CAPITOLO

6

Le leggi ponderali e la teoria atomica di Dalton

Nessuno aveva mai visto un atomo. Eppure, pesando con pazienza reagenti e prodotti, i chimici capirono che dovevano esistere.

OBIETTIVI

1. Enunciare le leggi di Lavoisier, di Proust e di Dalton e applicarle a problemi numerici.
2. Spiegare perché in un sistema aperto la massa sembra non conservarsi.
3. Calcolare il reagente in eccesso a partire da un rapporto di combinazione.
4. Illustrare i postulati della teoria atomica di Dalton, come spiegano le leggi ponderali e quali sono i loro limiti.
5. Interpretare la legge dei volumi di Gay-Lussac con il principio di Avogadro.
6. Distinguere atomi e molecole, formule molecolari e minime, e bilanciare un'equazione chimica.

INDICE DEL CAPITOLO

6.1 La legge di conservazione della massa 2
6.2 La legge delle proporzioni definite 5
6.3 La legge delle proporzioni multiple 9
6.4 La teoria atomica di Dalton 10
6.5 Gay-Lussac, Avogadro e le molecole 14
6.6 Bilanciare le equazioni chimiche 18

Scienze naturali 1 · Parte I · La materia e le sue trasformazioni · versione 1.0
Capitolo 6: Le leggi ponderali e la teoria atomica di Dalton · pagine 143–166 del volume completo · estratto per lo studio

Nel Capitolo 5 hai imparato a riconoscere una trasformazione chimica e a distinguere gli elementi dai composti. Hai visto che il carbonato di calcio, scaldato, si decompone in ossido di calcio e diossido di carbonio, e che la corrente elettrica scompone l'acqua in idrogeno e ossigeno. Ma che cosa accade davvero alla materia durante una reazione? Le sostanze cambiano, i colori cambiano, a volte compare una fiamma o si libera un gas. Che cosa, invece, resta uguale?

Per rispondere, alla fine del Settecento alcuni chimici fecero una scelta semplice e rivoluzionaria: misurare con la bilancia, con la massima precisione possibile, le masse delle sostanze prima e dopo le trasformazioni. Da queste misure emersero tre regolarità, chiamate **leggi ponderali** (dal latino *pondus*, «peso»): la conservazione della massa, le proporzioni definite e le proporzioni multiple. Le leggi erano fatti sperimentali; per spiegarle John Dalton propose, nel 1808, un'idea antica ma finalmente controllabile: la materia è fatta di atomi. In questo capitolo seguiremo questo percorso, dal dato misurato all'ipotesi che lo spiega, e lo completeremo con le leggi dei gas di Gay-Lussac e Avogadro, che portarono al concetto di molecola. Alla fine saprai scrivere e bilanciare un'equazione chimica: lo strumento con cui i chimici raccontano una reazione rispettando la conservazione degli atomi.

6.1 La legge di conservazione della massa

6.1.1 Pesare prima e dopo

Immagina di sciogliere una compressa effervescente in un bicchiere d'acqua appoggiato su una bilancia. Mentre la compressa frigge, il numero sul display scende lentamente: alla fine il bicchiere pesa qualche decimo di grammo in meno. Sembra che una parte della materia sia sparita. Ora ripeti l'esperimento in una bottiglia di plastica chiusa con il tappo: la compressa frigge allo stesso modo, la bottiglia si gonfia un po', ma il display resta fermo sullo stesso valore dall'inizio alla fine.

La differenza fra le due prove non sta nella reazione, che è la stessa, ma nel sistema. Nel bicchiere il gas prodotto, diossido di carbonio, esce nell'aria: il sistema è *aperto* e la bilancia non pesa più tutto ciò che si è formato. Nella bottiglia tappata il gas resta dentro: il sistema è *chiuso* (vedi Capitolo 3) e la bilancia pesa tutti i prodotti. Questo semplice confronto contiene una delle leggi più importanti della scienza.

La **legge di conservazione della massa**, formulata da Antoine-Laurent Lavoisier e presentata nel suo *Traité élémentaire de chimie* del 1789, afferma che **in una trasformazione chimica che avviene in un sistema chiuso la massa totale dei reagenti è uguale alla massa totale dei prodotti**. In simboli:

$$m_{\text{reagenti}} = m_{\text{prodotti}}$$

Lavoisier stesso la espresse così, nel capitolo del *Traité* dedicato alla fermentazione: «nulla si crea, né nelle operazioni dell'arte né in quelle della natura, e si può porre come principio che in ogni operazione vi è un'uguale quantità di materia prima e dopo l'operazione» (traduzione nostra). La formula popolare «nulla si crea, nulla si distrugge, tutto si trasforma», spesso attribuita a lui, è un riassunto più tardo dello stesso concetto.



Figura 6.1 L'esperimento di Lavoisier sullo stagno in un recipiente sigillato, in uno schema moderno con bilancia elettronica (valori di massa indicativi). 1–2: il riscaldamento trasforma lo stagno in calce, ma la massa del sistema chiuso non cambia. 3: aprendo il recipiente entra aria che sostituisce l'ossigeno consumato, e la massa aumenta.

L'esperimento più celebre legato a questa legge riguarda lo stagno (Figura 6.1). Già nel Seicento Robert Boyle aveva scaldato metalli in recipienti di vetro chiusi e aveva trovato che la «calce» ottenuta (oggi diremmo l'ossido) pesava più del metallo di partenza; Boyle però apriva il recipiente prima di pesarlo, e attribuì l'aumento a «particelle di fuoco» passate attraverso il vetro. Nel 1774 Lavoisier ripeté la prova con più cura: pesò il recipiente sigillato con dentro stagno e aria prima del riscaldamento e dopo, *senza aprirlo*, e trovò la stessa massa. Solo quando ruppe il sigillo l'aria entrò nel recipiente e la massa aumentò. La conclusione era chiara: lo stagno si era combinato con una parte dell'aria contenuta nel recipiente; aprendo, nuova aria aveva preso il posto di quella consumata. Il guadagno di massa del metallo era esattamente compensato dalla perdita di massa dell'aria. Più tardi Lavoisier identificò quella parte dell'aria con l'elemento che chiamò *oxygène*, l'ossigeno.

ESEMPIO SVOLTO

Conservazione della massa in una decomposizione

Problema. Si scaldano in un recipiente chiuso 50,0 g di carbonato di calcio, che si decompone completamente in ossido di calcio e diossido di carbonio ($CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$, vedi Capitolo 5). Alla fine il solido residuo, ossido di calcio, pesa 28,0 g. Quanti grammi di diossido di carbonio si sono formati?

Ragionamento. In un sistema chiuso $m_{reagenti} = m_{prodotti}$, quindi $50{,}0\ g = 28{,}0\ g + m(CO_2)$.

Calcolo. $m(CO_2) = 50{,}0\ g - 28{,}0\ g = 22{,}0\ g$.

Controllo. Il gas, se il recipiente fosse aperto, uscirebbe: la bilancia mostrerebbe allora solo i 28,0 g di solido, e qualcuno potrebbe concludere, sbagliando, che 22,0 g di materia «sono spariti».

6.1.2 Perché a volte la massa sembra cambiare

Nella vita di tutti i giorni la conservazione della massa sembra spesso violata. Un ciocco di legno di 2 kg, dopo una serata nel camino, lascia un pugno di cenere di poche decine di grammi. Al contrario, un chiodo di ferro lasciato all'aperto per qualche mese si ricopre di ruggine e, se lo pesi, risulta più pesante di quando era nuovo. In entrambi i casi il sistema è aperto e scambia materia con l'ambiente.

- Nella **combustione del legno** le sostanze del legno reagiscono con l'ossigeno dell'aria. I prodotti principali, diossido di carbonio e vapore acqueo, sono gas che salgono su per la canna fumaria; nella cenere restano soltanto i sali minerali che non bruciano. Se raccogliessimo tutti i gas prodotti, troveremmo che la loro massa più quella della cenere è *maggiore* di quella del legno: è uguale alla massa del legno più quella dell'ossigeno consumato.
- Nella **formazione della ruggine** il ferro si combina lentamente con l'ossigeno e con l'acqua presenti nell'aria. La massa del chiodo aumenta perché si aggiungono atomi provenienti dall'ambiente, esattamente come accadeva allo stagno di Lavoisier.

La legge, quindi, non ammette eccezioni: quando sembra violata, è perché non stiamo pesando tutto. Per verificarla bisogna lavorare in un sistema chiuso, oppure raccogliere e pesare anche i gas che entrano ed escono.

ERRORE FREQUENTE

«Quando una candela brucia, la cera si distrugge». Non è così: la cera reagisce con l'ossigeno e si trasforma in diossido di carbonio e vapore acqueo, che si disperdono nell'aria. La materia cambia forma, non scompare. Un altro errore comune è pensare che i gas «non pesino»: un litro d'aria, a temperatura ambiente e al livello del mare, ha una massa di circa 1,2 g, piccola ma perfettamente misurabile con una bilancia di laboratorio.

ESEMPIO SVOLTO

Esperienza di laboratorio · Sistema aperto e sistema chiuso

Materiale: bilancia con sensibilità di 0,01 g, una bottiglietta di plastica da 0,5 L, un palloncino, aceto, un cucchiaino di bicarbonato di sodio, un imbuto.

