



# Fondamenti di chimica: un riepilogo del primo biennio

# O

## 0.1 > LA CHIMICA E LA STRUTTURA DELL'ATOMO

Nella parte del testo relativa al primo biennio, lo studio della chimica ci ha introdotto alla conoscenza delle proprietà della materia che ci circonda. Il percorso che ora ci accingiamo a riprendere ci permetterà di svelare i segreti delle sostanze naturali, così da capire anche come è stato possibile per i chimici ideare e progettare nuovi materiali, quelli che ogni giorno fanno fare un passo avanti alla tecnologia in tutti i campi. Prima di affrontare questa nuova sfida mettiamo però bene a fuoco gli argomenti già trattati. Nel capitolo riprenderemo e consolideremo i nodi centrali delle conoscenze di chimica già acquisite.

■ **La chimica è la scienza che studia la materia e le sue trasformazioni.**

Le trasformazioni in cui la materia è coinvolta possono essere trasformazioni fisiche, se varia solo lo stato fisico ed energetico della materia, o trasformazioni chimiche, se si ottengono nuove sostanze e si ha una variazione della composizione della materia (figura 0.1). La materia può essere classificata, secondo la sua composizione, in miscugli e sostanze pure.

I **miscugli** sono sistemi formati da più di un componente e hanno composizione variabile. I miscugli possono essere separati nei loro componenti tramite trasformazioni fisiche. I miscugli vengono a loro volta divisi in **miscugli omogenei** o **soluzioni**, quando la composizione e le proprietà intensive sono le stesse in ogni parte del sistema, e in **miscugli eterogenei**, se la composizione e le proprietà variano da una parte all'altra del sistema.

Le **sostanze pure** sono sostanze formate da un solo componente e hanno quindi composizione costante. Le sostanze pure vengono classificate in **elementi**, se non possono essere scisse in sostanze più semplici, e in **composti**, se sono formate da due o più elementi. I composti possono essere scissi negli elementi che li costituiscono tramite trasformazioni chimiche (figura 0.2).

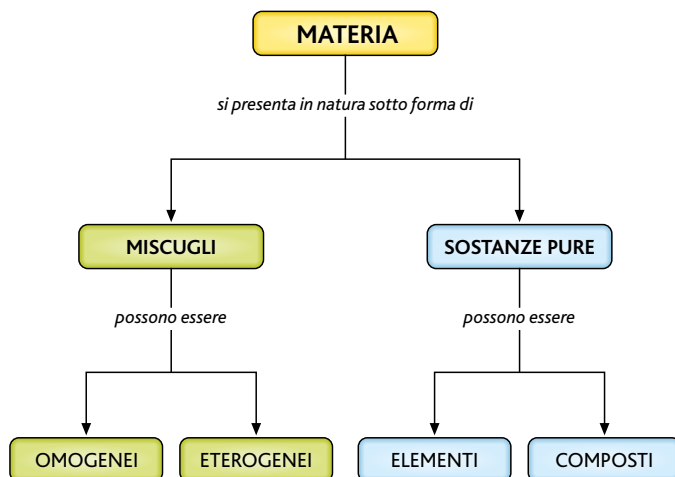
### ► figura 0.2

Classificazione della materia in base alla sua composizione. In natura la materia si trova prevalentemente sotto forma di miscugli. Gli oceani e le rocce sono miscugli, rispettivamente, omogenei ed eterogenei.



### ▲ figura 0.1

Un fiammifero che brucia è un esempio di trasformazione chimica. Le sostanze che si trovano sulla capocchia, i reagenti, si trasformano rapidamente in altre sostanze, i prodotti.



Nell'Ottocento si appurò che la materia è costituita da parti piccolissime, gli atomi.

■ **L'atomo è la più piccola parte di un elemento che conserva le proprietà chimiche dell'elemento stesso.**

Un elemento è costituito da atomi dello stesso tipo, con le medesime proprietà chimiche. La prima ipotesi atomica basata su risultati sperimentali si deve all'inglese John Dalton e si articola su quattro punti:

- la materia è costituita da atomi, particelle di materia indivisibili e indivisibili;
- un elemento chimico è formato da atomi tutti uguali tra loro;
- elementi diversi sono formati da atomi diversi per volume, massa e proprietà;
- atomi diversi possono unirsi tra loro per formare i composti chimici.

Nei composti gli atomi sono tenuti insieme da forze, i **legami chimici**. L'unione di due o più atomi produce le molecole.

■ **La molecola è la più piccola parte di un composto che conserva tutte le proprietà chimiche del composto stesso.**




Nelle **reazioni chimiche** si formano nuove sostanze per effetto di una ricombinazione degli atomi tra di loro.

L'atomo è formato da particelle più piccole, le particelle subatomiche:

- l'**elettrone** è una particella con carica elettrica negativa (**figura 0.3 A**);
- il **protone** è una particella con carica elettrica positiva e massa circa duemila volte più grande di quella dell'elettrone (**figura 0.3 B**);
- il **neutrone** è una particella priva di carica elettrica e con massa circa uguale a quella del protone (**figura 0.3 C**).

► **figura 0.3**

Gli atomi sono costituiti da particelle subatomiche diverse per massa e carica elettrica: gli elettroni (A); i protoni (B) e i neutroni (C).

Rappresentazione	Simbolo	Massa (unità di massa atomica)	Carica (unità atomica di carica)
	$e^-$	$1/1836 u$ $5,4858 \cdot 10^{-4} u$	-1
	$p^+$	1,007276 u	+1
	n	1,008665 u	0

Normalmente in un atomo il numero di protoni è uguale al numero di elettroni, per cui l'atomo è elettricamente neutro.

