CAPITOLO

7

Le masse degli atomi e la tavola periodica

Nel 1869 Mendeleev lasciò vuote alcune caselle della sua tabella e scommise che qualcuno le avrebbe riempite. In diciassette anni vinse la scommessa tre volte.

OBIETTIVI

1. Spiegare come i chimici confrontano le masse degli atomi e usare l'unità di massa atomica.
2. Calcolare la massa molecolare (o massa formula) di un composto dalla sua formula.
3. Ricostruire il ragionamento di Mendeleev e spiegare perché le sue previsioni resero convincente la tavola periodica.
4. Leggere la tavola periodica: gruppi, periodi, famiglie, metalli e non metalli.
5. Riconoscere, negli approfondimenti, che cosa c'è dentro l'atomo e a che cosa serve la mole.

INDICE DEL CAPITOLO

7.1 Le masse degli atomi 2
7.2 Mendeleev e il sistema periodico 3
7.3 Gruppi, periodi e famiglie 5
7.4 Approfondimenti: verso il secondo biennio 7

Scienze naturali 1 · Parte I · La materia e le sue trasformazioni · versione 1.0
Capitolo 7: Le masse degli atomi e la tavola periodica · pagine 165–178 del volume completo · estratto per lo studio

Nel capitolo precedente hai seguito il ragionamento di Dalton: se le sostanze reagiscono sempre secondo rapporti in massa precisi, allora la materia deve essere fatta di atomi, particelle indivisibili con una massa caratteristica per ogni elemento. Per tutto l'Ottocento questa idea funzionò benissimo, ma lasciava aperte domande enormi. Di che cosa è fatto un atomo? Perché gli atomi di sodio e di potassio si comportano in modo così simile, e quelli di sodio e di cloro in modo così diverso? E, soprattutto, come si fa a pesare qualcosa che nessuno può vedere?

In questo capitolo vedrai come i chimici sono riusciti a confrontare le masse degli atomi e come, grazie a quelle masse, Mendeleev ha messo ordine fra gli elementi con la *tavola periodica*, una delle idee più potenti della scienza. Alla fine del capitolo due approfondimenti guardano oltre il primo biennio: che cosa c'è dentro l'atomo, e che cos'è la *mole*, l'unità che permette di «contare pesando».

7.1 Le masse degli atomi

7.1.1 Masse relative e unità di massa atomica

Un atomo di carbonio-12 ha una massa di circa 2×10^{-26} kg: un numero scomodo, che nessuna bilancia può misurare direttamente. Già Dalton aveva capito che conviene confrontare le masse degli atomi fra loro, scegliendo un atomo di riferimento. Lui usava l'idrogeno, il più leggero, e poneva la sua massa uguale a 1. Oggi il riferimento internazionale è il tipo di atomo di carbonio più comune, il carbonio-12. Si definisce **unità di massa atomica** (simbolo u) la dodicesima parte della massa di un atomo di carbonio-12:

$$1\ \text{u} = \frac{1}{12} \times \text{massa di un atomo di } {}^{12}\text{C} = 1{,}660\,539 \times 10^{-27}\ \text{kg}$$

Per definizione, quindi, un atomo di carbonio-12 ha massa esattamente 12 u. La **massa atomica relativa** di un elemento è il numero che dice quante volte la massa dei suoi atomi è maggiore di 1 u: per l'idrogeno vale 1,008, per l'ossigeno 15,999, per il ferro 55,845. Essendo un rapporto fra masse, è un numero puro; quando si scrive l'unità u, si sta indicando la massa espressa in unità di massa atomica. I valori di tutti gli elementi sono riportati nella tavola periodica.

7.1.2 Massa molecolare e massa formula

Nota la massa degli atomi, quella di una molecola si ottiene sommando. La **massa molecolare** (MM) di una sostanza è la somma delle masse atomiche di tutti gli atomi presenti nella sua formula, ciascuna moltiplicata per il proprio indice. Per l'acqua, H_2O:

$$MM(H_2O) = 2 \times 1{,}008 + 15{,}999 = 18{,}015 \approx 18{,}02$$

Per l'anidride carbonica, CO_2: $12{,}011 + 2 \times 15{,}999 = 44{,}009 \approx 44{,}01$. Per il glucosio, $C_6H_{12}O_6$: $6 \times 12{,}011 + 12 \times 1{,}008 + 6 \times 15{,}999 = 180{,}16$.

Alcune sostanze, come il cloruro di sodio, non sono formate da molecole separate ma da un reticolo ordinato in cui sodio e cloro sono presenti nel rapporto 1 : 1 (sotto forma di *ioni*: vedi gli approfondimenti alla fine del capitolo). Per queste sostanze si parla di **massa formula**, calcolata allo stesso modo sulla formula che esprime il rapporto fra gli atomi: per NaCl, 22,990 + 35,45 = 58,44. Come la massa atomica relativa, anche massa molecolare e massa formula possono essere scritte come numeri puri oppure in u.

7.2 Mendeleev e il sistema periodico

7.2.1 Mendeleev e il coraggio delle caselle vuote

A metà dell'Ottocento si conoscevano circa sessanta elementi, e il loro numero cresceva di anno in anno. I chimici avevano notato che alcuni elementi si somigliano: litio, sodio e potassio sono metalli teneri che reagiscono violentemente con l'acqua; cloro, bromo e iodio formano con il sodio sali bianchi simili al sale da cucina. Diversi studiosi tentarono di ordinarli. Il tentativo decisivo fu quello del chimico russo Dmitrij Ivanovič Mendeleev, che nel 1869 presentò una tabella in cui gli elementi erano disposti in ordine di massa atomica crescente e andavano «a capo» in modo che gli elementi con proprietà simili si trovassero uno sotto l'altro. Negli stessi anni il tedesco Lothar Meyer arrivò in modo indipendente a una classificazione molto simile.

