

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.

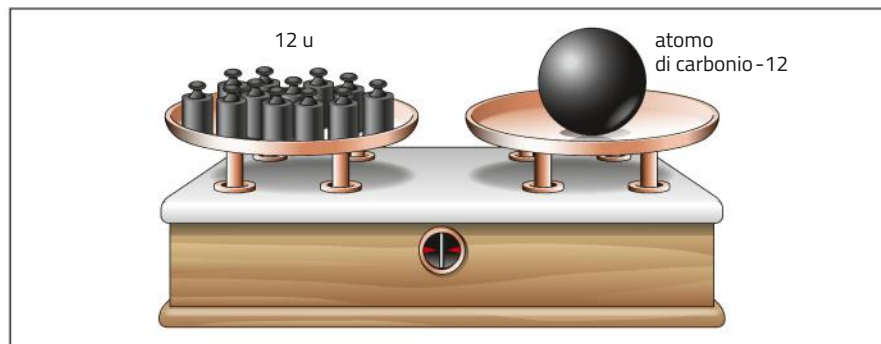
La **massa atomica assoluta** (m_a) è la massa di un atomo espressa in kg.

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.

Convien 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 dello 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.

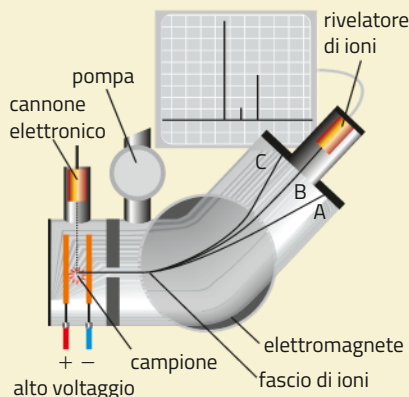


Figura La struttura di uno spettrometro di massa. I punti A, B e C indicano le diverse traiettorie seguite dal fascio di ioni.

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:

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

Cioè:

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

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).

PER CAPIRE MEGLIO
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).

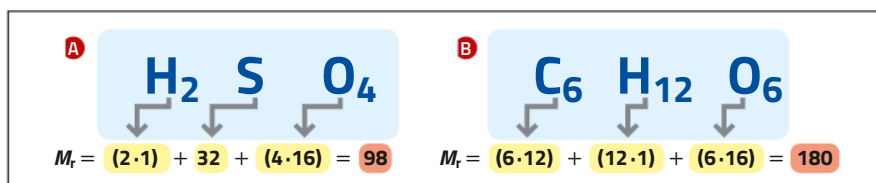


Figura 3 Calcolo della massa molecolare relativa delle molecole. Gli esempi riportano il calcolo per le molecole di H_2SO_4 (A) e $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (B).

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).

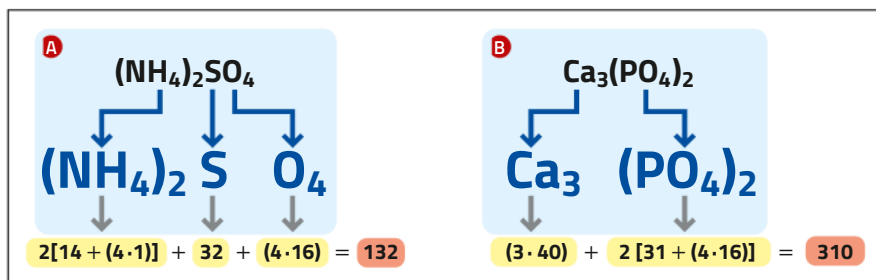


Figura 4 Calcolo della massa formula relativa per composti con gruppi poliatomici. Gli esempi mostrano il calcolo per composti che nella formula contengono gruppi poliatomici tra parentesi, come nel caso del solfato di ammonio (A) e del fosfato di calcio (B).

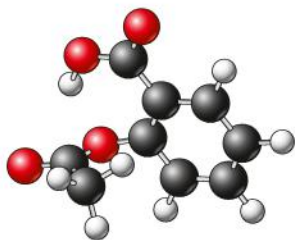


Figura 5 Modello della molecola di acido acetilsalicilico. Ogni molecola è costituita da 9 atomi C, 8 atomi H e 4 atomi O, per cui la sua formula molecolare è $C_9H_8O_4$.

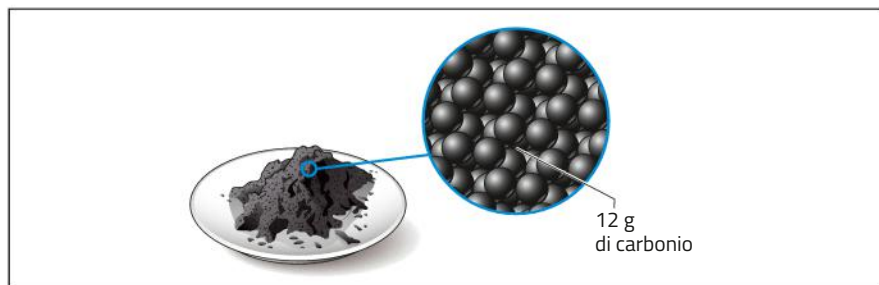
Figura 6 Il numero di Avogadro. 12 g di carbonio-12 contengono un numero di atomi di carbonio esattamente uguale al numero di Avogadro.

4 ATOMI E MOLECOLE SI CONTANO A «PACCHETTI»

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.



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*.

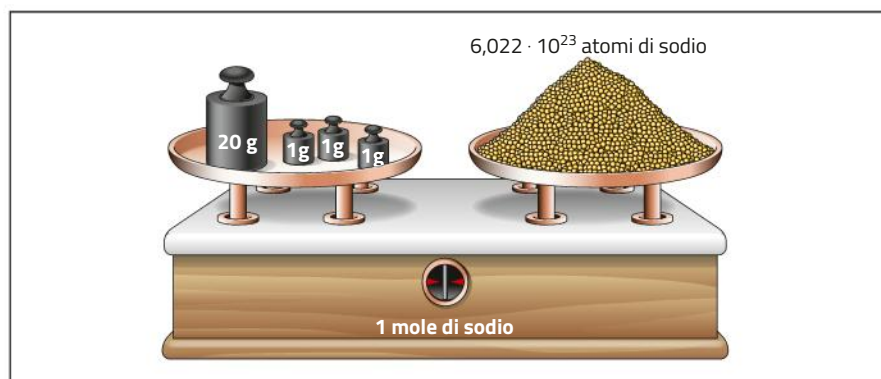


Figura 7 La relazione tra mole e numero di Avogadro. Un numero di Avogadro di atomi di sodio è $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi, ovvero una mole, e corrisponde a una massa di 23 g.

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:

$$\frac{\text{atomi (o molecole o unità formula)}}{\text{mol}}$$

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

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

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?



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.

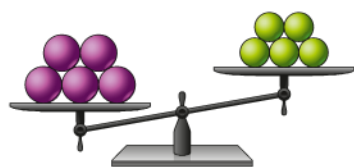
6 UNA MOLE DI SOSTANZE DIVERSE HA MASSA DIVERSA

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 ($A_r \cdot u, M_r \cdot u$)	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 questa entità 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.

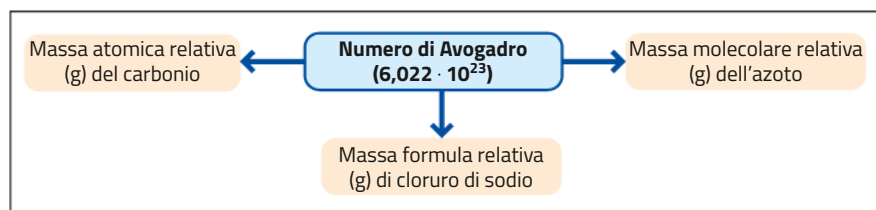
La tabella 3 evidenzia un'altra regolarità: la massa, espressa in grammi, di un numero di Avogadro di atomi C, di molecole N_2 e di unità formula NaCl è pari al valore della massa relativa di C, N_2 e NaCl.

