CAPITOLO

1

La mole e le formule chimiche

Una reazione chimica conta le particelle una per una; noi possiamo solo pesarle. La mole è il patto che rende le due cose la stessa cosa.

OBIETTIVI

1. Distinguere molecole e unità formula, massa molecolare e massa formula.
2. Enunciare la definizione SI della mole (2019) e usare la costante di Avogadro.
3. Convertire con sicurezza fra massa, quantità di sostanza, numero di particelle e numero di atomi o di ioni.
4. Calcolare la composizione percentuale in massa di un composto dalla sua formula.
5. Ricavare la formula minima e la formula molecolare da dati di composizione.
6. Determinare in laboratorio l'acqua di cristallizzazione di un idrato, rispettando le norme di sicurezza.

INDICE DEL CAPITOLO

1.1 Le masse degli atomi e delle sostanze 2
1.2 La mole: contare le particelle pesandole 3
1.3 La massa molare e le conversioni 4
1.4 La composizione percentuale di un composto 7
1.5 Dalla composizione alla formula 9
1.6 Gli idrati 13

Scienze naturali 3 · Parte I · La quantità chimica e la struttura dell'atomo · versione 1.0
Capitolo 1: La mole e le formule chimiche · pagine 21–40 del volume completo · estratto per lo studio

In una farmacia si compra una compressa da 500 mg di vitamina C; in un laboratorio si pesano 2,50 g di solfato di rame. Ma una reazione chimica non «conosce» i grammi: avviene fra atomi, molecole e ioni, che si combinano secondo rapporti di numero, uno a uno, uno a due, due a tre. Per fare chimica in modo quantitativo serve dunque un ponte fra ciò che si misura, la massa, e ciò che conta davvero, il numero di particelle. Quel ponte è la mole. In questo capitolo impari a usarla con sicurezza: a passare dalla massa al numero di molecole e di atomi, a calcolare quanto di un elemento contiene un composto e, al contrario, a ricavare la formula di una sostanza sconosciuta dai risultati di un'analisi. Sono gli strumenti su cui si reggono tutti i calcoli chimici di quest'anno, a cominciare dalla stechiometria del prossimo capitolo.

1.1 Le masse degli atomi e delle sostanze

DA RICORDARE

Richiamo. In *Scienze naturali 1*, cap. 7, hai incontrato l'unità di massa atomica, u, pari a 1/12 della massa di un atomo di carbonio-12 (1 u = 1,660 54 × 10^{-27} kg); la massa atomica relativa di un elemento, cioè la media delle masse dei suoi atomi riferita a 1/12 della massa del carbonio-12; la massa molecolare, somma delle masse atomiche di tutti gli atomi della formula, ciascuna moltiplicata per il suo indice. Le masse atomiche che userai in tutto il volume sono quelle della Tabella B.1 dell'appendice.

Per esempio, per il glucosio, $C_6H_{12}O_6$: 6 × 12,01 + 12 × 1,008 + 6 × 16,00 = 180,16. Una molecola di glucosio ha quindi massa 180,16 u.

In *Scienze naturali 1*, cap. 7, hai visto che non tutte le sostanze sono formate da molecole. Lo zucchero e l'acqua sì: ogni granello di zucchero è un insieme ordinato di molecole identiche di saccarosio, $C_{12}H_{22}O_{11}$, ciascuna con i suoi 45 atomi legati fra loro. Il sale da cucina, invece, è un composto ionico: un reticolo cristallino in cui ioni positivi Na^+ e ioni negativi Cl^- si alternano in tutte le direzioni, ciascuno circondato da ioni di carica opposta, senza che nessuna coppia Na–Cl si possa isolare dalle altre. La formula NaCl non descrive dunque una molecola, ma il **rapporto** fra gli ioni nel cristallo: uno ione sodio per ogni ione cloruro. Come si formano questi ioni e perché si dispongono così lo studierai nel cap. 6.

Il gruppo di ioni indicato dalla formula di un composto ionico si chiama **unità formula**: NaCl per il cloruro di sodio, $CaCl_2$ (uno ione Ca^{2+} e due ioni Cl^-) per il cloruro di calcio, Al_2O_3 per l'ossido di alluminio. La somma delle masse atomiche dell'unità formula è la **massa formula**, che si calcola esattamente come la massa molecolare: per NaCl vale 22,99 + 35,45 = 58,44. Nei calcoli le due grandezze si usano allo stesso modo; la differenza sta in ciò che descrivono.

ERRORE FREQUENTE

«Una molecola di NaCl pesa 58,44 u». Nel cloruro di sodio solido non esistono molecole: esiste un reticolo di ioni. Si dice correttamente «un'unità formula di NaCl ha massa 58,44 u». Lo stesso vale per tutti i composti ionici, come $CaCO_3$, $CuSO_4$ o MgO.

1.2 La mole: contare le particelle pesandole

1.2.1 Contare senza contare

In una ferramenta le viti piccole si vendono a peso. Se una vite ha massa 2,50 g, chi ne vuole 200 non le conta una per una: mette sulla bilancia 500 g di viti. Al banco del riso nessuno conta i chicchi, eppure con una bilancia si potrebbe stimarne il numero: basta conoscere la massa media di un chicco. Il metodo funziona se gli oggetti sono tutti uguali, o se si conosce la loro massa media.

Con atomi e molecole il problema è lo stesso, ma su una scala enormemente più grande. Una molecola d'acqua ha massa di circa $3{,}0 \times 10^{-23}$ g: in un solo sorso d'acqua ci sono quindi molto più di 10^{23} molecole. Nessuno strumento le può contare una a una, ma una bilancia le può «contare» in blocco, se si sceglie un blocco abbastanza grande. Questo blocco è la mole.

1.2.2 La definizione della mole

La **quantità di sostanza**, simbolo n, è la grandezza fisica che esprime il numero di entità elementari contenute in un campione, misurato non una per una ma in moli. È una delle sette grandezze di base del Sistema Internazionale, accanto a lunghezza, massa, tempo, temperatura, intensità di corrente e intensità luminosa. Le **entità elementari** sono le particelle che si stanno contando, e vanno sempre dichiarate: atomi, molecole, ioni, unità formula, elettroni. «Una mole di ossigeno» è un'espressione ambigua: una mole di atomi O ha una massa di 16,00 g, una mole di molecole O_2 di 32,00 g.

Dal 20 maggio 2019 la definizione ufficiale, stabilita dalla Conferenza generale dei pesi e delle misure, è questa: **la mole, simbolo mol, è l'unità SI della quantità di sostanza; una mole contiene esattamente $6{,}022\,140\,76 \times 10^{23}$ entità elementari**. Il numero $6{,}022\,140\,76 \times 10^{23}$ è fissato per definizione e non ha incertezza: non lo si misura più, lo si usa. Riferito a una mole diventa la **costante di Avogadro**, $N_A = 6{,}022\,140\,76 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$, cioè «particelle per mole». Nei calcoli basta quasi sempre il valore arrotondato $6{,}022 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$.

Fino al 2019 la mole era definita in un altro modo: la quantità di sostanza che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi in 12 g (esattamente 0,012 kg) di carbonio-12. In quella definizione era fissata la massa e il numero N_A andava misurato; oggi è fissato il numero. I chimici non hanno dovuto cambiare nulla nei loro conti: il valore scelto per N_A è quello che le mi-

sure più accurate avevano ottenuto, e la massa di una mole di carbonio-12 resta 12 g entro meno di una parte su un miliardo. Una differenza così piccola non conta in nessun calcolo di questo libro.

Quanto è grande $6{,}022\,140\,76 \times 10^{23}$? Se una persona contasse una particella al secondo, senza fermarsi mai, per contarne una mole impiegherebbe circa $1{,}9 \times 10^{16}$ anni, oltre un milione di volte l'età dell'Universo, stimata in 13,8 miliardi di anni. Eppure una mole d'acqua, 18,02 g, sta in un bicchierino: occupa circa 18 mL.

