CAPITOLO

5

Trasformazioni fisiche e chimiche. Elementi e composti

Un cubetto di ghiaccio che fonde resta acqua; un fiammifero che brucia non torna più fiammifero. In questa differenza comincia la chimica.

OBIETTIVI

1. Distinguere una trasformazione fisica da una trasformazione chimica e riconoscere gli indizi di una reazione.
2. Descrivere una reazione con reagenti, prodotti ed equazione chimica, e classificarla come esotermica o endotermica.
3. Spiegare come la decomposizione (termolisi, elettrolisi) permette di distinguere elementi e composti.
4. Usare nomi e simboli dei principali elementi e collocare metalli, non metalli, semimetalli e gas nobili nella tavola periodica.
5. Leggere una formula chimica, contare gli atomi e riconoscere sostanze elementari molecolari e forme allotropiche.

INDICE DEL CAPITOLO

5.1 Trasformazioni fisiche e trasformazioni chimiche 2
5.2 Reagenti, prodotti ed equazioni chimiche 6
5.3 Decomporre le sostanze: elementi e composti 7
5.4 I nomi e i simboli degli elementi 11
5.5 Metalli, non metalli, semimetalli e gas nobili 14
5.6 I composti e le formule chimiche 16

Scienze naturali 1 · Parte I · La materia e le sue trasformazioni · versione 1.0
Capitolo 5: Trasformazioni fisiche e chimiche. Elementi e composti · pagine 117–140 del volume completo · estratto per lo studio

Pensa a una giornata qualunque. Al mattino lo zucchero si scioglie nel latte caldo; il pane, nel tostapane, diventa dorato e croccante; in bagno lo specchio si appanna. Più tardi, in bicicletta, noti la catena coperta di ruggine; la sera, in cucina, la fiamma del fornello brucia il gas e un uovo, in padella, passa da trasparente a bianco. Sono tutti cambiamenti della materia, ma non sono tutti dello stesso tipo. Lo zucchero sciolto è ancora zucchero, e l'acqua sullo specchio è ancora acqua; la ruggine invece non è più ferro, e l'albume cotto non tornerà mai trasparente.

Nei capitoli precedenti abbiamo studiato i passaggi di stato (Capitolo 2), i miscugli (Capitolo 3) e le tecniche per separarli (Capitolo 4): in tutti questi casi le sostanze restavano le stesse. In questo capitolo facciamo un passo decisivo. Impareremo a riconoscere le trasformazioni in cui si formano sostanze *nuove*, e useremo proprio queste trasformazioni per scoprire che le sostanze pure sono di due tipi: quelle che si possono scomporre in sostanze più semplici, i composti, e quelle che non si possono scomporre in alcun modo, gli elementi. Sono i "mattoni" con cui è costruita tutta la materia dell'Universo.

5.1 Trasformazioni fisiche e trasformazioni chimiche

5.1.1 Quando la sostanza resta la stessa

Si chiama **trasformazione fisica** un cambiamento in cui la materia modifica il suo aspetto, la sua forma o il suo stato di aggregazione, ma la sostanza (o le sostanze) che la compongono resta la stessa. Sono trasformazioni fisiche tutti i passaggi di stato: il ghiaccio che fonde, l'acqua che bolle, la naftalina che sublima. Lo sono anche la dissoluzione dello zucchero nell'acqua, la macinazione del caffè, la deformazione di un filo di rame, la magnetizzazione di un chiodo, la separazione di un miscuglio per filtrazione o distillazione.

Le trasformazioni fisiche hanno due caratteristiche tipiche. La prima: le proprietà che identificano la sostanza (temperatura di fusione, temperatura di ebollizione, densità, colore nello stesso stato) non cambiano. L'acqua che ottieni condensando il vapore bolle ancora a 100 °C a 1 atm e congela ancora a 0 °C. La seconda: spesso sono *reversibili*, cioè si può tornare alla situazione di partenza con un'altra trasformazione fisica. Il ghiaccio fuso può essere ricongelato, lo zucchero sciolto può essere recuperato facendo evaporare l'acqua. Non tutte, però, si invertono con facilità: un bicchiere andato in frantumi resta vetro, ma rimetterlo insieme è un'altra storia. Il criterio decisivo, quindi, non è la reversibilità ma l'identità della sostanza.

Il modello particellare del Capitolo 2 ci dice che cosa succede a livello microscopico: in una trasformazione fisica le particelle cambiano distanza, velocità e disposizione, ma *restano le stesse particelle*. Quando l'acqua bolle, le molecole di acqua si allontanano le une dalle altre; nessuna di esse si rompe (Figura 5.1, a sinistra).

ERRORE FREQUENTE

«Lo zucchero nel tè si è fuso». No: si è *sciolto*. La fusione è il passaggio da solido a liquido di una sostanza pura per effetto del calore (lo zucchero fonde intorno a 186 °C e subito dopo comincia a decomporsi). La dissoluzione è la formazione di una soluzione: le particelle di zucchero si disperdono fra quelle dell'acqua. Entrambe sono trasformazioni fisiche, ma sono fenomeni diversi, e nelle verifiche i due verbi non sono intercambiabili.

5.1.2 Quando si formano sostanze nuove

Si chiama **trasformazione chimica**, o **reazione chimica**, un cambiamento in cui una o più sostanze scompaiono e al loro posto si formano una o più sostanze nuove, con proprietà diverse da quelle di partenza. Il ferro è un metallo grigio, lucente, attratto dalla calamita; la ruggine che si forma quando il ferro resta all'aria umida è una polvere bruno-rossastra, opaca, friabile, che non conduce la corrente come il metallo. Il metano del fornello è un gas combustibile; dopo la combustione ci sono anidride carbonica e vapore acqueo, che non bruciano affatto.

Che cosa succede alle particelle? In una reazione chimica le particelle di partenza si "smontano" e gli atomi che le formavano si *riorganizzano* in particelle diverse. Gli atomi non spariscono e non si creano dal nulla: cambia il modo in cui sono legati fra loro. Nella Figura 5.1, a destra, dodici molecole di acqua si trasformano in dodici molecole di idrogeno e sei di ossigeno: gli atomi sono sempre 24 di idrogeno e 12 di ossigeno, ma le sostanze sono cambiate. Questa idea, che gli atomi si conservano e si ricombinano, sarà la chiave del Capitolo 6.

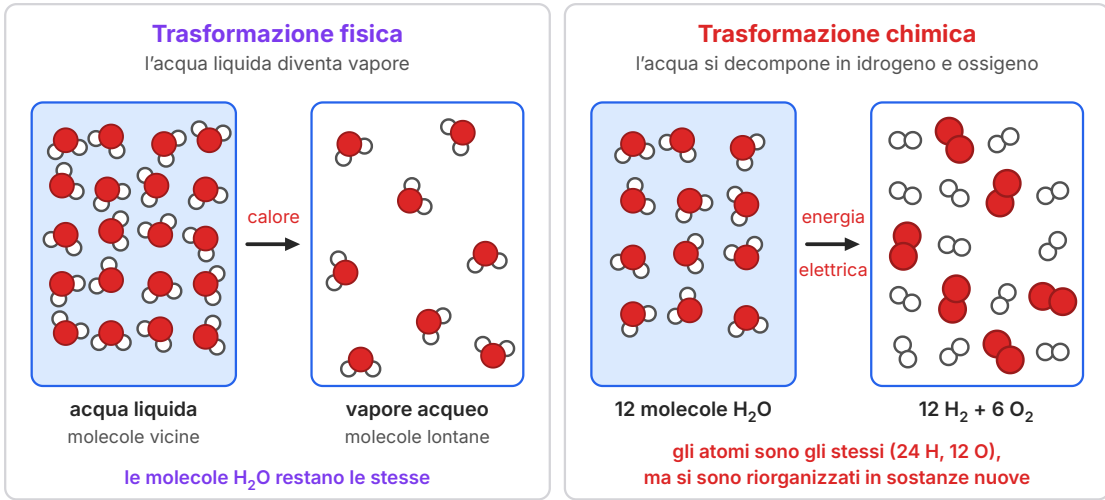


Figura 5.1 Trasformazione fisica e chimica viste con il modello particellare (schema, riquadri ingranditi e non in scala). A sinistra l'acqua passa allo stato di vapore: le molecole H_2O si allontanano ma restano intatte. A destra, nell'elettrolisi, 12 molecole di acqua diventano 12 molecole di idrogeno e 6 di ossigeno: gli atomi sono gli stessi, ma le sostanze sono nuove. Ossigeno in rosso, idrogeno in bianco.

Tabella 5.1 Trasformazioni fisiche e chimiche a confronto.

