

# LA MOLE E LA COMPOSIZIONE PERCENTUALE DEI COMPOSTI

## 1 LA MASSA ATOMICA ASSOLUTA SI ESPRIME IN KILOGRAMMI

Atomi e molecole sono piccolissimi: presi singolarmente, non possono essere né visti, né misurati, né pesati. Eppure oggi conosciamo le loro dimensioni e sappiamo stabilirne il peso.

Per determinare la massa degli atomi si usa lo *spettrometro di massa*. Il valore che esso fornisce, espresso in kg, costituisce la massa atomica assoluta.

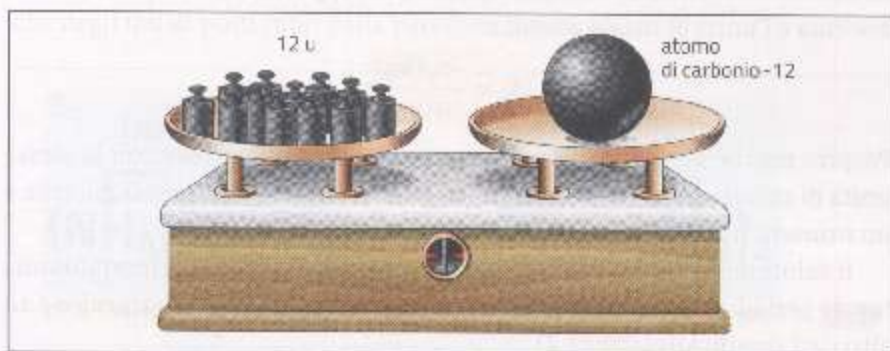
La massa atomica assoluta ( $m_a$ ) è la massa di un atomo espressa in kg.

La massa di un atomo di fluoro, per esempio, è  $3,155 \cdot 10^{-26}$  kg, mentre quella di un atomo di idrogeno è  $1,674 \cdot 10^{-27}$  kg. Così espresse, le masse atomiche hanno valori numerici molto piccoli, compresi tra  $10^{-27}$  e  $10^{-25}$  kg; il kilogrammo e i suoi sottomultipli sono quindi inadatti a esprimerle agevolmente.

Conviene allora scegliere come unità di misura una massa «microscopica» che abbia lo stesso ordine di grandezza degli atomi. L'unità di riferimento delle masse atomiche è la dodicesima parte della massa atomica assoluta del carbonio-12. Tale unità prende il nome di unità di massa atomica (figura 1).

L'unità di massa atomica (indicata con il simbolo  $u$ ) corrisponde a un dodicesimo della massa atomica assoluta del carbonio-12:

$$1 u = \frac{1}{12} A_a \text{ del carbonio-12}$$



### TI RICORDI?

L'unità di misura della massa nel SI è il **kilogrammo**.

### LE PAROLE

Il termine **carbonio-12** indica il tipo di atomo di carbonio più abbondante in natura. Vedremo più avanti che gli atomi di uno stesso elemento non sempre sono identici.

**Figura 1** L'unità di misura  $u$   
L'unità di massa atomica,  $u$ , è  $1/12$  della massa dell'atomo di carbonio più comune, il carbonio-12.

## PER SAPERNE DI PIÙ

## Lo spettrometro di massa

La *spettrometria di massa* è una tecnica che permette di identificare la composizione di una sostanza sconosciuta. Per farlo si ricorre allo **spettrometro di massa**, uno strumento che misura la massa degli ioni in funzione del rapporto tra la loro massa e la loro carica.

Il campione da analizzare viene inviato all'interno della *camera di ionizzazione*, dove è convertito in un fascio di ioni positivi. Gli ioni vengono poi accelerati da un campo elettrico e spinti all'interno di un campo magnetico, dove vengono deflessi lungo traiettorie diverse (figura). L'entità della deflessione dipende dalla massa e dalla carica dell'ione.

Lo strumento registra l'intensità e la posizione del fascio di ioni in uscita e fornisce il risultato sotto forma di una serie di picchi che prende il nome di **spettro di massa**. Ciascun picco indica un diverso componente, di cui lo spettrometro restituisce il valore della massa e la quantità relativa all'interno del campione analizzato.

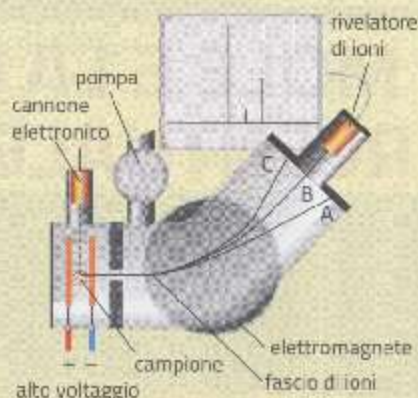


Figura La struttura di uno spettrometro di massa. I punti A, B e C indicano le diverse traiettorie seguite dal fascio di ioni.

## 2 LA MASSA ATOMICA RELATIVA È UN NUMERO PURO

Poiché la massa atomica assoluta del carbonio-12 è uguale a  $1,9926 \cdot 10^{-26}$  kg ( $1,9926 \cdot 10^{-23}$  g), un'unità di massa atomica ( $u$ ), espressa in kg e in g, equivale a:

$$1 u = \frac{1,9926 \cdot 10^{-26} \text{ kg}}{12}$$

Cioè:

$$1 u = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

I valori di tutte le masse atomiche sono multipli (o si avvicinano a multipli) di questa unità. La massa dell'atomo di fluoro, per esempio, risulta 19 volte più grande:

$$\text{massa atomica fluoro} = \frac{3,154 \cdot 10^{-26} \text{ kg}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 19,00$$

Il valore così ottenuto (19,00) costituisce la massa atomica relativa del fluoro. In generale:

La **massa atomica relativa** (simbolo  $A_r$ ) è un numero che indica quante volte la massa atomica assoluta è maggiore dell'unità di massa atomica.

La massa atomica relativa è data quindi dal rapporto tra la massa atomica assoluta e l'unità di massa atomica:

$$A_r = \frac{m_a(\text{kg})}{u(\text{kg})}$$

Proprio perché deriva da un rapporto tra due masse espresse con la stessa unità di misura (kg), la massa atomica relativa è priva di dimensioni, cioè è un **numero puro**.

Il valore della massa atomica relativa di ciascun elemento è riportato sulla tavola periodica nella casella dell'elemento, insieme al numero atomico e ad altri dati significativi (figura 2).

**APP**  
La tavola periodica interattiva

9	←	Numero atomico
F	←	Simbolo
19,00	←	Massa atomica relativa

Figura 2 La massa atomica relativa. Per ciascun elemento, la tavola periodica riporta il valore della massa atomica relativa accanto al simbolo dell'elemento e al suo numero atomico.

A partire dal valore della massa atomica relativa e dalla sua definizione, si può calcolare la massa atomica assoluta di qualsiasi atomo (tabella 1):

$$m_a = A_r \cdot u \text{ (kg)} = A_r \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Per esempio, la massa atomica relativa del sodio, Na, è 22,99; se si moltiplica questo valore per  $1,66 \cdot 10^{-27}$  kg si ottiene la sua massa atomica assoluta:

$$m_{a, \text{Na}} = 3,82 \cdot 10^{-26} \text{ kg} = 3,82 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

**Tabella 1** Massa atomica assoluta e relativa. Confronto tra i valori di massa atomica assoluta e relativa di alcuni elementi chimici.

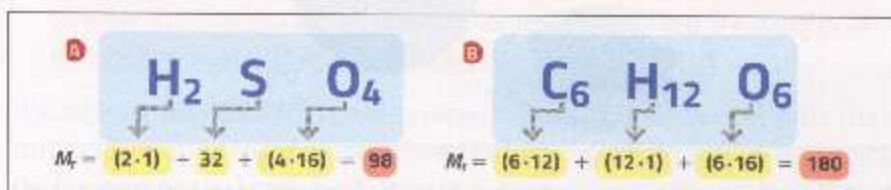
Elemento	Massa atomica assoluta (g)	Massa atomica relativa	Elemento	Massa atomica assoluta (g)	Massa atomica relativa
alluminio	$4,48 \cdot 10^{-23}$	26,98	calcio	$6,66 \cdot 10^{-23}$	40,1
azoto	$2,33 \cdot 10^{-23}$	14,01	ossigeno	$2,66 \cdot 10^{-23}$	16,00

### 3 LA MASSA MOLECOLARE RELATIVA SI PUÒ CALCOLARE

Quando si conosce la formula di una sostanza, è possibile calcolare la massa relativa delle sue molecole o della sua unità formula; nel caso delle molecole parliamo di *massa molecolare relativa*, nel caso dell'unità formula parliamo di *massa formula relativa*; in entrambi i casi il simbolo è  $M_r$ . Il suo valore dipende dalla massa atomica relativa degli atomi della molecola o dell'unità formula.

La massa molecolare (o massa formula) relativa è uguale alla somma delle masse relative degli atomi che costituiscono la molecola (o l'unità formula).

La massa relativa è pertanto un numero puro, cioè privo di dimensioni (figura 3).