APPROFONDIMENTO

Approfondimento · Come si misura la costante di Avogadro

Che atomi e molecole esistano davvero, e non siano solo un modo comodo di fare i conti, fu messo fuori discussione soprattutto dal fisico francese Jean Perrin. Fra il 1908 e il 1909 Perrin osservò al microscopio granuli di resina sospesi in acqua, abbastanza piccoli da essere urtati in modo irregolare dalle molecole del liquido: è il moto browniano che hai incontrato in *Scienze naturali 1*, cap. 2. Dal modo in cui i granuli si distribuivano in altezza e da come si spostavano nel tempo, applicando la teoria che Einstein aveva pubblicato nel 1905, Perrin ricavò il numero di molecole contenute in una mole. Nell'articolo pubblicato a fine 1909 sulla rivista *Le Radium* riportò due valori ottenuti con metodi diversi, $70{,}5 \times 10^{22}$ e $71{,}5 \times 10^{22}$, e concluse che la media, 71×10^{22}, era «accettabile». Era più alta del valore moderno di quasi il 20 %, ma concordava con le stime ottenute nello stesso periodo per vie completamente diverse, come la radioattività: per Perrin era la prova che le molecole sono reali. Fu lo stesso Perrin a proporre di dare alla costante il nome di Avogadro; nel 1926 ricevette il premio Nobel per la fisica.

Un secolo dopo, un gruppo internazionale di laboratori di metrologia, fra cui l'Istituto nazionale di ricerca metrologica (INRiM) di Torino, ha «contato» gli atomi in un modo molto più preciso. Ha fatto crescere un cristallo di silicio arricchito quasi soltanto nell'isotopo silicio-28 e ne ha ricavato sfere di circa 1 kg e circa 94 mm di diametro, fra gli oggetti più perfettamente sferici mai costruiti. Con i raggi X si misura la distanza fra gli atomi nel reticolo, con interferometri il volume della sfera, con una bilancia la sua massa: dal volume della sfera e dal volume occupato da ciascun atomo si ottiene il numero di atomi, e quindi il numero di atomi in una mole. Le misure di questo progetto, insieme a quelle di altri esperimenti, hanno fornito il valore che nel 2019 è stato fissato come esatto.

1.3 La massa molare e le conversioni

1.3.1 La massa di una mole

La massa di una mole di una sostanza si chiama massa molare, simbolo M, e si misura in grammi per mole (g/mol). Il valore di N_A è stato scelto proprio perché valga una regola molto semplice: **la massa molare in g/mol è numericamente uguale alla massa atomica, molecolare o formula**. Una molecola d'acqua ha massa 18,02 u, una mole di molecole d'acqua ha massa 18,02 g;

un'unità formula di NaCl ha massa 58,44 u, una mole di NaCl ha massa 58,44 g. Il motivo è che 1 u moltiplicata per N_A dà, con ottima approssimazione, 1 g: $1{,}660\,54 \times 10^{-24}$ g $\times$ $6{,}022 \times 10^{23} \approx 1{,}000$ g.

Una mole di sostanze diverse contiene sempre lo stesso numero di particelle, ma ha masse diverse, perché le particelle hanno masse diverse; e ha volumi ancora più diversi, perché ogni sostanza ha la sua densità (Figura 1.1). Una mole di ferro è un cubetto di meno di 2 cm di lato; una mole di saccarosio riempie quasi un bicchiere. Per i gas il volume di una mole dipende molto dalla temperatura e dalla pressione: lo vedrai nel cap. 2.

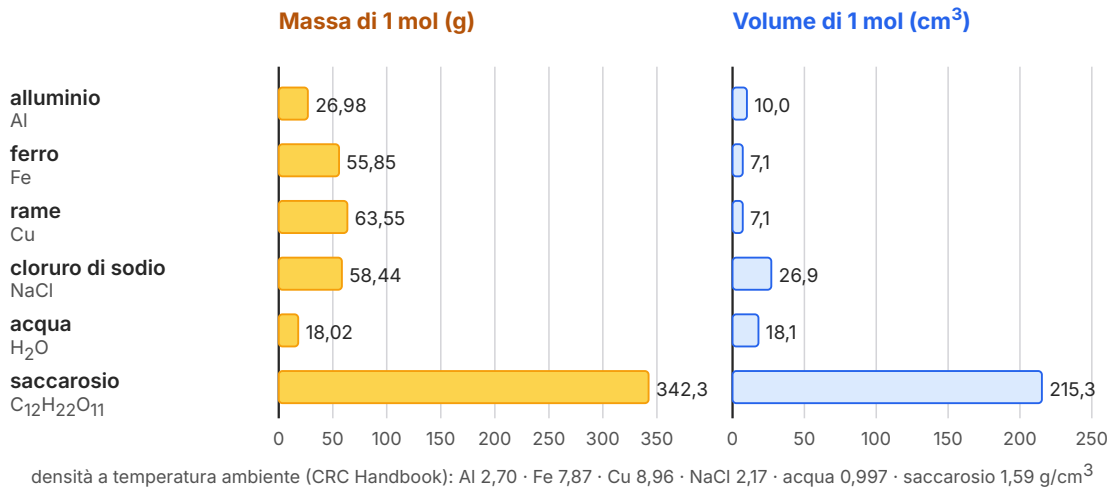


Figura 1.1 Massa e volume di una mole di sei sostanze a temperatura ambiente. Le masse sono le masse molari (appendice, Tabella B.1); i volumi sono calcolati come M/d con le densità indicate, arrotondate (fonte: *CRC Handbook of Chemistry and Physics*; acqua a 25 °C). Ogni barra rappresenta lo stesso numero di particelle: $6{,}022 \times 10^{23}$ atomi, unità formula o molecole.

La mole, quindi, è un numero di particelle e non una massa: non esiste «una mole che pesa 1 g», e non si parla mai di «moli di grammi». Si dice invece che una mole di molecole d'acqua ha massa 18,02 g, una mole di atomi d'oro 197,0 g.

1.3.2 Due relazioni fondamentali

Tutti i calcoli con la mole si basano su due relazioni. La prima lega la massa m di un campione alla sua quantità di sostanza n:

$$n = \frac{m}{M} \qquad \text{e quindi} \qquad m = n \cdot M$$

La seconda lega la quantità di sostanza al numero N di entità elementari:

$$N = n \cdot N_A \quad \text{e quindi} \quad n = \frac{N}{N_A}$$

Le unità di misura aiutano a non sbagliare: g diviso g/mol dà mol; mol moltiplicato mol^{-1} dà un numero puro. Ogni moltiplicazione o divisione che trasforma una grandezza in un'altra è un **fattore di conversione**. La Figura 1.2 li riunisce in una mappa: per passare da una casella a un'altra si segue la freccia e si applica il fattore scritto sopra. Al centro della mappa c'è sempre la quantità di sostanza: dalla massa al numero di particelle non si passa mai direttamente, ma attraverso le moli.

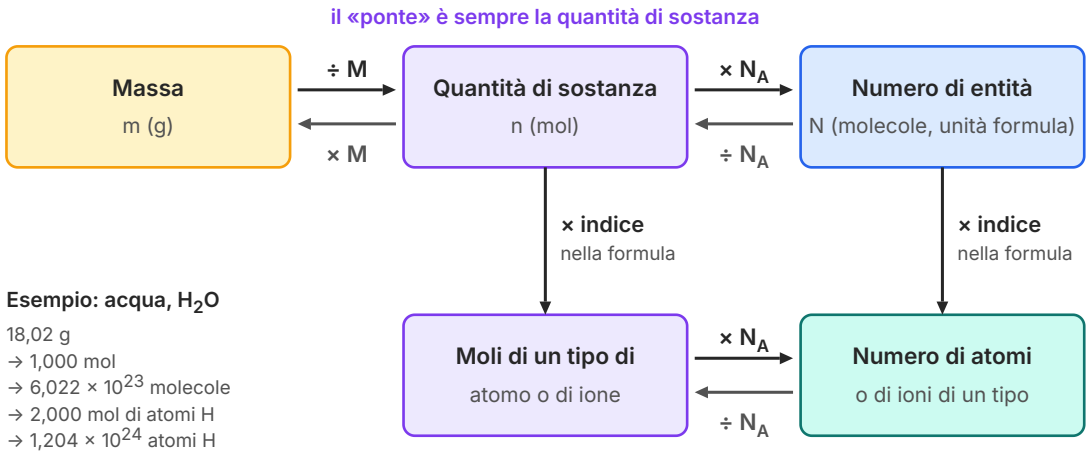


Figura 1.2 La mappa delle conversioni. La massa si trasforma in quantità di sostanza dividendo per la massa molare M; la quantità di sostanza si trasforma in numero di entità moltiplicando per la costante di Avogadro N_A. L'indice di un elemento nella formula collega le moli (o il numero) di molecole o di unità formula alle moli (o al numero) di uno dei loro atomi o ioni.

