$$

[2,4 g]

66 Il carbonato di calcio ($CaCO_3$) si decompone ad alta temperatura in ossido di calcio (CaO) e anidride carbonica (CO_2):

$$CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

Quanti grammi di $CaCO_3$ occorrono per produrre 3 g di anidride carbonica? [6,8 g]

67 In eccesso di ossigeno il fosforo bianco (P_4) brucia dando origine a pentossido di fosforo (P_2O_5). Scrivi l'equazione chimica bilanciata della combustione. Quante moli di P_2O_5 si formano per reazione di 6 g di P_4? [0,097 mol]

68 Determina quante moli di SiH_4 si formano per reazione completa di 4 g di Mg_2Si nel corso della reazione

$$Mg_2Si(s) + 4\,H_2O(1) \longrightarrow 2\,Mg(OH)_2(s) + SiH_4(g)$$

Calcola la massa dell'acqua necessaria per reagire con tutto il Mg_2Si. [0,052; 3,76 g]

69 Si scioglie in acqua una massa di 2 g di $NaOH$, facendo poi gorgogliare nella soluzione 3 g di $H_2S(g)$. Ha luogo la reazione seguente:

$$H_2S(g) + 2\,NaOH(aq) \longrightarrow Na_2S(aq) + 2\,H_2O(1)$$

Quale massa di Na_2S si produce, supponendo che il reagente limitante venga consumato completamente? [1,95 g]

70 Nel processo Solvay per la fabbricazione della soda, un certo stadio della reazione vede formarsi il bicarbonato di sodio ($NaHCO_3$):

$$NH_4HCO_3(aq) + NaCl(aq) \longrightarrow NaHCO_3(s) + NH_4Cl(aq)$$

Ammettendo che la reazione sia completa, quale massa di $NaHCO_3(s)$ si formerebbe a partire da una soluzione contenente un eccesso di $NaCl$ e 4,6 kg di NH_4HCO_3? [4,9 kg]

71 Quale massa di $AgBr(s)$ si forma mescolando una soluzione contenente 3 g di KBr con una soluzione che contiene 7 g di $AgNO_3$?

72 L'etilene (C_2H_4) brucia all'aria secondo l'equazione:

$$C_2H_4(g) + 3\,O_2(g) \longrightarrow 2\,CO_2(g) + 2\,H_2O(l)$$

Quanti grammi di CO_2 si formano se si dà fuoco a una miscela di 3 g di etilene e di 4 g di O_2? [3,6 g]

73 Per preparare il bromobenzene (C_6H_5Br), mettiamo a reagire benzene (C_6H_6) con bromo (Br_2):

$$C_6H_6 + Br_2 \longrightarrow C_6H_5Br + HBr$$

Quanti grammi di bromobenzene si producono facendo reagire 30 g di benzene con eccesso di Br_2? [60,3 g]

74 Quale massa di ZnO si ottiene riscaldando 75 g di $ZnSO_3(s)$ secondo l'equazione seguente:

$$ZnSO_3(s) \longrightarrow ZnO(s) + SO_2(g)$$

Quanti grammi di $ZnSO_3(s)$ occorrono per ottenere, nel corso della medesima reazione, 2 kg di SO_2? [42 g; 4,5 kg]

75 Bilancia le seguenti reazioni:

a. $HI \longrightarrow H_2 + I_2$

b. $C + F_2 \longrightarrow CF_4$

c. $NO_2 \longrightarrow N_2 + O_2$

d. $Al + S_8 \longrightarrow Al_2S_3$

e. $CO + O_2 \longrightarrow CO_2$

f. $Al + Cl_2 \longrightarrow AlCl_3$

g. $Sn + Cl_2 \longrightarrow SnCl_4$

h. $KI + Br_2 \longrightarrow KBr + I_2$

i. $N_2O_5 + H_2O \longrightarrow HNO_3$

j. $P_2O_3 + H_2O \longrightarrow H_3PO_3$

k. $NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4OH$

l. $SO_2 + H_2S \longrightarrow S + H_2O$

m. $C_2H_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

n. $Al + H_2O \longrightarrow Al_2O_3 + H_2$

o. $La_2O_3 + H_2O \longrightarrow La(OH)_3$

p. $CCl_4 + O_2 \longrightarrow CCl_2O + Cl_2$

q. $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$

r. $SbCl_3 + H_2S \longrightarrow Sb_2S_3 + HCl$

s. $PBr_3 + H_2O \longrightarrow H_3PO_3 + HBr$

t. $Al + H_2SO \longrightarrow Al(HSO_4)_3 + H_2$

u. $CH_3H_7OH + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

v. $Ca + H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2$

w. $Ba(OH)_2 + HCl \longrightarrow BaCl_2 + H_2O$

x. $Mg(OH)_2 + HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2O$

76 Bilancia le seguenti reazioni:

a. $Al + H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$

b. $Fe(OH)_3 + HCl \longrightarrow FeCl_3 + H_2O$

c. $SnCl_2 + FeSO_4 \longrightarrow SnSO_4 + FeCl_2$

d. $Mg_3B_2 + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2 + B_2H_6$

e. $Mg_2C_3 + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2 + C_3H_4$

f. $CH_3SH + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O + SO_2$

g. $CaCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3 + NaCl$

h. $Bi(NO_3)_3 + KOH \longrightarrow H_3BiO_3 + KNO_3$

i. $Ni(NO_3)_2 + KOH \longrightarrow Ni(OH)_2 + KNO_3$

j. $AgNO_3 + K_2CrO_4 \longrightarrow Ag_2CrO_4 + KNO_3$

k. $Pb + HNO_3 \longrightarrow Pb(NO_3)_2 + NO + H_2O$

l. $CaCl_2 + Na_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + NaCl$

m. $La(NO_3)_3 + Ba(OH)_2 \longrightarrow La(OH)_3 + Ba(NO_3)_2$

77 Bilancia le seguenti reazioni:

a. $Cs_2O + H_2O \longrightarrow CsOH$ [1,1 – 2]

b. $P_2O_5 + H_2O \longrightarrow HPO_3$ [1,1 – 2]

c. $SO_2 + O_2 \longrightarrow SO_3$ [2,1 – 2]

d. $H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$ [2,1 – 2]

e. $Fe + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3$ [4,3 – 2]

f. $KClO \longrightarrow KCl + KClO_3$ [3 – 2,1]

g. $H_2 + Cl_2 \longrightarrow HCl$ [1,1 – 2]

h. $N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$ [1,3 – 2]

i. $KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$ [2 – 2,3]

j. $KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$ [2 – 2,3]

k. $P + O_2 \longrightarrow P_2O_3$ [4,3 – 2]

l. $H_2O_2 \longrightarrow H_2O + O_2$ [2 – 2,1]

m. $Li_2O_2 \longrightarrow Li_2O + O_2$ [2 – 2,1]

n. $P + Cl_2 \longrightarrow PCl_5$ [2,5 – 2]

o. $H_2S + O_2 \longrightarrow H_2O + S$ [2,1 – 2,2]

p. $As + Cl_2 \longrightarrow AsCl_3$ [2,3 – 2]

q. $Cl_2 + KI \longrightarrow KCl + I_2$ [1,2 – 2,1]

78 Bilancia le seguenti reazioni:

a. $K_2SO_3 \longrightarrow K_2SO_4 + K_2S$ [4 – 3,1]

b. $SO_2 + H_2S \longrightarrow S + H_2O$ [1,2 – 3,2]

c. $H_3PO_3 + CuO \longrightarrow Cu_3(PO_3)_2 + H_2O$ [2,3 – 1,3]

d. $NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + HCl$ [2,1 – 1,2]

e. $NaF + Mg(OH)_2 \longrightarrow MgF_2 + NaOH$ [2,1 – 1,2]

f. $Al(OH)_3 + H_3PO_4 \longrightarrow AlPO_4 + H_2O$ [1,1 – 1,3]

g. $AgNO_3 + FeCl_3 \longrightarrow AgCl + Fe(NO_3)_3$ [3,1 – 3,1]

h. $Al(OH)_3 + HCN \longrightarrow Al(CN)_3 + H_2O$ [1,3 – 1,3]

i. $HClO + Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba(ClO)_2 + H_2O$ [2,1 – 1,2]

j. $H_2CO_3 + Fe(OH)_3 \longrightarrow Fe_2(CO_3)_3 + H_2O$ [3,2 – 1,6]

k. $HgOH + H_2S \longrightarrow Hg_2S + H_2O$ [2,1 – 1,2]

l. $H_2Cr_2O_7 + KOH \longrightarrow K_2Cr_2O_7 + H_2O$ [1,2 – 1,2]

m. $H_2SO_4 + LiOH \longrightarrow Li_2SO_4 + H_2O$ [1,2 – 1,2]

n. $SiO_2 + HF \longrightarrow H_2O + SiF_4$ [1,4 – 2,1]

o. $HNO_3 + HCl \longrightarrow NO + Cl_2 + H_2O$ [2,6 – 2,3,4]

79 Bilancia le seguenti reazioni:

a. $K + H_2O \longrightarrow KOH + H_2$ [2,2 – 2,1]

b. $AsCl_3 + H_2S \longrightarrow HCl + As_2S_3$ [2,3 – 6,1]

c. $H_2S + AgNO_3 \longrightarrow Ag_2S + HNO_3$ [1,2 – 1,2]

d. $Cu + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$ [1,2 – 1,1,2]

e. $NaNO_2 \longrightarrow NaNO_3 + NO + Na_2O$ [3 – 1,2,1]

f. $Pb + HNO_3 \longrightarrow Pb(NO_3)_2 + NO + H_2O$ [3,8 – 3,2,4]

g. $HNO_3 + H_2S \longrightarrow NO + S + H_2O$ [2,3 – 2,3,4]

h. $FeS_2 + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + SO_2$ [4,11 – 2,8]

i. $CaH_2 + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2$ [1,2 – 1,2]

j. $ZnS + O_2 \longrightarrow ZnO + SO_2$ [2,3 – 2,2]

k. $Al + Cr_2O_3 \longrightarrow Al_2O_3 + Cr$ [2,1 – 1,2]

l. $C + SO_2 \longrightarrow CS_2 + CO$ [5,2 – 1,4]

m. $NH_3 + O_2 \longrightarrow N_2 + H_2O$ [4,3 – 2,6]

n. $CS_2 + O_2 \longrightarrow CO_2 + SO_2$ [1,3 – 1,2]

o. $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$ [1,1 – 1,1]

p. $HNO_3 + H_2S \longrightarrow NO + H_2O + S$ [2,3 – 2,4,3]

q. $NH_3 + O_2 \longrightarrow NO + H_2O$ [4,5 – 4,6]

r. $Fe_2O_3 + C \longrightarrow CO + Fe$ [1,3 – 3,2]

s. $H_2S + H_2O_2 \longrightarrow H_2SO_4 + H_2O$ [1,4 – 1,4]

t. $SO_2 + H_2S \longrightarrow H_2O + S$ [1,2 – 2,3]

u. $NaI + Cl_2 \longrightarrow NaCl + I_2$ [2,1 – 2,1]

v. $KI + H_2O_2 \longrightarrow KOH + I_2$ [2,1 – 2,1]

w. $NaBr + Cl_2 \longrightarrow NaCl + Br_2$ [2,1 – 2,1]

x. $H_2S + O_2 \longrightarrow SO_2 + H_2O$ [2,3 – 2,2]

80 A quante moli corrispondono $3{,}011 \cdot 10^{20}$ molecole di azoto (N_2)? $[5 \cdot 10^{-4}\,\text{mol}]$

81 Quante molecole sono contenute in $3{,}5 \cdot 10^{-1}$ moli di metano CH_4? $[2{,}108 \cdot 10^{23}]$

82 Quanti atomi sono presenti in 2 g d'oro Au? $[6{,}1 \cdot 10^{21}]$

83 Qual è la massa di 10^{21} atomi di ferro Fe? $[93\,\text{mg}]$

84 Quante molecole sono presenti in 120 g di glucosio $C_6H_{12}O_6$? $[4 \cdot 10^{23}]$

85 Che massa hanno $2 \cdot 10^{18}$ atomi di rame (Cu)? $[2{,}1 \cdot 10^{-4}\,\text{g}]$

86 1,25 moli di un composto hanno massa 75 g. Qual è la sua massa molecolare relativa? $[60\,\text{g/mol}]$