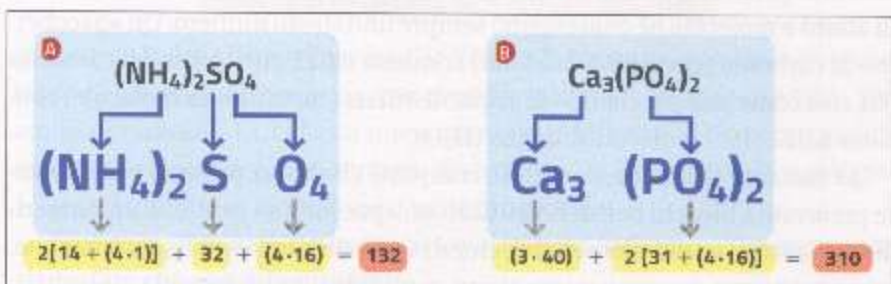
**Figura 3** Calcolo della massa molecolare relativa delle molecole. Gli esempi riportano il calcolo per le molecole di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (A) e  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (B). Le masse atomiche relative sono approssimate all'unità.

La massa molecolare relativa dell'acqua,  $M_{r(\text{H}_2\text{O})}$ , è il risultato della somma delle masse atomiche relative di due atomi di idrogeno e uno di ossigeno:

$$M_{r(\text{H}_2\text{O})} = 2 \cdot A_{r(\text{H})} + A_{r(\text{O})} = 2 \cdot 1,008 + 16,00 = 18,016$$

per cui il suo valore, approssimato alla seconda cifra decimale, è 18,02.

Se nella formula chimica dei composti sono presenti gruppi poliatomici raccolti tra parentesi, nel calcolo della massa relativa occorre tener conto anche degli indici posti fuori dalla parentesi (figura 4).



**Figura 4** Calcolo della massa formula relativa per composti con gruppi poliatomici. Gli esempi mostrano il calcolo per composti che nella formula contengono gruppi poliatomici tra parentesi, come nel caso del solfato di ammonio (A) e del fosfato di calcio (B).

## 4 ATOMI E MOLECOLE SI CONTANO A «PACCHETTI»



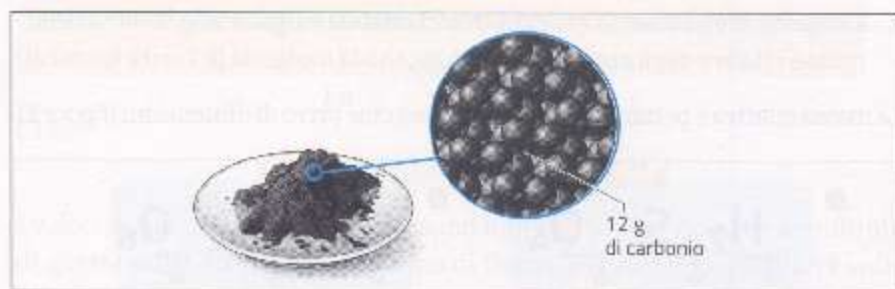
**Figura 5** Modello della molecola di acido acetilsalicilico. Ogni molecola è costituita da 9 atomi C, 8 atomi H e 4 atomi O, per cui la sua formula molecolare è  $C_9H_8O_4$ .

La massa di una sola molecola di acido acetilsalicilico (figura 5), il principio attivo di alcuni farmaci antifebbrili e antinfiammatori, è  $2,99 \cdot 10^{-22}$  g. In una sola pastiglia di farmaco, che contiene circa 400 mg di acido acetilsalicilico, è quindi presente un numero enorme di molecole. Oggi i chimici costruiscono la molecola del principio attivo a partire da sostanze più semplici, e per farlo senza sprechi hanno bisogno di contare gli atomi necessari a produrla. Ma come si può contare ciò che non si vede? E se anche gli atomi si vedessero, quanto tempo occorrerebbe per contarne un numero enorme?

Gli oggetti che acquistiamo sono spesso raggruppati in confezioni, per esempio sei uova, dieci merendine o cinquecento fogli di carta; per acquistarne un grande numero non perdiamo tempo a contarli uno a uno, ma contiamo le confezioni sufficienti a contenerli. Anche atomi e molecole possono essere prelevati a «pacchetti»: il numero di atomi o molecole in ciascun «pacchetto» è però estremamente grande, tanto che la loro massa complessiva è superiore a un grammo. Il loro numero è dell'ordine di  $10^{23}$  e si chiama numero di Avogadro (figura 6).

**Il numero di Avogadro (simbolo  $N_A$ ) è il numero di atomi di carbonio contenuti in 12 grammi di carbonio-12.**

**Figura 6** Il numero di Avogadro. 12 g di carbonio-12 contengono un numero di atomi di carbonio esattamente uguale al numero di Avogadro.



Per determinarne il valore, basta ricordare che la massa atomica assoluta ( $m_a$ ) di un atomo di carbonio è  $1,9926 \cdot 10^{-23}$  g; il numero di atomi contenuti in 12 g di carbonio, pertanto, è:

$$N_A = \frac{12 \text{ g}}{1,9926 \cdot 10^{-23} \text{ g}} = 6,022 \cdot 10^{23}$$

Questo valore è estremamente grande:  $6,022 \cdot 10^{23}$  bottiglie di acqua da 1,5 l occuperebbero un volume circa uguale a quello della Terra.

Mentre una confezione acquistata al supermercato, per esempio un sacchetto di patatine, può contenere un numero variabile di oggetti, i «pacchetti» di atomi e molecole ne contengono sempre uno stesso numero. Un «pacchetto» di carbonio (costituito da atomi) contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  atomi di carbonio (C), così come un «pacchetto» di acqua distillata (costituito da molecole) contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  molecole di acqua ( $H_2O$ ).

Le sostanze chimiche, semplici o composte che siano, possono quindi essere prelevate a blocchi ben definiti. Ciascun «pacchetto» contiene un numero di Avogadro di **entità elementari**, cioè di unità costitutive delle sostanze che, come sappiamo, possono essere atomi, molecole o unità formula.

### TI RICORDI?

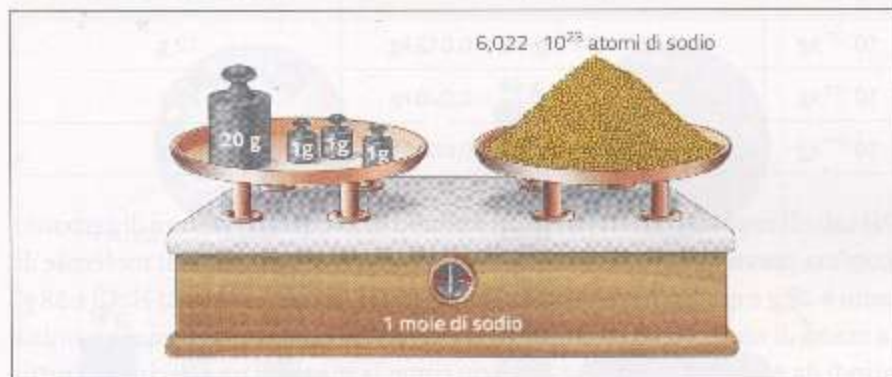
Le **sostanze semplici** sono costituite da atomi (come il ferro, Fe) o da molecole (come l'ossigeno dell'aria,  $O_2$ ); le **sostanze composte** sono costituite da molecole (come l'acqua,  $H_2O$ ) o da ioni (come il sale da cucina, contenente ioni  $Na^+$  e  $Cl^-$ ) rappresentati con l'unità formula ( $NaCl$ ).

## 5 UNA MOLE CONTIENE UN DATO NUMERO ( $N_A$ ) DI ENTITÀ ELEMENTARI

Un «pacchetto» di sostanza contenente un numero di Avogadro di entità elementari costituisce l'unità di misura della *quantità di sostanza*. La quantità di sostanza è una delle 7 grandezze fondamentali del Sistema Internazionale.

La **quantità di sostanza** (simbolo  $n$ ) esprime quante entità elementari vi sono in un corpo.

Il nome dell'unità di misura è *mole*, il suo simbolo è **mol** (figura 7) e questa è la sua definizione ufficiale: *la mole è la quantità di sostanza che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi contenuti in 0,012 kg di carbonio-12.*



**Figura 7** La relazione tra mole e numero di Avogadro. Un numero di Avogadro di atomi di sodio è  $6,022 \cdot 10^{23}$  atomi, ovvero una mole, e corrisponde a una massa di 23 g.

Tenendo presente che il numero di atomi contenuti in 0,012 kg (12 g) di carbonio-12 è il numero di Avogadro, possiamo darne una definizione più breve:

La **mole** è la quantità di sostanza che contiene un numero di Avogadro di entità elementari (atomi, molecole o unità formula).

Poiché le entità elementari possono essere di natura diversa, ogni volta che si utilizza il termine *mole* è necessario specificare a quale entità ci si sta riferendo. Per esempio, nel caso di un cubetto di rame si dovrà scrivere *mole di atomi di rame*, nel caso di un cubetto di ghiaccio si dovrà scrivere *mole di molecole di acqua*.