Tabella 3 Atomi, molecole e unità formula. Massa relativa di un ugual 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	$10 \cdot (12)$	$10 \cdot (28)$	$10 \cdot (58)$
1000	$1000 \cdot (12)$	$1000 \cdot (28)$	$1000 \cdot (58)$
N_A	$N_A \cdot (12)$	$N_A \cdot (28)$	$N_A \cdot (58)$

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

Figura 8 Il numero di Avogadro e le altre grandezze. Una quantità 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:

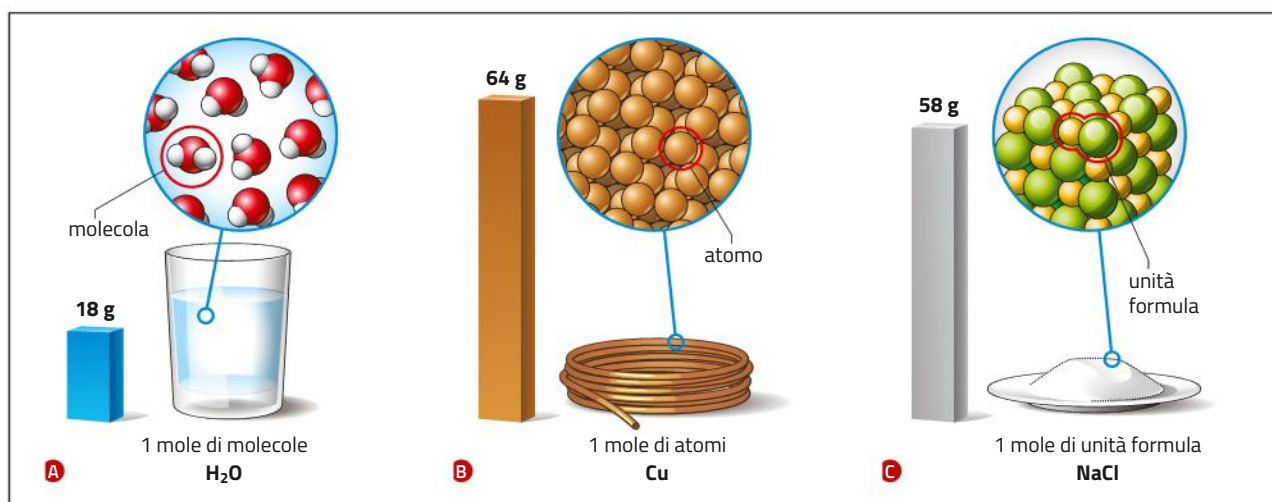
La massa, espressa in grammi, di una mole di sostanza è pari alla massa relativa (atomica, molecolare o formula) della sostanza.

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 H₂O ($M_r = 18,02$), cioè 1 mol H₂O, 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).

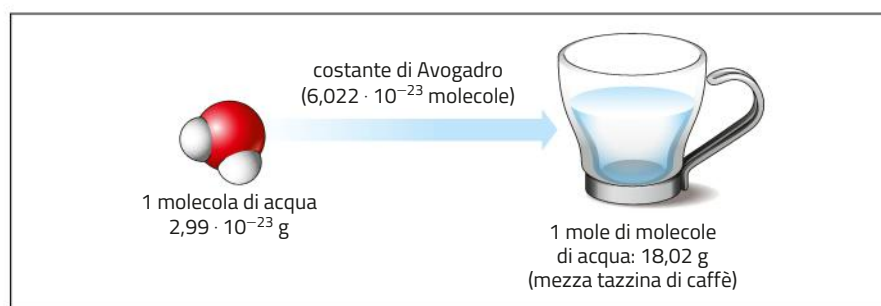


Figura 10 Dal micro al macro La costante di Avogadro permette di passare da masse «microscopiche» ($2,99 \cdot 10^{-23}$ g di acqua) a masse «macroscopiche» (18,02 g di acqua).

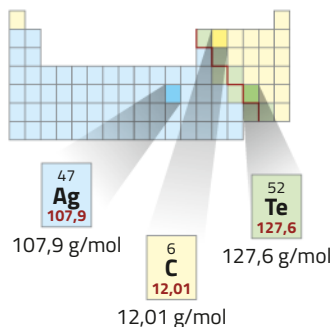
7 LA MASSA MOLARE SI ESPRIME IN g/mol

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




PER CAPIRE MEGLIO
 La tavola periodica interattiva

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:

$$A_{r(\text{C})} = 12,01 \quad M_{(\text{C})} = 12,01 \text{ g/mol}$$

- La massa molare di un *elemento* (azoto) costituito da *molecole* (N_2), o di un *composto molecolare* (diossido di carbonio) costituito da *molecole* (CO_2), è uguale al valore numerico della sua massa molecolare relativa:

$$A_{r(\text{N})} = 14,00 \quad M_{r(\text{N}_2)} = 28,00 \quad M_{(\text{N}_2)} = 28,00 \text{ g/mol}$$

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

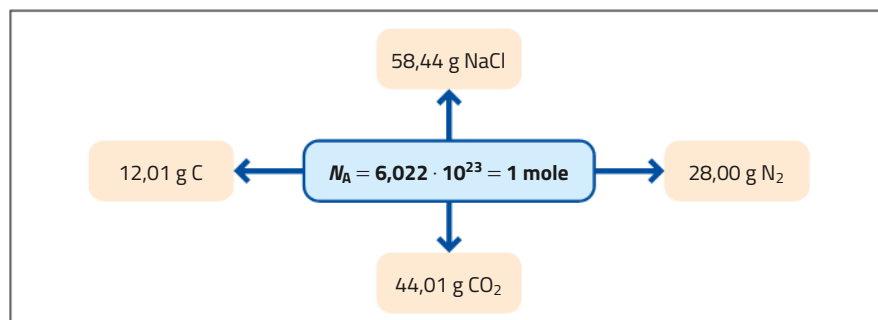
- La massa molare di un *composto ionico* (cloruro di sodio) di formula NaCl è uguale al valore numerico della massa formula relativa:

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

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**.

Figura 11 La relazione tra massa molare e costante di Avogadro

La massa molare di un elemento o di un composto (in figura approssimata all'unità) contiene un numero di Avogadro di atomi o di molecole o di unità formula.



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 viceversa (**figura 12**).

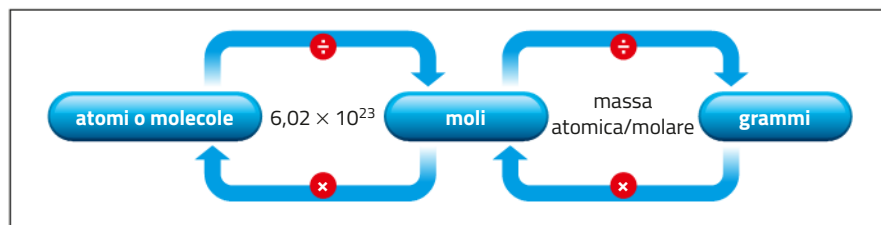


Figura 12 Le relazioni che legano numero di entità elementari, moli e quantità di sostanza. Lo schema mostra le operazioni da effettuare per convertire i grammi di sostanza in moli (e viceversa) e le moli in numero di entità elementari (e viceversa).

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 linee che collegano i termini: 'quantità di sostanza' è collegata a $n(\text{mol})$, 'massa' è collegata a $m(\text{g})$, e 'massa molare' è collegata 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, 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 Na_2CO_3 . Calcola quante moli di unità formula Na_2CO_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:

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

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

$$m_{(\text{Au})} = n_{(\text{Au})} \cdot M_{(\text{Au})} = 63,5 \text{ mol} \cdot 196,97 \text{ g/mol} = 12\,508 \text{ g} = 1,25 \cdot 10^4 \text{ g}$$

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 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:

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

- 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:

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

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?

9 DALLE MOLI ALLA COMPOSIZIONE PERCENTUALE DI UN COMPOSTO

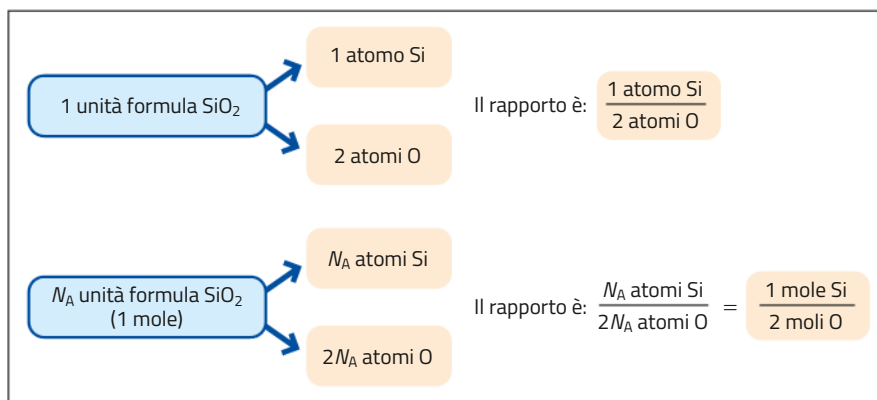
Per costruire i microchip di un qualsiasi strumento elettronico serve silicio purissimo; in natura, però, esso si trova soltanto combinato con altri elementi, e spesso in forma di diossido di silicio, SiO_2 . Determinare quanto silicio si può ricavare da 100 g di SiO_2 equivale a determinare la composizione 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 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 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 SiO_2 è 60 g/mol, possiamo rapidamente stabilire che in 60 g di SiO_2 ci sono 28 g di silicio; in 100 g di 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 SiO_2 è quindi del 47% circa. Da 100 g di 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:

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

Il diagramma mostra l'equazione sopra con due linee che collegano i termini $m_{(\text{elemento})}$ e $m_{(\text{composto})}$ a due rettangoli gialli. Il rettangolo a sinistra contiene il testo 'massa in grammi di un certo elemento contenuta in una mole di composto' e il rettangolo a destra contiene '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 CO_2 presente in atmosfera si discioglie nell'acqua piovana, si forma acido carbonico H_2CO_3 . Calcola la composizione percentuale degli elementi nell'acido carbonico.