	Trasformazione fisica	Trasformazione chimica
Sostanze	restano le stesse	se ne formano di nuove
Proprietà caratteristiche	invariate (es. T di fusione)	i prodotti hanno proprietà diverse
Particelle	cambiano distanza e disposizione	gli atomi si riorganizzano in particelle nuove
Reversibilità	spesso facile	di solito difficile; serve un'altra reazione
Esempi	fusione, ebollizione, dissoluzione, macinazione	combustione, arrugginimento, cottura, digestione

5.1.3 Gli indizi di una reazione chimica

Non possiamo vedere gli atomi che si riorganizzano. Possiamo però osservare alcuni segnali macroscopici che, di solito, accompagnano una reazione:

- **sviluppo di un gas**, anche senza riscaldare: le bollicine che si formano versando aceto sul bicarbonato sono anidride carbonica, una sostanza che prima non c'era;
- **formazione di un precipitato**: un **precipitato** è un solido insolubile che si forma all'interno di una soluzione limpida e la intorbida, per poi depositarsi sul fondo;

- **cambiamento di colore**: la mela tagliata che imbrunisce, il rame dei tetti che con gli anni diventa verde, il ferro che arrugginisce;
- **emissione o assorbimento di calore**, a volte con **emissione di luce**: la fiamma di una candela, il bagliore di un fuoco d'artificio;
- **comparsa di un odore nuovo**: il latte che inacidisce, l'uovo che va a male.

Attenzione: sono *indizi*, non prove. Anche l'acqua che bolle sviluppa un gas, ma è una trasformazione fisica; anche una lampadina emette luce, ma il filamento resta lo stesso. La prova definitiva che è avvenuta una reazione è dimostrare, con le misure, che si è formata una sostanza con proprietà diverse: per esempio un gas che, fatto gorgogliare in acqua di calce, la intorbida (è anidride carbonica), oppure un solido con una temperatura di fusione diversa da quella dei reagenti.

ESEMPIO SVOLTO

Esperienza di laboratorio · Riconoscere una reazione

Materiale: due bicchieri, bicarbonato di sodio, aceto, acqua di calce (soluzione limpida di idrossido di calcio, preparata dall'insegnante), una cannuccia, occhiali di protezione.

Procedimento: (1) nel primo bicchiere metti un cucchiaino di bicarbonato e aggiungi lentamente due cucchiai di aceto. (2) Nel secondo bicchiere versa due dita di acqua di calce e soffiaci dentro con la cannuccia per una ventina di secondi (soffia, non aspirare!).

Osservazioni attese: nel primo bicchiere si forma un'abbondante schiuma di bollicine e il bicchiere si raffredda un poco; nel secondo il liquido limpido diventa lattiginoso.

Conclusione: nel primo caso lo sviluppo di gas è un indizio di reazione: il bicarbonato e l'acido acetico dell'aceto reagiscono e producono anidride carbonica, acqua e una nuova sostanza disciolta. Nel secondo caso l'anidride carbonica dell'aria espirata reagisce con l'idrossido di calcio e forma carbonato di calcio, un precipitato bianco. Lo stesso test, ripetuto sul gas del primo bicchiere, dimostra che si tratta proprio di anidride carbonica.

5.1.4 Reazioni esotermiche ed endotermiche

Ogni reazione chimica è accompagnata da uno scambio di energia con l'ambiente, di solito sotto forma di calore. Una reazione che cede calore all'ambiente si dice **esotermica**: il recipiente si scalda. Sono esotermiche tutte le combustioni (legna, gas, benzina), l'arrugginimento del ferro (lento, quindi il calore si disperde senza che ce ne accorgiamo) e la reazione degli scaldamani "usa e getta", che contengono proprio polvere di ferro che si ossida rapidamente. Una reazione che assorbe calore dall'ambiente si dice **endotermica**: se avviene in un recipiente, questo si raffredda; se invece ha bisogno di una fonte di energia esterna, si ferma quando la fonte viene tolta. Sono endotermiche la reazione fra bicarbonato e acido citrico (il bicchiere diventa

più freddo), la decomposizione del calcare in un forno da calce e la fotosintesi, che assorbe l'energia della luce solare.

Ricorda dal Capitolo 2 che il calore è energia che si trasferisce, non qualcosa che un corpo "contiene". Per riconoscere se una reazione è esotermica o endotermica basta un termometro: se la reazione avviene in acqua, l'acqua si scalda nel primo caso e si raffredda nel secondo. Misurare *quanta* energia viene scambiata è un problema che affronterai nel secondo biennio.

COLLEGAMENTI

Chimica in cucina. Cuocere è, quasi sempre, fare reazioni chimiche. Quando l'albume diventa bianco e sodo, le sue proteine cambiano forma e si legano fra loro in modo irreversibile. La crosta dorata del pane, della carne arrosto e delle patatine fritte nasce da un gruppo di reazioni fra zuccheri e proteine, studiate all'inizio del Novecento dal chimico francese Louis-Camille Maillard, che producono centinaia di sostanze nuove, responsabili di colore e aroma. Il caramello, invece, si forma quando lo zucchero da solo viene scaldato oltre la fusione e comincia a decomporsi. Il lievito, infine, fa gonfiare l'impasto perché produce anidride carbonica: anche qui l'indizio è un gas.

5.2 Reagenti, prodotti ed equazioni chimiche

5.2.1 Prima e dopo una reazione

Le sostanze presenti all'inizio di una reazione, che si consumano, si chiamano **reagenti**; le sostanze nuove che si formano si chiamano **prodotti**. Nella combustione del carbone, i reagenti sono carbonio e ossigeno, il prodotto è anidride carbonica (diossido di carbonio). Nella cottura di una torta, il bicarbonato e gli acidi presenti nell'impasto sono reagenti, e fra i prodotti c'è l'anidride carbonica che fa crescere il dolce.

Per descrivere una reazione in modo compatto, i chimici usano un'**equazione chimica**: a sinistra si scrivono i reagenti, a destra i prodotti, e in mezzo una freccia che si legge «danno» o «si trasformano in». Il segno + separa sostanze diverse dalla stessa parte della freccia.

5.2.2 Dalle parole alle formule

Il primo modo di scrivere un'equazione è usare i nomi delle sostanze, cioè un'*equazione in parole*:

carbonio + ossigeno → anidride carbonica

metano + ossigeno → anidride carbonica + acqua

ferro + zolfo → solfuro di ferro

Il secondo modo, molto più informativo, sostituisce i nomi con le *formule chimiche* delle sostanze, che impareremo a leggere nel paragrafo 5.6. In questo capitolo le formule ti verranno sempre date:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

$$CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$$

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

Nella seconda equazione compaiono dei numeri davanti alle formule, i *coefficienti*: indicano quante particelle di ciascuna sostanza partecipano alla reazione, in modo che gli atomi di ogni tipo siano in numero uguale a sinistra e a destra della freccia. Come si trovano questi numeri, cioè come si *bilancia* un'equazione, lo vedremo nel Capitolo 6, dopo aver studiato le leggi che lo giustificano. Per ora basta saper leggere un'equazione e riconoscere reagenti e prodotti.

Talvolta accanto alle formule si indica lo stato fisico fra parentesi: (s) solido, (l) liquido, (g) gas, (aq) in soluzione acquosa. Per esempio: $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$. Sopra o sotto la freccia si possono annotare le condizioni, come il riscaldamento o il passaggio di corrente elettrica.

IN SINTESI

reagenti → prodotti

A sinistra: le sostanze che si consumano. A destra: le sostanze che si formano. La freccia si legge «danno». Il segno + separa sostanze diverse. I numeri davanti alle formule (coefficienti) contano le particelle e si stabiliscono con il bilanciamento (Capitolo 6); quelli in basso a destra dei simboli (indici) fanno parte della formula e non si toccano mai.

5.3 Decomporre le sostanze: elementi e composti

5.3.1 Una domanda antica

Nel Capitolo 3 abbiamo visto che le sostanze pure hanno composizione e proprietà costanti. Ma le sostanze pure sono tutte uguali tra loro dal punto di vista della loro "semplicità"? Per secoli si era pensato, con Aristotele, che tutto fosse fatto di quattro elementi: terra, acqua, aria e fuoco. Oggi sappiamo che l'acqua e la terra non sono affatto elementi: l'acqua si può scomporre, e la "terra" è un miscuglio di moltissime sostanze. Lo strumento che ha permesso di capirlo è la **decomposizione**: una reazione chimica in cui una sola sostanza si trasforma in due o più sostanze più semplici.

5.3.2 La termolisi

Il modo più semplice per tentare di decomporre una sostanza è scaldarla. Si chiama **termolisi** (dal greco *thérmē*, "calore", e *lýsis*, "scioglimento") la decomposizione di una sostanza provocata dal calore. L'esempio classico è il carbonato di calcio, il componente principale del calcare e del marmo. Se lo si scalda oltre circa 800 °C, si decompone in ossido di calcio (la "calce viva") e anidride carbonica, che si libera come gas:

$$\text{carbonato di calcio} \rightarrow \text{ossido di calcio} + \text{anidride carbonica}$$

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

È una reazione endotermica, che si conduce da millenni nelle fornaci da calce: la calce viva, mescolata con acqua e sabbia, era la base delle malte con cui sono stati costruiti gli edifici romani e medievali. Anche lo zucchero, scaldato a lungo in una provetta, si decompone: prima diventa caramello, poi si annerisce lasciando un residuo di carbonio, mentre sulle pareti fredde della provetta si condensano goccioline di acqua. Lo zucchero, quindi, non è una sostanza "semplice". Un altro esempio storico è l'ossido di mercurio, una polvere rossa: scaldandolo, nel 1774 Joseph Priestley ottenne mercurio metallico e un gas in cui una candela bruciava con una fiamma vivissima, che Lavoisier chiamerà poi ossigeno.