Una molecola contiene un numero preciso di atomi, scritto negli indici della formula. Una molecola di H_2O contiene 2 atomi H e 1 atomo O; quindi una mole di molecole d'acqua contiene 2 mol di atomi H e 1 mol di atomi O. In generale, per conoscere le moli di un certo atomo si moltiplicano le moli della sostanza per l'indice di quell'atomo. Lo stesso vale per gli ioni di un composto ionico: 1 mol di $CaCl_2$ contiene 1 mol di ioni Ca^{2+} e 2 mol di ioni Cl^-, in tutto 3 mol di ioni.

Prima di cominciare, una regola sulle cifre significative, che vale in tutto il libro: **il risultato si arrotonda al numero di cifre significative del dato meno preciso**. Le masse atomiche dell'appendice e la costante di Avogadro sono note con più cifre di quante ne servano e non limitano il risultato. Durante il calcolo conviene tenere una o due cifre in più e arrotondare solo alla fine.

IN SINTESI

$n = \dfrac{m}{M}$ $\qquad N = n \cdot N_A$ $\qquad N_A = 6{,}022 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$

M (g/mol) ha lo stesso valore numerico della massa atomica, molecolare o formula (u). Moli di un atomo o di uno ione = moli della sostanza × indice nella formula.

ESEMPIO SVOLTO

Dalla massa alle molecole e agli atomi

Problema. Un bicchiere contiene 25,0 g di acqua. Quante moli di acqua sono? Quante molecole? Quanti atomi di idrogeno?

Soluzione. Massa molare: $M(H_2O) = 2 \times 1{,}008 + 16{,}00 = 18{,}016$ g/mol. Quantità di sostanza: $n = \dfrac{25{,}0\ \text{g}}{18{,}016\ \text{g/mol}} = 1{,}388$ mol. Molecole: $N = 1{,}388\ \text{mol} \times 6{,}022 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1} = 8{,}357 \times 10^{23}$. Ogni molecola contiene 2 atomi H: gli atomi di idrogeno sono $2 \times 8{,}357 \times 10^{23} = 1{,}671 \times 10^{24}$.

Risultato. 1,39 mol; $8{,}36 \times 10^{23}$ molecole; $1{,}67 \times 10^{24}$ atomi di idrogeno (tre cifre significative, come la massa del dato). La massa di una sola molecola si ottiene al contrario: $18{,}016\ \text{g/mol} \div 6{,}022 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1} = 2{,}992 \times 10^{-23}$ g.

ESEMPIO SVOLTO

Le moli di ioni in un composto ionico

Problema. Per sciogliere il ghiaccio su un marciapiede si spargono 5,00 g di cloruro di calcio, $CaCl_2$. Quante moli di ioni calcio e di ioni cloruro contengono? Quanti ioni in tutto?

Soluzione. $M(CaCl_2) = 40{,}08 + 2 \times 35{,}45 = 110{,}98$ g/mol; $n = \dfrac{5{,}00\ \text{g}}{110{,}98\ \text{g/mol}} = 0{,}045\,05$ mol di unità formula. Ogni unità formula contiene 1 ione Ca^{2+} e 2 ioni Cl^-: $n(Ca^{2+}) = 0{,}0451$ mol; $n(Cl^-) = 2 \times 0{,}045\,05 = 0{,}0901$ mol; in tutto $3 \times 0{,}045\,05 = 0{,}1352$ mol di ioni, cioè $0{,}1352\ \text{mol} \times 6{,}022 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1} = 8{,}14 \times 10^{22}$ ioni.

Risultato. 0,0451 mol di Ca^{2+}, 0,0901 mol di Cl^-, $8{,}14 \times 10^{22}$ ioni. Contare gli ioni, e non solo le unità formula, sarà essenziale il prossimo anno, quando studierai le proprietà delle soluzioni che dipendono dal numero di particelle disciolte.

1.4 La composizione percentuale di un composto

Per la legge di Proust delle proporzioni definite (*Scienze naturali 1*, cap. 6) un composto contiene i suoi elementi sempre nello stesso rapporto in massa. Questo rapporto si esprime di solito come **composizione percentuale in massa**: la massa di ciascun elemento contenuta in 100 g di

composto. Dalla formula la si calcola subito. In una mole di composto la massa di un elemento è il suo indice per la sua massa molare; basta dividere per la massa molare del composto e moltiplicare per 100:

$$\%\text{ in massa dell'elemento} = \frac{\text{indice} \times M(\text{elemento})}{M(\text{composto})} \times 100$$

ESEMPIO SVOLTO

Quanto ferro c'è nei minerali di ferro?

Problema. L'ematite, Fe_2O_3, e la magnetite, Fe_3O_4, sono i due minerali di ferro più importanti (li ritroverai nel cap. 9). Quale dei due contiene la percentuale di ferro più alta?

Soluzione. $M(Fe_2O_3) = 2 \times 55{,}85 + 3 \times 16{,}00 = 159{,}70$ g/mol; $\%\ Fe = \frac{2 \times 55{,}85}{159{,}70} \times 100 = 69{,}94\ \%$; $\%\ O = 100 - 69{,}94 = 30{,}06\ \%$. $M(Fe_3O_4) = 3 \times 55{,}85 + 4 \times 16{,}00 = 231{,}55$ g/mol; $\%\ Fe = \frac{3 \times 55{,}85}{231{,}55} \times 100 = 72{,}36\ \%$; $\%\ O = 27{,}64\ \%$.

Risultato. La magnetite è un po' più ricca di ferro: 72,36 % contro 69,94 %. Per controllo, le percentuali di ogni composto devono sommare a 100 % (a meno degli arrotondamenti).

La Figura 1.3 confronta due coppie di composti formati dagli stessi elementi. Acqua e perossido di idrogeno (l'«acqua ossigenata» delle farmacie è una sua soluzione diluita) contengono entrambi idrogeno e ossigeno, ma in proporzioni diverse: è la legge delle proporzioni multiple di Dalton, che qui si legge nelle percentuali. La composizione percentuale serve anche fuori dal laboratorio: sulle etichette dei concimi, sui minerali di un giacimento, sulle tabelle nutrizionali.

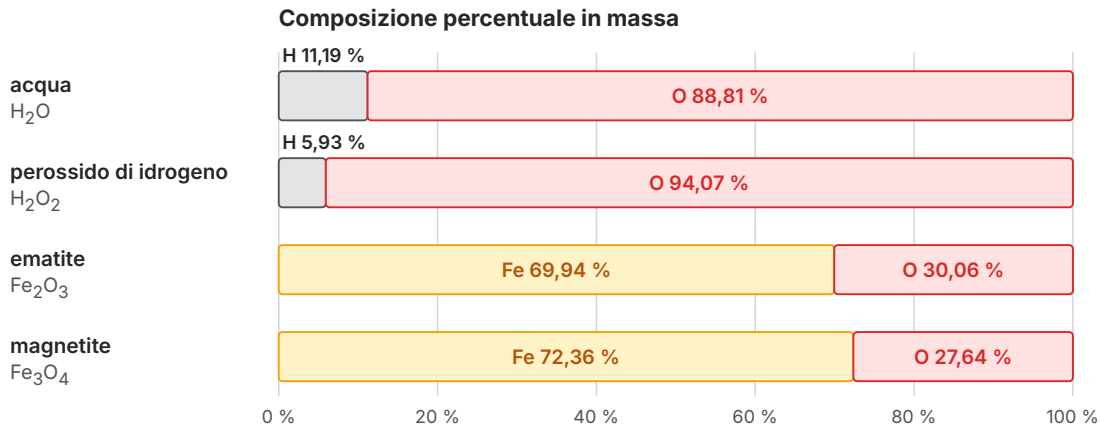


Figura 1.3 Composizione percentuale in massa di quattro composti, calcolata dalle formule con le masse atomiche dell'appendice. A parità di elementi, la proporzione cambia da un composto all'altro: il perossido di idrogeno contiene più ossigeno dell'acqua, la magnetite più ferro dell'ematite.