La forza della tabella di Mendeleev non stava tanto nell'ordine, quanto nel coraggio con cui il chimico la usò. Dove le proprietà non tornavano, Mendeleev lasciò caselle vuote, sostenendo che corrispondessero a elementi non ancora scoperti, e ne previde le proprietà interpolando quelle dei vicini. Chiamò questi elementi ipotetici con il prefisso sanscrito *eka-* («uno»): l'eka-alluminio, l'eka-boro, l'eka-silicio. In pochi anni furono scoperti il gallio (1875), lo scandio (1879) e il germanio (1886), con proprietà sorprendentemente vicine a quelle previste (Tabella 7.1). Una teoria che fa previsioni precise e verificabili, e che le vede confermate, guadagna una fiducia che nessun semplice elenco di fatti può dare.

Tabella 7.1 Le proprietà dell'eka-silicio previste da Mendeleev nel 1871 e quelle del germanio, scoperto da Clemens Winkler nel 1886 (valori moderni).

Proprietà	Eka-silicio (previsto)	Germanio (misurato)
massa atomica	≈ 72	72,63
densità del solido	≈ 5,5 g/cm^3	5,32 g/cm^3
formula dell'ossido	XO_2 (X = eka-silicio)	GeO_2
formula del cloruro	XCl_4, liquido che bolle sotto i 100 °C	$GeCl_4$, liquido che bolle a circa 87 °C
densità del cloruro	≈ 1,9 g/cm^3	1,88 g/cm^3

7.2.2 L'ordinamento moderno: il numero atomico

L'ordine per massa atomica aveva qualche eccezione che Mendeleev aveva risolto a intuito. Il tellurio, per esempio, ha massa atomica 127,6, maggiore di quella dello iodio (126,9); ma per le sue proprietà lo iodio va chiaramente con cloro e bromo, e il tellurio con zolfo e selenio. Mendeleev mise il tellurio prima dello iodio, «contro» l'ordine delle masse. La spiegazione arrivò nel 1913, quando il fisico inglese Henry Moseley, studiando i raggi X emessi dagli elementi, mostrò che ogni elemento ha un numero intero caratteristico, il numero atomico, che cresce di uno passando da un elemento al successivo. Oggi sappiamo che questo numero conta le particelle con carica positiva, i *protoni*, contenute nel nucleo di ogni atomo: lo vedrai nell'approfondimento alla fine del capitolo. Il tellurio ha $Z = 52$ e lo iodio $Z = 53$: l'intuizione di Mendeleev era giusta.

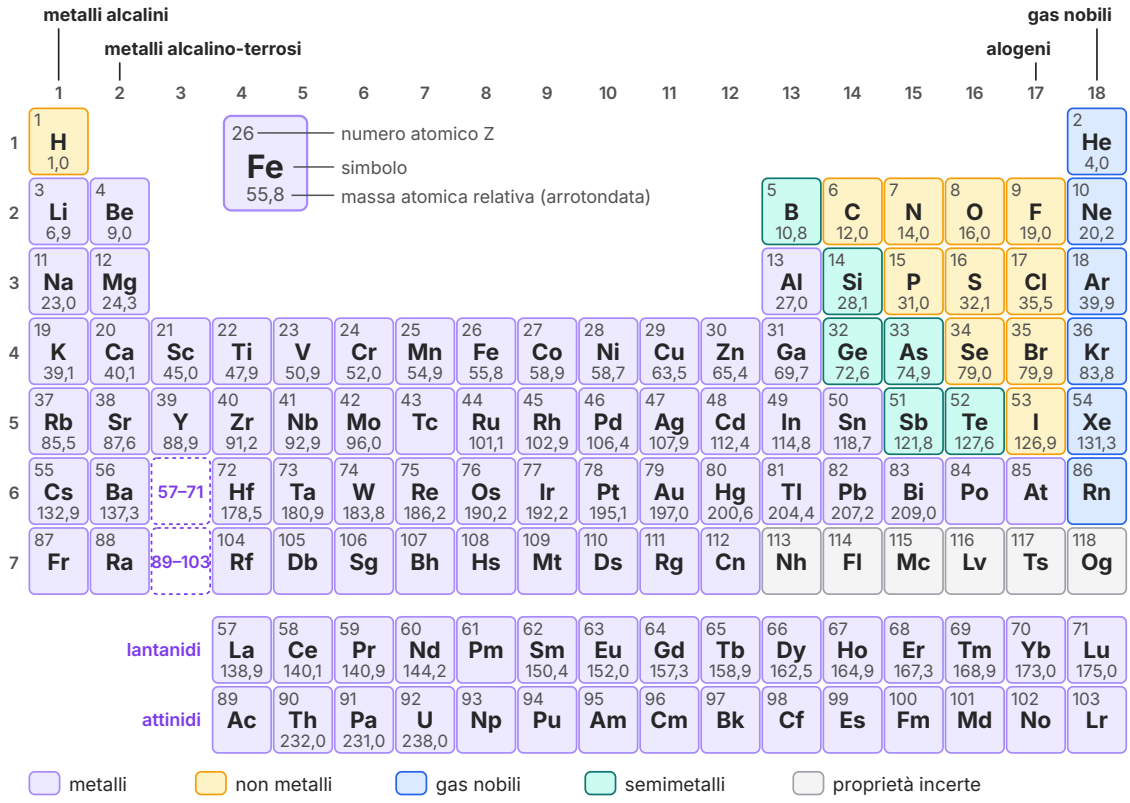

Figura 7.1 La tavola periodica degli elementi: 118 elementi ordinati per numero atomico in 18 gruppi (numeri in alto) e 7 periodi (numeri a sinistra); lantanidi e attinidi sono riportati nelle due righe in basso. Le masse atomiche relative sono arrotondate al decimo; per gli elementi che non hanno isotopi stabili né una composizione isotopica naturale tipica la massa non è indicata. Colori come nella Figura 5.4. L'idrogeno sta in cima al gruppo 1, ma non è un metallo alcalino.

La **tavola periodica** moderna dispone dunque gli elementi in ordine di **numero atomico crescente**, in righe e colonne tali che gli elementi con proprietà chimiche simili si trovino nella stessa colonna (Figura 7.1). Oggi comprende 118 elementi, da $Z = 1$ (idrogeno) a $Z = 118$ (oganesson); gli elementi successivi all'uranio ($Z = 92$) sono stati scoperti producendoli artificialmente nei laboratori.

