

Introduzione alle Scienze

L'Introduzione alle Scienze riprende i concetti chiave relativi alle conoscenze scientifiche di base che gli allievi dovrebbero aver acquisito durante gli anni della scuola secondaria di primo grado. Queste conoscenze rappresentano i prerequisiti per poter affrontare lo studio delle Scienze della Terra, comprendere i problemi che l'ambiente oggi ci pone e individuare gli interventi necessari per risolverli. Consigliamo a tutti una lettura per riportare alla memoria questi concetti fondamentali.

- Il metodo scientifico
- Grandezze e unità di misura
- La materia e i corpi
- Stati fisici della materia
- Composizione della materia
- Struttura dell'atomo
- La tavola periodica degli elementi
- Le molecole e i legami chimici
- Le reazioni chimiche
- Acidi e basi: il pH

1 Il metodo scientifico

Nell'antichità l'osservazione dei fenomeni naturali si basava essenzialmente sulle esperienze che l'uomo faceva attraverso i propri sensi. Già gli Assiri, i Sumeri e gli Egizi si erano cimentati con lo studio della natura e delle sue forme, e avevano cercato di spiegare i fenomeni naturali attraverso ragionamenti logici, senza ricorrere a verifiche sperimentali. Solo nel XVII secolo lo scienziato pisano **Galileo Galilei** (fig. 1) delinea un nuovo modo di procedere nell'indagine scientifica, noto oggi come **metodo sperimentale** o **metodo scientifico**.

Il metodo scientifico (o metodo sperimentale), introdotto da Galileo nel XVII secolo, si è affermato rapidamente nel corso del XVIII secolo: con il metodo sperimentale nasce la scienza moderna.

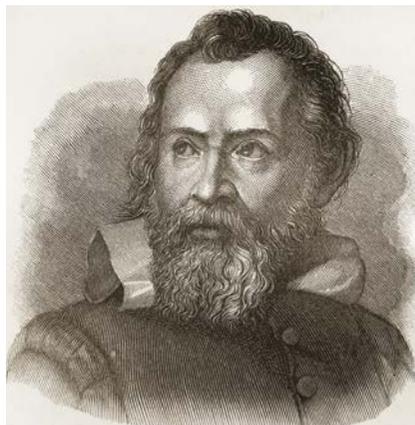
Il metodo scientifico prevede tre tappe fondamentali:

1. **osservazione** del fenomeno naturale da studiare;
2. formulazione di un'**ipotesi** in grado di spiegare il fenomeno;
3. **verifica sperimentale** dell'ipotesi proposta.

L'ipotesi, confermata dalla verifica sperimentale, può essere enunciata come **principio** o **legge scientifica**.

Le ipotesi che riguardano uno o più fenomeni naturali, una volta confermate dalla verifica sperimentale, possono essere riunite in un'unica ipotesi più complessa, in grado di spiegarle e collegarle tra loro logicamente: viene formulata così una **teoria scientifica**.

Principi, leggi e teorie scientifiche, sostenute da prove che confermano la loro validità, non vanno considerate come verità assolute, perché sono valide fino a prova contraria. Infatti, nuove conoscenze possono costringerci a mettere in discussione e rivedere le teorie precedentemente formulate, integrandole, correggendole o sovvertendole completamente.



© Nicku | Dreamstime.com

1. Galileo Galilei (1564-1642)



Metodo scientifico sperimentale

1. Osservazione

Lo scienziato **osserva** un fenomeno naturale, cercando di annotare dettagliatamente ciò che vede. L'osservazione deve fornire dei dati qualitativi ma anche quantitativi; perciò si accompagna alla **misurazione**. Una sola osservazione non è, in genere, sufficiente per comprendere pienamente un fenomeno naturale: l'osservazione va perciò ripetuta, cercando di raccogliere il maggior numero di dati e informazioni. L'esecuzione di **esperimenti**, cioè la riproduzione artificiale dei fenomeni in laboratorio, fornisce ulteriori dati e informazioni.

2. Formulazione dell'ipotesi

Una volta raccolto un gran numero di dati e informazioni, dobbiamo collegarle tra loro, cercare di interpretarle, dar loro un significato logico, formulando un'**ipotesi** che colleghi tra loro i fatti osservati. Un fatto naturale può essere spiegato, a volte, in modi diversi o addirittura opposti: le ipotesi formulate, per essere ritenute valide, devono perciò essere verificate.

3. Verifica sperimentale

La verifica della validità dell'ipotesi proposta prevede la realizzazione di un **esperimento**, cioè una prova pratica che riproduce il fenomeno studiato e consente di effettuare le necessarie osservazioni e misurazioni. Perché l'ipotesi possa essere considerata scientificamente valida, l'esperimento va ripetuto, nelle stesse condizioni, più volte.

2 Grandezze e unità di misura

Nel lavoro dello scienziato misurare è un'attività fondamentale. Tutto ciò che si può misurare è detto **grandezza fisica**.

A ogni grandezza viene assegnata un'**unità di misura** riconosciuta e accettata in tutte le nazioni, costituendo in questo modo il **Sistema Internazionale (SI)** delle unità di misura [➔ fig. 2].

La comunità scientifica internazionale ha individuato **sette grandezze fondamentali**, assegnando a ciascuna di esse un'unità di misura [➔ tab. 1].



➔ 2. Questo lingotto d'oro ha una massa di 1 kg. Poiché la densità dell'oro è 19,3 g/cm³, qual è il volume di questo lingotto?

Tabella 1 ▶ **Grandezze fondamentali e loro unità di misura**

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

Tutte le altre grandezze fisiche, chiamate **grandezze derivate** (insieme alle loro unità di misura) possono essere ottenute attraverso operazioni matematiche (moltiplicazioni e divisioni) dalla combinazione delle grandezze fondamentali. Così, per esempio, la velocità è data dal rapporto (un rapporto è una divisione) tra una lunghezza (grandezza fondamentale) e un tempo (un'altra delle sette grandezze fondamentali) – ossia dal rapporto tra lo spazio percorso e il tempo impiegato a percorrerlo. L'unità di misura di questa grandezza derivata (velocità) è anch'essa data dal rapporto tra le unità delle due grandezze fondamentali:

$$\text{velocità} = \frac{\text{spazio percorso}}{\text{tempo impiegato}} \quad \text{velocità} = \frac{\text{lunghezza}}{\text{intervallo di tempo}}$$

Così l'unità di misura della velocità è il **m/s** (metro al secondo) essendo **m** (metro) l'unità di misura della lunghezza nel SI e **s** (secondo) l'unità di misura del tempo [➔ fig. 3]. Nella tabella 2 sono elencate alcune grandezze derivate che utilizzeremo in questo testo con le relative unità di misura (SI).

Tabella 2 ▶ **Grandezze derivate e loro unità di misura**

Grandezza	Unità di misura	
Area	m ²	lunghezza × lunghezza: m × m
Volume	m ³	m × m × m
Densità	kg/m ³	massa/volume
Velocità	m/s	lunghezza/tempo
Accelerazione	m/s ²	velocità/tempo
Forza	N (newton)	massa × accelerazione: kg × m/s ²
Pressione	Pa (pascal)	forza/superficie: N/m ²
Energia	J (joule)	forza × spostamento: N × m



➔ 3. La velocità, misurata in m/s, è una grandezza derivata.

Leggere sull'eBook

- Grandezze e unità... in azione

Multipli e sottomultipli

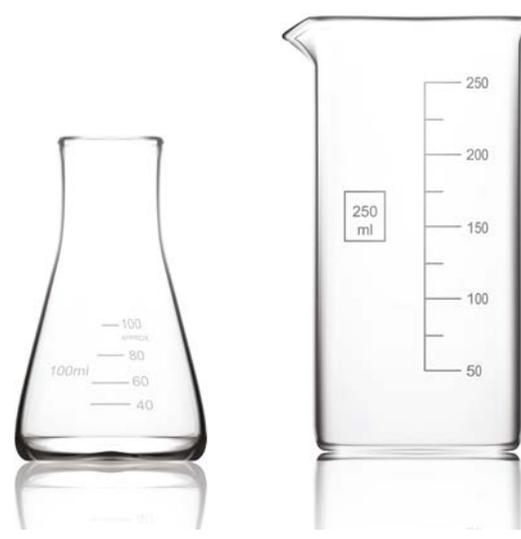
Anche se nel SI sono state fissate le unità di misura a cui far riferimento, spesso si utilizzano **multipli** e **sottomultipli** di queste unità per adattarle alle reali dimensioni della grandezza fisica da misurare. Così per indicare la distanza tra due città (per esempio Milano e Parigi, circa 800 km) si utilizza il **chilometro** (km) anziché il metro (800.000 m), mentre per misurare la lunghezza di una vite (per esempio 3 mm) si utilizza il **millimetro** (è più semplice che scrivere 0,003 m).

Multipli e sottomultipli si indicano inserendo un **prefisso** prima del nome (o del simbolo) dell'unità, come indicato nello schema qui sotto.

Le equivalenze tra le unità di misura e i relativi multipli e sottomultipli si ottengono moltiplicando o dividendo per 10, 100, 1000 ecc. (ossia per potenze di 10).

Così 6 kg sono equivalenti a $6 \times 1000 \text{ g} = 6000 \text{ g}$ ($6 \times 10^3 \text{ g}$) mentre 1 mg equivale a $1/1000 \text{ g}$ (ossia $1 \times 10^{-3} \text{ g}$).

	nome prefisso	fattore di moltiplicazione
MULTIPLI	yotta (Y)	$10^{24} = 1\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000$
	zetta (Z)	$10^{21} = 1\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000$
	exa (E)	$10^{18} = 1\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000$
	peta (P)	$10^{15} = 1\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000$
	tera (T)	$10^{12} = 1\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000$
	giga (G)	$10^9 = 1\ 000\ 000\ 000$
	mega (M)	$10^6 = 1\ 000\ 000$
SOTTOMULTIPLI	kilo (k)	$10^3 = 1000$
	etto (h)	$10^2 = 100$
	deca (da)	$10^1 = 10$
	deci (d)	$10^{-1} = 0,1$
	centi (c)	$10^{-2} = 0,01$
	milli (m)	$10^{-3} = 0,001$
	micro (μ)	$10^{-6} = 0,000\ 001$
	nano (n)	$10^{-9} = 0,000\ 000\ 001$
	pico (p)	$10^{-12} = 0,000\ 000\ 000\ 001$
	femto (f)	$10^{-15} = 0,000\ 000\ 000\ 000\ 001$
atto (a)	$10^{-18} = 0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 001$	
zetto (z)	$10^{-21} = 0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 001$	
yotto (y)	$10^{-24} = 0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 001$	



Grandezze intensive ed estensive

Alcune grandezze non dipendono dalla dimensione del campione o dalla quantità di materia, ma solamente dal tipo di materiale di cui è fatto il campione stesso. Possiamo perciò distinguere:

- **grandezze intensive**, che non dipendono dalla quantità di materia del campione, ma solo dalla natura stessa della materia che lo costituisce. Sono esempi di grandezze intensive la **densità** di un corpo, la **temperatura**, la **pressione**, il punto di **fusione** e di **ebollizione** (→ fig. 4);
- **grandezze estensive**, che dipendono dalla quantità di materia presente nel campione considerato, dalla sua dimensione: la **massa**, il **peso**, la **lunghezza**, il **volume** ecc.

➔ 4. La temperatura (che si misura con il termometro) è una grandezza intensiva.



3 La materia e i corpi

Definiamo **materia** tutto ciò che occupa uno spazio (e possiede una massa propria): nello spazio infinito che forma l'Universo la materia è distribuita irregolarmente a formare parti limitate che chiamiamo **corpi**.

Sono corpi le stelle e i pianeti con i loro satelliti (lune), gli asteroidi e le comete (corpi celesti). Anche nel "ristretto" spazio del nostro pianeta la materia è distribuita irregolarmente a formare corpi **solidi**, come le montagne, le case, gli esseri viventi (animali, piante, microrganismi), corpi **liquidi** (mari, laghi, fiumi) e **aeriformi** (l'aria che costituisce l'atmosfera). Ogni corpo possiede una **massa** che è data dalla somma delle masse delle singole particelle che lo costituiscono.

