modulo b

La materia: come si comporta

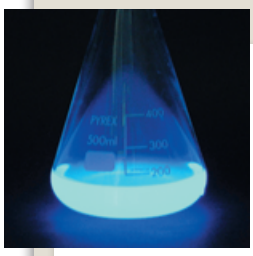
Obiettivi del modulo

Conoscere...

- le diverse proprietà della materia e saperle classificare
- le leggi fondamentali della chimica
- la mole come unità di misura della quantità di materia
- il significato di formula minima e formula molecolare
- il significato di composizione percentuale di un composto

Essere in grado di...

- distinguere una trasformazione fisica da una trasformazione chimica
- collegare la teoria atomica con le leggi della chimica
- leggere e interpretare le formule chimiche
- correlare la formula minima con la formula molecolare
- calcolare, dalla composizione percentuale, la formula minima



unità b1 La materia si trasforma

1 **Le proprietà fisiche e le proprietà chimiche**
2 **Le trasformazioni fisiche e le trasformazioni chimiche**
3 **La legge della conservazione della massa**
4 **La legge delle proporzioni definite**
5 **La legge delle proporzioni multiple**
6 **Gli atomi**
7 **Le molecole**

unità b2 Il linguaggio della chimica

1 **La rappresentazione degli atomi e delle molecole**
2 **La massa degli atomi e delle molecole**
3 **La quantità chimica: la mole**
4 **La mole all'opera**
5 **La composizione percentuale di un composto**
6 **La determinazione della formula di un composto**

AULADIGITALE

NEL LIBRO DIGITALE

Approfondimenti

- Piccolo in modo differente
- La legge di Lavoisier in azione
- La legge di Proust in azione
- Quanto è grande il numero di Avogadro!

Videoesperienze filmate

- Zolfo e ferro
- Cambio di colore

Esperimenti virtuali

- Numero di Avogadro
- Massa molare

Sintesi, test e verifiche interattive

Password to chemistry

...e in più sul web

Esperienze guidate

- La legge di Lavoisier

Prima di affrontare lo studio di questo modulo, verifica di...

Conoscere la composizione della materia, costituita da elementi e composti

1. Quando una sostanza pura può essere definita elemento?

a quando presenta caratteristiche uguali in ogni punto
b quando non può essere scomposta in sostanze più semplici
c quando può essere scomposta in sostanze più semplici

Conoscere i nomi e i simboli degli elementi chimici

2. Scrivi i nomi degli elementi indicati con i simboli:

- N .....
- Na .....
- K .....
- P .....
- S .....
- B .....

3. Scrivi il simbolo chimico degli elementi:

- Mercurio .....
- Argento .....
- Cloro .....
- Alluminio .....
- Manganese .....
- Fluoro .....

Saper eseguire le equivalenze per le grandezze fisiche più usate

4. Esegui le seguenti equivalenze:

a. 0,01 g = ... mg
b. 35 mL = ... L
c. 12 kg = ... g
d. 25 cL = ... mL
e. 18,3 g = ... kg
f. 0,37 L = ... dm^3 = ... m^3
g. 2,8 dL = ... L = ... m^3
h. 200 mL = ... L = ... dm^3

Conoscere il concetto di densità

5. Qual è la densità di un blocco di cemento che ha una massa di 8,76 g e un volume di 3,07 cm^3?

.....

.....

6. 411 g di latte condensato occupano 384 cm^3. Calcola la densità del latte condensato.

.....

.....

Saper esprimere i numeri in notazione esponenziale

7. Esprimi in notazione esponenziale i seguenti numeri:

a. 0,000032 = ...
b. 32800000 = ...

8. Esprimi le seguenti notazioni esponenziali nei corrispondenti numeri:

a. $6{,}02 \times 10^{23}$ = ...
b. $1{,}6 \times 10^{-19}$ = ...

unità b1 La materia si trasforma

obiettivo
Distinguere le proprietà fisiche dalle proprietà chimiche di una sostanza

1 Le proprietà fisiche e le proprietà chimiche

SI

Ogni sostanza ha certe sue caratteristiche che la rendono diversa da tutte le altre. Non è mai possibile, infatti, trovare due sostanze diverse che presentino le stesse proprietà. Le proprietà caratteristiche di una sostanza si distinguono in proprietà fisiche e proprietà chimiche.