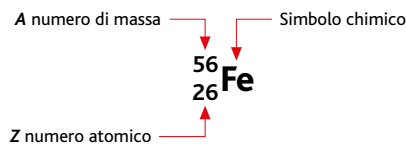
■ **Gli ioni sono atomi, o gruppi di atomi, dotati di cariche elettriche positive o negative in quanto hanno ceduto o acquistato elettroni.**

Gli atomi, o i gruppi di atomi, con carica positiva sono chiamati **cationi**, mentre quelli con carica negativa sono gli **anioni**.

Nel 1911 Rutherford dimostrò che l'atomo è costituito da una parte centrale, chiamata **nucleo**, in cui è concentrata quasi tutta la massa, e da una parte periferica, molto più grande e quasi vuota, dove si trovano gli elettroni. Il raggio di un atomo è circa 10000 volte più grande del raggio del suo nucleo. L'atomo è praticamente quasi vuoto. Questo modello è detto **atomo nucleare**.

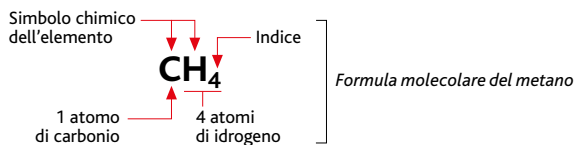
Le particelle che si trovano nel nucleo sono chiamate **nucleoni**. Il numero totale di protoni e neutroni presenti in un atomo è il **numero di massa A**. Il numero di protoni si chiama **numero atomico Z** (figura 0.4).

Un elemento chimico è formato da atomi con lo stesso numero di protoni, cioè con lo stesso numero atomico. Ogni elemento è rappresentato con un **simbolo chimico**.



Tutti gli atomi di uno stesso elemento hanno lo stesso numero di protoni, ma possono avere un numero di neutroni diverso. Atomi che hanno lo stesso numero di protoni, ma differente numero di neutroni sono detti **isotopi**.

La **formula chimica** di una molecola indica la sua composizione qualitativa e quantitativa, utilizzando i simboli chimici degli elementi che ne fanno parte. La **formula molecolare** indica in quale rapporto sono gli atomi che costituiscono una singola molecola.



## 0.2 > LE LEGGI PONDERALI DELLA CHIMICA

Tra la fine del Settecento e gli inizi dell'Ottocento nacque la chimica moderna, basata sulla misura della quantità delle sostanze che si combinano, e si posero le fondamenta per il suo sviluppo.

Nel 1775 Antoine Lavoisier con i suoi esperimenti osservò che:

- **in una reazione chimica che avvenga in un sistema chiuso la massa delle sostanze reagenti è uguale alla massa dei prodotti di reazione.**

Questa enunciazione corrisponde a ciò che oggi è conosciuta come legge di Lavoisier o legge della conservazione della massa.

La legge delle proporzioni definite, formulata da Joseph-Louis Proust nel 1799, afferma che:

- **quando due o più elementi si combinano tra loro per dare un composto, lo fanno secondo rapporti in peso determinati e costanti.**

Secondo la legge di Proust la composizione percentuale in peso di un composto è costante.

	A	Z	Numero di neutroni
<b>O</b> (ossigeno)	16	= 8	+ 8
<b>F</b> (fluoro)	19	= 9	+ 10
<b>Au</b> (oro)	197	= 79	+ 118

▲ **figura 0.4**

Il numero di massa A di un atomo si ottiene sommando il numero di neutroni al numero atomico.



Le caratteristiche chimiche degli isotopi sono identiche.

La legge delle proporzioni multiple, enunciata da John Dalton nel 1803, afferma che:

■ *quando due elementi si combinano per dare più composti, una stessa quantità di un elemento si combina con quantità multiple dell'altro. Le quantità multiple stanno tra loro come numeri piccoli e interi.*

Le masse degli atomi sono state determinate come **pesi atomici relativi** utilizzando i rapporti ponderali.

L'unità di misura della massa degli atomi e delle particelle subatomiche è l'**unità di massa atomica** (simbolo **u**), che corrisponde alla dodicesima parte della massa di un atomo di carbonio  $^{12}\text{C}$ .

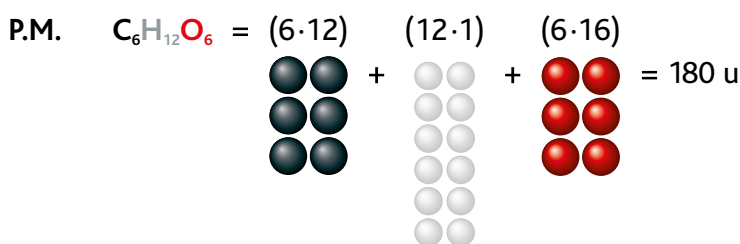
$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

In natura un elemento è sempre presente in una miscela di isotopi. Il peso atomico (P.A.) di un elemento è il peso medio di un atomo dell'elemento, espresso in unità di massa atomica, e dipende dalle percentuali relative con cui i vari isotopi sono presenti in natura e dalla loro massa.

Il **peso molecolare (P.M.)** di un composto è uguale alla somma dei pesi atomici degli atomi che lo formano (**figura 0.5**).

► **figura 0.5**

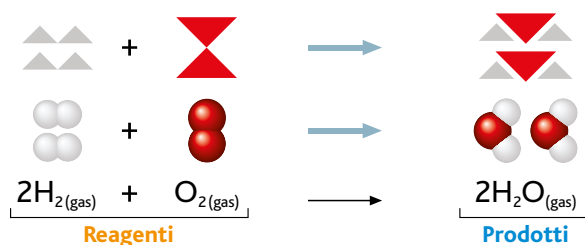
Il peso molecolare del glucosio  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  si ottiene sommando i pesi atomici di tutti gli atomi che costituiscono la molecola.



Le **reazioni chimiche** sono trasformazioni in cui si formano nuove sostanze. Le sostanze di partenza sono dette **reagenti** e quelle che si formano **prodotti**. Le reazioni chimiche sono rappresentate tramite le **equazioni chimiche** (**figura 0.6**).

