



LA MOLE



LA MOLE

2.2.4 ESERCIZI SVOLTI



2.A PRE-REQUISITI

2.3 FORMULE E COMPOSIZIONE

2.B PRE-TEST

2.4 DETERMINAZIONE DELLA
COMPOSIZIONE PERCENTUALE E
DELLA FORMULA DI UN COMPOSTO

2.C OBIETTIVI

2.1 QUANTO PESA UN ATOMO?

2.4.1 ESERCIZI SVOLTI



2.1.1 L'IDEA DI MASSA RELATIVA

2.V VERIFICA SE HAI CAPITO



2.1.2 MASSA ATOMICA RELATIVA

ESERCIZI



2.1.3 ESERCIZI SVOLTI

2.2 LA MOLE

2.2.1 QUANTITA' UNITARIE



2.2.2 MOLE, COSTANTE DI
AVOGADRO E MASSA MOLARE

2.2.3 ALTRI CALCOLI





LA MOLE



2.A PRE-REQUISITI

2.C OBIETTIVI



Prima di iniziare a lavorare su questa Unità, dovresti essere in grado di:

- esprimere valori numerici in forma esponenziale ed effettuare operazioni con numeri esponenziali;
- usare le più comuni unità di misura del Sistema Internazionale (SI);
- riconoscere se una formula si riferisce ad un atomo o ad una molecola;
- applicare il concetto di sostanza.



2.B PRE-TEST



Qual è la massa in grammi di una molecola di azoto?

[Soluzione](#)



Al termine di questa Unità dovrai essere in grado di:

- comprendere il concetto di massa relativa ed applicarlo ad atomi e molecole;
- definire la massa atomica relativa riferita al ^{12}C ;
- calcolare la massa molecolare relativa di un composto a partire dalle masse atomiche relative degli atomi che lo costituiscono;
- comprendere il significato di quantità unitaria di sostanza e definire il concetto di mole;
- comprendere la relazione tra mole e Costante di Avogadro;
- definire la massa molare e calcolarla per una sostanza di cui siano note la formula e le masse atomiche relative degli atomi che la compongono;
- utilizzare la massa molare di un composto per calcolare la quantità in moli di sostanza, essendo nota la massa, e viceversa;
- utilizzare la Costante di Avogadro per calcolare il numero di particelle presenti in una certa quantità di sostanza;



LA MOLE



- comprendere il significato delle formule chimiche e la loro relazione con la composizione percentuale delle sostanze.



Abbiamo definito in precedenza atomi, molecole e ioni; richiamiamo rapidamente una definizione sintetica:



- **ATOMO**: è la più piccola particella costitutiva di un elemento (ad esempio, un atomo di Fe, di H, di O).



- **MOLECOLA**: è la più piccola particella costitutiva di un elemento o di un composto che può esistere in modo indipendente (esempi: molecola di ossigeno O_2 , di ozono O_3 , di acqua H_2O).



- **IONE**: (che verrà ripreso successivamente in diverse occasioni, ad esempio ionizzazione, equilibri in soluzione, legame ionico) è un'unità strutturale dotata di carica, ad esempio



Na^+ , Cl^- , SO_4^{2-} , ecc. In particolare, si parla di cationi se la carica dell'unità strutturale è positiva, di anioni se è negativa.

2.1 QUANTO PESA UN ATOMO?

2.1.1 L'IDEA DI MASSA RELATIVA

Ogni volta che si esprime la massa di un oggetto in una certa unità di misura, la sua massa viene misurata rispetto ad uno standard; ad esempio, lo standard universale della massa è un blocco di lega platino-iridio (il chilogrammo standard), conservato al Musée des Poids et des Mesures di Sèvres, in Francia.

Se acquisti cinque chilogrammi di patate, la loro massa è cinque volte quella del chilogrammo standard: puoi dire che “la massa delle patate è 5 kg”, oppure, che “la massa relativa delle patate nella scala dei chilogrammi è 5”.

Per comprendere meglio il concetto di massa relativa, applichiamo al caso di una moneta da 50 lire, di una da 100 lire e di una da 200.

