

0

CONOSCENZE DI BASE PER LE SCIENZE DELLA TERRA

U. Doering/Alamy



Prima di iniziare a scoprire che cosa sono le Scienze della Terra, è importante riprendere alcune conoscenze di base che saranno utili durante lo studio di questa nuova materia.

La **matematica** ci fornisce il linguaggio con il quale registrare dati e fornire informazioni in maniera chiara. Qualsiasi materia ci apprestiamo studiare, dobbiamo sapere utilizzare gli strumenti della matematica.

La **fisica** ci dice quali aspetti del mondo che ci circonda possono essere misurati, cioè quali sono le *grandezze fisiche*. Per lo studio delle materie scientifiche è fondamentale conoscere le grandezze e le unità di misura con cui esprimerle.

La **chimica** è la scienza che studia la composizione, la struttura e le trasformazioni della materia. Conoscere quali particelle compongono la materia e in che modo si combinano per formare le sostanze è indispensabile per studiare il pianeta Terra.

1. RAPPORTI, PERCENTUALI, GRAFICI

Fin dall'antichità gli esseri umani hanno osservato la natura e hanno cercato di carpirne i misteri. I primi, e più semplici, strumenti per raccogliere informazioni sul mondo sono stati i sensi: il tatto, la vista, l'udito, il gusto e l'olfatto. E anche il modo di comunicare le esperienze dei sensi era all'inizio molto semplice.

Nel corso della storia, poi, gli studiosi

hanno sviluppato strumenti che potessero fornire informazioni e dati più affidabili di quelli che provengono dai sensi. Il linguaggio della scienza è diventato così, almeno in parte, un *linguaggio matematico*. Sia che ci apprestiamo a studiare la fisica, la chimica, la biologia o – come nel nostro caso – le scienze della Terra, dobbiamo quindi sapere utilizzare gli strumenti della matematica.

In questo paragrafo, al quale potrete ritornare – anche in futuro – quando avrete dei dubbi, prenderemo in esame, o richiameremo alla memoria, concetti come i **rapporti**, le **proporzioni**, le **percentuali**. Di questi concetti gli scienziati si servono spesso, per fare confronti o paragoni. Inoltre ripasseremo come interpretare i **grafici** e i dati che essi contengono..

■ Rapporti

Immagina di comprare un regalo di compleanno per un amico – da parte tua e di altri due compagni – e di spendere 25 euro e 20 centesimi. Per sapere quanto viene a costare a ciascuno di voi, devi eseguire una semplice divisione:

$$25,20 : 3 = 8,40$$

Questa operazione è anche detta *rapporto*: la spesa di ciascun amico si ottiene come rapporto tra il costo totale del regalo e il numero di amici che partecipano.

Spesso le formule che si incontrano nello studio delle scienze sono scritte sotto forma di rapporti. Per esempio, vedrete più avan-

ti che la velocità lineare (v) di un corpo in movimento è data dal rapporto tra lo spostamento (s) e il tempo (t) impiegato per compiere lo spostamento:

$\frac{n \uparrow}{d} = r \uparrow$

Se teniamo fisso il denominatore e aumentiamo il numeratore ...

... aumenta anche il risultato del rapporto.

$v = s : t$

che si può scrivere anche:

$$v = \frac{s}{t}$$

numeratore
denominatore

Se teniamo fisso il numeratore e aumentiamo il denominatore ...

$\frac{n}{d \uparrow} = r \downarrow$

... il rapporto invece diminuisce.

■ Proporzioni

Supponete di aver fatto una foto digitale orizzontale (in formato 3:2) e di volerla stampare in modo che abbia la stessa altezza della copertina di un blocco note che ha un'altezza di 16 cm. Quale dovrà essere la base della fotografia?

La risposta a questa domanda si trova utilizzando una semplice **proporzione**, cioè l'uguaglianza di due rapporti. Vediamo quali sono i passaggi.

Il rapporto tra base e altezza della foto digitale è lo stesso anche nella foto stampata. L'uguaglianza dei due rapporti è:

$$\frac{\text{base (foto dig.)}}{\text{altezza (foto dig.)}} = \frac{\text{base (foto stamp.)}}{\text{altezza (foto stamp.)}}$$

che più in generale si scrive:

$$\frac{a}{b} = \frac{c}{d}$$

oppure

$$a \cdot b = c \cdot d$$

La proprietà fondamentale delle proporzioni dice che «il prodotto dei medi è uguale al prodotto degli estremi»:

$$a \times d = b \times c$$

Questa proprietà si può utilizzare per ricavare un valore incognito. Nell'esempio:

$$\begin{aligned} \text{altezza (foto dig.)} \times \text{base (foto stamp.)} &= \\ &= \text{base (foto dig.)} \times \text{altezza (foto stamp.)} \end{aligned}$$

ovvero

$$2 \times \text{base (foto stamp.)} = 3 \times 16 \text{ cm}$$

e cioè

$$2 \times \text{base (foto stamp.)} = 48 \text{ cm}$$

da cui si ricava che la base della foto stampata dovrà essere di 24 cm (48 cm:2).

$a : b = c : d$

Il prodotto dei medi ($b \times c$) ...

... è uguale al prodotto degli estremi ($a \times d$).

■ Frazioni e percentuali

I rapporti ci servono anche per esprimere **frazioni e percentuali** di un insieme. Circa $\frac{1}{5}$ dell'aria sulla Terra è costituita da ossigeno. Questa stessa informazione può essere espressa come percentuale: l'ossigeno costituisce circa il 20% dei gas che compongono l'aria. La percentuale è un particolare tipo di rapporto che ha come denominatore 100. Il valore 20% si può scrivere anche così:

$$\frac{20}{100} = 0,20$$

Quando ci viene fornita una percentuale riferita a un numero preciso, possiamo costruire una proporzione. Per esempio, se in un campione di roccia che pesa 3 kg il 40% in peso è costituito da ferro, la proporzione si imposta tenendo conto che il 40% corrisponde al ferro (di cui non conosciamo il

peso) e il 100% a tutta la roccia (che pesa 3 kg).

Quindi scriveremo:

$$40 : x = 100 : 3$$

e cioè:

$$x = \frac{40 \times 3}{100} = 1,2 \text{ kg}$$

Percentuale	10%	20%	25%	33,3%	50%	66,6%	75%	100%
Frazione	$\frac{1}{10}$	$\frac{1}{5}$	$\frac{1}{4}$	$\frac{1}{3}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{2}{3}$	$\frac{3}{4}$	$\frac{1}{1}$

■ I grafici

Un modo intuitivo per esprimere frazioni e percentuali è quello di usare i grafici a torta. Nelle scienze si utilizzano molti tipi diversi di grafico, a seconda delle informazioni che si vogliono mettere in evidenza. Per esempio in questo libro vedrete spesso dei **diagrammi cartesiani**. Sono grafici che mostrano come varia una grandezza il cui valore è indicato su un asse verticale (asse y o asse delle ordinate), al variare di una grandezza il cui valore è indicato su un asse orizzontale (asse x o asse delle ascisse). Ogni punto del grafico è determinato da una coppia di valori, uno per l'asse x e uno per l'asse y .

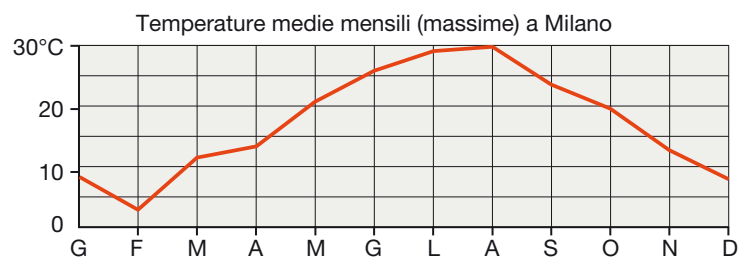
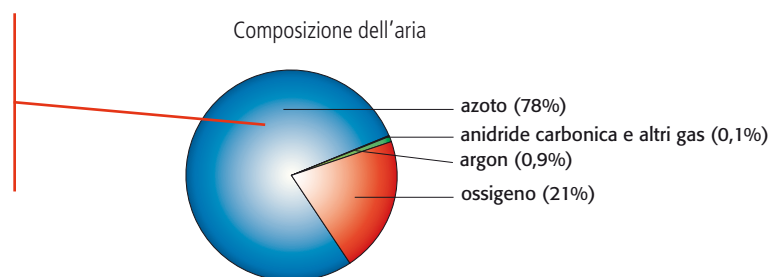
Collegando i punti si ottiene una linea spezzata che fornisce una raffigurazione dell'andamento del fenomeno (ad esem-

pio come variano le temperature massime mensili durante l'anno, a Milano).

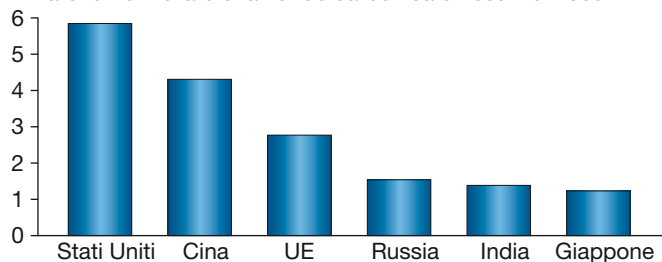
Se vogliamo confrontare fra loro i valori che una stessa grandezza assume in situazioni diverse è preferibile invece usare un **grafico a barre**. Ad esempio, per con-

frontare le emissioni di anidride carbonica di diversi paesi, posso porre su un asse i nomi dei paesi in esame e a ciascuno associare una colonna (o «barra») alta quanto il valore corrispondente di emissioni (riportato sull'altro asse).

L'area della torta rappresenta il 100%; le singole percentuali sono rappresentate con fette di colore diverso e ampiezza proporzionale.