87 2,6 moli di un composto hanno massa 847,6 g. Qual è la sua massa molecolare relativa? $[326]$

88 $3{,}3 \cdot 10^{20}$ molecole di un composto hanno massa $8{,}9 \cdot 10^{-2}$ g. Qual è la sua massa molecolare relativa? $[162{,}4]$

89 Sapendo che la massa del Sole è pari a $2 \cdot 10^{33}$ g e che esso è formato da circa il 75% di idrogeno (H) e dal 25% di elio (He), stima il numero di atomi che lo compongono. $[9{,}8 \cdot 10^{56}]$

90 Alcune sostanze medicinali usate contro i bruciori di stomaco contengono idrossido di alluminio ($Al(OH)_3$), che reagisce con l'acido cloridrico (HCl) per produrre cloruro di alluminio ($AlCl_3$) e acqua. Scrivi l'equazione chimica bilanciata della reazione e stabilisci quante moli di HCl si possono neutralizzare con 5,0 g di $Al(OH)_3$ $[0{,}19\,\text{mol}]$

91 Si fa reagire una miscela di 3,5 g di H_2 e di 26 g di O_2 per formare H_2O. Quanto rimane di H_2, O_2 e H_2O dopo il completamento della reazione? $[0{,}25\,\text{g};\ 0\,\text{g};\ 29{,}25\,\text{g}]$

92 Scrivi l'equazione chimica bilanciata corrispondente a ciascuna delle seguenti espressioni verbali.

a. L'idrossido di sodio (NaOH) reagisce con l'acido cloridrico (HCl) per produrre cloruro di sodio (NaCl e acqua).

b. Il solfuro di boro (B_2S_3) reagisce con l'acqua formando acido borico (H_3BO_3) e acido solfidrico (H_2S).

c. Facendo reagire l'ammoniaca (NH_3) con il sodio (Na), si libera idrogeno (H_2) e si forma sodioammide ($NaNH_2$).

d. L'acido cianico (HCNO) reagisce con l'acqua formando ammoniaca e anidride carbonica.

e. La fosfina (PH_3) reagisce con l'ossigeno (O_2) producendo vapor acqueo e pentossido di fosforo (P_2O_5).

3 NUCLEI ED ELETTRONI

Nel capitolo precedente abbiamo studiato la materia a livello atomico-molecolare, senza considerare la struttura interna degli atomi, oggetto di questo capitolo, che presenta anche il sistema periodico degli elementi.

3.1 ATOMO NUCLEARE

Nella seconda metà dell'Ottocento alcuni scienziati, indagando la natura dei fenomeni elettrici, cominciarono a mettere in dubbio la validità dell'ipotesi di Dalton secondo cui l'atomo era indivisibile.

3.1.1 Particelle fondamentali

Nel corso di decenni di ricerche (tabella 10), gli scienziati hanno scoperto che gli atomi di tutti gli elementi sono formati da tre tipi di particelle elementari: elettro-

Tabella 10: Cronologia essenziale della chimica moderna

Anno	Scoperta
1789	Antoine Lavoisier formula la legge di conservazione della massa
1797	Joseph Proust enuncia la legge delle proporzioni definite
1803	John Dalton formula la teoria atomica della materia
1808	Jacob Berzelius propone i simboli chimici moderni
1811	Amedeo Avogadro sostiene l'uniformità del volume molare dei gas
1860	Stanislao Cannizzaro distingue fra atomi e molecole
1869	Dmitrij Mendeleev ordina gli elementi nella tavola periodica
1897	Joseph Thomson scopre l'elettrone
1907	Ernest Rutherford scopre l'esistenza del nucleo atomico
1911	Ernest Rutherford propone il modello atomico planetario
1913	Niels Bohr propone un modello quantistico di atomo
1919	Ernest Rutherford scopre il protone
1916	Arnold Sommerfeld amplia il modello di Bohr
1926	Max Born introduce il concetto di orbitale atomico
1932	James Chadwick scopre il neutrone

Tabella 11: Le particelle fondamentali che compongono l'atomo (e è la carica elettrica elementare, $e = 1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C; m_p è la massa del protone, $m_p = 1{,}673 \cdot 10^{-27}$ kg)

Particella	**Carica elettrica**	**Massa** (kg)	**Massa**/m_p
elettrone (e)	$-e$	$9{,}109 \cdot 10^{-31}$	1/1837
protone (p)	$+e$	$1{,}673 \cdot 10^{-27}$	1
neutrone (n)	0	$1{,}675 \cdot 10^{-27}$	≈ 1

(a) Idrogeno **(b)** Elio **(c)** Litio **(d)** Berillio

Figura 72: Nuclei di alcuni atomi

ne, protone e neutrone. La tabella 11 riporta sinteticamente le loro caratteristiche principali.

I protoni e i neutroni, che si trovano al centro dell'atomo, cioè nel *nucleo*, sono chiamati *nucleoni*. La figura 72 mostra i nuclei di alcuni atomi.

3.1.2 Numero atomico e numero di massa

Definizione 32. Il *numero atomico* di un atomo, indicato con Z, è il numero dei protoni presenti nel suo nucleo.

Questo numero identifica ogni elemento e si scrive in basso a sinistra del simbolo chimico. Per esempio:

$$ {}_1\mathrm{H} \qquad {}_6\mathrm{C} \qquad {}_8\mathrm{O} $$

Tutti gli atomi con uno, sei e otto protoni nel nucleo sono rispettivamente atomi di idrogeno, carbonio e ossigeno. Se l'atomo è elettricamente neutro, il numero atomico è uguale al numero degli elettroni.

Definizione 33. Il *numero di massa* di un atomo, indicato con A, è la somma del numero Z dei protoni e del numero N di neutroni contenuti nel nucleo: $A = Z + N$.

Questo numero si scrive in alto a sinistra del simbolo chimico. Per esempio:

$$ {}^{3}\mathrm{H} \qquad {}^{14}\mathrm{C} \qquad {}^{16}\mathrm{O} $$

indicano rispettivamente:

- un atomo di idrogeno con il nucleo costituito da 3 nucleoni; il numero Z di protoni è uguale a 1; il numero di neutroni è $N = A - Z = 3 - 1 = 2$;
- un atomo di carbonio con il nucleo costituito da 14 nucleoni; il numero Z di protoni è uguale a 6; il numero di neutroni è $N = 14 - 6 = 8$;
- un atomo di ossigeno con il nucleo costituito da 16 nucleoni; il numero Z di protoni è uguale a 8; il numero di neutroni è $N = 16 - 8 = 8$.

I tre atomi sono anche chiamati idrogeno-3, carbonio-14 e ossigeno-16, rispettivamente.

Isòtopi

L'idrogeno è in massima parte costituito da atomi con un protone e un elettrone. In piccola percentuale, tuttavia, troviamo anche atomi di idrogeno con un protone, un elettrone e uno o due neutroni. Questi tipi diversi di atomi si chiamano *isòtopi* (dal greco *isòtopos*, "nello stesso luogo", perché come vedremo si trovano nella stessa casella della tavola periodica). Gli isotopi hanno le stesse proprietà chimiche ma hanno proprietà fisiche diverse (per esempio, hanno massa diversa).

Definizione 34. Atomi dello stesso elemento con un diverso numero di neutroni si chiamano *isotopi*.

Consideriamo i seguenti isotopi del carbonio:

$$^{12}_{6}\mathrm{C} \qquad ^{13}_{6}\mathrm{C} \qquad ^{14}_{6}\mathrm{C}$$

Il numero N dei neutroni dei tre isotopi è $N = A - Z$. Il carbonio-12 ha sei neutroni ($12 - 6 = 6$), il carbonio-13 ne ha sette ($13 - 6 = 7$) e il carbonio-14 otto ($14 - 6 = 8$). I tre isotopi hanno lo stesso simbolo chimico (C) e lo stesso numero atomico e, quindi, hanno identiche proprietà chimiche. Per via del diverso numero di massa, invece, i tre isotopi hanno proprietà fisiche in parte diverse.

3.1.3 Massa atomica di un elemento

In natura, gli elementi contengono una miscela dei vari isotopi in percentuali ben precise. Le proprietà fisiche osservate per ciascuno di essi sono la media di quelle degli isotopi presenti. Il cloro, per esempio, è costituito da una miscela dei due isotopi: il cloro-35 (circa il 75%) e il cloro-37 (circa il 25%). La massa atomica che troviamo sulla tavola periodica è una media delle masse dei due isotopi. Il calcolo per stabilire la massa atomica della miscela di isotopi è il seguente:

$$\text{MA del cloro} = (35 \cdot 0{,}75) + (37 \cdot 0{,}25) = 26{,}25 + 9{,}25 = 35{,}5$$

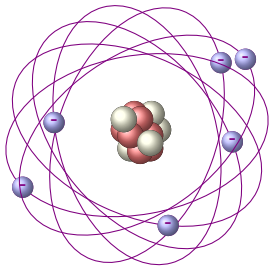


Figura 73: Modello atomico nucleare

In altre parole, si moltiplica la massa di ciascun isotopo per la sua percentuale nell'elemento naturale; sommando questi prodotti si ottiene la massa atomica relativa dell'elemento naturale.

3.1.4 Modello atomico a strati

Secondo il *modello atomico nucleare*, proposto dallo scienziato neozelandese Ernest Rutherford e affinato dal danese Niels Bohr e dal tedesco Max Born, i nucleoni occupano uno spazio enormemente ridotto rispetto al volume totale dell'atomo. L'atomo è essenzialmente vuoto e gli elettroni, la cui massa è praticamente trascurabile, ruotano attorno al nucleo come i pianeti del sistema solare ruotano attorno al Sole (figura 73). Gli elettroni percorrono orbite *stazionarie*: quando un elettrone percorre un'orbita stazionaria non emette energia. L'atomo è pertanto stabile, e gli elettroni (negativi) non cadono sul nucleo (positivo).

Livelli energetici

Nell'atomo, gli elettroni sono sistemati in livelli di energia crescenti via via che ci si allontana dal nucleo. Questi livelli sono chiamati anche *strati* o *gusci*. I livelli energetici sono sette e si indicano con un numero intero n, detto *numero quantico principale*, che va da $n = 1$ (il livello più basso) a $n = 7$ (il livello più alto).

Sottolivelli energetici

Ciascun livello energetico è suddiviso in sottolivelli.

- Il primo livello energetico è costituito da un solo sottolivello, il secondo livello è formato da due sottolivelli, il terzo livello è composto da tre sottolivelli, il quarto da quattro sottolivelli, e così via.
- I primi quattro sottolivelli sono indicati con le lettere s, p, d, f. Ci sono anche altri sottolivelli, ma per scrivere le strutture elettroniche di tutti gli elementi della tavola periodica bastano i quattro sottolivelli indicati.

- Per indicare i sottolivelli che compongono un livello principale si scrive un numero davanti alla lettera. Per $n = 1$ c'è un solo sottolivello, indicato con $1s$. Per $n = 2$ ci sono due sottolivelli, $2s$ e $2p$. Per $n = 3$ ci sono tre sottolivelli, $3s$, $3p$ e $3d$. E così via.
- Il sottolivello s può contenere al massimo 2 elettroni, il p ne può contenere al massimo 6, il d al massimo 10 e l'f al massimo 14.
- I sottolivelli che appartengono a ciascuno dei sette livelli principali hanno valori di energia crescenti: $s < p < d < f$. Per $n = 4$, per esempio, il sottolivello $4s$ ha energia minore del $4p$, che ha energia minore del $4d$, che ha energia minore del $4f$.
- Tutti gli elettroni di uno stesso sottolivello hanno la stessa energia.
- I sottolivelli possono contenere un numero di elettroni inferiore al massimo previsto, ma gli elettroni non iniziano a occupare un dato sottolivello se prima non sono stati riempiti i sottolivelli a più bassa energia. L'ordine di riempimento dei sottolivelli (figura 74) è:

$$1s \to 2s \to 2p \to 3s \to 3p \to 4s \to 3d \to 4p \to 5s \to \\ \to 4d \to 5p \to 6s \to 4f \to 5d \to 6p \to 7s \to 5f \to 6d \to 7p$$

3.1.5 Configurazione elettronica degli elementi

Definizione 35. La rappresentazione completa della distribuzione degli elettroni di un atomo intorno al nucleo si chiama *configurazione elettronica*.