Le loro masse medie, espresse in grammi sono:



LA MOLE



Moneta da 50 lire 6,2 g



Moneta da 100 lire 7,9 g

Moneta da 200 lire 4,9 g



Possiamo esprimere la massa di ogni moneta scegliendo come riferimento prima quella da 50 lire, e successivamente quelle da 100 e da 200 lire. Ogni volta, la massa relativa della molecola potrà essere calcolata mediante la relazione:



massa media della moneta

Massa relativa di una moneta = _____

massa di riferimento



Ad esempio, la massa della moneta da 50 lire relativa alla stessa moneta da 50 lire sarà:

$$6,2 \text{ g} / 6,2 \text{ g} = 1,0$$

mentre, se consideriamo come massa di riferimento la moneta da 100 lire sarà:

$$6,2 \text{ g} / 7,9 \text{ g} = 0,78$$

I calcoli possono essere così schematizzati:

Moneta da	Massa media (g)	Massa relativa alla massa della		
		m.da 50 lire	m.da 100 lire	m.da 200 lire
50 lire	6,2	1,0	0,78	1,3
100 lire	7,9	1,3	1,0	1,6
200 lire	4,9	0,79	0,62	1,0

Si può notare che la massa relativa varia se si cambia la massa di riferimento. Inoltre, la massa relativa è adimensionale, perché facendo il rapporto tra grandezze espresse nella stessa unità di misura (in questo caso, grammi), si ottiene un numero puro.



LA MOLE

2.1.2 MASSA ATOMICA RELATIVA



Esprimere la massa degli atomi in grammi pone qualche problema, in quanto si ottengono valori poco “maneggevoli”: le masse di alcuni atomi espresse in grammi sono riportate in Tabella.

Elemento	massa media di un atomo
H	$1,67355 \cdot 10^{-24}$ g
C	$1,99436 \cdot 10^{-23}$ g
O	$2,65659 \cdot 10^{-23}$ g

Per evitare di avere a che fare con numeri così piccoli, si è cercato di esprimere la massa in termini di massa atomica relativa.

Storicamente, la prima scala di massa atomica fu determinata rispetto all'idrogeno, che è l'elemento più leggero (massa = 1), ma questo fu poi abbandonato per varie ragioni, tra cui il fatto che si combina con pochi elementi. Quindi, si scelse la sedicesima parte dell'atomo d'ossigeno, che successivamente lasciò il posto alla dodicesima parte dell'atomo di carbonio 12 (l'isotopo più abbondante del C). A partire dal 1961

quest'ultima scala venne definitivamente adottata come standard.

A titolo di esempio, usando i valori delle masse in grammi date in precedenza, e procedendo analogamente al caso delle monete, proviamo a calcolare valori della massa atomica relativa di alcuni elementi usando le tre scale di riferimento (H, O e C), dividendo il peso di un atomo di un certo elemento rispettivamente per il peso di un atomo di H, 1/16 del peso di un atomo di O, riportati sopra, e 1/12 del peso di un atomo di ¹²C (che pesa $1,99252 \cdot 10^{-23}$ g); ad esempio, la massa di un atomo di H calcolata in riferimento al ¹²C è data da:

$$1,67355 \cdot 10^{-24} \text{ g} / (1,99252 \cdot 10^{-23} \text{ g} / 12) = 1,00790$$

Procedendo analogamente negli altri casi, si ottengono i risultati sintetizzati in Tabella.



LA MOLE



	Massa	atomica	relativa
Elemento	scala H	scala O	scala ¹² C
H	1,00000	1,00794	1,00790
C	11,9169	12,0115	12,0111
O	15,8740	16,0000	15,9994

L'UNITÀ DI MASSA ATOMICA (indicata con il simbolo **uma**) è quindi rappresentata da 1/12 della massa atomica del ¹²C, corrispondente a $1,66059 \cdot 10^{-24}$ g.

Si definiscono, di conseguenza:

- **MASSA ATOMICA RELATIVA** (comunemente, massa atomica) il rapporto tra la massa assoluta di un atomo e la massa della dodicesima parte dell'atomo di ¹²C.
- **MASSA MOLECOLARE RELATIVA** (comunemente, massa molecolare) la somma delle masse atomiche relative degli atomi che

compongono una molecola.

I termini “peso atomico” e “peso molecolare”, seppur meno rigorosi rispetto alle espressioni precedenti, vengono ancora comunemente usati.

Se un elemento comprende diversi isotopi, la sua massa atomica (quella che si trova nella **tavola periodica** degli elementi o in altre Tabelle) è in realtà un valore medio ponderato, ottenuto tenendo conto della massa dei singoli isotopi e della loro abbondanza relativa.