Miliardi di tonnellate di anidride carbonica emessi nel 2005



IMPARA A IMPARARE

- Nell'esempio del regalo che cosa bisogna fare se si vuole diminuire la spesa per ciascun amico?
- Prova a scrivere una proporzione e verificane la validità controllando se il prodotto dei medi è uguale a quello degli estremi.
- Se a vale 9 e d vale 42, trova due coppie di valori per b e c per i quali la proporzione sia valida:
 b c
 b c
- Quale tipo di grafico è più adatto per rappresentare le percentuali?

2. MULTIPLI, SOTTOMULTIPLI, ANGOLI

Nelle scienze i numeri possono essere molto grandi, come per le distanze tra le stelle, o molto piccoli, come per le dimensioni di certi microrganismi. In questi casi scrivere i valori in modo tradizionale può cre-

are grandi difficoltà: potremmo riempire di zeri righe intere di quaderno! Per questo motivo si usano **multipli** e **sottomultipli** del 10 nei sistemi di unità di misura, ed è per la stessa ragione che si usano le poten-

ze di 10 e la loro **notazione esponenziale**.

In questo libro ci saranno utili inoltre alcune conoscenze di geometria, che richiamiamo in breve: gli **angoli** e i concetti collegati di **ortogonalità** e **parallelismo**.

■ Multipli e sottomultipli

Il chilometro è un **multiplo** del metro, cioè un metro *moltiplicato* per 10 un certo numero di volte (in questo caso 1000 metri).

Un multiplo di un numero a è un numero b ottenuto dalla moltiplicazione di a per un numero intero. Per esempio 12 è un multiplo di 3, perché si ottiene moltiplicando 3 per 4; ma è anche un multiplo di 1, di 2, di 4 e di 6. Viceversa, un **sottomultiplo** di un numero a è un numero intero b per cui a è divisibile: per esempio 1, 2, 3, 4 e 6 sono sottomultipli di 12.

L'uso dei multipli e sottomultipli del 10 nelle unità di misura è frequente, perché consentono di usare numeri «comodi»: per esempio scriveremo 170 km (kilometri) anziché 170 000 m (metri).

Le equivalenze tra le unità di misura e i loro multipli e sottomultipli sono regolate dalle potenze di 10. Ad esempio, 1 km corrisponde a 10^3 m. 1 cm (centimetro) corrisponde invece a 10^{-2} m, e di conseguenza 1 m corrisponde a 10^2 cm.

Sottomultiplo	Prefisso	Simbolo	Multiplo	Prefisso	Simbolo
10^{-1}	deci-	d-	10^1	deca-	da-
10^{-2}	centi-	c-	10^2	etto-	h-
10^{-3}	milli-	m-	10^3	kilo-	k-
10^{-6}	micro-	μ -	10^6	mega-	M-
10^{-9}	nano-	n-	10^9	giga-	G-
10^{-12}	pico-	p-	10^{12}	tera-	T-
10^{-15}	femto-	f-	10^{15}	peta-	P-
10^{-18}	atto-	a-	10^{18}	exa-	E-

■ Potenze di 10 e notazione esponenziale

Capita di utilizzare numeri molto grandi o molto piccoli. C'è un modo per condensare questi numeri usando le **potenze** di 10.

Posso scrivere:

$10^n = 10 \times 10 \times \dots \times 10$ (n volte) se n (detto *esponente*) è positivo,

$10^0 = 1$ se l'esponente è zero,

$10^{-n} = \frac{1}{10^n} = 0,00 \dots 01$ (con n zeri, incluso quello che precede la

virgola) se l'esponente è negativo.

Esiste una regola per ricordare: il risultato di una potenza di dieci contiene un numero di zeri uguale all'esponente. Per esempio:

$$10^4 = 10\,000 \text{ (4 zeri)}$$

$$10^{-3} = 0,001 \text{ (3 zeri)}$$

Tutti i numeri si possono rappresentare come il prodotto di un numero compreso tra 1 e 9 e una potenza in base dieci:

$$1500 = 1,5 \times 10^3$$

$$0,05 = 5 \times 10^{-2}$$

Questo metodo è noto come **notazione esponenziale**.

Per lavorare con la notazione esponenziale è utile ricordare due proprietà delle potenze:

moltiplicazione $10^m \times 10^n = 10^{m+n}$

divisione $10^m : 10^n = 10^{m-n}$

Invece, per sommare o sottrarre potenze in base dieci occorre prima portare entrambi i termini alla stessa potenza e poi sommare o sottrarre le basi. Ad esempio:

$$8 \times 10^8 - 4 \times 10^7$$

deve essere trasformata in:

$$8 \times 10^8 - 0,4 \times 10^8$$

dalla quale si ottiene:

$$(8 - 0,4) \times 10^8 = 7,6 \times 10^8$$




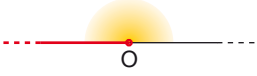
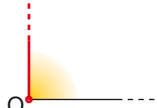
Potenza di 10	Frazione	Numero	Nome
10^{-6}	$\frac{1}{10^6}$	0,000 001	un milionesimo
10^{-3}	$\frac{1}{10^3}$	0,001	un millesimo
10^{-2}	$\frac{1}{10^2}$	0,01	un centesimo
10^{-1}	$\frac{1}{10}$	0,1	un decimo
10^0		1	uno
10^1		10	dieci
10^2		100	cento
10^3		1000	mille
10^6		1 000 000	un milione

■ Angoli

Se tracciamo su un piano (per esempio un foglio) due semirette con l'origine in comune (due linee che partano dallo stesso punto), queste dividono il piano in due parti. Ciascuna parte (indicata in figura con un colore diverso) individua un **angolo**.

In questo libro gli angoli sono misurati in *gradi*: il **grado** ($^{\circ}$) è la 360-esima parte dell'angolo giro. Si usano anche i sottomultipli del grado: la 60-esima parte di un grado è detta **primo** ($'$) e la 60-esima parte del primo è detta **secondo** ($''$).

Un angolo che misuri 90° (1/4 dell'angolo giro) è detto *angolo retto*. Un angolo si dice *acuto* se è minore di un angolo retto, *ottuso* se è maggiore.

	Angolo generico	$35^{\circ} 15' 20''$
	Angolo giro (semirette coincidenti)	360°
	Angolo nullo (semirette coincidenti)	0°
	Angolo piatto (semirette opposte)	180°
	Angolo retto (metà angolo piatto)	90°

■ Parallelismo e ortogonalità

Se con il righello tracciamo due rette su un foglio, si possono verificare tre diverse situazioni:

- le rette s'intersecano in un punto;
- le rette non hanno punti in comune;
- le rette hanno tutti i punti in comune, cioè sono sovrapposte.

Due rette del piano si dicono **ortogonali** o

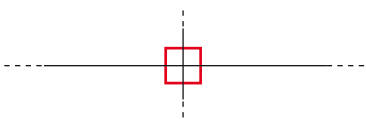
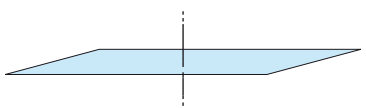
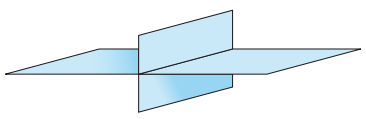

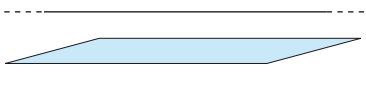
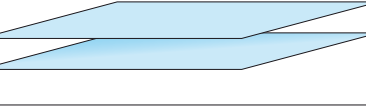
perpendicolari se s'intersecano formando 4 angoli retti. Sono perpendicolari le rette che su una mappa congiungono Nord e Sud, Est e Ovest, le righe e le colonne di un quaderno a quadretti, i lati contigui di un rettangolo. Se invece le rette non hanno punti in comune sono dette **parallele**.

Sono paralleli i binari del treno, le linee che delimitano una carreggiata, i lati opposti di un rettangolo.

I concetti di parallelismo e ortogonalità si possono estendere a un piano e a una retta esterna al piano, o a due piani, come mostrato in figura.

IMPARA A IMPARARE

- La luce percorre in un secondo circa 300000 km. Scrivi il numero in notazione esponenziale.
- Il raggio di un atomo d'idrogeno è circa 0,00000000001 m. Scrivi il numero in notazione esponenziale.
- A quanti secondi equivale un grado?
- A che frazione di angolo giro equivale la somma di 3 angoli retti?
- Consideriamo un piano e una retta ortogonale al piano. In che relazione sono le rette del piano con la retta perpendicolare ad esso?
- Che relazione c'è tra rette ortogonali a piani paralleli?
- E tra rette parallele a piani ortogonali?

	Rette ortogonali (o perpendicolari)
	Retta ortogonale a un piano
	Piani ortogonali
	Rette parallele
	Retta parallela a un piano
	Piani paralleli

3. LE UNITÀ DI MISURA

Sarete d'accordo sul fatto che è impossibile stabilire se è più buona una mela o una pera, ma è invece possibile stabilire se una mela pesa più di una pera. La *massa*, a differenza della *bontà*, è una grandezza fisica con una precisa unità di misura (il grammo).

Nel corso della storia, ogni popolazione ha definito in modo diverso le proprie **unità di misura**. Con l'aumento dei commerci e delle comunicazioni, si è capito che era necessario definire le unità di misura delle singole grandezze univocamente, con regole precise.

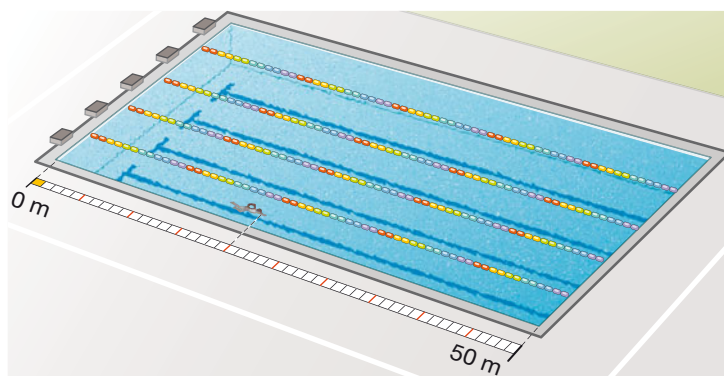
Per lo studio delle materie scientifiche è fondamentale conoscere grandezze e unità di misura, e usare quelle indicate come valide per tutti dal **Sistema Internazionale**.