L'IDEA

Dalla formula H_2CO_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:

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

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

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

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' H_2CO_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



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:

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

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 H_2O_2 .

LA CONCLUSIONE

La formula minima del composto è HO, mentre la formula molecolare è H_2O_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?

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.

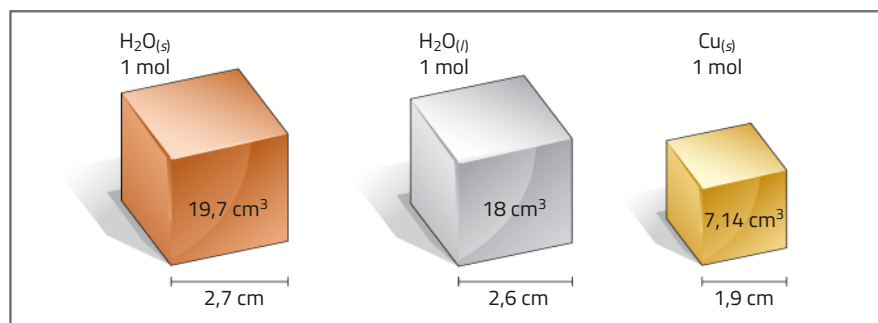
Il volume molare (simbolo V_m) è il volume occupato da una mole di sostanza.

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.



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°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 L/mol (figura 15).

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

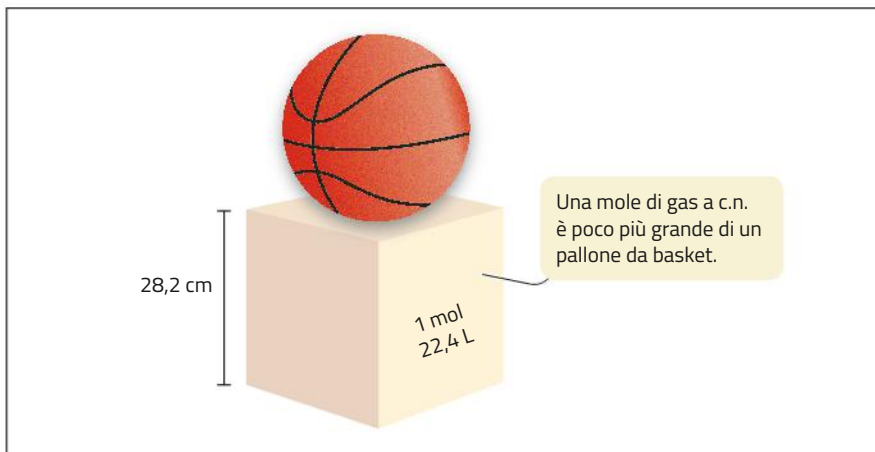
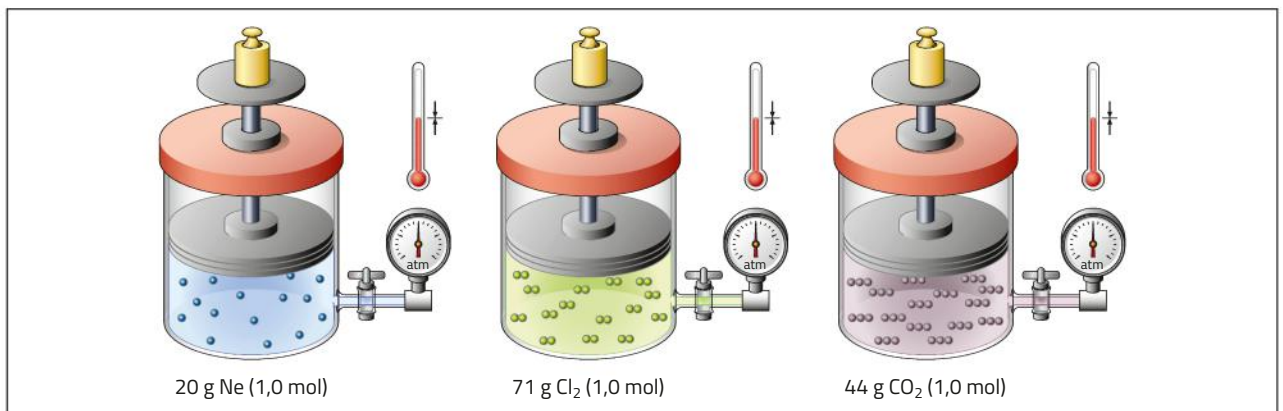


Figura 15 Il volume molare di un gas A c.n., una mole di gas occupa un volume di 22,4 L, che corrisponde a un cubo di 28,2 cm di lato.

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 Cl₂ (71 g) e nel terzo una mole di molecole di diossido di carbonio CO₂ (44 g; figura 16).

Figura 16 Una mole di gas Nei tre cilindri di uguale volume, tre gas diversi (Ne, Cl₂, CO₂), 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 Cl₂ e $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole CO₂. 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).

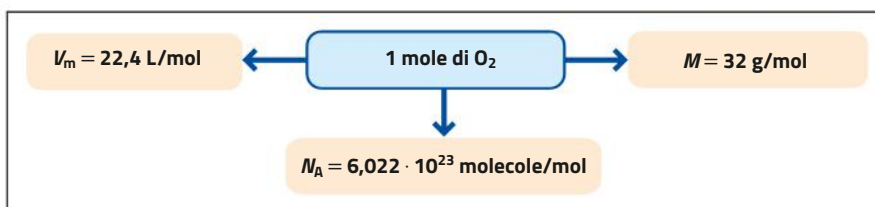
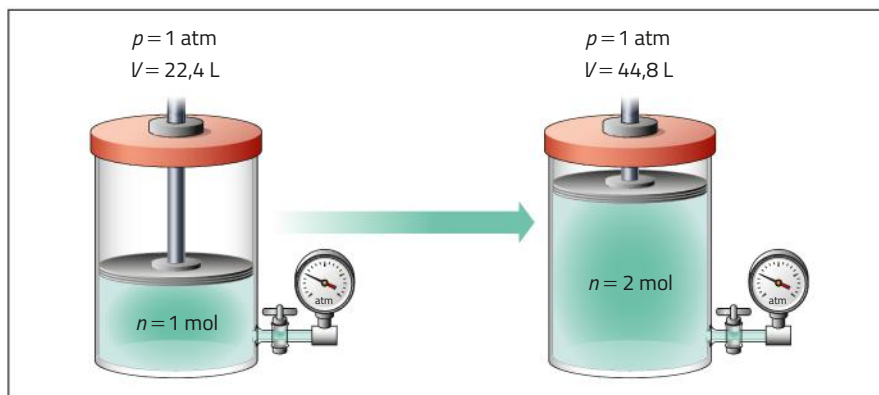


Figura 17 Una mole di ossigeno in condizioni normali Una mole di un qualunque gas a c.n. occupa sempre lo stesso volume (22,4 L) e contiene lo stesso numero di atomi o molecole ($6,022 \cdot 10^{23}$).

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:

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

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.:

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

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:

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

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, 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°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°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 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°C e il volume della bombola è 15,4 L, quale sarà la pressione (in atm) esercitata dal gas?

LABORATORIO

Determinazione della massa di sostanze espressa in moli

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 materia chiamata mole.

I materiali

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

L'esperimento

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

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

e determina la massa in grammi mediante la relazione

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

2. Utilizzando la bilancia, prendi visione delle quantità calcolate (figura).

3. Calcola il numero di atomi (o molecole o unità formula) contenuto nelle quantità di 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 determinato nelle sostanze analizzate?



FACCIAMO IL PUNTO



Come è definita la massa atomica assoluta?

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

Come è definita la massa atomica relativa?