7.3 Gruppi, periodi e famiglie

Le colonne della tavola si chiamano **gruppi** e sono numerate da 1 a 18. Gli elementi di uno stesso gruppo hanno proprietà chimiche simili: formano composti con formule analoghe e reagiscono in modo simile. Le righe si chiamano **periodi** e sono sette; il numero degli elementi per

periodo cresce scendendo: 2 nel primo, 8 nel secondo e nel terzo, 18 nel quarto e nel quinto, 32 nel sesto e nel settimo. Per non rendere la tavola troppo larga, i quindici elementi dal lantanio ($Z = 57$) al lutezio ($Z = 71$) e i quindici dall'attinio ($Z = 89$) al laurenzio ($Z = 103$) sono scritti in due righe separate in basso: sono i *lantanidi* e gli *attinidi*, che appartengono rispettivamente al sesto e al settimo periodo.

Nel Capitolo 5 hai visto come i metalli occupino la parte sinistra e centrale della tavola, i non metalli l'angolo in alto a destra, e i semimetalli (boro, silicio, germanio, arsenico, antimonio, tellurio) una stretta fascia diagonale fra i due. Gli elementi dei gruppi 3–12 sono detti *metalli di transizione*: ne fanno parte molti metalli di uso comune, come ferro, rame, zinco, argento, oro, platino. L'idrogeno è un caso a parte: per comodità sta in cima al gruppo 1, ma è un non metallo gassoso con proprietà molto diverse da quelle dei metalli alcalini.

7.3.1 Le famiglie di elementi

Alcuni gruppi hanno un nome tradizionale, perché i loro elementi formano vere e proprie «famiglie» dalle proprietà molto simili.

I **metalli alcalini** (gruppo 1, escluso l'idrogeno: litio, sodio, potassio, rubidio, cesio, francio) sono metalli teneri, che si tagliano con un coltello, poco densi e molto reattivi. All'aria si ricoprono rapidamente di uno strato opaco e vanno conservati sotto petrolio; con l'acqua reagiscono vivacemente, liberando idrogeno e formando soluzioni basiche (il nome deriva dall'arabo *al-qalī*, le ceneri delle piante da cui si ricavava la potassa). La reazione è sempre più violenta scendendo nel gruppo: il litio galleggia sfrigolando, il potassio si incendia, il cesio esplode. Formano tutti composti con formule analoghe: LiCl, NaCl, KCl; Li_2O, Na_2O, K_2O. Anche altre proprietà cambiano con regolarità lungo il gruppo, come mostra la Tabella 7.2.

I **metalli alcalino-terrosi** (gruppo 2: berillio, magnesio, calcio, stronzio, bario, radio) sono anch'essi reattivi, ma meno degli alcalini; sono più duri e più densi. Formano composti con formule analoghe fra loro, diverse da quelle degli alcalini: MgO, CaO; $MgCl_2$, $CaCl_2$. Il calcio e il magnesio sono abbondanti nella crosta terrestre (il calcare è carbonato di calcio) e sono indispensabili agli organismi: il calcio è il principale elemento minerale delle ossa.

Gli **alogeni** (gruppo 17: fluoro, cloro, bromo, iodio, astato) sono non metalli molto reattivi; il nome significa «generatori di sali», perché con i metalli formano sali come il cloruro di sodio. A temperatura ambiente sono formati da molecole biatomiche (F_2, Cl_2, Br_2, I_2) e mostrano bene la regolarità lungo un gruppo: il fluoro e il cloro sono gas (giallo pallido e giallo-verde), il bromo è un liquido rosso-bruno, lo iodio un solido grigio-violaceo che sublima facilmente. Scendendo nel gruppo la reattività diminuisce.

I **gas nobili** (gruppo 18: elio, neon, argon, kripton, xeno, radon), già incontrati nel Capitolo 5, sono gas formati da atomi isolati e quasi del tutto inerti: l'elio, il neon e l'argon non formano alcun composto stabile.

Questa ripetizione regolare delle proprietà al crescere del numero atomico si chiama *periodicità*, e dà il nome alla tavola. Il motivo profondo per cui gli elementi di uno stesso gruppo si so-

migliano sta nel modo in cui sono disposti i loro elettroni più esterni: lo scoprirai il prossimo anno, e allora la tavola periodica ti apparirà come una vera e propria mappa della struttura degli atomi.

Tabella 7.2 Alcune proprietà dei metalli alcalini. Scendendo nel gruppo la temperatura di fusione diminuisce e la reattività con l'acqua aumenta.

Elemento	Z	Massa atomica	Fusione (°C)	Densità (g/cm^3)	Reazione con l'acqua
litio, Li	3	6,94	180,5	0,53	vivace
sodio, Na	11	22,99	97,8	0,97	molto vivace, il metallo fonde
potassio, K	19	39,10	63,5	0,86	violenta, l'idrogeno si incendia
rubidio, Rb	37	85,47	39,3	1,53	esplosiva
cesio, Cs	55	132,91	28,4	1,93	esplosiva

IN SINTESI

1 u = 1/12 della massa di un atomo di $^{12}C = 1{,}660\,539 \times 10^{-27}$ kg.

Massa molecolare = somma delle masse atomiche degli atomi della formula, ciascuna moltiplicata per il proprio indice: $MM(H_2O) = 2 \times 1{,}008 + 15{,}999 = 18{,}02$.

Tavola periodica moderna: elementi in ordine di numero atomico crescente; gruppi = colonne (1–18), periodi = righe (1–7).

7.4 Approfondimenti: verso il secondo biennio

Le pagine che seguono vanno oltre il programma del primo biennio: anticipano la struttura dell'atomo e la mole, che studierai nel secondo biennio. Leggile per curiosità, o se il tuo insegnante decide di affrontarle già quest'anno.