Le sostanze e i miscugli

I corpi sono fatti di materiali diversi: l'aria contiene **sostanze** come l'ossigeno, l'azoto, l'anidride carbonica; un chiodo è fatto di ferro; l'acqua è fatta di... acqua.

Le sostanze sono i vari tipi di materia che formano i corpi. I corpi hanno proprietà diverse perché sono fatti di sostanze diverse.

Alcuni corpi sono costituiti da **un solo tipo di sostanza**: il sale da cucina, lo zucchero, il ferro di un chiodo ecc. Per esempio, tutti i granelli di sale sono costituiti dalla stessa sostanza, il sale (in chimica cloruro di sodio). Il sale è perciò una sostanza pura [➡ fig. 5].

Una **sostanza pura** è una porzione di materia a composizione chimica uniforme e costante, esprimibile con una formula chimica.

Tuttavia, la maggior parte dei corpi è costituita da più sostanze mescolate tra loro, che formano **miscugli** o **miscele**: l'aria è un miscuglio di gas, perché contiene sostanze diverse mescolate tra loro (ossigeno, azoto, anidride carbonica ecc.); la sabbia è un miscuglio di granelli di colore, forma e dimensioni diversi, costituiti da sostanze diverse; l'acqua minerale è un miscuglio di acqua e sali minerali disciolti in essa.

Miscugli omogenei e miscugli eterogenei. L'aria è un miscuglio di gas, ma in ogni sua parte è sempre uguale: l'aria che respiriamo in classe, nel corridoio o in palestra contiene sempre pressappoco le stesse quantità di ossigeno, azoto e anidride carbonica. Inoltre non possiamo né distinguere né separare tra loro con facilità le diverse sostanze che la compongono.

Anche l'acqua minerale è una miscela di sostanze diverse: l'acqua e i sali minerali.

Ogni goccia di acqua minerale è uguale a tutte le altre e anche per l'acqua minerale non è possibile distinguere né separare con facilità le sostanze che la compongono (per separare l'acqua dai sali minerali dovremmo far evaporare tutta l'acqua).

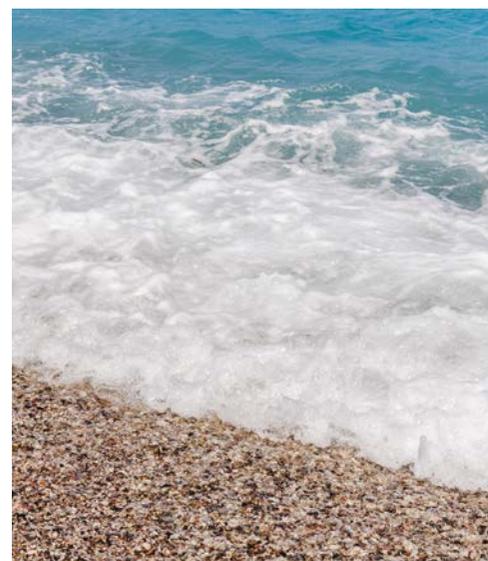
L'aria e l'acqua minerale sono due miscugli omogenei, costituiti da sostanze diverse mescolate tra loro e distribuite omogeneamente in ogni parte del miscuglio.

I **miscugli** (o miscele) **omogenei** sono detti anche **soluzioni**. In una soluzione (come l'acqua minerale), la sostanza presente in maggior quantità è detta **solvente**, parola che vuol dire "che scioglie" (nell'acqua minerale il solvente è l'acqua), mentre le altre sostanze presenti, sciolte nel solvente, vengono dette **soluti** (nell'acqua minerale sono i sali minerali). Le sostanze disciolte (disperse) nel solvente sono di dimensioni così piccole (diametro inferiore a un nanometro) da non poter essere individuate né ad occhio nudo né con il microscopio ottico e neanche con il microscopio elettronico.

Molto spesso le sostanze che costituiscono un corpo non sono distribuite omogeneamente in tutte le sue parti: per esempio, la sabbia è costituita da granelli diversi e in alcuni punti prevarranno quelli più chiari, in altri quelli più scuri. La sabbia è perciò un **miscuglio eterogeneo**, perché non è uguale in tutte le sue parti [➡ fig. 6].



➡ 5. L'evaporazione dell'acqua nelle saline consente di separare il sale (cloruro di sodio, NaCl), sostanza pura, dall'acqua di mare, miscuglio omogeneo (soluzione di acqua e sale).



➡ 6. L'acqua del mare è una soluzione in cui i sali sono sciolti omogeneamente nel solvente acqua. La sabbia è invece un miscuglio eterogeneo.

PDF Leggere sull'eBook

- I metodi di separazione dei miscugli

Glossario

Sistema: porzione di materia oggetto del nostro studio, di cui vogliamo esaminare il comportamento chimico o fisico; la materia circostante è definita ambiente. In base agli scambi di materia ed energia tra il sistema e l'ambiente possiamo distinguere sistemi aperti, chiusi e isolati.

Le diverse sostanze disperse in un miscuglio eterogeneo possono essere individuate (a occhio nudo o almeno col microscopio ottico, essendo di dimensioni superiori a 1 micrometro) e separate con facilità.

Esempi particolari di miscugli eterogenei sono i **fumi**, dove particelle solide sono disperse in un mezzo aeriforme; le **schiume** (per esempio la schiuma da barba) nelle quali l'aria è intrappolata in un mezzo liquido; le **emulsioni**, miscugli eterogenei tra liquidi non miscibili come l'olio e l'acqua (sono emulsioni il latte, le creme, la maionese); le **nubi** e la **nebbia**, dove le goccioline di acqua (vapore acqueo condensato) sono sospese nell'aria, limitandone la naturale trasparenza.

In generale, un **sistema** è omogeneo se in esso non sono distinguibili fasi diverse, ed eterogeneo quando, invece, è possibile distinguere due o più fasi.

Per **fase** si intende una porzione delimitata di materia fisicamente distinguibile dalle altre, caratterizzata da proprietà intensive uniformi (colore, densità ecc.).

Un miscuglio in cui le sostanze disciolte non sono visibili col microscopio ottico ma sono individuabili col microscopio elettronico è detto **dispersione colloidale**. Le dimensioni delle particelle presenti in questi particolari miscugli sono comprese tra 1 nm e 1 μm .

LE SOLUZIONI

Le soluzioni (come l'acqua minerale) sono **miscugli omogenei**, costituiti da una componente presente in quantità maggiore (in genere un liquido), detta **solvente**, nella quale si sciolgono una o più sostanze, dette **soluti**.

Le proporzioni tra solvente e soluto sono variabili: espresse con diverse unità di misura (% in peso, % in volume, g/L ecc.), esse indicano la **concentrazione** dei soluti nella soluzione. Maggiore è la proporzione di soluto rispetto al solvente, maggiore sarà la sua concentrazione.

Ad esempio, se aggiungiamo 5 g di zucchero a 1 L di acqua otterremo una soluzione in cui lo zucchero ha una concentrazione di 5 g/L.

Se aggiungiamo altri 2 g di zucchero la concentrazione aumenterà a 7 g/L. Possiamo aumentare la concentrazione fino a un certo limite, detto **limite di saturazione**, oltre il quale il soluto non si scioglie più e si deposita sul fondo del contenitore.

L'acqua è un ottimo solvente per molte sostanze, che vengono chiamate **idrosolubili** (perché si sciolgono in essa); altre sostanze, come l'olio, non sono invece solubili in acqua e non possono perciò formare soluzioni acquose.

Molte di queste sostanze non idrosolubili si sciolgono in altri solventi organici (apolari), come l'acetone e la trielina.



Lo zucchero è solubile in acqua, ma, raggiunto il limite di saturazione tutto lo zucchero aggiunto si deposita sul fondo (corpo di fondo).

4 Stati fisici della materia

I corpi che ci circondano possono presentarsi con aspetti diversi: alcuni, infatti, sono **solidi**, altri liquidi e altri sono come l'aria, cioè impalpabili (non si possono sentire al tatto) e vengono detti **aeriformi** (hanno la "forma" dell'aria) (➔ fig. 7). Queste diverse forme della materia sono dette **stati di aggregazione**.

- I **solidi** hanno una **forma propria**, che può essere modificata solo da una forza esterna; occupano uno spazio preciso, hanno cioè un **volume proprio**, che non cambia neanche se la forma del solido viene modificata; non sono comprimibili. Un sasso, una montagna, una sedia, una penna, un bicchiere, sono tutti esempi di solidi.
- I **liquidi**, come l'acqua che forma i mari e gli oceani, **non hanno una forma propria**, ma tendono ad assumere la forma del recipiente in cui sono contenuti, sono cioè **deformabili**; i liquidi hanno comunque un **volume proprio**, non riducibile, per cui non sono comprimibili.
- Gli **aeriformi**, come l'aria, **non hanno forma né volume propri e sono comprimibili**. Essi vengono distinti in gas e vapori. I gas a temperatura ambiente sono normalmente allo stato aeriforme e non possono condensare, mentre i vapori si formano da sostanze che, a temperatura ambiente, possono anche passare allo stato liquido.

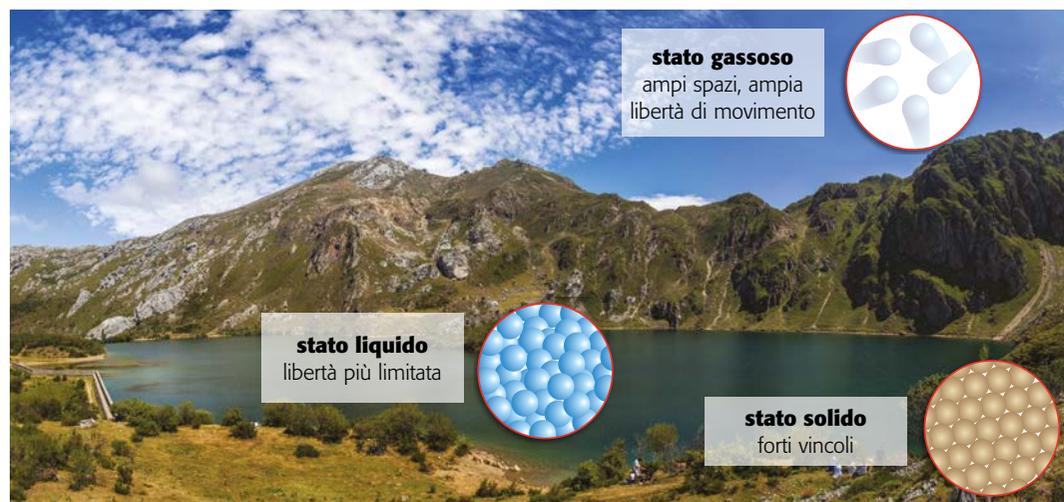
Possiamo distinguere un gas da un vapore in base alla **temperatura critica**: questa è la temperatura al di sopra della quale una sostanza aeriforme non può essere più trasformata in liquido, neanche esercitando pressioni elevatissime. I gas hanno una temperatura critica molto bassa, per cui a temperatura ambiente non possono condensare. Per liquefare un gas occorrono temperature molto basse e pressioni molto elevate.

IL QUARTO STATO

Oltre ai tre classici stati fisici che caratterizzano la materia sul nostro pianeta, possiamo individuare un quarto stato fisico, di cui sono fatti il Sole, le stelle e le nebulose: il plasma.

Il **plasma** è un gas ionizzato, costituito da elettroni liberi e ioni positivi in numero tale da pareggiare gli elettroni (negativi), per cui complessivamente è neutro. Gli elettroni sono stati "strappati" agli atomi, diventati così ioni positivi.

Ciò che rende il plasma diverso dallo stato gassoso è l'influenza di forze elettriche a lungo raggio nel generare il moto delle particelle.



➔ 7. La natura si manifesta nei tre stati fisici: solido, liquido e aeriforme.

Perché solidi, liquidi e aeriformi hanno **diverse proprietà e diverso comportamento**?

Per rispondere a questa domanda occorre ricordare che la materia è costituita da **particelle** invisibili, che si possono aggregare in modi diversi. Queste particelle negli aeriformi sono libere di muoversi nello spazio, senza alcun limite; nei liquidi la libertà di movimento è ridotta, le particelle possono scorrere le une sulle altre ma non fluttuare liberamente come negli aeriformi; nei solidi le **interazioni** sono più forti e le particelle si mantengono quasi immobili, dando così al solido una forma e un volume proprio.