Fig. 1 **Come liquido o come solido, l'acqua mantiene la sua composizione.**

Proprietà fisiche

Le proprietà fisiche di una sostanza sono quelle che possono essere **osservate senza modificare la sostanza**. Tra esse ricordiamo: il colore, la densità, i punti di fusione e di ebollizione, la conducibilità del calore o della corrente elettrica, la solubilità e lo stato fisico. Molte proprietà fisiche dipendono dalle condizioni sperimentali in cui vengono rilevate. Per esempio, l'acqua a temperatura ambiente è un liquido, mentre a bassa temperatura si presenta sotto forma di solido; la sua composizione, però, rimane comunque invariata.

Le proprietà fisiche possono inoltre essere classificate a seconda che dipendano o non dipendano dalla quantità di sostanza presente.
Il volume e la massa sono esempi di proprietà fisiche che dipendono dalla quantità di materia presa in esame e per questo motivo vengono dette **proprietà estensive**:

si definiscono **proprietà estensive** le proprietà che dipendono dalla quantità di materia esaminata.

Al contrario, il colore, la temperatura di fusione, la densità e la solubilità, sono proprietà fisiche che non dipendono dalle dimensioni del campione prescelto e per questo motivo vengono chiamate **proprietà intensive**:

si definiscono **proprietà intensive** le proprietà che risultano indipendenti dalla quantità di materia esaminata.

Fig. 2 **L'acqua con il sodio produce una violenta reazione.**

Proprietà chimiche

Le proprietà chimiche di una sostanza sono legate alla sua capacità di reagire con altre sostanze per dar luogo a nuovi composti. Le proprietà chimiche di una sostanza, quindi, possono essere **osservate solo modificando la sostanza** e dipendono dal tipo di trasformazione che la sostanza subisce.
Per esempio, le proprietà chimiche più rilevanti del sodio sono la sua tendenza a "reagire" con l'ossigeno per formare il composto ossido di sodio, e quella a "reagire" con l'acqua per produrre idrogeno gassoso.
Per l'ossigeno, una delle proprietà che più lo caratterizzano è la capacità di reagire con l'idrogeno per dar luogo all'acqua.
Le proprietà chimiche dell'acciaio, invece, si distinguono da quelle del sodio e dell'idrogeno per la sua scarsa tendenza a reagire con l'ossigeno.
Le proprietà chimiche non sono facilmente classificabili; tuttavia si tratta sempre di proprietà intensive.

STOP test di controllo

Clicca qui per eseguire il test interattivo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere(V) o false(F).

1. La composizione di una sostanza pura dipende dal suo stato fisico. V F
2. Le proprietà intensive dipendono dalla quantità di materia. V F
3. La tendenza a reagire con l'ossigeno è una proprietà chimica del sodio. V F
4. La solubilità del cloruro di sodio in acqua è una proprietà chimica. V F

obiettivo
Saper distinguere le trasformazioni fisiche di una sostanza dalle trasformazioni chimiche

2 Le trasformazioni fisiche e le trasformazioni chimiche

SI

In base alla definizione di proprietà fisiche e proprietà chimiche, una sostanza può subire due tipi di trasformazioni: **trasformazioni fisiche** e **trasformazioni chimiche**.

Clicca qui per vedere il filmato Zolfo e ferro

Se, per esempio, sottoponiamo a fusione un cubetto di ghiaccio, o evaporiamo un campione di alcol, oppure riduciamo l'alluminio di una lattina in un foglio sottile, abbiamo operato delle **trasformazioni fisiche**. Il ghiaccio, l'alcol e l'alluminio, infatti, hanno mantenuto **inalterata la composizione** prima e dopo la trasformazione, anche se il loro aspetto (forma, volume,...) o il loro stato fisico sono profondamente cambiati.
Pertanto:

si definiscono **trasformazioni fisiche** le trasformazioni che avvengono senza variazione della composizione della materia.