APPROFONDIMENTO · OLTRE DALTON: ELETTRONI, PROTONI, NEUTRONI

L'atomo è divisibile. Alla fine dell'Ottocento si scoprì che l'atomo di Dalton non è indivisibile. Nel 1897 Joseph John Thomson dimostrò che i *raggi catodici*, prodotti in un tubo di vetro quasi vuoto quando fra due elettrodi si applica una tensione elevata, sono fatti di particelle con carica negativa, sempre uguali qualunque sia il metallo degli elettrodi, e più di mille volte più leggere dell'atomo di idrogeno: gli **elettroni**. Più tardi si riconobbero nel nucleo degli atomi i **protoni** (Rutherford, fra il 1917 e il 1920), con carica positiva uguale e opposta a quella dell'elettrone e massa circa 1836 volte maggiore, e i **neutroni** (Chadwick, 1932), privi di carica e con massa quasi uguale a quella del protone.

Il nucleo. Thomson immaginava l'atomo come una sfera di carica positiva con gli elettroni immersi «come l'uvetta in un panettone» (Figura 7.2, a sinistra). Fra il 1909 e il 1911, a Manchester, Hans Geiger ed Ernest Marsden, guidati da Ernest Rutherford, lanciarono **particelle alfa** (α), positive e pesanti, emesse da sostanze radioattive, contro una lamina d'oro sottilissima. Quasi tutte la attraversavano diritte, ma pochissime, circa una su molte migliaia, rimbalzavano all'indietro: «come sparare un proiettile d'artiglieria contro un foglio di carta velina e vederlo tornare indietro», ricordò Rutherford. Ne dedusse che la carica positiva e quasi tutta la massa dell'atomo sono concentrate in un **nucleo** minuscolo, circa centomila volte più piccolo dell'atomo, intorno al quale si muovono gli elettroni (Figura 7.2, a destra).

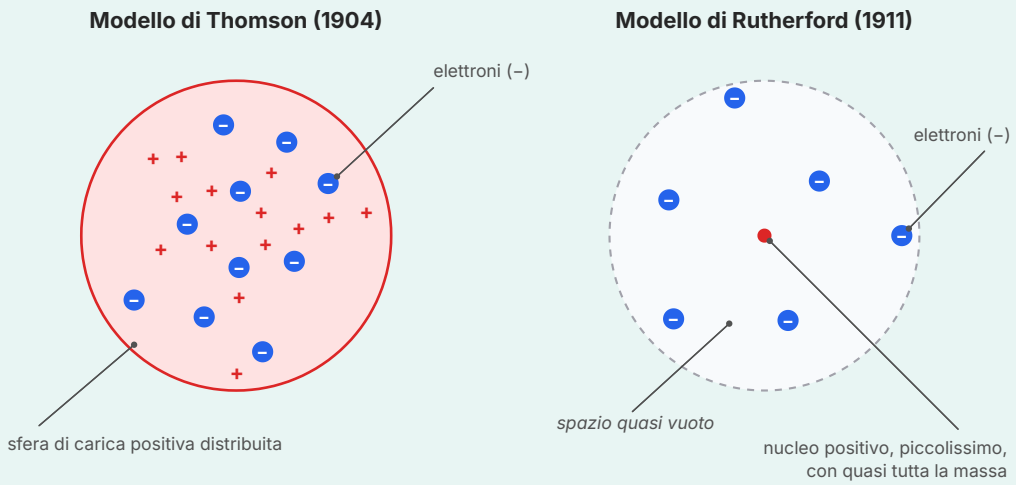

Figura 7.2 Due modelli atomici a confronto (schemi non in scala). Nel modello di Thomson la carica positiva riempie tutto l'atomo e gli elettroni vi sono immersi. Nel modello di Rutherford la carica positiva e quasi tutta la massa sono concentrate nel nucleo; in scala, con un atomo grande come quello disegnato, il nucleo misurerebbe meno di un millesimo di millimetro e sarebbe invisibile.

APPROFONDIMENTO · OLTRE DALTON: NUMERO ATOMICO, ISOTOPI, IONI

Il **numero atomico** Z è il numero di protoni del nucleo e identifica l'elemento: tutti gli atomi con 6 protoni sono di carbonio, tutti quelli con 8 sono di ossigeno. È il numero che ordina la tavola periodica moderna. Il **numero di massa** A è il numero di protoni più neutroni, e si scrive in alto a sinistra del simbolo, con Z in basso: ${}^{12}_{6}\mathrm{C}$ è un atomo di carbonio con 6 protoni e $12 - 6 = 6$ neutroni. In un atomo neutro gli elettroni sono tanti quanti i protoni.

Atomi dello stesso elemento possono avere un numero diverso di neutroni: si chiamano **isotopi**. Il carbonio naturale, per esempio, è formato per circa il 98,9 % da ${}^{12}\mathrm{C}$ e per circa l'1,1 % da ${}^{13}\mathrm{C}$, più tracce di ${}^{14}\mathrm{C}$, radioattivo, che serve a datare i reperti archeologici. Gli isotopi di un elemento hanno lo stesso comportamento chimico: per questo le leggi ponderali e la teoria di Dalton restano valide.

Un atomo che perde o acquista elettroni diventa uno **ione**: positivo (**catione**, come Na^{+}, che ha 11 protoni e 10 elettroni) se ne ha persi, negativo (**anione**, come Cl^{-}, con 17 protoni e 18 elettroni) se ne ha acquistati. Il sale da cucina è formato proprio da ioni Na^{+} e Cl^{-}.

APPROFONDIMENTO · OLTRE DALTON: PERCHÉ IL CLORO HA MASSA ATOMICA 35,45

Nella tavola periodica il cloro ha massa atomica 35,45, ma nessun atomo di cloro ha questa massa. Il cloro naturale è un miscuglio di due isotopi, il cloro-35 (massa 34,969 u, il 75,76 % degli atomi) e il cloro-37 (massa 36,966 u, il 24,24 %), in proporzioni praticamente uguali in ogni campione (Figura 7.3). La **massa atomica** riportata nella tavola è la media delle masse degli isotopi, ponderata sulle loro abbondanze: 34,969 u × 0,7576 + 36,966 u × 0,2424 = 35,45 u. Il risultato è più vicino a 35 che a 37 perché il cloro-35 è circa tre volte più abbondante.