Procedimento: versa circa 50 mL di aceto nella bottiglietta. Con l'imbuto metti il bicarbonato dentro il palloncino, poi infila con cura l'imboccatura del palloncino sul collo della bottiglia, lasciandolo ripiegato di lato in modo che il bicarbonato non cada. Pesa tutto. Ora solleva il palloncino: il bicarbonato cade nell'aceto, la miscela schiuma e il palloncino si gonfia. Pesa di nuovo. Infine togli il palloncino, lascia uscire il gas e pesa la bottiglia e il palloncino vuoto.

Osservazioni attese: le prime due pesate coincidono entro la sensibilità della bilancia; la terza è più bassa di qualche decimo di grammo. Con un palloncino molto gonfio la seconda pesata può risultare leggermente inferiore alla prima: la spinta dell'aria sul palloncino più grande lo «alleggerisce» un po', un effetto fisico che non dipende dalla reazione.

Conclusione: nel sistema chiuso la massa si conserva; quando il gas esce, il sistema diventa aperto e la massa misurata diminuisce.

APPROFONDIMENTO

Lavoisier, il padre della chimica moderna

Antoine-Laurent Lavoisier (1743–1794) era un ricco funzionario parigino che dedicava alla chimica ogni momento libero. Insieme alla moglie, Marie-Anne Paulze, che traduceva per lui i testi inglesi e disegnava gli strumenti di laboratorio, trasformò la chimica in una scienza quantitativa: la bilancia di precisione divenne il suo strumento principale. Smontò la vecchia teoria del flogisto, secondo cui bruciando le sostanze perdevano un «principio infiammabile», mostrando che nella combustione qualcosa dell'aria, l'ossigeno, si aggiunge. Con altri chimici francesi riformò anche i nomi delle sostanze, dando origine al lessico che usiamo ancora oggi. Durante il Terrore fu arrestato per il suo ruolo nella riscossione delle imposte e fu ghigliottinato a Parigi nel maggio del 1794.

6.2 La legge delle proporzioni definite

6.2.1 Un composto ha sempre la stessa composizione

L'acqua pura si può ottenere in molti modi: distillando l'acqua di mare, fondendo il ghiaccio di un ghiacciaio, raccogliendo il vapore prodotto dalla combustione dell'idrogeno. Se però la decomponiamo per elettrolisi e pesiamo i due elementi che si liberano, troviamo sempre lo stesso risultato: **per ogni grammo di idrogeno ci sono 7,94 g di ossigeno**. In altre parole, in 100 g di

acqua ci sono sempre circa 11,2 g di idrogeno e 88,8 g di ossigeno, qualunque sia la provenienza dell'acqua.

Questa regolarità fu stabilita nel 1799 dal chimico francese Joseph-Louis Proust, che analizzò con grande cura numerosi composti, fra cui ossidi e solfuri metallici e il carbonato di rame, sia naturale sia preparato in laboratorio. La **legge delle proporzioni definite** (o *legge di Proust*) afferma che **in un composto chimico il rapporto fra le masse degli elementi che lo formano è definito e costante**, indipendentemente dall'origine del campione e dal modo in cui è stato preparato.

Il rapporto fra le masse di due elementi che si combinano per formare un composto si chiama **rapporto di combinazione**. Per l'acqua è

$$m(\text{idrogeno}) : m(\text{ossigeno}) = 1 : 7{,}94$$

Questa legge fornisce anche un criterio pratico per distinguere un composto da un miscuglio (Capitolo 3): in un miscuglio di zolfo e limatura di ferro possiamo mettere le quantità che vogliamo, in qualunque rapporto; nel solfuro di ferro, il composto che si forma scaldando il miscuglio, il rapporto è invece fisso.

6.2.2 Il rapporto di combinazione e il grafico delle masse

Consideriamo la reazione fra ferro e zolfo. Se si scaldano quantità diverse di ferro, ciascuna con lo zolfo necessario, e si misura quanto zolfo ha reagito, si trova che il rapporto di combinazione è

$$m(\text{ferro}) : m(\text{zolfo}) = 1{,}74 : 1$$

cioè 1,74 g di ferro per ogni grammo di zolfo, o, se preferisci, 0,574 g di zolfo per ogni grammo di ferro. Analogamente, quando il rame reagisce con lo zolfo a caldo si forma un solfuro di rame, detto solfuro di rame(I), in cui il rapporto è 3,96 g di rame per ogni grammo di zolfo.

Se riportiamo in un grafico la massa di zolfo che reagisce in funzione della massa del metallo (Figura 6.2), otteniamo per ciascun metallo una retta che passa per l'origine: le due grandezze sono *direttamente proporzionali*. La pendenza della retta è proprio il rapporto di combinazione: 0,574 per il ferro, 0,252 per il rame. Raddoppiando la massa di metallo raddoppia quella di zolfo; dimezzandola, si dimezza. È la stessa proporzionalità diretta che hai incontrato in matematica e nel Capitolo 1 con la relazione $m = d \cdot V$: per questo ogni problema sulle leggi ponderali si risolve con una proporzione, per esempio $1{,}74 : 1 = 10{,}0 : x$.

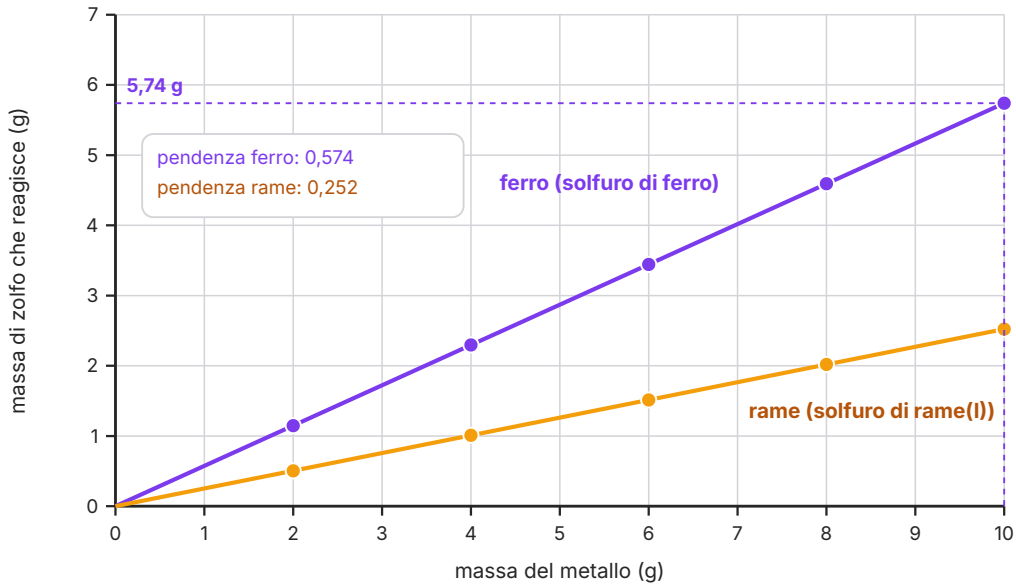


Figura 6.2 Massa di zolfo che reagisce in funzione della massa di metallo, per il ferro (solfuro di ferro, Fe : S = 1,74 : 1) e per il rame (solfuro di rame(I), Cu : S = 3,96 : 1). Rette calcolate dai rapporti di combinazione: la pendenza è la massa di zolfo per 1 g di metallo. Le linee tratteggiate mostrano che 10,0 g di ferro reagiscono con 5,74 g di zolfo.

6.2.3 Il reagente in eccesso

Che cosa succede se mettiamo a reagire ferro e zolfo in un rapporto diverso da 1,74 : 1? La legge di Proust ci dice che il composto si forma comunque con il suo rapporto fisso: la parte di uno dei due elementi che «avanza» resta inalterata. Il reagente che rimane in parte inutilizzato alla fine della reazione si chiama **reagente in eccesso**; l'altro, che si consuma completamente e quindi stabilisce quanto prodotto si forma, è quello che *limita* la reazione (studierai più avanti come trattarlo in modo sistematico). La Tabella 6.1 mostra tre casi.

Tabella 6.1 Reazione fra ferro e zolfo con rapporto di combinazione 1,74 : 1. Valori calcolati; la massa totale si conserva sempre.

Ferro (g)	Zolfo (g)	Solfuro di ferro formato (g)	Reagente in eccesso
7,00	4,02	11,02	nessuno
7,00	6,00	11,02	zolfo: 1,98 g
10,00	4,02	11,02	ferro: 3,00 g

Osserva che in tutti e tre i casi la massa dei reagenti è uguale alla massa del composto più quella dell'eccesso: per esempio, nel secondo caso 7,00 g + 6,00 g = 11,02 g + 1,98 g = 13,00 g. Le due leggi, di Lavoisier e di Proust, valgono insieme.

ESEMPIO SVOLTO

Calcolo dell'eccesso

Problema. Si scaldano 10,0 g di ferro con 8,0 g di zolfo. Sapendo che il ferro e lo zolfo si combinano nel rapporto 1,74 : 1, quale reagente è in eccesso, e di quanto? Quanto solfuro di ferro si forma?