5.3.3 L'elettrolisi dell'acqua

L'acqua non si decompone scaldandola in una pentola: bolle e diventa vapore, che è ancora acqua. Si può però decomporre con la corrente elettrica. Si chiama **elettrolisi** la decomposizione di una sostanza ottenuta facendo passare una corrente elettrica continua. L'elettrolisi dell'acqua fu realizzata per la prima volta nel 1800 da William Nicholson e Anthony Carlisle, poche settimane dopo che Alessandro Volta aveva annunciato l'invenzione della pila.

In laboratorio si usa il *voltametro di Hofmann* (Figura 5.2): tre tubi di vetro comunicanti; i due laterali sono graduati, chiusi in alto da un rubinetto e contengono in basso due elettrodi di platino collegati a un generatore di corrente continua. Poiché l'acqua pura conduce pochissimo la corrente, vi si scioglie un po' di un sale come il solfato di sodio, che rende la soluzione conduttrice senza partecipare ai prodotti finali. L'elettrodo collegato al polo negativo si chiama **catodo**, quello collegato al polo positivo **anodo**.

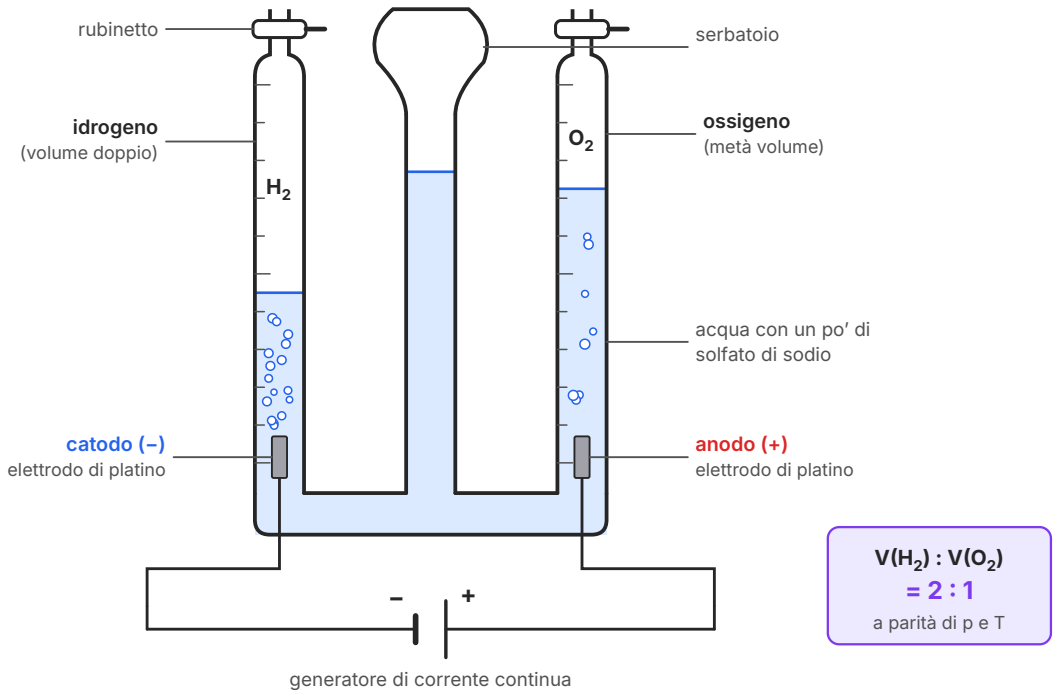


Figura 5.2 Il voltametro di Hofmann per l'elettrolisi dell'acqua (schema). Al catodo, collegato al polo negativo del generatore, si sviluppa idrogeno; all'anodo, collegato al polo positivo, ossigeno. Il volume di idrogeno è il doppio di quello di ossigeno; il liquido spostato dai gas risale nel serbatoio centrale.

Appena si chiude il circuito, dai due elettrodi salgono bollicine di gas, che si raccolgono in cima ai tubi laterali spingendo verso il basso il liquido. Si osservano due fatti importanti:

- i due gas sono diversi. Il gas raccolto al catodo, avvicinato a un fiammifero acceso, brucia con un piccolo scoppio: è **idrogeno**. Il gas raccolto all'anodo riaccende un fuscello di legno che presenta solo un punto incandescente: è **ossigeno**;
- il volume di idrogeno è sempre il **doppio** del volume di ossigeno, misurati alla stessa pressione e temperatura: il rapporto in volume $H_2 : O_2$ è 2 : 1.

$$\text{acqua} \rightarrow \text{idrogeno} + \text{ossigeno}$$

$$2\ H_2O \rightarrow 2\ H_2 + O_2$$

Il rapporto 2 : 1 non è un caso: rispecchia il fatto che ogni molecola d'acqua contiene due atomi di idrogeno e uno di ossigeno. Come si passi dai volumi dei gas al numero di particelle lo capirono Gay-Lussac e Avogadro all'inizio dell'Ottocento, e lo vedremo nel Capitolo 6.

ESEMPIO SVOLTO

Volumi e masse nell'elettrolisi

In un voltametro di Hofmann si raccolgono 36,0 mL di idrogeno. (a) Quanto ossigeno si è formato nello stesso tempo? (b) Sapendo che, a 0 °C e 1 atm, 1 L di idrogeno ha massa 0,0899 g e 1 L di ossigeno 1,429 g, qual è il rapporto fra le masse di ossigeno e idrogeno prodotti?

(a) Il volume di ossigeno è la metà di quello di idrogeno: $V(O_2)$ = 36,0 mL : 2 = 18,0 mL.

(b) Ragioniamo su 2 L di idrogeno e 1 L di ossigeno (stesso rapporto 2 : 1). Massa di idrogeno: 2 × 0,0899 g = 0,180 g. Massa di ossigeno: 1,429 g. Rapporto: 1,429 g : 0,180 g ≈ 7,9.

Conclusione: in volume l'idrogeno è il doppio, ma in massa l'ossigeno è circa otto volte l'idrogeno. Ritroverai questo rapporto (≈ 1 : 7,94) nella legge delle proporzioni definite (Capitolo 6).

5.3.4 Elementi e composti

Le esperienze di decomposizione permettono di dividere le sostanze pure in due grandi gruppi.

Un **composto** è una sostanza pura che, con una reazione chimica, si può decomporre in sostanze più semplici. L'acqua, il carbonato di calcio, lo zucchero, l'ossido di mercurio sono composti.

Un **elemento** è una sostanza pura che non si può decomporre in sostanze più semplici con nessuna reazione chimica. L'idrogeno e l'ossigeno ottenuti dall'elettrolisi, il mercurio ottenuto dall'ossido di mercurio, il carbonio rimasto dallo zucchero sono elementi: qualunque cosa si faccia, scaldandoli, facendovi passare corrente o facendoli reagire, non se ne ricava mai una sostanza più semplice. Possono solo combinarsi con altri elementi per formare composti.

Questa è una definizione *operativa*: dice quale esperimento fare per decidere. Ha un limite evidente: se un tentativo di decomposizione fallisce, potrebbe darsi che non si sia ancora trovato il metodo giusto. È esattamente ciò che è successo nella storia della chimica (vedi il riquadro). Oggi sappiamo spiegare la differenza anche a livello microscopico: un elemento è formato da atomi di un solo tipo, un composto da atomi di due o più tipi diversi, uniti in proporzioni fisse. Gli elementi conosciuti sono 118; circa novanta si trovano in natura, gli altri sono stati prodotti artificialmente nei laboratori di fisica nucleare.

APPROFONDIMENTO

Lavoisier e la definizione di elemento. Nel 1789 Antoine-Laurent Lavoisier pubblicò a Parigi il *Traité élémentaire de chimie*, considerato l'atto di nascita della chimica moderna. Lavoisier abbandonò l'idea dei quattro elementi e propose un criterio sperimentale: è da considerare "sostanza semplice" tutto ciò che l'analisi chimica non è ancora riuscita a scomporre, cioè "l'ultimo termine al quale perviene l'analisi". Nella sua tabella comparivano 33 sostanze semplici. Molte sono elementi ancora oggi (ossigeno, azoto, idrogeno, zolfo, fosforo, carbonio, diversi metalli); ma c'erano anche la luce e il "calorico", che non sono sostanze, e alcune "terre" come la calce e la magnesia, che sono composti. Lavoisier stesso sospettava che le terre fossero ossidi di metalli sconosciuti: fu Humphry Davy, nel 1807–1808, a decomporre con l'elettrolisi la soda, la potassa e poi le terre stesse, scoprendo sodio, potassio, calcio, magnesio e bario. La definizione di Lavoisier funzionò proprio perché era onesta: diceva «finora non si è riusciti», non «è impossibile».

5.4 I nomi e i simboli degli elementi

5.4.1 Un alfabeto per la chimica

Per scrivere le equazioni in modo compatto serve un simbolo per ogni elemento. All'inizio dell'Ottocento John Dalton usava piccoli cerchi con segni diversi all'interno, pittoreschi ma scomodi da stampare e da ricordare. Il **simbolo chimico** che usiamo oggi fu proposto dallo svedese Jöns Jacob Berzelius intorno al 1813–1814: una o due lettere tratte dal nome latino (o latinizzato) dell'elemento. La prima lettera è sempre maiuscola, la seconda, se c'è, sempre minuscola.