■ Misurare le grandezze

Le grandezze d'interesse per la scienza sono quelle che è possibile misurare. Grandezze come la distanza e il tempo sono misurabili: è possibile stabilire, per mezzo di appositi strumenti (un righello, un cronometro), quante volte una specifica unità di misura (il metro, il secondo) è contenuta in ciascuna grandezza.

Il risultato di queste misure è una *quantità dimensionata*, cioè un numero che moltiplica un'unità di misura: ad esempio, una piscina olimpionica è lunga 50 m, dove m indica il metro. Il numero 50 rappresenta una *quantità adimensionata*: è l'unità di misura m a specificare che quel numero rappresenta una lunghezza. Dire che una piscina è lunga 50 m significa dire che l'unità di misura di lunghezza – il metro – è contenuta 50 volte nella lunghezza della piscina.

Questo dato è significativo per la scienza perché è possibile confrontarlo con il risultato ottenuto con altre misure di lunghezza.



■ Il Sistema Internazionale

La comunità scientifica internazionale ha individuato sette grandezze fisiche che ha definito come **grandezze fondamentali**: la lunghezza, la massa, il tempo, la corrente elettrica, la temperatura, la quantità di sostanza e l'intensità luminosa.

Vedremo che dalla combinazione delle sette grandezze fondamentali si possono ricavare tutte le grandezze usate in scienze della Terra, ma anche in fisica, chimica e biologia.

Negli Stati Uniti d'America le distanze spesso sono misurate in miglia e non in chilometri come in Italia: miglia e chilometri sono due diverse unità di misura della lunghezza.

Per convenzione, dal 1960, a ognuna delle sette grandezze fisiche fondamentali sono stati assegnati un simbolo e un'unità di misura. Il sistema fondato su queste unità di misura è conosciuto come **Sistema Internazionale (SI)**.

Grandezza fisica	Simbolo della grandezza	Nome dell'unità di misura	Simbolo dell'unità di misura
lunghezza	l	metro	m
massa	m	kilogrammo	kg
tempo	t	secondo	s
corrente elettrica	I	ampère	A
temperatura	T	kelvin	K
quantità di sostanza	n	mole	mol
intensità luminosa	i_v	candela	cd

■ Unità di misura per le distanze astronomiche

Quando si vogliono esprimere le distanze tra i pianeti e o quelle che separano le stelle, anche l'utilizzo dei multipli del metro diventa scomodo, perché i numeri sono davvero molto grandi.

Per esempio, la distanza media tra la Terra e il Sole vale 149,6 Gm ($1,496 \times 10^{11}$ m),

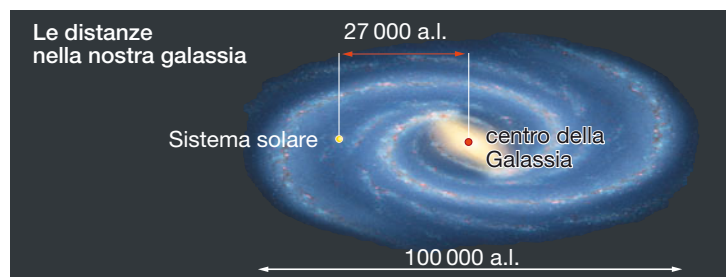
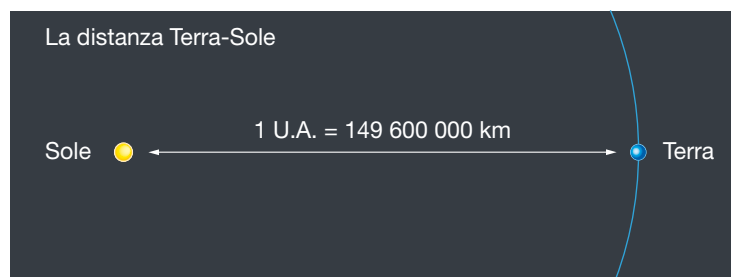
eppure, tra quelle astronomiche, è una delle distanze più piccole!

Si è deciso di ovviare a questa scomodità definendo una nuova unità di misura della lunghezza: l'**unità astronomica** (che si indica con U.A.), la quale corrisponde proprio a $1,496 \times 10^{11}$ m.

Per esprimere poi distanze sensibilmente più grandi, è stata introdotta una seconda

unità di misura: l'**anno-luce** (a.l.), che corrisponde alla distanza percorsa dalla luce in un anno.

Considerando che la luce nel vuoto si muove alla velocità di circa 300 000 km/s e che in un anno ci sono 31 536 000 secondi, la luce in un anno percorre circa 9461 miliardi di chilometri. Questo valore corrisponde appunto a un anno-luce.



■ Unità di misura derivate

Abbiamo appena visto che la velocità della luce è pari a 300 000 km/s. La velocità è un esempio di **grandezza derivata**, ottenuta dalla divisione di una lunghezza per il tempo (torneremo nel prossimo paragrafo sull'argomento).

Le grandezze derivate, e quindi le loro unità di misura, si ottengono dalla combinazione algebrica (moltiplicazioni e divisioni) delle grandezze fondamentali.

Le unità di misura delle grandezze derivate si possono sempre esprimere in funzione delle unità del SI; per esempio, l'unità di misura della carica elettrica, il coulomb (C) si ottiene dalla moltiplicazione di ampère (A) e secondo (s): $1 \text{ C} = 1 \text{ A} \cdot \text{s}$.

Grandezza fisica	Nome dell'unità di misura	Simbolo dell'unità di misura	Definizione dell'unità di misura SI
area	metro quadro	m ²	
volume	metro cubo	m ³	
densità o massa volumica	kilogrammo al metro cubo	kg/m ³	
forza	newton	N	1 N = 1 kg · m/s ²
pressione	pascal	Pa	1 Pa = 1 N/m ²
energia, lavoro, calore	joule	J	1 J = 1 N · m
velocità	metri al secondo	m/s	
accelerazione	metri al secondo quadrato	m/s ²	
potenza	watt	W	1 W = 1 J/s
carica elettrica	coulomb	C	1 C = 1 A · s

■ Ragionare con gli ordini di grandezza

È molto importante avere sempre un'idea approssimativa delle misure delle grandezze di cui ci occupiamo: dobbiamo sapere, per esempio, che la distanza media tra gli atomi di un diamante è circa 10^{-10} m, mentre il raggio medio della Terra è circa 10^7 m, proprio

Tipo di grandezza	Ordine di grandezza	Grandezza
TEMPO	10^{17} s	età dell'Universo
	10^9 s	durata della vita di un uomo
	10^{-8} s	tempo che impiega la luce ad attraversare una stanza
DISTANZA	10^{21} m	diametro della nostra Galassia
	10^8 m	distanza Terra-Luna
	10^{-10} m	distanza tra gli atomi di un diamante
MASSA	10^{33} g	massa del Sole
	10^5 g	massa di un uomo
	10^{-24} g	massa dell'atomo di idrogeno

come sappiamo che un'automobile può costare circa 20 000 euro mentre una pizza ci costerà circa 5 euro. In altre parole, dobbiamo saper ragionare utilizzando gli **ordini di grandezza**. L'ordine di grandezza di un numero è la potenza di dieci più vicina a quel numero, di cui costituirà quindi una buona approssimazione.

Per esempio, la distanza media della Luna dalla Terra misura 384 400 km, ovvero $3,844 \times 10^8$ m. Ecco perché l'abbiamo indicato come una lunghezza dell'ordine di 10^8 m.

IMPARA A IMPARARE

- La misura di una distanza non è sempre possibile con un semplice righello. Come misureresti la distanza dalla tua casa alla scuola?
- Qual è l'unità di misura che normalmente usi per indicare la temperatura?
- Quali sono i multipli e i sottomultipli del metro e del kilogrammo?
- Qual è l'unità di misura dell'energia?
- Di che ordine di grandezza è l'area della tua camera?

4. ALCUNE GRANDEZZE CHE CI SERVIRANNO

■ Velocità e accelerazione

Velocità e accelerazione sono grandezze fisiche di cui hai esperienza diretta. La **velocità** esprime la relazione tra uno spostamento e il tempo necessario per effettuarlo. La velocità media (v_m) è il risultato del rapporto tra lo spazio (s) percorso e il tempo (t) impiegato per percorrerlo:

$$v_m = \frac{\Delta s}{\Delta t}$$

dove Δ (si legge delta) indica la variazione.

Poiché nel SI le unità di misura di spazio e tempo sono, rispettivamente, metro e secondo, la velocità si esprime in m/s. Sul tachimetro delle automobili leggete invece la velocità espressa in chilometri all'ora (km/h). Per passare da un valore di velocità espresso in km/h al valore equivalente in m/s, è sufficiente dividere per 3,6.

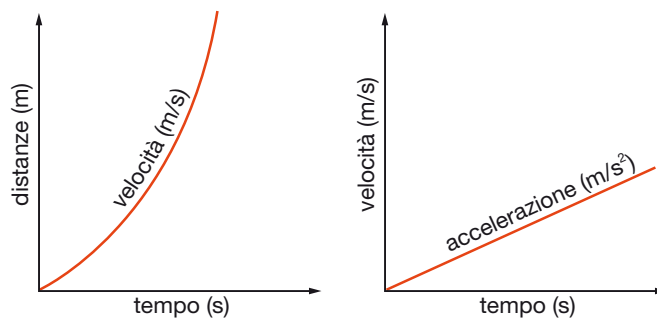
La velocità di propagazione della luce nel vuoto è costante ed è pari a 3×10^8 m/s, ma in natura per lo più i corpi hanno velocità che variano nel tempo.