La **massa atomica relativa**, A_r , è un numero puro che indica quante volte la massa atomica assoluta è maggiore dell'unità di massa atomica.

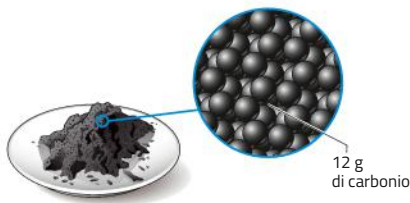
9	← Numero atomico
F	← Simbolo
19,00	← Massa atomica relativa

Che cos'è la costante di Avogadro?

La **costante di Avogadro** (simbolo N_A) indica il numero di atomi di carbonio contenuti in 12 grammi dell'isotopo di carbonio-12:

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$$

La costante di Avogadro indica anche il numero di atomi (molecole o unità formula) presente in una quantità in grammi di un qualunque elemento, o composto, corrispondente al valore della massa atomica (molecolare o formula) relativa.



Come è definita la mole?

La **mole** (simbolo **mol**) è la quantità, espressa in grammi, di un qualunque elemento o composto contenente un numero pari alla costante di Avogadro di atomi (molecole o unità formula).

La mole di un elemento o di un composto corrisponde alla massa atomica relativa, alla massa molecolare relativa o alla massa formula relativa espressa in grammi.

Per esempio:

- 1 mole di atomi di carbonio C ($A_r = 12$) equivale a 12 g di carbonio;
- 1 mole di molecole di azoto N_2 ($M_r = 28$) equivale a 28 g di azoto;
- 1 mole di unità formula di cloruro di sodio NaCl ($M_r = 58$) equivale a 58 g di cloruro di sodio.

Come si calcola il numero di moli?

Il **numero di moli** (n) di un elemento o di un composto corrisponde al rapporto tra il numero di atomi (molecole o unità formula) presenti nell'elemento o nel composto e la costante di Avogadro:

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

Il **numero di atomi** (o **molecole** o **unità formula**) di un elemento o composto corrisponde al prodotto tra il numero di moli n e la costante di Avogadro:

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

Che cos'è la massa molare?

La **massa molare** (simbolo M) è la massa in grammi di una mole di un elemento o di un composto.

La massa molare si esprime in grammi per mole (simbolo **g/mol**) e rappresenta un fattore di conversione che permette di trasformare la quantità di materia da masse espresse in grammi a numero di moli e viceversa:

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

Il **numero di moli** presente in una determinata massa (m) di un elemento o di un composto espressa in grammi si ottiene dividendo la massa per la massa molare (M):

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

La **massa** di un elemento o di un composto si ottiene moltiplicando il numero di moli (n) di un elemento o di un composto per la massa molare (M):

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

Che cos'è la composizione percentuale di un composto?

La composizione percentuale di un composto rappresenta la quantità in grammi dei singoli elementi in 100 g del composto.

Come si determina la formula empirica di un composto?

Nota la composizione percentuale degli elementi di un composto si può determinare la **formula minima** calcolando il numero di moli (n) di ciascun elemento e dividendo per il valore più piccolo tutti gli altri.

Che cos'è 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. Per esempio, il volume molare del ghiaccio è 19,7 cm³/mol, mentre il volume molare dell'acqua a 4 °C è 18 cm³/mol.

Il volume molare delle sostanze gassose non cambia apprezzabilmente al variare del tipo di gas. A condizioni normali, il volume occupato da una mole di gas ideale è pari a 22,4 L. Il volume di una mole di gas è lo stesso per tutti i gas e contiene lo stesso numero, N_A , di entità elementari; la sua massa, invece, varia al variare della massa molare del gas.

All'aumentare della quantità in moli (n) di gas aumenta in proporzione anche il suo volume, come riassunto dalla relazione:

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

Che cos'è l'equazione universale dei gas ideali?

Le leggi dei gas ideali possono essere espresse da un'unica equazione, rappresentata dalla relazione: L'equazione universale dei gas ideali, riferita a n moli, è espressa dalla relazione:

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

dove p è la pressione in atm, V è il volume in L, n è il numero di moli, T è la temperatura assoluta in kelvin e R è la costante universale dei gas.

VERIFICA LE TUE CONOSCENZE

LA MASSA ATOMICA ASSOLUTA E RELATIVA

- 1** Che cos'è la massa atomica assoluta e qual è il suo simbolo?
- 2** Quale affermazione relativa all'unità di massa atomica è *falsa*?
- (A) Si indica con u.
 (B) Corrisponde a 1/12 della massa di 12 atomi di carbonio.
 (C) Vale $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg.
 (D) Corrisponde a 1/12 della massa dell'atomo di carbonio più comune.
- 3** Che cosa indica la notazione A_r ?
- 4** Che cos'è la massa atomica relativa di un atomo?
- 5** La massa atomica relativa
- (A) si esprime in unità di massa atomica (u).
 (B) si esprime in kg.
 (C) è un numero adimensionale e non si può esprimere in u né in kg.
 (D) è un numero adimensionale e si esprime in u.
- 6** Che differenza c'è tra massa atomica assoluta e massa atomica relativa di un atomo?
- 7** Dove puoi reperire il valore di massa atomica relativa di un atomo?
- 8** Osserva la casella dello iodio sulla tavola periodica: qual è la sua massa atomica relativa? E la sua massa atomica assoluta?
- 9** Relativamente alla massa di un atomo trovi i seguenti dati: $3,154 \cdot 10^{-26}$ kg e 19,00.
- a. Che cosa indicano i due numeri?
 b. Di che atomo si tratta?

LA MASSA MOLECOLARE RELATIVA

- 10** Che cos'è la massa molecolare relativa e qual è il suo simbolo?
- 11** Che cosa è necessario conoscere se si vuole determinare la massa molecolare relativa di una sostanza?

12 Che differenza c'è tra massa molecolare relativa e massa formula relativa?

13 Come si calcola la massa assoluta di una molecola?

IL NUMERO DI AVOGADRO E LA MOLE

14 Che cosa indica il numero di Avogadro e qual è il suo simbolo?

15 Quanto vale il numero di Avogadro? Perché è così grande?

16 Quale tra le seguenti affermazioni è *errata*?

La quantità di sostanza

- (A) è una delle sette grandezze fondamentali.
 (B) ha la mole come unità di misura.
 (C) il suo simbolo è n.
 (D) indica la massa di una sostanza.

17 Nel seguente testo cancella le alternative errate.

Una mole è la **quantità** / **massa** di sostanza che contiene tante particelle quanti sono **gli atomi** / **i grammi** di carbonio contenuti in 0,012 kg di C-12. Una mole contiene sempre lo stesso numero di **atomi** / **entità** elementari, ha come simbolo **n** / **mol** ed è l'unità di misura della grandezza **quantità di sostanza** / **numero di entità elementari**.

18 Una mole di atomi di magnesio e una mole di atomi di carbonio

- (A) hanno uguale massa.
 (B) hanno uguale quantità di sostanza.
 (C) contengono un diverso numero di atomi.
 (D) non hanno nulla in comune.

19 Che cosa indica la costante di Avogadro e qual è la sua unità di misura?

LA MASSA MOLARE

20 Perché una mole di carbonio e una mole di elio hanno massa diversa?

21 Qual è la massa in grammi di $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di ferro?

22 Qual è la massa in grammi di $6,022 \cdot 10^{23}$ unità formula di ossido ferrico, Fe_2O_3 ?

23 Qual è la massa in grammi di una mole di molecole di alcol etilico, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$?

24 Una massa di calcio, espressa in grammi, è pari alla massa atomica relativa del calcio. Il numero di atomi che contiene è uguale

- (A) al numero di Avogadro diviso 40.
- (B) al numero di Avogadro.
- (C) all'unità di massa atomica per il numero di Avogadro.
- (D) al numero di Avogadro moltiplicato per 20.

25 Che cos'è la massa molare e qual è la sua unità di misura?

26 La massa molare di un composto molecolare è uguale al valore numerico della

- (A) massa molecolare assoluta espressa in grammi di una molecola del composto.
- (B) massa in grammi del composto corrispondente alla sua massa molecolare relativa.
- (C) massa in grammi del composto uguale al numero di Avogadro.
- (D) somma delle masse atomiche relative degli atomi che costituiscono il composto.

27 La massa molecolare relativa del glucosio è $M_r = 180$. Qual è la sua massa molare?

28 La massa molare di un composto è 60 g/mol. Qual è la sua massa molecolare relativa?

LA COMPOSIZIONE PERCENTUALE E LA FORMULA DI UN COMPOSTO

29 Che cosa indica la composizione percentuale di un composto?

30 In quale delle seguenti sostanze è maggiore la percentuale di calcio?

- (A) CaF_2
- (B) CaCl_2
- (C) CaBr_2
- (D) CaI_2

31 La percentuale di zolfo è più elevata nel sale $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ o nel sale Na_2SO_3 ? Perché?