► **figura 0.6**

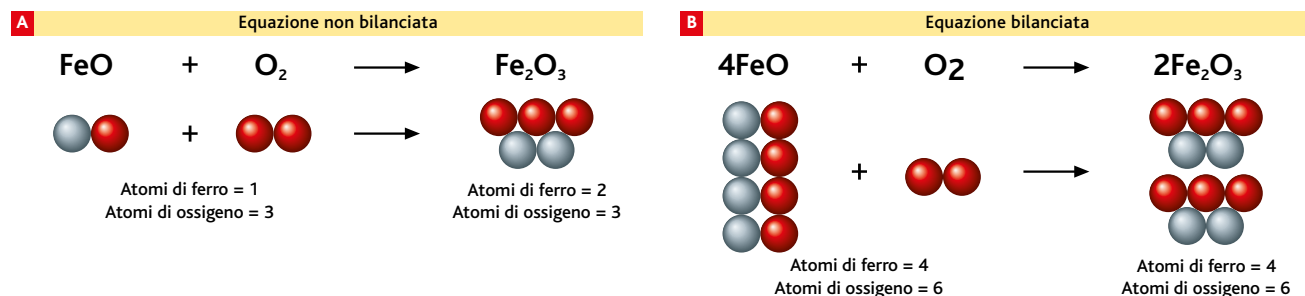
In una reazione chimica si rompono e si formano legami chimici, per cui si hanno nuove combinazioni tra gli stessi atomi. Dai reagenti si passa ai prodotti.



▼ **figura 0.7**

(A), l'equazione non rispetta la legge di Lavoisier. (B), il bilanciamento si ottiene scrivendo appropriati coefficienti stechiometrici davanti alle formule.

Un'equazione chimica deve essere bilanciata per rispettare la legge della conservazione della massa. Il bilanciamento di un'equazione chimica si realizza aggiungendo opportuni **coefficienti stechiometrici** (**figura 0.7**).



### 0.3 > SISTEMA PERIODICO E CLASSIFICAZIONE DEGLI ELEMENTI

Il Sistema periodico racchiude e ordina tutti gli elementi chimici noti. A partire dal diciannovesimo secolo gli scienziati cercarono di organizzare gli elementi chimici in base alle loro somiglianze. Nel 1869 il chimico russo Dmitrij Mendeleev ordinò e classificò gli elementi nella Tavola periodica. Mendeleev osservò che, disponendo gli elementi in ordine di peso atomico crescente, alcune proprietà chimiche variavano in modo periodico e si ripetevano ogni otto elementi (figura 0.8).

La legge periodica di Mendeleev afferma che:

- *le proprietà degli elementi variano in modo periodico in funzione del peso atomico.*

Utilizzando la legge periodica, Mendeleev predisse l'esistenza e alcune proprietà di elementi ai suoi tempi ancora sconosciuti.

Il Sistema periodico moderno ordina gli elementi in ordine crescente di numero atomico. Gli elementi risultano disposti in **periodi** (righe orizzontali) e **gruppi** (colonne verticali). Il periodo e il gruppo in cui si trova un elemento costituiscono le sue **coordinate chimiche**. A ogni coppia di coordinate chimiche corrisponde un unico elemento (figura 0.9). Gli elementi chimici con proprietà simili fanno parte della stessa **famiglia chimica**. Importanti famiglie chimiche sono: i **metalli alcalini** (gruppo 1), i **metalli alcalino-terrosi** (gruppo 2), gli **alogeni** (gruppo 17), i **gas nobili** (gruppo 18) e gli **elementi di transizione**.

H 1	Li 7 LiH	Be 9,4 BeH <sub>2</sub>	B 11 BH <sub>3</sub>	C 12 CH <sub>4</sub>	N 14 NH <sub>3</sub>	O 16 H <sub>2</sub> O	F 19 HF
	Na 23 NaH	Mg 24 MgH <sub>2</sub>	Al 27,3 AlH <sub>3</sub>	Si 28 SiH <sub>4</sub>	P 31 PH <sub>3</sub>	S 32 H <sub>2</sub> S	Cl 35,5 HCl
	K 39 KH	Ca 40 CaH <sub>2</sub>	?	Ti 48 TiH <sub>4</sub>			

▲ figura 0.8

Seguendo le formule dei composti che gli elementi formano con l'idrogeno, Mendeleev collocò nella stessa colonna gli elementi con comportamento simile. Procedendo in questo modo rimasero posizioni libere.

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

► figura 0.9

Il Sistema periodico moderno ordina gli elementi chimici per numero atomico crescente. È composto da 18 gruppi e 7 periodi.

Gli elementi chimici vengono classificati in **metalli**, **non-metalli** e **semimetalli** (figura 0.10).

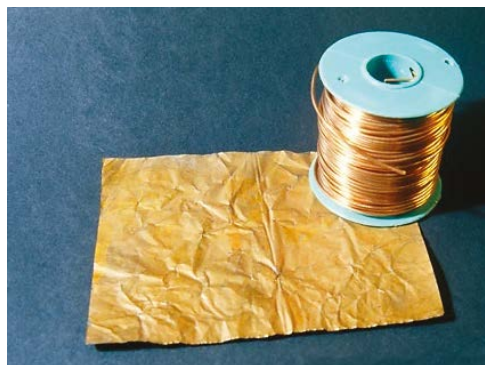
► **figura 0.10**

La linea rossa spezzata divide i metalli (a sinistra) dai non-metalli (a destra). Gli elementi vicini alla linea hanno caratteristiche intermedie e sono chiamati semimetalli.