1. Quanto zolfo servirebbe per tutto il ferro? Dalla proporzione 1,74 : 1 = 10,0 g : x si ricava x = 10,0 g / 1,74 = 5,7 g di zolfo.

2. Confronto. Lo zolfo disponibile (8,0 g) è più di quello necessario (5,7 g): il ferro si consuma tutto e lo zolfo è in eccesso.

3. Eccesso. 8,0 g − 5,7 g = 2,3 g di zolfo restano inalterati.

4. Prodotto. m(solfuro di ferro) = 10,0 g + 5,7 g = 15,7 g.

Controllo. 15,7 g + 2,3 g = 18,0 g, uguale alla massa iniziale 10,0 g + 8,0 g: la massa si conserva.

APPROFONDIMENTO

La disputa fra Proust e Berthollet

Non tutti accettarono subito la legge di Proust. Il grande chimico francese Claude-Louis Berthollet sosteneva che la composizione di un composto potesse variare con continuità, a seconda delle quantità di reagenti usate e delle condizioni della reazione. Nei primi anni dell'Ottocento i due scienziati discussero a lungo, con rispetto reciproco, a colpi di articoli ed esperimenti. Proust mostrò che molti dei «composti a composizione variabile» di Berthollet erano in realtà miscugli di due composti diversi, oppure soluzioni, ciascuno con la propria composizione fissa. La comunità scientifica gli diede ragione. Oggi però sappiamo che anche Berthollet aveva colto qualcosa: esistono solidi, detti **composti non stechiometrici** (o *berthollidi*, in suo onore), la cui composizione varia entro certi limiti a causa di difetti nella disposizione degli atomi. Un esempio è l'ossido di ferro(II), nel quale gli atomi di ferro sono sempre un po' meno di quelli di ossigeno. Sono eccezioni che si spiegano bene con la struttura dei cristalli, che studierai più avanti.

6.3 La legge delle proporzioni multiple

6.3.1 Due elementi, più composti

Spesso due elementi possono combinarsi formando non uno ma più composti diversi. Il carbonio e l'ossigeno, per esempio, formano il *monossido di carbonio*, un gas tossico e inodore che si produce nelle combustioni con poca aria (è il motivo per cui caldaie e stufe devono essere ben ventilate), e il *diossido di carbonio*, il gas delle bibite frizzanti e della respirazione. Ciascuno dei due composti obbedisce alla legge di Proust con un suo rapporto di combinazione fisso:

- nel monossido di carbonio, 1,000 g di carbonio è combinato con 1,332 g di ossigeno;
- nel diossido di carbonio, 1,000 g di carbonio è combinato con 2,664 g di ossigeno.

Confrontiamo le masse di ossigeno che si combinano con *la stessa massa* di carbonio: 2,664 g / 1,332 g = 2. Il rapporto è un numero intero, e piccolo. John Dalton notò regolarità di questo tipo nel 1803–1804, studiando gli ossidi di azoto e alcuni gas composti da carbonio e idrogeno. La **legge delle proporzioni multiple** (o *legge di Dalton*) afferma che **quando due elementi si combinano formando più composti, le masse di uno di essi che si combinano con una massa fissa dell'altro stanno fra loro in rapporti esprimibili con numeri interi piccoli**.

ESEMPIO SVOLTO

Verificare la legge delle proporzioni multiple

Problema. Due ossidi del rame hanno colore diverso. L'ossido rosso contiene l'88,8 % in massa di rame; l'ossido nero il 79,9 %. Mostra che i dati rispettano la legge delle proporzioni multiple.

1. Masse in 100 g di ciascun ossido. Ossido rosso: 88,8 g di rame e 100 − 88,8 = 11,2 g di ossigeno. Ossido nero: 79,9 g di rame e 20,1 g di ossigeno.

2. Ossigeno combinato con 1 g di rame. Ossido rosso: 11,2 g / 88,8 g = 0,126 g. Ossido nero: 20,1 g / 79,9 g = 0,252 g.

3. Rapporto. 0,252 / 0,126 = 2,00, cioè 2 : 1 (o, se si parte dall'ossido rosso, 1 : 2): un rapporto fra numeri interi piccoli.

Attenzione. Il confronto ha senso solo se si fissa la massa di *uno* dei due elementi. Confrontare direttamente le percentuali (88,8 e 79,9) non dà alcun rapporto intero.

6.3.2 Gli ossidi dell'azoto

Un caso ancora più ricco è quello dell'azoto, che con l'ossigeno forma almeno cinque ossidi stabili. La Tabella 6.2 riporta, per ciascuno, la massa di ossigeno combinata con 1,000 g di azoto. Dividendo ogni valore per il più piccolo (0,571 g) si ottiene la serie 1 : 2 : 3 : 4 : 5. Le formule moderne, nell'ultima colonna, mostrano il motivo: se fissiamo il numero di atomi di azoto (per

esempio due), gli atomi di ossigeno sono 1, 2, 3, 4 e 5. È proprio questo il genere di spiegazione che Dalton cercava.

Tabella 6.2 Gli ossidi dell'azoto e la legge delle proporzioni multiple. Valori calcolati con le masse atomiche attuali.

Ossido	Ossigeno in massa (%)	Ossigeno per 1,000 g di azoto (g)	Rapporto con il primo	Formula moderna
monossido di diazoto	36,4	0,571	1	N_2O
monossido di azoto	53,3	1,142	2	NO (cioè N_2O_2 per due atomi di N)
triossido di diazoto	63,1	1,713	3	N_2O_3
diossido di azoto	69,6	2,284	4	NO_2 (cioè N_2O_4 per due atomi di N)
pentossido di diazoto	74,1	2,856	5	N_2O_5

Nota che le percentuali di ossigeno (seconda colonna) non mostrano a colpo d'occhio alcuna regolarità: 36,4 % e 53,3 % non stanno in un rapporto intero. La legge emerge soltanto quando si fissa la massa di un elemento, come nella terza colonna. Molti studenti sbagliano proprio questo passaggio.

IN SINTESI

Lavoisier (1789): in un sistema chiuso, $m_{reagenti} = m_{prodotti}$.

Proust (1799): in un composto il rapporto fra le masse degli elementi è costante (acqua: H : O = 1 : 7,94).

Dalton (1803–1804): se due elementi formano più composti, le masse di uno che si combinano con una massa fissa dell'altro stanno in rapporti di numeri interi piccoli (ossigeno nel CO e nel CO_2: 1 : 2).

6.4 La teoria atomica di Dalton

6.4.1 Un'idea antica, una teoria nuova

L'idea che la materia sia fatta di particelle indivisibili risale ai filosofi greci Leucippo e Democrito, nel V secolo a.C.: la parola *átomos* significa appunto «che non si può tagliare». Per più di duemila anni, però, l'atomismo rimase un'ipotesi filosofica, sostenuta o respinta con argomenti

logici, ma impossibile da mettere alla prova. Le leggi ponderali cambiarono la situazione: per la prima volta c'erano dati numerici che una teoria atomica poteva spiegare, e su cui poteva essere controllata.

Fu il chimico inglese John Dalton a costruire questa teoria. Nel 1808, nel primo volume del *New System of Chemical Philosophy*, ne espose i punti essenziali, che possiamo riassumere in cinque **postulati della teoria atomica**:

1. La materia è formata da particelle piccolissime, gli **atomi**, che non possono essere né creati né distrutti né suddivisi.
2. Gli atomi di uno stesso elemento sono tutti uguali fra loro, in particolare hanno la stessa massa.
3. Gli atomi di elementi diversi hanno masse e proprietà diverse.
4. I composti si formano quando atomi di elementi diversi si uniscono in rapporti numerici fissi e semplici (1 : 1, 1 : 2, 2 : 3...). Dalton chiamava «atomo composto» la più piccola particella di un composto.
5. Una reazione chimica consiste in una riorganizzazione degli atomi: gli atomi si separano e si ricombinano in modo diverso, ma restano gli stessi, in numero e in tipo.

Secondo questa teoria, dunque, la distinzione del Capitolo 5 fra elementi e composti acquista un significato preciso: un *elemento* è una sostanza formata da un solo tipo di atomi; un *composto* è formato da atomi di due o più elementi, legati in proporzioni fisse.

6.4.2 Come la teoria spiega le leggi ponderali

La forza della teoria di Dalton sta nel fatto che le tre leggi ponderali ne discendono in modo quasi automatico (Figura 6.3).

- **Conservazione della massa.** Se in una reazione gli atomi si riorganizzano senza essere creati né distrutti (postulato 5), e ogni atomo ha una massa fissa (postulato 2), allora la massa totale prima e dopo deve essere la stessa.
- **Proporzioni definite.** Se ogni particella di un composto contiene sempre lo stesso numero di atomi di ciascun elemento, per esempio un atomo di ferro e uno di zolfo (postulato 4), e se gli atomi di ferro hanno tutti la stessa massa, e così quelli di zolfo, allora il rapporto fra la massa di ferro e quella di zolfo è lo stesso in ogni particella, e quindi in qualunque quantità di composto. Gli atomi in eccesso non trovano un «compagno» e restano inalterati.
- **Proporzioni multiple.** Se due elementi formano più composti, le loro particelle differiscono per il numero di atomi interi che contengono. A parità di atomi di carbonio, il diossido contiene il doppio di atomi di ossigeno del monossido; e poiché gli atomi non si possono dividere, il rapporto fra le masse di ossigeno non può che essere un rapporto fra numeri interi.