Le **trasformazioni chimiche**, invece, sono quelle che avvengono con **variazione della composizione** della materia.
Tali trasformazioni vengono anche definite **reazioni chimiche**. Le sostanze subiscono un cambiamento profondo della loro natura e si trasformano in sostanze nuove con caratteristiche diverse.
Per le trasformazioni chimiche, o **reazioni**, si usa un preciso linguaggio e un appropriato modo per scriverle e leggerle. Le sostanze presenti all'inizio della trasformazione sono dette **reagenti**, le sostanze ottenute al termine della reazione sono dette **prodotti**, mentre l'avvenuta trasformazione viene indicata con una freccia che si legge "reagiscono per dare".

Clicca qui per accedere alla scheda Piccolo in modo differente

Reagenti ⟶ Prodotti

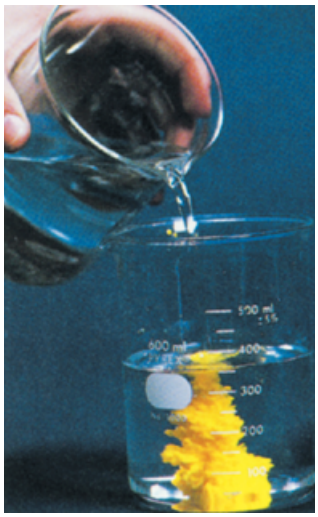


Fig. 3 **Il cambiamento di colore indica che è in corso una trasformazione chimica.**

La combustione di una candela, una mela che marcisce, una compressa di antiacido che in acqua sviluppa bollicine gassose, sono tutti esempi di trasformazioni chimiche; infatti le composizioni della candela, della mela e della compressa di antiacido dopo la trasformazione risultano radicalmente mutate.
Pertanto:

si definiscono **trasformazioni chimiche, o reazioni,** le trasformazioni della materia che comportano una variazione della composizione chimica delle sostanze coinvolte, che si trasformano in nuove sostanze.

Quali sono i fenomeni che si manifestano durante una trasformazione chimica? Quelli che avvengono più comunemente sono:

- scomparsa o formazione di un solido;
- cambiamento di colore e/o dell'aspetto fisico;
- formazione di gas;
- sviluppo di calore;
- emissione di luce.

Clicca qui per vedere il filmato Cambio di colore

Segui l'esempio

Ti proponiamo una serie di esempi di trasformazioni fisiche e chimiche che ti aiuteranno a coglierne la differenza.

Trasformazioni fisiche		Trasformazioni chimiche	
candela che fonde		candela che brucia	
uovo sbattuto		uovo cotto	
ferro che si dilata per effetto del calore		ferro che arrugginisce	
mela affettata		mela che marcisce	

Applica

- **Stabilisci tra le seguenti trasformazioni quali sono trasformazioni fisiche TF e quali sono trasformazioni chimiche TC :**

a. annerimento di una posata d'argento TF TC
b. macinazione del caffé TF TC
c. apertura di una lattina di aranciata TF TC
d. riscaldamento di una piastra elettrica TF TC
e. accensione di un fornello TF TC
f. lievitazione del pane TF TC

- **Descrivi alcuni esempi di trasformazioni fisiche e altri di trasformazioni chimiche.**

Le trasformazioni chimiche, però, non si manifestano soltanto attraverso i fenomeni appena descritti, cioè mediante valutazioni qualitative, ma obbediscono a precise leggi ponderali, cioè relative al peso delle sostanze, che fin dai primi del Settecento sono state oggetto di indagini da parte degli scienziati tra i quali A. Lavoisier, L. Proust e J. Dalton. Le loro leggi ancora oggi sono considerate i pilastri fondamentali della chimica moderna.

Clicca qui per eseguire il test interattivo

STOP test di controllo

Completa inserendo le parole mancanti.

1. Le trasformazioni fisiche non comportano alcuna variazione della ..... della materia.
2. Le reazioni chimiche sono processi che comportano una ..... della composizione delle sostanze coinvolte, che si ..... in nuove sostanze.

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere(V) o false(F).