8. L'acqua nella pentola sul fuoco assorbe calore, che aumenta la sua temperatura; l'acqua in superficie comincia a evaporare e, quando la temperatura raggiunge i 100 °C, va in ebollizione.

Glossario

Calore: il calore è una forma di energia (energia termica), che si propaga da un corpo caldo verso uno più freddo. Come tutte le forme di energia, si misura (nel S.I.) in joule (J).

Il calore e i passaggi di stato

Se prendiamo del ghiaccio e lo portiamo a temperatura superiore a 0 °C, esso fonde e passa allo stato liquido. Riscaldando una pentola d'acqua, le molecole in superficie evaporano, passano cioè allo stato di vapore; quando la temperatura raggiunge i 100 °C l'acqua bolle, ossia tutte le molecole d'acqua contenute nella pentola, e non solo quelle in superficie, passano allo stato di vapore e si formano grosse bolle di vapore che, attraverso la massa d'acqua, arrivano in superficie per liberarsi nell'aria [➔ fig. 8].

Questi processi avvengono per qualsiasi materiale: un solido, se riscaldato, può passare allo stato liquido e un liquido può passare allo stato aeriforme. Ciò si verifica perché il **calore** aumenta lo stato di agitazione delle molecole e il loro stato di aggregazione dipende dal grado di libertà di movimento che le particelle possiedono: pressoché immobili allo stato solido, con un grado minimo di libertà nei liquidi e con ampia libertà di movimento allo stato aeriforme.

La **fusione** è il passaggio dallo stato solido allo stato liquido. Ogni sostanza ha una sua precisa temperatura di fusione (punto di fusione): il ghiaccio si trasforma in acqua a 0 °C, mentre materiali normalmente solidi, come i metalli, fondono a temperature elevate, superiori ai 500-1000 °C [➔ fig. 9].

Il passaggio inverso, da liquido a solido, è detto **solidificazione** e si ottiene raffreddando il liquido (per l'acqua si parla di congelamento).

Il passaggio da liquido a vapore è detto **vaporizzazione** e può avvenire in due modi: lentamente, alla superficie del liquido (**evaporazione**), o tumultuosamente, in tutta la massa del liquido (**ebollizione**).

Ogni liquido bolle a una precisa temperatura, chiamata **punto di ebollizione**, che varia con la pressione: l'acqua, per esempio, bolle a 100 °C a livello del mare, mentre in montagna, dove la pressione atmosferica è più bassa, bolle a una temperatura inferiore (per cuocere la pasta in montagna occorrerà più tempo, perché l'acqua in ebollizione ha una temperatura inferiore rispetto al livello del mare).

Il passaggio inverso, dallo stato aeriforme allo stato liquido, si chiama **condensazione**, per i vapori, e **liquefazione** per i gas [➔ fig. 10].

Il passaggio diretto dello stato solido allo stato aeriforme è detto **sublimazione**; anche il passaggio inverso da aeriforme a solido è detto sublimazione o anche **brinamento**.

9. A temperature superiori di 0 °C il ghiaccio inizia a fondere (a). I metalli invece hanno punti di fusione decisamente maggiori (b).



10. L'acqua ghiacciata provoca la condensazione del vapore dell'aria sulla parte esterna del bicchiere.

5 Composizione della materia

Le sostanze pure vengono distinte in **elementi** e **composti chimici**.

Gli elementi chimici sono sostanze semplici che non possono essere scomposte in sostanze più semplici. Sono indicati con simboli costituiti da una o due lettere (solo la prima maiuscola), in genere corrispondenti alle lettere iniziali del nome in latino.

I composti chimici sono sostanze pure complesse, che possono essere ridotte, mediante metodi chimici, in sostanze semplici (gli elementi). Sono rappresentati da formule chimiche.

Ogni corpo è costituito da un numero elevatissimo di particelle. Le più piccole particelle che costituiscono la materia sono gli **atomi**. Esistono circa un centinaio di atomi diversi, a cui corrispondono altrettanti elementi chimici. Tuttavia in natura esistono milioni di sostanze diverse (ma non milioni di atomi diversi) e ciò è possibile solo se ipotizziamo che queste sostanze, dette composti, siano costituite da particelle elementari più complesse, le **molecole**, che derivano dall'unione di due o più atomi diversi.

Un elemento chimico è costituito da particelle tutte uguali tra loro (è una sostanza pura), nelle quali è presente un solo tipo di atomo. Per esempio l'elemento ferro (Fe) è costituito solo da atomi di ferro collegati tra loro e lo stesso vale per molti altri elementi (sodio, potassio, calcio, magnesio, piombo, oro, argento ecc.). In alcuni elementi gli atomi (sempre tutti uguali tra loro) sono legati insieme a formare molecole di due o più atomi (uguali tra loro). Così la molecola di ossigeno è formata da due atomi di ossigeno (O_2), quella di idrogeno da due atomi di idrogeno (H_2) e così anche per l'azoto (N_2), il cloro (Cl_2), il fluoro (F_2) e altri elementi ancora.

SIMBOLI E FORMULE CHIMICHE

Per convenzione ogni elemento chimico si può rappresentare con un **simbolo**, costituito da una lettera maiuscola (spesso l'iniziale del nome latino della sostanza), da sola o seguita da un'altra lettera minuscola sempre tratta dal suo nome latino:

O = ossigeno	C = carbonio	H = idrogeno (da <i>Hydrogenum</i>)
N = azoto (da <i>Nitrogenum</i>)	S = zolfo (da <i>Sulfur</i>)	P = fosforo (da <i>Phosphorus</i>)
Na = sodio (da <i>Natrium</i>)	Cl = cloro	Ca = calcio
Mg = magnesio	K = potassio (da <i>Kalium</i>)	Fe = ferro
Ni = nichel	Al = alluminio	Si = silicio ecc.

Le **formule chimiche** indicano la composizione delle molecole dei composti chimici; nella versione più semplice, detta **formula bruta**, sono indicati i simboli degli elementi presenti nella molecola del composto seguiti da un numero in piccolo sulla destra del simbolo, che indica il numero degli atomi di quell'elemento presenti nella molecola (il numero 1 è sottinteso, non si scrive). Così, abbiamo le formule che seguono.

- H_2O è la formula della molecola d'acqua che contiene, infatti, 2 atomi di idrogeno (H) e 1 (numero sottinteso) atomo di ossigeno (O);
- CO_2 è la formula dell'anidride carbonica, molecola costituita da 1 (numero sottinteso) atomo di carbonio (C) e 2 di ossigeno (O).

6 Struttura dell'atomo

Tutti gli atomi sono costituiti da un piccolissimo **nucleo** centrale, attorno al quale ruotano particelle ancora più piccole, gli **elettroni**. Gli atomi sono così piccoli che per misurarli si usa una particolare unità di misura, l'**Angström** (Å), che è un sottomultiplo del metro e corrisponde a 10^{-10} m (0,000000001 m).

Il **diametro** di un atomo (che comprende tutto lo spazio tra il nucleo e gli elettroni più lontani) oscilla tra 1 e 2 Å.

La **massa** dell'atomo è tutta concentrata nel nucleo, che occupa solo una piccola parte dello spazio dell'atomo (il diametro del nucleo è 100.000 volte più piccolo di quello dell'atomo stesso): per avere un'idea, se un atomo fosse grande come uno stadio di calcio, il nucleo sarebbe non più grande di una mosca!

Il nucleo è la parte "pesante" dell'atomo ed è costituito da due tipi di particelle: i **neutroni** (neutri, cioè privi di carica elettrica) e i **protoni**, dotati di carica elettrica positiva.

Gli **elettroni** sono invece particelle leggere: la loro massa è trascurabile essendo solo 1/1836 della massa di un singolo protone. Gli elettroni sono dotati di carica elettrica negativa e ruotano nell'immenso spazio vuoto che circonda il nucleo.

Gli atomi hanno, nel complesso, una carica elettrica nulla, poiché possiedono un identico numero di protoni (carichi positivamente) e di elettroni (carichi negativamente) [↻ fig. 11].

Se un atomo, normalmente privo di carica elettrica, perde o acquista un elettrone, diventa una particella dotata di carica elettrica, diventa cioè uno **ione**:

- se acquista uno o più elettroni diventa un **anione**, vale a dire uno ione negativo;
- se invece perde uno o più elettroni diventa un **catione**, cioè uno ione positivo.

Ioni di segno opposto si attraggono e rimangono legati (legame ionico), formando composti ionici, come il cloruro di sodio, il comune sale da cucina, la cui formula chimica è NaCl.

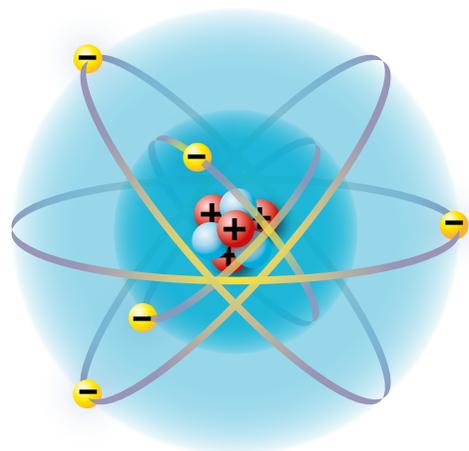
Il numero atomico. Tutti gli atomi di ogni elemento chimico presentano nel nucleo un numero ben determinato di protoni (e quindi presentano intorno al nucleo un ugual numero di elettroni). Il numero di protoni, caratteristico di ogni elemento chimico, è detto **numero atomico**. Il comportamento chimico di un elemento dipende dal suo numero atomico.

Il numero di massa e gli isotopi. Gli atomi di uno stesso elemento hanno tutti sempre lo stesso numero di protoni (numero atomico), mentre il numero dei neutroni presenti nel nucleo può variare.

La somma del numero dei protoni e del numero dei neutroni di un atomo è detto **numero di massa**.

Atomi di uno stesso elemento con diverso numero di neutroni (quindi stesso numero atomico ma diverso numero di massa) sono detti **isotopi**.

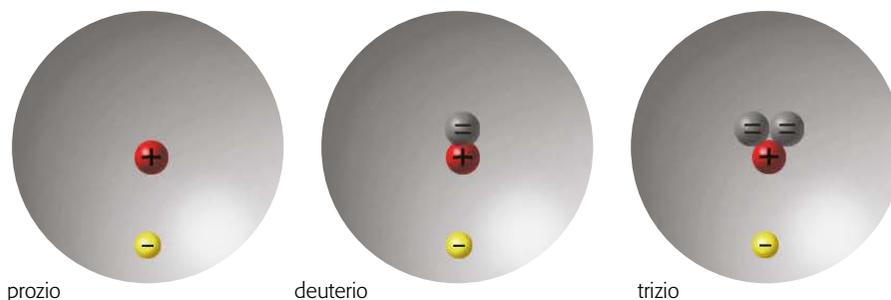
Per esempio l'idrogeno ha 3 isotopi, prozio, deuterio e trizio, tutti con stesso numero atomico ($Z = 1$) ma numero di massa (A) diverso: rispettivamente 1, 2 e 3 [↻ fig. 12].



+ protone ● neutrone - elettrone

↻ 11. Rappresentazione schematica di un atomo: al centro il nucleo (formato da protoni e neutroni) intorno al quale ruotano gli elettroni (in numero uguale ai protoni).

↻ 12. Gli isotopi dell'idrogeno: il più diffuso è il prozio, il cui nucleo è formato solo da un protone (non ha neutroni); un altro isotopo naturale è il deuterio (meno diffuso), il cui nucleo possiede, oltre al protone, anche un neutrone. Il trizio, infine, oltre al protone possiede ben due neutroni (è un isotopo artificiale, normalmente non presente in natura). Gli isotopi, appartenendo allo stesso elemento, hanno uguale numero atomico e si distinguono per il numero di massa, dato dalla somma dei neutroni e dei protoni: uno per il prozio, 2 per il deuterio e 3 per il trizio.



7 La tavola periodica degli elementi

Gli elettroni ruotano intorno al nucleo secondo particolari orbite (o meglio **orbitali**) e si dispongono in “strati” (chiamati **livelli energetici**). Gli elettroni degli strati più esterni possono interagire con quelli di altri atomi per formare dei **legami chimici**.