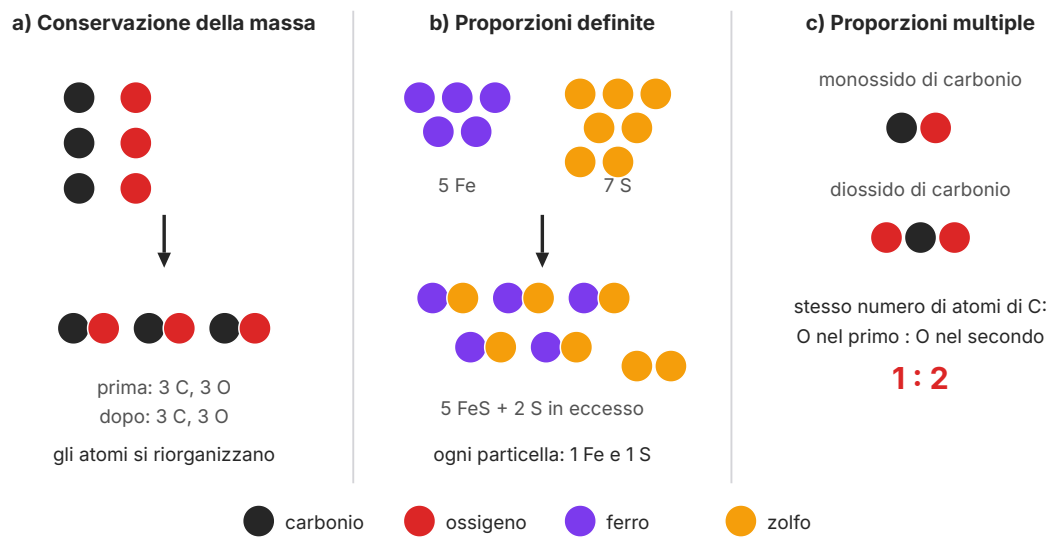


Figura 6.3 Le leggi ponderali spiegate con gli atomi di Dalton (le sfere rappresentano atomi; i colori seguono la legenda). a) Gli atomi si riorganizzano ma non cambiano in numero né in tipo. b) Ogni particella di solfuro di ferro contiene un atomo di ferro e uno di zolfo; gli atomi che non trovano un compagno restano come eccesso. c) A parità di atomi di carbonio, il diossido contiene il doppio di atomi di ossigeno del monossido.

Dalton fece un ulteriore passo, ambizioso: provò a stabilire quanto pesa un atomo di ciascun elemento rispetto a quello dell'idrogeno, il più leggero. Non potendo pesare un singolo atomo, usò i rapporti di combinazione: se un composto contiene un atomo di ciascun elemento, il rapporto fra le loro masse atomiche è uguale al rapporto di combinazione. Nacquero così le prime **masse atomiche relative**, che riprenderemo nel Capitolo 7. Il problema era sapere *quanti* atomi ci sono davvero in ogni particella. Dalton, in mancanza di informazioni, adottò una «regola della massima semplicità»: se due elementi formano un solo composto, questo contiene un atomo di ciascuno. Per l'acqua scrisse perciò la formula HO.

APPROFONDIMENTO

John Dalton, il maestro di Manchester

John Dalton (1766–1844) nacque in un piccolo villaggio inglese in una famiglia di quaccheri e cominciò a insegnare a dodici anni. Visse quasi sempre a Manchester, guadagnandosi da vivere con le lezioni private. Per tutta la vita tenne un diario meteorologico con migliaia di osservazioni, e proprio studiando l'atmosfera e la solubilità dei gas nell'acqua arrivò a pensare in termini di particelle. Fu anche il primo a descrivere scientificamente la propria incapacità di distinguere alcuni colori, il disturbo che in italiano chiamiamo ancora oggi *daltonismo*. Per rappresentare gli atomi Dalton inventò un sistema di simboli circolari, con segni diversi all'interno per ogni elemento; più tardi Berzelius li sostituì con le lettere che usiamo oggi (Capitolo 5).

6.4.3 I limiti della teoria di Dalton

La teoria di Dalton fu un enorme passo avanti, ma alcune sue affermazioni si rivelarono sbagliate o incomplete. È interessante vederle, perché mostrano come una teoria scientifica venga corretta senza essere buttata via.

- **Gli atomi sono divisibili.** Alla fine dell'Ottocento si scoprì che gli atomi contengono particelle più piccole, come gli elettroni (Capitolo 7). Nelle reazioni chimiche, però, gli atomi si comportano davvero come unità che non si creano e non si distruggono: questa parte della teoria resta valida.
- **Gli atomi di uno stesso elemento non hanno tutti la stessa massa.** Esistono gli *isotopi*, atomi dello stesso elemento con masse diverse (Capitolo 7). Le leggi ponderali restano valide perché in natura gli isotopi di un elemento sono mescolati in proporzioni quasi costanti, e quindi la massa *media* degli atomi è praticamente fissa.
- **Le formule erano spesso sbagliate.** La regola della massima semplicità portò Dalton a scrivere HO per l'acqua, invece di H_2O, e di conseguenza ad attribuire all'ossigeno una massa atomica relativa circa metà di quella corretta.
- **Gli elementi gassosi non sono fatti di atomi isolati.** Dalton pensava che idrogeno, ossigeno e azoto fossero formati da singoli atomi e rifiutò l'idea che due atomi uguali potessero unirsi. Come vedremo subito, proprio questo errore gli impedì di interpretare gli esperimenti sui volumi dei gas.

ERRORE FREQUENTE

Non attribuire a Dalton la formula H_2O. Dalton scriveva l'acqua come HO, con un atomo di idrogeno e uno di ossigeno. La formula corretta si affermò solo dopo l'ipotesi di Avogadro e, soprattutto, dopo il lavoro di Cannizzaro a metà Ottocento. Curiosamente, HO è la formula minima di un'altra sostanza, l'acqua ossigenata (H_2O_2).

6.5 Gay-Lussac, Avogadro e le molecole

6.5.1 La legge dei volumi di combinazione

Mentre Dalton pesava, il chimico francese Joseph-Louis Gay-Lussac misurava i *volumi* dei gas che reagiscono fra loro. I gas sono comodi da studiare in questo modo: si raccolgono in tubi graduati e il loro volume si legge direttamente. Bisogna solo fare attenzione a confrontare volumi misurati alla stessa temperatura e alla stessa pressione, perché il volume di un gas dipende da entrambe (Capitolo 2).

Nel 1808 Gay-Lussac annunciò la **legge dei volumi di combinazione**: **quando due gas reagiscono, i loro volumi, misurati nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, stanno fra loro, e con i volumi dei prodotti gassosi, in rapporti espressi da numeri interi piccoli**. Alcuni esempi:

Tabella 6.3 Rapporti fra i volumi di gas che reagiscono, misurati alla stessa temperatura e pressione.

Reagenti	Prodotto	Rapporto fra i volumi
idrogeno + cloro	acido cloridrico (cloruro di idrogeno)	1 : 1 : 2
idrogeno + ossigeno	vapore acqueo (sopra i 100 °C)	2 : 1 : 2
azoto + idrogeno	ammoniaca	1 : 3 : 2

Il secondo esempio ti è già familiare: nell'elettrolisi dell'acqua (Capitolo 5) si raccoglie un volume di idrogeno doppio di quello dell'ossigeno. Ma la tabella contiene una sorpresa: i volumi *non* si sommano. Da 1 volume di idrogeno e 1 di cloro si ottengono 2 volumi di prodotto; da 2 volumi di idrogeno e 1 di ossigeno si ottengono 2 volumi di vapore, e non 3. Dalton non riuscì ad accettare questi risultati e arrivò a dubitare della precisione delle misure di Gay-Lussac.

6.5.2 Il principio di Avogadro

La soluzione arrivò nel 1811 dal Piemonte. Il fisico torinese Amedeo Avogadro propose due idee, che insieme spiegano perfettamente le misure di Gay-Lussac.

La prima è il **principio di Avogadro**: **volumi uguali di gas diversi, alla stessa temperatura e alla stessa pressione, contengono lo stesso numero di particelle**. Se questo è vero, i rapporti fra i volumi dei gas sono anche rapporti fra i numeri di particelle: dire «2 volumi di idrogeno reagiscono con 1 volume di ossigeno» significa dire «ogni 2 particelle di idrogeno ne reagisce 1 di ossigeno».

La seconda idea è che le particelle dei gas elementari non siano atomi isolati, come credeva Dalton, ma gruppi di atomi uniti fra loro. Avogadro chiamò queste particelle *molecole*. In termini moderni, una **molecola** è la più piccola particella di una sostanza che ne conserva la composizione e le proprietà chimiche; è formata da due o più atomi legati, uguali o diversi. Idrogeno, ossigeno, azoto e cloro sono formati da **molecole biatomiche**: H_2, O_2, N_2, Cl_2.