COLLEGAMENTI

Agricoltura e Agenda 2030 · L'azoto nei concimi. Sui sacchi di concime è obbligatorio dichiarare il «titolo», cioè la percentuale in massa degli elementi nutritivi. L'urea, $CO(NH_2)_2$, contiene il 46,7 % di azoto in massa; il nitrato di ammonio, NH_4NO_3, il 35,0 %. Per apportare a un campo la stessa massa di azoto servono quindi circa 1,33 kg di nitrato di ammonio per ogni kilogrammo di urea (46,7/35,0 ≈ 1,33). Saper leggere questi numeri permette di dosare il concime: l'azoto in eccesso non viene assorbito dalle piante, finisce nelle falde e nei fiumi e contribuisce all'eutrofizzazione delle acque (*Scienze naturali 1*, cap. 15).

1.5 Dalla composizione alla formula

1.5.1 La formula minima

Il problema inverso è il lavoro quotidiano di chi scopre o sintetizza una sostanza nuova: un'analisi fornisce la massa o la percentuale di ogni elemento, e da questi dati bisogna risalire alla formula. Il primo risultato che si ottiene è la formula minima, che indica il rapporto più semplice, a numeri interi, fra gli atomi dei diversi elementi (*Scienze naturali 1*, cap. 6). La chiave del metodo è una sola: **gli indici di una formula sono rapporti fra numeri di atomi, cioè fra moli, e non fra masse**. Perciò le masse si trasformano subito in moli. La procedura è riassunta nella Figura 1.4:

1. si scrive la massa di ogni elemento (se i dati sono percentuali, si considera un campione di 100 g, così le percentuali diventano grammi);

2. si calcolano le moli di ogni elemento con $n = m/M$;
3. si divide ogni numero di moli per il più piccolo di essi;
4. se i rapporti ottenuti non sono interi, si moltiplicano tutti per il più piccolo numero che li rende interi: 2 se un rapporto termina in ,5; 3 se termina in ,33 o ,67; 4 se termina in ,25 o ,75.

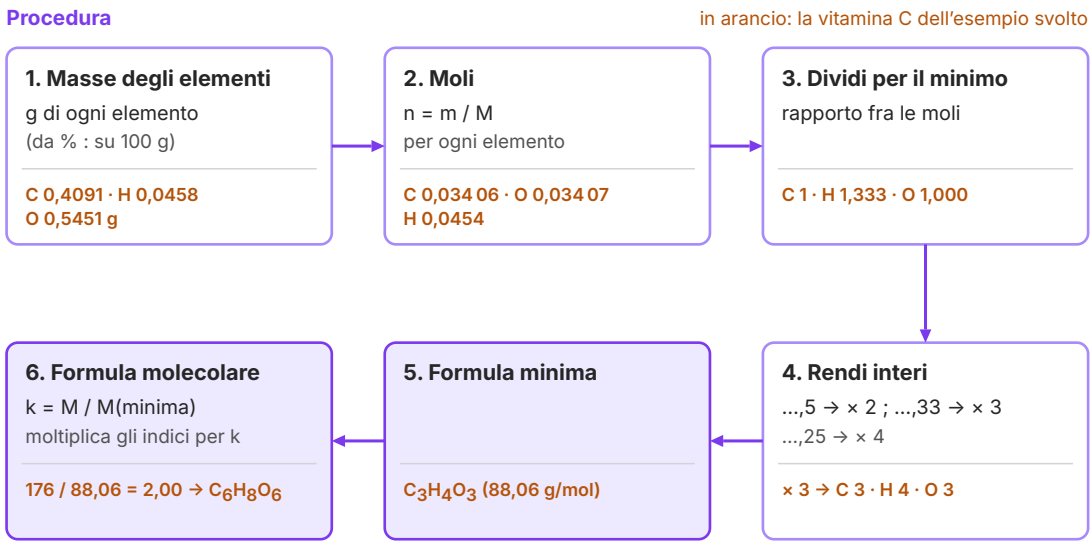


Figura 1.4 La procedura per ricavare la formula minima e poi la formula molecolare. In arancio, i numeri dell'esempio svolto sulla vitamina C (analisi per combustione di 1,000 g di campione). I rapporti fra le moli si calcolano con tutte le cifre e si arrotondano solo all'ultimo passo.

ESEMPIO SVOLTO

Dalla composizione percentuale alla formula minima

Problema. Un ossido di ferro nero, attirato dalla calamita, contiene il 72,36 % di ferro e il 27,64 % di ossigeno in massa. Qual è la sua formula minima?

Soluzione. In 100 g di ossido ci sono 72,36 g di Fe e 27,64 g di O. Moli: n(Fe) = 72,36 g ÷ 55,85 g/mol = 1,2956 mol; n(O) = 27,64 g ÷ 16,00 g/mol = 1,7275 mol. Divido per il più piccolo: Fe 1,2956/1,2956 = 1; O 1,7275/1,2956 = 1,333. Il rapporto 1 : 1,333 non è intero; moltiplico per 3: 3 : 4,000.

Risultato. Fe_3O_4: è la magnetite dell'esempio precedente, percorso al contrario. Nota che 1,333 non va arrotondato a 1: darebbe FeO, un composto diverso.

Attenzione. Un rapporto come 1 : 1,33 o 1 : 2,5 non è «quasi intero»: indica che bisogna moltiplicare per 3 o per 2. Si arrotondano solo gli scarti dovuti agli errori di misura, come 1,98 o 2,03. E il rapporto va calcolato fra le moli, non fra le masse: 27,64/72,36 non dice nulla sul numero di atomi.

1.5.2 La formula molecolare

La formula minima dà il rapporto fra gli atomi, ma non quanti atomi ci sono in una molecola. Il glucosio, $C_6H_{12}O_6$, ha formula minima CH_2O, come la formaldeide (CH_2O) e l'acido lattico ($C_3H_6O_3$) che i muscoli producono nella fermentazione lattica (*Scienze naturali 2*, cap. 5). Per decidere fra queste possibilità serve un dato in più: la massa molare del composto, che si misura con altri metodi (per esempio con lo spettrometro di massa, che incontrerai nel cap. 3). La formula molecolare è un multiplo intero della formula minima:

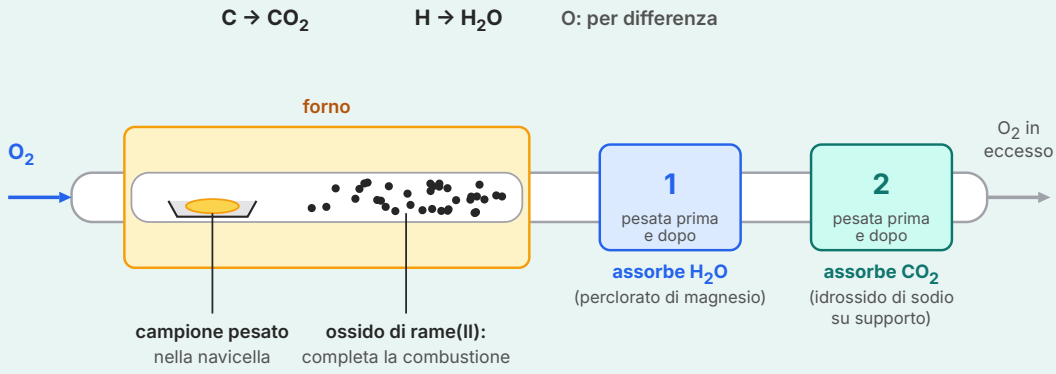
$$k = \frac{M(\text{composto})}{M(\text{formula minima})}$$

La formula molecolare si ottiene moltiplicando per k tutti gli indici della formula minima. Se la massa molare misurata è 180 g/mol e la formula minima CH_2O ha massa 30,03 g/mol, k = 180/30,03 ≈ 6: la sostanza è $C_6H_{12}O_6$. Per i composti ionici, che non formano molecole, la formula che si scrive è di solito proprio la formula minima: NaCl, $CaCl_2$, Fe_3O_4.