32 Un composto è costituito da 4,0 g di calcio e da 1,6 g di ossigeno. Qual è la sua composizione percentuale?

33 Un composto è costituito da 6,5 g di zinco e da 3,2 g di zolfo. Calcola la sua composizione percentuale.

34 Quale tipo di formula si può determinare se si conosce la composizione percentuale di un composto?

35 Un campione puro di un composto contiene 4 g di carbonio e 1 g di idrogeno. È possibile che la sua formula sia C_4H ? Motiva la tua risposta.

36 Un idrocarburo è costituito da 3,6 g di carbonio e 0,92 g di idrogeno.

- a. Quali calcoli devi effettuare per determinare la sua formula empirica?
- b. Che cosa devi conoscere per determinare la sua formula molecolare?

37 Qual è la formula minima di un composto costituito per il 74,8% da carbonio e per il 25,2% da idrogeno?

- (A) C_2H_4
- (B) C_3H_6
- (C) CH_4
- (D) C_2H_6

38 Qual è la formula molecolare di un composto ($M_r = 180$) se la sua formula minima è CH_2O ?

39 Qual è la formula molecolare di un composto ($M_r = 28$) se il rapporto tra il numero di atomi di carbonio e di idrogeno è di 1 : 2?

IL VOLUME MOLARE

40 Che cos'è il volume molare e da che cosa dipende il suo valore?

41 È maggiore il volume molare dell'acqua liquida o del ghiaccio? Perché?

42 Qual è il volume molare dei gas a c.n.? Perché ha lo stesso valore per tutti i tipi di gas a comportamento ideale?

43 L'ammoniaca ha $M = 17$ g/mol, il fluoro ha $M = 38$ g/mol; a c.n. entrambe le sostanze sono gassose. È corretto concludere che 17 g di ammoniaca occupano a c.n. circa la metà del volume occupato da 38 g di fluoro a c.n.? Perché?

44 Quale dei seguenti campioni di azoto $\text{N}_{2(g)}$ ha massa maggiore?

- (A) 22,4 L in c.n.
- (B) $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole
- (C) 10,5 g
- (D) 1,2 mol

45 Qual è il numero di atomi di ossigeno presenti in 22,4 L di diossido di zolfo SO_2 , misurati a c.n.?

46 Calcola il volume occupato a c.n. da:

- a. 3,00 mol di ossigeno;
- b. $1,81 \cdot 10^{24}$ molecole di azoto.

LA DENSITÀ DI UN GAS

47 Perché i gas, a parità di T e P , hanno lo stesso volume molare ma densità diverse?

48 Come si calcola la densità di un gas a c.n., se è nota la sua massa molare?

49 Qual è la densità del diossido di zolfo a c.n.?

50 Quale dei seguenti gas ha densità maggiore?

- (A) NH_3
- (B) CO_2
- (C) Kr
- (D) F_2

51 Perché il rapporto tra le densità di due gas diversi, misurate alla stessa T e P , è uguale al rapporto tra le masse relative delle particelle (atomi o molecole) che li costituiscono?

LA COSTANTE UNIVERSALE DEI GAS IDEALI

52 Che cosa indica la costante universale dei gas ideali? Qual è il suo simbolo?

53 Quanto vale la costante R se la pressione è espressa in atmosfere? E se è espressa in kilopascal?

54 Se il volume e la pressione di un gas ideale sono espressi con le unità di misura SI, la costante R è

- (A) $1,2 \cdot 10^{-1} \text{ Pa}^{-1} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K} \cdot \text{mol}$
- (B) $1,2 \cdot 10^{-4} \text{ Pa}^{-1} \cdot \text{L}^{-3} \cdot \text{K} \cdot \text{mol}$
- (C) $8,31 \cdot 10^3 \text{ Pa} \cdot \text{L} \cdot \text{K} \cdot \text{mol}$
- (D) $8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

55 Quali grandezze compaiono nella legge universale dei gas ideali? Com'è solitamente scritta tale legge?

56 Qual è il volume occupato da 1,40 mol di azoto gassoso a $20,0^\circ\text{C}$ e 1,10 atm?

57 A quale temperatura un campione contenente 0,600 mol di gas occupa un volume di 22,6 L alla pressione di 101 kPa?

58 Quale quantità in moli di idrogeno vi è in una bombola da 3,0 L se la pressione del gas è di 506,5 kPa e la temperatura di 303 K?

VERIFICA LE TUE ABILITÀ

59 La massa atomica relativa dell'atomo di stagno è 118,69. Qual è la sua massa atomica assoluta?

60 La massa atomica assoluta del potassio è $6,49 \cdot 10^{-26}$ kg. Calcola la massa (in g) di $2 \cdot 10^{20}$ atomi di potassio.

61 La massa atomica relativa dello iodio è 126,905. Calcola la massa atomica assoluta (in kg).

62 La massa atomica assoluta dell'ossigeno è $2,66 \cdot 10^{-26}$ kg. Calcola la massa atomica relativa.

63 La massa atomica relativa del nichel è 58,71. Calcola la massa atomica assoluta (in kg).

64 Un atomo di uranio ha una massa atomica assoluta di $3,953 \cdot 10^{-25}$ kg. Calcola la massa atomica relativa e il numero di atomi presenti in 700 g.

65 La massa atomica relativa dell'idrogeno è 1,008. Calcola il numero (n) di atomi di idrogeno in 2,15 g di idrogeno.

66 La massa atomica relativa dell'ossigeno è 16,00. Calcola il numero (n) di atomi di ossigeno in 17,1 g di ossigeno.

67 Calcola la massa formula relativa dei seguenti composti ionici:

- a. CaO , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- b. LiHS , $\text{Al}(\text{OH})_3$

68 Calcola la massa molecolare relativa delle seguenti molecole:

- a. O_2 , Cl_2O_7 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
- b. I_2 , HCN , H_2SO_2

69 La massa molecolare relativa dello zolfo è 256. Qual è la sua formula molecolare?

70 Calcola la massa assoluta delle molecole dell'esercizio 68.

71 La massa di un atomo di silicio è circa 28 u e quella di un atomo di ferro è circa 56 u.












- a. Ci sono più atomi in 2 g di silicio o in 2 g di ferro? Perché?
- b. Se gli atomi di silicio sono $4,3 \cdot 10^{22}$, quanti sono quelli di ferro?