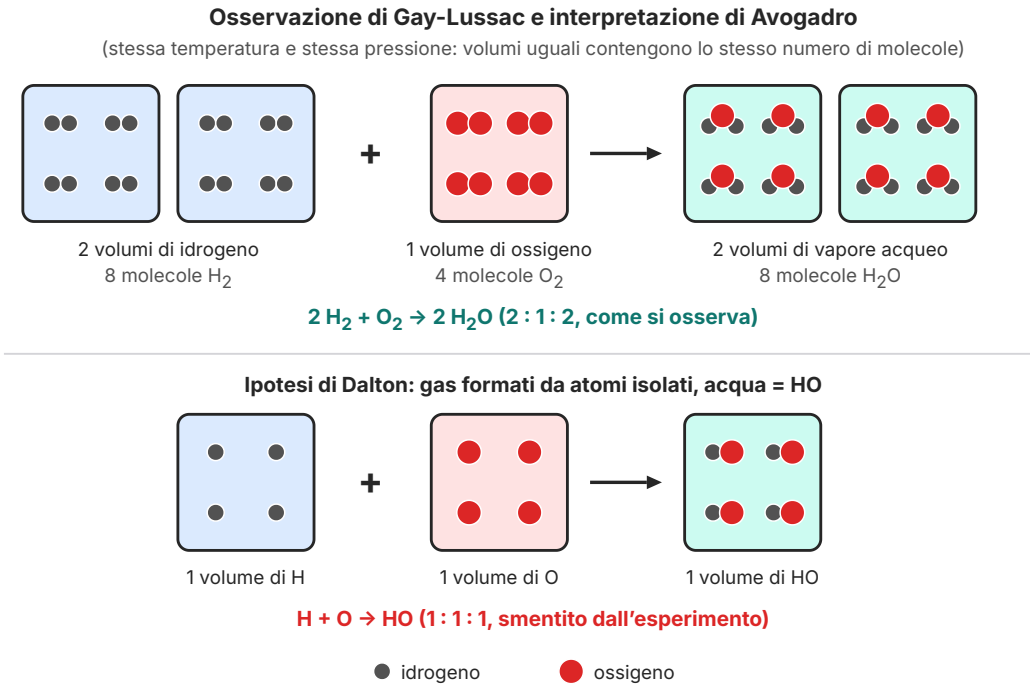


Figura 6.4 In alto: la reazione fra idrogeno e ossigeno interpretata con il principio di Avogadro e con molecole biatomiche (ogni recipiente rappresenta un volume di gas e contiene lo stesso numero di molecole; per chiarezza ne sono disegnate 4). Il rapporto 2 : 1 : 2 coincide con le misure di Gay-Lussac. In basso: con atomi isolati e la formula HO, come pensava Dalton, si prevederebbe un rapporto 1 : 1 : 1.

Con queste due ipotesi tutto torna (Figura 6.4). Supponiamo che ogni «volume» di gas contenga, per esempio, 4 molecole. Due volumi di idrogeno contengono allora 8 molecole H_2, cioè 16 atomi di idrogeno; un volume di ossigeno contiene 4 molecole O_2, cioè 8 atomi di ossigeno. Con 16 atomi di idrogeno e 8 di ossigeno si formano 8 molecole di acqua H_2O, che occupano 2 volumi. Il rapporto 2 : 1 : 2 è spiegato, e gli atomi si conservano:

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

Con l'ipotesi di Dalton (atomi isolati e acqua HO), invece, 1 volume di idrogeno e 1 di ossigeno avrebbero dovuto dare 1 volume di HO: un rapporto 1 : 1 : 1 che gli esperimenti smentiscono. Il caso dell'acido cloridrico è ancora più convincente: se idrogeno e cloro fossero fatti di atomi singoli, 1 volume più 1 volume darebbe al massimo 1 volume di prodotto. Per ottenere 2 volumi, cioè il doppio delle particelle, ogni particella di idrogeno e ogni particella di cloro deve dividersi in due: devono quindi contenere almeno due atomi ciascuna. $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\,HCl$.

COLLEGAMENTI

Storia della scienza italiana. L'ipotesi di Avogadro rimase quasi ignorata per circa cinquant'anni: molti chimici, come Dalton, non accettavano che due atomi uguali potessero legarsi, e intanto ognuno usava le proprie masse atomiche e le proprie formule, in una grande confusione. Nel 1858 il chimico palermitano Stanislao Cannizzaro pubblicò il *Sunto di un corso di filosofia chimica*, in cui mostrava come, partendo proprio dal principio di Avogadro, si potessero ricavare in modo coerente masse atomiche e formule. Al congresso internazionale di chimica di Karlsruhe, nel 1860, un suo collega distribuì copie del *Sunto* ai partecipanti: fu la svolta che portò all'accettazione generale delle molecole e, pochi anni dopo, alla tavola periodica di Mendeleev (Capitolo 7).

6.5.3 Atomi, molecole e formule

Ora possiamo distinguere con precisione due concetti che nel linguaggio comune si confondono.

- L'**atomo** è la più piccola particella di un elemento che partecipa a una reazione chimica.
- La **molecola** è un gruppo di atomi legati che si comporta come un'unità. Le molecole di un elemento contengono atomi tutti uguali (O_2, O_3, N_2); quelle di un composto contengono atomi di elementi diversi (H_2O, CO_2, NH_3).

Non tutte le sostanze sono formate da molecole. I gas nobili, come l'elio e il neon, sono formati da atomi isolati; i metalli e molte sostanze solide come il sale da cucina hanno strutture diverse, che studierai più avanti, quando affronterai i legami chimici.

La **formula molecolare** indica il numero esatto di atomi di ciascun elemento presenti in una molecola: H_2O_2, l'acqua ossigenata, ha 2 atomi di idrogeno e 2 di ossigeno. La **formula minima** (o empirica) indica soltanto il rapporto più semplice, fra numeri interi, fra gli atomi: per l'acqua ossigenata è HO. Talvolta le due formule coincidono, come per l'acqua, H_2O; altre volte no, come mostra la Tabella 6.4. Le analisi in massa, come quelle di Proust, permettono di ricavare solo la formula minima; per conoscere quella molecolare serve un'informazione in più, per esempio la massa della molecola.

Tabella 6.4 Formule molecolari e formule minime di alcune sostanze.

Sostanza	Formula molecolare	Formula minima
acqua	H_2O	H_2O
acqua ossigenata	H_2O_2	HO
etilene	C_2H_4	CH_2
benzene	C_6H_6	CH
glucosio	$C_6H_{12}O_6$	CH_2O

Per visualizzare le molecole i chimici usano i **modelli molecolari**. Nei modelli «a sfere e bastoncini» ogni atomo è una sfera colorata secondo un codice convenzionale (idrogeno bianco o grigio, carbonio nero, ossigeno rosso, azoto blu) e i bastoncini indicano i legami; nei modelli «a calotte» le sfere si compenetrano e mostrano l'ingombro reale della molecola. I modelli mettono in evidenza che le molecole hanno una forma precisa nello spazio: la molecola d'acqua è piegata, con un angolo di circa 104,5° fra i due atomi di idrogeno; quella di diossido di carbonio è lineare; il metano ha la forma di un tetraedro (Figura 6.5). La ragione di queste forme la scoprirai negli anni successivi.

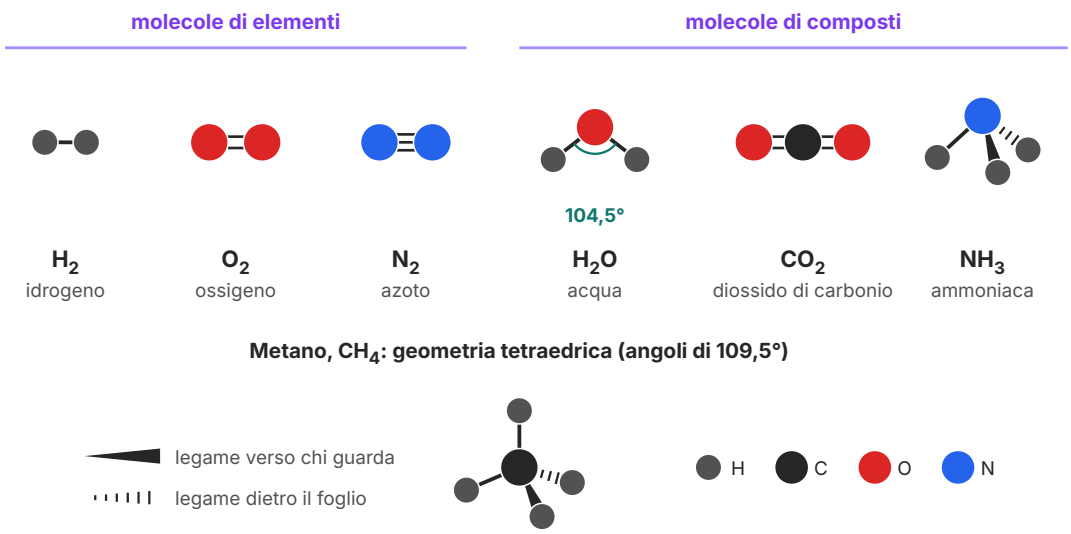


Figura 6.5 Modelli molecolari a sfere e bastoncini (non in scala). Le linee doppie e triple indicano legami multipli, che studierai più avanti. L'acqua è piegata (angolo di 104,5°), il diossido di carbonio è lineare, l'ammoniaca è una piramide con l'azoto al vertice, il metano è tetraedrico: i cunei pieni indicano legami rivolti verso chi guarda, quelli tratteggiati legami dietro il foglio.