1																	2
H																	He
3	4											5	6	7	8	9	10
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
11	12											13	14	15	16	17	18
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112						
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn						

I metalli costituiscono la maggior parte degli elementi del Sistema periodico e possiedono alcune caratteristiche comuni: si trovano allo stato solido (tranne il mercurio), sono buoni conduttori, sono duttili, malleabili e lucenti (figura 0.11).

I non-metalli sono invece isolanti e friabili, mentre i semimetalli sono semiconduttori.



◀ **figura 0.11**

Il rame è un metallo estremamente duttile e malleabile, tanto che viene facilmente ridotto in fili e in fogli sottilissimi.

## 0.4 > LA MOLE

La mole è l'unità di misura del Sistema Internazionale della quantità di sostanza.

■ **La mole (simbolo mol) è definita come la quantità di sostanza pura che contiene un numero di unità elementari (atomi, molecole, ioni, elettroni) esattamente uguale al numero di atomi contenuti in 12 g di carbonio <sup>12</sup>C.**

Una mole di una qualunque sostanza contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  unità elementari (figura 0.12).

Il numero di unità elementari contenute in una mole di sostanza è detto **costante di Avogadro** o semplicemente numero di **Avogadro** ( $N_A$ ):

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ particelle / mol}$$

Il numero di particelle  $N_p$  contenute in una data quantità di sostanza  $n$ , espressa in moli, è uguale a:

$$\text{numero di particelle } (N_p) = n \text{ (mol)} \cdot N_A \text{ (particelle / mol)}$$



▲ **figura 0.12**

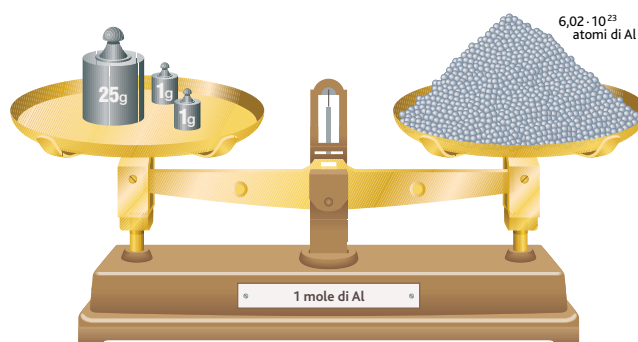
La massa di una mole varia da elemento a elemento in modo proporzionale alla massa di ogni singolo atomo.

Il numero di moli corrispondente a un dato numero di particelle è uguale a:

$$n \text{ (mol)} = \frac{N_p}{N_A}$$

La mole è definita in modo tale per cui *la massa in grammi di una mole di una sostanza è numericamente uguale al peso atomico o molecolare della sostanza stessa* ed è detta **massa molare**. Il suo simbolo è  $M$  e la sua unità di misura è grammi/mole (g/mol) (figura 0.13).

H (idrogeno)	He (elio)	Li (litio)	Be (berillio)
P.A. 1,008 u	P.A. 4,003 u	P.A. 6,941 u	P.A. 9,012 u
$M$ 1,008 g/mol	$M$ 4,003 g/mol	$M$ 6,941 g/mol	$M$ 9,012 g/mol



◀ figura 0.13

La massa molare di un elemento ha lo stesso valore del peso atomico dell'elemento espresso in grammi. La massa di una mole di alluminio è uguale a 27,0 g, essendo il peso atomico dell'alluminio 27,0 u.

Il numero di moli presenti in una certa massa di sostanza è uguale a:

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}}$$

Gli indici di una formula chimica hanno sia un significato quantitativo microscopico sia un significato quantitativo macroscopico (tabella 0.1).

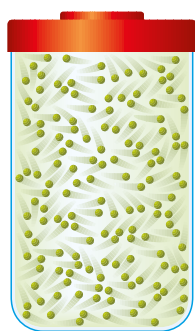
La **composizione percentuale** indica le percentuali delle masse degli elementi presenti in un composto. La percentuale si ottiene dividendo la massa dell'elemento presente in una mole di composto per la massa di una mole del composto e moltiplicando per 100. Con l'analisi quantitativa è possibile determinare la **formula empirica** o **minima**, che esprime i rapporti minimi tra gli atomi che compongono un composto. La **formula molecolare** esprime il numero di atomi di ciascun elemento presenti realmente in una molecola di composto. La formula molecolare è uguale o multipla rispetto alla formula minima.

▼ tabella 0.1

Gli indici di una formula chimica rappresentano anche il numero di moli di ciascun atomo presenti in una mole di composto.

Formula	FeS	H <sub>2</sub> O	CCl <sub>4</sub>
Significato quantitativo microscopico	1 molecola di composto contiene 1 atomo di ferro e 1 atomo di zolfo	1 molecola di composto contiene 2 atomi di idrogeno e 1 atomo di ossigeno	1 molecola di composto contiene 1 atomo di carbonio e 4 atomi di cloro
Significato quantitativo macroscopico	1 mole di composto contiene 1 mole di ferro e 1 mole di zolfo	1 mole di composto contiene 2 moli di idrogeno e 1 mole di ossigeno	1 mole di composto contiene 1 mole di carbonio e 4 moli di cloro





▲ figura 0.14

Nelle sostanze aeriformi le particelle si muovono liberamente in tutte le direzioni.

## 0.5 > LO STATO AERIFORME

La materia si presenta in tre stati fisici: stato **aeriforme**, stato **liquido** e stato **solido**. Lo stato aeriforme è caratterizzato dal fatto che i corpi assumono la forma e il volume del recipiente che li contiene. I solidi possiedono forma e volume propri mentre i liquidi hanno volume proprio, ma assumono la forma del recipiente che li contiene. Le proprietà della materia direttamente osservabili, come forma e volume, sono chiamate *proprietà macroscopiche*.

Nei gas le particelle sono libere di muoversi, non risentono di forze di attrazione e occupano perciò tutto lo spazio disponibile (figura 0.14).