- 72** Calcola la massa assoluta (in g) di una molecola di diossido di zolfo, SO_2 .
- 73** Quante sono le molecole di azoto presenti in una mole di azoto, N_2 ? E quanti sono gli atomi di azoto?
- 74** Se la massa atomica assoluta del ferro è $9,277 \cdot 10^{-23}$ g, qual è la massa in grammi di una mole di atomi di ferro?
- 75** Calcola il numero di molecole in 2 moli di metano.
- 76** Quante molecole ci sono in 0,10 mol di acqua? Quanti sono in totale gli atomi di idrogeno? E quelli di ossigeno?
- 77** Se un campione di oro contiene $1,2 \cdot 10^{24}$ atomi, a quante moli di oro corrisponde?
- 78** In una bombola ci sono $1,8 \cdot 10^{25}$ molecole di diossido di carbonio, CO_2 ; quante moli contiene?
- 79** Calcola il numero di moli presenti in:
- $3,5 \cdot 10^{23}$ molecole di acido solforico, H_2SO_4
 - $4,30 \cdot 10^{24}$ atomi di sodio
 - $3,2 \cdot 10^{21}$ unità formula di cromato di litio, Li_2CrO_4
- 80** Una soluzione costituita da 20 g di acqua e 40 g di alcol etilico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), contiene più molecole di acqua o di alcol etilico? Perché?
- 81** È presente un maggior numero di atomi in 3 g di idrogeno (H_2) o in 30 g di rame?
- 82** In quale delle seguenti quantità di sostanza sono contenute $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole?
- 17 g di CH_4
 - 17 g di NH_3
 - 17 g di PH_3
 - 17 g di AsH_3
- 83** Qual è la massa in grammi di 2,3 mol di ammoniaca, NH_3 ?
- 84** Qual è la massa in grammi di 0,60 mol di AlCl_3 ?
- 85** Calcola la massa in grammi di:
- $1,8 \cdot 10^{24}$ molecole di ossigeno (O_2)
 - $5,0 \cdot 10^{25}$ molecole di diossido di zolfo (SO_2)
- 86** Calcola la massa in grammi di
- 20 moli di potassio;
 - 3,0 moli di $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- 87** La quantità in moli di atomi presente in 1 kg di argento è quattro volte più piccola della quantità in moli di atomi presente in
- 1 kg di oro
 - 1 kg di alluminio
 - 1 kg di piombo
 - 1 kg di zinco
- 88** Calcola la quantità in moli di atomi o di unità formula contenuta in:
- 100 g di zinco
 - 0,50 kg di cloruro di sodio
 - 1,20 kg di ferro
- 89** Un campione di 45,9 g di un elemento chimico è costituito da 1,7 mol. Calcola la massa atomica relativa dell'elemento.
- 90** Calcola il volume occupato da 1,50 mol di zinco ($d = 7,14 \text{ g/cm}^3$).
- 91** Calcola il volume occupato da 2,0 mol di carbonato di calcio ($d = 2,7 \text{ g/cm}^3$).
- 92** Calcola il numero di atomi di:
- boro presenti in 75 g;
 - cloro presenti in 200 g di Cl_2 ;
 - magnesio in un nastro di magnesio di 30 g;
 - alluminio in un foglio di alluminio di 5,0 g;
 - sodio in 0,23 g di un campione puro di sodio.
- 93** Calcola la massa in grammi di:
- una lamina di rame costituita da $2,8 \cdot 10^{24}$ atomi;
 - una moneta d'argento costituita da $1,5 \cdot 10^{23}$ atomi.
- 94** Il boro ha $M = 10,811 \text{ g/mol}$; calcola la sua massa atomica assoluta.
- 95** Un cubetto costituito da carbonato di calcio, CaCO_3 , ($d = 2,7 \text{ g/cm}^3$) ha un lato di 2,6 cm. Calcola la quantità in moli di CaCO_3 presente nel cubetto.
- 96** Date 20 moli di acqua, calcola
- la loro massa in grammi;
 - quante molecole di acqua contengono;
 - quanti atomi di idrogeno e di ossigeno vi sono;
 - quante moli di idrogeno e di ossigeno vi sono;
 - quanti grammi di idrogeno e di ossigeno vi sono.

- 97** Calcola il numero di moli contenuto in 95,3 g di cloruro di berillio BeCl_2 .
- 98** Qual è la massa in grammi di carbonio contenuta in 71 g di metano, CH_4 ?
- 99** Calcola la massa in grammi di fosforo presente in 250 g di acido fosforico, H_3PO_4 .
- 100** Calcola la massa in grammi di:
- calcio in 30,0 g di CaF_2 ;
 - sodio in 47,0 g di Na_2O ;
 - ferro e ossigeno in 16,5 g di Fe_2O_3 ;
 - cloro in 1,00 kg di AlCl_3 ;
 - idrogeno, boro e ossigeno in 250 g di H_3BO_3 .
- 101** È maggiore la massa di ossigeno in 20 g di solfato di sodio, Na_2SO_4 , o in 30 g di ossido di alluminio, Al_2O_3 ?
- 102** In quale massa di acido carbonico, H_2CO_3 , sono contenuti 35 g di carbonio?
- 103** Qual è il numero di atomi di idrogeno in 40 g di acido fosforico, H_3PO_4 ?
- 104** Quale massa in grammi di ossido ferrico, Fe_2O_3 , si può ottenere da 10,00 mol di ferro?
- 105** Quanti atomi di ossigeno vi sono in 33 g di diossido di carbonio, CO_2 ?
- 106** Calcola il numero di atomi di ossigeno contenuti in 50 g di solfato di sodio, Na_2SO_4 .
- 107** Una zolletta di saccarosio, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, contiene $9,03 \cdot 10^{21}$ molecole. Calcola la sua massa in grammi.
- 108** Un campione di pirite è costituito da disolfuro di ferro, FeS_2 , al 90%. Calcola la massa in grammi di ferro presente in 0,500 kg di pirite.
- 109** Un cubetto ha un lato di 50 mm ed è costituito dal 90% di ferro ($d = 7,8 \text{ g/cm}^3$). Calcola la quantità in moli di ferro presente nel cubetto.
- 110** Calcola la composizione percentuale degli elementi nei seguenti composti:
- fluoruro di bario, BaF_2 ;
 - fosfato di calcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
- 111** Calcola la composizione percentuale del:
- carbonio nella vitamina C ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$);
 - cloro nel cloroformio (CHCl_3).
- 112** In quale dei seguenti composti la percentuale di cloro è più vicina a quella dell'ossigeno?
- | | |
|---------------------|---------------------|
| (A) HClO | (C) HClO_3 |
| (B) HClO_2 | (D) HClO_4 |
- 113** Qual è la composizione percentuale degli elementi nel solfato di potassio, K_2SO_4 ?
- 114** La formula di un composto costituito da rame e zolfo è CuS . Qual è la sua composizione percentuale?
- 115** Un minerale è costituito da solfuro rameico, CuS , al 78%. Quanti grammi di rame sono presenti in 1,00 kg di minerale?
- 116** Indica la formula empirica di un composto che contiene il 30,43% di azoto e il 69,57% di ossigeno:
- | | |
|-------------------|----------------------------|
| (A) NO_2 | (C) N_2O |
| (B) NO | (D) N_2O_3 |
- 117** Calcola la formula minima dei composti che hanno la seguente composizione percentuale:
- $\text{K} = 38,67\%$, $\text{N} = 13,85\%$, $\text{O} = 47,48\%$
 - $\text{C} = 40\%$, $\text{H} = 6,7\%$, $\text{O} = 53,3\%$
 - $\text{Fe} = 28\%$, $\text{S} = 24\%$, $\text{O} = 48\%$
 - $\text{N} = 25,9\%$, $\text{O} = 74,1\%$
 - $\text{P} = 43,67\%$, $\text{O} = 56,33\%$
 - $\text{H} = 3,1\%$, $\text{P} = 31,5\%$, $\text{O} = 65,4\%$
 - $\text{Fe} = 63,60\%$, $\text{S} = 36,40\%$
- 118** Qual è la formula minima di un composto costituito da 4,8 g carbonio, 1,2 g di idrogeno e 2,8 g di azoto?
- 119** La composizione percentuale di un composto ($M_r = 78$) è la seguente: $\text{C} = 92,3\%$, $\text{H} = 7,7\%$. Calcola la formula molecolare.
- 120** Calcola la formula molecolare di un composto ($M_r = 28$) sapendo che è costituito dall'85,63% di carbonio e dal 14,37% di idrogeno.
- 121** Calcola la formula molecolare di un composto ($M_r = 44$) sapendo che è costituito dall'81,7% di carbonio e dal 18,3% di idrogeno.