Per esempio una persona che corre parte da ferma, poi aumenta la velocità, rallenta e infine si ferma: in ogni istante ha una velocità diversa. Questa variazione di velocità nel tempo viene espres-

sa dall'**accelerazione**, che è il rapporto tra la variazione di velocità e l'intervallo di tempo:

$$a_m = \frac{\Delta v}{\Delta t}$$

Nel SI, l'accelerazione si esprime in m/s^2 . Quando la velocità aumenta, l'accelerazione è positiva; se la velocità diminuisce, l'accelerazione è negativa. Anche l'accelerazione, come la velocità, può essere costante o può variare nel tempo. Ad esempio, se lasciamo cadere un oggetto da una certa altezza, la sua velocità cresce con un'accelerazione costante $g = 9,8 \text{ m/s}^2$, che è l'accelerazione di gravità dovuta all'attrazione della Terra.



■ Massa e peso

Quando lanci una palla avverti di stare esercitando una **forza**, perché compi uno sforzo muscolare. Forza è anche quella che l'acqua esercita sulle pale di un mulino o quella che risentono gli oggetti di ferro attirati da una calamita. In fisica il concetto di forza è associato a una variazione di velocità, cioè a un'accelerazione. In formule:

$$F = m \times a$$

dove F è la forza, a l'accelerazione e m la massa. La forza si misura in **newton** con uno strumento detto *dinamometro*, costituito da una molla racchiusa in un cilindro graduato.

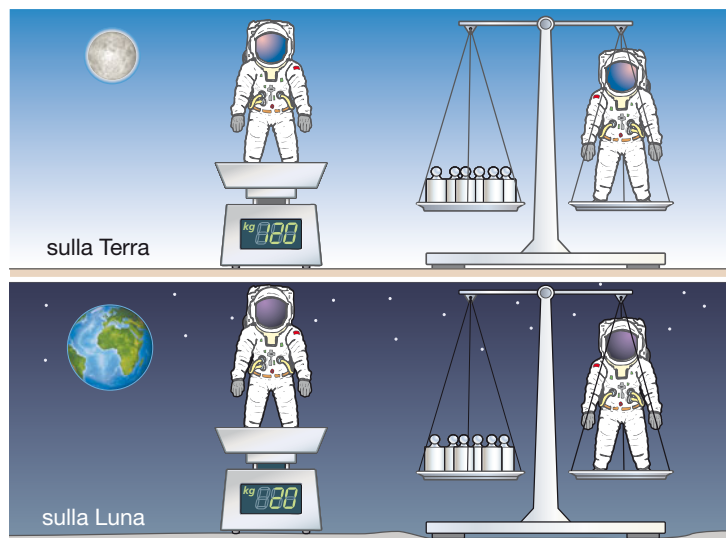
La **massa**, la cui unità di misura è il **kilogrammo**, è la quantità di materia di un corpo che si può misurare con una *bilancia a due piatti*. Su un piatto si pone l'oggetto di cui si vuole conoscere la massa e sull'altro si mettono campioni di massa nota, finché si raggiunge l'equilibrio. La massa è una proprietà caratteristica dei corpi e quindi non cambia anche se cambia il luogo in cui si compie la misura: per esempio, una bilancia in equilibrio sulla Terra lo è anche sulla Luna.

Il **peso** di un corpo, invece, è la forza che risulta dall'effetto della forza di **gravità** (responsabile della tendenza degli oggetti a cadere verso il basso) sulla massa del corpo. L'*accelerazione di gravità* è diversa da luogo a luogo (sulla Luna è sei volte più bassa che sulla Terra) e quindi il peso di un oggetto varia in modo corrispondente.

Sulla Luna, un astronauta si sente più leggero, anche se la sua massa è rimasta la stessa.

Il peso P si misura in newton ed è proporzionale alla massa m e all'accelerazione di gravità g :

$$P = m \times g.$$

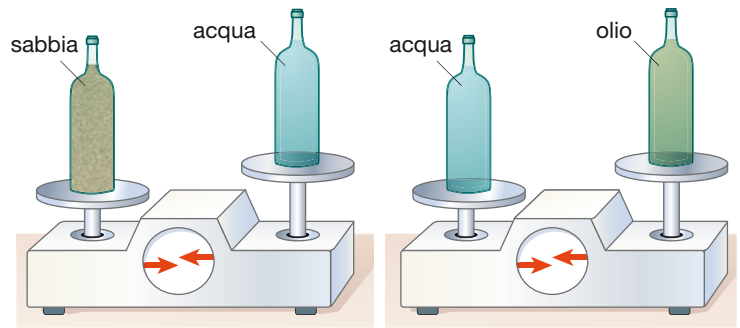


■ Densità

Prendiamo tre bottiglie con lo stesso volume (per esempio 1 litro) e riempiamole con sostanze diverse: la prima con acqua, la seconda con olio e l'ultima con sabbia. Se misuriamo le tre masse con una bilancia a piatti uguali troveremo valori diversi. Un litro di sabbia ha una massa ben superiore rispetto a un litro d'acqua o d'olio. Analogamente un litro d'olio ha una massa inferiore rispetto a un pari volume d'acqua. Il rapporto tra la massa m di una sostanza e il volume che occupa definisce la **densità** d della sostanza:

$$d = m/V$$

Acqua, olio e sabbia hanno differenti densità. 1 kg di sabbia occupa un volume minore rispetto ad 1 kg d'olio. Questa differenza fa sì che se versiamo in un bicchiere d'acqua olio o sabbia, il primo galleggia e la seconda si deposita sul fondo. Una differenza di densità sta anche alla base del galleggiamento dei cubetti di ghiaccio nell'ac-



qua o degli iceberg nell'oceano. A differenza di tutte le altre sostanze, l'acqua allo stato solido (ghiaccio) è meno densa che allo stato liquido, quindi galleggia.

Nel SI l'unità di misura della densità è kg/m^3 . Talvolta viene espressa anche in g/cm^3 e, per i gas – considerando che 1 dm^3 è pari a un litro (L) – in g/L .

■ Pressione

Perché sugli sci non si affonda nella neve? Per spiegare questo fenomeno dobbiamo introdurre una nuova grandezza derivata: la **pressione** (p), che esprime il rapporto tra una forza (F), in questo caso la forza-peso, e la superficie (S) su cui essa viene esercitata:

$$p = \frac{F}{S}$$

Con gli sci il nostro peso si distribuisce uniformemente su una superficie maggiore e quindi la pressione che il nostro corpo eser-

cita sulla neve è minore; dunque non sprofondiamo. Nel SI l'unità di misura della pressione è il **pascal** (Pa), pari a:

$$1 \text{ Pa} = \frac{1 \text{ N}}{1 \text{ m}^2} = 1 \text{ kg} \times \text{m}^{-1} \times \text{s}^{-2}$$

Oltre al pascal, è possibile usare anche altre unità di misura, come l'atmosfera ($1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$), il millimetro di mercurio ($1 \text{ mm Hg} = 133,322 \text{ Pa}$) e il millibar ($1 \text{ mbar} = 100 \text{ Pa}$). Un'atmosfera corrisponde alla pressione dell'aria al livello del mare.



■ Energia, calore e temperatura

Avrete sentito parlare di energia solare o elettrica: è importante sapere cosa si intende con il termine **energia**. L'energia è la capacità di un corpo di eseguire lavoro e trasferire calore. Energia e calore, infatti, hanno la stessa unità di misura nel SI: il **joule** (J).

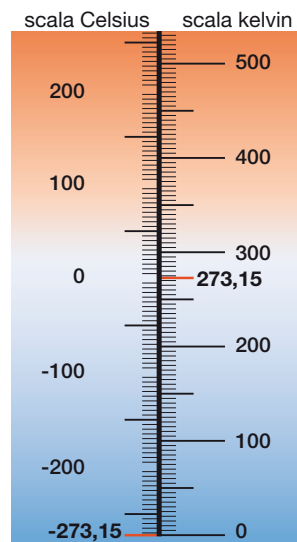
$$1 \text{ J} = 1 \text{ N} \times \text{m} = 1 \frac{\text{kg} \times \text{m}^2}{\text{s}^2}$$

Il calore, quindi, è una modalità di trasferimento dell'energia da un corpo caldo a uno freddo, che dipende anche dalla massa dei corpi coinvolti. Quando usiamo un termometro per sapere quale dei due corpi è più freddo, non misuriamo né l'energia né la quantità di calore (che si misura con il calorimetro), ma la sua **temperatura**, cioè lo stato che dipende dall'agitazione (termica) delle particelle che lo costituiscono.

La temperatura è una grandezza fonda-

mentale e la sua unità di misura nel SI è il kelvin (K). È comune anche l'uso della scala Celsius, o centigrada ($^{\circ}\text{C}$); un kelvin corrisponde a un grado centigrado, ma a

0°C corrispondono $273,15 \text{ K}$. Quindi per ricavare la temperatura in kelvin conoscendo quella in gradi Celsius si applica l'equazione: $T (\text{K}) = t (^{\circ}\text{C}) + 273,15$



IMPARA A IMPARARE

- Osserva il diagramma della velocità: come rappresentaresti il moto di un corpo che si muove con velocità costante per un certo tempo, poi si ferma e resta in quiete gli istanti successivi?
- Sul pianeta Marte l'accelerazione di gravità è pari a circa $1/3$ di quella sulla Terra. Come varierebbe il tuo peso sulla superficie marziana?
- Fai l'esempio di sostanze o di oggetti di uso quotidiano che hanno densità tra loro molto diverse. Come ti accorgi della differenza?
- A quanti mbar equivale 1 atm ?
- Perché l'energia e il calore hanno la stessa unità di misura?

5. ATOMI, MOLECOLE, ELEMENTI E COMPOSTI

La grandissima varietà di sostanze che ci circonda è il risultato della combinazione di alcune minuscole particelle di materia, tutte molto simili tra loro: gli **atomi**.