Il volume di un gas è lo spazio a disposizione delle sue particelle e la sua pressione è la forza che le sue particelle esercitano sulla superficie del recipiente in cui è contenuto.

Le proprietà dei gas sono interpretate tramite il modello del **gas ideale** o **perfetto**, il quale prevede che:

- ogni particella è in movimento caotico;
- le particelle sono libere di muoversi in modo indipendente le une dalle altre;
- il volume delle particelle è praticamente nullo.

I **gas reali** sono i gas che esistono in natura. Un gas reale che si trova a bassa pressione e alta temperatura può essere considerato un gas ideale.

Le trasformazioni dei gas sono le modificazioni che riguardano i loro valori di temperatura, pressione e volume.

La pressione e il volume di un gas sono direttamente proporzionali al suo numero di particelle e quindi al numero di moli di gas.

Queste leggi sono espresse dalle relazioni:

$$p/n = k$$

$$V/n = k$$

La **legge isoterma di Boyle** riguarda le trasformazioni a temperatura costante e afferma che *il volume del gas è inversamente proporzionale alla sua pressione* (figura 0.15). La legge è espressa dalla relazione:

$$p \cdot V = k$$

La **legge isocora di Gay-Lussac** riguarda le trasformazioni a volume costante e afferma che per ogni variazione di 1 grado di temperatura la pressione varia di 1/273 della pressione esercitata a 0 °C (figura 0.16). La legge è espressa dalla formula:

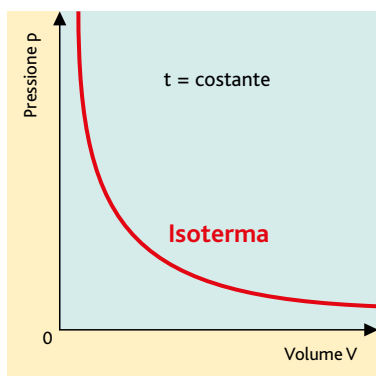
$$p_t = p_0 \cdot [1 + t/273]$$

La **legge isobara di Charles** riguarda le trasformazioni a pressione costante e afferma che per ogni variazione di 1 grado di temperatura il volume varia di 1/273 del volume occupato a 0 °C. La legge è espressa dalla formula:

$$V_t = V_0 \cdot [1 + t/273]$$

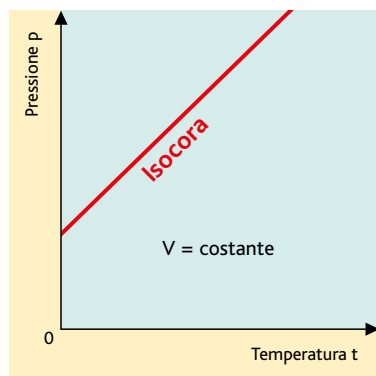
Anche il grafico di una trasformazione isobara è una retta non passante dall'origine degli assi.

In base alle leggi dei gas si può risalire alla minima temperatura possibile, lo **zero assoluto**, che corrisponde a  $-273$  °C. Nella **scala Kelvin**, o della *temperatura assoluta*, lo zero (0 K) equivale a  $-273$  °C. Per ottenere la temperatura in kelvin occorre sommare 273 alla temperatura in gradi centigradi.



▲ figura 0.15

Il grafico relativo a una trasformazione isoterma è un ramo di iperbole equilatera.



▲ figura 0.16

Il grafico relativo a una trasformazione isocora è una retta non passante per l'origine degli assi.



Esprimendo la temperatura in valori della scala della temperatura assoluta  $T$ , la legge isocora e la legge isobara sono così modificate:

$$p / T = k \text{ (legge isocora)}$$

$$V / T = k \text{ (legge isobara)}$$

Il **principio di Avogadro** riguarda le trasformazioni a temperatura e pressione costante e afferma che volumi uguali di gas diversi contengono lo stesso numero di particelle. In altre parole il volume di un gas è direttamente proporzionale al numero di moli di gas. Una mole di qualsiasi gas alle condizioni normali ( $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ;  $1\text{ atm}$ ) occupa  $22,4$  litri. Il volume di una mole di gas alle condizioni normali è chiamato **volume molare** ( $\text{L/mol}$ ).

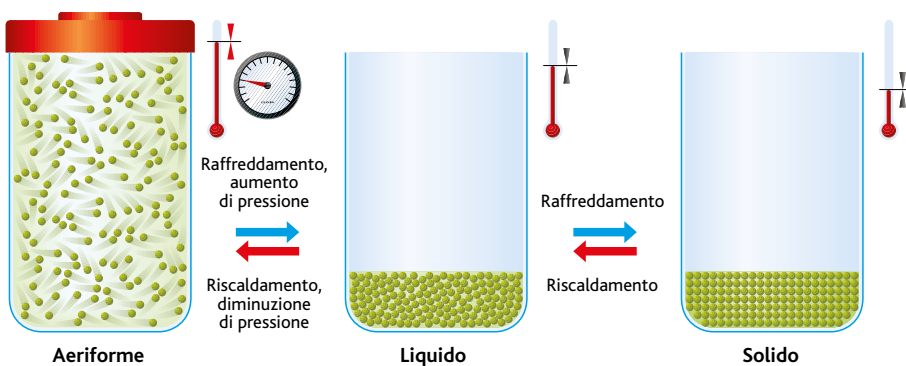
Riunendo le leggi dei gas si ottiene un'equazione che correla la pressione, la temperatura, il volume e il numero di moli di un gas tramite la **costante universale dei gas  $R$** . Tale equazione prende il nome di **equazione di stato dei gas perfetti**:

$$p V = n R T$$

Il valore di  $R$  è uguale a  $8,31\text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$  oppure  $0,0821\text{ atm} \cdot \text{L} / (\text{mol} \cdot \text{K})$ .