Per scrivere la configurazione elettronica di un atomo si procede così:

- si determina il numero di elettroni dell'atomo;
- si considera che gli elettroni iniziano a disporsi, uno alla volta, sul sottolivello a più bassa energia, fino al numero massimo consentito, prima di cominciare a riempire il sottolivello successivo, a più alta energia;
- per indicare il numero di elettroni di un sottolivello si pone un esponente in alto a destra della lettera che indica il sottolivello. Per esempio, le scritture

$$1s^2 \qquad 2p^3 \qquad 3d^4$$

significano rispettivamente che nel sottolivello s del primo livello ci sono due elettroni, che nel sottolivello p del secondo livello ci sono tre elettroni e che nel sottolivello d del terzo livello ci sono quattro elettroni.

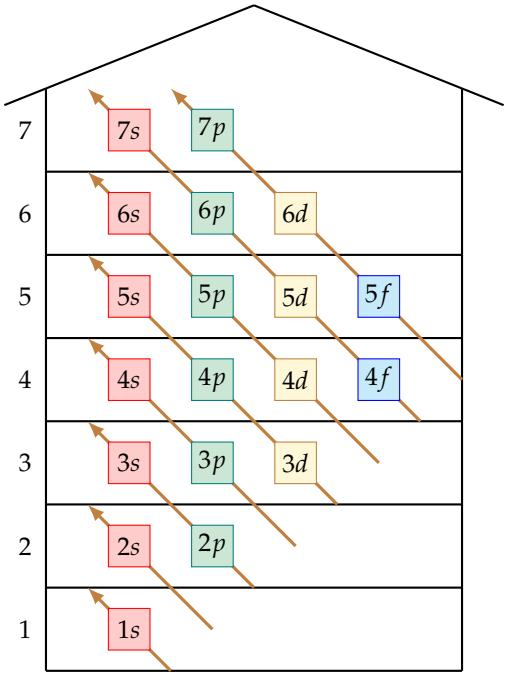


Figura 74: Ordine di riempimento dei sottolivelli energetici

Qualche esempio chiarirà le idee. Scriviamo la configurazione elettronica di alcuni atomi.

- L'idrogeno (H) ha numero atomico Z uguale a 1 e quindi ha un solo elettrone da sistemare sul più basso sottolivello $1s$: la sua configurazione elettronica è $1s^1$.
- L'elio (He) ha numero atomico 2 e due elettroni da sistemare: la sua configurazione è $1s^2$.
- Il litio (Li) ha numero atomico 3 e tre elettroni: la sua configurazione è $1s^2\,2s^1$, cioè ha due elettroni nel sottolivello s del primo livello e un elettrone nel sottolivello s del secondo livello.
- L'elemento con numero atomico 4 è il berillio (Be), che ha quattro elettroni e configurazione elettronica $1s^2\,2s^2$.
- Al quinto posto della tavola periodica troviamo il boro (B), che ha cinque elettroni: la sua configurazione elettronica è $1s^2\,2s^2\,2p^1$.
- Il ferro ha numero atomico 26: la sua configurazione elettronica, seguendo l'ordine di riempimento, è $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^6$.

Si noti che la somma degli esponenti della configurazione elettronica di un atomo è uguale al numero di elettroni posseduto da ciascun atomo neutro, ovvero al suo numero atomico.

Definizione 36. Il livello più esterno della configurazione elettronica di un atomo è detto *livello di valenza*. Gli elettroni sul livello di valenza si chiamano *elettroni di valenza*.

Come vedremo, il comportamento chimico di un atomo è determinato dai suoi elettroni di valenza.

3.2 SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI

Nel 1869, circa sessant'anni dopo l'ipotesi atomica di Dalton, il chimico russo Dmitrij Mendeleev ordinò gli elementi allora noti (una sessantina) per numero atomico crescente.

Ecco come Mendeleev sintetizzò il risultato del suo lavoro: «Gli elementi disposti secondo il loro numero atomico mostrano chiaramente proprietà periodiche».

Nella tavola di Mendeleev spiccavano molti posti non occupati: fu una felice intuizione dell'autore, che non si preoccupò di queste lacune, necessarie per salvaguardare la regolare successione delle proprietà chimiche. In base alla posizione delle lacune, Mendeleev avanzò valide ipotesi sulle proprietà chimiche di elementi ancora sconosciuti, che vennero in seguito puntualmente confermate al momento della loro scoperta.

La figura 75 mostra la moderna tavola periodica (gli elementi successivi al 103 sono stati omessi per semplicità):

- le colonne verticali formano i *gruppi*; gli elementi che sono nello stesso gruppo hanno proprietà chimiche comuni: per esempio, gli elementi del primo gruppo reagiscono violentemente con l'acqua;
- ci sono otto *gruppi principali*, indicati con numeri romani (I, Il, III, IV, V, VI, VII, VIII); al numero romano corrisponde il numero degli elettroni di valenza degli elementi del gruppo;
- le righe orizzontali formano sette *periodi*; il numero di ciascun periodo indica il livello energetico degli elettroni di valenza degli elementi del periodo;
- gli elementi dal numero 57 al 71 fanno parte di un insieme omogeneo per proprietà chimiche, detto dei *lantànidi* (o) *terre rare*, che sono perciò raggruppati in una sola casella; così accade anche per gli elementi da 89 a 103, che formano la serie degli *attìnidi*;

Tabella 12: Struttura elettronica degli elementi dei primi tre periodi secondo Lewis.

Gruppo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
primo periodo	H•							He:
secondo periodo	Li•	Be:	B•	•C•	•N•	:O•	:F:	:Ne:
terzo periodo	Na•	Mg:	Al•	•Si•	•P•	:S•	:Cl:	:Ar:

- al centro ci sono gli *elementi di transizione*, le cui proprietà chimico-fisiche sono molto simili, tanto che è difficile separarli;
- tutti gli elementi successivi all'uranio (U, $Z = 92$) sono artificiali.

3.2.1 Conseguenze del modello atomico a strati

I livelli energetici degli elettroni di valenza corrispondono esattamente ai periodi del sistema periodico.

Gli elettroni di valenza determinano il comportamento chimico (il numero di legami chimici, per esempio) dell'elemento: gli elementi che hanno lo stesso numero di elettroni di valenza hanno proprietà chimiche simili e si trovano sullo gruppo. Per esempio, tutti gli elementi del primo gruppo, che reagiscono violentemente con l'acqua, hanno atomi con un solo elettrone di valenza.

Simboli di Lewis

I *simboli di Lewis* (dal nome del chimico statunitense Gilbert Lewis) permettono di indicare in modo semplice gli elettroni di valenza dei vari elementi. Si scrive il simbolo dell'elemento considerato, con intorno tanti puntini quanti sono gli elettroni di valenza.

Usiamo i simboli di Lewis solo per gli atomi che hanno elettroni di valenza nei sottolivelli s oppure p. La tabella 12 mostra come si scrivono gli elementi del primo, secondo e terzo periodo. Il numero di puntini corrisponde al gruppo di appartenenza: gli elementi del gruppo I hanno infatti un elettrone di valenza, quelli del gruppo II ne hanno due, e così via fino al gruppo VIII, che ne ha otto. L'unica eccezione è costituita dall'elio, che ha due elettroni in tutto.

3.2.2 Proprietà periodiche

Alcune proprietà atomiche variano periodicamente. Le principali sono l'*energia di ionizzazione* e l'*affinità elettronica*.

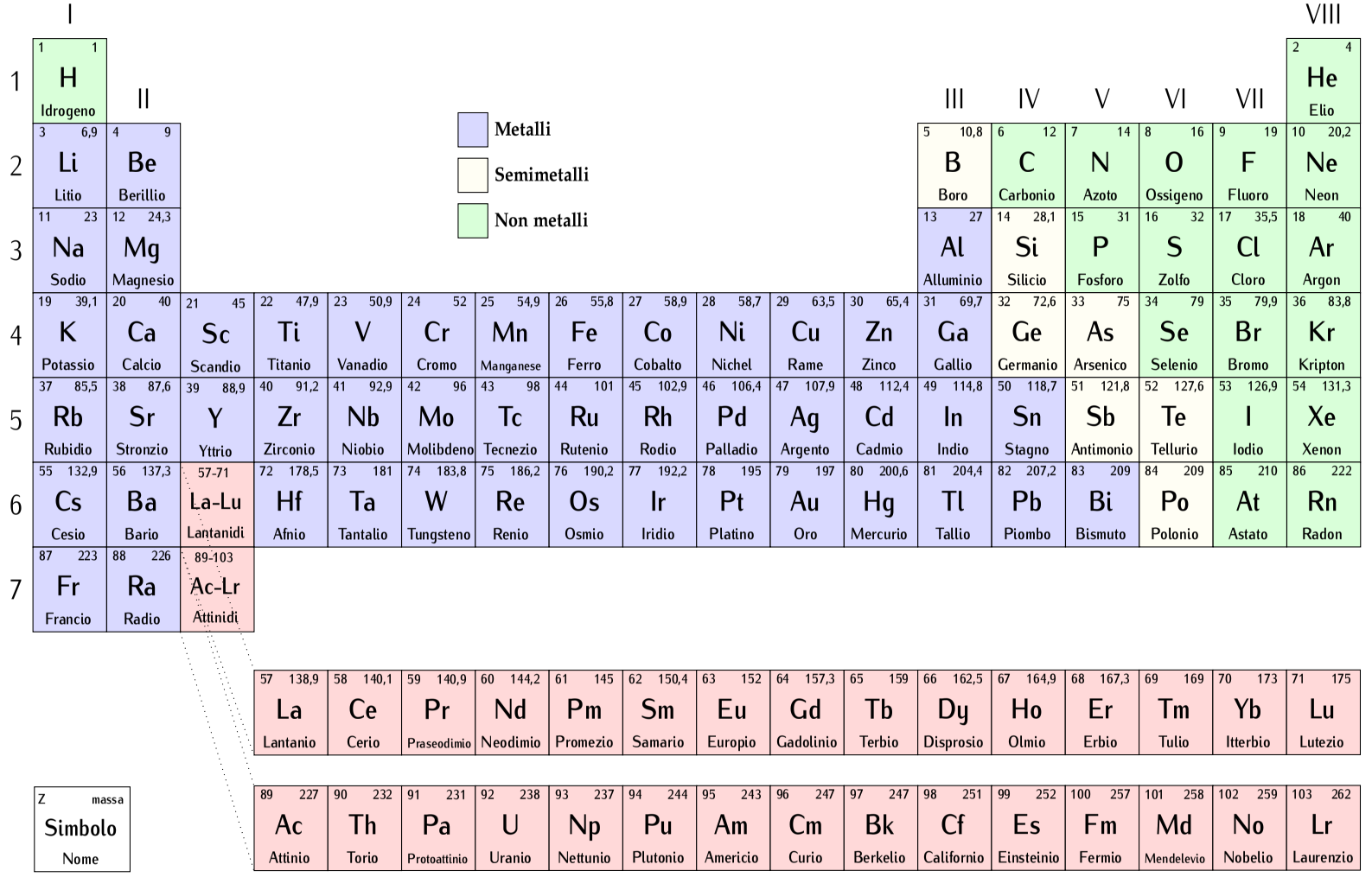


Figura 75: Tavola periodica

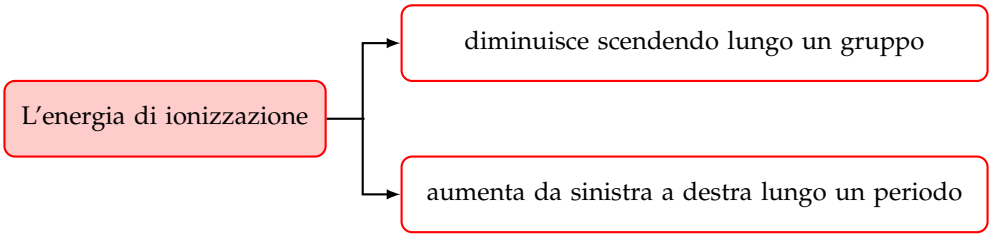


Figura 76: Energia di ionizzazione

Energia di ionizzazione

Definizione 37. L'*energia di ionizzazione* di un atomo è l'energia necessaria per strappargli un elettrone.