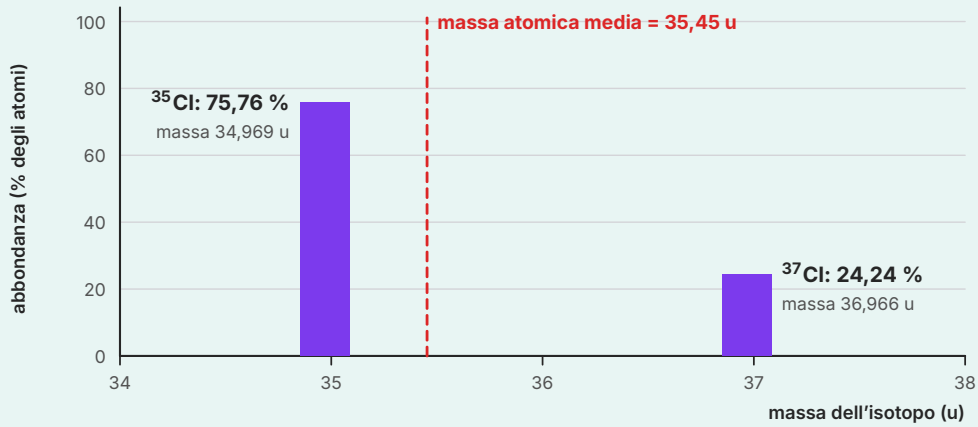

Figura 7.3 Abbondanza naturale e massa dei due isotopi stabili del cloro (dati IUPAC, abbondanze medie terrestri). La massa atomica media, 35,45 u, è più vicina alla massa del cloro-35, l'isotopo più abbondante; nessun singolo atomo di cloro ha questa massa.

APPROFONDIMENTO · VERSO IL SECONDO ANNO: LA MOLE

Contare pesando. In banca le monete si contano pesandole: se una moneta da 1 euro ha massa 7,50 g, un sacchetto di 750 g ne contiene 100. I chimici hanno lo stesso problema, in misura enormemente più grande: le reazioni avvengono fra atomi e molecole in rapporti numerici precisi, ma in laboratorio si misurano masse. La **mole** (simbolo mol), l'unità SI della quantità di sostanza (Capitolo 1), è la quantità che contiene esattamente 6,022 140 76 × 10^{23} entità (atomi, molecole, ioni...). Questo numero si chiama **costante di Avogadro**, N_A, in onore di Amedeo Avogadro (Capitolo 6).

Il numero non è casuale: è scelto in modo che la massa di una mole di una sostanza, la sua **massa molare** M in g/mol, abbia lo stesso valore numerico della massa atomica o molecolare. Una molecola d'acqua ha massa 18,02 u, una mole di acqua ha massa 18,02 g: poco più di un cucchiaio. Attenzione a non confondere le due grandezze: la massa molecolare riguarda una molecola, la massa molare una mole di molecole.

APPROFONDIMENTO · VERSO IL SECONDO ANNO: DALLA MASSA ALLE PARTICELLE

Massa, quantità di sostanza e numero di particelle sono legati da due relazioni: $n = m / M$ e $N = n \cdot N_A$ (Figura 7.4). Un sorso di 9,0 g di acqua, per esempio, contiene 9,0 g / 18,02 g/mol = 0,50 mol di acqua, cioè 0,50 mol × 6,022 × 10^{23} mol^{-1} = 3,0 × 10^{23} molecole. Con la mole, nel secondo biennio, calcolerai le masse che reagiscono in una reazione bilanciata e le concentrazioni delle soluzioni in moli per litro.

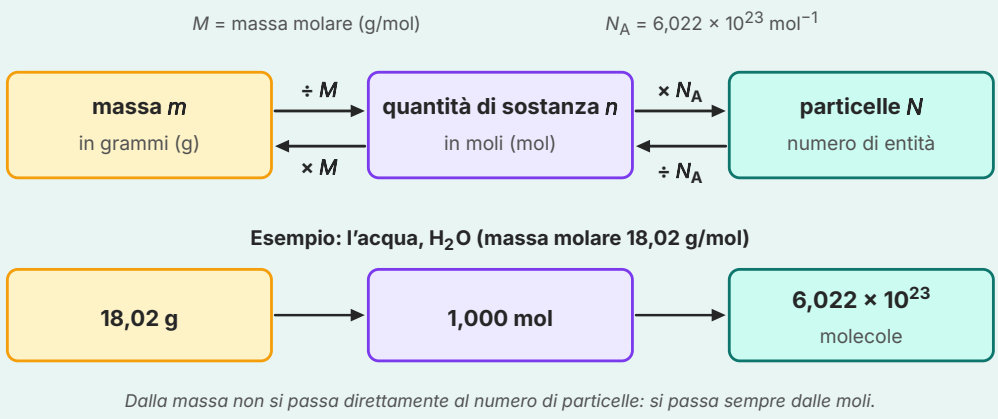

Figura 7.4 Il «ponte» fra massa, quantità di sostanza e numero di particelle. Per passare dai grammi alle particelle (o viceversa) si passa sempre per le moli, usando la massa molare M e la costante di Avogadro N_A.

SINTESI

- Dalton confrontava le masse degli atomi con quella dell'idrogeno; oggi il riferimento è l'unità di massa atomica u, pari a 1/12 della massa di un atomo di carbonio-12.
- La massa atomica relativa di un elemento dice quante volte i suoi atomi sono più pesanti di 1 u; è un numero puro (idrogeno 1,008, ossigeno 15,999).
- La massa molecolare (o massa formula) è la somma delle masse atomiche degli atomi della formula, ciascuna moltiplicata per il proprio indice.
- Mendeleev (1869) ordinò gli elementi per massa atomica e proprietà, lasciando caselle vuote e prevedendo elementi poi scoperti, come il germanio.
- Le previsioni confermate di Mendeleev mostrano il valore di una teoria che fa previsioni controllabili: è il metodo scientifico al lavoro.
- Oggi la tavola è ordinata per numero atomico crescente: così si spiegano le poche inversioni rispetto all'ordine delle masse, come tellurio e iodio.
- Gruppi (colonne, 1–18) riuniscono elementi con proprietà simili: metalli alcalini, alcalino-terrosi, alogeni, gas nobili. I periodi sono le sette righe.
- I metalli occupano la parte sinistra e centrale della tavola, i non metalli l'angolo in alto a destra, i semimetalli una fascia diagonale fra i due.
- La ripetizione regolare delle proprietà al crescere del numero atomico si chiama periodicità.
- Approfondimenti: l'atomo contiene elettroni, protoni e neutroni; Z conta i protoni; gli isotopi hanno lo stesso Z e un diverso numero di neutroni; la mole contiene $6{,}022 \times 10^{23}$ entità.