In natura esistono 92 tipi diversi di atomi e a ciascuno corrisponde un **elemento**; per esempio, sono elementi il carbonio, l'ossigeno, il ferro. Ma esistono anche elemen-

ti ricavati in laboratorio, perciò gli elementi conosciuti sono più di un centinaio.

Gli atomi di un elemento sono in genere identici tra loro ma sono diversi dagli atomi degli altri elementi.

Negli schemi e nelle formule della chimica, ogni elemento è rappresentato da un simbolo, che deriva dall'iniziale (o da due

lettere) del suo nome; per esempio si usa C per indicare il carbonio, Fe per il ferro.

All'interno dell'atomo ci sono particelle ancora più piccole: gli **elettroni**, i **protoni** e i **neutroni**. Le interazioni tra queste particelle spiegano la tendenza degli atomi a unirsi e formare le **molecole** oppure a trasformarsi in **ioni**, atomi elettricamente carichi.

■ Gli atomi e la loro struttura

Il nome atomo viene dal greco *átomos*, che vuol dire indivisibile. In realtà l'atomo è costituito da particelle ancora più piccole (dette *subatomiche*): i **protoni**, i **neutroni** e gli **elettroni**. Protoni e neutroni hanno massa confrontabile ($1,67 \times 10^{-27}$ kg) ma diversa carica elettrica: un protone ha carica positiva (unitaria), mentre il neutrone ha carica nulla. Gli elettroni possiedono invece una carica unitaria negativa e una massa molto più piccola ($9,1 \times 10^{-31}$ kg).

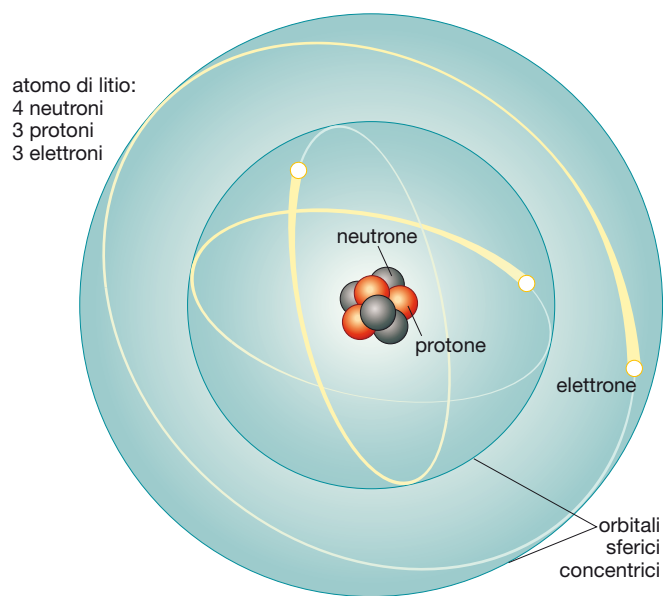
Poiché l'atomo è elettricamente neutro, protoni ed elettroni devono esservi presenti in egual numero. Il numero di protoni, come vedremo, è caratteristico di tutti gli atomi di uno stesso elemento: si chiama **numero atomico** e si indica con *Z*. Per esempio, tutti gli atomi di idrogeno hanno un solo elettrone e un solo protone ($Z=1$); tutti gli atomi di carbonio hanno sei elettroni e sei protoni ($Z=6$). Il numero atomico individua perciò uno specifico elemento.

Il numero di protoni più il numero di neutroni costituisce invece il **numero di massa atomica** (*A*) di un elemento.

Protoni e neutroni compongono il **nucleo**, mentre gli elettroni si muovono attorno in regioni di spazio ben definite e chiamate *orbitali*. Ogni orbitale può ospitare al massimo due elettroni e corrisponde a un certo **livello energetico**, determinato dalla teoria della meccanica quantistica. L'orbitale più vicino al nucleo è associato al livello energetico più basso ed è il primo a essere occupato; seguono quattro orbitali del secondo livello. Per riempire i primi due li-

velli energetici, allora, sono necessari 10 elettroni (2 nel primo livello e 8 nel secondo). Questa situazione corrisponde all'elemento con $Z=10$, che è il neon. In generale i livelli energetici dal secondo in poi possono contenere al massimo 8 elettroni.

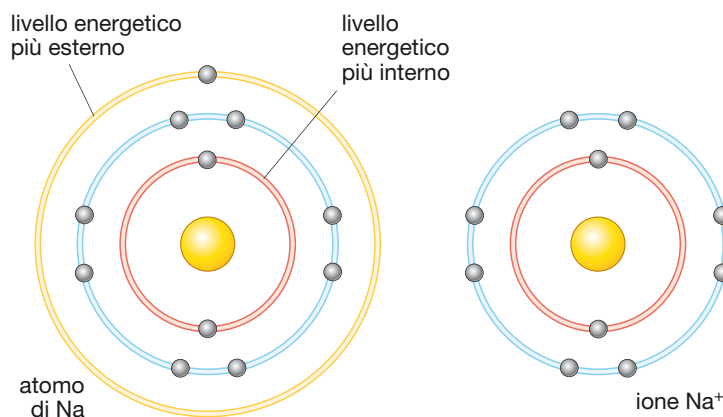
In sintesi, gli elettroni di un atomo occupano gli orbitali a partire dal livello meno energetico a salire: più alto è il numero atomico *Z* dell'elemento, più orbitali vengono riempiti.



■ Gli ioni

Interagendo con un altro atomo o con una fonte di energia, un atomo può perdere o acquistare uno o più elettroni e diventare così elettricamente carico: in tal caso si parla di **ione**.

Uno ione negativo, o **anione**, possiede uno o più elettroni *in più* rispetto a quelli previsti dal numero atomico; uno ione positivo, o **catione**, ha uno o più elettroni *in meno* rispetto al numero atomico. Ad esempio, uno ione sodio Na^+ è un atomo di sodio che ha perso un elettrone dal livello più esterno, come si vede dalla figura, che rappresenta in modo schematico i livelli energetici occupati dell'atomo di sodio e del suo ione.

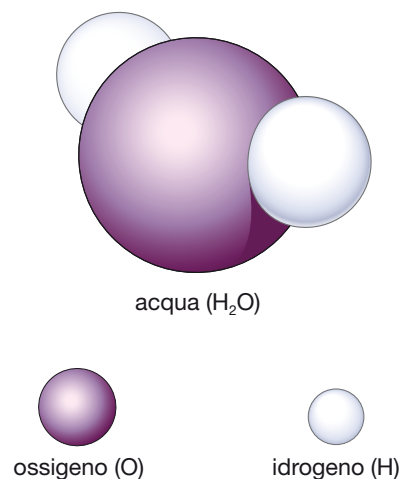


■ Le molecole

La varietà delle sostanze che ci circonda non si può spiegare solo con il centinaio di elementi conosciuti in natura: è necessario ipotizzare che gli atomi si possano combinare tra loro per formare nuove entità.

Si definisce **molecola** la più piccola frazione di una sostanza che ne conserva tutte le caratteristiche chimiche. Una molecola può essere formata da due o più atomi di uno stesso elemento o di elementi diversi. Nel secondo caso, gli elementi sono sempre presenti nelle stesse proporzioni: una molecola d'acqua è sempre formata da un atomo di ossigeno e due di idrogeno.

Le proprietà di una sostanza non dipendono solo dalla composizione delle sue molecole, ma anche da come queste si dispongono nello spazio e interagiscono tra loro. L'acqua allo stato liquido, per esempio, è costituita da molecole con grande libertà di movimento e tra loro molto vicine. Quando l'acqua congela, le molecole perdono la propria indipendenza, si aggregano e si dispongono ordinatamente nello spazio, occupando posizioni fisse e a distanza maggiore l'una dall'altra. Da queste differenze su scala molecolare deriva la differenza di densità tra acqua e ghiaccio, che fa sì che gli iceberg galleggino sull'oceano.



■ Elementi e composti, sostanze pure e soluzioni

Un **elemento** è una sostanza che, anche se sottoposta a *processi chimici* (dei quali parleremo più avanti), non può essere suddivisa in sostanze più semplici. Un **composto** è invece una sostanza che, se sottoposta a processi chimici, si può scomporre in altre sostanze più semplici. Il rapporto tra le quantità dei costituenti di un composto è ben definito e costante.

Determinare la *composizione chimica* di una sostanza significa determinare se si tratta di un elemento o di un composto e identificare gli atomi che la costituiscono. L'analisi chimica di un diamante, per esempio, rivela che è costituito da un solo elemento, che chiamiamo carbonio, che non si può scomporre in altre sostanze più semplici.

L'analisi chimica dell'acqua, invece, ci mostra che è un composto perché, con appositi procedimenti, posso ottenere i due elementi che la costituiscono (l'idrogeno e l'ossigeno).

Nel linguaggio comune tendiamo a identificare con l'espressione «sostanze chimiche» solo quelle prodotte artificialmente. In realtà ogni cosa che ci circonda è costituita da sostanze chimiche, che possono essere *naturali* o *artificiali*. Le seconde sono il prodotto di reazioni e processi chimici eseguiti in laboratorio o in impianti industriali, e sono anche chiamate *sostanze di sintesi*.

Le sostanze con cui avremo a che fare possono essere pure (come il diamante) o sotto forma di miscugli (come le rocce). In particolare, una sostanza si dice **pura** se non può essere separata con metodi fisici nei suoi componenti, e mantiene quindi inalterate le proprietà e la composizione chimica.