APPROFONDIMENTO

Approfondimento · L'analisi per combustione

Come si ottengono, in pratica, le masse degli elementi di un composto organico? Il metodo classico, perfezionato da Justus von Liebig intorno al 1830 e oggi eseguito da strumenti automatici, è l'**analisi per combustione**, una forma di **analisi elementare**, cioè di determinazione della composizione in elementi. Un campione pesato brucia in una corrente di ossigeno: tutto il carbonio si trasforma in CO_2 e tutto l'idrogeno in H_2O (Figura 1.5). I due prodotti vengono trattenuti da due sostanze assorbenti, pesate prima e dopo la combustione; l'aumento di massa di ciascuna è la massa di H_2O o di CO_2 prodotta. Se il composto contiene anche ossigeno, la sua massa si ottiene per differenza, perché l'ossigeno dei prodotti viene in parte dalla corrente di gas e non si può attribuire al campione.



Schema non in scala. L'acqua va trattenuta per prima: l'idrossido di sodio assorbirebbe anche il vapore.

Figura 1.5 Schema di un apparecchio per l'analisi per combustione di un composto di carbonio, idrogeno e ossigeno. L'aumento di massa del primo tubo assorbente dà la massa di acqua prodotta, quello del secondo la massa di diossido di carbonio.

Esempio svolto · La formula della vitamina C

Problema. La combustione di 1,000 g di vitamina C (acido ascorbico), che contiene solo C, H e O, produce 1,499 g di CO_2 e 0,409 g di H_2O. Una misura separata dà una massa molare di 176 g/mol. Trova la formula minima e la formula molecolare.

Soluzione. Tutto il carbonio della vitamina è finito nella CO_2. In 44,01 g di CO_2 ci sono 12,01 g di C, quindi m(C) = 1,499 g × 12,01/44,01 = 0,4091 g. In 18,016 g di H_2O ci sono 2,016 g di H: m(H) = 0,409 g × 2,016/18,016 = 0,0458 g. Per differenza m(O) = 1,000 − 0,4091 − 0,0458 = 0,5451 g. Moli: C 0,4091/12,01 = 0,034 06 mol; H 0,0458/1,008 = 0,0454 mol; O 0,5451/16,00 = 0,034 07 mol. Divido per 0,034 06: C 1,000; H 1,333; O 1,000. Moltiplico per 3: C 3, H 4, O 3.

Risultato. Formula minima $C_3H_4O_3$, con massa 3 × 12,01 + 4 × 1,008 + 3 × 16,00 = 88,06 g/mol. k = 176/88,06 = 2,00: la formula molecolare è $C_6H_8O_6$.

1.6 Gli idrati

Il solfato di rame(II) che si compra per il laboratorio, o che i viticoltori usano per preparare la «poltiglia bordolese» contro la peronospora della vite, è fatto di bei cristalli azzurri. Se li si scalda in un crogiolo, diventano una polvere bianca e perdono circa un terzo della loro massa; se sulla polvere bianca si fa cadere qualche goccia d'acqua, torna l'azzurro e il solido si scalda. I cristalli azzurri contengono acqua, ma non come un solido bagnato: le molecole d'acqua fanno parte del reticolo cristallino, in un numero fisso per ogni unità formula. Sostanze di questo tipo si chiamano **idrati**, e l'acqua che contengono è l'**acqua di cristallizzazione**.

Nella formula di un idrato l'acqua si scrive dopo un punto a metà altezza, preceduta dal numero di molecole per unità formula: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ si legge «solfato di rame(II) pentaidrato» e indica che per ogni unità formula di $CuSO_4$ il cristallo contiene 5 molecole d'acqua, cioè 5 mol di H_2O per ogni mol di $CuSO_4$. Il punto non indica una moltiplicazione: la massa molare si ottiene sommando, $M = 159{,}61 + 5 \times 18{,}016 = 249{,}69$ g/mol. Altri idrati comuni sono il gesso, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, e il solfato di magnesio eptaidrato, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, il «sale inglese» delle farmacie. Il composto privato dell'acqua di cristallizzazione si dice **anidro**.

L'acqua di cristallizzazione può essere persa anche senza scaldare. Alcuni idrati, lasciati all'aria secca, cedono lentamente acqua e si ricoprono di polvere: è l'**efflorescenza**, tipica del carbonato di sodio decaidrato, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. Al contrario molti sali anidri sono **igroscopici**: assorbono l'umidità dell'aria. Alcuni, come il cloruro di calcio anidro, ne assorbono tanta da sciogliersi nell'acqua raccolta: è la **deliquescenza**. Per questo i sali igroscopici si usano come agenti essiccanti, per esempio sul fondo di un **essiccatore**, il recipiente chiuso in cui si lasciano raffreddare i campioni senza che riprendano acqua dall'aria.

Conoscendo le masse prima e dopo il riscaldamento si ricava il numero di molecole d'acqua per unità formula. La massa persa è l'acqua; la massa che resta è il sale anidro. Si calcolano le moli di entrambi e se ne fa il rapporto, esattamente come per una formula minima. Perché il risultato sia affidabile, si scalda e si pesa più volte, finché due pesate successive coincidono entro la sensibilità della bilancia: si dice che si è raggiunta la **massa costante**.

ESEMPIO SVOLTO

Quanta acqua di cristallizzazione?

Problema. Un campione di 2,50 g di un idrato del solfato di rame(II), $CuSO_4 \cdot xH_2O$, dopo riscaldamento a massa costante pesa 1,60 g. Quanto vale x? Qual è la percentuale in massa di acqua nell'idrato?

Soluzione. Acqua persa: 2,50 − 1,60 = 0,90 g; $n(H_2O)$ = 0,90 g ÷ 18,016 g/mol = 0,0500 mol. Sale anidro: $n(CuSO_4)$ = 1,60 g ÷ 159,61 g/mol = 0,010 02 mol. Rapporto: 0,0500/0,010 02 = 4,98 ≈ 5. Percentuale di acqua: 0,90/2,50 × 100 = 36 %; dalla formula, 5 × 18,016/249,69 × 100 = 36,08 %.

Risultato. $x = 5$: l'idrato è $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, con il 36 % di acqua in massa. Lo scarto fra 4,98 e 5 è dovuto agli arrotondamenti e all'errore della pesata.

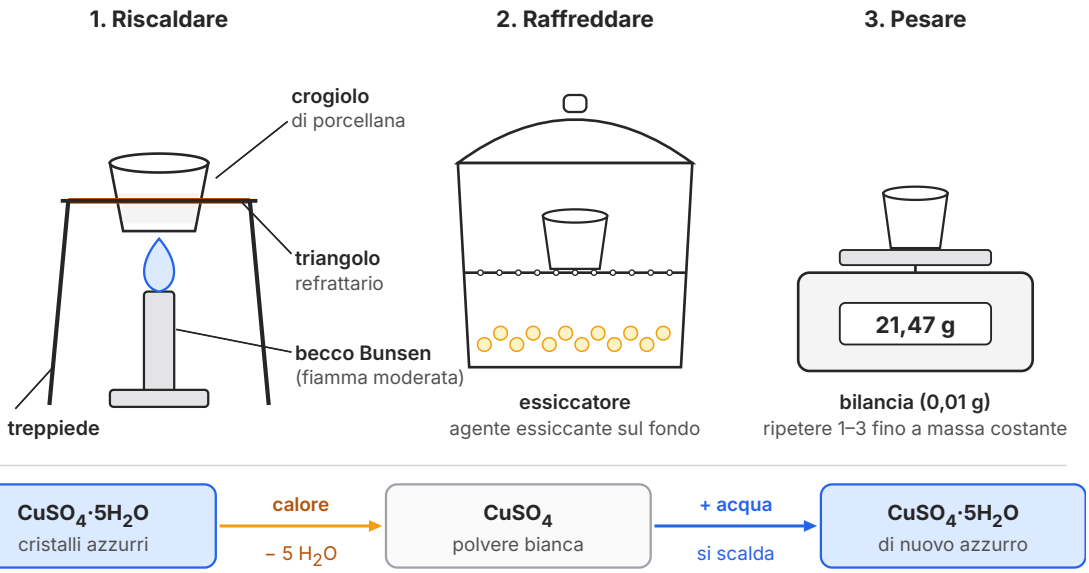


Figura 1.6 L'esperienza dell'idrato: il crogiolo con il campione si scalda su un triangolo refrattario, si lascia raffreddare nell'essiccatore e si pesa; il ciclo si ripete fino a massa costante. In basso, i cambiamenti di colore del solfato di rame(II): l'idrato è azzurro, il sale anidro è bianco e ritorna azzurro, scaldandosi, a contatto con l'acqua. Schema non in scala; la massa sul display è un valore di esempio.