ESERCIZI

Comprendere e ricordare

1. ● Il numero atomico Z di un elemento indica:
   - **A.** il numero di neutroni del nucleo
   - **B.** la somma di protoni e neutroni
   - **C.** il numero di protoni del nucleo
   - **D.** la massa dell'atomo in u

2. ● L'unità di massa atomica u è definita come:
   - **A.** 1/12 della massa di un atomo di carbonio-12
   - **B.** la massa di un atomo di idrogeno
   - **C.** la massa di un protone
   - **D.** 1/16 della massa di un atomo di ossigeno

3. ● Nella tavola periodica moderna gli elementi sono ordinati per:
   A. massa atomica crescente
   B. densità crescente
   C. data di scoperta
   D. numero atomico crescente

4. ● Fluoro, cloro, bromo e iodio appartengono:
   A. ai metalli alcalini
   B. ai gas nobili
   C. agli alogeni
   D. ai semimetalli

5. ● Nel 1869 Mendeleev dispose gli elementi:
   A. in ordine di numero atomico crescente
   B. in ordine di massa atomica crescente, mettendo uno sotto l'altro gli elementi con proprietà simili
   C. in ordine alfabetico
   D. in ordine di data di scoperta

Vero o falso

6. ● Elementi dello stesso gruppo della tavola periodica hanno proprietà chimiche simili.

7. ● La massa atomica relativa è un numero puro, perché è il rapporto fra due masse.

8. ● Mendeleev ordinò gli elementi per numero atomico crescente.

Applicare e calcolare

9. ● Calcola la massa molecolare di: (a) CO_2; (b) H_2SO_4; (c) $C_6H_{12}O_6$. Usa le masse atomiche della Tabella B.1.

10. ●● Calcola la massa formula del carbonato di calcio, $CaCO_3$ (il calcare), e del cloruro di magnesio, $MgCl_2$ (Ca = 40,078; C = 12,011; O = 15,999; Mg = 24,305; Cl = 35,45).

11. ●●● Nell'acqua l'ossigeno e l'idrogeno sono combinati nel rapporto in massa 7,94 : 1. (a) Dalton scriveva l'acqua HO: quale massa relativa avrebbe dovuto attribuire all'ossigeno, ponendo uguale a 1 quella dell'idrogeno? (b) E quale massa si ottiene con la formula corretta H_2O? Confronta con la tavola periodica.

Leggere dati e figure

12. ● Usando la Figura 7.1, indica per calcio, bromo e silicio: numero atomico, gruppo, periodo, e se sono metalli, non metalli o semimetalli. A quale famiglia appartengono i primi due?

13. ●● Osserva la Tabella 7.2. Descrivi come variano la temperatura di fusione e la reattività con l'acqua scendendo lungo il gruppo dei metalli alcalini. Quali metalli alcalini fonderebbero tenuti in mano a lungo, a circa 35 °C?

14. ●● Osserva la Tabella 7.1. Per ciascuna proprietà numerica (massa atomica, densità del solido, densità del cloruro) calcola di quanto, in percentuale, la previsione di Mendeleev si discosta dal valore misurato. Quale previsione è la meno precisa?

Indagare e argomentare

15. ●● Il tellurio ha massa atomica 127,6 e lo iodio 126,9, eppure Mendeleev mise il tellurio prima dello iodio. Su quali proprietà si basò, e quale scoperta successiva gli diede ragione?

16. ●● Mendeleev lasciò caselle vuote nella sua tavola e previde le proprietà di elementi sconosciuti. Perché questa scelta rese la sua classificazione una teoria scientifica e non un semplice elenco? Collega la risposta al metodo sperimentale studiato nel Capitolo 1.

Approfondimento: dentro l'atomo e la mole

17. ● Chi scoprì l'elettrone, studiando i raggi catodici?

A. Ernest Rutherford
B. Joseph John Thomson
C. James Chadwick
D. John Dalton

18. ● Nell'esperimento della lamina d'oro la maggior parte delle particelle α:

A. attraversava la lamina senza essere deviata
B. veniva assorbita dalla lamina
C. rimbalzava all'indietro
D. veniva deviata di circa 90°

19. ● Due isotopi dello stesso elemento differiscono per:

A. il numero di protoni
B. il numero di elettroni dell'atomo neutro
C. il comportamento chimico
D. il numero di neutroni

20. ●● Lo ione Mg^{2+} ($Z = 12$, $A = 24$) contiene:

A. 12 protoni, 12 neutroni, 14 elettroni
B. 12 protoni, 12 neutroni, 10 elettroni
C. 14 protoni, 12 neutroni, 12 elettroni
D. 10 protoni, 12 neutroni, 12 elettroni

21. ●● Una mole di molecole d'acqua, H_2O, contiene:

A. $6{,}022 \times 10^{23}$ atomi in tutto
B. $6{,}022 \times 10^{23}$ molecole e $1{,}807 \times 10^{24}$ atomi
C. 18,02 molecole
D. 2 mol di molecole di idrogeno H_2

22. ● Il neutrone ha carica elettrica negativa.

23. ● Quasi tutta la massa di un atomo è concentrata nel nucleo.

24. ●● $^{14}_{6}C$ e $^{14}_{7}N$ sono due isotopi, perché hanno lo stesso numero di massa.

25. ● Un anione si forma quando un atomo acquista uno o più elettroni.

26. ●● Secondo la definizione SI oggi in vigore, la mole è la quantità di sostanza contenuta in 12 g esatti di carbonio-12.

27. ● Indica il numero di protoni, neutroni ed elettroni di: (a) $^{27}_{13}Al$; (b) $^{56}_{26}Fe^{3+}$; (c) $^{32}_{16}S^{2-}$.