## 0.6 > LO STATO LIQUIDO

Nei liquidi le molecole sono vicine tra loro, tenute insieme da forze intermolecolari che impediscono il loro allontanamento, ma non di spostarsi l'una rispetto all'altra. Ne consegue che i liquidi non hanno volume proprio e assumono la forma del recipiente che li contengono (**figura 0.17**).

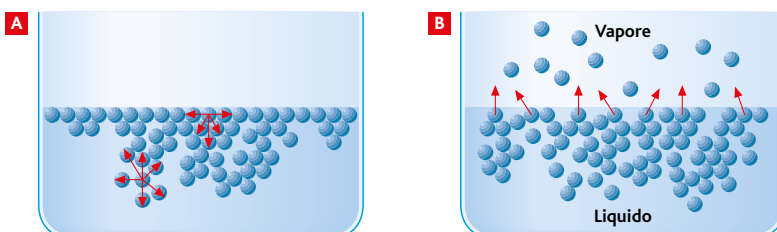


◀ **figura 0.17**

Lo stato liquido è uno stato intermedio tra il perfetto ordine dello stato solido e il disordine dello stato aeriforme.

Il passaggio di stato da aeriforme a liquido prende il nome di **condensazione**, nel caso si parta da un vapore, o **liquefazione**, se si parte da un gas. Il passaggio di stato da solido a liquido si chiama **fusione**.

Le forze di coesione che agiscono tra le particelle sulla superficie di un liquido portano alla formazione di una sottile pellicola elastica. Questa proprietà dei liquidi è chiamata **tensione superficiale** (**figura 0.18 A**). Le particelle con energia cinetica superiore alle forze intermolecolari riescono a sfuggire. Il passaggio dallo stato liquido a quello di vapore, al di sotto della temperatura di ebollizione, si chiama **evaporazione** (**figura 0.18 B**).



◀ **figura 0.18**

(A), le particelle sulla superficie di un liquido sono attratte verso il basso e formano una sottile pellicola. (B), le particelle con sufficiente energia vincono le forze di attrazione intermolecolari, evaporano e lasciano il liquido.

L'evaporazione è tanto più veloce quanto più è alta la temperatura, tanto più è intensa la ventilazione e tanto più è estesa la superficie esposta. Il vapore che si genera da un liquido in un recipiente chiuso raggiunge dopo un certo tempo la condizione di **equilibrio dinamico**: la velocità dei processi di evaporazione e condensazione risulta uguale. Un vapore in equilibrio con il suo liquido è detto **vapore saturo**.

La pressione esercitata dal vapore prodotto da un liquido si chiama **pressione** o **tensione di vapore**. Le sostanze che hanno tensione di vapore più alta sono più volatili ed evaporano più velocemente. Il valore della pressione di vapore diminuisce all'aumentare del peso molecolare e della forza dei legami tra le molecole.

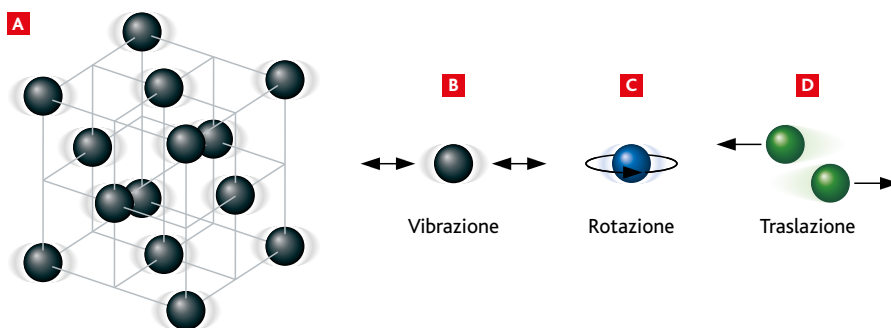
Quando la pressione di vapore di un liquido raggiunge il valore della pressione esterna, il liquido **bolle**. La temperatura alla quale avviene il passaggio è detta **temperatura di ebollizione**. La temperatura di ebollizione di un liquido dipende dalla sua pressione di vapore e dai valori della pressione che grava sul liquido. Liquidi con alta pressione di vapore sono molto volatili e hanno bassa temperatura di ebollizione.

## 0.7 > LO STATO SOLIDO E I PASSAGGI DI STATO

Nello stato solido le particelle sono fortemente unite tra di loro tramite forze e occupano posizioni fisse. Di conseguenza i solidi hanno volume e forma propria e sono incompressibili. Nello stato solido le particelle possono muoversi esclusivamente con **moti vibrazionali** e non con **moti rotazionali** e **traslazionali** come nei liquidi e negli aeriformi (**figura 0.19**).

► **figura 0.19**

Ogni particella del solido mantiene la propria posizione (A), anche se è continuamente interessata da moti vibrazionali (B). L'aumento della temperatura accentua il movimento di vibrazione. Movimenti più liberi, come quelli di rotazione attorno a un asse (C) e di traslazione verso qualunque direzione dello spazio (D), sono possibili solo nei liquidi e nei gas.



▲ **figura 0.20**

I cristalli si formano quando un liquido si raffredda lentamente o una soluzione concentrata viene lasciata cristallizzare: le particelle hanno il tempo sufficiente per formare strutture ordinate.

I solidi possono essere solidi cristallini o solidi amorfi. I solidi cristallini sono costituiti da **cristalli**, strutture caratterizzate dal massimo ordine e da forme poliedriche tipiche, con le particelle che occupano posizioni fisse e regolari (**figura 0.20**). La disposizione ordinata delle particelle di un solido cristallino determina il **reticolo cristallino**.

Al contrario nei **solidi amorfi**, che si formano a seguito di un raffreddamento veloce di un liquido, le particelle hanno una disposizione spaziale non regolare.