ESPERIENZA DI LABORATORIO

L'acqua di cristallizzazione del solfato di rame(II)

Obiettivo. Determinare il numero di molecole d'acqua di cristallizzazione per unità formula nel solfato di rame(II) idrato (Figura 1.6).

Materiale. Solfato di rame(II) pentaidrato in cristalli (circa 2–3 g), finemente pestato nel mortaio; crogiolo di porcellana con coperchio; triangolo refrattario, treppiede e becco Bunsen; pinze per crogioli; essiccatore; bilancia con sensibilità 0,01 g (meglio 0,001 g); spatola, contagocce con acqua distillata.

1. Scalda per qualche minuto il crogiolo vuoto, lascialo raffreddare nell'essiccatore e pesalo (m_1).
2. Aggiungi circa 2,5 g di solfato di rame idrato e pesa di nuovo (m_2).
3. Scalda con fiamma moderata, prima piano e poi più forte, finché tutto il solido è diventato bianco-grigiastro. Non scaldare fino a far annerire il solido: a temperatura molto alta il solfato si decompone e la misura è falsata.
4. Con le pinze trasferisci il crogiolo nell'essiccatore; quando è freddo, pesalo (m_3).
5. Scalda di nuovo per qualche minuto, raffredda e ripesa; ripeti finché due pesate successive differiscono al massimo di 0,01 g.
6. Alla fine, metti un pizzico del sale bianco su un vetrino e aggiungi una goccia d'acqua: osserva il colore e tocca il vetrino da sotto.

Calcoli. Massa dell'idrato: $m_2 - m_1$; massa del sale anidro: $m_3 - m_1$; massa dell'acqua: $m_2 - m_3$. Calcola le moli di H_2O e di $CuSO_4$ e il loro rapporto.

Sicurezza. Occhiali di protezione e camice per tutta l'esperienza, capelli lunghi legati. Il solfato di rame(II) è nocivo se ingerito e irritante per occhi e pelle: usa i guanti e non portare le mani alla bocca. Il crogiolo caldo non cambia aspetto: maneggialo solo con le pinze e appoggialo su una superficie resistente al calore. Non avvicinare il viso al crogiolo e non inalare i fumi. Il solfato di rame è tossico per gli organismi acquatici: i residui vanno nel contenitore indicato dall'insegnante, non nel lavandino.

Risultato atteso. Un rapporto vicino a 5. Un valore più basso indica di solito che il riscaldamento non è stato completo; un valore più alto, che il solido si è in parte decomposto o che il crogiolo ha ripreso umidità prima della pesata. Il sale bianco ritorna azzurro con l'acqua, e il vetrino si scalda: la reidratazione libera energia.

Domande. Perché il crogiolo si lascia raffreddare nell'essiccatore e non all'aria? Perché si pesa freddo e non caldo? Come useresti il solfato di rame anidro per riconoscere la presenza di acqua in un liquido?

SINTESI

- I composti ionici non sono formati da molecole: la loro formula indica il rapporto fra gli ioni, cioè l'unità formula; la sua massa è la massa formula.
- La quantità di sostanza n si misura in moli. Dal 20 maggio 2019 una mole contiene esattamente $6{,}022\,140\,76 \times 10^{23}$ entità elementari, che vanno sempre specificate.
- La costante di Avogadro è $N_A = 6{,}022\,140\,76 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$; fino al 2019 la mole era riferita a 12 g di carbonio-12, con lo stesso risultato pratico.
- La massa molare M (g/mol) ha lo stesso valore numerico della massa atomica, molecolare o formula.
- Le relazioni fondamentali sono $n = m/M$ e $N = n \cdot N_A$; al centro di ogni conversione c'è la quantità di sostanza.
- Le moli di un atomo o di uno ione si ottengono moltiplicando le moli della sostanza per l'indice nella formula.
- La composizione percentuale in massa si calcola dalla formula: indice × massa molare dell'elemento, diviso massa molare del composto, per 100.
- La formula minima si ricava trasformando le masse in moli, dividendo per il valore più piccolo e rendendo interi i rapporti.
- La formula molecolare è un multiplo intero k della formula minima; k si ottiene dalla massa molare misurata.
- Gli idrati contengono acqua di cristallizzazione in rapporto fisso ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$); scaldandoli a massa costante si determina quante molecole d'acqua ci sono per unità formula.

ESERCIZI

Comprendere e ricordare

1. ● Secondo la definizione in vigore dal 2019, una mole è:
   - **A.** la quantità di sostanza che ha la massa di 12 g
   - **B.** la quantità di sostanza che contiene esattamente $6{,}022\,140\,76 \times 10^{23}$ entità elementari
   - **C.** il volume occupato da 22,41 L di un gas qualsiasi
   - **D.** la massa di $6{,}022 \times 10^{23}$ atomi di idrogeno

2. ● La massa molare si misura in:
   - **A.** g
   - **B.** mol
   - **C.** mol/g
   - **D.** g/mol

3. ● Quale affermazione sul cloruro di sodio, NaCl, è corretta?
   A. la formula indica il rapporto 1 : 1 fra gli ioni Na^+ e Cl^- del reticolo
   B. è formato da molecole NaCl di massa 58,44 u
   C. contiene atomi neutri di sodio e di cloro
   D. la sua massa molare è 58,44 u

4. ● Una mole di H_2O e una mole di CO_2 hanno in comune:
   A. la massa
   B. il volume
   C. il numero di molecole
   D. il numero di atomi di ossigeno

5. ● Quante moli di atomi di idrogeno ci sono in 2 mol di metano, CH_4?
   A. 2 mol
   B. 4 mol
   C. 8 mol
   D. 10 mol

6. ●● Quali due sostanze hanno la stessa formula minima?
   A. CO_2 e CO
   B. H_2O e H_2O_2
   C. CH_4 e C_2H_6
   D. C_2H_2 e C_6H_6

7. ●● Nel calcolo di una formula minima i rapporti fra le moli risultano C 1,00 : H 2,50. La formula minima è:
   A. CH_2
   B. C_2H_5
   C. CH_3
   D. C_4H_{10}

8. ●●● Nell'esperienza dell'idrato, perché si scalda il campione fino a massa costante?
   A. per essere sicuri che tutta l'acqua di cristallizzazione sia stata eliminata
   B. per far reagire il solfato di rame con l'ossigeno dell'aria
   C. perché la bilancia misura correttamente solo oggetti caldi
   D. per trasformare il solfato di rame in ossido di rame

Vero o falso

9. ● Una mole di qualsiasi sostanza ha la stessa massa.

10. ● La massa molare di un elemento, in g/mol, ha lo stesso valore numerico della sua massa atomica.

11. ● In una mole di $CaCl_2$ ci sono in tutto tre moli di ioni.

12. ●● Due composti con la stessa composizione percentuale in massa hanno necessariamente la stessa formula molecolare.

13. ● Nella formula $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ il punto indica che la massa molare si ottiene moltiplicando quella di $CuSO_4$ per quella di cinque molecole d'acqua.