Poiché  $N_A$  è il numero di entità elementari in una mole, si esprime in:

**atomi (o molecole o unità formula)**

**mol**

e ha quindi unità di misura  $\text{mol}^{-1}$ . Non essendo un numero puro, è più corretto indicare  $N_A$  come **costante di Avogadro**:

costante di Avogadro,  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Attraverso le definizioni di mole e di costante di Avogadro possiamo ora «contare» gli atomi di carbonio. Se, per esempio, abbiamo bisogno di  $6,022 \cdot 10^{23}$  atomi di carbonio-12, ci basta misurarne con la bilancia 12 g, mentre ne misuriamo 24 g se ci serve un numero di atomi due volte più grande o soltanto 1,2 g se il numero di atomi è dieci volte più piccolo.

Questo ragionamento è immediato nel caso del carbonio-12, ma come possiamo fare con sostanze diverse?



**PER CAPIRE MEGLIO**  
Lezione interattiva  
La mole

### LE PAROLE

Quantità di sostanza e massa non sono grandezze equivalenti; la **quantità di sostanza** indica quante entità elementari ci sono in un corpo, la **massa** è la grandezza che si misura con la bilancia. La massa di due corpi può essere uguale, pur essendo diverso il numero di unità che li costituisce.

## 6 UNA MOLE DI SOSTANZE DIVERSE HA MASSA DIVERSA

Consideriamo un *atomo* di carbonio-12 (C), una *molecola* di azoto ( $N_2$ ) e un'*unità formula* di cloruro di sodio (NaCl). La loro massa relativa è espressa da numeri adimensionali che, approssimati all'unità, sono rispettivamente 12, 28 e 58. Se li moltiplichiamo per il valore dell'unità di massa atomica u, otteniamo le corrispondenti masse assolute; moltiplicando queste per la costante di Avogadro  $N_A$ , possiamo determinare la massa di un «pacchetto» di ciascuna delle tre sostanze, cioè di una mole (tabella 2).

**Tabella 2** Calcoli a partire dalla massa relativa. Calcolo della massa di  $N_A$  atomi di carbonio, di  $N_A$  molecole di azoto e di  $N_A$  unità formula di cloruro di sodio a partire dalla loro massa relativa.

Sostanza	Massa relativa ( $A_r$ , $M_r$ )	Massa assoluta di 1 entità ( $A$ , u, $M_f$ , u)	Massa in kilogrammi di $N_A$ ( $6,022 \cdot 10^{23}$ ) entità	Massa in grammi di $N_A$ ( $6,022 \cdot 10^{23}$ ) entità
C	12	$12 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27}$ kg	$12 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27}$ kg $\cdot N_A = 0,012$ kg	12 g
$N_2$	28	$28 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27}$ kg	$28 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27}$ kg $\cdot N_A = 0,028$ kg	28 g
NaCl	58	$58 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27}$ kg	$58 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27}$ kg $\cdot N_A = 0,058$ kg	58 g

### A COLPO D'OCCHIO



Dai calcoli risulta che la massa di un numero di Avogadro di atomi di carbonio (com'era prevedibile) è 12 g, quella di un numero di Avogadro di molecole di azoto è 28 g e quella di un numero di Avogadro di unità formula NaCl è 58 g. La massa di una mole di atomi, oppure di molecole o di unità formula, cambia quindi da sostanza a sostanza, proprio come la massa di una decina di frutti, anche se dello stesso tipo, cambia da frutto a frutto.

La tabella 3 evidenzia un'altra regolarità: la massa, espressa in grammi, di un numero di Avogadro di atomi C, di molecole  $N_2$  e di unità formula NaCl è pari al valore della massa relativa di C,  $N_2$  e NaCl.

**Tabella 3** Atomi, molecole e unità formula. Massa relativa di un uguale numero di atomi di carbonio, di molecole di azoto e di unità formula di cloruro di sodio.

Numero di atomi o molecole o unità formula	Massa C	Massa $N_2$	Massa NaCl
1	12	28	58
10	10 · (12)	10 · (28)	10 · (58)
1000	1000 · (12)	1000 · (28)	1000 · (58)
$N_A$	$N_A$ · (12)	$N_A$ · (28)	$N_A$ · (58)

Tale relazione si può sintetizzare con la rappresentazione grafica illustrata nella figura 8.

**Figura 8** Il numero di Avogadro e le altre grandezze. Una massa in grammi di un elemento (o di un composto) corrispondente alla massa relativa (atomica o molecolare o formula) contiene un numero di Avogadro di atomi, molecole o unità formula.



In generale:

La massa, espressa in grammi, di una mole di sostanza è pari alla massa relativa (atomica, molecolare o formula) della sostanza.

Per prelevare un numero di Avogadro di entità elementari di una certa sostanza, cioè una mole di sostanza, si può allora misurare con la bilancia una massa in grammi pari alla massa atomica relativa, alla massa molecolare relativa o alla massa formula relativa della sostanza.

In altre parole, per prelevare:

- $6,022 \cdot 10^{23}$  atomi di rame Cu ( $A_r = 63,55$ ), cioè 1 mol Cu, si misurano 63,55 g di rame;
- $6,022 \cdot 10^{23}$  molecole di acqua  $H_2O$  ( $M_r = 18,02$ ), cioè 1 mol  $H_2O$ , si misurano 18,02 g di acqua;
- $6,022 \cdot 10^{23}$  unità formula di cloruro di sodio ( $M_r = 58,44$ ), cioè 1 mol NaCl, si misurano 58,44 g di cloruro di sodio (figura 9).

**Figura 9** Una mole di diverse sostanze La massa di una mole di sostanza (approssimata all'unità) varia al variare della sostanza, ma contiene lo stesso numero  $N_A$  di entità elementari. In 18 g di acqua ci sono  $6,022 \cdot 10^{23}$  molecole di acqua (A), in 64 g di rame ci sono  $6,022 \cdot 10^{23}$  atomi di rame (B), in 58 g di cloruro di sodio ci sono  $6,022 \cdot 10^{23}$  unità formula (C).



La costante di Avogadro permette quindi di passare dai valori di massa degli atomi ( $\sim 10^{-23}$  g) a valori di massa in grammi e ci consente di «contare» con la bilancia gli atomi, le molecole o le unità formula di una sostanza (figura 10).



**Figura 10** Dal micro al macro La costante di Avogadro permette di passare da masse «microscopiche» ( $2,99 \cdot 10^{-23}$  g di acqua) a masse «macroscopiche» (18,02 g di acqua).

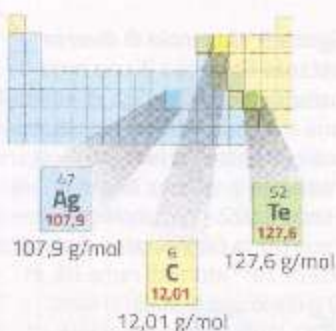
## 7 LA MASSA MOLARE SI ESPRIME IN g/mol

Il valore della massa di una mole si chiama massa molare:

La massa molare (simbolo  $M$ ) è la massa in grammi di una mole di un elemento o di un composto e si esprime in grammi su mole (g/mol).

Per stabilire qual è la massa molare di una sostanza di cui si conosce il simbolo o la formula basta quindi reperire il valore della massa atomica relativa dei

## A COLPO D'OCCHIO



APP  
La tavola periodica interattiva

**Figura 11** La relazione tra massa molare e costante di Avogadro. La massa molare di un elemento o di un composto contiene un numero di Avogadro di atomi o di molecole o di unità formula.

corrispondenti atomi sulla tavola periodica, calcolare se necessario la massa molecolare (o formula) della sostanza, e aggiungere l'unità di misura g/mol. Vediamo alcuni esempi.

- La massa molare di un *elemento* (carbonio) costituito da *atomi* è uguale al valore numerico della sua massa atomica relativa:

$$A_r(\text{C}) = 12,01 \quad M_r(\text{C}) = 12,01 \text{ g/mol}$$

- La massa molare di un *elemento* (azoto) costituito da *molecole* ( $\text{N}_2$ ), o di un *composto molecolare* (diossido di carbonio) costituito da *molecole* ( $\text{CO}_2$ ), è uguale al valore numerico della sua massa molecolare relativa:

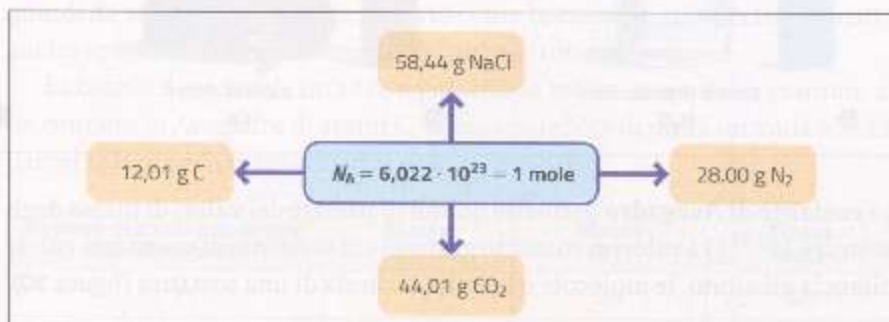
$$A_r(\text{N}) = 14,00 \quad M_r(\text{N}_2) = 28,00 \quad M_r(\text{N}_2) = 28,00 \text{ g/mol}$$

$$A_r(\text{C}) = 12,01 \quad A_r(\text{O}) = 16,00 \quad M_r(\text{CO}_2) = 44,01 \quad M_r(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ g/mol}$$

- La massa molare di un *composto ionico* (cloruro di sodio) di formula  $\text{NaCl}$  è uguale al valore numerico della massa formula relativa:

$$A_r(\text{Na}) = 22,99 \quad A_r(\text{Cl}) = 35,45 \quad M_r(\text{NaCl}) = 58,44 \quad M_r(\text{NaCl}) = 58,44 \text{ g/mol}$$

La relazione tra la massa molare di un elemento o di un composto e la costante di Avogadro si può sintetizzare nella rappresentazione grafica illustrata nella **figura 11**.