- 122** Calcola la formula molecolare di un composto ($M_r = 98,96$) sapendo che è costituito dal 24,7% di carbonio, dal 4,07% di idrogeno e dal 71,23% di cloro.
- 123** Calcola la massa in grammi di ossigeno presente in un volume di $0,300 \text{ m}^3$ del gas a c.n.
- 124** Calcola quante molecole di ammoniaca sono presenti in un volume di $8,00 \text{ L}$ del gas a c.n.
- 125** Calcola quanti atomi di idrogeno sono presenti in un volume di $4,00 \text{ L}$ del gas a c.n.
- 126** A c.n. 2 g di un gas X occupano un volume di $1,6 \text{ L}$. Calcola la massa molecolare relativa del gas e stabilisci di quale gas potrebbe trattarsi.
- 127** A c.n. $1,25 \text{ g}$ di un gas occupano un volume di $7,0 \text{ L}$. Calcola la massa molecolare relativa del gas e stabilisci di quale gas potrebbe trattarsi.
- 128** Un campione di neon ($A_r = 20$) e uno di azoto ($M_r = 28$) contengono lo stesso numero di moli. Sapendo che la massa del campione di azoto è 7 kg , calcola la massa (in kg) del campione di neon.
- 129** Nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, $7,0 \text{ L}$ di un gas non noto (X) hanno la stessa massa di $1,0 \text{ L}$ di azoto (N_2). Calcola la massa molecolare relativa del gas X e stabilisci di quale gas potrebbe trattarsi.
- 130** Un campione di ossigeno ha una massa di 64 g . Un campione di un gas non noto (X) ha una massa di $8,0 \text{ g}$, occupa lo stesso volume e si trova nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione. Calcola la massa molecolare relativa del gas X e stabilisci di quale gas si tratta.
- 131** Calcola la massa molare di un gas che a c.n. ha una densità di $1,25 \text{ g/L}$. Di quale gas potrebbe trattarsi?
- 132** Calcola la densità dell'ossigeno alla pressione di 760 mmHg e alla temperatura di $-73 \text{ }^\circ\text{C}$.
- 133** Calcola la densità del diossido di carbonio alla pressione di 220 mbar e alla temperatura di $-20 \text{ }^\circ\text{C}$.
- 134** Calcola la massa molecolare relativa di un gas che ha una massa di $112,7 \text{ g}$ e che alla temperatura di $35 \text{ }^\circ\text{C}$ e alla pressione di 115 kPa occupa un volume di $35,28 \text{ L}$. Di quale gas potrebbe trattarsi?
- 135** Calcola la massa atomica relativa di un gas che alla temperatura di $-15 \text{ }^\circ\text{C}$ e alla pressione di 798 torr ha densità $1,0 \text{ g/L}$.
- 136** Un campione di ossigeno ha una massa di $0,32 \text{ kg}$ e occupa un volume di 10 L . Calcola la pressione del gas alla temperatura di $25 \text{ }^\circ\text{C}$.
- 137** Calcola il volume occupato da $8,52 \text{ g}$ di ammoniaca alla pressione di 250 mbar e alla temperatura di $80 \text{ }^\circ\text{C}$.
- 138** Calcola quanti kg di azoto sono contenuti in una bombola di 40 L se la pressione è di 150 atm e la temperatura è di $20 \text{ }^\circ\text{C}$.
- 139** Una bombola da 20 L contiene azoto alla pressione di 100 atm e alla temperatura di $10 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcola la pressione esercitata dal gas che resta nella bombola dopo che questa ha erogato $1,5 \text{ kg}$ di azoto, se la temperatura non varia.
- 140** Calcola la massa in grammi di ossigeno che occupa un volume di $0,020 \text{ m}^3$ alla pressione di 6078 mbar e alla temperatura di $20 \text{ }^\circ\text{C}$.
- 141** Calcola la massa molecolare relativa di un gas che a $60 \text{ }^\circ\text{C}$ e alla pressione di $121,6 \text{ kPa}$ ha la massa di $4,1 \text{ g}$ e occupa il volume di 1300 cm^3 .
- 142** Alla pressione di 760 torr e alla temperatura di $27 \text{ }^\circ\text{C}$, una massa di $0,90 \text{ g}$ di gas occupa un volume di 280 mL . Calcola la massa molare del gas.
- 143** Un campione di 10 g di diossido di carbonio, CO_2 , occupa un volume di 1500 mL ; calcola a quale temperatura (in $^\circ\text{C}$) occorre portarlo perché la sua pressione diventi 10 atm .
- 144** Un campione di 2 g di ammoniaca occupa un volume di 500 mL ; a quale temperatura (in $^\circ\text{C}$) occorre portarlo perché la sua pressione diventi 2280 mmHg ?

TEST YOURSELF

- 145**  The relative atomic mass of an atom of silver is 107.870. Calculate its absolute atomic mass (in kg).
- 146**  Calculate how many grams correspond to $1.205 \cdot 10^{24}$ hydrogen chloride (HCl) molecules.
- 147**  Calculate the number of oxygen atoms in 150 g of calcium chlorate.
- 148**  Calculate the percentage composition of the elements in magnesium nitrate, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.
- 149**  Calculate the grams of zinc in 70 g of zinc fluoride, ZnF_2 .
- 150**  Calculate the empirical formula of a compound knowing that it is made up of 43% of sodium, 11.3% of carbon and 45.7% of oxygen.
- 151**  At a pressure of 1.0 atm and at a temperature of 273 K, 6.0 g of a gas have a volume of a 4.8 L flask. Calculate the molecular mass and say which gas it is.
- 152**  Calculate the volume occupied by 0.003 kg of hydrogen at a pressure of 500 mbar and at a temperature of 36 °C.
- 153**  Calculate the density of a sample of dihydrogen sulphide, H_2S , at a pressure of 1900 mmHg and at a temperature of 5 °C.
- 154**  A nitrogen sample has a mass of 22 g. A sample of an unknown gas (X) has a mass of 56 g, occupies the same volume and is in the same temperature and pressure conditions. State what gas it is.
- 155**  Calculate how many moles of carbon dioxide, CO_2 , are contained in a 10 L flask at a pressure of 1.0 atm and at a temperature of 273 K.

VERSO I GIOCHI DELLA CHIMICA

- 156** Durante un'autopsia sotto la lingua del paziente viene trovata una polvere bianca. L'analisi rivela una percentuale in peso di Na del 33,18%. Quale delle seguenti sostanze può essere la polvere bianca?
- (A) $\text{Na}_2\text{P}_2\text{O}_7$ (C) Na_3PO_4
 (B) Na_3AsO_3 (D) Na_3AsO_4

[Fase nazionale 2016]

- 157** Una bombola contenente 40,0 L di CO, misurati alla pressione di $60,78 \cdot 10^5$ Pa e alla temperatura di 20 °C, viene svuotata in un locale di dimensioni 10,0 m × 6,0 m × 3,0 m. Calcolare la concentrazione di CO nella stanza (in g/m^3).
- (A) 28,7 (B) 11,2 (C) 15,5 (D) 34,7

[Fase regionale 2015]

- 158** Sono costituiti da più atomi
- (A) 26,0 grammi di cromo.
 (B) 24,0 grammi di carbonio.
 (C) 40,0 grammi di calcio.
 (D) il numero di atomi è lo stesso nei tre casi.

[Fase regionale 2015]

VERSO L'UNIVERSITÀ

- 159** Quanti atomi di idrogeno sono presenti in una molecola di solfato d'ammonio?
- (A) 10 (D) 12
 (B) 8 (E) 6
 (C) 9

[dalla prova di ammissione a Medicina e Chirurgia, 2012]

- 160** A quante moli corrispondono 9,0 ml di un composto avente P.M. 153, e densità 1,7 g/ml?
- (A) 0,10 (D) 0,29
 (B) 0,050 (E) 10,0
 (C) 1,0

[dalla prova di ammissione a Medicina e Chirurgia, 2011]

- 161** Qual è il volume di idrogeno prodotto quando 2,5 g di calcio reagiscono con un eccesso di acqua? [Il volume molare del gas, nelle condizioni dell'esperimento, è di 24 litri per mole e la massa atomica relativa del calcio è 40].
- (A) 1500 ml (D) 1800 ml
 (B) 1000 ml (E) 2000 ml
 (C) 1200 ml

[dalla prova di ammissione a Veterinaria, 2013]

VERSO L'ESAME: VERIFICA LE TUE COMPETENZE

CONFRONTA

- 162** La caffeina ($C_8H_{10}N_4O_2$) è una sostanza presente in alcune piante – quali il caffè, il cacao, il tè o la cola – da cui si ottengono numerose bevande. Una tazza di espresso contiene 80 mg di caffeina, una tazza di tè circa 60 mg (quantità variabile a seconda del tè) e una lattina di cola da 330 mL ne contiene 35 mg.
- Qual è la massa assoluta di una molecola di caffeina?
 - Quante molecole di caffeina ci sono in una tazza di espresso o di tè e in una lattina di cola?



DEDUCI E RICERCA

- 163** Quando tocchiamo un telefono cellulare, trasferiamo su di esso i residui dei prodotti che usiamo, come medicinali, prodotti igienici e alimenti. Da uno studio è emerso che alcune sostanze sono particolarmente resistenti e possono essere trovate anche dopo mesi dall'ultimo utilizzo: una di queste molecole è l'icaridina (il principio attivo di un antizanzare). Dall'analisi risulta la seguente composizione percentuale:
 $C = 62,85\%$, $H = 10,11\%$, $N = 6,11\%$,
 $O = 20,93\%$.
- Qual è la formula empirica dell'icaridina?
 - Come puoi stabilire se la formula empirica corrisponde alla sua formula molecolare?
 - Ricerca in rete informazioni sulla molecola di icaridina e sulle sue proprietà repellenti.

ANALIZZA

- 164** La mina delle matite è fatta di grafite, la forma più comune del carbonio in natura. La sua struttura, caratterizzata dalla sovrapposizione di piani di atomi di carbonio uniti a formare maglie esagonali, rende la grafite molto friabile e adatta a lasciare tracce su un foglio di carta quando si fa pressione sulla matita. Supponi di tracciare un quadrato di 5,0 mm di lato con una matita che lascia sul foglio uno strato di grafite dello spessore di 315 nm.
- Calcola il volume di grafite lasciato sul foglio.
 - Tenendo presente che la densità della grafite è $2,27 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$, stima il numero di moli.
 - Calcola il numero di atomi di carbonio depositati.