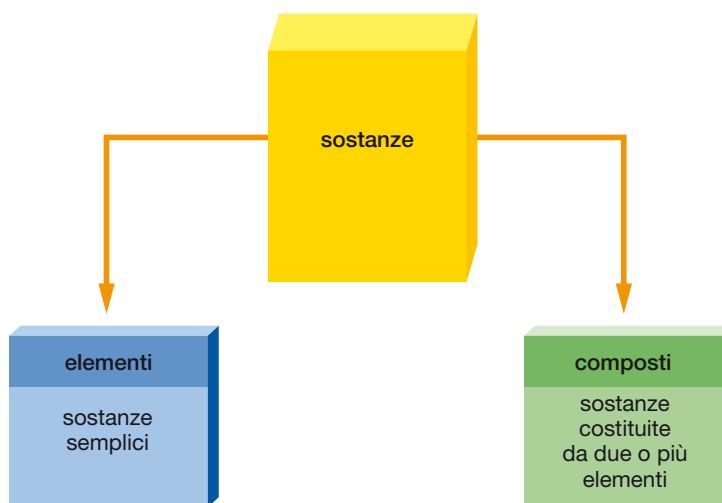
Una sostanza pura in un unico stato di aggregazione (per esempio l'acqua distillata) costituisce un *sistema omogeneo*; quando invece si trova in diversi stati fisici (per esempio una miscela di acqua e ghiaccio) costituisce un *sistema eterogeneo*.

Se si miscelano più sostanze pure, si dà origine a un **miscuglio**. Un miscuglio è *omogeneo* quando i suoi componenti sono completamente mischiati e formano un'unica fase, come accade per il sale disciolto nell'acqua del mare. Un miscuglio è invece detto *eteroge-*

neo quando sono ben distinguibili le fasi dovute alla presenza delle diverse sostanze che lo compongono, come la nebbia (un miscuglio tra acqua e aria).

I miscugli omogenei sono detti anche **soluzioni**. Esistono soluzioni liquide (quelle a cui siamo portati a pensare per prime), ma anche solide (come le leghe metalliche) o gassose (come l'aria che respiriamo).

Un bicchiere d'acqua e zucchero è una soluzione: l'acqua (presente in maggiore quantità) è chiamata **solvente** e lo zucchero è il **soluto**. Se aumentiamo la quantità di zucchero nell'acqua, a un certo punto questo non si scioglie più: la soluzione si dice *satura*.



IMPARA A IMPARARE

- Nella prima figura sono schematizzati gli orbitali occupati di un atomo di litio ($Z = 3$). Gli orbitali sono pieni?
- Il litio ha 3 protoni. Quanti elettroni ha il catione Li^+ ?
- Che cos'è una molecola?
- Conosci qualche altra molecola, oltre a quella dell'acqua?

6. LA TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

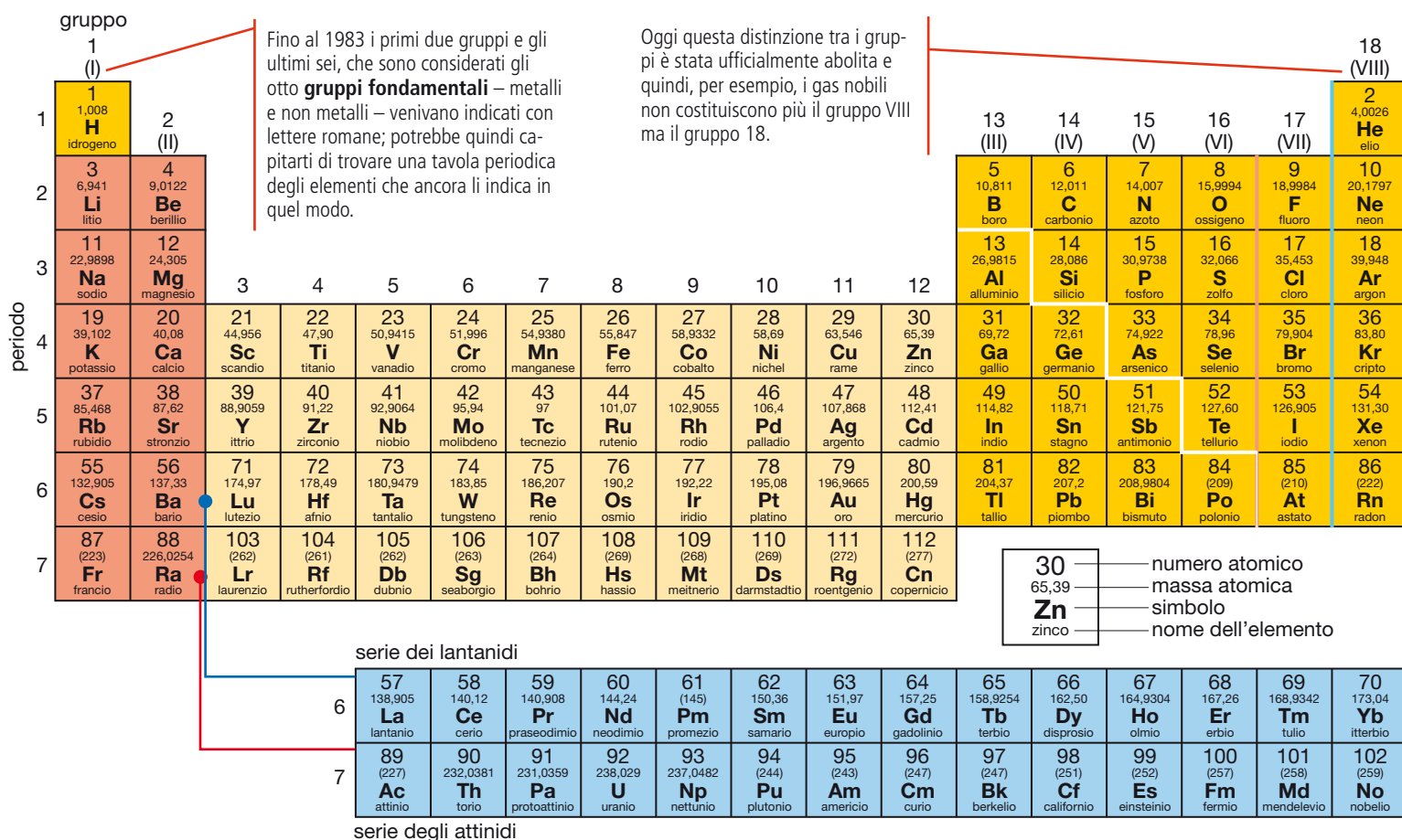
Gli elementi chimici possono essere raggruppati nella **tavola periodica**, ideata verso la fine dell'Ottocento dal chimico russo Mendeleev. Egli la compilò inserendo gli elementi noti all'epoca e lasciando vuote le caselle corrispondenti a sostanze ancora sconosciute. Poté fare questo perché nel-

la tavola gli elementi sono distribuiti (in righe e colonne) ordinati in base al numero atomico Z.

Procedendo da sinistra verso destra e dall'alto verso il basso, il numero atomico cresce. Le righe orizzontali della tavola periodica sono dette **periodi**, mentre le colon-

ne verticali sono chiamate **gruppi**. Gli elementi di uno stesso gruppo hanno proprietà chimiche e fisiche simili: hanno lo stesso numero di elettroni nel livello più esterno.

A sinistra nella tavola periodica ci sono i **metalli**, a destra i **non metalli**.



■ Gli isotopi

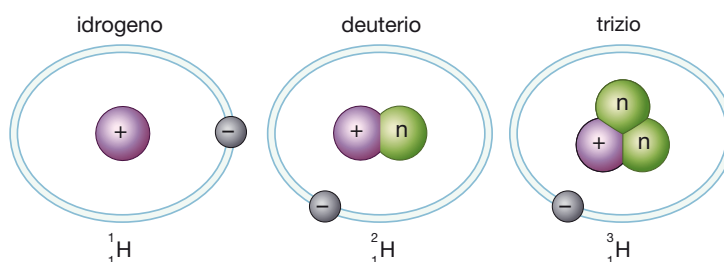
In natura è possibile trovare atomi di uno stesso elemento con un diverso numero di massa atomica. Ciò accade perché nel nucleo di uno stesso elemento il numero di neutroni può variare.

L'idrogeno, per esempio, ha sempre un protone (e un elettrone) ma il suo nucleo, che generalmente non contiene neutroni, a volte può presentarne:

- quando, oltre al protone, nel nucleo si trova un neutrone l'atomo prende il nome di *deuterio*,
 - quando sono presenti due neutroni l'atomo prende il nome di *trizio*.
- Atomi dello stesso elemento, e quindi con lo stesso numero atomico, ma che abbiano un diverso numero di massa atomica sono chiamati

isotopi. Per esempio, il deuterio e il trizio sono isotopi dell'idrogeno.

Per ciascun elemento si definisce allora la **massa atomica**, che è il numero che si ottiene dalla media dei diversi numeri di massa atomica con cui l'elemento si può trovare in natura.



7. I LEGAMI CHIMICI

Gli atomi si legano con due tipi diversi di legame chimico:

- il **legame covalente**,
- il **legame ionico**.

In entrambi i casi, formando un legame, gli atomi tendono a diventare più stabili. Infatti, per ragioni che hanno a che fare con la struttura interna dell'atomo, la stabilità massima viene raggiunta quando il li-

vello energetico più esterno è completo: nel caso dei primi due elementi (idrogeno ed elio), il livello esterno è stabile se contiene 2 elettroni, in tutti gli altri casi servono 8 elettroni (*regola dell'ottetto*). I gas nobili, appartenenti al gruppo 18 della tavola periodica, hanno 8 elettroni nel livello energetico più esterno (a eccezione dell'elio che ne ha al massimo due) e sono perciò molto stabi-

li: non si legano tra loro, né con altri atomi.

Il legame covalente si forma quando due atomi mettono in comune una o più coppie di elettroni. Il legame ionico (in genere più debole di quello covalente) deriva da un'attrazione tra cariche elettriche di segno opposto, che si stabilisce tra anioni e cationi.

■ Il legame covalente

Nel legame covalente un atomo mette in comune uno o più elettroni con un altro atomo, in modo da completare l'ottetto nel livello energetico più esterno. Gli elettroni del legame appartengono contemporaneamente ad entrambi gli atomi.