## 8 I CALCOLI CON LA MOLE E LA COSTANTE DI AVOGADRO

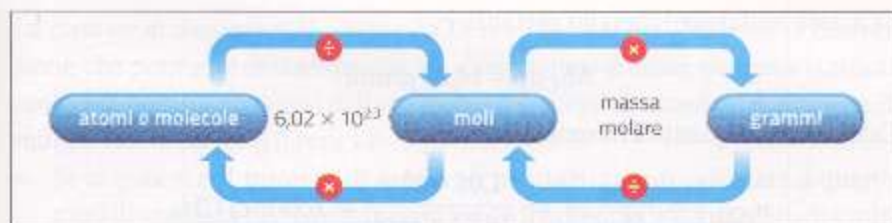
Una mole di atomi di elio pesa 4 g. Con questa informazione siamo in grado di stabilire che 8 g di elio corrispondono a due moli; il risultato si ottiene dividendo la massa dell'elio, 8 g, per la massa di una mole di elio, 4 g.

In modo analogo, possiamo dedurre che 10 moli di elio pesano 40 g; questo risultato si ottiene moltiplicando la massa di una mole di elio, 4 g, per la quantità in moli di elio, 10 mol.

Una mole di atomi di elio è un «pacchetto» che pesa 4 g. Trovare quante moli di elio ci sono in 8 g equivale a trovare quanti «pacchetti» da 4 g ci sono in 8 g di elio.

La massa di una mole, cioè la *massa molare* ( $M$ , espressa in g/mol), è il fattore di conversione che permette di trasformare la *grandezza massa* ( $m$ , espressa in g) nella *grandezza quantità di sostanza* ( $n$ , espressa in mol), e vice versa (**figura 12**).





**Figura 12** Le relazioni che legano numero di entità elementari, moli e quantità di sostanza. Lo schema mostra le operazioni da effettuare per convertire i grammi di sostanza in moli (e viceversa) e le moli in numero di entità elementari (e viceversa).

La relazione che lega queste tre grandezze permette, a partire da due di esse, di calcolare la terza.

- Per determinare la **quantità  $n$**  presente in una determinata massa di un elemento o di un composto, si divide la massa  $m$  per la massa molare  $M$  dell'elemento o del composto:

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})}$$

Il diagramma mostra la formula con etichette: 'quantità di sostanza' punta a  $n(\text{mol})$ , 'massa' punta a  $m(\text{g})$  e 'massa molare' punta a  $M(\text{g/mol})$ .

- Per determinare la **massa  $m$**  di un elemento o di un composto a partire dalla sua quantità in moli, si moltiplica la quantità  $n$  per la massa molare  $M$  dell'elemento o del composto:

$$m(\text{g}) = n(\text{mol}) \cdot M(\text{g/mol})$$

- Per determinare la **massa molare  $M$**  di una sostanza incognita, se si conoscono la sua massa e la corrispondente quantità in moli, si divide la massa  $m$  per la quantità in moli  $n$ :

$$M(\text{g/mol}) = \frac{m(\text{g})}{n(\text{mol})}$$

## PROBLEMA MODELLO

### Convertire in moli la massa di un composto

Il serbatoio di un'auto a metano contiene 10,5 kg di metano,  $\text{CH}_4$ . Quante moli di metano ci sono nel serbatoio?

#### L'IDEA

La quantità in moli,  $n$ , di un composto si calcola dividendo la sua massa  $m$ , espressa in grammi, per la sua massa molare  $M$ :  $n = m/M$ . La massa molare del metano, in g/mol, è pari alla sua massa molecolare relativa; per calcolarla, reperiamo sulla tavola periodica le masse atomiche relative del carbonio e dell'idrogeno. Prima di effettuare i calcoli, esprimiamo la massa del metano in grammi ricordando che  $1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$ .

#### LA SOLUZIONE

Convertiamo in grammi la massa di metano:

$$10,5 \text{ kg} = 10,5 \text{ kg} \cdot 1000 \text{ g/kg} = 10\,500 \text{ g} = 1,05 \cdot 10^4 \text{ g}$$

Calcoliamo la massa molecolare relativa del metano:

$$A_{\text{r}(\text{C})} = 12,01 \quad A_{\text{r}(\text{H})} = 1,008 \quad M_{\text{r}(\text{CH}_4)} = A_{\text{r}(\text{C})} + 4 \cdot A_{\text{r}(\text{H})} = 16,04$$

La massa molare del metano pertanto è:

$$M_{(\text{CH}_4)} = 16,04 \text{ g/mol}$$

Calcoliamo la quantità in moli di metano:

$$n_{(\text{CH}_4)} = \frac{m}{M_{(\text{CH}_4)}} = \frac{1,05 \cdot 10^4 \text{ g}}{16,04 \text{ g/mol}} = 655 \text{ mol CH}_4$$

#### LA CONCLUSIONE

Nel serbatoio dell'auto ci sono 655 mol di metano, cioè 655 «pacchetti» di metano ciascuno dei quali contiene  $N_A$  molecole di metano. Il valore del risultato è stato approssimato tenendo conto delle cifre significative (3).

#### PROBLEMA SIMILE

La formula del carbonato di sodio è  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Calcola quante moli di unità formula  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  sono contenute in 360 g di questa sostanza.

### PROBLEMA MODELLO

#### Convertire in massa le moli di una sostanza

Oggi è possibile investire i propri risparmi in lingotti d'oro. Questi possono avere dimensioni diverse, ma quelli più diffusi contengono 63,5 mol di oro. Qual è la loro massa in kilogrammi?

#### L'IDEA

Per determinare la massa  $m$  di un elemento o di un composto a partire dalla sua quantità in moli, si moltiplica la quantità  $n$  per la massa molare  $M$  dell'elemento o del composto:  $m = n \cdot M$ . L'oro è un elemento costituito da atomi; la sua massa molare, espressa in g/mol, corrisponde alla sua massa atomica relativa, che è riportata sulla tavola periodica. Il risultato del calcolo è espresso in grammi e va quindi convertito in kg ricordando che  $1000 \text{ g} = 1 \text{ kg}$ .

#### LA SOLUZIONE

Determiniamo la massa molare dell'oro:

$$A_{r(\text{Au})} = 196,97 \quad M_{(\text{Au})} = 196,97 \text{ g/mol}$$

Calcoliamo la massa in grammi di un lingotto d'oro:

$$m_{(\text{Au})} = n_{(\text{Au})} \cdot M_{(\text{Au})} = 63,5 \text{ mol} \cdot 196,97 \text{ g/mol} = 12508 \text{ g} = 1,25 \cdot 10^4 \text{ g}$$

Convertiamo la massa in kilogrammi:

$$1,25 \cdot 10^4 \text{ g} \cdot 10^{-3} \text{ kg/g} = 1,25 \cdot 10 \text{ kg} = 12,5 \text{ kg}$$

#### LA CONCLUSIONE

La massa di un lingotto d'oro che contiene 63,5 mol di oro è pari a 12,5 kg. Il valore del risultato è stato approssimato tenendo conto delle cifre significative (3).

#### PROBLEMA SIMILE

Per preparare una soluzione zuccherata servono 0,50 mol di saccarosio, la cui formula molecolare è  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . Quale massa di saccarosio bisogna pesare?

La *costante di Avogadro* ( $N_A$ , espressa in  $\text{mol}^{-1}$ ) è invece il fattore di conversione che permette di trasformare un dato *numero di entità elementari* (atomi, molecole o unità formula) nella *grandezza quantità di sostanza* ( $n$ , espressa in mol), e viceversa (vedi figura 12).

- Se si conosce il numero di entità elementari, si può calcolare a quante moli di sostanza corrispondono facendo il rapporto tra il numero di entità elementari e la costante di Avogadro:

$$n \text{ (mol)} = \frac{\text{numero di entità elementari}}{N_A \text{ (mol}^{-1}\text{)}}$$

- Se si conosce la quantità di sostanza  $n$  (espressa in mol), si può calcolare il numero complessivo di entità elementari facendo il prodotto tra la quantità  $n$  e la costante di Avogadro:

$$\text{numero di entità elementari} = n \text{ (mol)} \cdot N_A \text{ (mol}^{-1}\text{)}$$

### PROBLEMA MODELLO

#### Convertire la massa di una sostanza in numero di entità elementari

In una lattina di birra ci sono 13,0 g di alcol etilico; la sua formula molecolare è  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ . Quante molecole di alcol etilico introduciamo nell'organismo bevendo tutto il contenuto della lattina?