Proprietà importanti dei solidi sono: la **malleabilità**; la **duttilità** e la **durezza**, misurata con la scala di Mohs.

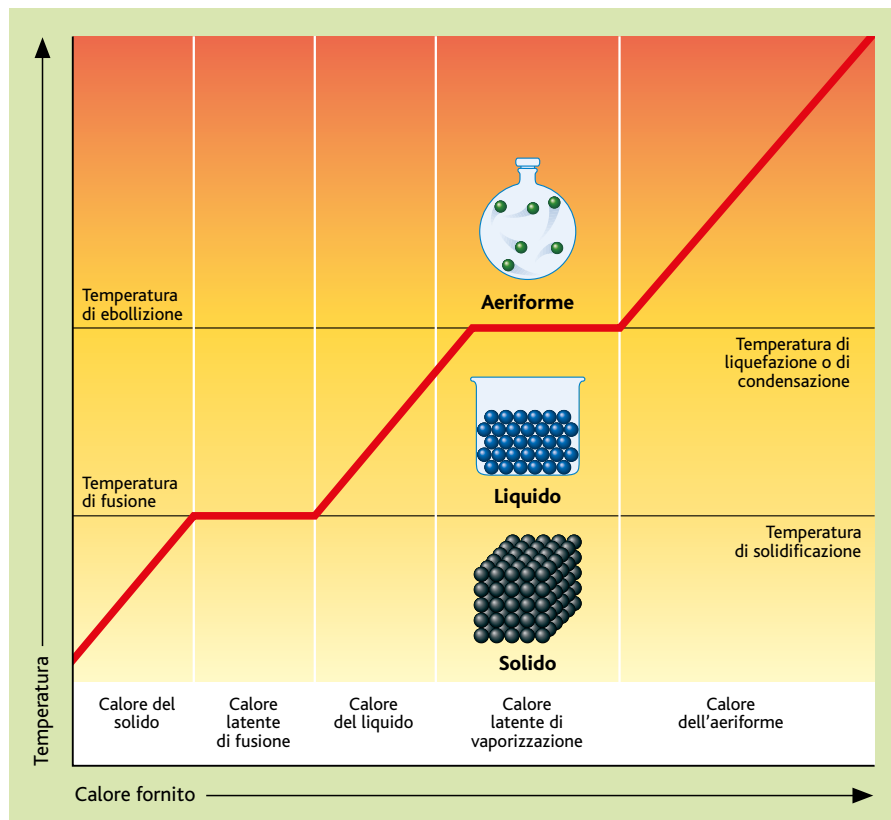
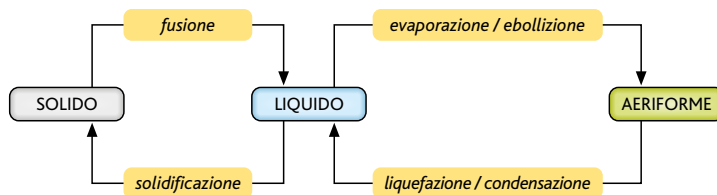
La **temperatura** o **punto di fusione** è la temperatura alla quale un solido si trasforma in liquido nel passaggio di stato chiamato **fusione**. Questa temperatura coincide con la **temperatura** o **punto di solidificazione**, che segna il passaggio dallo stato liquido a quello solido nel processo di **solidificazione**.

**dificazione.** Il passaggio diretto dallo stato solido allo stato aeriforme si chiama **sublimazione**, il passaggio inverso **brinamento**.

La curva di riscaldamento di una sostanza solida riporta la variazione di temperatura che si osserva riscaldando una sostanza pura (figura 0.21). Si osserva che durante i passaggi di stato la temperatura rimane costante. Questo fenomeno è chiamato **stasi termica**. La lunghezza dei tratti rettilinei della curva dipende dal calore specifico e dal calore latente della sostanza.

- **Il calore specifico** di una sostanza è la quantità di calore che bisogna fornire a un grammo di sostanza per aumentare la temperatura di un grado centigrado.
- **Il calore latente** è il calore che occorre fornire a un grammo di sostanza alla temperatura del passaggio di stato per far avvenire il passaggio.

La **distillazione** è il processo che permette di separare i componenti di un miscuglio liquido, sfruttando il loro diverso punto di ebollizione e condensando separatamente i vapori. Qualora le temperature di ebollizione dei componenti del miscuglio siano molto vicine tra di loro, per rendere possibile la separazione si sfrutta la **distillazione frazionata**. Al *distillatore* viene aggiunta una *colonna di rettifica*, che permette di condensare i vapori meno volatili e separare i componenti della miscela.



◀ figura 0.21

Durante i passaggi di stato la temperatura rimane costante, in quanto l'energia viene utilizzata dal sistema per vincere le forze intermolecolari che uniscono le particelle negli stati condensati della materia.

Alcune sostanze formano i **cristalli liquidi**, la cui condizione può essere considerata uno stato intermedio tra lo stato solido e lo stato liquido. Le molecole dei composti che formano cristalli liquidi possono variare la propria struttura a seconda delle condizioni di pressione e temperatura o per l'azione di campi elettrici e assumere una struttura ordinata, come nei solidi, o una struttura più disordinata, simile a quella dei liquidi.

I **polimeri** sono macromolecole ottenute dall'unione in catena di molecole più piccole. Esistono polimeri naturali, come i polisaccaridi e le proteine, e polimeri sintetici, come il polietilene e il PVC.