28. ●● Un chiodo di ferro ha massa 100 g. Quante moli e quanti atomi di ferro contiene (M(Fe) = 55,85 g/mol)?

29. ●● Un campione di ammoniaca, NH_3, contiene $1{,}20 \times 10^{24}$ molecole. Calcola le moli e la massa del campione.

30. ●● Osserva la Figura 7.3. Perché la linea della massa atomica media è più vicina alla barra del cloro-35? Quale sarebbe la massa atomica media se i due isotopi fossero ugualmente abbondanti?

31. ●● Spiega, con parole tue, perché il modello di Thomson non permette di spiegare le particelle α respinte all'indietro, mentre il modello di Rutherford sì.

32. ●●● Un compagno sostiene: «Se la massa atomica del carbonio è 12,011, in un campione di carbonio esistono atomi di massa 12,011 u». Spiega perché ha torto e perché, invece, il valore 12,011 è utilissimo nei calcoli di laboratorio.

33. ●● Un pasticciere vuole 1 mol di zucchero da tavola (saccarosio, $C_{12}H_{22}O_{11}$), 1 mol di sale (NaCl) e 1 mol di acqua. Ha senso chiedere al negoziante «una mole di ciascuno»? Spiega perché le tre quantità contengono lo stesso numero di particelle ma hanno masse diverse, e calcola le tre masse.

PER APPROFONDIRE

- [ATK] P. W. Atkins, L. Jones, *Principi di chimica*: i capitoli sulla struttura nucleare dell'atomo, sugli isotopi e sulla mole, con molti esempi di calcolo.
- [PAU] L. Pauling, *General Chemistry*: un classico che racconta la scoperta di elettrone, protone e nucleo con gli occhi di chi ha costruito la chimica del Novecento.
- [LEV] P. Levi, *Il sistema periodico*: ventuno racconti, ciascuno legato a un elemento della tavola.
- [SAC] O. Sacks, *Zio Tungsteno*: i capitoli dedicati a Mendeleev e alla tavola periodica, vista con gli occhi di un ragazzo appassionato di chimica.

Glossario del capitolo

Alogeni
Elementi del gruppo 17 (fluoro, cloro, bromo, iodio, astato): non metalli molto reattivi che con i metalli formano sali.

Anione
Ione negativo, formato da un atomo che ha acquistato uno o più elettroni (per esempio Cl^-, O^{2-}).

Catione
Ione positivo, formato da un atomo che ha perso uno o più elettroni (per esempio Na^+, Ca^{2+}).

Costante di Avogadro
Numero di entità contenute in una mole, simbolo N_A: $6{,}022\,140\,76 \times 10^{23}\ mol^{-1}$ (valore esatto).

Elettrone
Particella subatomica con carica elettrica negativa (−1) e massa piccolissima, circa 1/1836 di quella del protone; scoperta da J. J. Thomson nel 1897.

Gruppo
Colonna della tavola periodica (numerate da 1 a 18); riunisce elementi con proprietà chimiche simili.

Ione
Atomo (o gruppo di atomi) con carica elettrica, perché il numero di elettroni è diverso da quello dei protoni.

Isotopi
Atomi dello stesso elemento (stesso numero atomico) con diverso numero di neutroni e quindi diverso numero di massa.

Massa atomica
Massa media degli atomi di un elemento, ponderata sulle abbondanze naturali dei suoi isotopi ed espressa rispetto a 1/12 della massa del carbonio-12.

Massa molare
Massa di una mole di una sostanza, in g/mol; è numericamente uguale alla massa atomica o molecolare.

Massa molecolare
Somma delle masse atomiche degli atomi presenti nella formula di una molecola; per le sostanze ioniche si parla di massa formula.

Mole
Unità SI della quantità di sostanza: contiene esattamente $6{,}022\,140\,76 \times 10^{23}$ entità elementari (definizione del 2019).

Neutrone
Particella del nucleo priva di carica, con massa quasi uguale a quella del protone; scoperta da J. Chadwick nel 1932.

Nucleo atomico
Regione centrale dell'atomo, circa 100 000 volte più piccola dell'atomo, che contiene protoni e neutroni, tutta la carica positiva e quasi tutta la massa.

Numero atomico
Numero di protoni nel nucleo di un atomo, simbolo Z; identifica l'elemento.

Numero di massa
Numero totale di protoni e neutroni nel nucleo, simbolo A; il numero di neutroni è A − Z.

Protone
Particella del nucleo con carica positiva (+1) e massa di circa 1 u.

Tavola periodica
Tabella che ordina gli elementi per numero atomico crescente, in modo che elementi con proprietà simili si trovino nella stessa colonna.

Unità di massa atomica
Unità di massa pari a 1/12 della massa di un atomo di carbonio-12, simbolo u: $1\ u = 1{,}660\,539 \times 10^{-27}\ kg$.

Soluzioni

1. C. Z è il numero di protoni del nucleo e identifica l'elemento.

2. A. 1 u = 1/12 della massa di un atomo di ^{12}C = $1{,}660\,539 \times 10^{-27}$ kg.

3. D. Dal lavoro di Moseley (1913) gli elementi sono ordinati per numero atomico; Mendeleev usava la massa atomica.

4. C. Sono gli alogeni, gruppo 17.

5. B. Mendeleev usava la massa atomica e le proprietà chimiche; l'ordinamento per numero atomico arrivò nel 1913, con Moseley.

6. V. È il principio stesso della tavola periodica: per esempio Li, Na e K reagiscono tutti con l'acqua e formano cloruri di formula analoga.

7. V. Dice quante volte la massa di un atomo è maggiore di 1 u.

8. F. Li ordinò per massa atomica crescente (e per proprietà); il numero atomico fu scoperto da Moseley nel 1913.

9. (a) 12,011 + 2 × 15,999 = 44,01. (b) 2 × 1,008 + 32,06 + 4 × 15,999 = 98,07. (c) 6 × 12,011 + 12 × 1,008 + 6 × 15,999 = 180,16.

10. $CaCO_3$: 40,078 + 12,011 + 3 × 15,999 = 100,09. $MgCl_2$: 24,305 + 2 × 35,45 = 95,21.