In formule, se X è un atomo:

$$\mathrm{X} + \textbf{energia di ionizzazione} \longrightarrow \mathrm{X^+} + \mathrm{e^-}$$

Per l'atomo di sodio, per esempio, il processo si schematizza così:

$$\mathrm{Na(s)} + 500\,\mathrm{kJ/mol} \longrightarrow \mathrm{Na^+(s)} + \mathrm{e^-}$$

L'energia di ionizzazione, che si misura in kJ/mol, *diminuisce* scendendo lungo un gruppo perché gli elettroni esterni, più lontani dal nucleo, sono facilmente estraibili; spostandosi da sinistra verso destra lungo un periodo, invece, l'energia di ionizzazione *aumenta*, perché aumenta la carica nucleare e gli elettroni sono più trattenuti (figura 76).

La figura 77 mostra le energie di ionizzazione degli elementi quando si trovano allo stato gassoso.

3.2.3 Affinità elettronica

Per strappare un elettrone da un atomo bisogna fornirgli energia. Se l'atomo cattura un elettrone, invece, libera energia.

Definizione 38. L'*affinità elettronica* è l'energia liberata da un atomo quando cattura un elettrone.

In formule, se X è un atomo:

$$\mathrm{X} + \mathrm{e^-} \longrightarrow \mathrm{X^-} + \textbf{affinità elettronica}$$

Per l'atomo di cloro, per esempio, il processo si schematizza così:

$$\mathrm{Cl(g)} + \mathrm{e^-} \longrightarrow \mathrm{Cl^-} + 350\,\mathrm{kJ/mol}$$

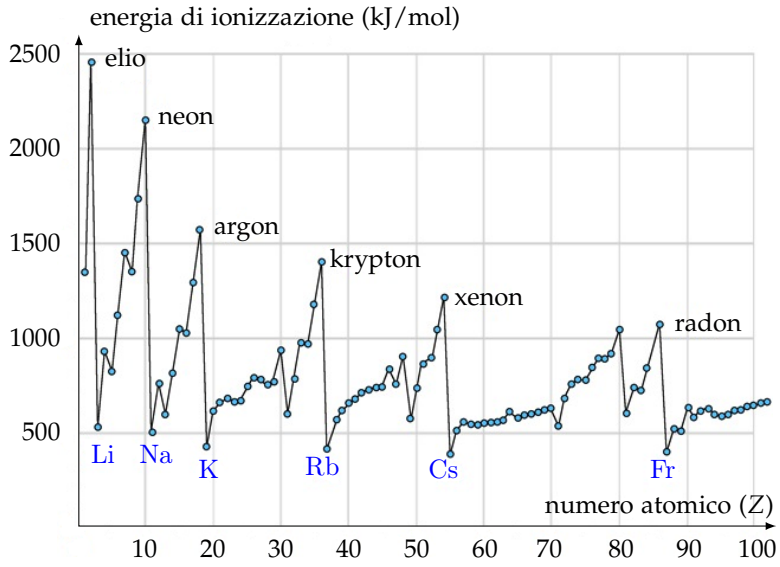


Figura 77: Energia di ionizzazione

L'affinità elettronica, che si misura in kJ/mol, segue lo stesso andamento generale dell'energia di ionizzazione: diminuisce lungo un gruppo e aumenta lungo un periodo (figura 78).

In particolare:

- i *metalli alcalini* (gruppo I) hanno i valori di energia di ionizzazione minori perché hanno un solo elettrone nello strato più esterno (sottolivello *s*), che perdono facilmente, diventando ioni positivi.

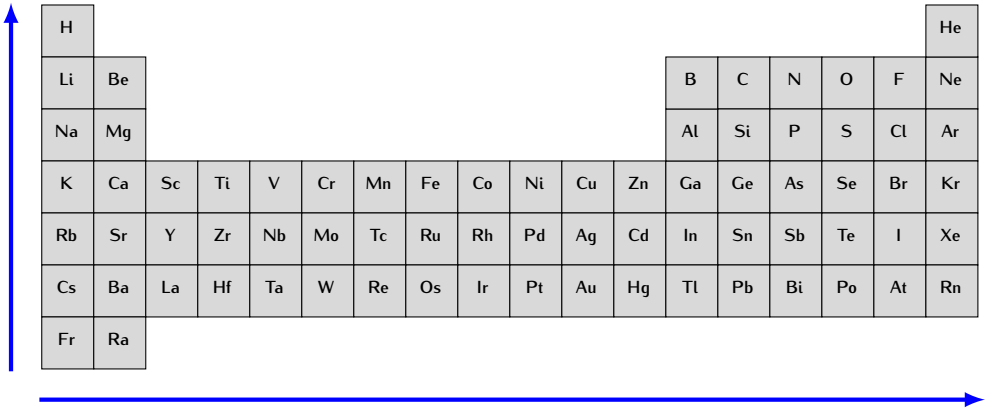


Figura 78: Andamento dell'energia di ionizzazione e dell'affinità elettronica nella tavola periodica

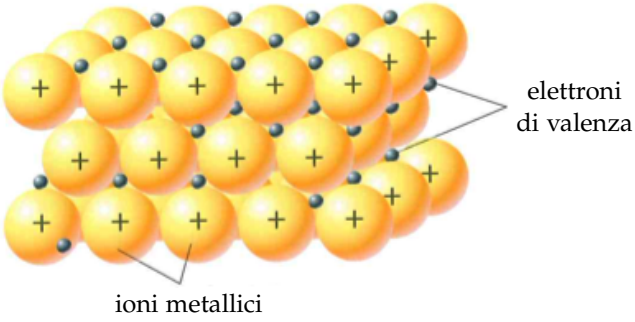


Figura 79: Struttura microscopica di un metallo

- i *metalli alcalino-terrosi* (gruppo II) tendono a perdere due elettroni e a formare ioni con due cariche positive;
- gli *alogeni* (gruppo VII) tendono ad acquistare un elettrone, diventando ioni negativi;
- i *gas nobili* (VIII gruppo) hanno i valori di energia di ionizzazione maggiori per la loro configurazione elettronica *a guscio completo*;

3.2.4 Metalli, non metalli e semimetalli

In base alle loro proprietà chimiche e fisiche, gli elementi si possono classificare in tre famiglie: i *metalli* (i più numerosi), i *non metalli* e i *semimetalli*.

Metalli

I *metalli* occupano la parte sinistra e quella centrale della tavola periodica. A temperatura ambiente sono in genere solidi, duri e lucenti. Sono buoni conduttori di calore ed elettricità, sono malleabili (cioè si possono stendere in lamine sottili) e duttili (cioè si possono stirare in fili sottili).

Un solo metallo è liquido a temperatura ambiente: il mercurio (Hg). Gli altri hanno temperature di fusione che vanno dai circa 30 °C di cesio e gallio ai circa 3400 °C del tungsteno, elemento con cui si fabbricavano i filamenti delle lampadine.

Le proprietà fisiche dei metalli dipendono dai legami chimici tra gli atomi: nello stato solido, gli ioni metallici positivi occupano posizioni fisse (rappresentano lo "scheletro dell'edificio"), mentre gli elettroni di valenza si muovono liberamente da un atomo all'altro (figura 79), conferendogli le proprietà di conducibilità termica ed elettrica.

Non metalli

I *non metalli* occupano la parte destra in alto della tavola periodica (tranne l'idrogeno, che è in alto a sinistra). Hanno caratteristiche fisiche opposte a quelle dei metalli: sono cattivi conduttori di calore ed elettricità, non sono né malleabili né duttili.

A temperatura e pressione ambientali esistono in tutti gli stati di aggregazione: possono essere allo stato gassoso (come l'ossigeno e l'azoto), liquido (come il bromo) o solido (come il carbonio e lo zolfo). Allo stato solido, in genere sono friabili e la loro superficie è opaca.

Semimetalli

I *semimetalli* hanno proprietà intermedie fra quelle dei metalli e dei non metalli. Nella tavola periodica si trovano tra i metalli e i non metalli, lungo una linea immaginaria che unisce il boro con il polonio.

I semimetalli (il silicio e il germanio, per esempio), se presentano impurezze di altri elementi a loro vicini nella tavola periodica, sono *semiconduttori*: hanno cioè una conducibilità termica ed elettrica intermedia tra i conduttori e gli isolanti. Come tali si usano nei transistor e nei circuiti integrati, che sono alla base del funzionamento dei moderni computer.

3.3 LEGAME CHIMICO

Le molecole sono le unità fondamentali che costituiscono i composti chimici. Una molecola è un aggregato elettricamente neutro di atomi, tenuti insieme da forze chiamate genericamente *legami*.

3.3.1 Perché si formano i legami chimici?

Perché due atomi si legano fra loro? Proprio come accade per una coppia umana, due atomi possono stare insieme per diverse ragioni: nel caso umano per amore, per interessi condivisi o semplicemente per abitudine. Nel caso degli atomi la situazione è più semplice, perché tutti i tipi di legame situati all'interno delle molecole (detti *legami intramolecolari*) si formano perché l'energia della molecola è inferiore a quella dei due atomi isolati.

Definizione 39. L'*energia di legame* è l'energia per mole necessaria a rompere un dato legame.

Un molecola è tanto più stabile quanto maggiore è la sua energia di legame. Un legame chimico tra due atomi si forma solo quando i loro nuclei sono sufficien-

temente vicini; alla formazione del legame sono interessati per primi gli elettroni più esterni dei due atomi.

3.3.2 Legame covalente

Il legame covalente è quello più diffuso nei composti esistenti in natura.

Definizione 40. Il *legame covalente* si forma quando due atomi mettono in comune una o più coppie di elettroni.

Il primo a darne un'interpretazione elettronica fu il chimico statunitense Gilbert Lewis. Osservando il gruppo dei gas nobili Lewis notò che, a parte l'elio il cui livello più esterno è costituito da due elettroni, per tutti gli altri cinque gas il livello esterno presentava sempre otto elettroni ($s^2\,p^6$). Lewis attribuì la stabilità chimica di questi gas al loro *ottetto elettronico* esterno e ipotizzò che gli altri elementi, che non presentano la stessa configurazione elettronica esterna, tendono a realizzarla *condividendo* elettroni tra loro. Il legame covalente nasce quindi dalla condivisione da parte di due atomi di una o più coppie di elettroni di valenza. In questo modo, entrambi gli atomi realizzano l'ottetto di stabilità, se tali elettroni vengono conteggiati per ciascuno degli atomi collegati.

Legame covalente semplice

L'esempio più immediato di condivisione di elettroni è quello della molecola dell'idrogeno H_2:

$$H\bullet + \bullet H \longrightarrow H{:}H \text{ oppure } H-H$$

I due elettroni condivisi dai due atomi, ruotando contemporaneamente intorno al proprio nucleo e attorno a quello dell'atomo compagno, realizzano un legame stabile, perché in questo modo i due atomi di idrogeno raggiungono la configurazione del gas nobile più vicino (l'elio).