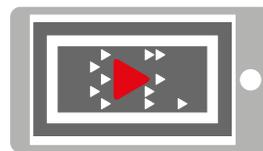
Le proprietà chimiche di un elemento dipendono dalla capacità di interazione dei suoi elettroni appartenenti agli “strati” più esterni, ossia dal numero di elettroni presenti nello “strato” più esterno.

Il numero degli elettroni presenti nello strato più esterno varia, a seconda degli atomi, da 1 a 8.

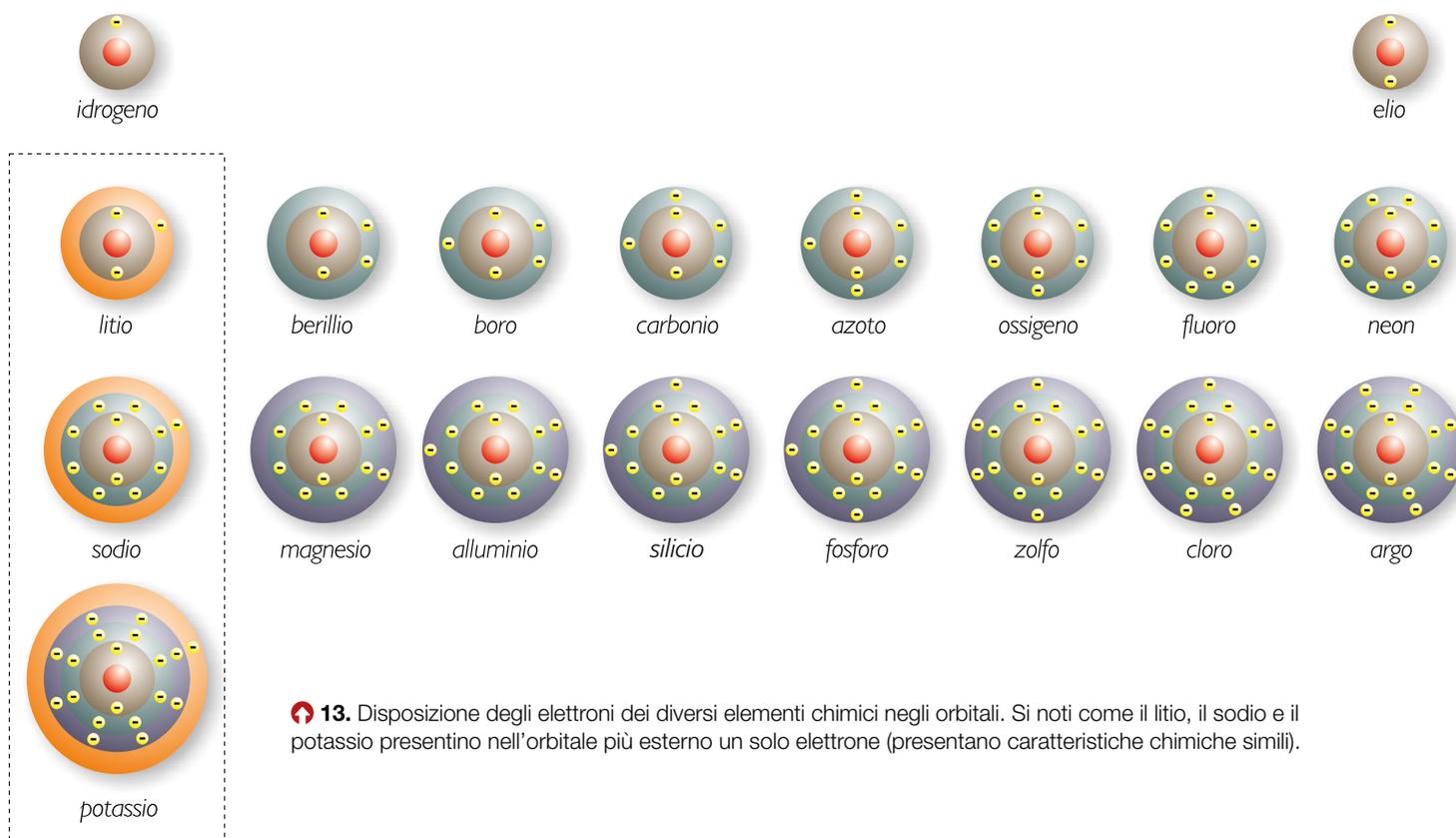
Man mano che cresce il numero atomico di un elemento, aumenta anche il numero di elettroni che vanno a riempire gli orbitali.

Gli elementi che hanno lo stesso numero di elettroni nello strato più esterno presentano proprietà chimiche simili: per esempio, il litio, il sodio e il potassio, con un solo elettrone nello strato più esterno, si comportano in modo analogo nei confronti dell'idrogeno e dell'ossigeno e formano composti con formule chimiche simili [➔ fig. 13].

Scarica **GUARDA!**
e inquadra per guardare
il video e ascoltare gli audio



VIDEO
Elettroni e livelli energetici



Leggere sull'eBook

- La tavola periodica da Mendeleev a oggi

In base alle osservazioni sul comportamento chimico degli elementi, lo scienziato russo Dmitrij Mendeleev (1834-1907) elaborò la **Tavola periodica degli elementi** che ordinava gli elementi uno di seguito all'altro secondo il peso atomico crescente, incasellando uno sotto l'altro gli elementi con caratteristiche chimiche comuni.

		Gruppi (18 colonne verticali)																																															
		1 I	elementi (metalli) di transizione										13 III	14 IV	15 V	16 VI	17 VII	18 VIII																															
Periodi (7 righe orizzontali)	1	H																He																															
	2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																														
	3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar																														
	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																														
	5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																														
	6	Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																														
	7	Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg																																					
		<table border="1"> <tr> <td>La</td><td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>Ac</td><td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table>																		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																			
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																			

 Leggere sull'eBook

- Tavola periodica degli elementi
- La tavola periodica degli elementi in dettaglio

L'attuale versione della tavola periodica inserisce in 7 righe orizzontali dette **periodi** tutti gli elementi naturali e artificiali sinora individuati disponendoli in ordine progressivo da sinistra verso destra, in base al numero atomico. Si individuano così 18 colonne verticali dette **gruppi** nei quali sono riuniti gli elementi che hanno una disposizione simile degli elettroni dello strato più esterno e quindi proprietà chimiche simili.

La tavola periodica ci consente di distinguere gli elementi in due categorie diverse: i **metalli** e i **non metalli**.

Nella parte sinistra della tavola vi sono i metalli (più di ottanta), mentre nella parte destra abbiamo i non metalli (molto meno numerosi).

Una **linea a zig zag**, "a gradini", separa i metalli dai non metalli.

Alcuni elementi (boro, silicio, germanio, arsenico, antimonio, tellurio e polonio), disposti lungo il confine a zig zag tra metalli e non metalli, presentano proprietà intermedie ai due gruppi e vengono perciò detti **semimetalli**.

L'idrogeno viene classificato a parte, perché possiede proprietà particolari (è comunque un non metallo, presente allo stato gassoso).

8 Le molecole e i legami chimici

Gli atomi si legano tra loro a formare molecole. Se prendiamo una sostanza pura, come l'acqua (H_2O), possiamo immaginare di suddividere una singola goccia in goccioline via via più piccole che saranno sempre costituite da aggregati di molecole di acqua (H_2O), fino a ottenere una singola molecola: a questo punto, per avere una particella più piccola dovremo rompere il legame tra gli atomi di idrogeno (H) e quello di ossigeno (O).

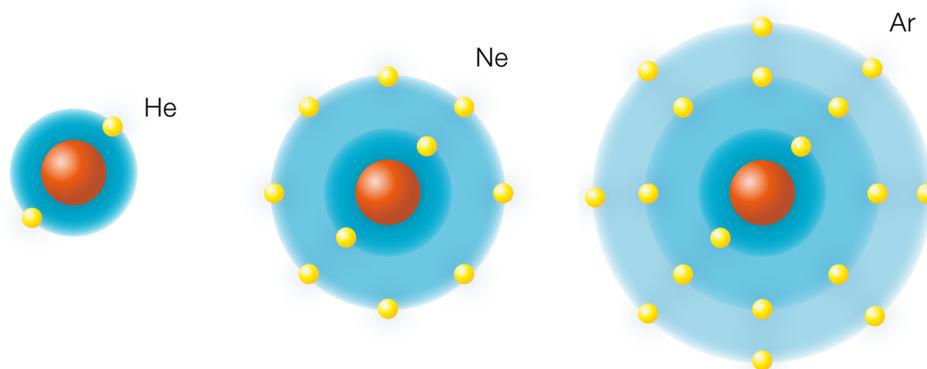
In questo caso da una molecola di acqua si formerebbero atomi di idrogeno e atomi di ossigeno, due gas con proprietà completamente diverse dall'acqua.

La regola dell'ottetto

In natura solo in rari casi troviamo gli elementi sotto forma di atomi singoli, separati tra loro. Tranne i **gas nobili**, tutti gli atomi tendono a legarsi con atomi uguali (per formare le molecole degli elementi) o diversi (in questo caso formano i composti).

Perché? La risposta va ricercata nella struttura di questi atomi e, più esattamente, nella **distribuzione degli elettroni** nello strato più esterno.

Gli atomi tendono a collegarsi tra loro per ottenere una stabilità nel numero di elettroni presenti nello strato più esterno [➔ fig. 14]. Questa stabilità viene raggiunta quando gli elettroni più esterni completano lo strato in cui si trovano, o almeno raggiungono il numero di otto (**regola dell'ottetto**).



14. Gli atomi dei gas nobili sono stabili perché hanno 8 elettroni nel livello più esterno (tranne l'elio, che comunque è stabile perché i suoi 2 elettroni completano il primo livello, che può contenere al massimo 2 elettroni).

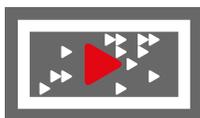
Questo spiega perché gli atomi dei gas nobili (elio, neon, argon, kripto, xenon, radon) non si legano né tra loro né con altri atomi: essi presentano nello strato più esterno otto elettroni e quindi hanno una notevole stabilità elettronica (fa eccezione l'elio che ha solo due elettroni, che però danno comunque stabilità elettronica perché riempiono il primo strato, che, essendo più piccolo, può contenere solo due elettroni).

Tutti gli altri atomi, invece, non hanno otto elettroni nello strato più esterno e mettono perciò i loro elettroni "in compartecipazione" con gli elettroni di altri atomi, realizzando così i **legami chimici**. I legami chimici che si possono formare sono di vari tipi. Tra questi ricordiamo innanzitutto i legami ionici e i legami covalenti.

Gli ioni e il legame ionico

Il **legame ionico** è il legame che si forma tra un atomo che cede un elettrone e uno che lo acquista. Entrambi gli atomi diventano particelle dotate di carica elettrica, dette **ioni**, uno positivo e uno negativo, che si attraggono reciprocamente.

L'atomo di cloro possiede nel livello energetico più esterno 7 elettroni. Per raggiungere la stabilità, tenderà ad acquistare un ottavo elettrone, che potrà prendere da un atomo di sodio, il quale ha un solo elettrone nello strato più esterno. Con l'elettrone acquisito, l'atomo di cloro non è più neutro, ma ha una carica elettrica negativa (l'elettrone) in più: è ora uno ione negativo.