LA MOLE



ESEMPIO

Il cloro è presente in natura come miscela degli isotopi ^{35}Cl (34,9689 uma, 75,770 %) e ^{37}Cl (36,9659 uma, 24,230 %). Calcolare la massa atomica del cloro naturale.

Consideriamo un campione di cloro costituito, ad esempio, da 100000 atomi. Di questi,

$$75,770 \times 100000/100 = 75770$$

sono atomi di ^{35}Cl e

$$24,230 \times 100000/100 = 24230$$

sono atomi di ^{37}Cl .

La massa totale del campione è data dalla somma delle masse dei due tipi di atomi, cioè:

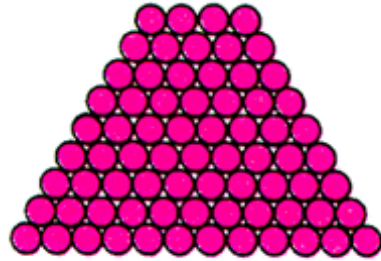
$$75770 \times 34,9689 \text{ uma} + 24230 \times 36,9659 \text{ uma} = 3,5453 \cdot 10^6 \text{ uma} \cdot \text{atomi}$$

La massa atomica media si ottiene dividendo questo valore per il numero di atomi contenuti nel campione:

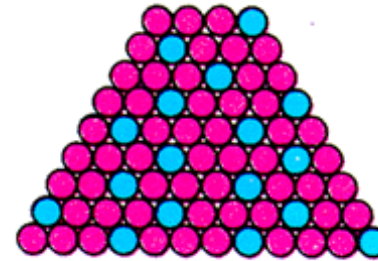
$$3,5453 \cdot 10^6 \text{ uma} \cdot \text{atomi} / 100000 \text{ atomi} = 35,453 \text{ uma}$$



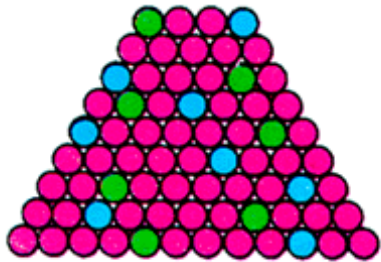
LA MOLE



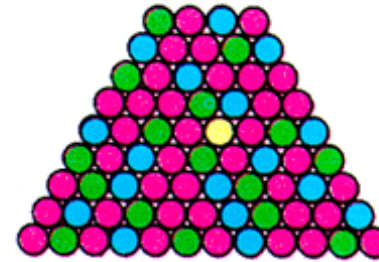
a) $6,02214 \cdot 10^{23}$ atomi di F = 18,9984 g



b) $6,02214 \cdot 10^{23}$ atomi di Cl = 34,4527 g



c) $6,02214 \cdot 10^{23}$ atomi di Mg = 24,3050 g



d) $6,02214 \cdot 10^{23}$ atomi di Pb = 207,2 g

In una mole di fluoro ci sono solo atomi di ^{19}F .

In una mole di cloro ci sono ^{35}Cl (75,7%) e ^{37}Cl (24,3%).

In una mole di magnesio l'isotopo più abbondante è ^{24}Mg , ma ci sono anche ^{25}Mg (10%) e ^{26}Mg (11%).

In una mole di piombo ci sono quattro isotopi: ^{204}Pb (1,4%), ^{206}Pb (24,1%), ^{207}Pb (22,1%) e ^{208}Pb (52,4%).



LA MOLE



2.1.3 ESERCIZI SVOLTI

2.2 LA MOLE

2.2.1 QUANTITA' UNITARIE

1) *Determina la massa molecolare di O₂.*



Massa atomica di O = 15,9994 uma



Massa molecolare (O₂) = 15,9994 uma x 2 = 31,999 uma



2) *Determina la massa molecolare di H₂SO₄.*



Consultando la Tavola Periodica troviamo le seguenti masse atomiche relative:

Massa atomica di H = 1,008 uma

Massa atomica di S = 32,064 uma

Massa atomica di O = 15,9994 uma



Massa molecolare (H₂SO₄) =

1,008 uma x 2 + 32,064 uma x 1 + 15,9994 uma x 4 = 98,078 uma



Torniamo all'esempio delle monete e consideriamo gruppi contenenti ciascuno 10 unità, cioè 10 monete; definiamo ogni gruppo da 10 monete UNA MOLE DI MONETE; la mole rappresenta una quantità unitaria che contiene un numero fisso di unità (in questo caso, 10 monete). Possiamo calcolare la massa delle moli dei tre tipi di monete a partire dalla massa media di una singola moneta:

Moneta da	massa media di 1 moneta	massa 10 monete (= 1 mole)
50 lire	6,2 g	62
100 lire	7,9 g	79
200 lire	4,9 g	49



LA MOLE



Partendo da questi valori, saremmo in grado, ad esempio, di calcolare il numero di monete presenti in una mole, a partire dalla massa di una singola moneta e dalla massa di una mole:



$$\text{numero monete in 1 mole} = \frac{\text{massa di 1 mole}}{\text{massa di 1 moneta}}$$



ad esempio, per le monete da 200 lire:



$$49 \text{ g} / 4,9 \text{ g} = 10 \text{ (monete).}$$



2.2.2 MOLE, COSTANTE DI AVOGADRO E MASSA MOLARE



La quantità unitaria per gli atomi, le molecole e gli ioni è la **MOLE**.



Essa ci permette di collegare il livello microscopico (cioè quello in cui consideriamo atomi, molecole, ecc.) con il livello macroscopico, in cui abbiamo a che fare con quantità di sostanza che possono essere pesate e

maneggiate. Può essere definita così:

la MOLE è la quantità di sostanza che contiene un numero di particelle uguale a quello presente in 12 g di carbonio 12.

A seconda della specie chimica, esisteranno poi moli di atomi, di molecole, di ioni, di elettroni, ecc. E' stato quindi proposto di chiamarla "quantità chimica", che può essere riferita ad una qualsiasi entità chimica.

Possiamo calcolare quanti atomi sono contenuti in 12 g di ^{12}C ; essendo la massa di un atomo di ^{12}C uguale a $1,99252 \cdot 10^{-23}$ g, il numero di atomi sarà dato da:

$$12 \text{ g mol}^{-1} / 1,99252 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 6,02252 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \quad \text{COSTANTE DI AVOGADRO}$$

che mette in relazione il numero di unità



LA MOLE



strutturali con la quantità di materia ed esprime il numero di particelle contenute in una mole di qualsiasi specie chimica.



Come in precedenza abbiamo calcolato il numero di monete presenti in una mole di monete partendo dalle masse di una mole e di una moneta, così possiamo dividere la massa di una mole per la massa di una particella e verificare che una mole di qualsiasi sostanza contiene un numero di particelle pari alla costante di Avogadro.



Definiamo quindi la massa di una mole:



la **MASSA MOLARE** (M) è la massa per quantità unitaria di sostanza, cioè la massa di una mole di sostanza.

E' generalmente espressa in grammi per mole (g mol^{-1}).



La massa molare di un elemento è la massa in grammi di una mole di quell'elemento. Così, ad esempio il ^{12}C ha $M = 12 \text{ g mol}^{-1}$, mentre l'uranio (massa atomica relativa = 238 uma) ha $M = 238 \text{ g mol}^{-1}$. Così come la mole, anche la massa molare



può essere riferita ad atomi, molecole e ioni.

La massa in grammi corrispondente alla massa atomica o molecolare relativa esprime, quindi, la massa di una mole, cioè di $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi o molecole.

Ancora una volta, possiamo sottolineare come sia possibile ragionare su due piani distinti: quello microscopico (legato agli atomi, alle molecole, ecc.) e quello macroscopico, che è invece legato alle moli di sostanza (**reazione chimica**).

ESEMPIO

Consideriamo l'acqua, di formula H_2O . Consultando le Tabelle troviamo le masse atomiche relative di H e di O:

Massa atomica di H = 1,008 uma

Massa atomica di O = 15,9994 uma

Massa molecolare (H_2O) = $1,008 \text{ uma} \times 2 + 15,9994 \text{ uma} \times 1 = 18,015 \text{ uma}$

Massa molare (H_2O) = $18,015 \text{ g mol}^{-1}$





LA MOLE



2.2.3 ALTRI CALCOLI



Consideriamo, ancora una volta, l'esempio delle monete. Se una scatola di monete da 200 lire pesa 350 g ed ogni mole di monete da 200 lire, come visto prima, 49 g, il numero di moli contenuto nella scatola si ottiene con un semplice calcolo:



moli di monete da 200 lire = massa totale / massa di una mole



$$350 \text{ g} / 49 \text{ g} = 7,1 \text{ moli di monete da 200 lire}$$



Analogamente, la quantità di sostanza, cioè il numero di moli di una sostanza, può essere calcolato dividendo la massa di sostanza per la massa di una mole:



$$\begin{aligned} \text{numero di moli} &= \\ &= \text{massa (g)} / \text{massa molare (g mol}^{-1}\text{)} \end{aligned}$$