6.6 Bilanciare le equazioni chimiche

6.6.1 Coefficienti e indici

Nel Capitolo 5 hai imparato che un'*equazione chimica* rappresenta una reazione con le formule dei reagenti, a sinistra, e dei prodotti, a destra, separati da una freccia. Ora sappiamo che in una reazione gli atomi non si creano e non si distruggono, ma si riorganizzano. Ne segue che un'equazione chimica corretta deve contenere, a sinistra e a destra della freccia, lo stesso numero di atomi di ciascun elemento. Un'equazione che soddisfa questa condizione si dice **bilanciata**, e il procedimento con cui la si ottiene si chiama **bilanciamento**.

In un'equazione compaiono due tipi di numeri, da non confondere mai.

- L'**indice** è il numero scritto in basso a destra di un simbolo, all'interno della formula: in H_2O l'indice 2 dice che la molecola contiene due atomi di idrogeno. Gli indici definiscono *quale sostanza* è: cambiare un indice significa cambiare sostanza (H_2O_2 non è acqua!).
- Il **coefficiente stechiometrico** è il numero scritto davanti alla formula: in $3\ H_2O$ il coefficiente 3 indica tre molecole di acqua, quindi 6 atomi di idrogeno e 3 di ossigeno. Il coefficiente 1 non si scrive.

Per bilanciare un'equazione si possono modificare **solo i coefficienti**, mai gli indici. Il numero di atomi di un elemento in una formula preceduta da un coefficiente si ottiene moltiplicando il coefficiente per l'indice.

6.6.2 Il metodo per tentativi

Per le reazioni semplici che incontrerai quest'anno si usa il *bilanciamento per tentativi*, che segue alcuni passi pratici.

1. Scrivi le formule corrette di reagenti e prodotti (non le modificherai più).
2. Conta gli atomi di ciascun elemento a sinistra e a destra.
3. Comincia dagli elementi che compaiono in una sola sostanza per lato, lasciando per ultimi idrogeno e ossigeno, e soprattutto gli elementi presenti come sostanze elementari (O_2, H_2, Fe…), il cui coefficiente non influenza gli altri elementi.
4. Aggiusta un coefficiente alla volta e ricontrolla ogni volta tutti gli elementi.
5. Alla fine verifica che i coefficienti siano i più piccoli numeri interi possibili.

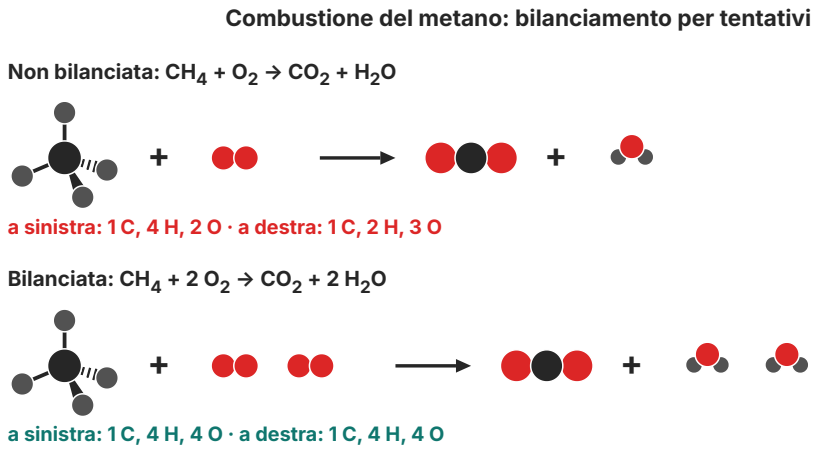


Figura 6.6 Bilanciamento dell'equazione di combustione del metano. In alto l'equazione non bilanciata: gli atomi di idrogeno e di ossigeno non sono uguali nei due membri. In basso, con i coefficienti 2 davanti a O_2 e a H_2O, ogni elemento ha lo stesso numero di atomi a sinistra e a destra.

ESEMPIO SVOLTO

La combustione del metano

Problema. Il metano, il gas dei fornelli, brucia nell'ossigeno formando diossido di carbonio e acqua. Bilancia l'equazione $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$.

1. Carbonio. 1 a sinistra, 1 a destra: è già a posto.

2. Idrogeno. 4 a sinistra (in CH_4), 2 a destra (in H_2O). Metto il coefficiente 2 davanti all'acqua: $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$. Ora gli idrogeni sono 4 e 4.

3. Ossigeno. A destra: 2 (in CO_2) + 2 × 1 (in 2 H_2O) = 4 atomi. A sinistra ce ne sono 2: metto il coefficiente 2 davanti a O_2.

Risultato. $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$. Verifica: C 1 = 1; H 4 = 4; O 4 = 4 (Figura 6.6).

6.6.3 Che cosa dice un'equazione bilanciata

Un'equazione bilanciata si legge su più livelli. L'equazione $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$ dice che:

- a livello di particelle, 2 molecole di idrogeno reagiscono con 1 molecola di ossigeno formando 2 molecole di acqua;
- per i gas, alla stessa temperatura e pressione, 2 volumi di idrogeno reagiscono con 1 volume di ossigeno (principio di Avogadro), proprio come osservava Gay-Lussac;
- a livello di masse, poiché gli atomi si conservano, la massa totale si conserva: per formare 36,0 g di acqua si combinano circa 4,0 g di idrogeno e 32,0 g di ossigeno, cioè proprio le

masse dei due elementi contenuti nell'acqua, nel rapporto 1 : 7,94 della legge di Proust.

I coefficienti, invece, *non* indicano direttamente un rapporto fra le masse: 2 molecole di idrogeno non pesano il doppio di una molecola di ossigeno, perché atomi diversi hanno masse diverse. Per passare dai coefficienti alle masse serve un ponte, la *mole*, che troverai fra gli approfondimenti del Capitolo 7 e che studierai nel secondo biennio. Le leggi ponderali, la teoria atomica e il bilanciamento sono le fondamenta su cui poggia quel ponte.

SINTESI

- Le leggi ponderali sono regolarità sperimentali ricavate pesando reagenti e prodotti delle trasformazioni chimiche.
- Legge di Lavoisier (1789): in un sistema chiuso la massa dei reagenti è uguale alla massa dei prodotti.
- In un sistema aperto la massa sembra cambiare perché gas entrano (ruggine) o escono (combustione del legno), ma la legge non ha eccezioni.
- Legge di Proust (1799): in un composto il rapporto fra le masse degli elementi è costante; per l'acqua H : O = 1 : 7,94.
- Se i reagenti non sono nel rapporto di combinazione, uno di essi resta in parte inutilizzato (reagente in eccesso).
- Legge di Dalton (1803–1804): se due elementi formano più composti, le masse di uno che si combinano con una massa fissa dell'altro stanno in rapporti di numeri interi piccoli.
- Teoria atomica di Dalton (1808): la materia è fatta di atomi indivisibili; atomi dello stesso elemento sono uguali; i composti nascono da atomi uniti in rapporti fissi; le reazioni riorganizzano gli atomi.
- La teoria spiega le tre leggi ponderali, ma ha limiti: atomi divisibili, isotopi, formule sbagliate (HO per l'acqua), gas elementari ritenuti monoatomici.
- Legge di Gay-Lussac (1808): i volumi dei gas che reagiscono stanno in rapporti di numeri interi piccoli.
- Principio di Avogadro (1811): volumi uguali di gas, alla stessa T e P, contengono lo stesso numero di molecole; i gas elementari comuni sono biatomici.
- La formula molecolare dà il numero esatto di atomi in una molecola; la formula minima il loro rapporto più semplice.
- Bilanciare un'equazione significa rendere uguale il numero di atomi di ogni elemento nei due membri, modificando solo i coefficienti.

ESERCIZI

Comprendere e ricordare

1. ● Quale enunciato esprime correttamente la legge di Lavoisier?
   A. La massa dei prodotti è sempre minore di quella dei reagenti.
   B. La massa si conserva solo nelle trasformazioni fisiche.
   C. In un sistema chiuso la massa totale dei reagenti è uguale alla massa totale dei prodotti.
   D. In ogni reazione il volume dei reagenti è uguale al volume dei prodotti.