3. La fusione del ghiaccio è una trasformazione fisica. V F
4. L'accensione di un fiammifero è una trasformazione fisica. V F
5. Le trasformazioni chimiche non comportano variazione della composizione. V F
6. La fermentazione del mosto è una trasformazione fisica. V F

3 La legge della conservazione della massa

SI

obiettivo
Sapere che in qualunque trasformazione non si ha variazione di massa

Antoine Lavoisier fu il primo chimico a basare i propri studi sull'osservazione e sull'attività sperimentale. Per questo motivo il suo storico laboratorio viene ancora oggi riprodotto ed esposto nei più importanti musei della scienza e della tecnica.

Nel suo laboratorio Lavoisier condusse una serie di esperimenti riguardanti le reazioni chimiche, focalizzando la sua attenzione sugli aspetti quantitativi correlati a tali trasformazioni. La bilancia fu lo strumento più importante che utilizzò per i suoi esperimenti. In particolare egli eseguì accurate misure di massa delle sostanze messe a reagire e di quelle ottenute dopo la reazione. Da tali misure scoprì che, se le trasformazioni avvenivano in recipienti chiusi, la massa complessiva delle sostanze ottenute era esattamente uguale alla massa complessiva delle sostanze messe a reagire. In questo modo Lavoisier giunse alla formulazione della **legge della conservazione della massa**, che può essere così enunciata:

Clicca qui per accedere alla scheda sulla legge di Lavoisier

> in una trasformazione chimica **nulla si crea e nulla si distrugge**; pertanto la somma delle masse delle sostanze ottenute dopo la trasformazione chimica è uguale alla somma delle masse delle sostanze messe a reagire.

Clicca qui per eseguire il test interattivo

STOP test di controllo

Completa le frasi in modo corretto.

1. La legge enunciata da Lavoisier è la legge della conservazione...
   - a della massa
   - b dei volumi
   - c della densità
2. In una trasformazione chimica la somma delle masse delle sostanze ottenute è...
   - a minore di quella delle sostanze reagenti
   - b uguale a quella delle sostanze reagenti
   - c maggiore di quella delle sostanze reagenti

4 La legge delle proporzioni definite

NO

obiettivo
Sapere che, a differenza dei miscugli, i rapporti di combinazione degli elementi in un composto sono sempre uguali

Fig. 4 **La pirite, chiamata anche "oro falso", è un composto di ferro e zolfo.**

Clicca qui per accedere alla scheda sulla legge di Proust

Nel 1799 il chimico J.L. Proust, rifugiatosi in Spagna durante la Rivoluzione francese, si dedicò allo studio della pirite, un minerale molto diffuso in quel Paese, nell'intento di purificarlo in vista di un suo potenziale sfruttamento. Egli trovò che la composizione di questo minerale era sempre la stessa qualunque fosse il luogo di provenienza.
In particolare trovò che il minerale conteneva sempre gli stessi elementi, ferro e zolfo, e che questi si trovavano presenti negli stessi rapporti di combinazione: per ogni grammo di ferro erano presenti 0,57 g di zolfo.
Proust giunse allo stesso risultato quando pensò di preparare lui stesso la pirite in laboratorio in modi diversi: il ferro e lo zolfo si combinavano sempre nello stesso rapporto di 1 : 0,57.
Estendendo la sua indagine ad altri minerali, Proust riscontrò sempre una sorprendente regolarità di comportamento nei **rapporti di combinazione** tra gli elementi. Tali risultati lo portarono a formulare la **legge delle proporzioni definite** che può essere così enunciata:

gli elementi che costituiscono un **composto puro** sono sempre presenti secondo **rapporti di peso definiti e costanti.**

Dalla legge di Proust si deduce che quando si vuole preparare un composto, le quantità delle sostanze da mettere a reagire non possono essere approssimative, ma debbono rispettare rapporti di massa ben precisi.
Proprio in questo sta allora la differenza tra un miscuglio e un composto: la composizione di un miscuglio infatti può variare arbitrariamente, mentre quella di un composto deve essere rigorosamente costante.