Un altro esempio è fornito dalla molecola di cloro Cl_2: in essa entrambi gli atomi realizzano l'ottetto di stabilità del gas nobile più vicino (l'argon), condividendo una coppia di elettroni:

$$:\!\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}}\!: + :\!\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}}\!: \longrightarrow :\!\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}}\!:\!\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}}\!: \text{ oppure } Cl-Cl$$

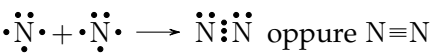
Nei casi appena considerati la coppia di elettroni condivisi è una sola e dà luogo a un *legame semplice*.

Legami covalenti multipli

Non così accade per le molecole di ossigeno O_2 e di azoto N_2, in cui si hanno rispettivamente *due coppie* e *tre coppie* di elettroni in comune tra i due atomi e si ha

quindi la formazione rispettivamente di un *legame doppio* e di un *legame triplo*. Nel caso dell'ossigeno O_2 all'atomo di ossigeno mancano due elettroni per realizzare la struttura stabile del neon e perciò:

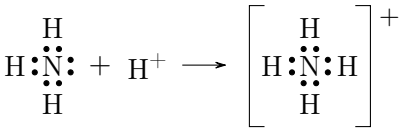
mentre nel caso dell'azoto N_2 all'atomo di azoto mancano tre elettroni per realizzare la struttura stabile del neon e perciò:



Legame covalente dativo

Alcuni composti presentano un particolare tipo di legame covalente in cui la coppia elettronica di legame è fornita da un solo atomo chiamato *datore*; questa coppia di elettroni viene condivisa con l'altro atomo, detto *accettore*. Questo legame è detto *legame covalente dativo*.

Per esempio, lo ione ammonio NH_4^+ si forma da una molecola di ammoniaca (NH_3) e da uno ione idrogeno H^+: gli elettroni condivisi sono dell'azoto.

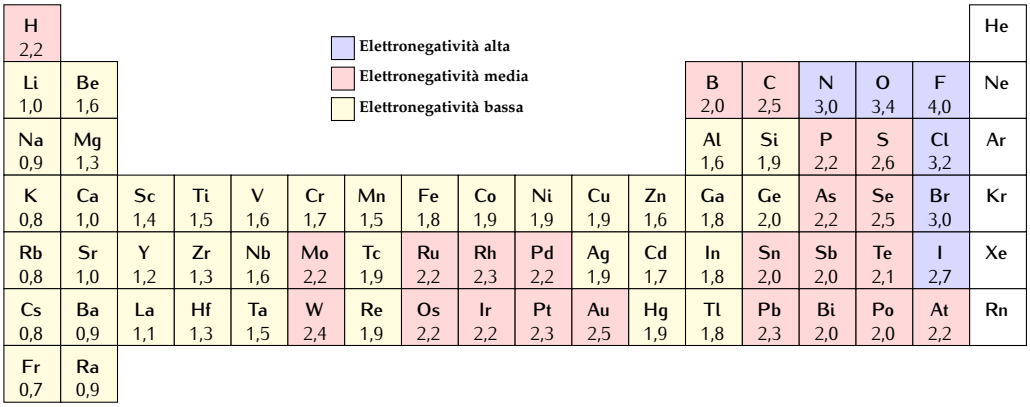


3.3.3 Elettronegatività e natura del legame

Finora ci siamo limitati a considerare come due atomi possano legarsi, sfruttando i loro elettroni di valenza per realizzare l'ottetto stabile dei gas nobili, senza considerarne le proprietà energetiche. In realtà tra i due atomi si scatena una "contesa" per la "conquista della stabilità", che ha esiti diversi a seconda delle loro caratteristiche energetiche. Il fine di questa "lotta" è il possesso della coppia elettronica di legame. Introduciamo un concetto nuovo, che permette di prevedere la natura del legame chimico che si stabilisce tra due atomi: l'*elettronegatività*.

Definizione 41. L'*elettronegatività* è la capacità che un atomo ha di attrarre a sé la coppia di elettroni di legame.

L'elettronegatività (figura 80) varia da un minimo di 0,7 (francio) a un massimo di 4 (fluoro). L'utilità di questa grandezza deriva dal fatto che quando due atomi si legano apportano ciascuno la propria elettronegatività. Calcolarne la differenza (Δe) significa risalire alla natura del legame chimico formatosi. Il valore di Δe determina non solo il *tipo* di legame, ma permette anche di prevedere alcune caratteristiche fisiche degli aggregati atomici che si formano.



H 2,2																	He
Li 1,0	Be 1,6											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,4	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,3											Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2	Ar
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,4	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,7	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,5	Br 3,0	Kr
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,3	Nb 1,6	Mo 2,2	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,3	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,0	Te 2,1	I 2,7	Xe
Cs 0,8	Ba 0,9	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,4	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,3	Au 2,5	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 2,3	Bi 2,0	Po 2,0	At 2,2	Rn
Fr 0,7	Ra 0,9																

Figura 80: Elettronegatività

Legame covalente puro

Il *legame covalente puro* si stabilisce tra due atomi *uguali*, cioè con le stesse caratteristiche energetiche e la stessa elettronegatività. Ciò significa che nella contesa per la coppia elettronica di legame da parte dei due atomi non c'è né un "vincitore" né un "vinto": la coppia di legame è condivisa in ugual misura dai due atomi. Tutte le molecole biatomiche formate da atomi uguali sono tenute insieme da uno o più legami covalenti puri. Per esempio: $\mathrm{H{-}H}$, $\mathrm{Cl{-}Cl}$, $\mathrm{O{=}O}$, $\mathrm{N{\equiv}N}$, eccetera.

Legame covalente polare

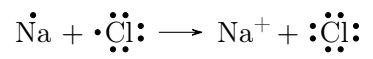
Il *legame covalente polare* si stabilisce tra due atomi che hanno una differenza Δe di elettronegatività maggiore di zero e minore o uguale a 1,9.

Consideriamo per esempio la molecola biatomica dell'acido cloridrico (HCl). In questo caso la coppia di elettroni di legame non è *ugualmente condivisa* tra idrogeno e cloro. Infatti $\Delta e = 3{,}2 - 2{,}2 = 1{,}0$ che è un valore maggiore di zero ma minore di 1,9. La coppia di elettroni di legame è molto più addossata al cloro di quanto non lo sia all'idrogeno: l'idrogeno sta *quasi* per perdere il proprio elettrone, diventando *quasi* uno ione $\mathrm{H^+}$, e il cloro sta *quasi* per strappaglielo, diventando *quasi* uno ione $\mathrm{Cl^-}$. Nella lotta per la conquista della coppia elettronica di legame non c'è né un vero "vincitore" né un vero "vinto", ma *quasi*. La molecola ottenuta ha caratteristiche paragonabili a quelle di un *dipolo elettrico*, in cui si ha una separazione tra cariche di segno opposto.

Esempi di molecole tenute insieme da legami covalenti polari sono anche l'acqua ($\mathrm{H_2O}$), l'ammoniaca ($\mathrm{NH_3}$), l'anidride carbonica ($\mathrm{CO_2}$) e il metano ($\mathrm{CH_4}$).

3.3.4 Legame ionico

Il *legame ionico* si stabilisce tra due atomi che hanno una differenza Δe di elettronegatività superiore a 1,9. Consideriamo per esempio il cloruro di sodio ($NaCl$). In questo caso le caratteristiche energetiche dei due atomi in gioco sono nettamente diverse. Infatti $\Delta e = 3{,}2 - 0{,}9 = 2{,}1 > 2{,}3$. Nella "contesa" per la coppia di elettroni di legame c'è un "vincitore", Cl, e un "vinto", Na. L'elettronegatività di Cl è così grande rispetto a quella di Na da lasciarlo privo del suo elettrone di legame:



Il cloro realizza così la struttura dell'argo e il sodio quella del neon. Si sono formati *due ioni di segno opposto* tra cui si esercita una reciproca forza di attrazione elettrostatica. Ogni ione Na^+ si circonda di sei ioni Cl^- (nelle tre direzioni dello spazio), generando un reticolo cristallino cubico.

3.3.5 Legame metallico

Gli atomi che costituiscono un metallo sono tenuti insieme da un tipo di legame chiamato *legame metallico*. In un metallo gli atomi perdono i loro elettroni di valenza trasformandosi in *cationi* (ioni positivi). Gli ioni si "impacchettano" nel miglior modo possibile, creando strutture geometriche ben definite. Gli elettroni di valenza non appartengono più ai singoli atomi, ma sono liberi di muoversi tra i vari cationi. Un cristallo metallico è quindi costituito da un reticolo di ioni positivi immersi in un mare di elettroni che ne costituiscono l'elemento legante (figura 79). Ecco spiegate alcune proprietà dei metalli: sono buoni conduttori (perché gli elettroni sono liberi di muoversi all'interno del reticolo cristallino), sono malleabili e duttili (perché gli elettroni mobili permettono agli ioni positivi del metallo di "scivolare" gli uni sugli altri, senza compromettere la compattezza della struttura).

3.3.6 Legami intermolecolari

Se ci fossero solo legami situati all'interno delle molecole (i *legami intramolecolari*), queste ultime sarebbero indipendenti le une dalle altre, e ci sarebbe un solo stato di aggregazione: lo stato aeriforme. Poiché ciò non corrisponde alla realtà, oltre ai legami intramolecolari devono essercene altri tra molecola e molecola, detti *legami intermolecolari*, che permettono l'esistenza della materia come la conosciamo.

I legami intermolecolari hanno natura elettrostatica. Anche se le energie coinvolte in queste interazioni sono molto minori rispetto a quelle in gioco nei legami intramolecolari, i legami intermolecolari sono fondamentali: determinano, fra l'altro, alcune caratteristiche delle sostanze, come la temperatura di fusione o di ebollizione, stabilendo quindi in quale stato fisico si presentano a temperatura ambiente. Un'elevata forza tra le molecole di una sostanza (è il caso dell'acqua, per esempio)

(a) La molecola di CO_2 è *apolare*: la distribuzione delle cariche è simmetrica.

(b) La molecola di H_2O è *polare*: la distribuzione delle cariche è asimmetrica.

Figura 81: Molecole polari e apolari

fa sì che le temperature di fusione e di ebollizione siano relativamente alte, perché ci vuole molta energia per rompere questi legami.

3.3.7 Molecole polari e apolari

Le molecole sono particelle *elettricamente neutre*: all'interno di ciascuna molecola la carica positiva totale è esattamente uguale a quella negativa. Tuttavia, anche se ci si limitiamo a considerare la solubilità delle sostanze, osserviamo grandi differenze: per esempio, l'acqua scioglie lo zucchero ma non l'olio, mentre la benzina scioglie l'olio ma non lo zucchero. Queste differenze si spiegano tenendo conto della *polarità* delle molecole, una proprietà che dipende da due caratteristiche: il tipo di legami fra gli atomi della molecola e la sua forma geometrica.

Nella molecola di ossigeno O_2, per esempio, gli atomi sono uguali, e così pure i nuclei positivi e il numero di elettroni di ciascun atomo; inoltre gli elettroni di legame si muovono in una zona situata esattamente a metà tra i due nuclei, per cui il centro delle cariche negative coincide con il centro delle cariche positive. Le molecole di questo tipo sono dette *apolari*. Invece le molecole (come quelle dell'acido cloridrico HCl) la cui carica è distribuita in modo asimmetrico e che quindi hanno al loro interno due distinte polarità sono dette *polari* (figura 81).

La polarità spiega la solubilità dei soluti in certi solventi. La regola base è che *il simile scioglie il simile*: i solventi non polari (come la benzina) sciolgono sostanze non polari (come l'olio), mentre i solventi polari (come l'acqua) sciolgono sostanze polari (come lo zucchero).

3.4 ESERCIZI

Chi non risolve esercizi
non impara la chimica.