2. ● Dopo aver bruciato un ciocco di legno nel camino, la cenere pesa molto meno del ciocco perché:
   A. nella combustione una parte della materia viene distrutta
   B. i prodotti gassosi della combustione si disperdono nell'aria
   C. la fiamma trasforma la materia in energia
   D. il legno contiene soprattutto acqua, che evapora

3. ● Un chiodo arrugginito ha una massa maggiore di quella del chiodo nuovo perché:
   A. il ferro si è combinato con sostanze presenti nell'aria
   B. la ruggine è più densa del ferro
   C. il chiodo ha assorbito calore dall'ambiente
   D. in questo caso la legge di Lavoisier non vale

4. ● La legge delle proporzioni definite afferma che:
   A. due elementi possono formare un solo composto
   B. i volumi dei gas che reagiscono stanno in rapporti semplici
   C. la massa di un composto è uguale alla somma delle masse degli atomi
   D. in un composto il rapporto fra le masse degli elementi è costante

5. ● Nell'acqua il rapporto fra la massa dell'idrogeno e quella dell'ossigeno è circa:
   A. 2 : 1
   B. 1 : 7,94
   C. 1 : 16
   D. 1 : 2

6. ●● Con 1,000 g di azoto si combinano 0,571 g di ossigeno in un ossido e 1,142 g in un altro. Questi dati illustrano:
   A. la legge delle proporzioni multiple
   B. la legge di conservazione della massa
   C. il principio di Avogadro
   D. la legge dei volumi di combinazione

7. ●● Quale affermazione *non* fa parte della teoria atomica di Dalton nella sua forma originale?
   - **A.** Gli atomi di uno stesso elemento hanno tutti la stessa massa.
   - **B.** In una reazione gli atomi si riorganizzano senza essere creati né distrutti.
   - **C.** Gli atomi sono formati da particelle più piccole.
   - **D.** I composti sono formati da atomi di elementi diversi in rapporti fissi.

8. ● Il principio di Avogadro afferma che volumi uguali di gas diversi, alla stessa temperatura e pressione:
   - **A.** hanno la stessa massa
   - **B.** hanno la stessa densità
   - **C.** contengono lo stesso numero di atomi
   - **D.** contengono lo stesso numero di molecole

9. ● Quanti atomi di idrogeno sono rappresentati da 3 H_2O?
   - **A.** 6
   - **B.** 3
   - **C.** 5
   - **D.** 2

10. ●● 1 L di idrogeno reagisce completamente con 1 L di cloro. Quanti litri di cloruro di idrogeno si formano, alla stessa temperatura e pressione?
    - **A.** 1 L
    - **B.** 3 L
    - **C.** 0,5 L
    - **D.** 2 L

Vero o falso

11. ● Se si brucia una candela in un recipiente di vetro sigillato, la massa totale del recipiente con il suo contenuto diminuisce.

12. ● Secondo Proust, il rapporto fra le masse degli elementi di un composto dipende dal metodo con cui il composto è stato preparato.

13. ● Dalton scriveva la formula dell'acqua come HO.

14. ●● Due volumi di idrogeno e un volume di ossigeno formano tre volumi di vapore acqueo, misurati alla stessa temperatura e pressione.

15. ● Per bilanciare un'equazione chimica si possono modificare gli indici delle formule.

16. ●● Le molecole di ossigeno O_2 e di ozono O_3 sono formate da atomi dello stesso elemento.

Applicare e calcolare

17. ● Si decompongono completamente, in un recipiente chiuso, 25,0 g di carbonato di calcio e si ottengono 14,0 g di ossido di calcio. Quanti grammi di diossido di carbonio si sono formati?

18. ● Un nastro di magnesio di 2,40 g brucia in un recipiente chiuso che contiene ossigeno in abbondanza, formando 3,98 g di ossido di magnesio. Quanto ossigeno ha reagito? Qual è il rapporto di combinazione magnesio : ossigeno?

19. ●● Quanti grammi di ossigeno si combinano con 5,00 g di idrogeno per formare acqua? Quanta acqua si ottiene?

20. ●● Si scaldano 7,00 g di ferro con 5,00 g di zolfo (rapporto di combinazione Fe : S = 1,74 : 1). Quale reagente è in eccesso e di quanti grammi? Quanto solfuro di ferro si forma?

21. ●● Scaldando 6,36 g di rame con zolfo in eccesso si ottengono 7,96 g di solfuro di rame. Calcola il rapporto di combinazione Cu : S e la massa di zolfo necessaria per far reagire 10,0 g di rame.

22. ●● Lo zolfo forma due ossidi. Il primo contiene il 50,0 % in massa di zolfo, il secondo il 40,0 %. Calcola la massa di ossigeno combinata con 1,00 g di zolfo in ciascun ossido e mostra che i dati rispettano la legge delle proporzioni multiple.

23. ●● Alla stessa temperatura e pressione, 3,0 L di azoto reagiscono completamente con idrogeno formando ammoniaca ($N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$). Quanti litri di idrogeno reagiscono e quanti litri di ammoniaca si formano?

24. ●●● Con l'elettrolisi si decompongono completamente 36,0 g di acqua. Usando il rapporto H : O = 1 : 7,94, calcola le masse di idrogeno e di ossigeno ottenute. Quale dei due gas occupa il volume maggiore, e quante volte maggiore?

25. ●●● Bilancia le equazioni: a) $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$; b) $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$; c) $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$; d) $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$; e) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$.

Leggere dati e figure

26. ● Usando la Figura 6.2, stima quanti grammi di zolfo reagiscono con 5,0 g di ferro e con 5,0 g di rame. Perché le due rette passano per l'origine?

27. ●● In quattro prove si brucia magnesio in un sistema chiuso con ossigeno in abbondanza: magnesio 0,50 g → ossido 0,83 g; 1,00 g → 1,66 g; 1,50 g → 2,20 g; 2,00 g → 3,32 g. Calcola per ogni prova la massa di ossigeno e il rapporto Mg : O. Quale prova è sospetta? Proponi una spiegazione.

28. ●● Usando la Tabella 6.2, calcola il rapporto fra le masse di ossigeno combinate con 1,000 g di azoto nel triossido di diazoto e nel diossido di azoto. Spiega il risultato con le formule moderne.

29. ●● Osserva la Figura 6.4. Conta gli atomi di idrogeno e di ossigeno nella riga in alto, prima e dopo la reazione. Perché l'ipotesi di Dalton, nella riga in basso, porta a un rapporto fra i volumi diverso da quello osservato?

Indagare e argomentare

30. ●● Progetta un esperimento, con materiali che si trovano in casa o a scuola, per mostrare che la massa si conserva quando una compressa effervescente si scioglie in acqua. Indica le variabili da controllare e le possibili fonti di errore.

31. ●● Un compagno sostiene: «La candela che brucia perde massa, la lana d'acciaio che brucia ne acquista: quindi la legge di Lavoisier vale solo qualche volta». Rispondigli con un ragionamento scientifico.

32. ●●● Spiega con il modello atomico di Dalton perché un composto non può contenere, per esempio, 1,5 atomi di ossigeno per ogni atomo di carbonio, e che cosa ci dice questo sui rapporti della legge delle proporzioni multiple.

33. ●●● Perché l'ipotesi di Avogadro fu accettata solo circa cinquant'anni dopo la sua formulazione? Quali conseguenze ebbe questo ritardo sulle formule e sulle masse atomiche usate dai chimici?

PER APPROFONDIRE

- [LAV] A.-L. Lavoisier, *Traité élémentaire de chimie*: il testo del 1789 in cui la conservazione della massa diventa un principio, con le tavole degli strumenti disegnate da Marie-Anne Paulze.
- [ATK] P. W. Atkins, L. Jones, *Principi di chimica*: i capitoli introduttivi su atomi, molecole, formule ed equazioni chimiche.
- [PAU] L. Pauling, *General Chemistry*: le sezioni sulle leggi ponderali e sulla storia della teoria atomica, con esempi numerici.
- [SAC] O. Sacks, *Zio Tungsteno*: un racconto autobiografico in cui Lavoisier, Dalton e Avogadro diventano personaggi di un'avventura intellettuale.

Glossario del capitolo

Atomo
La più piccola particella di un elemento che partecipa a una reazione chimica; nelle reazioni non si crea né si distrugge.

Bilanciamento
Procedimento con cui si scelgono i coefficienti di un'equazione chimica in modo che ogni elemento abbia lo stesso numero di atomi nei due membri.

Coefficiente stechiometrico
Numero scritto davanti a una formula in un'equazione chimica; indica quante particelle di quella sostanza reagiscono o si formano.

Composto non stechiometrico
Solido, detto anche berthollide, la cui composizione può variare entro certi limiti a causa di difetti nella struttura cristallina.

Formula minima
Formula che indica il rapporto più semplice, fra numeri interi, fra gli atomi di un composto; per H_2O_2 è HO.

Formula molecolare
Formula che indica il numero esatto di atomi di ciascun elemento in una molecola, per esempio H_2O_2.

Indice
Numero scritto in basso a destra di un simbolo in una formula; indica quanti atomi di quell'elemento ci sono nella particella e non si modifica nel bilanciamento.

Legge dei volumi di combinazione
I volumi dei gas che reagiscono e dei prodotti gassosi, misurati alla stessa temperatura e pressione, stanno in rapporti di numeri interi piccoli (Gay-Lussac, 1808).

Legge delle proporzioni definite
In un composto il rapporto fra le masse degli elementi che lo formano è definito e costante (Proust, 1799).

Legge delle proporzioni multiple
Se due elementi formano più composti, le masse di uno che si combinano con una massa fissa dell'altro stanno in rapporti di numeri interi piccoli (Dalton, 1803–1804).

Legge di conservazione della massa
In una trasformazione chimica che avviene in un sistema chiuso, la massa totale dei reagenti è uguale alla massa totale dei prodotti (Lavoisier, 1789).