##### L'IDEA

Il numero di molecole contenute in una sostanza si calcola facendo il prodotto tra la quantità  $n$  (in moli) di sostanza e la costante di Avogadro: numero di molecole =  $n \cdot N_A$ . Poiché dell'alcol etilico è nota soltanto la massa, è necessario convertirla in moli. Per farlo, è necessario conoscere il valore della massa molare dell'alcol etilico, che corrisponde al valore della sua massa molecolare relativa.

##### LA SOLUZIONE

Calcoliamo la massa molecolare relativa dell'alcol etilico,  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ :

$$A_{r(\text{C})} = 12,01 \quad A_{r(\text{H})} = 1,008 \quad A_{r(\text{O})} = 16,00$$

$$M_{r(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})} = 2 \cdot A_{r(\text{C})} + 6 \cdot A_{r(\text{H})} + A_{r(\text{O})} = 46,07$$

La massa molare dell'alcol etilico è  $M_{r(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})} = 46,07 \text{ g/mol}$ .

Calcoliamo la quantità in moli di alcol:

$$n_{(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})} = \frac{m}{M} = \frac{13,0 \text{ g}}{46,07 \text{ g/mol}} = 0,282 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}$$

Con la costante di Avogadro, che vale  $6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ , calcoliamo il numero di molecole di alcol:

$$\begin{aligned} \text{numero di molecole}_{(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})} &= n_{(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})} \cdot N_A = 0,282 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = \\ &= 1,70 \cdot 10^{23} \text{ molecole C}_2\text{H}_6\text{O} \end{aligned}$$

##### LA CONCLUSIONE

Bevendo una lattina di birra, assumiamo  $1,70 \cdot 10^{23}$  molecole di alcol etilico.

##### PROBLEMA SIMILE

In un biscotto ci sono 3,5 g di saccarosio (zucchero), la cui formula molecolare è  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . Quante molecole di saccarosio introduciamo nell'organismo mangiando un solo biscotto?



## DALLE MOLI ALLA COMPOSIZIONE PERCENTUALE DI UN COMPOSTO

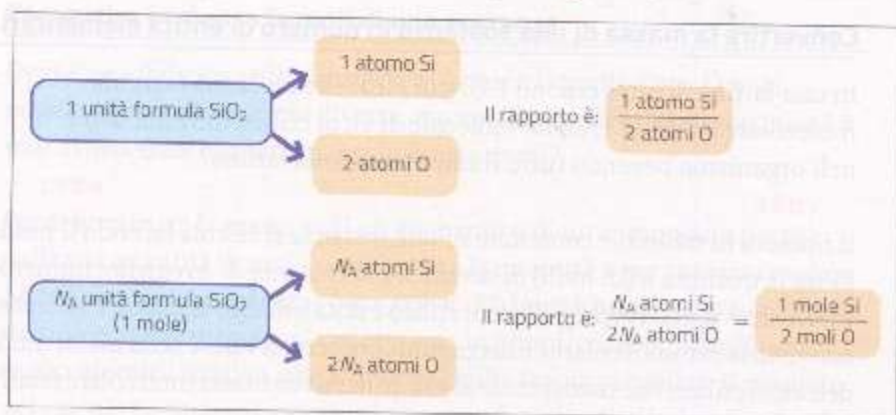
Per costruire i microchip di un qualsiasi strumento elettronico serve silicio purissimo; in natura, però, esso si trova soltanto combinato con altri elementi, e spesso in forma di diossido di silicio,  $\text{SiO}_2$ . Determinare quanto silicio si può ricavare da 100 g di  $\text{SiO}_2$  equivale a determinare la composizione percentuale del composto:

**La composizione percentuale di un composto rappresenta la massa in grammi dei singoli elementi in 100 grammi di composto.**

Per determinarla a partire dalla formula del composto è necessario utilizzare i concetti di *mole* e *massa molare*; vediamo in che modo.

La formula  $\text{SiO}_2$  ci informa che il diossido di silicio è una sostanza costituita dagli elementi silicio e ossigeno e che il rapporto tra gli atomi Si e O è di 1 : 2. In una mole di unità formula  $\text{SiO}_2$  c'è quindi una mole di atomi di silicio combinata con due moli di atomi di ossigeno (figura 13).

**Figura 13** La composizione di un'unità formula. Il rapporto di combinazione tra gli elementi che costituiscono il diossido di silicio è fisso e costante.



Poiché la massa molare del silicio è 28 g/mol, quella dell'ossigeno è 16 g/mol e quella del composto  $\text{SiO}_2$  è 60 g/mol, possiamo rapidamente stabilire che in 60 g di  $\text{SiO}_2$  ci sono 28 g di silicio; in 100 g di  $\text{SiO}_2$ , pertanto, ci sono quasi 47 g di silicio:

$$\frac{28}{60} \cdot 100 = 46,7$$

La percentuale in massa di silicio nel composto  $\text{SiO}_2$  è quindi del 47% circa. Da 100 g di  $\text{SiO}_2$  si possono ricavare meno di 47 g di silicio puro; la massa restante (53 g) è ossigeno.

In generale, il calcolo della percentuale in massa di ciascun elemento in un composto si effettua a partire dalla relazione:

$$m_{(\text{elemento})} : m_{(\text{composto})} = x : 100$$

per cui il valore di  $x$  (percentuale di un elemento in 100 g di un composto) è dato dalla seguente equazione:

massa in grammi di un certo elemento contenuta in una mole di composto

$$\%_{(\text{elemento})} = \frac{m_{(\text{elemento})}}{m_{(\text{composto})}} \cdot 100$$

massa in grammi di una mole di composto

## PROBLEMA MODELLO

**Determinare la composizione percentuale di un composto a partire dalla sua formula**

Quando il diossido di carbonio  $\text{CO}_2$  presente in atmosfera si discioglie nell'acqua piovana, si forma acido carbonico  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Calcola la composizione percentuale degli elementi nell'acido carbonico.

**L'IDEA**

Dalla formula  $\text{H}_2\text{CO}_3$  sappiamo che in una mole di acido carbonico vi sono 2 moli di atomi di idrogeno, 1 mole di atomi di carbonio e 3 moli di atomi di ossigeno. Poiché la percentuale di ciascun elemento si calcola con la relazione  $\%_{\text{(elemento)}} = (m_{\text{(elemento)}} / m_{\text{(composto)}}) \cdot 100$ , è necessario determinare il valore della massa molare  $M$  dell'acido carbonico e convertire in massa le quantità in moli di ciascun elemento utilizzando la relazione  $m = n \cdot M$ . Per individuare le masse molari si devono recuperare dalla tavola periodica i valori delle masse atomiche relative di ciascun elemento e calcolare la massa molecolare relativa dell'acido carbonico.

**LA SOLUZIONE**

Determiniamo le masse molari degli elementi e del composto:

$$A_{r(\text{C})} = 12,01 \quad A_{r(\text{H})} = 1,008 \quad A_{r(\text{O})} = 16,00$$

$$M_{(\text{C})} = 12,01 \text{ g/mol} \quad M_{(\text{H})} = 1,008 \text{ g/mol} \quad M_{(\text{O})} = 16,00 \text{ g/mol}$$

$$M_{r(\text{H}_2\text{CO}_3)} = 2 \cdot A_{r(\text{H})} + A_{r(\text{C})} + 3 \cdot A_{r(\text{O})} = 62,03 \quad M_{(\text{H}_2\text{CO}_3)} = 62,03 \text{ g/mol}$$

Calcoliamo le masse (in g) di H, C e O con la relazione  $m = n \cdot M$ .

$$m_{(\text{H})} = 2 \text{ mol} \cdot 1,008 \text{ g/mol} = 2,016 \text{ g} \quad m_{(\text{C})} = 12,01 \text{ g}$$

$$m_{(\text{O})} = 3 \text{ mol} \cdot 16,00 \text{ g/mol} = 48,00 \text{ g}$$

Calcoliamo le percentuali in massa di ciascun elemento (senza riportare le unità di misura dato che si semplificano, essendo le stesse al numeratore e al denominatore) e approssimiamo il risultato alla seconda cifra decimale:

$$\%_{(\text{H})} = \frac{m_{(\text{H})}}{M_{(\text{H}_2\text{CO}_3)}} \cdot 100 = \frac{2,016}{62,03} \cdot 100 = 3,25\%$$

$$\%_{(\text{C})} = \frac{m_{(\text{C})}}{M_{(\text{H}_2\text{CO}_3)}} \cdot 100 = \frac{12,01}{62,03} \cdot 100 = 19,36\%$$

$$\%_{(\text{O})} = \frac{m_{(\text{O})}}{M_{(\text{H}_2\text{CO}_3)}} \cdot 100 = \frac{48,00}{62,03} \cdot 100 = 77,38\%$$

**LA CONCLUSIONE**

Le percentuali di H, C e O nell' $\text{H}_2\text{CO}_3$  sono rispettivamente 3,25%, 19,36% e 77,38%. La loro somma è 99,99, ma visto che le percentuali sono arrotondate alla seconda cifra decimale, possiamo considerarla pari a 100.

**PROBLEMA SIMILE**

Qual è la composizione percentuale della vitamina C, la cui formula molecolare è  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ ?