Atomo nucleare

1 Vero o falso?

a. La carica elettrica di un protone è sempre uguale a quella di un neutrone. V F

b. La massa di un neutrone è identica a quella di un protone. V F

c. La carica del protone è diversa a seconda dell'elemento considerato. V F

d. La carica elettrica di un protone è di segno opposto a quella di un elettrone. V F

e. La carica elettrica di un elettrone è molto più piccola di quella di un protone. V F

f. La massa di un protone è molto più grande di quella di un elettrone. V F

g. La massa di un elettrone è circa 1840 volte più grande di quella di un protone. V F

h. Il numero atomico si indica con la lettera Z. V F

i. La notazione convenzionale per l'isotopo 23 del sodio è $^{11}_{23}\mathrm{Na}$. V F

j. Il neutrone ha una massa circa uguale a quella dell'elettrone. V F

k. Il numero di massa è la somma del numero dei protoni e del numero dei neutroni. V F

l. L'isotopo 12 del carbonio ha 6 neutroni nel nucleo. V F

[5 affermazioni vere e 7 false]

2 Quali particelle costituiscono il nucleo dell'atomo? Qual è la particella subatomica che ha massa maggiore? E qual è quella che ha carica elettrica maggiore?

3 Da quali particelle dipende essenzialmente la massa dell'atomo? Che cosa sono il numero atomico e il numero di massa? Come si indicano? Che cosa sono gli isotopi?

4 Perché $^{16}\mathrm{O}$ e $^{18}\mathrm{O}$ hanno proprietà chimiche essenzialmente identiche?

5 Identifica il seguente elemento:

$$^{63}_{30}\mathrm{X}$$

e determinane il numero di protoni, di neutroni e di elettroni.

6 Completa la tabella seguente.

Atomo	$^{79}\mathrm{Se}$		
Protoni			56
Elettroni		35	56
Neutroni			
Numero di massa		80	137

7 Completa la tabella seguente.

Atomo	$^{29}_{14}$Si			Ni			$^{138}_{56}$Ba				
Z				28			56	7			
A			64		22	88			206	28	
Protoni		9				38		8			
Elettroni											10
Neutroni		10		34				10			8
Carica nucleare			30e	30e						14e	
Carica atomica	0	$-e$	0	0	0	$+2e$	0	0	$+2e$	0	

8 Nell'elenco seguente, al posto dei simboli degli elementi sono state usate delle lettere:

$$^{23}_{12}\text{A} \qquad ^{26}_{12}\text{B} \qquad ^{24}_{16}\text{C} \qquad ^{29}_{13}\text{D} \qquad ^{30}_{15}\text{E}$$

a. Usando la tavola periodica, stabilisci a quali elementi corrispondono le lettere.

b. Quanti isotopi dello stesso elemento sono indicati?

c. Quanti elementi diversi sono indicati?

d. Individua se ci sono due atomi con lo stesso numero di neutroni

9 Indica la risposta corretta.

a. Quale tra le seguenti affermazioni riguardanti i protoni è *sbagliata*?

A hanno carica positiva

B sono presenti negli atomi di tutti gli elementi

C negli atomi neutri, sono in numero uguale agli elettroni

D si trovano nel nucleo, insieme con gli elettroni

b. Quale tra le seguenti affermazioni riguardanti gli elettroni è *sbagliata*?

A hanno carica negativa

B sono presenti negli atomi di tutti gli elementi

C negli atomi neutri, sono in numero uguale ai protoni

D hanno una massa di poco inferiore a quella dei neutroni

c. Due isotopi hanno:

A uguale massa ma diverse proprietà chimiche

B uguale numero di neutroni

C uguale numero atomico e diverso numero di massa

D uguale numero di massa

d. La massa di un neutrone:

A è circa uguale a quella dell'elettrone

B è circa uguale a quella del protone

C è circa uguale a quella di un atomo

D dipende dall'atomo in cui si trova

e. Un atomo ha 19 protoni, 20 neutroni e 19 elettroni. Allora:

A le cariche positive sono 20

B le cariche negative sono 19

C le cariche positive sono 39

D c'è una sola carica negativa

f. Il simbolo ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$ rappresenta un isotopo del carbonio con

A $A = 14$

B 14 neutroni

C $Z = 14$

D $A = 6$

g. Che cosa hanno in comune gli isotopi ferro-58 e cobalto-59?

A il numero di massa

B il numero di elettroni

C il numero di neutroni

D il numero di protoni

[1 risposta A, 2 B, 2 C e 2 D]

10 Qual è il numero massimo di elettroni nel secondo livello di energia? E nel terzo? [8; 18]

11 Qual è il numero di elettroni nel sottolivello $3p$ del calcio? [6]

12 Qual è la configurazione dell'azoto?

13 Un atomo contiene 25 elettroni. Qual è la sua configurazione elettronica?

14 Un atomo neutro ha la configurazione elettronica di $1s^2\,2s^2\,6p^2\,3s^2\,3p^2\,3s^2$? Qual è il numero totale di elettroni?

15 Il magnesio è costituito da tre isotopi aventi, rispettivamente, massa 24 u, 25 u, 26 u. Essi sono presenti in natura in misura del 79%, 10% e 11% in massa, rispettivamente. Qual è la massa atomica media del magnesio? [24,3]

16 Il neon è costituito essenzialmente da due isotopi aventi, rispettivamente, massa 20 u e 22 u. Essi sono presenti in natura in misura del 90%, e del 10% rispettivamente. Qual è la massa atomica media del neon? [20,2]

17 In natura l'argento è costituito di due isotopi, ^{107}Ag con massa atomica 107 u, e ^{109}Ag, con massa atomica 109 u. La massa atomica relativa dell'argento è 108. Determina le quantità relative dei due isotopi naturali. [50% ciascuno]

18 Il carbonio contiene il 99% di ^{12}C (massa atomica 12 u) e l'1% di ^{13}C (massa atomica 13 u). Calcola la massa atomica relativa media del carbonio. [12]

19 L'ossigeno naturale è costituito da tre isotopi: ossigeno-16 per il 99,76%, ossigeno 18 per lo 0,2%, ossigeno 17 per lo 0,04%. Qual è la massa atomica relativa dell'ossigeno? [16]

20 Indica la risposta corretta.

a. Un atomo ha 7 elettroni di valenza. Qual è la configurazione elettronica di questo elemento nello strato di valenza?

A $3s^1\,3p^5$ B $3s^2\,3p^3$ C $3s^2\,3p^2$ D $3s^2\,3p^5$

b. Il sottolivello a più bassa energia fra i seguenti è:

A $2p$ B $2s$ C $3d$ D $3s$

c. Il sottolivello $3d$ si riempie dopo il sottolivello:

A $4s$ B $3f$ C $5p$ D $6s$

d. Il sottolivello $3s$ si riempie subito prima del sottolivello:

A $2s$ B $2p$ C $3p$ D $3d$

e. Quale fra i seguenti ioni non contiene lo stesso numero di elettroni?

A As^{3-} B Br^{+} C Ge^{2-} D Kr^{2+}

f. Quale delle seguenti configurazioni elettroniche è sicuramente *sbagliata*?

A $1s^2\,2s^2\,2p^3$

B $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^1$

C $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$

D $1s^2\,2s^2\,2p^5\,3s^2$

g. Qual è la carica totale di uno ione che contiene 36 elettroni, 50 neutroni e 38 protoni?

A $2e$ B $36e$ C $38e$ D $50e$

[3 risposte A, 1 B, 1 C e 2 D]

21 Indica la risposta corretta.

a. Nell'isotopo ^{14}C del carbonio sono presenti:

A 6 protoni, 8 neutroni, 6 elettroni
C 8 protoni, 6 neutroni, 6 elettroni
B 6 protoni, 7 neutroni, 7 elettroni
D 7 protoni, 7 neutroni, 7 elettroni

b. Quanti elettroni può contenere al massimo il sottolivello 3*d* di un atomo?

A 2 B 4 C 8 D 10

c. Gli isotopi sono atomi con:

A uguale numero atomico e diverso numero di elettroni
B uguale numero atomico e uguale numero di massa
C diverso numero atomico e diverso numero di massa
D uguale numero atomico e diverso numero di massa

d. Gli isotopi carbonio-14 e carbonio-12 si distinguono perché il primo ha:

A due protoni in più
C due elettroni in più
B due neutroni in più
D due protoni in meno

e. Il numero di massa di un elemento è il numero:

A di protoni meno il numero di neutroni
B di protoni più il numero di neutroni
C dei neutroni dell'elemento
D dei protoni dell'elemento

f. Un elemento è costituito da atomi aventi:

A lo stesso numero di nucleoni
C lo stesso numero di protoni
B uguale numero di massa
D stesso numero di neutroni

g. Qual è la configurazione elettronica esterna del calcio?

A $2s^2$ B $3s^2$ C $4s^2$ D $5s^2$

[1 risposta A, 2 B, 2 C e 2 D]

Sistema periodico

22 Indica la risposta corretta.

a. Quale atomo ha un solo sottolivello che è completamente occupato?

A calcio B elio C bromo D ossigeno

b. La configurazione elettronica seguente $1s^2\,2s^2\,2p^5$ appartiene a:

A calcio B ossigeno C silicio D fluoro

c. La configurazione elettronica $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^1$ appartiene a:

A zolfo B alluminio C fosforo D boro

d. Quale dei seguenti elementi è un metallo?

A fluoro B zolfo C stagno D cloro

e. La configurazione elettronica $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^3$ appartiene a:

A nichel B rame C lantanio D vanadio

f. Quale tra le seguenti configurazioni elettroniche appartiene allo ione K^+?

A $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$

B $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^{10}\,4s^1$

C $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$

D $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3d^{10}\,3p^6$

g. Un elemento ha 35 protoni. L'elemento è:

A il bromo B il mercurio C il tungsteno D l'antimonio

[1 risposta A, 2 B, 2 C e 2 D]

23 Indica la risposta corretta.

a. Quale terna di elementi ha uguale numero di elettroni sul guscio di valenza?

A Si, P, S B Li, Be, Mg C Ge, As, Se D B, Al, Ga

b. Lo ione Br^- ha la stessa configurazione elettronica di:

A S^{2-} B Ca^{2+} C Se^{2-} D Cs^+

c. Un atomo ha configurazione elettronica $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$. Allora:

A ha numero atomico maggiore del silicio

B ha numero atomico minore del neon

C ha numero atomico maggiore dell'elio

E ha undici elettroni esterni

d. Quale affermazione, riguardante i metalli alcalini, è *sbagliata*?

A donano facilmente elettroni

B hanno due elettroni nel sottolivello *s* più esterno

C hanno basse temperature di fusione

D reagiscono con l'ossigeno

e. Qual è la coppia di metalli alcalini fra i seguenti elementi?

A elio e argo B litio e sodio C cloro e neon D cloro e fluoro

f. Quale atomo ha la tendenza maggiore a formare ioni positivi?

A Li B S C F D O

g. Quale elemento è un non metallo?

A tellurio B tantalio C germanio D iodio

[1 risposta A, 2 B, 2 C e 2 D]

24 Qual è il nome dell'elemento del V gruppo appartenente al periodo 6? Qual è il nome dell'elemento del VI gruppo appartenente al periodo 4?

25 Un elemento ha configurazione elettronica $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$. A quale periodo e a quale gruppo appartiene?

26 Scrivi il simbolo di Lewis dell'elemento che ha $Z = 8$.

27 Scrivi il simbolo di Lewis del sodio e del cloro.

28 Scrivi la definizione di elettronegatività e spiega come varia all'interno della tavola periodica.

29 Con l'aiuto della tavola periodica scrivi il simbolo di ognuno degli elementi seguenti e stabilisci se si tratta di metallo, di non metallo o di semimetallo:

a. manganese **c.** cromo **e.** afnio **g.** argon

b. bromo **d.** germanio **f.** selenio **h.** uranio

30 Elenca il maggior numero di proprietà che possono permetterti di distinguere fra argento e alluminio.

31 Localizza sulla tavola periodica ciascuno degli elementi seguenti e stabilisci se si tratta di un metallo, di un non metallo o di un semimetallo:

K Kr S Sb C Ca

32 Scrivi il simbolo appropriato di ciascuno dei seguenti atomi:

a. carbonio-12 **c.** ossigeno-16 **e.** silicio-29 **g.** argento-107

b. carbonio-14 **d.** cloro-35 **f.** potassio-39 **h.** argento-109

33 Un atomo di cloro (Cl) ha diametro di $200 \cdot 10^{-12}$ m. Quanti atomi di cloro riuscirebbero ad allinearsi sul diametro di una moneta di 1 euro, che vale 23 mm?