Molti simboli sono intuitivi anche in italiano: C carbonio, O ossigeno, N azoto (dal latino *nitrogenium*), H idrogeno, Ca calcio, Al alluminio. Altri derivano da nomi latini antichi: Fe da *ferrum*, Cu da *cuprum* (il metallo di Cipro), Ag da *argentum*, Au da *aurum*, Pb da *plumbum*, Hg da *hydrargyrum*, "argento liquido". Sodio e potassio hanno simboli Na e K da *natrium* e *kalium*, nomi latinizzati tratti da *natron* (la soda) e *kali* (la potassa), le sostanze da cui Davy li aveva ricavati.

La maiuscola conta. Co è il cobalto, un metallo; CO è un composto, il monossido di carbonio, formato da carbonio e ossigeno. Allo stesso modo Si è il silicio, mentre SI non esiste; Cs è il cesio, CS non è un elemento.

Tabella 5.2 Nomi e simboli degli elementi da conoscere a memoria (sono quelli della Tabella B.1 in appendice). Fra parentesi l'origine dei simboli meno intuitivi.

Simbolo	Nome	Simbolo	Nome	Simbolo	Nome
H	idrogeno	Na	sodio (*natrium*)	Ca	calcio
He	elio	Mg	magnesio	Fe	ferro (*ferrum*)
Li	litio	Al	alluminio	Cu	rame (*cuprum*)
Be	berillio	Si	silicio	Zn	zinco
B	boro	P	fosforo	Ag	argento (*argentum*)
C	carbonio	S	zolfo (*sulphur*)	I	iodio
N	azoto (*nitrogenium*)	Cl	cloro	Au	oro (*aurum*)
O	ossigeno	Ar	argon	Hg	mercurio (*hydrargyrum*)
F	fluoro	K	potassio (*kalium*)	Pb	piombo (*plumbum*)
Ne	neon				

APPROFONDIMENTO

Da dove vengono i nomi. I nomi degli elementi sono un piccolo museo di storia. Alcuni ricordano una proprietà: idrogeno significa "generatore di acqua", ossigeno "generatore di acidi" (Lavoisier credeva, sbagliando, che tutti gli acidi contenessero ossigeno), cloro viene dal greco *chlōrós*, "verde-giallo", il colore del gas; iodio da *ioódēs*, "viola", il colore dei suoi vapori. Altri ricordano luoghi: il gallio la Francia (*Gallia*), il germanio la Germania, il polonio la Polonia di Marie Curie. L'elio prende il nome dal Sole (*hélios*), perché fu individuato nello spettro della luce solare prima che sulla Terra (Capitolo 8). Gli elementi artificiali più recenti onorano scienziati, come il mendelevio, o città e regioni di laboratori, come il darmstadtio e il tennesso. Oggi è la IUPAC, l'Unione internazionale di chimica pura e applicata, ad approvare nomi e simboli dei nuovi elementi.

5.4.2 Quali elementi sono più abbondanti?

Degli elementi naturali, pochissimi costituiscono quasi tutta la materia che ci circonda. Nella crosta terrestre, cioè nello strato roccioso più esterno del pianeta, appena otto elementi formano circa il 98,5 % della massa: ossigeno, silicio, alluminio, ferro, calcio, sodio, potassio e magnesio (Figura 5.3). Può sorprendere che l'elemento più abbondante delle rocce sia l'ossigeno, che conosciamo come gas: nella crosta, però, non si trova come gas ma combinato con silicio, alluminio e metalli in composti solidi, i minerali (li studierai più avanti). L'ossigeno e il silicio da soli formano circa tre quarti della massa delle rocce.

La composizione del corpo umano è molto diversa. Anche qui domina l'ossigeno, ma per un motivo diverso: circa il 60 % della nostra massa è acqua. Seguono carbonio, idrogeno e azoto, gli elementi delle molecole biologiche (proteine, zuccheri, grassi, DNA), poi calcio e fosforo, concentrati soprattutto nelle ossa e nei denti. Il silicio e l'alluminio, così abbondanti nelle rocce, nel nostro corpo sono presenti solo in tracce.

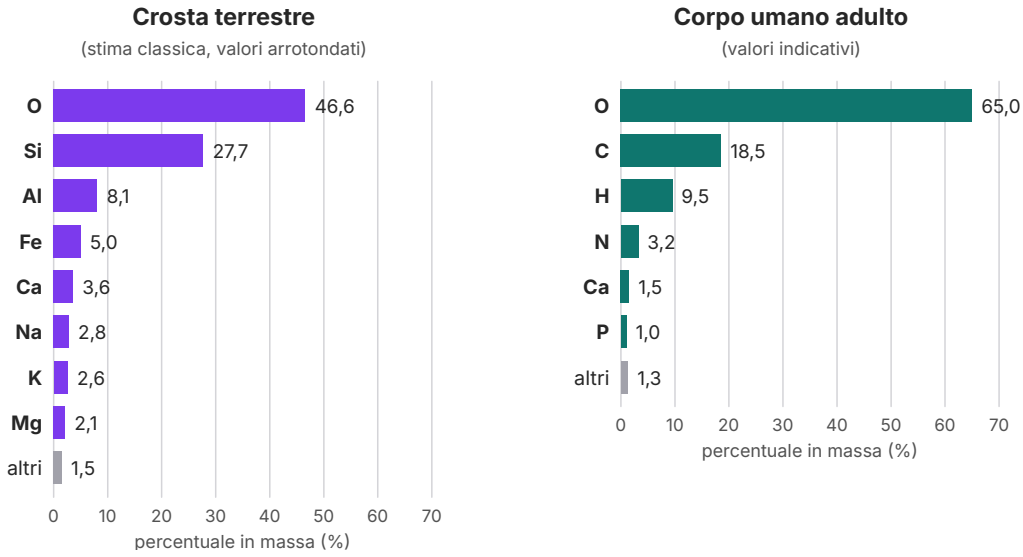


Figura 5.3 Abbondanza degli elementi in percentuale in massa. A sinistra la crosta terrestre (stima classica di B. Mason, valori arrotondati: fonti diverse differiscono di qualche decimo); a destra il corpo umano di un adulto (valori medi indicativi). In entrambi l'elemento più abbondante è l'ossigeno.

COLLEGAMENTI

Scienze della Terra e biologia. Le percentuali della Figura 5.3 raccontano due storie diverse. Le rocce sono costruite soprattutto con silicio e ossigeno legati insieme, come nel quarzo della sabbia (SiO_2): un materiale duro, stabile, quasi insolubile. Gli esseri viventi, invece, sono costruiti attorno al carbonio, capace di formare catene e anelli di grandissima varietà, e all'acqua, il solvente in cui avvengono le reazioni della vita. Studierai la chimica del carbonio e dei viventi nel secondo anno e negli anni successivi; per ora basta notare che la Terra e chi la abita usano gli stessi elementi, ma in proporzioni completamente diverse.

5.5 Metalli, non metalli, semimetalli e gas nobili

5.5.1 Una prima classificazione degli elementi

Già prima di conoscere la struttura degli atomi, i chimici avevano notato che gli elementi si dividono in gruppi con proprietà simili. La distinzione più importante è quella fra metalli e non metalli. Nella tavola periodica, la tabella che ordina gli elementi e che studierai nel Capitolo 7, i metalli occupano tutta la parte sinistra e centrale, i non metalli l'angolo in alto a destra, e fra i due si trova una stretta fascia diagonale di semimetalli (Figura 5.4). Circa tre elementi su quattro sono metalli.

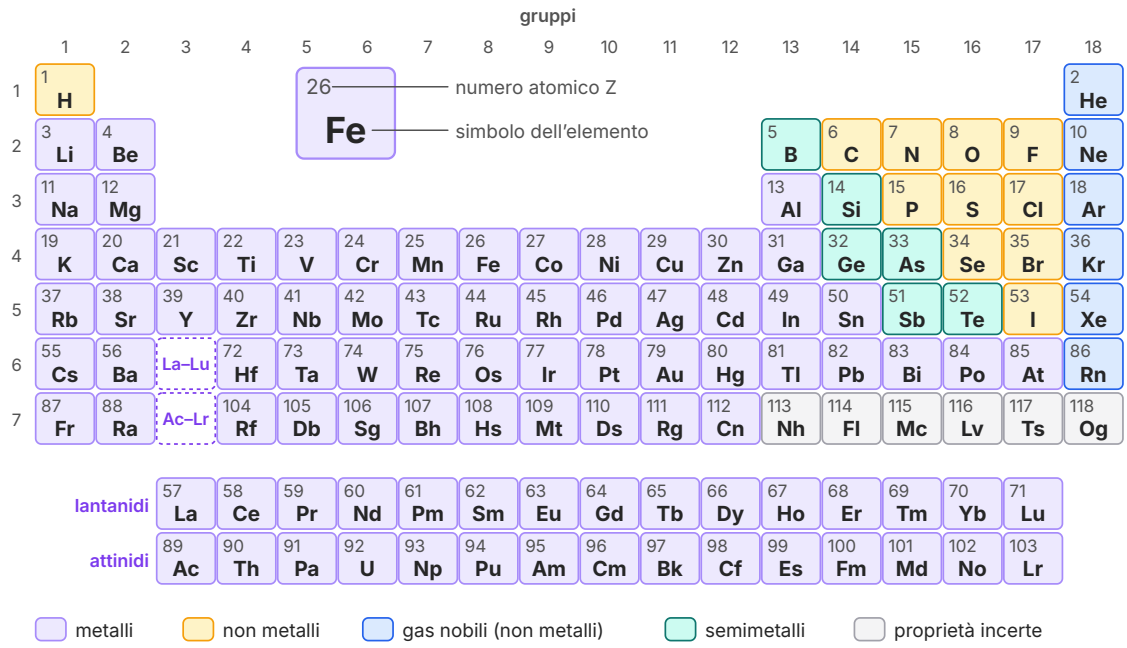


Figura 5.4 Metalli, non metalli, semimetalli e gas nobili nella tavola periodica. Per ogni elemento sono indicati il numero atomico e il simbolo; lantanidi e attinidi sono riportati in basso. Polonio e astato sono talvolta classificati fra i semimetalli; le proprietà degli elementi da 113 a 118, prodotti solo in pochi atomi, sono ancora incerte. La tavola è studiata nel Capitolo 7.