ESEMPIO

Calcolare le moli corrispondenti a 180,0 g di carbonio, sapendo che la massa atomica relativa di C è 12,011.

$$\text{moli (C)} = 180,0 \text{ g} / 12,011 \text{ g mol}^{-1} = 14,99 \text{ mol}$$

Modificando opportunamente la relazione precedente, è possibile calcolare la massa corrispondente ad un certo numero di moli:

$$\text{massa (in g)} = \text{mol} \times \text{massa molare (g mol}^{-1}\text{)}$$

ESEMPIO

Calcolare la massa in grammi corrispondente a 2,00 moli di NaOH.

$$\begin{aligned} \text{Massa molecolare relativa (NaOH)} &= 40,0 \text{ uma} \\ \text{Massa corrispondente ad 1 mole} &= 40,0 \text{ g mol}^{-1} \end{aligned}$$



LA MOLE



Per 2 moli

$$g = 2,00 \text{ mol} \times 40,0 \text{ g mol}^{-1} = 80,0 \text{ g}$$



La Costante di Avogadro ci consente, infine, di calcolare il numero di particelle contenute in un certo numero di moli, secondo la relazione:



$$\text{numero di particelle} = \text{numero di moli} \times N_A$$



Analogamente a quanto visto in precedenza, la relazione può essere trasformata per calcolare il numero di moli corrispondenti ad un determinato numero di particelle.



I calcoli relativi al numero di particelle possono essere combinati con i calcoli visti negli esercizi precedenti: alcuni esempi sono riportati negli esercizi svolti che seguono.



ESEMPIO

Calcolare quante molecole sono presenti in

- 0,50 moli di NaOH
- 5,00 g di NaOH

Massa molecolare (NaOH) = 40,0 una

Massa molare (NaOH) = 40,0 g mol⁻¹

1 mole di qualsiasi sostanza contiene 6,022•10²³ particelle; in 0,50 moli ce ne saranno:

$$0,50 \times 6,022 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{23}$$

Nel secondo caso, 5,00 g corrispondono ad un numero di moli pari a:

$$5,00 \text{ g} / 40,0 \text{ g mol}^{-1} = 0,125 \text{ mol}$$

Il numero di molecole si ottiene moltiplicando questo valore per N_A:

$$0,125 \times 6,022 \cdot 10^{23} = 7,53 \cdot 10^{22}$$



LA MOLE



2.2.4 ESERCIZI SVOLTI



1) Calcolare la massa in grammi di 1,00 mol di atomi di cloro e di 1,00 mol di molecole di cloro.

Massa atomica relativa (Cl) = 35,453 uma
 Massa di 1,00 mol di atomi di Cl = 35,453 g mol⁻¹

Massa molecolare relativa (Cl₂) = 35,453 x 2 =
 = 70,906 uma

Massa di 1,00 mol di molecole di Cl₂ = 70,906 g mol⁻¹

In questo ed in altri casi analoghi è necessario specificare se si tratta di atomi o di molecole di cloro.

2) Calcolare la massa di una mole di atomi di I.

Massa atomica relativa (I) = 126,904 uma
 Massa molare (I) = 126,904 g mol⁻¹

3) A quante moli di H₂O corrispondono 3,48 g di H₂O?

Massa molecolare relativa (H₂O) = 18,015 uma

1 mole di H₂O ha una massa di 18,015 g

Nel caso di 3,48 g:

mol = massa / massa molare =
 = 3,48 g / 18,015 g mol⁻¹ = 0,193 mol

4) A quanti grammi di CO₂ corrispondono 1,20 mol di CO₂?

Massa molecolare relativa (CO₂) = 44,010 uma

1 mole di CO₂ corrisponde a 44,010 g

1,20 mol corrispondono a:

1,20 mol x 44,010 g mol⁻¹ = 52,8 g





LA MOLE



5) Calcolare il numero di molecole presenti in 1,20 mol di CaO e in 1,20 mol di H₂O.



$$\text{numero di molecole} = \text{moli} \times N_A = 1,20 \times 6,022 \cdot 10^{23} = 7,23 \cdot 10^{23}$$



Poiché una mole di ogni sostanza contiene lo stesso numero di particelle, ed abbiamo nei due casi lo stesso numero di moli (1,20), il numero di molecole trovato è valido per entrambi i composti.