11. (a) Con HO un atomo di O si combina con un atomo di H, quindi O = 7,94 × 1 = 7,94. (b) Con H_2O un atomo di O si combina con due atomi di H: O = 7,94 × 2 = 15,9, in accordo con il valore 15,999 della tavola (se riferito a H = 1,008, 7,94 × 2,016 = 16,0). La formula giusta è indispensabile per ricavare masse atomiche corrette (Capitolo 6).

12. Calcio: Z = 20, gruppo 2, periodo 4, metallo (alcalino-terroso). Bromo: Z = 35, gruppo 17, periodo 4, non metallo (alogeno). Silicio: Z = 14, gruppo 14, periodo 3, semimetallo.

13. Scendendo nel gruppo la temperatura di fusione diminuisce (da 180,5 °C del litio a 28,4 °C del cesio) e la reattività con l'acqua aumenta. Fra quelli in tabella fonderebbe a 35 °C solo il cesio (il rubidio fonde a 39,3 °C). Naturalmente nessuno di questi metalli va mai toccato: reagirebbe con l'umidità della pelle.

14. Massa atomica: (72,63 − 72) / 72,63 × 100 ≈ 0,9 %. Densità del solido: (5,5 − 5,32) / 5,32 × 100 ≈ 3,4 %. Densità del cloruro: (1,9 − 1,88) / 1,88 × 100 ≈ 1,1 %. La meno precisa è la densità del solido, comunque entro pochi punti percentuali: un risultato notevole per una previsione fatta quindici anni prima della scoperta.

15. Traccia: per le proprietà chimiche lo iodio somiglia a cloro e bromo (alogeni) e il tellurio a zolfo e selenio; Mendeleev privilegiò le somiglianze rispetto all'ordine delle masse. Nel 1913 Moseley mostrò che gli elementi vanno ordinati per numero atomico: il tellurio ha Z = 52, lo iodio Z = 53.

16. Traccia: un elenco descrive soltanto ciò che si conosce; le caselle vuote e le proprietà previste erano invece ipotesi controllabili con esperimenti futuri, che avrebbero potuto smentire la tavola. Quando gallio, scandio e germanio furono scoperti con le proprietà previste, le previsioni furono confermate: è il percorso ipotesi → previsione → verifica sperimentale del metodo scientifico.

17. B. Thomson dimostrò nel 1897 che i raggi catodici sono formati da particelle negative, uguali per tutti i materiali: gli elettroni.

18. A. Quasi tutte le particelle passano lontano dai nuclei e attraversano la lamina diritte; solo poche sono deviate e pochissime tornano indietro.

19. D. Gli isotopi hanno lo stesso numero di protoni (e di elettroni, se neutri) e quindi lo stesso comportamento chimico; cambia il numero di neutroni.

20. B. Protoni = 12; neutroni = 24 − 12 = 12; elettroni = 12 − 2 = 10, perché il catione ha perso due elettro-

ni.

21. B. Una mole contiene $6{,}022 \times 10^{23}$ molecole; ogni molecola ha 3 atomi, quindi gli atomi sono $3 \times 6{,}022 \times 10^{23} = 1{,}807 \times 10^{24}$. La D è sbagliata: contiene 2 mol di atomi H, non di molecole H_2.

22. F. Il neutrone è privo di carica elettrica; la carica negativa è dell'elettrone.

23. V. Il nucleo contiene più del 99,9 % della massa dell'atomo.

24. F. Hanno lo stesso numero di massa ma numero atomico diverso (6 e 7): sono atomi di due elementi diversi, carbonio e azoto. Gli isotopi hanno lo stesso Z.

25. V. Acquistando elettroni l'atomo diventa negativo, cioè un anione (per esempio Cl^-).

26. F. Dal 20 maggio 2019 la mole è definita fissando il numero di entità: esattamente $6{,}022\,140\,76 \times 10^{23}$. La definizione con 12 g di carbonio-12 è quella storica.

27. (a) 13 protoni, $27 - 13 = 14$ neutroni, 13 elettroni. (b) 26 protoni, 30 neutroni, $26 - 3 = 23$ elettroni. (c) 16 protoni, 16 neutroni, $16 + 2 = 18$ elettroni.

28. $n = 100\ \text{g} / 55{,}85\ \text{g/mol} = 1{,}79\ \text{mol}$; $N = 1{,}79\ \text{mol} \times 6{,}022 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1} = 1{,}08 \times 10^{24}$ atomi.

29. $n = 1{,}20 \times 10^{24} / 6{,}022 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1} = 1{,}99\ \text{mol}$; $M(NH_3) = 14{,}007 + 3 \times 1{,}008 = 17{,}03\ \text{g/mol}$; $m = 1{,}99\ \text{mol} \times 17{,}03\ \text{g/mol} = 33{,}9\ \text{g}$.

30. La media è ponderata: il cloro-35 costituisce circa tre quarti degli atomi e «pesa» di più nella media. Con abbondanze uguali la media sarebbe $(34{,}969 + 36{,}966) / 2 = 35{,}97$ u.

31. Traccia: nel modello di Thomson la carica positiva è diluita in tutto il volume dell'atomo, quindi la forza che agisce su una particella α è sempre debole e può deviarla solo di poco; nessun ostacolo è abbastanza concentrato e massiccio da farla tornare indietro. Nel modello di Rutherford carica positiva e massa sono concentrate nel nucleo: una particella che vi si avvicina molto subisce una repulsione fortissima e può essere respinta.

32. Traccia: 12,011 è una media ponderata fra le masse del carbonio-12 (12 u esatte, circa 98,9 %) e del carbonio-13 (circa 13,003 u, circa 1,1 %); nessun atomo ha quella massa. Poiché ogni campione macroscopico contiene miliardi di miliardi di atomi con le stesse proporzioni isotopiche, la massa media è proprio quella che serve per calcolare masse molari e moli in laboratorio.

33. Traccia: la richiesta non ha senso per un negoziante, che vende a massa; ma ciascuna quantità contiene $6{,}022 \times 10^{23}$ particelle (molecole o unità formula). Le masse sono diverse perché le particelle hanno masse diverse: saccarosio 342,30 g, cloruro di sodio 58,44 g, acqua 18,02 g.