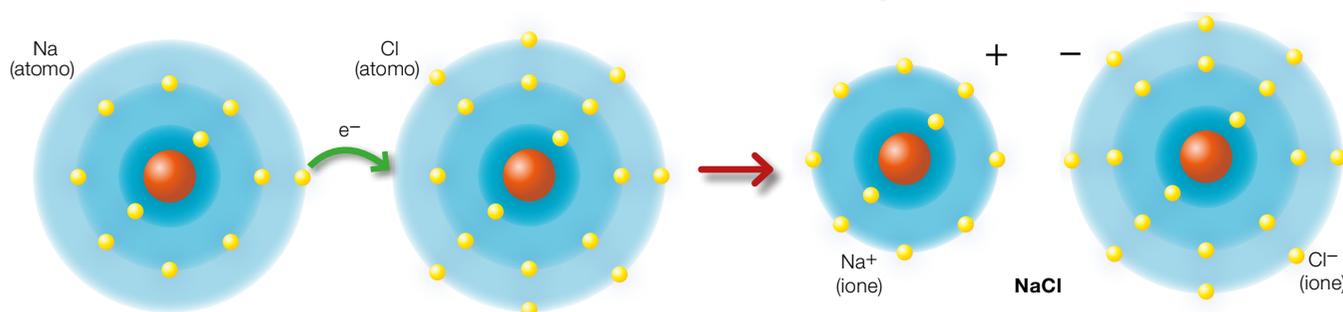


VIDEO
Legami ionici
e covalenti

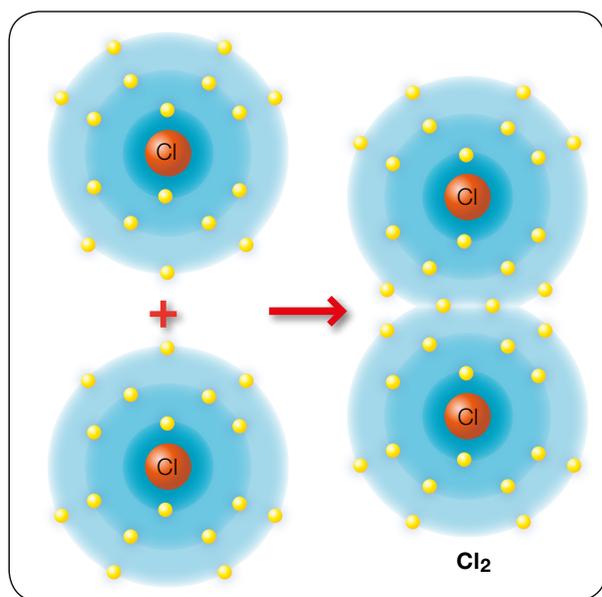
L'atomo di sodio, che ha 11 protoni e 11 elettroni, ha il primo strato (con 2 elettroni) e il secondo strato (con 8 elettroni) completi e 1 solo elettrone nel terzo strato: cedendo all'atomo di cloro l'elettrone dello strato più esterno, diventa più stabile, perché lo strato più esterno diventa ora quello con 8 elettroni, completo e stabile. Anche in questo caso, però, l'atomo non è più neutro: infatti, ha ceduto 1 elettrone e avrà perciò 11 protoni (ossia 11 cariche elettriche positive) contro 10 elettroni (cariche negative); prevalendo i protoni, si forma uno ione positivo.

Le cariche elettriche di segno opposto (negative e positive) si attraggono, per cui lo ione sodio, positivo, è attratto dallo ione cloro, negativo. L'attrazione tra le cariche elettriche opposte mantiene legati gli ioni positivi di sodio con quelli negativi di cloro: si forma così il **legame ionico** [➡ fig. 15].

Gli ioni sodio legati agli ioni cloro formano il cloruro di sodio, una sostanza a noi molto familiare: il sale da cucina.



➡ **15.** Formazione del legame ionico. L'atomo di sodio cede l'unico elettrone del suo livello esterno all'atomo di cloro. Perdendo un elettrone (carica elettrica negativa), il sodio diventa uno ione positivo (catione Na^+), mentre il cloro, che lo acquista, diventa uno ione negativo (anione Cl^-). I due ioni, di carica opposta, si attraggono, realizzando il legame ionico.



➡ **16.** Nella molecola di Cl_2 il legame covalente è dato dalla compartecipazione di una coppia di elettroni dello strato esterno di ciascun atomo.

I legami covalenti

Anziché formare ioni, cedendo o acquistando elettroni, due atomi possono mettere in comune uno o più elettroni ciascuno (quindi una o più coppie di elettroni), per raggiungere una maggior stabilità (otto elettroni nel livello più esterno).

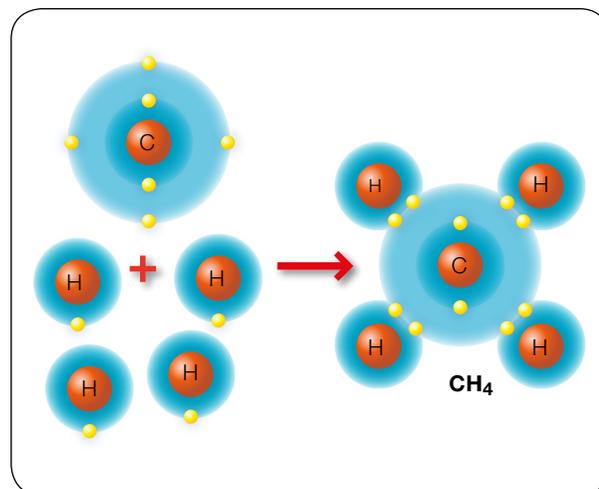
È detto **legame covalente** un legame che si forma tra due atomi che mettono in comune una o più coppie di elettroni di valenza (ossia dello strato più esterno).

Gli elettroni messi in comune ruotano intorno ai nuclei di entrambi gli atomi, che li attraggono contemporaneamente. I nuclei dei due atomi vengono perciò a trovarsi avvolti da una "nuvola elettronica" che mantiene legati assieme i due atomi.

Vediamo come esempio la molecola di cloro (Cl_2). Ogni atomo di cloro ha sette elettroni nel livello più esterno; per completarlo, per formare l'ottetto, ha bisogno di un altro elettrone. Se due atomi di cloro mettono in comune un elettrone ciascuno, il livello esterno si completa. Nello stesso tempo i due atomi restano legati per mezzo di un legame covalente e formano la molecola di cloro: Cl_2 [➡ fig. 16].

Con questo tipo di legame si possono formare molte molecole: molecole di elementi, come l'idrogeno (H_2), lo iodio (I_2), il fluoro (F_2), l'ossigeno (O_2), e di composti, come l'acqua (H_2O) o il metano (CH_4) [↪ fig. 17].

Se gli atomi sono uguali, come nella molecola di ossigeno (O_2), quella di idrogeno (H_2), di azoto (N_2) o di cloro (Cl_2), la nuvola elettronica è ugualmente distribuita intorno ai due nuclei e il legame è detto **covalente puro**; se sono diversi, in alcuni casi la nuvola elettronica sarà spostata verso uno dei due atomi legati tra loro: in questo caso la molecola avrà una certa **polarità elettrica** perché la parte della molecola nella quale è concentrata maggiormente la nuvola di elettroni presenterà una maggiore negatività (gli elettroni hanno infatti carica elettrica negativa), mentre la parte opposta risulterà più positiva: si realizza perciò il **legame covalente polare**.



↪ 17. Nella formazione della molecola del metano CH_4 i quattro elettroni dello strato esterno del C e l'elettrone di ciascun H formano i legami covalenti.

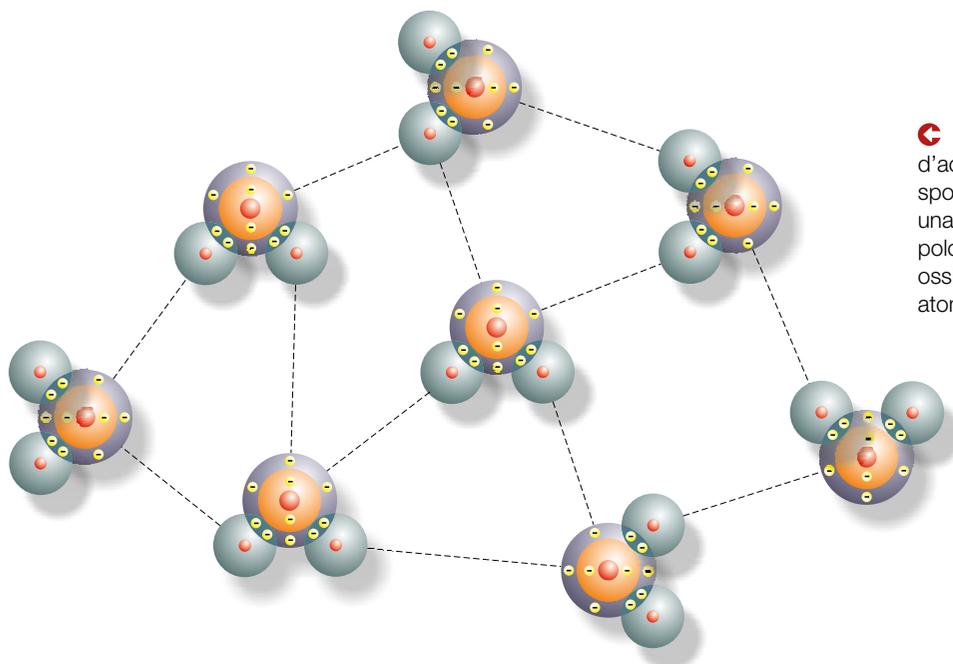
Forze intermolecolari: il legame a idrogeno

Tralasciamo la descrizione di altri tipi di legami interatomici covalenti (covalente multiplo e covalente dativo) e del legame metallico, che unisce tra loro gli atomi degli elementi metallici; va, invece ricordato che esistono forze che uniscono tra loro le molecole (**forze intermolecolari**) e che determinano lo stato fisico (solido, liquido, aeriforme) delle sostanze. Tra questi va citato il **legame a idrogeno**, che unisce tra loro le molecole di acqua (H_2O), ciascuna costituita da due atomi di idrogeno e uno di ossigeno.

In questa molecola gli atomi di idrogeno sono uniti all'atomo di ossigeno per mezzo di legami covalenti polari e la nuvola elettronica è spostata verso l'atomo di ossigeno, che presenta perciò una polarità negativa, mentre gli atomi di idrogeno hanno una polarità positiva.

Poiché i poli opposti si attraggono, si crea un'attrazione tra gli atomi di idrogeno di una molecola d'acqua e quello di ossigeno della molecola vicina, e si realizza un **legame o ponte a idrogeno** [↪ fig. 18].

Questo legame intermolecolare spiega perché una sostanza costituita da molecole più "leggere" di quelle di azoto o di ossigeno (i due principali gas dell'aria) sia presente in natura allo stato liquido.



↪ 18. Ponti o legami a idrogeno. Le molecole d'acqua presentano una nuvola di elettroni spostata verso l'atomo di ossigeno. Si crea così una polarità elettrica nella molecola, con un polo negativo in corrispondenza dell'atomo di ossigeno e uno positivo in corrispondenza degli atomi di idrogeno.

9 Classificazione dei composti inorganici

I composti inorganici vengono classificati in base alla natura degli elementi costituenti (**metalli e non metalli**) e alla loro reattività principalmente con l'idrogeno, l'ossigeno e l'acqua.

In base al numero di elementi presenti nella formula del composto, i composti inorganici vengono suddivisi in due principali categorie:

- **composti binari**, costituiti da atomi di 2 soli elementi;
- **composti ternari**, costituiti da atomi di 3 elementi.

Sono composti binari gli ossidi, gli idruri, gli idracidi e i sali degli idracidi (sali binari); sono composti ternari gli idrossidi, gli ossiacidi e i sali degli ossiacidi.

Composti binari

1. **Ossidi**: composti con l'ossigeno. Nella nomenclatura tradizionale si suddividono in:
 - **ossidi basici**: metallo + ossigeno; esempi: Na_2O ossido di sodio (nome IUPAC: ossido di disodio); Al_2O_3 ossido di alluminio (IUPAC: triossido di dialluminio);
 - **ossidi acidi** (o **anidridi**): non metallo + ossigeno; esempi: Cl_2O anidride ipoclorosa (IUPAC: monossido di dicloro); CO_2 anidride carbonica (IUPAC: diossido di carbonio); SO_2 : anidride solforosa (IUPAC: diossido di zolfo).

2. **Composti binari con l'idrogeno**: comprendono gli idracidi e gli idruri.

Gli **idracidi** sono formati da idrogeno + un alogeno (non metalli del VII gruppo: F, Cl, Br, I) o lo zolfo (S). Essi sono: HF acido fluoridrico (fluoruro di idrogeno); HCl acido cloridrico (cloruro di idrogeno); HBr acido bromidrico (bromuro di idrogeno); HI acido iodidrico (ioduro di idrogeno); H_2S acido solfidrico (solfuro di diidrogeno) e HCN (non è un composto binario) acido cianidrico (cianuro di idrogeno).

Gli **idruri** si suddividono in:

- **idruri metallici**: metallo + idrogeno; esempi: NaH idruro di sodio; CaH_2 idruro di calcio (IUPAC diidruro di calcio);
- **idruri covalenti**: non metallo (tranne gli alogeni e lo zolfo) + idrogeno. Esempi: NH_3 ammoniaca (triidruro di azoto); CH_4 metano (tetraidruro di carbonio).