## 10 DALLA COMPOSIZIONE PERCENTUALE DI UN COMPOSTO ALLA SUA FORMULA

La composizione percentuale degli elementi che costituiscono una sostanza è un dettaglio indispensabile, ma non sufficiente a descrivere con esattezza le caratteristiche di un composto. Per farlo, è necessario determinare la formula della sostanza.

Nel tempo, con l'evolversi delle conoscenze, sono stati messi a punto numerosi procedimenti per studiare un composto:

- le **analisi qualitative** permettono di scoprire *quali* elementi costituiscono un composto;
- le **analisi quantitative** forniscono invece informazioni precise sulle *quantità* di ciascun elemento nel composto.

Oggi le informazioni più accurate si ottengono con lo spettrometro di massa; esso ci fornisce non soltanto i valori delle masse atomiche e molecolari, ma anche la composizione percentuale delle sostanze sottoposte all'analisi.

### A COLPO D'OCCHIO

#### ANALISI

QUALITATIVA

QUANTITATIVA

### TI RICORDI?

La **formula minima** indica quali elementi costituiscono il composto e in quale rapporto minimo i loro atomi (o ioni) sono combinati.

### Determinare la formula minima

Per determinare la formula di un composto è necessario stabilire il rapporto reciproco tra gli atomi (o le moli di atomi) degli elementi che lo compongono. Le percentuali in massa dei vari elementi vanno quindi trasformate in moli di atomi, e poi rapportate tra loro.

Più in dettaglio, il procedimento può essere suddiviso nelle seguenti quattro tappe.

1. Si esprime in *grammi* il valore percentuale di ciascun elemento.
2. Si determina la *quantità in moli* ( $n$ ) di ciascun elemento dividendo il valore della massa (espresso in grammi) per il valore della massa molare  $M$  (in g/mol).
3. Si identifica il *più piccolo* tra i valori di  $n$  e si *dividono* tutti gli altri per tale valore. I numeri che si ottengono rappresentano gli *indici* della formula minima. Se uno degli indici è un *numero decimale* si individua il fattore moltiplicativo che lo rende intero (per esempio, se il numero decimale è 2,5 il fattore è 2, se è 1,33 il fattore è 3) e si moltiplicano per esso tutti gli indici della formula.
4. Si scrive la formula riportando gli indici alla destra dei *simboli* dei rispettivi elementi.

La formula che si ottiene con questo procedimento è la **formula minima** del composto.

### Determinare la formula molecolare

Per stabilire se la **formula molecolare** corrisponde alla formula minima o se è un suo multiplo, deve essere nota la *massa molecolare relativa* ( $M_r$ ) del composto. Si procede pertanto nel modo seguente:

1. si calcola la *massa relativa* della formula minima;
2. si esegue il rapporto tra la massa molecolare relativa del composto e la massa relativa della formula minima;
3. se il rapporto è diverso da 1, si *moltiplicano* gli indici della formula minima per il valore del rapporto.

### TI RICORDI?

La **formula molecolare** indica da quali e quanti atomi è costituita una molecola e può essere un multiplo intero della formula minima.

## PROBLEMA MODELLO

**Determinare la formula minima e molecolare di un composto a partire dalla composizione percentuale**

Calcolare: a. la formula minima e b. molecolare di un composto che all'analisi risulta costituito per il 5,9% di idrogeno e per il 94,1% di ossigeno. La massa molecolare relativa del composto è 34.

**L'IDEA**

La percentuale di ciascun elemento rappresenta la massa in grammi di quell'elemento in 100 g di composto. Poiché la formula esprime il rapporto tra le moli di atomi che costituiscono il composto, è necessario convertire in moli la massa di ciascun elemento e determinare in quale rapporto esse stanno. I numeri che si ottengono dai rapporti (resi interi, se necessario, con un opportuno fattore moltiplicativo) costituiscono gli indici dei vari elementi nella *formula minima*. Per determinare la *formula molecolare* del composto, si deve dividere la sua massa molecolare relativa per la massa relativa della formula minima; con il numero risultante, approssimato all'unità, si moltiplicano poi tutti gli indici della formula minima.

**LA SOLUZIONE****a. Determinazione della formula minima**

Esprimiamo in grammi le percentuali di ciascun elemento:

$$m_{(\text{H})} = 5,9 \text{ g} \quad m_{(\text{O})} = 94,1 \text{ g}$$

Dai valori delle masse atomiche relative dell'idrogeno e dell'ossigeno ricaviamo le rispettive masse molari; poiché le masse sono note con un solo decimale, arrotondiamo anche le masse atomiche relative:

$$M_{(\text{H})} = 1,0 \text{ g/mol} \quad M_{(\text{O})} = 16,0 \text{ g/mol}$$

Calcoliamo la quantità in moli ( $n$ ) di atomi di ciascun elemento nel composto con la relazione  $n = m/M$ :

$$n_{(\text{H})} = \frac{m_{(\text{H})}}{M_{(\text{H})}} = \frac{5,9 \text{ g}}{1,0 \text{ g/mol}} = 5,9 \text{ mol H}$$

$$n_{(\text{O})} = \frac{m_{(\text{O})}}{M_{(\text{O})}} = \frac{94,1 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 5,9 \text{ mol O}$$

Otteniamo gli indici della formula minima calcolando il rapporto tra le due quantità in moli:

$$\frac{n_{(\text{O})}}{n_{(\text{H})}} = \frac{5,9}{5,9} = 1$$

Poiché il rapporto tra le moli di atomi di ossigeno e di idrogeno è 1, la formula minima è HO.

**b. Determinazione della formula molecolare**

Dai valori delle masse atomiche relative (approssimate all'unità) calcoliamo la massa relativa corrispondente alla formula minima HO:

$$M_{r(\text{HO})} = 1 + 16 = 17$$

Eseguiamo il rapporto tra la massa molecolare relativa (34) del composto e la massa molecolare relativa della formula minima (17):

$$\frac{M_r(\text{H}_2\text{O})}{M_r(\text{HO})} = \frac{34}{17} = 2$$

Moltiplicando il risultato del rapporto (2) per gli indici della formula minima si ottiene la formula molecolare  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

#### LA CONCLUSIONE

La formula minima del composto è HO, mentre la formula molecolare è  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

#### PROBLEMA SIMILE

Un composto ( $M_r = 230$ ), all'analisi, risulta costituito da: C = 62,58%; H = 9,63%; O = 27,79%.

Qual è la sua formula molecolare?

#### TI RICORDI?

La **densità** è il rapporto tra la massa  $m$  di un corpo e il volume  $V$  che esso occupa:  $d = m/V$ . Il volume di un corpo varia se varia il suo stato fisico (solido, liquido o gassoso), per cui varia anche la sua densità.

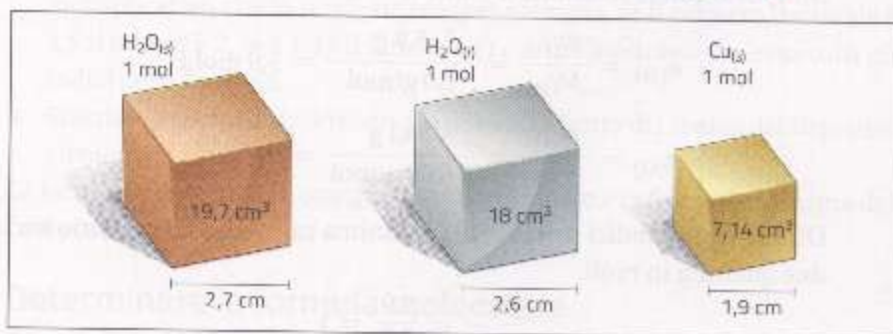
**Figura 14** Una mole di ghiaccio, una di acqua e una di rame  
Per tutte queste sostanze, una mole sta in un cubetto di pochi centimetri di lato.

## 11 UNA MOLE DI GAS DIVERSI, A PARITÀ DI TEMPERATURA E PRESSIONE, OCCUPA LO STESSO VOLUME

Oltre alla massa molare, è utile considerare un'altra grandezza collegata all'unità di misura mole, il volume molare.

**Il volume molare** (simbolo  $V_m$ ) è il volume occupato da una mole di sostanza.

Il suo valore dipende dal tipo di sostanza e dal suo stato fisico. Ogni sostanza ha infatti una propria densità e questa varia quando la sostanza si trasforma da solida a liquida o da liquida a gas. Per esempio, il volume molare del ghiaccio è  $19,7 \text{ cm}^3/\text{mol}$ , mentre il volume molare del rame è  $7,14 \text{ cm}^3/\text{mol}$  e il volume molare dell'acqua a  $4^\circ\text{C}$  è  $18 \text{ cm}^3/\text{mol}$ . Una mole di ghiaccio sta quindi in un cubetto di circa 3 cm di lato, una mole di acqua in uno appena più piccolo e una mole di rame in un cubetto di neanche 2 cm di lato (figura 14).



#### TI RICORDI?

Il **volume** occupato da un gas dipende dalla pressione e dalla temperatura a cui esso si trova ed è quindi necessario specificare a quali condizioni lo si misura.