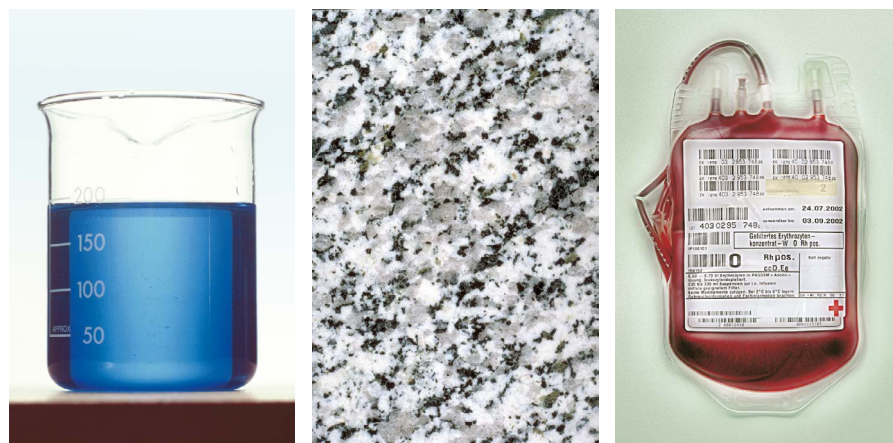
## 0.8 > LE SOLUZIONI

I miscugli si dividono in **miscugli eterogenei** e in **miscugli omogenei** o **soluzioni** (figura 0.22). Nei miscugli eterogenei la materia è presente in stati omogenei diversi, le **fasi**. Le proprietà intensive sono diverse nelle differenti parti del sistema. In un miscuglio eterogeneo è sempre possibile distinguere e separare i componenti. Nelle soluzioni i componenti sono completamente mescolati fra loro, per cui vi è la presenza di un'unica fase.



► figura 0.22

Il solfato di rame sciolto in acqua è una soluzione, il granito e il sangue sono miscugli eterogenei.



■ *Una soluzione è un sistema formato da più componenti che presenta le stesse proprietà intensive in ogni parte.*

Le soluzioni possono essere liquide, solide o gassose. La **legge di Dalton** afferma che:

■ *la pressione esercitata dalle soluzioni gassose è uguale alla somma delle pressioni parziali esercitate dai singoli componenti.*

L'**entropia** è la misura del grado di disordine di un sistema. Tutti i sistemi tendono spontaneamente ad aumentare la loro entropia. Quando si forma una soluzione, l'entropia aumenta in quanto si passa da un sistema ordinato, la sostanza che si scioglie, a uno disordinato, la soluzione.

Una soluzione è costituita dal solvente e dai soluti.

- **Il solvente di una soluzione è il componente più abbondante, mentre i soluti sono i componenti presenti in minore quantità.**

Una sostanza che si scioglie facilmente in un solvente è detta *solubile*, mentre se non si scioglie viene definita *insolubile*. Anche le sostanze solubili non possono essere miscelate in qualunque rapporto con il solvente. Una soluzione è detta **saturo**, se contiene la massima quantità possibile di soluto e si è venuto a formare il **corpo di fondo**.

- **La solubilità è la quantità massima di soluto che può sciogliersi in una data quantità di solvente a una certa temperatura.**

La solubilità dipende dalla natura chimica del soluto e dalla temperatura della soluzione. In genere, nel caso dei soluti solidi la solubilità aumenta con la temperatura, mentre la solubilità dei gas nei liquidi diminuisce.

La solubilità di un gas in un liquido dipende anche dalla pressione del gas. La **legge di Henry** afferma che:

- **la quantità di gas che si scioglie in un liquido è direttamente proporzionale alla pressione esercitata dal gas.**
- **La concentrazione di una soluzione esprime le quantità relative di soluto e solvente presenti.**

La concentrazione di una soluzione può essere indicata in diversi modi, in quanto si possono esprimere le quantità di soluto e soluzione in termini di volume, di massa o di numero di moli (**tabella o.2**).

Concentrazione	Simbolo	Soluto	Soluzione	Relazione matematica
Percentuale peso/peso	%P/P	g	100 g	$(g_{\text{soluto}} / g_{\text{soluzione}}) \times 100$
Percentuale peso/volume	%P/V	g	100 cm <sup>3</sup> = 100 mL	$(g_{\text{soluto}} / \text{cm}^3_{\text{soluzione}}) \times 100$
Percentuale volume/volume	%V/V	cm <sup>3</sup> = mL	100 cm <sup>3</sup> = 100 mL	$(\text{cm}^3_{\text{soluto}} / \text{cm}^3_{\text{soluzione}}) \times 100$
Parti per milione	ppm	mg	1 dm <sup>3</sup> = 1 L	$\text{mg}_{\text{soluto}} / \text{dm}^3_{\text{soluzione}}$
Molarità	M	mol	1 dm <sup>3</sup> = 1 L	$\text{mol}_{\text{soluto}} / \text{L}_{\text{soluzione}}$

Se le dimensioni delle particelle dei soluti sono superiori a 1 nm, il miscuglio non è più una soluzione, ma una dispersione. Le **dispersioni colloidali**, o **colloidi**, si formano quando le particelle disperse hanno dimensioni comprese tra 1 e 1000 nanometri. I colloidi possono essere considerati come casi intermedi tra miscugli eterogenei e soluzioni e si classificano in base agli stati di aggregazione della fase dispersa e del mezzo disperdente. Sono colloidi gli *aerosol*, le *schiume* e le *emulsioni*. Se le particelle hanno dimensioni superiori ai 1000 nm si parla di **sospensioni**.

Con le caratteristiche delle soluzioni si conclude la trattazione degli argomenti che nel primo biennio hanno introdotto lo studio della chimica. Ora si apre la porta alla esplorazione di nuovi territori. Entreremo nello spazio infinitamente piccolo delle particelle subatomiche e scopriremo le straordinarie architetture create dagli elettroni. Impareremo a scrivere formule e a prevedere quali legami tengono uniti gli atomi. Alla fine saremo più vicini a scoprire i segreti della materia.

▲ **tabella o.2**

La concentrazione di una soluzione può essere espressa in diversi modi a seconda della convenienza.