6) Calcolare il numero di moli ed il numero di molecole presenti in 12,5 g di glicerolo, C₃H₈O₃.



$$\begin{aligned} \text{Massa molecolare relativa (C}_3\text{H}_8\text{O}_3) &= 92,0954 \text{ uma} \\ \text{Massa molare (C}_3\text{H}_8\text{O}_3) &= 92,0954 \text{ g mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{moli} &= 12,5 \text{ g} / 92,0954 \text{ g mol}^{-1} = 0,136 \text{ mol} \\ \text{molecole} &= 0,136 \times 6,022 \cdot 10^{23} = 8,19 \cdot 10^{22} \end{aligned}$$



7) Calcolare a quante moli e a quanti grammi corrispondono 1,55 • 10²⁴ molecole di N₂.

$$\begin{aligned} \text{Massa molecolare relativa (N}_2) &= 28,013 \text{ uma} \\ \text{Massa molare (N}_2) &= 28,013 \text{ g mol}^{-1} \end{aligned}$$

Il numero di moli si ottiene dividendo il numero di molecole per la Costante di Avogadro:

$$\text{mol (N}_2) = 1,55 \cdot 10^{24} / 6,022 \cdot 10^{23} = 2,57 \text{ mol}$$

$$\text{g (N}_2) = 2,57 \text{ mol} \times 28,013 \text{ g mol}^{-1} = 71,99 \text{ g}$$

2.3 FORMULE E COMPOSIZIONE

Come verrà spiegato in maggior dettaglio (***bilanciamento delle reazioni*** e ***rapporti tra le masse***), i simboli chimici delle sostanze semplici e le formule di quelle composte hanno un significato sia qualitativo che quantitativo, legati al tipo di atomi presenti e al concetto di mole,



LA MOLE



rispettivamente. Quindi, come verrà ricordato anche a proposito della **reazione chimica**, una formula chimica esprime, da un lato, gli atomi presenti in una certa sostanza (livello microscopico), dall'altro una mole di quella sostanza (livello macroscopico).



Consideriamo ora brevemente i diversi tipi di formule ed il loro significato.



La **FORMULA MINIMA** (detta anche formula empirica) indica il numero relativo di atomi dei diversi elementi contenuti in una sostanza composta. Per una sostanza contenente soltanto C, H ed O sarà del tipo $C_xH_yO_z$, dove x, y e z sono i più piccoli numeri interi che esprimono il rapporto di combinazione degli atomi presenti nel composto. Essa può essere determinata a partire dai risultati dell'analisi qualitativa, spesso espressi in termini percentuali.



Ad esempio, il glucosio ha formula minima CH_2O (cui corrisponde una massa di $30,02 \text{ g mol}^{-1}$).



La **FORMULA MOLECOLARE**, oltre alle

informazioni fornite dalla formula minima, indica anche il numero effettivo di atomi di ogni elemento presente in una molecola della sostanza. Ad esempio, nella formula molecolare $C_{x'}H_{y'}O_{z'}$, gli indici x', y' e z' sono numeri interi proporzionali ad x, y e z ed indicano il numero di atomi di C, H ed O effettivamente presenti nel composto considerato. Può essere ricavata a partire dalla formula minima e dalla massa molare. Riconsiderando l'esempio precedente, se la massa molare del glucosio è $180,15 \text{ g mol}^{-1}$, confrontando questo valore con la massa corrispondente alla formula minima, si trova che la formula molecolare del glucosio sarà $C_6H_{12}O_6$.

La **FORMULA DI STRUTTURA** (che verrà trattata a proposito dei tipi di **composti**), oltre ad indicare gli atomi presenti ed il loro numero, mostra il modo con cui gli atomi sono legati tra loro ed i tipi di legami presenti.

La **COMPOSIZIONE PERCENTUALE** indica le quantità in grammi dei diversi elementi presenti in



LA MOLE



100 grammi di sostanza; può essere determinata sperimentalmente con metodi di analisi elementare, oppure calcolata a partire dalla formula molecolare del composto.