Il volume molare delle sostanze gassose è invece molto più grande e il suo valore non cambia apprezzabilmente al variare del tipo di gas. Alla temperatura di  $0^\circ\text{C}$  e alla pressione di 1 atm (condizioni di riferimento spesso utilizzate per i gas e indicate come *condizioni normali* o c.n.), il volume molare di un gas ideale equivale a  $22,4 \text{ L/mol}$  (figura 15).

A condizioni normali, il volume occupato da una mole di gas ideale è pari a  $22,4 \text{ L}$ .

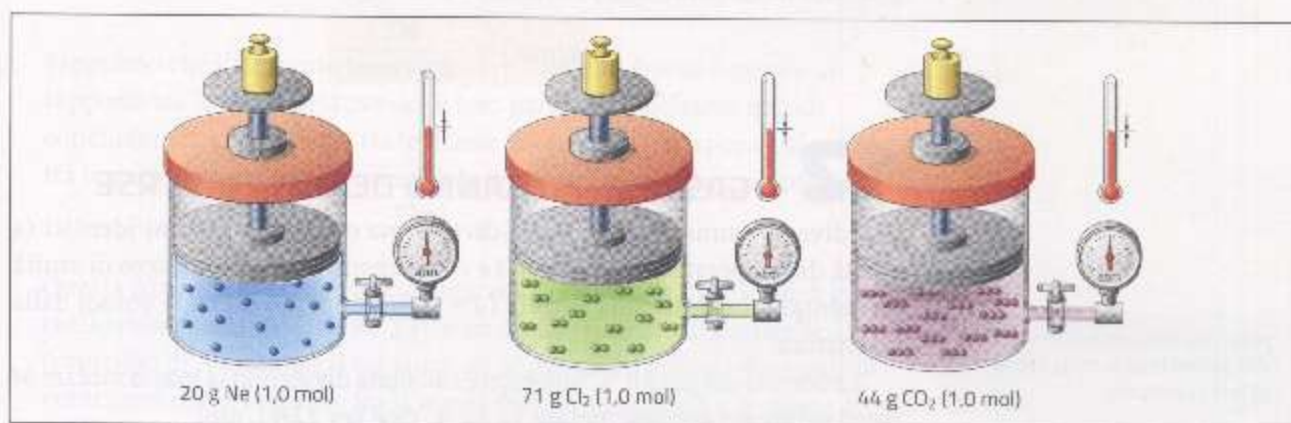




**Figura 15** Il volume molare di un gas A c.n., una mole di gas occupa un volume di 22,4 L, che corrisponde a un cubo di 28,2 cm di lato.

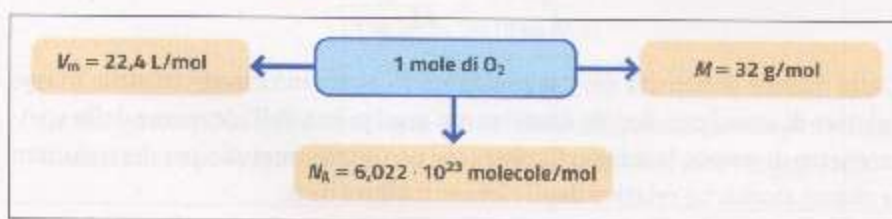
Come si spiega il fatto che il volume molare di un gas a comportamento ideale sia lo stesso per tutti i gas? Supponiamo di avere tre cilindri identici e di introdurre nel primo una mole di atomi di neon Ne (20 g), nel secondo una mole di molecole di cloro Cl<sub>2</sub> (71 g) e nel terzo una mole di molecole di diossido di carbonio CO<sub>2</sub> (44 g; **figura 16**).

**Figura 16** Una mole di gas. Nei tre cilindri di uguale volume, tre gas diversi (Ne, Cl<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>), nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, presentano lo stesso numero di moli.



Poiché in una mole di qualsiasi sostanza c'è sempre un numero di Avogadro di entità elementari, i tre cilindri contengono, rispettivamente,  $6,022 \cdot 10^{23}$  atomi Ne,  $6,022 \cdot 10^{23}$  molecole Cl<sub>2</sub> e  $6,022 \cdot 10^{23}$  molecole CO<sub>2</sub>. Gli atomi di neon e le molecole di cloro e diossido di carbonio, pur essendo particelle diverse l'una dall'altra, si comportano allo stato gassoso in modo pressoché identico. Alla stessa temperatura esercitano quindi uguale pressione e occupano un identico volume, essendo del tutto trascurabile il volume delle particelle di gas rispetto al volume in cui esse si muovono.

Il volume di una mole di gas è lo stesso per tutti i gas e contiene lo stesso numero,  $N_A$ , di entità elementari, ma ha una massa che varia al variare della massa molare del gas (**figura 17**).

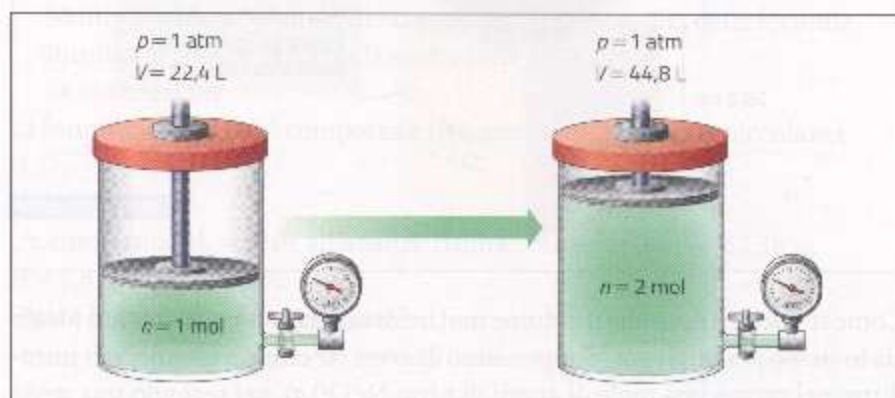


**Figura 17** Una mole di ossigeno in condizioni normali. Una mole di un qualunque gas a c.n. occupa sempre lo stesso volume (22,4 L) e contiene lo stesso numero di atomi o molecole ( $6,022 \cdot 10^{23}$ ).

All'aumentare della quantità in moli ( $n$ ) di gas aumenta in proporzione anche il suo volume; il volume che occupano due moli di gas a c.n. è il doppio di 22,4 L e quello che occupano tre moli di gas è il triplo (figura 18). Quindi:

$$V(L) = n(\text{mol}) \cdot V_m(L/\text{mol})$$

**Figura 18** Il volume di due moli di gas a c.n. è il doppio del volume molare:  $V = n \cdot V_m = 2 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 44,8 \text{ L}$ .



Da questa relazione si può anche determinare la quantità in moli ( $n$ ) di gas presente in un volume ( $V$ ) misurato a c.n.:

$$n(\text{mol}) = \frac{V(L)}{V_m(L/\text{mol})}$$

## 12 GAS DIVERSI HANNO DENSITÀ DIVERSE

Gas diversi hanno masse molari diverse ma occupano volumi identici (a parità di temperatura e pressione) e contengono lo stesso numero di entità elementari; il valore della densità ( $d = m/V$ ) di un gas dipende quindi dalla sua natura.

La densità dei gas a 0 °C può essere calcolata dividendo la massa molare  $M$  per il valore del volume molare  $V_m$  a c.n., cioè per 22,4 L/mol:

$$d(\text{g/L}) = \frac{M(\text{g/mol})}{V_m(L/\text{mol})}$$

Per esempio, la densità dell'elio risulta  $d_{(\text{He})} = 4,0 \text{ g/mol} / 22,4 \text{ L/mol} = 0,18 \text{ g/L}$  (figura 19); quella dell'idrogeno,  $\text{H}_2$ , è invece inferiore ed è pari a 0,09 g/L. La densità dell'elio è quindi il doppio di quella dell'idrogeno ( $d_{(\text{He})} / d_{(\text{H}_2)} = 2$ ), così come la massa atomica relativa dell'elio è il doppio della massa molecolare relativa dell'idrogeno ( $A_{r(\text{He})} / M_{r(\text{H}_2)} = 4,0 / 2,0 = 2$ ).

In generale, se consideriamo due gas diversi  $X$  e  $Y$ , il rapporto tra le loro densità (misurate alle stesse condizioni di  $T$  e  $p$ ) è uguale al rapporto tra le masse relative delle particelle (atomi o molecole) che li costituiscono:

$$\frac{d_{(\text{gas } X)}}{d_{(\text{gas } Y)}} = \frac{M_{r(\text{gas } X)}}{M_{r(\text{gas } Y)}}$$

Dalle misure di densità dei gas possiamo ricavare informazioni sulle masse relative di atomi e molecole. Quasi cento anni prima dell'ideazione dello spettrometro di massa, Stanislao Cannizzaro usò questo metodo per determinare le masse atomiche relative degli elementi allora noti.

I palloncini tendono a salire verso l'alto perché l'elio è meno denso dell'aria circostante.



**Figura 19** I gas hanno densità diverse. In condizioni standard, la densità dell'elio è pari a 0,18 g/L, mentre quella dell'aria secca (priva di umidità) è di 1,29 g/L.