5.5.2 I metalli

I **metalli** sono elementi che, allo stato puro, presentano una lucentezza caratteristica (la lucentezza metallica), conducono bene il calore e la corrente elettrica e sono *malleabili* (si possono ridurre in lamine battendoli) e *duttili* (si possono tirare in fili). A temperatura ambiente sono tutti

solidi tranne il mercurio, che è liquido; alcuni, come il gallio e il cesio, fondono appena sopra i 28 °C. Le loro proprietà sono molto varie: il sodio si taglia con un coltello, il tungsteno fonde a oltre 3400 °C; l'oro è giallo, il rame rossastro, quasi tutti gli altri grigio-argentei.

Dal punto di vista chimico, i metalli tendono a reagire con l'ossigeno formando ossidi (la ruggine è un ossido di ferro idrato); molti ossidi metallici, sciolti in acqua, danno soluzioni basiche. Nei composti con i non metalli, gli atomi dei metalli tendono a cedere elettroni: perché questo accada lo vedrai più avanti, quando studierai la struttura dell'atomo.

5.5.3 I non metalli e i semimetalli

I **non metalli** hanno proprietà quasi opposte: non hanno lucentezza metallica, conducono male il calore e la corrente elettrica e, se solidi, sono fragili. A temperatura ambiente possono essere gassosi (idrogeno, azoto, ossigeno, fluoro, cloro), liquidi (il bromo, unico non metallo liquido) o solidi (carbonio, fosforo, zolfo, selenio, iodio). I loro ossidi, sciolti in acqua, danno in genere soluzioni acide: l'anidride carbonica rende leggermente acide le bibite gassate. Fra i non metalli c'è anche l'idrogeno, che pure si scrive in alto a sinistra, sopra il litio, per ragioni legate alla struttura del suo atomo: nelle condizioni ordinarie è un gas formato da molecole H_2 e non ha nessuna proprietà dei metalli. Un'eccezione importante alla regola "i non metalli non conducono" è la grafite, una forma del carbonio che conduce la corrente (paragrafo 5.6).

I **semimetalli** (boro, silicio, germanio, arsenico, antimonio, tellurio) hanno proprietà intermedie: possono avere un aspetto lucente come i metalli, ma sono fragili come i non metalli e conducono la corrente meno dei metalli e in modo che dipende molto dalla temperatura e dalle impurezze. Proprio per questo il silicio è il materiale dei *semiconduttori*, con cui si costruiscono i chip dei computer e le celle dei pannelli fotovoltaici.

5.5.4 I gas nobili

Nell'ultima colonna a destra della tavola periodica si trovano i **gas nobili**: elio, neon, argon, kripton, xeno e radon. Sono non metalli molto particolari: a temperatura ambiente sono gas formati da singoli atomi isolati e reagiscono pochissimo con le altre sostanze. Per questo si sono chiamati a lungo "inerti", finché nel 1962 si riuscì a preparare i primi composti dello xeno. L'argon costituisce quasi l'1 % dell'aria (0,93 %) e si usa nelle saldature per proteggere i metalli caldi dall'ossigeno; l'elio, più leggero dell'aria e non infiammabile, riempie i palloncini e raffredda i magneti delle macchine per la risonanza magnetica; il neon produce la luce rossa delle insegne luminose.

Tabella 5.3 Proprietà tipiche di metalli, non metalli e semimetalli.

Proprietà	Metalli	Non metalli	Semimetalli
Aspetto	lucentezza metallica	opachi (o gas incolori)	spesso lucenti
Stato a 25 °C	solidi (tranne Hg)	gas, solidi; Br liquido	solidi
Conducibilità termica ed elettrica	elevata	scarsa (eccezione: grafite)	intermedia (semiconduttori)
Comportamento meccanico	malleabili e duttili	fragili, se solidi	fragili
Ossidi in acqua	soluzioni basiche	soluzioni acide	comportamento intermedio
Esempi	Fe, Cu, Al, Na, Au	O, N, C, S, Cl	B, Si, Ge, As

5.6 I composti e le formule chimiche

5.6.1 Composizione definita

Un composto non è un miscuglio dei suoi elementi. Un miscuglio di polvere di ferro e zolfo si separa con una calamita, e la composizione può essere qualsiasi; il solfuro di ferro, che si forma scaldando il miscuglio, è una sostanza nuova, non magnetica, con proprietà proprie e composizione fissa. In ogni campione di acqua pura, da qualunque parte provenga, l'idrogeno è l'11,19 % della massa e l'ossigeno l'88,81 %. Questa costanza, scoperta da Joseph-Louis Proust alla fine del Settecento, è la legge delle proporzioni definite, che studierai nel Capitolo 6.

Le proprietà di un composto, inoltre, non hanno niente a che vedere con quelle degli elementi che lo formano. Il sodio è un metallo tenero che reagisce violentemente con l'acqua; il cloro è un gas verde-giallo e tossico; il loro composto, il cloruro di sodio, è il sale da cucina. L'idrogeno brucia e l'ossigeno alimenta le combustioni, ma il loro composto, l'acqua, spegne il fuoco.

5.6.2 Leggere una formula chimica

Una **formula chimica** rappresenta un composto (o una sostanza elementare) con i simboli degli elementi che lo formano. Il numero scritto in basso a destra di un simbolo si chiama **indice** e indica quanti atomi di quell'elemento sono presenti nella particella del composto; l'indice 1 non si scrive. Così:

- H_2O: 2 atomi di idrogeno e 1 di ossigeno, in tutto 3 atomi;
- CO_2: 1 atomo di carbonio e 2 di ossigeno;
- NH_3 (ammoniaca): 1 atomo di azoto e 3 di idrogeno;

- $CaCO_3$ (carbonato di calcio): 1 di calcio, 1 di carbonio, 3 di ossigeno;
- $C_6H_{12}O_6$ (glucosio): 6 di carbonio, 12 di idrogeno, 6 di ossigeno, in tutto 24 atomi.

Quando un gruppo di atomi è racchiuso fra parentesi, l'indice dopo la parentesi moltiplica tutto il gruppo: in $Ca(OH)_2$ (idrossido di calcio) ci sono 1 atomo di calcio, 2 di ossigeno e 2 di idrogeno. Le regole per dare il nome ai composti partendo dalla formula (la nomenclatura) le studierai più avanti; in questo libro i nomi ti saranno sempre forniti.

ESEMPIO SVOLTO

Contare gli atomi in formule ed equazioni

Problema: quanti atomi di ciascun elemento ci sono in $Al_2(SO_4)_3$? E nei reagenti dell'equazione $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$?

Formula: Al: 2. Il gruppo SO_4 è ripetuto 3 volte: S = 1 × 3 = 3; O = 4 × 3 = 12. Totale: 2 + 3 + 12 = 17 atomi.

Equazione: nei reagenti c'è 1 molecola CH_4 (1 C, 4 H) e 2 molecole O_2 (2 × 2 = 4 O). Nei prodotti: CO_2 (1 C, 2 O) e 2 H_2O (4 H, 2 O). Totale a destra: 1 C, 4 H, 4 O, esattamente come a sinistra.

Attenzione: il coefficiente 2 davanti a O_2 moltiplica tutta la formula; l'indice 2 di O_2 riguarda solo l'ossigeno.

5.6.3 Sostanze elementari molecolari

Un elemento non è sempre formato da atomi isolati. Le sostanze elementari dei gas nobili sono monoatomiche (He, Ne, Ar...), e i metalli sono formati da enormi reticoli di atomi tutti uguali, che si indicano con il solo simbolo (Fe, Cu). Molti non metalli, invece, esistono come **sostanze elementari molecolari**: le loro particelle sono molecole formate da due o più atomi *dello stesso elemento*. L'idrogeno, l'azoto, l'ossigeno, il fluoro, il cloro, il bromo e lo iodio formano molecole biatomiche: H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2. Il fosforo bianco è formato da molecole P_4, lo zolfo comune da anelli S_8.