Per esempio, nelle molecole di metano (CH_4), l'atomo di carbonio mette in comune 4 elettroni con altrettanti atomi di H. In questo modo, l'atomo di carbonio (che ha 4 elettroni nel livello più esterno) completa l'ottetto, mentre l'atomo di idrogeno (che possiede un solo elettrone nel livello più esterno) raggiunge la configurazione elet-

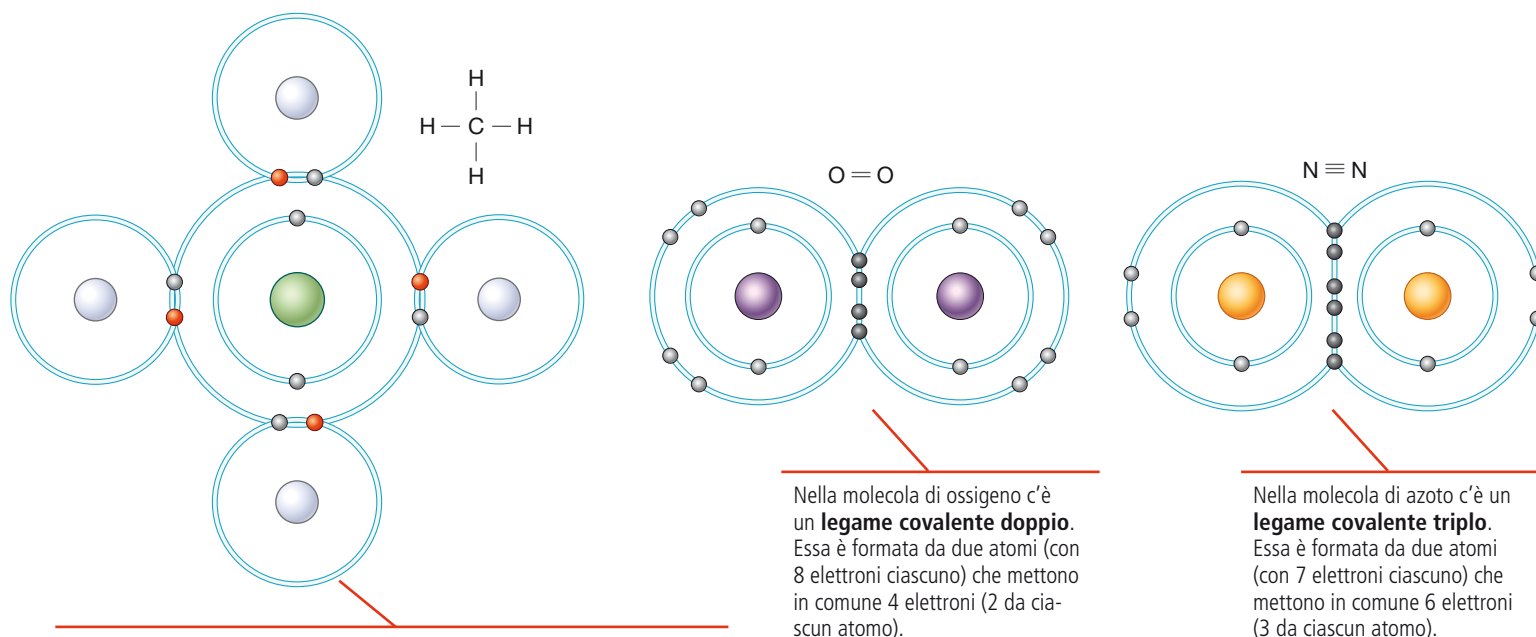
tronica (cioè la distribuzione degli elettroni nei livelli energetici) dell'elio, il gas nobile che lo segue sulla tavola periodica, più stabile in termini energetici di quanto non sia l'idrogeno. I quattro legami C-H che si formano sono **legami covalenti semplici**, perché ogni atomo di idrogeno condivide con l'atomo di carbonio soltanto una coppia di elettroni.

Le molecole di ossigeno gassoso (O_2) che respiriamo, invece, sono formate da due atomi di ossigeno uniti da due legami covalenti. L'atomo di ossigeno, infatti, ha 6 elettroni nel livello energetico più esterno; ogni atomo mette in comune due elettroni

per arrivare all'ottetto. Si forma in tal modo un **legame covalente doppio**. Un analogo comportamento si può verificare anche tra atomi di elementi diversi.

Nelle molecole di azoto gassoso (N_2), il principale componente dell'aria, i due atomi di azoto (che hanno ciascuno 5 elettroni nel livello più esterno) sono uniti per mezzo di un **legame covalente triplo**, dato che mettono in comune tre coppie di elettroni.

Il legame covalente triplo è particolarmente forte e per questa ragione è molto difficile da rompere.



Nella molecola di metano vi sono quattro legami covalenti semplici. Essa è formata da un atomo di carbonio (con 6 elettroni) e quattro atomi di idrogeno (con 1 elettrone ciascuno) che mettono in comune in totale 8 elettroni: ciascun atomo di idrogeno forma un **legame covalente semplice**.

Nella molecola di ossigeno c'è un **legame covalente doppio**. Essa è formata da due atomi (con 8 elettroni ciascuno) che mettono in comune 4 elettroni (2 da ciascun atomo).

Nella molecola di azoto c'è un **legame covalente triplo**. Essa è formata da due atomi (con 7 elettroni ciascuno) che mettono in comune 6 elettroni (3 da ciascun atomo).

8. LEGAMI POLARI E IONICI

■ Legami covalenti polari e apolari

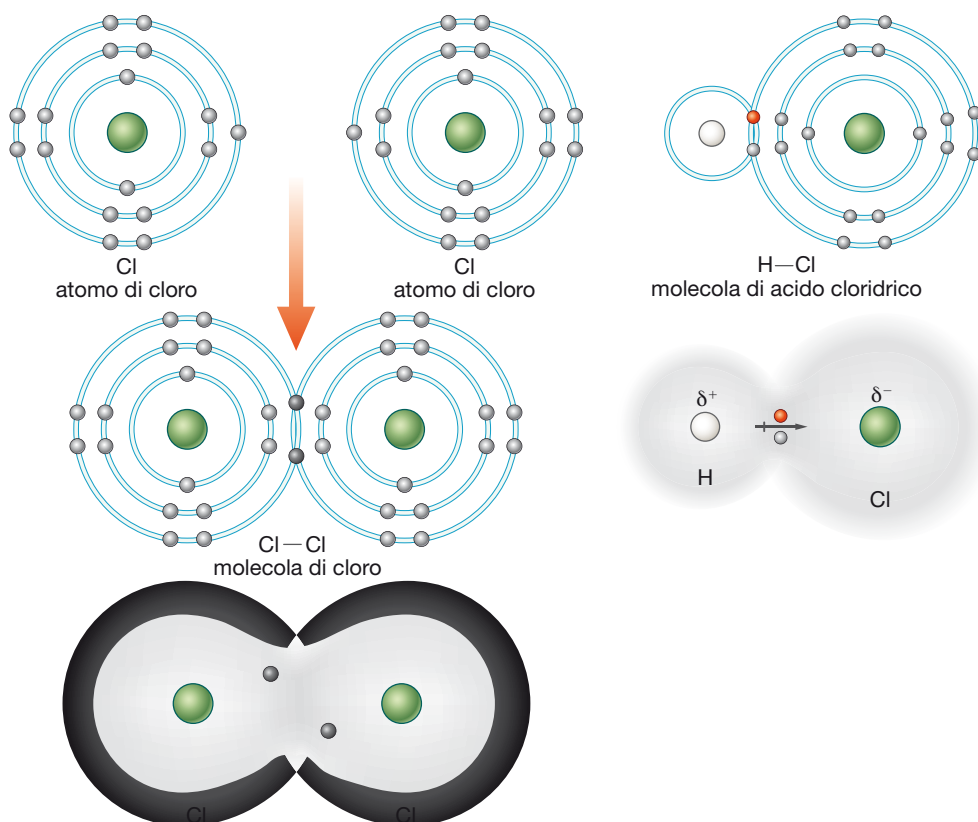
Nella formazione del legame covalente tra atomi identici (per esempio due atomi di cloro nella molecola Cl_2) la carica elettrica degli elettroni coinvolti nel legame si distribuisce in modo uniforme intorno ai due nuclei. La molecola che si forma è detta **apolare** (non polare) e con essa anche il legame covalente che si è formato.

Nelle molecole formate da atomi diversi, invece, gli elettroni in condivisione possono essere attirati con forza differente dai due nuclei. La carica elettrica tende, quindi, ad accumularsi a una delle estremità della molecola, che risulta in tal caso **polare**. Nella molecola di acido cloridrico (HCl), per esempio, il cloro attrae maggiormente gli elettroni implicati nel legame di quanto non faccia l'idrogeno.

Il legame tra l'idrogeno e il cloro nella molecola HCl è polare. Talvolta, per indicare che sul cloro si addensa la carica negativa degli elettroni si utilizza la lettera greca delta seguita dal segno meno (δ^-); per indicare la parziale positività dell'idrogeno si

scrive sopra il suo simbolo una delta seguita dal segno più (δ^+).

Un altro esempio di molecola polare è quella d'acqua (H_2O).

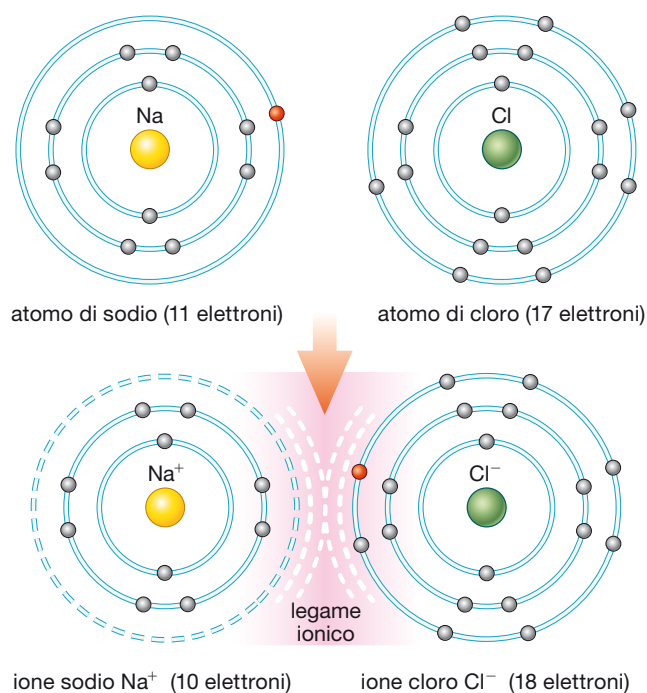


■ Il legame ionico

Molti atomi, per completare il livello energetico più esterno, perdono o acquistano uno o più elettroni e diventano carichi elettricamente trasformandosi in ioni. Ioni di carica opposta si attraggono reciprocamente e il risultato di questa interazione di tipo elettrostatico è la formazione di un **legame ionico**.