3. **Sali binari**: sono i sali degli idracidi; si formano sostituendo all'idrogeno un metallo. Esempi: NaCl (da HCl) cloruro di sodio; CaF_2 (da HF) fluoruro di calcio (difluoruro di calcio); Al_2S_3 (da H_2S) solfuro di alluminio (trisolfuro di dialluminio).

Composti ternari

1. **Idrossidi**: caratterizzati dalla presenza nella formula del gruppo OH, chiamato gruppo idrossido; derivano dagli ossidi dei metalli (ossidi basici) per aggiunta di acqua; sono chiamati anche **basi**. Esempi: NaOH idrossido di sodio; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ idrossido di calcio (diidrossido di calcio); $\text{Fe}(\text{OH})_3$ idrossido ferrico (triidrossido di ferro).
2. **Ossiacidi** (o **ossoacidi**): ossidi acidi (anidridi) + acqua. Esempi: HClO acido ipocloroso (acido monossoclorico(I)); H_2SO_4 acido solforico (acido tetraossosolforico(VI)); HNO_3 acido nitrico (acido triossonitrico(V)); H_3PO_4 acido ortofosforico (acido tetraossofosforico(V)).
3. **Sali ternari**: sono i sali degli ossiacidi; si formano sostituendo all'idrogeno dell'ossiacido un metallo. Esempi: CaSO_4 (da H_2SO_4) solfato di calcio (tetraossosolfato(V) di calcio); KNO_3 (da HNO_3) nitrato di potassio (triossonitrato(V) di potassio); FePO_4 (da H_3PO_4) ortofosfato ferrico (tetraossofosfato di ferro).

10 Le reazioni chimiche

In natura possiamo osservare continue trasformazioni (chiamate anche fenomeni) degli “oggetti” (corpi) che ci circondano. Distinguiamo trasformazioni fisiche e trasformazioni chimiche: nelle trasformazioni fisiche, il cambiamento non riguarda la composizione chimica dell’oggetto, ma solo il suo stato fisico. Per esempio, è una trasformazione fisica il congelamento dell’acqua: l’acqua passa dallo stato liquido allo stato solido (ghiaccio), ma è sempre costituita da molecole di acqua (H_2O).

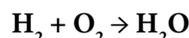
Nelle trasformazioni chimiche (più comunemente chiamate **reazioni chimiche**) si modifica, invece, la composizione chimica dei corpi interessati dalla trasformazione.

Un esempio di reazione chimica è la combustione del legno: le sostanze organiche presenti nel legno, reagendo con l’ossigeno dell’aria, si trasformano in altre sostanze (anidride carbonica, acqua, particelle di carbone presenti nel fumo), liberando l’energia contenuta nei legami chimici, sotto forma di calore ed energia luminosa.

In una reazione chimica due o più sostanze, che prendono il nome di **reagenti**, si combinano tra loro e si trasformano in altre sostanze, dette **prodotti della reazione**.

Per esempio, l’idrogeno e l’ossigeno (due gas) possono combinarsi tra loro dando origine all’acqua (un liquido). Le molecole di acqua che si formano durante la reazione (prodotti della reazione) sono diverse sia da quelle di idrogeno sia da quelle di ossigeno (reagenti).

Perché si formino molecole di acqua (H_2O), gli atomi che costituiscono le molecole di idrogeno (H_2) e di ossigeno (O_2) devono separarsi per potersi legare diversamente e dare origine alle nuove molecole, quelle di acqua:



Questa espressione è detta **equazione chimica**: le sostanze prima della freccia sono i reagenti, quelle dopo la freccia sono i prodotti. Poiché in una reazione chimica il numero di atomi di ogni elemento presenti nei reagenti deve corrispondere a quelli presenti nei prodotti, questa espressione deve essere “bilanciata”: l’espressione corretta sarà:



Energia e reazioni chimiche

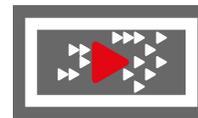
Durante la combustione, i combustibili reagiscono con l’ossigeno e bruciano. Ovviamente, se esponiamo all’ossigeno dell’aria un pezzo di carta, di legno o di carbone, non avviene alcuna reazione. Per avviare la combustione occorre una “spinta”, occorre cioè fornire una certa quantità di **energia**, che viene detta **energia di attivazione**.

Per la combustione di un pezzo di carta basta l’energia di un fiammifero acceso che avvii la reazione con l’ossigeno: una volta iniziata, la combustione continuerà senza che sia necessaria un’ulteriore quantità di energia.

L’energia di attivazione è la quantità di energia richiesta per dare inizio a una reazione chimica.

Tutte le reazioni chimiche richiedono energia di attivazione per poter iniziare [fig. 19]; la quantità di energia necessaria dipende dalla natura delle sostanze reagenti: per innescare la combustione dell’alcol o della benzina basta un fiammifero; per bruciare la legna o il carbone occorre una quantità maggiore di energia.

Il mescolamento e il riscaldamento delle sostanze reagenti accelerano le reazioni chimiche, perché forniscono rapidamente l’energia necessaria per attivarle.



VIDEO
Bilanciamento
delle reazioni chimiche

Glossario

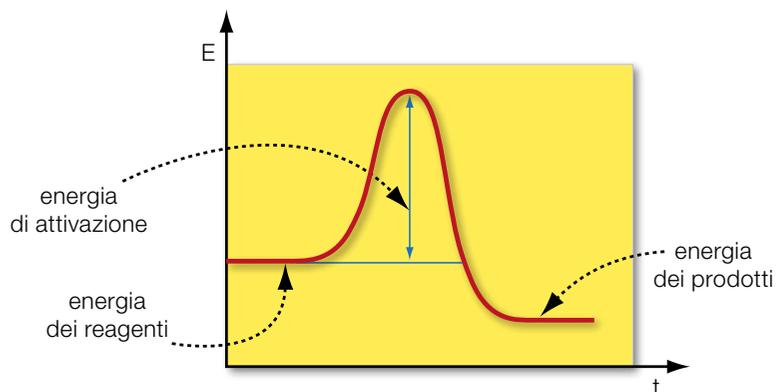
Una **reazione chimica** è un processo nel quale la rottura dei legami chimici delle molecole delle sostanze reagenti porta alla formazione di nuovi legami chimici e quindi di molecole di nuove sostanze: i prodotti della reazione.

PDF Leggere sull'eBook

- Il principio di conservazione della massa

PDF Leggere sull'eBook

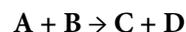
- Le equazioni chimiche e il loro bilanciamento



19. Affinché la reazione abbia inizio e porti alla trasformazione dei reagenti in prodotti, occorre fornire l’energia di attivazione, cioè l’energia minima per innescare la reazione.

La teoria delle collisioni

La chimica moderna interpreta i meccanismi di reazione in base alla **teoria delle collisioni**, o **degli urti efficaci**, proposta da Max Trautz e William Lewis nel 1916. Secondo questa teoria, data una reazione



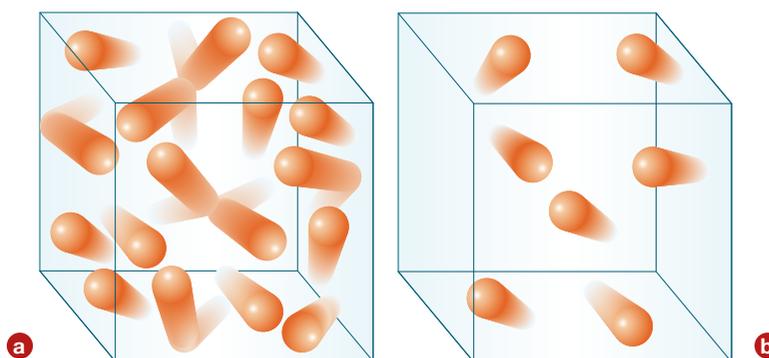
affinché i reagenti A e B si trasformino nei prodotti C e D e la reazione si compia, si devono verificare determinate condizioni.

Il primo presupposto è che le molecole dei reagenti A e B si “urtino”: la velocità di una reazione è proporzionale al numero di urti per secondo tra le molecole dei reagenti [➔ fig. 20].

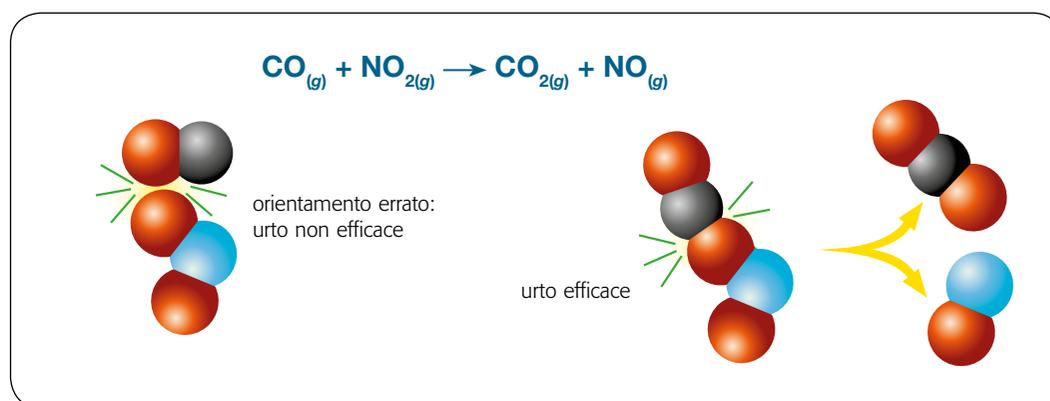
In secondo luogo è indispensabile che gli urti siano efficaci, ossia che avvengano con un giusto orientamento e che abbiano una quantità di energia sufficiente [➔ fig. 21].

L'urto tra le molecole deve avvenire nel verso giusto (ossia in una precisa posizione delle molecole dei reagenti) e con un adeguato livello di energia, tale da permettere la collisione, nonostante le forze elettrostatiche di repulsione prodotte dagli elettroni che circondano il nucleo degli atomi.

➔ 20. Maggiore è il numero di molecole presenti nel sistema, tanto più frequenti sono gli urti e quindi la velocità della reazione (a). Poche molecole, pochi urti (b).



Questa energia minima, che il chimico svedese Svante Arrhenius chiamò **energia di attivazione**, costituisce una vera e propria barriera da superare perché la reazione si possa realizzare: è come nel salto in alto, quando per superare l'asticella è necessario prendere la rincorsa e compiere lo slancio con la giusta quantità di energia.



➔ 21. Perché la reazione possa avvenire, gli urti tra le molecole dei reagenti devono avere un preciso orientamento (e una sufficiente quantità di energia).

Reazioni esotermiche e reazioni endotermiche

Durante le combustioni, si libera energia sotto forma di **calore** o di **luce**. Tutte le reazioni chimiche che liberano energia all'esterno (sotto forma di calore) vengono dette **reazioni esotermiche**.

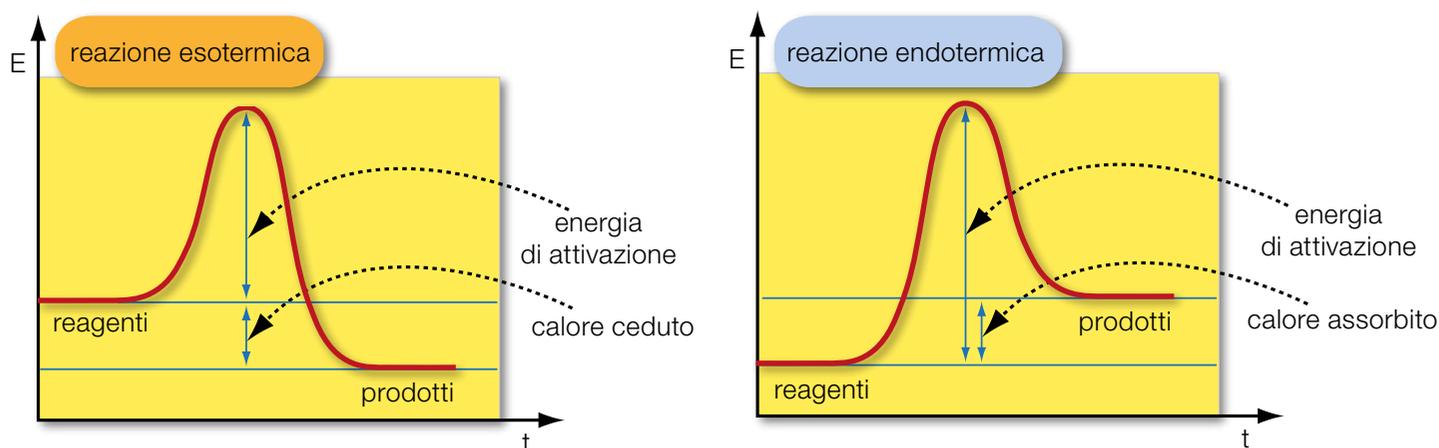
Spesso l'energia liberata assume forme diverse, per cui la reazione viene anche definita **esoergonica**.