34 L'atomo dell'iridio (Ir) ha un diametro di $270 \cdot 10^{-12}$ m. Quanti atomi di iridio ci vorrebbero, allineati regolarmente, per formare una linea lunga 1 cm?

35 Indica il numero di protoni, neutroni ed elettroni presenti in ciascuno dei seguenti atomi:

^{13}C ^{55}Mn ^{97}Mo ^{6}Li ^{57}Fe ^{27}Al ^{19}F

36 Stabilisci quali coppie, nell'ambito dei gruppi seguenti di elementi, dovrebbero assomigliarsi di più sotto l'aspetto chimico:

a. Ca, Si, I, P, Sr, Se **b.** Mg, Al, S, I, Sb, Ga

37 Indica la differenza che c'è tra i termini delle coppie seguenti:

a. numero atomico e numero di massa **c.** protone e neutrone

b. metallo e non metallo **d.** ione e atomo

38 Quale elemento ha numero atomico 12, ha 8 neutroni e 6 elettroni?

39 Un isotopo contiene 6 protoni e 7 neutroni. Di quale elemento si tratta? Qual è la sua massa atomica relativa?

40 Indica la risposta corretta.

a. Qual è il simbolo dell'azoto?

A A B Az C N D Na

b. Qual è il simbolo del tungsteno?

A T B Tu C Ts D W

c. Qual è la massa atomica dell'idrogeno?

A 1 B 2 C 3 D 4

d. Qual è il numero atomico del ferro?

A 12 B 26 C 36 D 44

e. Quale dei seguenti *non* è un elemento di transizione?

A Cu B Tc C Hg D Bi

f. In un periodo, l'energia di ionizzazione:

A diminuisce da sinistra a destra
B cresce da sinistra a destra
C rimane costante
D varia senza un preciso andamento

g. In un gruppo, l'affinità elettronica:

A diminuisce dall'alto verso il basso
B cresce dall'alto verso il basso
C rimane costante
D varia senza un preciso andamento

[2 risposte A, 2 B, 1 C e 2 D]

41 Determina l'elemento (o gli elementi) che corrispondono a ciascuna delle descrizioni seguenti:

a. metallo alcalino con due elettroni di valenza $5s$

b. elemento dotato dell'affinità elettronica più grande

c. elemento con il sottolivello $4p$ semipieno

d. elemento dotato della minima energia di ionizzazione

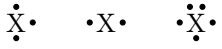
e. tutti gli elementi che non hanno elettroni nel terzo livello energetico

42 Qual è il minimo valore del numero quantico principale n per cui possono esserci elettroni nel sottolivello f? Quanti elettroni occorrono per riempire il sottolivello f? Fa' un esempio di un elemento con un elettrone nel sottolivello f.

43 Scrivi la configurazione elettronica dei seguenti elementi:

Ge Ni B Kr In

44 Per ciascuno degli esempi seguenti indica il gruppo cui l'elemento appartiene:



45 Scrivi i simboli di Lewis corrispondenti a ognuno dei seguenti elementi:

a. zolfo (S) **b.** scandio (Sc) **c.** silicio (Si) **d.** argon (Ar)

46 Indica, nell'ambito di ciascuna delle coppie seguenti, l'elemento dotato di maggiore energia di ionizzazione e di maggiore affinità elettronica:

a. P, Cl **b.** Al, Ga **c.** Cs, La **d.** La, Hf

Giustifica la tua risposta in base alla posizione dell'elemento nella tavola periodica.

47 Indica quanti protoni, neutroni ed elettroni sono presenti nei seguenti isotopi:

^{12}C ^{14}C ^{15}N ^{206}Pb ^{235}U

48 Determina la carica nucleare e il numero di elettroni nei seguenti atomi:

$^{29}_{14}Si$ $^{52}_{24}Cr$ $^{58}_{28}Ni$ $^{61}_{28}Ni$

49 Indica tra i seguenti atomi quali sono isotopi:

a. un atomo con 8 protoni e 9 neutroni

b. un atomo con numero atomico 7 e numero di massa 14

c. un atomo con 7 protoni e 8 neutroni

d. un atomo con numero atomico 8 e numero di massa 18

e. un atomo con numero atomico 16 e 18 neutroni

50 Identifica gli elementi che hanno la seguente configurazione elettronica:

a. $1s^2\,2s^2\,2p^1$

b. $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^1$

c. $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^6$

d. $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^1$

51 Scrivi la configurazione elettronica dei seguenti elementi:

Ca Fe S Zn Br

52 Indica la risposta corretta.

a. I gas nobili non sono reattivi perché:

A lo strato più esterno è completamente occupato dagli elettroni

B sono presenti allo stato monoatomico

C hanno pochi elettroni nello strato esterno

D non reagiscono con gli acidi

b. Quale di queste coppie di elementi appartiene allo stesso gruppo della tavola periodica degli elementi?

A Ca e O B Na e Cl C K e Ca D Ca e Mg

c. Nella tavola periodica degli elementi l'energia di ionizzazione dall'alto in basso lungo un gruppo:

A cala solo nel primo gruppo

B cresce progressivamente

C resta invariata

D decresce progressivamente

d. Elementi che hanno lo stesso numero di elettroni nella configurazione elettronica esterna:

A hanno la stessa energia di ionizzazione

B hanno la stessa affinità elettronica

C fanno parte dello stesso gruppo della tavola periodica

D occupano lo stesso periodo della tavola periodica

e. I non metalli:

A sono cattivi conduttori di calore e di elettricità

B sono tutti incolori

C sono buoni conduttori di calore ma non di elettricità

D sono tutti gassosi

f. I metalli alcalino-terrosi hanno in comune:

A nessun elettrone nello strato più esterno

B un elettrone nello strato più esterno

C due elettroni nello strato più esterno

D tre elettroni nello strato più esterno

g. Quale dei seguenti elementi *non* è un metallo alcalino-terroso?

A Ca B Na C Ba D Mg

h. Indica quale dei seguenti elementi *non* è di transizione:

A Fe B Cu C As D Zn

i. Quale elemento *non* fa parte del gruppo dei metalli alcalini?

A Na B Mg C Li D Cs

j. Mg e Ca sono:

A alogeni

B metalli di transizione

C metalli del primo gruppo

D metalli del secondo gruppo

[2 risposte A, 2 B, 3 C e 3 D]

53 Vero o falso?

a. I metalli in genere sono lucenti e si presentano allo stato solido.

b. I metalli sono malleabili e duttili.

c. I metalli non sono buoni conduttori di calore e di elettricità.

d. I non metalli sono buoni conduttori di calore e di elettricità.

e. I non metalli in genere sono opachi e incolori.

[3 affermazioni vere e 2 false]

Legame chimico

54 Indica la risposta corretta.

a. Il legame covalente è polare quando:

A si forma tra atomi eguali

B si forma tra atomi con diversa elettronegatività

C richiede la compartecipazione di due coppie elettroniche

D si forma tra ioni

b. Indica il legame che si può stabilire tra un atomo di iodio (elettronegatività = 2,7) e uno di idrogeno (elettronegatività = 2,2):

A covalente polare

B ionico

C metallico

D dipolo-dipolo

c. Il legame covalente si forma quando due atomi:

A trasferiscono uno o più elettroni da un atomo a un altro

B mettono in comune tutti gli elettroni di valenza

C mettono in comune una o più coppie di elettroni

D mettono in comune tutti gli elettroni

d. Il legame ionico comporta che i composti che lo contengono:

A presentino molecole ben definite
C siano sempre liquidi
B non siano mai solidi
D formino un reticolo cristallino

e. Indica la coppia di elementi che possono legarsi con un legame ionico:

A Ca e F
B H e Cl
C H e O
D C e O

f. I due atomi di O nella molecola dell'ossigeno sono legati da:

A un legame covalente singolo
C due legami covalenti doppi
B un legame covalente doppio
D un legame ionico

g. La regola dell'ottetto afferma che un atomo è stabile quando:

A ha 8 protoni
C ha 8 elettroni nel livello più esterno
B ha 6 elettroni nel livello più esterno
D è neutro

[2 risposte A, 2 B, 2 C e 1 D]

55 Indica la risposta corretta.

a. Nella molecola H_2, i due atomi sono uniti da un legame:

A covalente
B ionico
C dativo
D a idrogeno

b. Il legame covalente necessita di:

A trasferimento di elettroni tra atomi
C cessione di almeno due elettroni
B condivisione di elettroni tra atomi
D un metallo e un non metallo

c. Nella molecola HCl c'è un legame:

A a idrogeno
C covalente polare
B ionico
D covalente doppio

d. In un legame covalente puro gli elettroni sono distribuiti:

A in diversa misura tra atomi diversi
C in egual misura tra atomi diversi
B in diversa misura tra atomi uguali
D in egual misura tra atomi uguali

e. Il legame covalente polare si può formare tra:

A atomi con diversa elettronegatività

B atomi dello stesso elemento

C ioni con carica di segno opposto

D ioni con carica di segno uguale

[2 risposte A, 1 B, 1 C e 1 D]

A ETIMOLOGIE

I nomi degli elementi chimici riflettono la loro scoperta, che è interessante conoscere. Quest'appendice mostra le etimologie degli elementi chimici più diffusi.

Tabella 13: I nomi degli elementi e la loro origine

	Simbolo	Nome	Etimologia
1	H	idrogeno	Dal greco *hỳdor*, "acqua", e *ghennào*, "generare": "generatore d'acqua".
2	He	elio	Dal greco *hèlios*, "sole"; prima di essere isolato, l'elemento era stato individuato nello spettro della luce solare.
3	Li	litio	Dal greco *lìthos*, "pietra", in quanto i relativi minerali hanno un aspetto pietroso.
4	Be	berillio	Dal greco *bèryllos*, "berillo", nome di una pietra preziosa di colore verdeazzurro.
5	B	boro	Dal francese *bore*, che deriva dal latino *borax*, "borace", composto in cui il boro si trova in abbondanza.
6	C	carbonio	Dal latino *carbo*, "carbone", formato in prevalenza da carbonio.
7	N	azoto	Dal greco *a-* (alfa privativo) e *zoè*, "vita": "senza vita", perché in un'atmosfera di azoto la vita non sarebbe possibile. Il simbolo deriva da "nitrogeno", dal greco *nìtron*, "salnitro", e *ghennào*, "generare": "generatore di salnitro".
8	O	ossigeno	Dal greco *oxỳs*, "acido", e *ghennào*, "generare": "generatore di acidi"; nome proposto da Antoine Lavoisier convinto, erroneamente, che l'ossigeno entrasse nella composizione di tutti gli acidi.
9	F	fluoro	Dal latino *fluere*, "scorrere";, perché i suoi minerali rendono più fluide le fusioni nell'industria metallurgica, ceramica e del vetro.
10	Ne	neon	Dal greco *nèos*, "nuovo", perché si trattava di "un nuovo gas" scoperto nell'aria.
11	Na	sodio	Dal latino *salsola soda*, nome della pianta da cui si ricava un suo composto, la soda; il simbolo deriva invece da *natrium*, nome latino della soda, che indica un lago (l'odierno Natron, in Tanzania) in cui essa abbonda.