Il sale da cucina (NaCl) è un composto ionico: al cloro manca solo un elettrone per completare il livello più esterno, mentre il sodio ha un solo elettrone nel livello più esterno. Cedendo quest'unico elettrone al cloro, il sodio si trasforma in uno ione dotato di carica elettrica positiva. Tra il catione Na^+ e l'anione Cl^- si esercita, in tutte le direzioni dello spazio, un'attrazione elettrostatica per cui ogni ione di un tipo si circonda di altri ioni di carica opposta formando una struttura ordinata detta *reticolo cristallino*.

I legami ionici sono, in genere, piuttosto forti, anche se molte sostanze ioniche in acqua si disgregano e liberano gli ioni di cui sono costituite; quindi i composti ionici sono solubili in acqua.



9. DALLA CHIMICA: GLI STATI DELLA MATERIA

Il mondo che ci circonda è fatto di **materia**. Abbiamo visto che ogni oggetto materiale ha una massa e un volume e quindi occupa uno spazio.

Ci sono però delle differenze nel modo di occupare lo spazio; per esempio, tra il gas metano che esce dal fornello, il latte e un

cucchiaino. Il metano, il latte e il cucchiaino rappresentano tre diversi **stati fisici** di aggregazione della materia.

I materiali e le sostanze che incontriamo nella vita di tutti i giorni, oltre che per lo stato fisico, si differenziano tra loro anche per il grado di **purezza**. È un concet-

to che viene utilizzato impropriamente nel linguaggio comune: per esempio diciamo che l'acqua di un torrente di montagna è pura, mentre dal punto di vista scientifico si definisce miscuglio omogeneo o soluzione: nell'acqua del torrente infatti sono disciolti sali e altre sostanze.

■ Stati di aggregazione della materia

Gli stati fisici nei quali può trovarsi «aggregata» la materia sono tre: **solido**, **liquido** e **aeriforme**.

Spesso capiterà di riferirci ai liquidi e agli aeriformi insieme con il nome di **fluidi**.

1. Un solido è un corpo rigido che possiede una massa, una forma e un volume propri e ben definiti. Sono esempi di solidi il sale da cucina, lo zucchero, i bicchieri, gli oggetti metallici, le sedie e il tavolo, ma anche le rocce e la crosta terrestre nel suo insieme.

2. Un liquido ha una massa e un volume ben definiti, ma assume la forma del recipiente in cui viene contenuto. Oltre al latte, anche l'acqua, l'olio o il petrolio sono esempi di sostanze liquide.

3. Un aeriforme ha una massa propria e definita, ma si può espandere fino ad assume-

re il volume e la forma del recipiente che lo contiene (per esempio un palloncino, ma anche una stanza con le finestre chiuse). Il metano, l'ossigeno, l'azoto e l'anidride carbonica che si trovano nell'atmosfera sono esempi di sostanze aeriformi.

Ma una sostanza può trovarsi in natura in tutti e tre gli stati di aggregazione? La risposta è sì: sapete, per esperienza, che l'acqua si può trovare sia allo stato solido (il ghiaccio), sia a quello liquido, sia a quello aeriforme (il vapore acqueo).

Da cosa dipende allora lo stato di aggregazione di una sostanza? Dipende da due fattori: la **temperatura** e la **pressione**. Tutte le sostanze, a seconda delle condizioni di temperatura e pressione, possono trovarsi allo stato solido, liquido o aeriforme.

Se un aeriforme si trova al di sopra di una particolare temperatura (detta «temperatu-




ra critica» e diversa da sostanza a sostanza) non potrà più passare allo stato liquido e solido anche se viene sottoposto ad alte pressioni. In tal caso si parla di **gas**.

Se invece l'aeriforme è al di sotto di tale temperatura e per compressione può quindi passare allo stato liquido, prende il nome di **vapore**. L'acqua ha una temperatura critica di 374 °C: l'aeriforme che vediamo quando la pasta cuoce è quindi detto propriamente vapore acqueo. Nell'uso comune, per semplicità spesso si parla di stato gassoso come sinonimo di stato aeriforme, ma si tratta di un uso del termine «gas» non del tutto corretto. I passaggi dallo stato solido a quello liquido (**fusione**) e dallo stato liquido a quello aeriforme (**evaporazione**) avvengono per *assorbimento di calore*; i passaggi inversi – dallo stato aeriforme a quello liquido (**condensazione**) e da liquido a solido (**solidificazione**) – avvengono per *cessione di calore*.

Anche alcuni fenomeni atmosferici, come la formazione della rugiada e della brina, si possono comprendere se si conoscono i passaggi di stato. In particolare, la brina si forma quando il vapore acqueo dell'atmosfera viene a contatto con un terreno tanto freddo da provocare il passaggio diretto da vapore a ghiaccio. Il passaggio diretto da aeriforme a solido è infatti detto **brinamento**; il passaggio inverso, da solido ad aeriforme, è detto **sublimazione** ed è tipico di sostanze come la naftalina.

IMPARA A IMPARARE

- Qual è la differenza fra gas e vapore?
- Fai un altro esempio per ciascuna categoria rappresentata in tabella.

	Solidi 	Liquidi 	Aeriformi 
Volume	proprio	proprio	occupano tutto il volume disponibile
Forma	propria	assumono la forma del recipiente	assumono la forma del recipiente
Densità	alta	media	bassa
Effetto della pressione	incomprimibili (a pressioni non elevate)	incomprimibili (a pressioni non elevate)	comprimibili

10. LE TRASFORMAZIONI DELLA MATERIA

Le proprietà della materia sono distinte solitamente in fisiche e chimiche.

Le **proprietà fisiche** – come le dimensioni, il peso o la temperatura di un corpo – sono osservabili senza che si debba alterare la composizione chimica della sostanza. Per verificare le **proprietà chimiche** di una

sostanza – come la tendenza a ossidarsi – è necessario invece che questa venga sottoposta a una trasformazione chimica (detta anche **reazione chimica**).

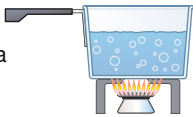


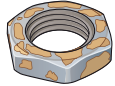
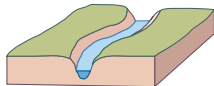
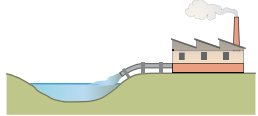
Le trasformazioni chimiche consistono in un «riarrangiamento» degli atomi che costituiscono le sostanze coinvolte; esse

vengono schematizzate per mezzo delle **equazioni chimiche**, che riportano le formule chimiche delle sostanze di partenza e di quelle che si ottengono al termine della trasformazione.

■ Proprietà fisiche e chimiche

Le sostanze – come i minerali – si distinguono sulla base di **proprietà fisiche** come la forma esterna, il colore e la lucentezza. Ma hanno anche **proprietà chimiche**, come la reattività nei confronti di altre sostanze: per esempio, i minerali di ferro a contatto con l'ossigeno si ossidano e formano la ruggine.

Vi sono anche *trasformazioni fisiche*, che intervengono cioè sulle proprietà fisiche e non alterano la composizione chimica della sostanza. E vi sono *trasformazioni chimiche*, in cui cambia la composizione chimica delle molecole coinvolte e si ha quindi la formazione di nuove sostanze. Ci occupiamo più in dettaglio di queste ultime.

Trasformazioni fisiche	Trasformazioni chimiche
evaporazione dell'acqua 	combustione del gas domestico 
magnetizzazione di un ago con la calamita 	formazione di ruggine sugli oggetti di ferro 
erosione di una valle da parte di un fiume 	inquinamento di un fiume 

■ Le trasformazioni chimiche

Le trasformazioni chimiche vengono solitamente chiamate **reazioni chimiche**; le sostanze coinvolte inizialmente nella trasformazione sono dette **reagenti**, mentre le nuove sostanze che si ottengono nel corso del processo sono dette **prodotti**.

Come possiamo renderci conto che ci troviamo davanti a una reazione chimica? Alcuni indizi possono aiutarci.

1. Se osserviamo la comparsa di bollicine, si è formata una sostanza gassosa e quindi è avvenuta una reazione. Per esempio se si versa una goccia di acido solforico su un minerale costituito da carbonati, si vede un'effervescenza, dovuta alla formazione dell'anidride carbonica, un gas prodotto dalla reazione tra carbonato e acido solforico.

2. Se osserviamo un cambiamento di colore, è avvenuta una reazione. Quando si sprema il succo di limone nel tè, il tè diventa più chiaro: l'acido citrico contenuto nel limone ha infatti reagito con alcune sostanze contenute nel tè.

3. Se si verifica la formazione di un solido (non per variazione di temperatura) è probabile che sia avvenuta una reazione in cui la sostanza solida compare tra i prodotti. È il caso del calcare che si deposita all'interno degli elettrodomestici o nello scaldabagno.

4. Se si verifica un aumento o una rapida diminuzione di calore, è probabile che ci sia stata una reazione. Per esempio, il ghiaccio istantaneo che si compra in farmacia genera un abbassamento di temperatura grazie a una reazione che assorbe calore.