2.4 DETERMINAZIONE DELLA COMPOSIZIONE PERCENTUALE E DELLA FORMULA DI UN COMPOSTO



Una formula chimica esprime sul piano qualitativo gli elementi presenti e la proporzione relativa con cui i diversi atomi sono combinati. Partendo dalla formula chimica, è possibile ricavare le percentuali in peso di ciascun componente (cioè i grammi di ogni elemento in 100 g di sostanza).



ESEMPIO

Nel composto H_2O si combinano:

2 atomi di H con 1 atomo di O, oppure

20 atomi di H con 10 atomi di O

$2 \times 6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di H con $1 \times 6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di O

2 moli di atomi di H con una mole di atomi di O

$2 \times 1,008$ g di H con $15,9994$ g di O.

Note le masse molari di H ($1,008 \text{ g mol}^{-1}$), O ($15,9994 \text{ g mol}^{-1}$) e H_2O ($18,015 \text{ g mol}^{-1}$), le percentuali dei due elementi possono essere calcolate con una semplice proporzione:

$$\% \text{ H } (2 \times 1,008) : 18,015 = x : 100 \quad x = 11,19 \%$$

$$\% \text{ O } (1 \times 15,9994) : 18,015 = x : 100 \quad x = 88,81 \%$$



LA MOLE



Sempre partendo dalla formula, è possibile calcolare la massa dei diversi elementi contenuta in una certa massa di composto. Il ragionamento è analogo, con la differenza che questa volta si considera una massa diversa da 100.



ESEMPIO

Calcola i grammi di ossigeno e di idrogeno contenuti in 10 g di H₂O.



Impostiamo una proporzione per ogni elemento, mettendo in relazione le masse molari con le masse e tenendo conto del numero di atomi di ogni tipo che compaiono nella formula:



$$\text{H} \quad (2 \times 1,008) : 18,015 = x : 10 \quad x = 1,12 \text{ g di H}$$

$$\text{O} \quad 15,9994 : 18,015 = x : 10 \quad x = 8,88 \text{ g di O}$$



Se invece vogliamo conoscere la formula minima di un composto, questa può essere ricavata a partire



dalla sua composizione centesimale.

ESEMPIO

La composizione percentuale di un composto contenente H e O è

H 11,19 %

O 88,81 %

Determina la formula minima

In 100 g di sostanza sono presenti rispettivamente 11,19 g di H e 88,81 g di O, corrispondenti a

$$11,19 \text{ g} / 1,008 \text{ g mol}^{-1} = 11,10 \text{ moli di H e}$$

$$88,81 \text{ g} / 15,9994 \text{ g mol}^{-1} = 5,55 \text{ moli di O}$$

Il rapporto tra le moli 11,10 : 5,55

corrisponde al rapporto tra gli atomi nel composto, che sarà H_{11,10}O_{5,55}

Per ottenere valori interi dividiamo entrambi i valori



LA MOLE



per il più piccolo:

$$\text{H } 11,10 / 5,55 = 2,00$$

$$\text{O } 5,55 / 5,55 = 1,00$$



La formula del composto è quindi H_2O .



Riassumiamo i calcoli in modo schematico:



	H	O
Massa (g)	11,19	88,81
Massa molare (g mol ⁻¹)	1,008	15,9994
Moli (g/massa molare)	11,10	5,55
Moli/valore più piccolo	11,10/5,55 = 2,00	5,55/5,55 = 1,00
Rapporto	2	1
Formula H_2O		



Come verrà illustrato negli esercizi svolti che seguono, se i risultati delle divisioni per il valore più piccolo sono valori vicini all'unità vengono

approssimati, se questo non è possibile (ad esempio per valori come 1,5, 2,5, etc) si moltiplicano i rapporti ottenuti in modo da ottenere tutti numeri interi.

2.4.1 ESERCIZI SVOLTI

1) Determinare la composizione percentuale relativa a C, H ed S nel composto di formula molecolare $\text{C}_2\text{H}_6\text{S}$.

$$\text{Massa molare (C)} = 12,011 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{Massa molare (H)} = 1,008 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{Massa molare (S)} = 32,064 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{Massa molare (C}_2\text{H}_6\text{S)} = 62,134 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\% \text{ C } (2 \times 12,011) : 62,134 = x : 100 \quad x = 38,66 \% \text{ di C}$$

$$\% \text{ H } (6 \times 1,008) : 62,134 = x : 100 \quad x = 9,74 \% \text{ di H}$$

$$\% \text{ S } 32,064 : 62,134 = x : 100 \quad x = 51,60 \% \text{ di S}$$



LA MOLE



2) Calcolare i grammi di ossigeno e di ferro contenuti in 50 g di Fe_2O_3 e la composizione percentuale di Fe_2O_3 .