Continua nella prossima pagina

Continua dalla pagina precedente

	Simbolo	Nome	Etimologia
12	Mg	magnesio	Da *Magnesia*, città della Grecia da cui proveniva la pietra omonima.
13	Al	alluminio	Dal latino *alumen*, "allume", composto in cui è contenuto.
14	Si	silicio	Dal latino *silex*, "selce", un minerale del silicio.
15	P	fosforo	Dal greco *phòs*, "luce", e *phèro*, "portare": "portatore di luce", per la sua caratteristica luminescenza.
16	S	zolfo	Dal latino *sulphur*, "zolfo".
17	Cl	cloro	Dal greco *khloròs*, "verde", per il suo colore.
18	Ar	argo(n)	Dal greco *a-* (alfa privativo) e *èrgon*, "lavoro": "inattivo", perché non reagisce con gli altri elementi.
19	K	potassio	Dall'inglese *pot*, "pentola", e *ash*, "cenere", perché anticamente si preparava bollendo ceneri vegetali in una pentola. Il simbolo K deriva dal nome latino *kalium*.
20	Ca	calcio	Dal latino *calx*, "calce", che ne è un composto.
21	Sc	scandio	Dal latino *Scandia*, "Scandinavia", perché fu isolato la prima volta da un minerale svedese.
22	Ti	titanio	Dal greco *titàn*, "titano", nome generico dei giganti mitologici figli di Urano (il Cielo) e Gea (la Terra); così denominato per la sua alta resistenza meccanica.
23	V	vanadio	Da *Vanadis*, dea della bellezza nella mitologia nordica; per la bellezza e la varietà di colori dei suoi composti.
24	Cr	cromo	Dal greco *khròma*, "colore", per i colori vivaci dei suoi composti.
25	Mn	manganese	Dal *Magnesia*, città della Grecia presso cui c'erano giacimenti di minerali contenenti manganese.
26	Fe	ferro	Dal latino *ferrum*, "ferro".
27	Co	cobalto	Dal greco *kòbalos*, "folletto", per la leggenda secondo cui i minatori pensavano di essere beffati da uno spirito quando al posto dell'argento trovano il cobalto.
28	Ni	nichel	Dal tedesco *Kupfernickel*, "rame del diavolo": quello che i minatori sostenevano non facesse trovare loro il rame.
29	Cu	rame	Dal latino *aeramen*, "rame"; il simbolo Cu deriva da *cuprum*, "Cipro", isola in cui si trova in abbondanza.
30	Zn	zinco	Dal tedesco *Zink*, "zinco", termine di origine incerta.

Continua nella prossima pagina

Continua dalla pagina precedente

	Simbolo	Nome	Etimologia
31	Ga	gallio	Dal latino *Gallium*, cognome latinizzato dello scopritore, il chimico francese Paul Lecoq de Boisbaudran. In francese infatti *le coq* significa "il gallo"; inoltre *Gallia*, in latino, è il nome dell'odierna Francia.
32	Ge	germanio	Dal latino *Germania*, "Germania", in onore del suo scopritore, il chimico tedesco Clemens Winkler.
33	As	arsenico	Dal greco *arsenikòn*, "maschio", nel senso di "ardito", per la sua azione sui metalli.
34	Se	selenio	Dal greco *selène*, "Luna", per la sua lucentezza.
35	Br	bromo	Dal greco *bròmos*, "cattivo odore", per il suo odore sgradevole.
36	Kr	kripto(n)	Dal greco *kryptòn*, "nascosto", perché difficile da rilevare.
37	Rb	rubidio	Dal latino *rubidum*, "rosso scuro", per il caratteristico colore delle sue righe spettrali.
38	Sr	stronzio	Da *Strontian*, nome del villaggio scozzese nelle cui miniere era estratto un minerale da cui fu isolato.
39	Y	ittrio	Da *Ytterby*, città svedese in cui fu scoperto.
40	Zr	zirconio	Dall'arabo *zerqun*, "color oro", per il colore di alcune varietà di zircone, minerale in cui è contenuto.
41	Nb	niobio	Dal greco *Niòbe*, "Niobe", mitica figlia del re della Lidia Tantalo, perché affine al tantalio.
42	Mo	molibdeno	Dal greco *mòlybdos*, "piombo", per la sua somiglianza con il piombo.
43	Tc	tecnezio	Dal greco *tekhnetòs*, "artificiale": non esiste in natura; è il primo elemento prodotto artificialmente.
44	Ru	rutenio	Dal latino *Ruthenia*, "Russia"; nome dato dal chimico Karl Claus, che lo scoprì, in onore del proprio Paese.
45	Rh	rodio	Dal greco *rhòdon*, "rosa", dal colore di molti suoi composti.
46	Pd	palladio	Dal latino *Pallas*, "Pallade", dall'asteroide scoperto un anno prima.
47	Ag	argento	Dal greco *àrgyros*, "argento", a sua volta da *argòs*, "bianco, splendente".
48	Cd	cadmio	Dal greco *kadmeìa* (*ghè*), "(terra) cadmia", antico nome di Tebe, città greca fondata dal mitico Cadmo; il cadmio fu infatti scoperto in alcune miniere di zinco presso Tebe.

Continua nella prossima pagina

Continua dalla pagina precedente

	Simbolo	Nome	Etimologia
49	In	indio	Dal latino *indium*, "indaco", per il colore delle sue righe spettrali.
50	Sn	stagno	Dal latino *stannum*, "stagno".
51	Sb	antimonio	Forse dall'arabo *ithmid*, "antomonio". Il simbolo deriva invece dal latino *stibium*, un cosmetico a base di antimonio usato per tingere di nero le sopracciglia.
52	Te	tellurio	Dal latino *tellus*, "Terra", nome dato in contrapposizione a *uranio*, assegnato all'elemento scoperto nello steso anno.
53	I	iodio	Dal greco *iòdes*, "violetto", per il colore dei suoi vapori.
54	Xe	xeno(n)	Dal greco *ksènos*, "straniero", in quanto rinvenuto nel frazionamento dei gas rari kripton e neon.
55	Cs	cesio	Dal latino *caesius*, "grigio azzurro"; per il colore delle sue righe spettrali.
56	Ba	bario	Dal greco *barỳs*, "pesante", con riferimento alla sua alta densità.
57	La	lantanio	Dal greco *lanthàno*, "stare nascosto", perché difficile da isolare.
58	Ce	cerio	Dal latino *Ceres*, "Cerere", divinità romana della terra e della fertilità, nome dato a un asteroide scoperto due anni prima.
59	Pr	praseodimio	Dal greco *pràsinos*, "verde", e *dìdymos*, "gemello"; elemento separato dal didimio, una sostanza erroneamente ritenuta elementare e composta invece da due elementi (neodimio e praseodimio).
60	Nd	neodimio	Dal greco *nèos*, "nuovo", e *dìdymos*, "gemello"; è il secondo elemento isolato dal didimio, insieme al praseodimio.
61	Pm	promezio	Dal latino *Prometheus*, "Prometeo", il titano che donò il fuoco agli uomini rubandolo a Zeus; il suo nome ricorda che si può ottenere impiegando il "fuoco" prodotto dalle reazioni di fissione nucleare.
62	Sm	samario	Da *Samarskij*, in onore del geologo russo Vasilij Samarskij, che scoprì un minerale da cui venne isolato.
63	Eu	europio	Dal latino *Europa*, perché fu scoperto in Europa.
64	Gd	gadolinio	Da *Gadolin*, in onore del chimico finlandese Johan Gadolin, che scoprì un minerale da cui fu isolato l'elemento.
65	Tb	terbio	Da *Ytterby*, città svedese in cui fu scoperto.

Continua nella prossima pagina

Continua dalla pagina precedente

	Simbolo	Nome	Etimologia
66	Dy	disprosio	Dal greco *dyspròsitos*, "difficile da raggiungere", per la difficoltà di separarlo dagli altri elementi.
67	Ho	olmio	Dal latino *Holmia*, "Stoccolma", città in cui furono trovati dei minerali da cui è stato separato questo elemento.
68	Er	erbio	Da *Ytterby*, città svedese in cui fu scoperto.
69	Tm	tulio	Dal latino *thulium*, da *Thule*, "Tule", luogo sul Mare del Nord considerato un tempo il limite settentrionale del mondo conosciuto e nome arcaico della Scandinavia; il nome gli fu assegnato dallo svedese Per Cleve, che lo scoprì.
70	Yb	itterbio	Da *Ytterby*, città svedese in cui fu scoperto.
71	Lu	lutezio	Dal latino *Lutetia*, "Parigi", città in cui fu scoperto.
72	Hf	afnio	Dal latino *Hafnia*, "Copenhagen", città in cui fu scoperto.
73	Ta	tantalio	Dal latino *Tantalus*, "Tantalo", il mitico re della Lidia condannato dagli dei a un atroce supplizio: pur circondato dall'acqua, non poteva berne; il nome allude al fatto che l'elemento non è intaccato dagli acidi.
74	W	tungsteno	Dallo svedese *tung*, "pesante", e *sten*, "pietra": "pietra pesante"; il simbolo è tratto da "wolframio", altro nome con cui è noto, dal tedesco *Wolf Rahm*, "sporcizia di lupo", in quanto i minatori credevano che il diavolo, sotto forma di lupo, contaminasse lo stagno con la sua bava.
75	Re	renio	Dal tedesco *Rheinland*, "Renania", regione di nascita della figlia del chimico Walter Noddack, che lo scoprì.
76	Os	osmio	Dal greco *osmè*, "odore", per l'odore pungente del suo tetrossido.
77	Ir	iridio	Dal latino *Ìris*, "Iride", dea dell'arcobaleno, per i molteplici colori dei suoi composti.
78	Pt	platino	Dallo spagnolo *platina*, da *plata*, "argento", per il suo colore simile a quello dell'argento.
79	Au	oro	Dal latino *aurum*, "oro".
80	Hg	mercurio	Dal latino *Mercurius*, "Mercurio", divinità latina. Il simbolo deriva dal greco *hỳdor*, "acqua", e *àrgyros*, "argento": "argento liquido", perché a temperatura e pressione ambientali è liquido e di colore simile all'argento.
81	Tl	tallio	Dal greco *thallòs*, "germoglio", perché il colore verde delle sue righe spettrali richiama il colore della vegetazione.

Continua nella prossima pagina

Continua dalla pagina precedente

	Simbolo	Nome	Etimologia
82	Pb	piombo	Dal latino *plumbum*, "piombo".
83	Bi	bismuto	Forse dal tedesco *Wismut*, da *Weisse Masse*, "materiale bianco", per il suo colore.
84	Po	polonio	Dal latino *Polonia*, "Polonia", paese nativo di Marie Curie, che lo scoprì.
85	At	astato	Dal greco *a-* (alfa privativo) e *statòs*, "stabile": "instabile", perché decade radioattivamente.
86	Rn	rado(n)	Dal latino *radius*, "raggio", per la sua radioattività.
87	Fr	francio	Da *Francia*, patria di Marguerite Perey, che lo scoprì.
88	Ra	radio	Dal latino *radius*, "raggio", per la proprietà di emanare raggi in grado di impressionare una lastra fotografica, poi detta "radioattività".
89	Ac	attinio	Dal greco *aktìs*, "raggio", per l'effetto di luminescenza prodotto dalla luce sui suoi sali.
90	Th	torio	Dallo svedese *Thor*, dio del tuono nella mitologia nordica.
91	Pa	protoattinio	Dal greco *pròtos*, "primo", e *aktinium*, "attinio".
92	U	uranio	Dal greco *Ouranòs*, "Urano", dal nome dal pianeta Urano, scoperto otto anni prima.
93	Np	nettunio	Dal latino *Neptunus*, "Nettuno"; dio del mare nella mitologia romana.
94	Pu	plutonio	Dal greco *Plùton*, "Plutone", dio greco degli inferi.
95	Am	americio	Da *America*, in onore del continente in cui fu ottenuto.
96	Cm	curio	Dal latino *curium*, in onore dei coniugi Pierre e Marie Curie.
97	Bk	berkelio	Da *Berkeley*, nome della città californiana in cui fu ottenuto.
98	Cf	californio	Da *California*, Stato in cui fu sintetizzato per la prima volta.
99	Es	einsteinio	Da *Einstein*, in onore del fisico tedesco Albert Einstein.
100	Fm	fermio	Da *Fermi*, in onore del fisico italiano Enrico Fermi.
101	Md	mendeleevio	Da *Mendeleev*, in onore del chimico russo Dmitrij Mendeleev.
102	No	nobelio	Da *Nobel*, in onore del chimico svedese Alfred Nobel.
103	Lr	laurenzio	Da *Lawrence*, in onore dello scienziato statunitense Ernest Lawrence.

Si conclude dalla pagina precedente