14. ●● Dopo la ridefinizione del 2019 la massa di una mole di carbonio-12 è ancora, per definizione, esattamente 12 g.

Applicare

15. ● Calcola la quantità di sostanza contenuta in 50,0 g di carbonato di calcio, $CaCO_3$ (il componente principale del marmo).

16. ● Che massa di glucosio, $C_6H_{12}O_6$, bisogna pesare per avere 0,250 mol?

17. ●● Una bottiglia contiene 1,00 kg di acqua. Quante molecole d'acqua contiene? Quanti atomi di idrogeno?

18. ●● Calcola la massa, in grammi, di una sola molecola di diossido di carbonio, CO_2.

19. ●●● Calcola le moli di ioni Al^{3+} e di ioni solfato SO_4^{2-} contenute in 10,0 g di solfato di alluminio, $Al_2(SO_4)_3$, e il numero totale di ioni.

20. ●● Calcola la composizione percentuale in massa dell'urea, $CO(NH_2)_2$, e verifica il valore di azoto citato nel riquadro sui concimi.

21. ●● Quanti kilogrammi di ferro si possono ricavare, al massimo, da 1,00 t di ematite pura, Fe_2O_3?

22. ●● Un idrocarburo gassoso contiene l'85,6 % di carbonio e il 14,4 % di idrogeno in massa; la sua massa molare è 56,1 g/mol. Trova la formula minima e la formula molecolare.

23. ●●● Un campione di un ossido di azoto contiene 1,40 g di azoto e 3,20 g di ossigeno. Trova la formula minima. La massa molare misurata è 92,0 g/mol: qual è la formula molecolare?

24. ●●● 2,50 g di solfato di magnesio idrato, $MgSO_4 \cdot xH_2O$, dopo riscaldamento a massa costante pesano 1,22 g. Trova x.

Leggere dati e figure

25. ● Osserva la Figura 1.1. Quale delle sei sostanze ha la massa molare più alta e quale occupa il volume maggiore per mole? Ferro e rame hanno masse molari diverse ma volumi molari quasi uguali: quale grandezza compensa la differenza?

26. ●● Osserva la Figura 1.3. Calcola, per l'acqua e per il perossido di idrogeno, la massa di ossigeno combinata con 1,00 g di idrogeno. Qual è il rapporto fra le due masse? Quale legge di *Scienze naturali 1* ritrovi?

27. ●●● Un gruppo di studenti ottiene questi dati nell'esperienza del solfato di rame: crogiolo vuoto 21,47 g; crogiolo con idrato 23,97 g; crogiolo dopo il primo riscaldamento 23,23 g; dopo il secondo 23,08 g; dopo il terzo 23,07 g. Calcola il rapporto fra moli di acqua e moli di sale anidro usando prima la pesata dopo il primo riscaldamento e poi quella finale. Quale risultato è corretto, e perché?

Indagare e argomentare

28. ●● Un compagno scrive: «La massa di una molecola di NaCl è 58,44 u, quindi una mole di molecole di NaCl ha massa 58,44 g». Individua l'errore e riscrivi la frase in modo corretto. Spiega perché il calcolo numerico, comunque, non cambia.

29. ●●● Ti viene consegnato un sale bianco sconosciuto. Progetta un esperimento per stabilire se è un idrato e, conoscendo la sua formula anidra, quante molecole d'acqua contiene per unità formula. Indica che cosa misuri, come controlli che il risultato sia affidabile, quali errori sono possibili e quali norme di sicurezza adotti.

30. ●●● «Contare pesando» funziona per le viti di una ferramenta solo se le viti sono tutte uguali. Gli atomi di cloro invece non hanno tutti la stessa massa: il cloro naturale è un miscuglio di due isotopi. Perché allora la massa molare 35,45 g/mol permette di contare correttamente gli atomi di un campione di cloro? Che cosa succederebbe se la proporzione fra gli isotopi cambiasse da un campione all'altro?

Approfondimento

31. ●● Nel 1909 Perrin propose per il numero di molecole in una mole il valore medio 71×10^{22}. Di quanto, in percentuale, si discosta dal valore attuale di N_A? Perché, nonostante lo scarto, il suo risultato fu considerato una prova dell'esistenza delle molecole?

32. ●●● La combustione di 0,450 g di un composto formato da C, H e O produce 0,660 g di CO_2 e 0,270 g di H_2O. La massa molare è 90,1 g/mol. Trova la formula minima e la formula molecolare. Di quale sostanza, incontrata nello studio della fermentazione, potrebbe trattarsi?

PER APPROFONDIRE

- [ATK] P. Atkins, L. Jones, L. Laverman, *Chemical Principles*: il capitolo introduttivo sulla mole, sulla massa molare e sulla determinazione delle formule chimiche.
- [TRO] N. J. Tro, *Chemistry: A Molecular Approach*: le pagine sulla composizione dei composti, con molti esempi di formule minime ricavate dall'analisi per combustione.

Glossario del capitolo

Acqua di cristallizzazione
Acqua che fa parte del reticolo cristallino di un idrato, in un numero fisso di molecole per unità formula.

Analisi elementare
Determinazione degli elementi presenti in un composto e della loro massa o percentuale in massa.

Analisi per combustione
Metodo di analisi elementare dei composti organici: il campione brucia in ossigeno e dalle masse di CO_2 e H_2O prodotte si ricavano le masse di carbonio e idrogeno; l'ossigeno si ottiene per differenza.

Anidro
Detto di un composto privo di acqua di cristallizzazione, per esempio il solfato di rame(II) anidro, $CuSO_4$, bianco.

Composizione percentuale in massa
Massa di ciascun elemento contenuta in 100 g di un composto; si calcola dalla formula e dalle masse molari.

Deliquescenza
Proprietà di alcune sostanze igroscopiche di assorbire dall'aria tanta acqua da sciogliersi in essa (per esempio il cloruro di calcio anidro).

Efflorescenza
Perdita spontanea di acqua di cristallizzazione da parte di un idrato esposto all'aria secca (per esempio il carbonato di sodio decaidrato).

Entità elementare
La particella che si conta quando si misura una quantità di sostanza: atomo, molecola, ione, unità formula, elettrone; va sempre specificata.

Essiccatore
Recipiente di vetro a chiusura ermetica con un agente essiccante sul fondo, in cui i campioni si raffreddano senza assorbire umidità.

Fattore di conversione
Rapporto fra due grandezze equivalenti (per esempio la massa molare, in g/mol) per cui si moltiplica o si divide una misura per esprimerla in un'altra grandezza.

Idrato
Composto cristallino che contiene molecole d'acqua in rapporto fisso con la sua unità formula; si scrive con un punto, come $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

Igroscopico
Detto di una sostanza che assorbe il vapore acqueo dell'aria.

Massa costante
Condizione raggiunta quando due pesate successive di un campione, scaldato e raffreddato più volte, coincidono entro la sensibilità della bilancia.

Massa formula
Somma delle masse atomiche degli atomi di un'unità formula; si usa per i composti ionici al posto della massa molecolare.

Quantità di sostanza
Grandezza di base del SI, simbolo n, che esprime il numero di entità elementari di un campione; la sua unità è la mole.

Unità formula
Il più piccolo gruppo di ioni che rispetta il rapporto indicato dalla formula di un composto ionico (per esempio un Na^+ e un Cl^- per NaCl).

Soluzioni

1. B. È la definizione SI del 2019: il numero di entità è fissato, non la massa.

2. D. g/mol: grammi per ogni mole di entità.

3. A. NaCl è un reticolo di ioni; la formula indica l'unità formula. La massa molare si esprime in g/mol, non in u.

4. C. Una mole contiene sempre $6{,}022 \times 10^{23}$ entità; massa (18,02 g contro 44,01 g), volume e numero di atomi di ossigeno sono diversi.

5. C. Ogni molecola di CH_4 contiene 4 atomi H: 2 mol × 4 = 8 mol.

6. D. C_2H_2 e C_6H_6 hanno entrambi formula minima CH.

7. B. 1 : 2,50 moltiplicato per 2 dà 2 : 5, cioè C_2H_5. (C_4H_{10} è una possibile formula molecolare, non la minima.)

8. A. Quando due pesate successive coincidono, non c'è più acqua da eliminare.

9. F. Ha lo stesso numero di particelle; la massa dipende dalla massa molare (per esempio 1,008 g per H, 197,0 g per Au).