Leggi ponderali
Leggi sperimentali che riguardano le masse delle sostanze coinvolte nelle trasformazioni chimiche: conservazione della massa, proporzioni definite, proporzioni multiple.

Massa atomica relativa
Massa di un atomo espressa in rapporto a quella di un atomo di riferimento; Dalton usava l'idrogeno.

Modello molecolare
Rappresentazione tridimensionale di una molecola, a sfere e bastoncini o a calotte, che ne mostra gli atomi e la forma.

Molecola
Gruppo di due o più atomi legati, uguali o diversi; è la più piccola particella di una sostanza che ne conserva composizione e proprietà chimiche.

Molecola biatomica
Molecola formata da due atomi; idrogeno, ossigeno, azoto e cloro sono formati da molecole biatomiche (H_2, O_2, N_2, Cl_2).

Principio di Avogadro
Volumi uguali di gas diversi, alla stessa temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole (1811).

Rapporto di combinazione
Rapporto fra le masse di due elementi che si combinano per formare un determinato composto; per l'acqua H : O = 1 : 7,94.

Reagente in eccesso
Reagente che, alla fine della reazione, rimane in parte inutilizzato perché presente in quantità superiore a quella richiesta dal rapporto di combinazione.

Teoria atomica di Dalton
Teoria del 1808 secondo cui la materia è formata da atomi indivisibili, uguali per uno stesso elemento, che si uniscono in rapporti fissi e si riorganizzano nelle reazioni.

Soluzioni

1. C. È la legge di Lavoisier: vale per un sistema chiuso e riguarda la massa, non il volume.

2. B. Diossido di carbonio e vapore acqueo escono dal camino; la loro massa più quella della cenere supera quella del legno, perché comprende anche l'ossigeno consumato.

3. A. Il ferro si combina con ossigeno e acqua dell'aria: il sistema è aperto e acquista materia; la legge di Lavoisier vale comunque.

4. D. Legge di Proust: il rapporto fra le masse degli elementi in un composto è costante.

5. B. 1 : 7,94 (cioè circa 11,2 % di idrogeno e 88,8 % di ossigeno in massa).

6. A. Con la stessa massa di azoto, le masse di ossigeno stanno nel rapporto 1,142 : 0,571 = 2 : 1, rapporto di numeri interi piccoli.

7. C. Per Dalton gli atomi erano indivisibili; le particelle subatomiche furono scoperte alla fine dell'Ottocento.

8. D. Lo stesso numero di molecole (non di atomi: una molecola di O_2 ha 2 atomi, una di O_3 ne ha 3); masse e densità sono in generale diverse.

9. A. 3 × 2 = 6 atomi di idrogeno (coefficiente × indice).

10. D. $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\ HCl$: rapporto fra i volumi 1 : 1 : 2, quindi 2 L.

11. F. In un recipiente sigillato la massa totale resta costante: i gas prodotti restano dentro.

12. F. Il rapporto è costante e non dipende dal metodo di preparazione né dall'origine del campione.

13. V. Dalton, seguendo la regola della massima semplicità, scriveva HO.

14. F. Si formano 2 volumi di vapore ($2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$): i volumi dei gas non si sommano.

15. F. Si modificano solo i coefficienti; cambiare un indice significa cambiare sostanza.

16. V. Sono due sostanze elementari diverse (allotropi) formate entrambe da atomi di ossigeno.

17. $m(CO_2) = 25{,}0\ g - 14{,}0\ g = 11{,}0\ g$.

18. $m(O) = 3{,}98\ g - 2{,}40\ g = 1{,}58\ g$; rapporto Mg : O = 2,40 : 1,58 = 1,52 : 1.

19. $m(O) = 5{,}00\ g \times 7{,}94 = 39{,}7\ g$; $m(acqua) = 5{,}00\ g + 39{,}7\ g = 44{,}7\ g$.

20. Zolfo necessario per 7,00 g di ferro: 7,00 g / 1,74 = 4,02 g. Lo zolfo è in eccesso di 5,00 g − 4,02 g = 0,98 g. Solfuro di ferro: 7,00 g + 4,02 g = 11,02 g (controllo: 11,02 g + 0,98 g = 12,00 g).

21. $m(S) = 7{,}96\ g - 6{,}36\ g = 1{,}60\ g$; Cu : S = 6,36 : 1,60 = 3,98 : 1. Per 10,0 g di rame: 10,0 g / 3,975 = 2,52 g di zolfo.

22. Primo ossido: 50,0 g di S e 50,0 g di O, quindi 1,00 g di O per 1,00 g di S. Secondo ossido: 40,0 g di S e 60,0 g di O, quindi 60,0 / 40,0 = 1,50 g di O per 1,00 g di S. Rapporto 1,00 : 1,50 = 2 : 3, numeri interi piccoli (oggi: SO_2 e SO_3).

23. Il rapporto fra i volumi è 1 : 3 : 2: reagiscono 3 × 3,0 L = 9,0 L di idrogeno e si formano 2 × 3,0 L = 6,0 L di ammoniaca.

24. 36,0 g di acqua contengono 1 + 7,94 = 8,94 parti: $m(H) = 36{,}0\ g / 8{,}94 = 4{,}03\ g$; $m(O) = 36{,}0\ g - 4{,}03\ g = 32{,}0\ g$. L'idrogeno occupa il volume maggiore: il doppio di quello dell'ossigeno ($2\ H_2O \rightarrow 2\ H_2 + O_2$), pur avendo una massa circa 8 volte minore.

25. a) $4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$; b) $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$; c) $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$; d) $2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$; e) è già bilanciata: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$.

26. Ferro: 5,0 g × 0,574 ≈ 2,9 g di zolfo; rame: 5,0 g × 0,252 ≈ 1,3 g di zolfo. Le rette passano per l'origine perché la massa di zolfo è direttamente proporzio-

nale a quella del metallo: con 0 g di metallo non reagisce zolfo.

27. Ossigeno: 0,33 g; 0,66 g; 0,70 g; 1,32 g. Rapporti Mg : O: 1,52; 1,52; 2,14; 1,52. La terza prova è sospetta: con 1,50 g di magnesio ci si aspetterebbero 2,49 g di ossido. Probabilmente la combustione è stata incompleta (parte del magnesio non ha reagito) oppure si è perso del prodotto.

28. 1,713 : 2,284 = 0,750 = 3 : 4. Fissando due atomi di azoto, il triossido di diazoto è N_2O_3 e il diossido di azoto corrisponde a N_2O_4: gli atomi di ossigeno sono 3 e 4.

29. Prima: 8 molecole H_2 = 16 atomi di H e 4 molecole O_2 = 8 atomi di O; dopo: 8 molecole H_2O = 16 atomi di H e 8 di O. Con atomi isolati e la formula HO, ogni atomo di H si unirebbe a un atomo di O: da 4 + 4 particelle se ne otterrebbero 4, cioè 1 volume + 1 volume → 1 volume, mentre si osserva 2 : 1 : 2.

30. Traccia: bottiglia di plastica con un po' d'acqua e compressa separata (per esempio dentro il tappo o in un palloncino); si pesa tutto chiuso, si fa cadere la compressa senza aprire, si ripesa; poi si apre, si lascia uscire il gas e si ripesa. Variabili da controllare: stessa bilancia (sensibilità almeno 0,01 g), recipiente asciutto all'esterno, nessuna perdita di gas o di liquido, nessun oggetto aggiunto o tolto. Possibili errori: tappo che perde, schizzi, spinta dell'aria su un palloncino molto gonfio, sensibilità della bilancia insufficiente.

31. Traccia: in entrambi i casi il sistema è aperto. La cera della candela reagisce con l'ossigeno e forma diossido di carbonio e vapore acqueo che si disperdono: la massa misurata diminuisce. Il ferro della lana d'acciaio si combina con l'ossigeno formando un ossido solido che resta sulla bilancia: la massa misurata aumenta. Se si pesassero anche i gas consumati e prodotti, o si lavorasse in un recipiente chiuso, la massa totale risulterebbe costante in entrambi i casi: la legge vale sempre.

32. Traccia: per Dalton gli atomi sono indivisibili, quindi una particella di composto contiene un numero intero di atomi di ciascun elemento; non può esistere mezzo atomo. Un rapporto 1,5 : 1 può comparire solo come 3 : 2, cioè in una particella con 2 atomi di carbonio e 3 di ossigeno. Per questo, fissata la massa di un elemento, le masse dell'altro nei diversi composti stanno in rapporti di numeri interi piccoli.

33. Traccia: molti chimici, a cominciare da Dalton, ritenevano impossibile che due atomi uguali si legassero e quindi rifiutavano le molecole biatomiche; mancavano inoltre metodi indipendenti per verificarle. Senza il principio di Avogadro non c'era un modo univoco per stabilire quanti atomi contiene una molecola: si usavano formule diverse (HO o H_2O per l'acqua) e masse atomiche incoerenti (per l'ossigeno 8 oppure 16 rispetto all'idrogeno). Cannizzaro, con il *Sunto* (1858) e il congresso di Karlsruhe (1860), mostrò come ricavare da Avogadro un sistema coerente di masse atomiche e formule.