RIFLETTI

- 165** L'ottano, C_8H_{18} , è un tipico rappresentante delle molecole presenti nelle benzine. Quando l'ottano brucia completamente, ogni atomo di carbonio delle sue molecole si combina con l'ossigeno dell'aria per formare una molecola di diossido di carbonio, CO_2 .
- Quante molecole di CO_2 si formano dalla combustione di una molecola di ottano?
 - Quante moli di CO_2 si formano dalla combustione di una mole di ottano?
 - Supponi che tutta la benzina sia costituita da ottano e che la capacità del serbatoio della tua auto sia 35,0 L. Se la densità dell'ottano è $0,820 \text{ g/mL}$, quante moli di CO_2 immetti in atmosfera bruciando tutta la benzina del serbatoio?
 - Qual è la massa di CO_2 scaricata in atmosfera?



ANALIZZA E IPOTIZZA

166 Il CO₂ prodotto dalla combustione degli idrocarburi presenti nei carburanti delle autovetture contribuisce al riscaldamento globale. Supponi che il gas naturale, il GPL, la benzina e il gasolio usati come carburanti siano costituiti, rispettivamente, solo da metano (CH₄), propano (C₃H₈), ottano (C₈H₁₈) e cetano (C₁₆H₃₄).

- Calcola la percentuale in massa di carbonio di ciascun carburante: quale carburante, a parità di massa che brucia, libera in atmosfera la maggior quantità di CO₂?
- La tabella riporta i dati relativi alle emissioni di CO₂ di auto alimentate con i diversi tipi di carburante. A quale carburante corrispondono le minori emissioni di CO₂?

Alimentazione	Emissioni CO ₂ (g/km)
benzina	84
gasolio	79
GPL-benzina	85 e 96
metano-benzina	85 e 106

- Come spieghi le differenze tra i risultati dei calcoli (a) e i dati della tabella (b)?

CONFRONTA

167 È stato recentemente scoperto un nuovo antibiotico, attivo sui batteri Gram positivi. L'antibiotico è stato chiamato *teixobactin* e ha formula molecolare C₅₈H₉₅N₁₅O₁₅. Un antibiotico simile, ma già presente sul mercato, è la *daptomicina*: la sua formula molecolare è C₇₂H₁₀₁N₁₇O₂₆. Dimostra che i due antibiotici, pur essendo costituiti dagli stessi elementi, hanno una diversa composizione percentuale.



RIFLETTI E ARGOMENTA

168 Specifici sensori possono rilevare nelle abitazioni la presenza di gas e vapori, come il monossido di carbonio, il GPL e il gas metano. Per rilevare una concentrazione anomala di gas nell'aria il sensore deve essere posizionato correttamente. Per farlo, bisogna conoscere la densità relativa del gas da monitorare: essa, infatti, fornisce informazioni sul comportamento dei gas o vapori dopo l'emissione accidentale. La densità relativa è il rapporto tra la densità del gas e la densità dell'aria, entrambe misurate a 20 °C e 1 atm. La tabella riporta i valori di densità di alcune sostanze aeriformi.

Sostanza (allo stato aeriforme)	Densità (relativa all'aria)
Acetone (C ₃ H ₆ O)	2,00
Idrogeno (H ₂)	0,07
Metano (CH ₄)	0,55
GPL (C ₃ H ₈ + C ₄ H ₁₀)	1,90
Monossido di carbonio (CO)	0,97

- Quali dei gas o vapori tendono a stratificarsi in basso nella stanza? Perché?
- Quali dei gas o vapori tendono a salire in alto?
- Quale sensore posizioneresti a circa 30 cm dal soffitto, quale a circa 30 cm dal pavimento e quale a circa 1,50 m dal pavimento? Perché?
- Senza conoscere i valori di densità relativa, saresti in grado di prevedere il comportamento di un gas fuoriuscito accidentalmente? Tieni presente che la massa molare dell'aria (che si calcola a partire dalla sua composizione percentuale) è pari a 28,96 g/mol.

COLLEGA

- 169** A causa della bassa gravità del pianeta, l'atmosfera di Marte è molto rarefatta e contiene un numero di molecole per unità di volume pari a $3,01 \cdot 10^{23}$ molecole/m³. La pressione atmosferica media rilevata dalle sonde inviate sul pianeta è di 699 Pa.
- Quante moli di gas vi sono in 1 m³?
 - Supponendo che l'atmosfera di Marte si comporti come un gas ideale, qual è la sua temperatura media (in °C)?
 - La temperatura media dell'atmosfera terrestre è 15 °C; considerando una pressione media a livello del suolo di $1,01 \cdot 10^5$ Pa, quante molecole di gas sono contenute in 1 m³ di aria?

SEI PRONTO PER LA VERIFICA?

Dopo aver studiato i contenuti del capitolo 8, svolgi la prova nel tempo massimo di un'ora.



VERIFICA LE TUE CONOSCENZE

1 Una quantità di calcio, corrispondente alla sua massa atomica relativa espressa in grammi, contiene un numero di atomi corrispondente:

- (A) al numero di Avogadro diviso 40.
- (B) al numero di Avogadro.
- (C) all'unità di massa atomica per il numero di Avogadro.
- (D) al numero di Avogadro moltiplicato per 20.

(4 punti se hai risposto correttamente)

...../4

2 In quale delle seguenti quantità sono contenute $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole?

- (A) 44 g di Cl_2O
- (B) 44 g di SO_2
- (C) 44 g di N_2O_3
- (D) 44 g di CO_2

(6 punti se hai risposto correttamente)

...../6

3 Un campione di sodio che ha la massa di 0,23 grammi contiene

- (A) $6,02 \cdot 10^{23}$ atomi di Na.
- (B) $6,02 \cdot 10^{23}$ ioni Na^+ e altrettanti elettroni.
- (C) $6,02 \cdot 10^{22}$ atomi di Na.
- (D) $6,02 \cdot 10^{21}$ ioni Na^+ e altrettanti elettroni.

(10 punti se hai risposto correttamente)

...../10

4 Tra i seguenti sali quale contiene la percentuale di zolfo più elevata?

- (A) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($M_r = 158$)
- (B) Na_2SO_3 ($M_r = 126$)
- (C) Na_2SO_4 ($M_r = 142$)
- (D) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$ ($M_r = 238$)

(6 punti se hai risposto correttamente)

...../6

5 Un composto ha la formula minima CH_2O e la massa molecolare relativa uguale a 180. La formula molecolare del composto è:

- (A) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- (B) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$
- (C) $\text{C}_6\text{H}_3\text{O}_6$
- (D) $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$

(10 punti se hai risposto correttamente)

...../10

6 Sapendo che la massa atomica assoluta del ferro è $9,277 \cdot 10^{-23}$ g, qual è la massa in grammi di $6,02 \cdot 10^{23}$ atomi di ferro?

- (A) 26
- (B) 1,54
- (C) 55,85
- (D) 81

(14 punti se hai risposto correttamente)

...../14

7 Un composto è costituito da 6,5 g di zinco e da 3,2 g di zolfo. Calcolare la composizione percentuale.

(10 punti se hai risposto correttamente)

...../10

I primi 60 punti valgono per il raggiungimento degli obiettivi minimi. Per fare di più, rispondi alle seguenti domande.

VERIFICA LE TUE COMPETENZE

8 Calcola la formula molecolare di un composto ($M_r = 28$) sapendo che è costituito da 85,63% di carbonio e da 14,37% di idrogeno.

(5 punti se hai risposto correttamente)

...../5

9 Calcolare il numero di atomi di ossigeno contenuti in 50 g di solfato di sodio (Na_2SO_4).

(5 punti se hai risposto correttamente)

...../5

10 Calcola il volume occupato da 1,5 moli di zinco ($d = 7,14$ g/mL).

(4 punti se hai risposto correttamente)

...../4

11 Un cubetto ha un lato di 50 mm ed è costituito dal 90% di ferro ($d = 7,8$ g/cm³). Calcola quante moli di ferro sono presenti nel cubetto.

(5 punti se hai risposto correttamente)

...../5

12 Calcola i grammi di fosforo presenti in 250 g di acido fosforico.

(7 punti se hai risposto correttamente)

...../7

13 Un campione di pirite è costituito da disolfuro di ferro al 90%. Calcola i grammi di ferro presenti in 0,5 kg di pirite.

(6 punti se hai risposto correttamente)

...../6

14 Una zolletta di saccarosio ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) contiene $9,03 \cdot 10^{21}$ molecole. Calcola a quanti grammi corrisponde.

(8 punti se hai risposto correttamente)

...../8

PUNTEGGIO TOTALE

...../100