Massa molare (Fe) = $55,85 \text{ g mol}^{-1}$

Massa molare (O) = $15,9994 \text{ g mol}^{-1}$

Massa molare (Fe_2O_3) = $159,7 \text{ g mol}^{-1}$



Fe $(2 \times 55,85) : 159,7 = x : 50 \quad x = 34,97 \text{ g di Fe}$



O $(3 \times 15,999) : 159,7 = x : 50 \quad x = 15,03 \text{ g di O}$



Per calcolare la composizione percentuale, impostiamo un calcolo analogo considerando 100 g di sostanza:



Fe $(2 \times 55,85) : 159,7 = x : 100 \quad x = 69,94 \% \text{ di Fe}$

O $(3 \times 15,999) : 159,7 = x : 100 \quad x = 30,06 \% \text{ di O}$



3) Un composto organico ha dato all'analisi la seguente composizione percentuale in peso:

C 48,8 %

H 13,5 %

N 37,7 %

Calcolare la formula minima del composto.

In 100,0 g di composto saranno contenuti rispettivamente 48,8 g di C, 13,5 g di H e 37,7 g di N.

Procediamo secondo lo schema già visto:

	C	H	N
Massa (g)	48,8	13,5	37,7
Massa molare (g mol^{-1})	12,011	1,008	14,007
Moli ($\text{g}/\text{massa molare}$)	4,06	13,4	2,69
Moli/valore più piccolo	$4,06/2,69 = 1,5$	$13,4/2,69 = 4,98$	$2,69/2,69 = 1,00$
Rapporto (molt. x 2)	3	10	2



LA MOLE



Il composto ha formula $C_3H_{10}N_2$.
 Notiamo che il valore 1,5 relativo a C non poteva essere approssimato; tutti i rapporti sono quindi stati moltiplicati per 2.



4) *Determina la formula minima della vitamina C, sapendo che la sua composizione percentuale è:*

C 40,36%

H 4,60 %

O 55,04 %



100 g di campione conteranno 40,36 g di C, 4,60 g di H e 55,04 g di O.



	C	H	O
Massa (g)	40,36	4,60	55,04
Massa molare (g mol ⁻¹)	12,011	1,008	15,9994
Moli (g/massa molare)	3,36	4,56	3,44
Moli/valore più piccolo	3,36/3,44= =0,98	4,56/3,44= =1,33	3,44/3,44= =1,00
Rapporto (molt. x 3)	3	1,3x3=4	3



Formula: $C_3H_4O_3$

Anche in questo caso, il rapporto relativo all'idrogeno è stato reso intero moltiplicandolo per 3, e per lo stesso fattore sono stati moltiplicati tutti gli altri valori.

2.V VERIFICA SE HAI CAPITO

2.V.1 In base al significato di **massa molecolare relativa** e di **massa molare**, spiega per il composto H_2O il significato dei valori 18,015 uma e 18,015 g mol⁻¹.

2.V.2 Tenendo presente il significato di **massa molare**, determina il numero di moli che corrisponde a:

18,015 g di H_2O

15,9995 g di O

1,008 g di H

36,03 g di H_2O



LA MOLE



2.V.3 In base alla definizione di *Costante di Avogadro*, determina il numero di moli che corrisponde a:



$6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di H_2O

$3,011 \cdot 10^{23}$ molecole di H_2O

$1,20 \cdot 10^{24}$ molecole di H_2O



2.V.4 Partendo dal significato di *formula chimica*, e sapendo che le masse molari di C e di O sono $12,011 \text{ g mol}^{-1}$ e $15,9994 \text{ g mol}^{-1}$ rispettivamente, determina quanti grammi di C e di O sono presenti in $44,01 \text{ g}$ di CO_2 .





LA MOLE



Soluzione Pre-Test



Una mole di N_2 ha una massa in grammi corrispondente alla sua massa molare, cioè $28,013 \text{ g mol}^{-1}$; inoltre, in una mole è contenuto un numero di molecole pari alla Costante di Avogadro



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

La massa di una singola molecola, quindi, è data dalla massa molare divisa per la Costante di Avogadro:



$$28,013 \text{ g mol}^{-1} / 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 4,65 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