Altre reazioni, invece, per poter avvenire devono assorbire energia dall'esterno; devono "portare dentro" energia che proviene dall'esterno: vengono chiamate perciò **reazioni endotermiche** o anche **endoergoniche** [↪ fig. 22].

Glossario

Reazione esoergonica (da *ergon* "lavoro") se l'energia liberata assume forme diverse dal calore (luce, energia meccanica, energia chimica).

Reazione endoergonica quando viene assorbita energia in forme diverse dal calore (come nella fotosintesi clorofilliana, nella quale viene assorbita energia luminosa).



22. Nella reazione esotermica (da *eso*, fuori, esterno) i prodotti "contengono" meno energia dei reagenti: si produce calore che viene ceduto all'esterno (a). In una reazione endotermica, invece, i prodotti hanno al loro interno (*endo*) un maggior contenuto di energia, che viene assorbito dall'esterno (b).

Leggere sull'eBook

- La termodinamica e le reazioni chimiche

Un esempio di reazione endotermica che avviene in natura è la **fotosintesi clorofilliana**: le piante assorbono l'energia della luce solare per produrre zuccheri (glucosio) dall'anidride carbonica e dall'acqua. Senza questa energia la fotosintesi non può avvenire [↪ fig. 23].



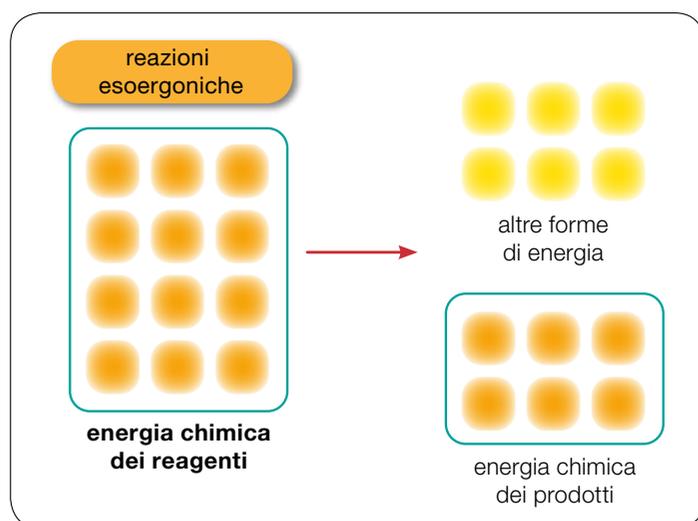
23. La clorofilla delle piante è verde perché assorbe tutte le radiazioni luminose tranne quelle di lunghezza d'onda corrispondente al verde (lunghezza d'onda compresa tra 490 e 590 nm), con un maggior assorbimento ("picchi di assorbimento") delle radiazioni a 430 e 663 nm (per la clorofilla a) e 480 e 650 nm (per la clorofilla b); l'energia delle radiazioni assorbite attiva una serie di reazioni chimiche, che porta alla formazione del glucosio (e ossigeno molecolare) a partire dall'anidride carbonica e dall'acqua. Questo processo è noto come fotosintesi clorofilliana.

Le molecole di ogni sostanza possiedono **energia chimica**, immagazzinata nei legami chimici che uniscono tra loro gli atomi che formano le molecole.

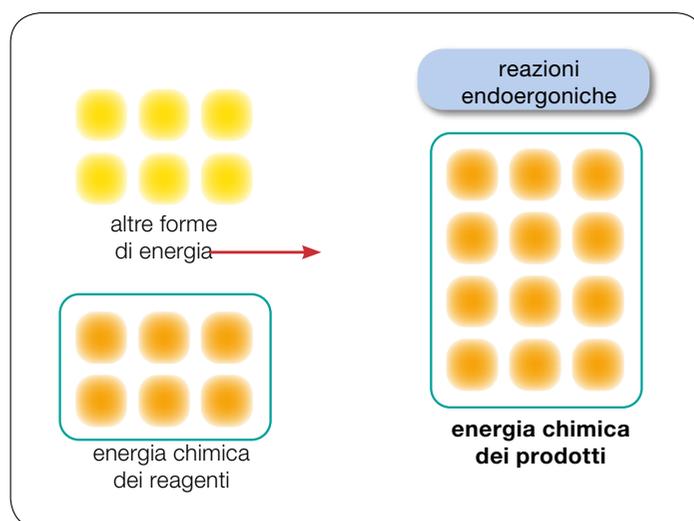
Nelle reazioni chimiche la rottura dei legami chimici delle molecole dei reagenti determina la liberazione di questa energia, che viene utilizzata per la formazione di nuovi legami chimici delle molecole dei prodotti.

Se l'energia chimica dei prodotti è minore dell'energia dei reagenti, per il principio di conservazione dell'energia, l'energia non "consumata" per formare nuovi legami dei prodotti viene liberata in altre forme: calore (reazioni esotermiche), energia luminosa, energia elettrica ecc. (reazioni più in generale definite esoenergetiche o esoergoniche) [➡ fig. 24].

Se l'energia chimica dei prodotti è, invece, maggiore dell'energia chimica dei reagenti, il sistema assorbe al suo interno (nei nuovi legami) altre forme di energia proveniente dall'esterno: calore (reazioni endotermiche), energia luminosa ecc. (reazioni endoenergetiche o endoergoniche) [➡ fig. 25].



➡ 24. Reazioni esoergoniche: l'energia chimica dei prodotti è minore di quella dei reagenti per cui una parte dell'energia si libera come calore o altre forme di energia.



➡ 25. Reazioni endoergoniche: l'assorbimento di calore o altre forme di energia consente di formare prodotti a maggior contenuto di energia chimica dei reagenti.

Tipi di reazioni chimiche

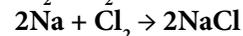
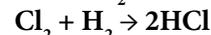
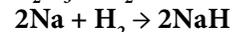
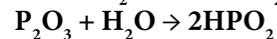
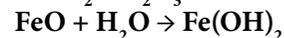
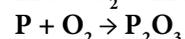
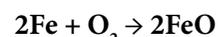
Le reazioni chimiche possono essere ricondotte a 4 tipi fondamentali, in base a come si riaggregano gli atomi dei reagenti nel formare le molecole dei prodotti.

Reazioni di sintesi: $A + B \rightarrow AB$

Da 2 o più elementi o composti semplici (reagenti) si ottiene 1 solo prodotto; la formazione di molti composti avviene per mezzo di questo tipo di reazioni.

Nelle reazioni di **sintesi** da due o più elementi o composti semplici si ottiene un solo composto.

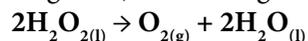
- Metallo + ossigeno \rightarrow ossido basico
- Non metallo + ossigeno \rightarrow ossido acido o anidride
- Ossido basico + acqua \rightarrow idrossido o base
- Ossido acido + acqua \rightarrow ossiacido
- Metallo + idrogeno \rightarrow idruro metallico
- Alogeno + idrogeno \rightarrow idracido
- Metallo + non metallo \rightarrow sale binario



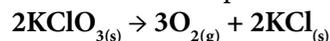
Reazioni di decomposizione: $AB \rightarrow A + B$

Un unico reagente si decompone in 2 o più prodotti (è, in pratica, l'inverso delle reazioni di sintesi); queste reazioni sono favorite dalle alte temperature. Questo tipo di reazione può essere utilizzato per ottenere un elemento da un composto (per esempio, per la produzione di ossigeno dall'acqua ossigenata o dal clorato di potassio).

Il **perossido d'idrogeno** (acqua ossigenata) libera ossigeno gassoso:

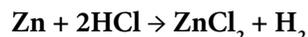


L'**ossigeno** viene prodotto anche mediante decomposizione di **clorato di potassio**:

**Reazioni di scambio semplice: $A + BC \rightarrow AC + B$**

Un elemento libero sposta un altro elemento da un suo composto; l'elemento spostato diventa "libero"; l'elemento che "scalza" dal composto deve essere più "reattivo" dell'elemento che viene scalzato.

Per esempio, lo zinco (Zn), più reattivo dell'idrogeno (H), lo sposta dal composto HCl, liberando idrogeno gassoso e formando cloruro di zinco:



Nella tabella seguente sono riportati alcuni metalli (oltre a H e C, che sono non metalli) in ordine decrescente di reattività rispetto all'idrogeno [↻ fig. 26].

Quelli alla destra dell'idrogeno non sono in grado di spostarlo dai relativi composti, mentre quelli a sinistra sostituiscono l'idrogeno nei loro composti.

Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Ni	Sn	Pb	C	H ₂	Cu	Hg	Ag	Au
----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	---	----------------	----	----	----	----

Più reattivo



Meno reattivo

↻ 26. Scala di reattività dei metalli (comprende anche C e H, non metalli).

Reazioni di doppio scambio: $AB + CD \rightarrow AD + CB$

2 composti si scambiano gli elementi che li costituiscono; queste reazioni possono portare alla formazione di gas (se uno dei nuovi prodotti è un gas) o di un precipitato (quando uno dei prodotti non è solubile in acqua), oppure ancora alla formazione di acqua (reazione di neutralizzazione di un acido) [↻ fig. 27].

Vediamo alcuni esempi:

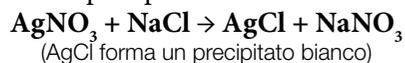
- **Reazioni di doppio scambio con formazione di gas**

solfuro + acido: si libera acido solfidrico



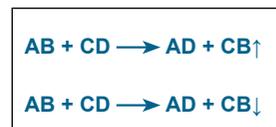
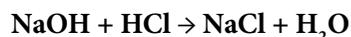
- **Reazioni di doppio scambio con formazione di precipitati**

In una reazione tra due sali solubili in acqua il doppio scambio dei loro ioni può portare alla formazione di nuovi sali di cui uno poco solubile o del tutto insolubile in acqua, che forma una fase solida colorata che precipita sul fondo:

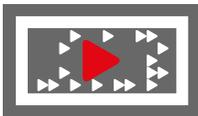


- **Reazioni di doppio scambio con formazione di acqua**

In una reazione tra un acido e una base si formano un sale e acqua: è detta **reazione di neutralizzazione** perché gli ioni H⁺ dell'acido si legano agli OH⁻ della base e formano un composto stabile, l'H₂O:



↻ 27. Talvolta capita di vedere nella scrittura delle reazioni delle piccole frecce con la punta rivolta verso l'alto oppure verso il basso: quando si forma un gas, accanto alla formula del prodotto si pone il simbolo ↑; quando si forma un precipitato si pone invece ↓.



VIDEO
Acidi o basi?

Glossario

Il **logaritmo** (in base 10) di un numero corrisponde all'esponente al quale dobbiamo elevare la base (10) per ottenere il numero stesso. Per chiarire, se il numero è 0,1 che corrisponde a 10^{-1} il logaritmo (in base 10) di 0,1 è -1 ; se il numero è 0,01 che corrisponde a 10^{-2} il logaritmo (in base 10) è -2 . Essendo il pH il logaritmo della concentrazione degli H^+ , cambiato di segno, se la concentrazione degli H^+ è, per esempio, 0,0001 che corrisponde a 10^{-4} , il logaritmo (in base 10) sarà -4 e il pH, cambiando il segno, sarà 4.

28. Relazione tra pH e pOH: sono indicate anche le concentrazioni molari di H^+ (indicato come H_3O^+) corrispondenti ai vari valori di pH e le concentrazioni molari di OH^- per il pOH.