10. V.

11. V. 1 mol di Ca^{2+} + 2 mol di Cl^- = 3 mol di ioni.

12. F. Hanno la stessa formula minima, ma possono avere formule molecolari diverse (per esempio CH_2O e $C_6H_{12}O_6$).

13. F. Il punto non indica un prodotto: le masse si sommano, $M = 159{,}61 + 5 \times 18{,}016 = 249{,}69$ g/mol.

14. F. Dal 2019 è fissato il numero di entità, non la massa: la massa di una mole di carbonio-12 si misura, e risulta 12 g entro meno di una parte su un miliardo.

15. $M(CaCO_3) = 40{,}08 + 12{,}01 + 3 \times 16{,}00 = 100{,}09$ g/mol; $n = 50{,}0/100{,}09 = 0{,}500$ mol.

16. $M(C_6H_{12}O_6) = 180{,}16$ g/mol; $m = 0{,}250$ mol × 180,16 g/mol = 45,0 g.

17. $n = 1000$ g ÷ 18,016 g/mol = 55,51 mol; $N = 55{,}51 \times 6{,}022 \times 10^{23} = 3{,}34 \times 10^{25}$ molecole; atomi di H: $2 \times 3{,}343 \times 10^{25} = 6{,}69 \times 10^{25}$.

18. 44,01 g/mol ÷ $6{,}022 \times 10^{23}$ $mol^{-1} = 7{,}308 \times 10^{-23}$ g.

19. $M = 2 \times 26{,}98 + 3 \times (32{,}06 + 4 \times 16{,}00) = 342{,}14$ g/mol; $n = 10{,}0/342{,}14 = 0{,}029\,23$ mol. Al^{3+}: $2 \times 0{,}029\,23 = 0{,}0585$ mol; SO_4^{2-}: $3 \times 0{,}029\,23 = 0{,}0877$ mol; ioni totali $5 \times 0{,}029\,23 = 0{,}1461$ mol × $6{,}022 \times 10^{23} = 8{,}80 \times 10^{22}$.

20. $M = 12{,}01 + 16{,}00 + 2 \times (14{,}01 + 2 \times 1{,}008) = 60{,}06$ g/mol. C 12,01/60,06 = 20,00 %; O 16,00/60,06 = 26,64 %; N 28,02/60,06 = 46,65 %; H 4,032/60,06 = 6,71 %. L'azoto è il 46,7 %, come nel riquadro.

21. % Fe = $2 \times 55{,}85/159{,}70 = 69{,}94$ %; massa di ferro = 0,6994 × 1000 kg = 699 kg.

22. Su 100 g: C 85,6/12,01 = 7,127 mol; H 14,4/1,008 = 14,29 mol; rapporto 1 : 2,00 → CH_2 (14,03 g/mol). k = 56,1/14,03 = 4,00 → C_4H_8.

23. n(N) = 1,40/14,01 = 0,0999 mol; n(O) = 3,20/16,00 = 0,200 mol; rapporto 1 : 2,00 → NO_2 (46,01 g/mol). k = 92,0/46,01 = 2,00 → N_2O_4.

24. Acqua: 2,50 − 1,22 = 1,28 g → 1,28/18,016 = 0,0710 mol. $MgSO_4$: M = 120,37 g/mol → 1,22/120,37 = 0,010 14 mol. Rapporto 7,01 → $x = 7$ ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$).

25. Massa molare più alta: il saccarosio (342,3 g/mol), che occupa anche il volume maggiore (215,3 cm^3). Ferro e rame occupano entrambi circa 7,1 cm^3: il rame ha massa molare più alta (63,55 contro 55,85 g/mol) ma anche densità più alta (8,96 contro 7,87 g/cm^3), e il volume molare è M/d.

26. Acqua: 88,81/11,19 = 7,94 g di O per grammo di H; perossido di idrogeno: 94,07/5,93 = 15,9 g. Rapporto 15,9/7,94 = 2,00, un rapporto fra numeri interi piccoli: è la legge delle proporzioni multiple di Dalton (*Scienze naturali 1*, cap. 6).

27. Idrato: 23,97 − 21,47 = 2,50 g. Dopo il primo riscaldamento: anidro 23,23 − 21,47 = 1,76 g → 1,76/159,61 = 0,011 03 mol; acqua 23,97 − 23,23 = 0,74 g → 0,74/18,016 = 0,0411 mol; rapporto 3,7. Pesata finale: anidro 23,07 − 21,47 = 1,60 g → 0,010 02 mol; acqua 0,90 g → 0,0500 mol; rapporto 4,98 ≈ 5. È corretto il secondo: dopo il primo riscaldamento la massa diminuiva ancora, quindi una parte dell'acqua era rimasta nel solido; solo le ultime due pesate coincidono entro 0,01 g (massa costante).

28. L'errore è «molecola»: il cloruro di sodio è un reticolo di ioni Na^+ e Cl^- e non contiene molecole. Frase corretta: «La massa di un'unità formula di NaCl è 58,44 u, quindi una mole di unità formula di NaCl ha massa 58,44 g». Il calcolo non cambia perché massa molecolare e massa formula si calcolano allo stesso modo, sommando le masse atomiche della formula.

29. Traccia di risposta. Misure: massa del crogiolo vuoto (portato a massa costante), massa con il sale, massa dopo cicli di riscaldamento, raffreddamento in essiccatore e pesata, fino a massa costante. Se la massa diminuisce (e magari il colore cambia) il sale contiene acqua; se resta costante non è un idrato (o non perde acqua a quella temperatura). Calcolo: moli di acqua persa / moli di sale anidro (dalla formula anidra). Affidabilità: almeno tre prove ripetute, bilancia sensibile, pesate a freddo. Errori: riscaldamento incompleto (rapporto basso), decomposizione per calore eccessivo o umidità ripresa all'aria (rapporto alterato). Un controllo utile: il solido anidro, con una goccia d'acqua, deve riprendere acqua. Sicurezza: occhiali, camice, guanti, pinze per il crogiolo caldo, nessun fumo inalato, smaltimento dei residui secondo le indicazioni.

30. Traccia di risposta. La massa molare di un elemento è una media delle masse dei suoi isotopi, pesata sulle loro abbondanze (lo vedrai nel cap. 3). Contare pesando funziona anche con oggetti diversi, purché si conosca la loro massa *media* e purché la miscela abbia sempre la stessa composizione, come un sacchetto di viti di due tipi mescolati sempre nella stessa proporzione. Se la proporzione fra gli isotopi cambiasse da un campione all'altro, cambierebbe la massa media e la massa molare tabulata darebbe un numero di atomi sbagliato. In natura la composizione isotopica del cloro varia pochissimo: la IUPAC la riassume in un intervallo di masse atomiche molto stretto (fra 35,446 e 35,457), e il valore 35,45 basta per qualunque calcolo scolastico.

31. $(7{,}1 \times 10^{23} - 6{,}022 \times 10^{23}) / 6{,}022 \times 10^{23} \times 100 =$ 18 % in più. Lo scarto era grande, ma metodi del tutto indipendenti (distribuzione dei granuli, loro spostamenti, radioattività) davano lo stesso ordine di grandezza e valori fra loro vicini: una coincidenza inspiegabile se le molecole non fossero reali.

32. $m(C) = 0{,}660 \times 12{,}01/44{,}01 = 0{,}1801$ g → 0,015 00 mol; $m(H) = 0{,}270 \times 2{,}016/18{,}016 = 0{,}030\,21$ g → 0,029 97 mol; $m(O) = 0{,}450 - 0{,}1801 - 0{,}0302 =$ 0,2397 g → 0,014 98 mol. Rapporto 1 : 2 : 1 → CH_2O (30,03 g/mol); $k = 90{,}1/30{,}03 = 3{,}00 \rightarrow C_3H_6O_3$: l'acido lattico della fermentazione lattica.