Per questo, quando scriviamo «ossigeno», dobbiamo chiarire se parliamo dell'*elemento* (l'insieme degli atomi O, che si trovano anche nell'acqua o nella sabbia) o della *sostanza elementare* ossigeno, il gas O_2 che respiriamo. Nelle equazioni chimiche i gas elementari si scrivono sempre con la loro formula molecolare: O_2, non O.

DA RICORDARE

O_2 non è un composto. Una molecola può contenere più atomi senza essere un composto: lo diventa solo se gli atomi sono di elementi *diversi*. H_2, O_2, O_3, S_8 sono sostanze elementari; H_2O, CO_2, NaCl sono composti. E "formato da molecole" non significa "composto": il criterio è il numero di elementi, non il numero di atomi.

5.6.4 L'allotropia

Lo stesso elemento può formare sostanze elementari diverse. Si chiama **allotropia** la proprietà di un elemento di esistere in due o più forme, dette *forme allotropiche*, che differiscono per il modo in cui gli atomi sono legati o disposti, e quindi per le proprietà fisiche e talvolta chimiche (Figura 5.5).

L'esempio più spettacolare è il carbonio. Nel **diamante** ogni atomo di carbonio è legato ad altri quattro, disposti ai vertici di un tetraedro, e la rete di legami si estende in tutte e tre le direzioni: ne risulta il materiale naturale più duro che si conosca, trasparente, isolante elettrico, con densità 3,51 g/cm^3. Nella **grafite** ogni atomo è legato ad altri tre nello stesso piano, formando fogli di esagoni simili a un alveare; i fogli sono impilati gli uni sugli altri e tenuti insieme da forze deboli, per cui scivolano facilmente. La grafite è quindi tenera, grigio-nera, untuosa al tatto, conduce la corrente elettrica e ha densità di circa 2,2 g/cm^3: è il materiale delle mine delle matite, che lasciano sulla carta sottilissimi strati di grafite. Altre forme allotropiche del carbonio sono i fullereni, molecole a forma di pallone come C_{60} (scoperti nel 1985), e il grafene, un singolo foglio di grafite spesso un solo atomo.

Diamante e grafite sono lo stesso elemento: bruciati in ossigeno puro, danno entrambi soltanto anidride carbonica, nella stessa quantità a parità di massa. Fu proprio questo esperimento, condotto dal chimico inglese Smithson Tennant nel 1797, a dimostrare che il diamante è carbonio.

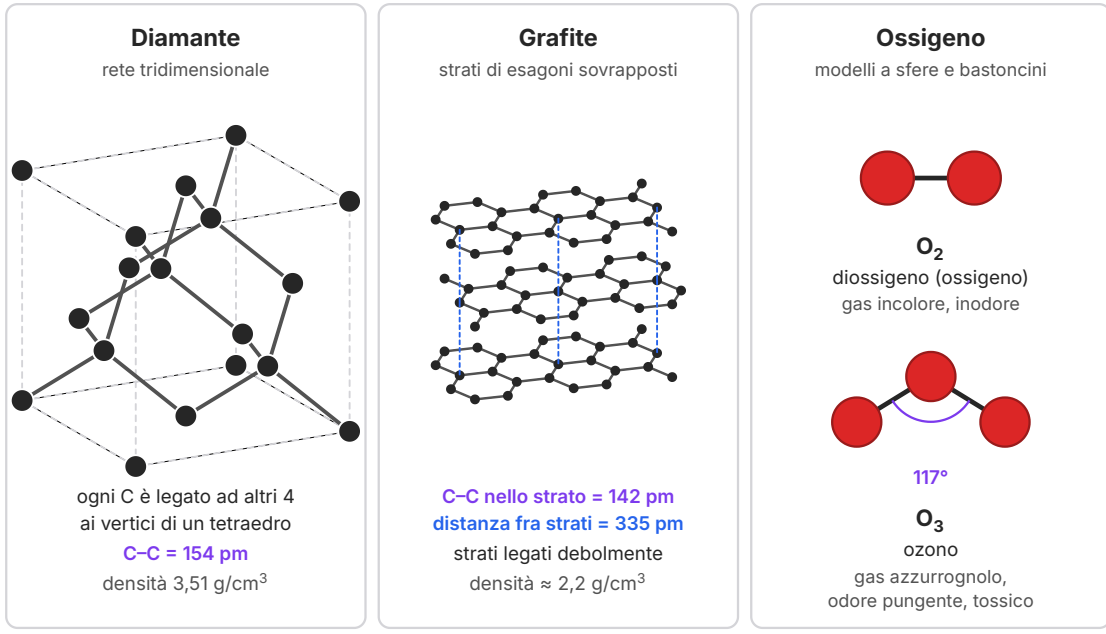


Figura 5.5 Forme allotropiche del carbonio e dell'ossigeno. Il diamante è rappresentato con la sua cella elementare cubica (linee tratteggiate): ogni atomo interno è legato a quattro vicini disposti a tetraedro. Nella grafite gli strati di esagoni (tre strati, sfalsati in modo alternato) sono uniti da forze deboli; le linee tratteggiate blu collegano atomi che si trovano uno sopra l'altro. A destra le molecole O_2 e O_3 (angolo di legame dell'ozono ≈ 117°).

Anche l'ossigeno ha due forme allotropiche. Il **diossigeno** O_2, che chiamiamo semplicemente ossigeno, è il gas incolore e inodore che respiriamo. L'**ozono** O_3 è un gas azzurrognolo dall'odore pungente (lo si avverte vicino a scariche elettriche, per esempio dopo un temporale), molto reattivo e tossico. Si forma dall'ossigeno grazie all'energia di scariche elettriche o della radiazione ultravioletta:

$$3\,O_2 \rightarrow 2\,O_3$$

Nell'alta atmosfera lo strato di ozono assorbe gran parte dei raggi ultravioletti del Sole, proteggendo gli esseri viventi; vicino al suolo, invece, l'ozono è un inquinante (Capitolo 13). Anche lo zolfo e il fosforo hanno più forme allotropiche: il fosforo bianco, che si incendia spontaneamente all'aria, e il fosforo rosso, molto più stabile, usato nelle superfici di sfregamento delle scatole di fiammiferi.

ERRORE FREQUENTE

Allotropi o passaggi di stato? Diamante e grafite sono entrambi solidi: non sono due stati di aggregazione del carbonio, ma due sostanze elementari diverse. Allo stesso modo l'ozono non è "ossigeno allo stato gassoso": O_2 e O_3 sono entrambi gas, con molecole diverse. Passare dalla grafite al diamante, o da O_2 a O_3, richiede di rompere e riformare legami e produce una sostanza elementare diversa: per questo, di solito, lo si considera una trasformazione chimica.

5.6.5 Il quadro completo

Possiamo ora completare lo schema iniziato nel Capitolo 3 (Figura 5.6). Per classificare un campione di materia si pongono due domande sperimentali, una dopo l'altra. La prima: *si può separare con metodi fisici* (filtrazione, distillazione, cromatografia...)? Se sì, è un miscuglio, omogeneo o eterogeneo; se no, è una sostanza pura. La seconda, per le sostanze pure: *si può decomporre con una reazione chimica* (termolisi, elettrolisi...)? Se sì, è un composto; se no, è un elemento. Alla base di tutto ci sono quindi i 118 elementi, che combinandosi formano i composti, i quali a loro volta, mescolandosi, formano i miscugli che incontriamo ogni giorno.

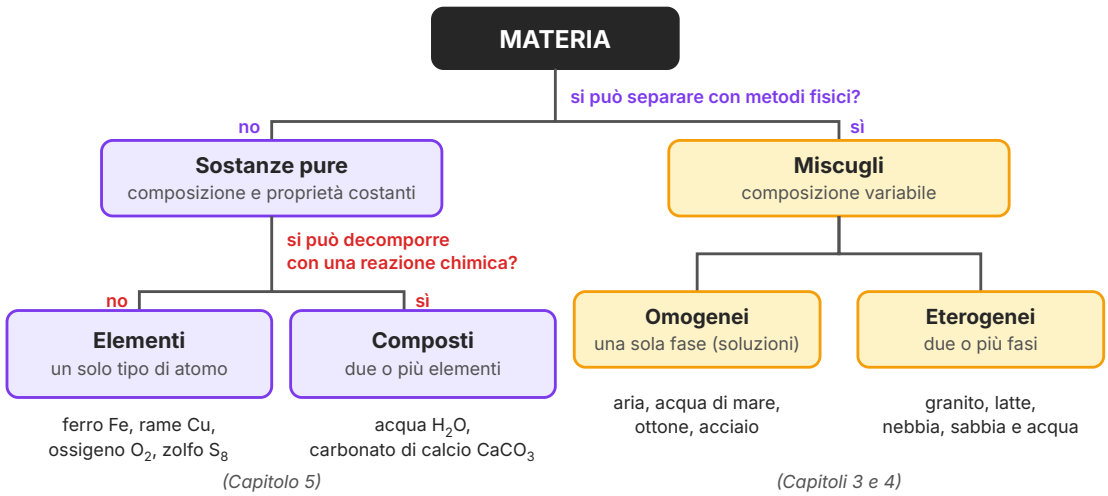


Figura 5.6 Classificazione della materia. Due domande sperimentali permettono di distinguere i miscugli dalle sostanze pure e, fra queste, i composti dagli elementi.