## PROBLEMA MODELLO

**Determinare la massa atomica relativa di un gas per confronto con la densità di un altro gas**

Un campione di idrogeno gassoso occupa un dato volume e ha una massa di 0,012 g. Un campione di un gas incognito,  $X$ , occupa lo stesso volume nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione e ha una massa di 0,240 g. Se il gas  $X$  è costituito da atomi, qual è la sua massa atomica relativa? Di quale gas si tratta?

**L'IDEA**

Il campione di gas idrogeno è costituito da molecole biatomiche,  $H_2$ . Poiché i due campioni di gas occupano lo stesso volume ( $V$ ) nelle stesse condizioni di  $p$  e  $T$ , il rapporto tra le loro densità corrisponde al rapporto tra le loro masse:

$$d_{(\text{gas } X)} = \frac{m_{(X)}}{V} \quad d_{(H_2)} = \frac{m_{(H_2)}}{V}$$

$$\frac{d_{(\text{gas } X)}}{d_{(H_2)}} = \frac{\frac{m_{(X)}}{V}}{\frac{m_{(H_2)}}{V}} = \frac{m_{(X)}}{m_{(H_2)}}$$

Sappiamo che il rapporto tra le densità di due gas diversi è uguale al rapporto tra le masse relative delle loro particelle. Possiamo quindi concludere che il rapporto tra le masse dei due gas corrisponde al rapporto tra la massa relativa dell'atomo  $X$  e la massa relativa della molecola  $H_2$ :

$$\frac{m_{(X)}}{m_{(H_2)}} = \frac{A_{r(X)}}{M_{r(H_2)}}$$

Questa conclusione si spiega considerando che in uguali volumi di gas (nelle stesse condizioni di  $p$  e  $T$ ) c'è un uguale numero di particelle (principio di Avogadro): il rapporto tra le masse dei due gas deve quindi coincidere con il rapporto tra la massa di una particella  $X$  e la massa di una particella  $H_2$ . Per trovare il valore di  $A_{r(X)}$  basta quindi calcolare la massa molecolare relativa dell'idrogeno e sostituire tutti i valori numerici nella relazione precedente. Infine, per stabilire di che gas si tratta, si cerca sulla tavola periodica l'elemento la cui massa atomica relativa è pari ad  $A_{r(X)}$ .

**LA SOLUZIONE**

Calcoliamo la massa molecolare relativa dell'idrogeno (approssimata al primo decimale):

$$M_{r(H_2)} = 2 \cdot A_{r(H)} = 2,0$$

Sostituiamo i valori numerici e calcoliamo  $A_{r(X)}$ :

$$\frac{m_{(X)}}{m_{(H_2)}} = \frac{A_{r(X)}}{M_{r(H_2)}} \quad \frac{0,240 \text{ g}}{0,012 \text{ g}} = \frac{A_{r(X)}}{2,0}$$

$$A_{r(X)} = 20 \cdot 2,0 = 40$$

**LA CONCLUSIONE**

La massa atomica relativa del gas  $X$  è 40. Consultando la tavola periodica, deduciamo che l'elemento con massa atomica relativa 40 è l'argon (Ar).

## 13 DAL VOLUME MOLARE ALLA COSTANTE UNIVERSALE $R$ DEI GAS IDEALI

Le tre leggi dei gas (Boyle, Charles e Gay-Lussac) illustrate nel capitolo 5 sono state ottenute considerando una quantità costante di gas e modificando di volta in volta una sola delle tre variabili di stato (temperatura, pressione o volume). La costante  $k$  che compare nell'equazione generale dei gas ideali si riferisce quindi a una quantità costante di gas; il valore di tale quantità può essere però qualsiasi e al suo variare varia anche il valore della costante  $k$ .

Se fissiamo una quantità di gas pari a 1,00 mol, possiamo calcolare quanto vale  $k$  a partire dalla conoscenza del valore del volume molare a c.n.:  $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$ ,  $T = 273 \text{ K}$  ( $0^\circ\text{C}$ ) e  $p = 1,00 \text{ atm}$ .

$$k = \frac{p \cdot V}{T} = \frac{1,00 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L/mol}}{273 \text{ K}} = 0,0821 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

A queste condizioni, la costante  $k$  è indicata con la lettera  $R$  ed è chiamata **costante universale dei gas ideali**. Il valore numerico della costante  $R$  è riferito a una mole di gas a c.n., ma non dipende dalla natura chimica del gas. Il volume molare è infatti identico per tutti i gas ideali nelle stesse condizioni di pressione e temperatura, per cui  $R$  assume un carattere «universale».

Tuttavia, il valore di  $R$  varia al variare delle unità di misura scelte per esprimere la pressione e il volume:

- se la pressione è espressa in atm e il volume in L:

$$R = 0,0821 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

- se la pressione è espressa in kPa e il volume in L:

$$R = 8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Per una mole di gas vale quindi la relazione:

$$\frac{p \cdot V}{T} = R$$

Per due moli di gas la relazione diventa  $p \cdot V/T = 2R$ , per tre moli  $p \cdot V/T = 3R$ , per  $n$  moli di gas  $p \cdot V/T = nR$ . L'equazione riferita a  $n$  moli di gas può essere scritta come:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

ed è chiamata **legge universale dei gas ideali**.

### PROBLEMA MODELLO

#### Applicare la legge universale dei gas ideali

Un campione di ossigeno ha una massa di 3,78 g alla temperatura di  $18^\circ\text{C}$  e occupa il volume di 8,0 L. Calcola la pressione (in kPa) esercitata dal gas.

#### L'IDEA

La legge universale dei gas mette in relazione il volume, la pressione e la temperatura di un gas con la sua quantità in moli. Per applicarla è quindi necessario convertire in moli la massa di ossigeno utilizzando la relazione  $n = m/M$ ; per determinare la massa molare dell'ossigeno si deve tenere presente che l'ossigeno gassoso è costituito da molecole  $\text{O}_2$ . Inoltre,

#### TI RICORDI?

L'equazione generale dei gas ideali è l'equazione che riassume tutte e tre le leggi in un'unica legge:  $p \cdot V/T = k$ .

la temperatura va espressa in kelvin e la costante  $R$ , per essere conforme alla pressione espressa in kPa, deve valere  $8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

#### LA SOLUZIONE

Esprimiamo il valore della temperatura in kelvin:

$$T = (18 + 273)\text{K} = 291 \text{ K}$$

Calcoliamo la massa molare e la quantità in moli ( $n$ ) di ossigeno:

$$M_{r(\text{O}_2)} = 2 \cdot A_{r(\text{O})} = 32,00 \quad M_{(\text{O}_2)} = 32,00 \text{ g/mol}$$

$$n_{(\text{O}_2)} = \frac{m}{M} = \frac{3,78 \text{ g}}{32,00 \text{ g/mol}} = 0,118 \text{ mol O}_2$$

Sostituiamo i valori numerici nella legge universale dei gas,  $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ , e calcoliamo la pressione:

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,118 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 291 \text{ K}}{8,0 \text{ L}} = 35,7 \text{ kPa}$$

#### LA CONCLUSIONE

La pressione dell'ossigeno, se si esprime il risultato tenendo conto delle cifre significative (2), è pari a 36 kPa.

#### PROBLEMA SIMILE

Una bombola vuota ha una massa di 22,4 kg. Dopo il riempimento con ossigeno la massa è di 23,6 kg. Se la temperatura è di  $15^\circ\text{C}$  e il volume della bombola è 15,4 L, quale sarà la pressione (in atm) esercitata dal gas?

## LABORATORIO

### Preparare campioni contenenti definite quantità di sostanza

#### L'obiettivo

Determinare tramite misure sperimentali e rielaborazione di dati numerici il numero di atomi (o molecole o unità formula) contenuto in una data massa (espressa in moli) di alcune sostanze prese in esame.

#### I concetti

La massa atomica (o molecolare o formula) relativa è espressa da numeri adimensionali.

Tuttavia nelle operazioni di laboratorio non è possibile utilizzare numeri adimensionali in quanto si opera con masse di un elemento o di un composto ben definite determinate con la bilancia. Si è allora convenuto di assumere il numero di Avogadro per definire una unità di misura della quantità di sostanza chiamata mole.

#### I materiali

Bilancia, cilindro graduato da 100 mL, 3 vetrini da orologio, spatolina; acqua distillata, zolfo in polvere, cloruro di sodio, carbonato di calcio.

#### L'esperimento

1. Dai valori delle masse atomiche (molecolari o formula) relative calcola la massa molare di:

- 0,1 moli di zolfo;
- 0,1 moli di acqua;
- 0,1 mol di cloruro di sodio;
- 0,1 moli di carbonato di calcio.

e determina la massa in grammi mediante la relazione

$$m = n(\text{mol}) \cdot M(\text{g/mol})$$

2. Misura con la bilancia le masse prima calcolate (figura).

3. Calcola il numero di atomi (o molecole o unità formula) contenuto nella massa degli elementi (o composti) presi in esame mediante la relazione:

$$\text{numero atomi (o molecole o unità formula)} = n \cdot N_A$$

#### Le competenze

Come giustifichi il numero elevatissimo di atomi, molecole e unità formula presenti nei campioni che hai preparato?