11 Acidi e basi: il pH

Gli **acidi** sono sostanze dal sapore aspro (come il succo di limone e l'aceto), in grado di corrodere il marmo e intaccare i metalli, pericolosi (irritanti e corrosivi) per la pelle e le mucose (evitare l'ingestione, il contatto con la pelle, gli occhi, le mucose delle vie respiratorie); hanno capacità solventi e sono in grado di far cambiare colore ad alcune sostanze vegetali, che vengono ancora oggi utilizzate come indicatori chimici del grado di acidità di una soluzione.

Chimicamente, si considerano acidi le sostanze che sono in grado di liberare in soluzione acquosa ioni H^+ :



Così l'acido cloridrico HCl è un acido perché si scinde in:



Le **basi** sono, invece, sostanze (viscose e dal sapore amaro, come il sapone) in grado di contrastare l'azione degli acidi. Chimicamente, abbiamo definito basi gli idrossidi, sostanze che presentano nella loro formula il gruppo idrossido OH e liberano in acqua lo ione OH^- : per esempio, l'idrossido di sodio NaOH, che in acqua si scinde in:



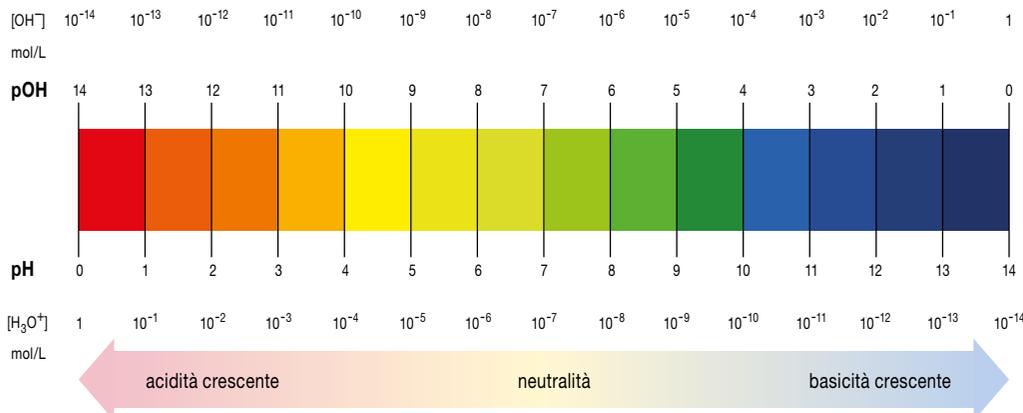
Si comportano come basi anche sostanze prive del gruppo OH, come l'ammoniaca (NH_3), per cui la definizione di base (enunciata da Arrhenius) è stata modificata (da Brønsted e Lowry): sono basi le sostanze in grado di "catturare" ioni H^+ (contrastando così gli acidi che, invece, "liberano" gli stessi ioni).

In una soluzione il grado di acidità o basicità dipende perciò dalla concentrazione degli ioni H^+ , che può variare da 10^{-14} (valore di concentrazione e quindi di acidità più basso) a 1 (10^0) moli/litro.

Poiché questi valori sono molto bassi ($10^{-14} = 0,00000000000001$), per misurare l'acidità si utilizza il **pH**, che corrisponde al **logaritmo** della concentrazione degli H^+ , cambiato di segno: così l'acidità di una soluzione può variare da un valore di pH = 0 (acidità massima, concentrazione massima degli $H^+ = 10^0$) a un valore di 14 (acidità minima, concentrazione degli $H^+ = 10^{-14}$).

La scala del pH

In pratica, per valutare l'acidità delle soluzioni si utilizza la scala del pH, con valori compresi tra 0 (massima acidità) e 14 (massima basicità e minima acidità), per cui si considera acida una soluzione con pH minore di 7 (tanto più acido quanto più il valore è basso) e basica una soluzione con pH maggiore di 7. Se il pH è 7 la soluzione è neutra.



Analogamente al pH, in base alla concentrazione degli ioni OH^- , si può calcolare il pOH della soluzione (logaritmo della concentrazione degli ioni OH^- cambiato di segno): se il pOH è uguale a 7 la soluzione è neutra; se è minore di 7 è basica; se è maggiore di 7 è acida [↻ fig. 28].

Verifica dell'apprendimento

A Se non lo sai, rileggilo alla pagina indicata.

- Quali sono le 3 tappe fondamentali del metodo scientifico? (pag. X)
- Che cos'è una grandezza fisica? (pag. XI)
- Quali sono le 7 grandezze fondamentali del S.I.? E quali sono le loro unità di misura? (pag. XI)
- Come si ottiene l'unità di misura di una grandezza derivata? (pag. XI)
- Quanti picogrammi occorrono per formare un grammo? (pag. XII)
- A quanti grammi corrispondono 0,3 kg? (pag. XII)
- Che differenza c'è tra grandezze estensive e grandezze intensive? (pag. XII)
- Che cos'è una sostanza pura? (pag. XIII)
- Che differenza c'è tra miscugli omogenei e miscugli eterogenei? (pag. XIII-XIV)
- Che cos'è una fase? (pag. XIV)
- Che cosa sono i fumi, le schiume, le emulsioni e la nebbia? (pag. XIV)
- Che cos'è una soluzione? Quali sono i componenti di una soluzione? (pag. XIV)
- Quali differenze ci sono tra solidi, liquidi e aeriformi? (pag. XV)
- Che cos'è il calore? (pag. XVI)
- Che differenza c'è tra condensazione e liquefazione? (pag. XVI)
- Che differenza c'è tra elementi e composti chimici? (pag. XVII)
- Che differenza c'è tra numero atomico e numero di massa? (pag. XVIII)
- Come si chiamano gli isotopi dell'idrogeno? Qual è il loro numero di massa? (pag. XVIII)
- Come sono ordinati gli elementi nella tavola periodica? (pag. XX)
- Che cos'è la regola dell'ottetto? (pag. XXI)
- Che differenza c'è tra legame ionico e covalente? (pag. XXI-XXIII)
- Che cos'è il legame a idrogeno? (pag. XXIII)
- Come sono classificati i composti inorganici? (pag. XXIV)
- Che cosa sono i reagenti e i prodotti di una reazione chimica? (pag. XXV)
- Che cos'è l'energia di attivazione? (pag. XXV)
- Che cosa afferma la teoria delle collisioni? (pag. XXVI)
- Che differenza c'è tra reazioni esotermiche ed endotermiche? (pag. XXVII)
- Che differenza c'è tra reazioni di sintesi e di decomposizione? E tra reazioni di scambio semplice e di scambio doppio? (pag. XXVIII-XXIX)
- Che cos'è un acido? E una base? (pag. XXX)
- Che cos'è il pH? (pag. XXX)

- Il calore si propaga dai corpi più caldi a quelli più freddi
- Il newton è l'unità di misura della forza
- Il legame ionico si realizza tra atomi uguali
- La condensazione è il passaggio dallo stato liquido a quello solido
- Il nucleo dell'atomo è formato da protoni e neutroni
- Il numero di massa indica la somma del numero di protoni e di neutroni dell'atomo
- Gli elettroni presenti nel "guscio" più interno determinano le proprietà chimiche dell'elemento
- La fusione è il passaggio da solido a vapore
- Gli elettroni hanno una carica elettrica negativa
- Cariche elettriche opposte si respingono
- La massa è una grandezza fondamentale del S.I.
- Gli elettroni sono più piccoli dei protoni
- Tra atomi uguali si realizza un legame covalente puro
- L'energia di attivazione è l'energia che si libera all'inizio della reazione
- In una reazione endotermica l'energia chimica dei prodotti è minore di quella dei reagenti
- La reazione $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$ è una reazione di scambio semplice
- Un acido è una sostanza in grado di liberare ioni H^+
- Una soluzione acida ha un pH maggiore di 7
- Le basi sono sostanze in grado di liberare ioni OH^-



C Indica la risposta corretta.

- Una soluzione è:
 - un miscuglio eterogeneo
 - un composto chimico
 - una sostanza chimica pura
 - una miscela omogenea
- In un liquido, le molecole:
 - sono libere di muoversi
 - sono legate
 - sono tutte fisse
 - possono scorrere le une sulle altre
- La reazione: $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$:
 - è una reazione di decomposizione
 - è una reazione di sintesi
 - è una reazione di doppio scambio
 - è una reazione di scambio semplice
- Il calore passa da:
 - un corpo più grande a uno più piccolo
 - un corpo più chiaro a uno più scuro
 - un corpo più freddo a uno più caldo
 - un corpo più caldo a uno più freddo
- A $100\text{ }^\circ\text{C}$:
 - l'acqua comincia a evaporare
 - il ghiaccio fonde
 - si ha la solidificazione dell'acqua
 - l'acqua bolle



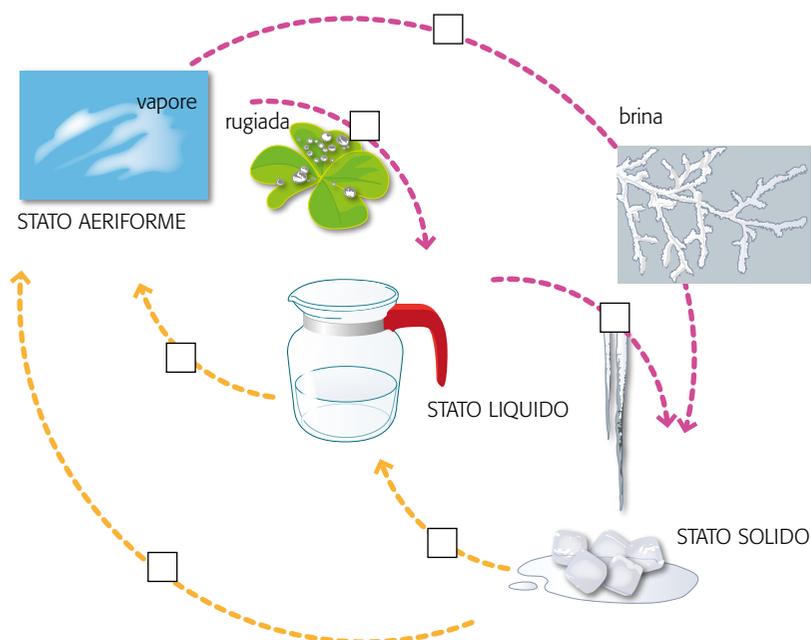
B Vero o falso?

- | | V | F |
|---|--------------------------|--------------------------|
| 1. Le molecole si uniscono tra loro a formare atomi | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| 2. Le molecole formate da atomi diversi sono gli elementi | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| 3. Il grammo è l'unità di misura di riferimento della massa | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| 4. I solidi non sono comprimibili | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| 5. I liquidi hanno forma propria | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |
| 6. I vapori sono comprimibili | <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> |

Verifica dell'apprendimento

6. Il numero atomico è uguale:
 - a) al numero di massa
 - b) alla somma dei protoni e dei neutroni
 - c) al numero dei protoni
 - d) al numero dei neutroni
7. Due isotopi di un elemento hanno:
 - a) stesso numero di massa
 - b) diverso numero di elettroni
 - c) stesso numero atomico
 - d) diverso numero di protoni
8. 10 litri corrispondono a:
 - a) 1000 ml
 - b) 100 ml
 - c) 10000 ml
 - d) 100000 ml
9. Il simbolo del sodio è:
 - a) S
 - b) So
 - c) N
 - d) Na
10. K è il simbolo del:
 - a) karbonio
 - b) kripto
 - c) potassio
 - d) fosforo
11. Non è una grandezza fondamentale del SI:
 - a) massa
 - b) lunghezza
 - c) forza
 - d) temperatura
12. L'idrogeno è:
 - a) un miscuglio di gas
 - b) un composto chimico
 - c) uno ione
 - d) un elemento chimico
13. Un composto è:
 - a) un miscuglio omogeneo
 - b) un miscuglio eterogeneo
 - c) una sostanza pura
 - d) una sostanza semplice
14. La fusione è il passaggio di stato da:
 - a) solido a vapore
 - b) solido a liquido
 - c) solido a fumo
 - d) liquido a solido
15. Il calore si misura (nel SI) in:
 - a) kilocalorie
 - b) Kelvin
 - c) Joule
 - d) gradi Celsius

 **D** Inserisci nei quadratini i numeri corrispondenti ai passaggi di stato.



1. condensazione
2. fusione
3. solidificazione
4. brinamento
5. vaporizzazione
6. sublimazione