SINTESI

- In una **trasformazione fisica** le sostanze restano le stesse (passaggi di stato, dissoluzione, macinazione); in una **trasformazione chimica** (reazione) si formano sostanze nuove.
- Nelle reazioni gli atomi non si creano e non si distruggono: si riorganizzano in particelle diverse.
- Indizi di reazione: sviluppo di gas, precipitato, cambiamento di colore, calore o luce, odore nuovo. Sono indizi, non prove.
- Le reazioni **esotermiche** cedono calore all'ambiente, quelle **endotermiche** lo assorbono.
- Un'**equazione chimica** scrive i reagenti a sinistra e i prodotti a destra della freccia; il bilanciamento si studia nel Capitolo 6.
- La **decomposizione** per termolisi ($CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$) o per elettrolisi ($2\ H_2O \rightarrow 2\ H_2 + O_2$, volumi 2 : 1) scompone un composto in sostanze più semplici.
- Un **elemento** non si decompone con reazioni chimiche; un **composto** sì. La definizione operativa risale a Lavoisier (1789).
- I **simboli** degli elementi (Berzelius) hanno una o due lettere, la prima maiuscola. Nella crosta terrestre prevalgono O e Si, nel corpo umano O, C, H, N.
- I **metalli** sono lucenti, conduttori, malleabili; i **non metalli** sono opachi, isolanti, fragili; i **semimetalli** sono intermedi; i **gas nobili** sono monoatomici e poco reattivi.
- In una **formula** gli indici contano gli atomi; H_2, O_2, O_3 sono sostanze elementari, non composti. Diamante e grafite, O_2 e O_3 sono forme **allotropiche**.

ESERCIZI

Comprendere e ricordare

1. ● Quale delle seguenti è una trasformazione chimica?
   - **A.** il ghiaccio che fonde
   - **B.** il latte che inacidisce
   - **C.** lo zucchero che si scioglie nell'acqua
   - **D.** il vapore che si condensa sullo specchio

2. ● Durante una trasformazione fisica:
   - **A.** si formano sempre sostanze nuove
   - **B.** gli atomi si riorganizzano in molecole nuove
   - **C.** si sviluppa sempre un gas
   - **D.** le sostanze restano le stesse

3. ● Nell'equazione $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$, il carbonato di calcio è:
   - **A.** il reagente
   - **B.** un prodotto
   - **C.** un elemento
   - **D.** un catalizzatore

4. ● Nell'elettrolisi dell'acqua, al catodo (polo negativo) si raccoglie:
   - **A.** ossigeno, in volume doppio
   - **B.** ossigeno, in volume metà
   - **C.** idrogeno, in volume doppio
   - **D.** idrogeno, in volume metà

5. ●● Una sostanza pura, scaldata e sottoposta a elettrolisi, non si decompone in alcun modo. Si tratta probabilmente di:
   - **A.** un elemento
   - **B.** un composto
   - **C.** un miscuglio omogeneo
   - **D.** una soluzione

6. ● Il simbolo del potassio è:
   - **A.** P
   - **B.** Po
   - **C.** Pt
   - **D.** K

7. ●● Quale proprietà è tipica dei metalli?
   - **A.** fragilità allo stato solido
   - **B.** buona conducibilità elettrica
   - **C.** formare ossidi che danno soluzioni acide
   - **D.** essere gassosi a temperatura ambiente

8. ●● Quale fra queste è una sostanza elementare molecolare?
   - **A.** H_2O
   - **B.** CO_2
   - **C.** N_2
   - **D.** NaCl

9. ●● Diamante e grafite:
   - **A.** sono due composti diversi del carbonio
   - **B.** sono lo stesso materiale in due stati di aggregazione
   - **C.** hanno la stessa densità ma colore diverso
   - **D.** sono forme allotropiche dello stesso elemento

Vero o falso

10. ● Lo sviluppo di un gas dimostra sempre che è avvenuta una reazione chimica.

11. ● In una reazione chimica gli atomi dei reagenti si ritrovano tutti nei prodotti.

12. ● Una reazione endotermica cede calore all'ambiente.

13. ●● Il simbolo Co e la formula CO indicano la stessa sostanza.

14. ● L'ossigeno è l'elemento più abbondante, in massa, sia nella crosta terrestre sia nel corpo umano.

15. ●● L'ozono O_3 è un composto perché la sua molecola contiene tre atomi.

Applicare e calcolare

16. ● In un voltametro di Hofmann si sono formati 15,0 mL di ossigeno. Quanti millilitri di idrogeno si sono raccolti nello stesso tempo, alla stessa pressione e temperatura? Qual è il volume totale di gas prodotto?

17. ● Conta gli atomi di ciascun elemento e il numero totale di atomi in: (a) H_2SO_4; (b) $C_{12}H_{22}O_{11}$ (saccarosio); (c) $Mg(OH)_2$; (d) $Ca_3(PO_4)_2$.

18. ● Una reazione avviene in 250 g di acqua, la cui temperatura scende da 21,0 °C a 14,6 °C. La reazione è esotermica o endotermica? Spiega in quale verso si è spostato il calore.

19. ●● Decomponendo per termolisi 50,0 g di carbonato di calcio si ottengono 28,0 g di ossido di calcio. Sapendo che la massa totale si conserva (Capitolo 6), quanta anidride carbonica si è liberata?

20. ●● Usando i dati della Figura 5.3, calcola la massa di alluminio e di ferro contenuta in media in 5,00 t di crosta terrestre.

21. ●● Il corpo di uno studente ha massa 55 kg. Usando le percentuali della Figura 5.3, calcola la massa di ossigeno, di carbonio e di calcio contenuta nel suo corpo.

22. ●● Hai 10,0 g di diamante (d = 3,51 g/cm^3) e 10,0 g di grafite (d = 2,2 g/cm^3). Quale volume occupa ciascun campione? Quante volte il volume della grafite è più grande di quello del diamante?

23. ●●● Nell'acqua l'idrogeno costituisce l'11,19 % della massa. (a) Quanta massa di idrogeno e di ossigeno si può ottenere per elettrolisi completa di 45,0 g di acqua? (b) Se l'idrogeno ottenuto occupasse 1 L ogni 0,0899 g, quale volume occuperebbe? E l'ossigeno (1,429 g/L)? Verifica il rapporto 2 : 1 fra i volumi.

Leggere dati e figure

24. ● Osserva la Figura 5.2. Il livello del liquido è più basso nel tubo di sinistra o in quello di destra? Perché? A quale polo del generatore è collegato l'elettrodo del tubo di sinistra?

25. ●● Nella Figura 5.1 (a destra) conta gli atomi di idrogeno e di ossigeno prima e dopo la trasformazione. Che cosa ti dice il risultato? Perché la trasformazione a sinistra, invece, è fisica?

26. ●● Usa la Figura 5.4 per classificare come metallo, non metallo, semimetallo o gas nobile: Mg, Ge, Br, Ar, Pb, P, Sb, Zn.

27. ●● Nella Figura 5.3, quale percentuale della massa della crosta è formata dai primi due elementi? E quale percentuale del corpo umano è formata da C, H, N e O insieme? Proponi una spiegazione della differenza.

Indagare e argomentare

28. ●● Classifica come fisica o chimica ciascuna trasformazione e motiva la risposta: (a) la cera di una candela che fonde; (b) lo stoppino che brucia; (c) una banana che annerisce; (d) il sale che si scioglie nella pasta; (e) il fuoco d'artificio che esplode.

29. ●● Un compagno sostiene che il sale da cucina deve essere un elemento perché, scaldato sul fornello, non cambia. Spiega perché il ragionamento non basta e quale esperimento serve per decidere. (Suggerimento: ricorda la storia della calce e di Davy.)

30. ●●● Progetta un esperimento, con materiali di cucina e un termometro, per stabilire se la reazione fra bicarbonato di sodio e acido citrico in acqua è esotermica o endotermica. Indica le variabili da controllare e come presenteresti i risultati.

31. ●●● «L'ozono ci protegge, ma l'ozono è anche un inquinante». Spiega come possono essere vere entrambe le affermazioni, e perché l'ozono e l'ossigeno, pur essendo lo stesso elemento, hanno effetti così diversi.

PER APPROFONDIRE

- [LAV] A.-L. Lavoisier, *Traité élémentaire de chimie* (1789): il «Discorso preliminare» e la tavola delle sostanze semplici, dove nasce la definizione operativa di elemento.
- [ATK] P. W. Atkins, L. Jones, *Principi di chimica*: i capitoli introduttivi su elementi, composti, formule ed equazioni chimiche.
- [SAC] O. Sacks, *Zio Tungsteno*: le reazioni, gli elementi e i loro nomi raccontati da chi li ha scoperti da ragazzo in un laboratorio di casa.
- [LEV] P. Levi, *Il sistema periodico*: ventuno racconti, ognuno intitolato a un elemento chimico.

Glossario del capitolo

Allotropia
Proprietà di un elemento di esistere in forme diverse per struttura e proprietà, come diamante e grafite o O_2 e O_3.

Composto
Sostanza pura che si può decomporre in sostanze più semplici; è formata da due o più elementi in proporzioni fisse.

Decomposizione
Reazione in cui una sostanza si trasforma in due o più sostanze più semplici.

Elemento
Sostanza pura che non si può decomporre in sostanze più semplici con reazioni chimiche; è formata da atomi di un solo tipo.

Elettrolisi
Decomposizione di una sostanza ottenuta facendo passare una corrente elettrica continua; dall'acqua si ottengono idrogeno e ossigeno in volume 2 : 1.

Equazione chimica
Rappresentazione di una reazione con i reagenti a sinistra e i prodotti a destra di una freccia, scritti con nomi o formule.

Formula chimica
Scrittura di una sostanza con i simboli degli elementi e gli indici che indicano il numero di atomi di ciascuno.

Gas nobili
Elementi dell'ultimo gruppo della tavola periodica (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn): gas monoatomici molto poco reattivi.

Metalli
Elementi lucenti, buoni conduttori di calore ed elettricità, malleabili e duttili; solidi a 25 °C tranne il mercurio.

Non metalli
Elementi opachi, cattivi conduttori e fragili se solidi; possono essere gassosi, solidi o liquidi (bromo).

Precipitato
Solido insolubile che si forma all'interno di una soluzione in seguito a una reazione e la intorbida.

Prodotti
Sostanze nuove che si formano in una reazione chimica.

Reagenti
Sostanze presenti all'inizio di una reazione chimica, che si consumano trasformandosi nei prodotti.

Reazione endotermica
Reazione chimica che assorbe calore dall'ambiente, come la decomposizione del carbonato di calcio.

Reazione esotermica
Reazione chimica che cede calore all'ambiente, come una combustione.

Semimetalli
Elementi con proprietà intermedie fra metalli e non metalli, come silicio e germanio; molti sono semiconduttori.

Simbolo chimico
Una o due lettere, la prima maiuscola, che rappresentano un elemento (sistema introdotto da Berzelius).

Termolisi
Decomposizione di una sostanza provocata dal calore, per esempio $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$.

Trasformazione chimica
Cambiamento in cui si formano sostanze nuove, con proprietà diverse da quelle di partenza; detta anche reazione chimica.

Trasformazione fisica
Cambiamento della materia in cui le sostanze restano le stesse (passaggi di stato, dissoluzione, macinazione).

Soluzioni

1. B. L'inacidimento del latte produce sostanze nuove (acido lattico, che fa coagulare le proteine); le altre sono trasformazioni fisiche.

2. D. In una trasformazione fisica le sostanze restano le stesse; cambiano solo stato, forma o disposizione delle particelle.

3. A. Il carbonato di calcio sta a sinistra della freccia: è il reagente che si decompone.

4. C. Al catodo (−) si forma idrogeno, con volume doppio rispetto all'ossigeno raccolto all'anodo.

5. A. Una sostanza pura che resiste a ogni tentativo di decomposizione è, operativamente, un elemento.

6. D. K, dal latino *kalium*. P è il fosforo, Po il polonio, Pt il platino.

7. B. I metalli conducono bene la corrente; fragilità e ossidi acidi sono tipici dei non metalli, e l'unico metallo non solido a 25 °C è il mercurio, che è liquido.

8. C. N_2 è formato da due atomi dello stesso elemento; le altre sono composti.

9. D. Sono due sostanze elementari diverse formate dallo stesso elemento, il carbonio, entrambe solide e con densità diverse (3,51 e circa 2,2 g/cm^3).

10. F. Anche l'ebollizione sviluppa un gas (vapore) ed è una trasformazione fisica: il gas è un indizio, non una prova.

11. V. Gli atomi non si creano né si distruggono: si riorganizzano in particelle diverse.

12. F. Una reazione endotermica *assorbe* calore dall'ambiente; è quella esotermica che lo cede.

13. F. Co è il cobalto (un elemento metallico); CO è il monossido di carbonio, un composto di carbonio e ossigeno.

14. V. Ossigeno ≈ 46,6 % nella crosta e ≈ 65 % nel corpo umano (dove è presente soprattutto nell'acqua).

15. F. L'ozono è una sostanza elementare (forma allotropica dell'ossigeno): è formato da un solo elemento. Un composto contiene almeno due elementi diversi.

16. $V(H_2) = 2 \times 15{,}0$ mL = 30,0 mL; volume totale = 30,0 + 15,0 = 45,0 mL.

17. (a) H_2SO_4: 2 H, 1 S, 4 O = 7 atomi. (b) $C_{12}H_{22}O_{11}$: 12 C, 22 H, 11 O = 45 atomi. (c) $Mg(OH)_2$: 1 Mg, 2 O, 2 H = 5 atomi. (d) $Ca_3(PO_4)_2$: 3 Ca, 2 P, 8 O = 13 atomi.

18. Endotermica: l'acqua si raffredda perché cede calore alla reazione, che lo assorbe dall'ambiente.

19. $m(CO_2) = 50{,}0$ g − 28,0 g = 22,0 g.

20. 5,00 t = 5000 kg. Al: 5000 kg × 8,1/100 ≈ $4{,}1 \times 10^2$ kg (405 kg); Fe: 5000 kg × 5,0/100 = $2{,}5 \times 10^2$ kg (250 kg).

21. O: 55 kg × 0,650 ≈ 36 kg; C: 55 kg × 0,185 ≈ 10 kg (10,2 kg); Ca: 55 kg × 0,015 ≈ 0,83 kg. Sono valori indicativi, come le percentuali da cui derivano.

22. V(diamante) = 10,0 g : 3,51 g/cm^3 = 2,85 cm^3; V(grafite) = 10,0 g : 2,2 g/cm^3 ≈ 4,5 cm^3. Rapporto ≈ 4,5 : 2,85 ≈ 1,6: la stessa massa di grafite occupa circa 1,6 volte il volume del diamante.

23. (a) m(H) = 45,0 g × 0,1119 = 5,04 g; m(O) = 45,0 − 5,04 = 40,0 g. (b) $V(H_2)$ = 5,04 g : 0,0899 g/L ≈ 56,0 L; $V(O_2)$ = 40,0 g : 1,429 g/L ≈ 28,0 L. Rapporto 56,0 : 28,0 = 2,00, cioè 2 : 1 come previsto.

24. Il livello è più basso nel tubo di sinistra, perché lì si è raccolto più gas (idrogeno, volume doppio) che ha spinto in basso il liquido. L'elettrodo di sinistra è il catodo, collegato al polo negativo.

25. Prima: 12 H_2O = 24 H e 12 O. Dopo: 12 H_2 = 24 H e 6 O_2 = 12 O. Gli atomi sono gli stessi ma riorganizzati in sostanze nuove: è una trasformazione chimica. A sinistra le molecole H_2O restano intatte e cambia solo la loro distanza: trasformazione fisica.

26. Mg metallo; Ge semimetallo; Br non metallo; Ar gas nobile; Pb metallo; P non metallo; Sb semimetallo; Zn metallo.

27. Crosta: O + Si = 46,6 + 27,7 = 74,3 %. Corpo: O + C + H + N = 65,0 + 18,5 + 9,5 + 3,2 = 96,2 %. Traccia: le rocce sono formate soprattutto da minerali di silicio e ossigeno; il corpo è formato per circa il 60 % da acqua (H, O) e per il resto da molecole biologiche basate sul carbonio, che contengono anche H, O, N.

28. (a) fisica: la cera passa da solido a liquido e resta cera; (b) chimica: la combustione produce CO_2 e acqua, con calore e luce; (c) chimica: il cambiamento di colore deriva dalla formazione di sostanze nuove; (d) fisica: dissoluzione, il sale si può recuperare per evaporazione; (e) chimica: luce, calore, gas e fumi sono prodotti nuovi di reazioni di combustione.

29. Traccia: il fatto che il sale non cambi a temperature da fornello mostra solo che la termolisi a quelle temperature non lo decompone (il sale fonde oltre 800 °C). Lavoisier considerava semplici anche la calce e la magnesia, finché Davy le decompose con l'elettrolisi. Per il cloruro di sodio serve l'elettrolisi del sale fuso: si ottengono sodio metallico e cloro gassoso, quindi il sale è un composto.

30. Traccia: misurare in un bicchiere isolato (o di polistirolo) una quantità fissa di acqua (es. 100 g) e la sua temperatura iniziale; aggiungere quantità note di bicarbonato e acido citrico, mescolare e registrare la temperatura ogni 15 s fino a quando smette di cambiare. Variabili controllate: massa d'acqua, temperatura iniziale, quantità dei reagenti, tipo di recipiente, agitazione. Prova di controllo: sciogliere i due solidi separatamente per distinguere l'effetto della dissoluzione da quello della reazione. Ripetere tre volte e rappresentare T in funzione del tempo; se T diminuisce, la reazione è endotermica (risultato atteso).

31. Traccia: nell'alta atmosfera (stratosfera) lo strato di ozono assorbe gran parte della radiazione ultravioletta solare, dannosa per i viventi; vicino al suolo l'ozono si forma nello smog ed è irritante e tossico se respirato. L'effetto dipende quindi da dove si trova. O_2 e O_3 sono sostanze elementari diverse: le molecole hanno numero di atomi e struttura diversi, perciò le proprietà (odore, reattività, tossicità, assorbimento degli UV) sono diverse anche se l'elemento è lo stesso.