Segui l'esempio

- **Se 10 g di idrogeno reagiscono completamente con 80 g di ossigeno per formare acqua, calcola:**
  a. quanti grammi di acqua si ottengono;
  b. il rapporto di combinazione tra gli elementi.

a. In base alla legge di Lavoisier, la quantità di acqua che si ottiene è data dalla somma delle masse dei due elementi messi a reagire:

$$\underbrace{10 \text{ g idrogeno} + 80 \text{ g ossigeno}}_{\text{massa degli elementi posti a reagire}} = \underbrace{90 \text{ g acqua}}_{\text{massa del composto ottenuto}}$$

b. In base alla legge di Proust, il rapporto tra le masse dei due elementi è costante. Pertanto, qualunque siano le masse degli elementi messi a reagire, vale la proporzione:

$$m_{idrogeno} : m_{ossigeno} = 10 : 80$$

Semplificando, troviamo il rapporto minimo:

$$10 : 80 = 1 : 8$$

quindi 1 : 8 è il rapporto di combinazione tra i due elementi.

Applica

1. **Sapendo che 15,88 g di rame reagiscono completamente con 4 g di ossigeno per dare l'ossido di rame, calcola:**
   a. quanti grammi di ossido di rame si ottengono;
   b. il rapporto di combinazione tra i due elementi.
2. **Se 11,87 g di stagno si combinano con 1,60 g di ossigeno per dare l'ossido di stagno, calcola:**
   a. quanti grammi di ossido di stagno si ottengono;
   b. il rapporto di combinazione tra lo stagno e l'ossigeno.

STOP test di controllo

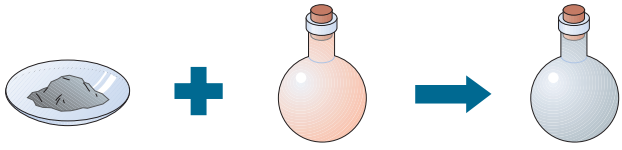
Completa inserendo le parole mancanti.

1. La composizione di un ..... può variare arbitrariamente, mentre quella di un ..... rimane costante.
2. Gli elementi che costituiscono un ..... puro sono sempre presenti secondo ..... di ..... definiti e costanti.

5 La legge delle proporzioni multiple NO

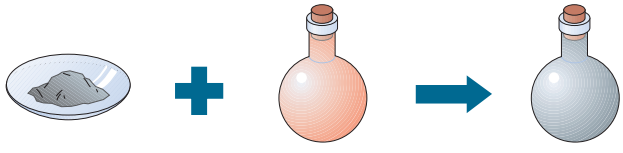
obiettivo
Sapere che se due elementi reagiscono con rapporti di combinazione diversi, danno luogo a composti diversi

La legge delle proporzioni definite enunciata da Proust è valida solo se dalla combinazione di due elementi si ottiene sempre lo stesso composto.
Pochi anni più tardi J. Dalton scoprì che ci sono casi in cui due elementi possono reagire anche secondo **rapporti di combinazione diversi**, ma in tal caso sono **diversi anche i composti** che si ottengono.
Questo è il caso del carbonio e dell'ossigeno che possono reagire secondo due rapporti di combinazione differenti.
Se reagiscono nel rapporto di 1 g di carbonio con 1,33 g di ossigeno danno luogo a 2,33 g di un composto chiamato ossido di carbonio, che è un gas velenoso.



carbonio 1 g — ossigeno 1,33 g — ossido di carbonio 2,33 g

Se reagiscono però nel rapporto di 1 g di carbonio con una quantità doppia di ossigeno e cioè 2,66 g danno luogo a 3,66 g di un altro composto gassoso, il biossido di carbonio, la ben nota anidride carbonica.



carbonio 1 g — ossigeno 2,66 g — biossido di carbonio 3,66 g

Tuttavia, ciò che più sorprese Dalton fu il fatto che le quantità di ossigeno che si combinavano con la stessa quantità di carbonio erano l'una il doppio dell'altra (rapporto 1 : 2), mentre non accadeva mai di trovare rapporti di combinazione esprimibili con numeri frazionari.
La regolarità e la riproducibilità dei dati osservati da Dalton su numerosi altri composti lo portarono a formulare la **legge delle proporzioni multiple** che può essere così enunciata:

> le quantità in peso di un elemento che si combinano con la stessa quantità di un altro elemento per formare composti diversi stanno tra loro in **rapporti esprimibili mediante numeri interi** piccoli.

STOP test di controllo

Clicca qui per eseguire il test interattivo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere(V) o false(F).

1. Due elementi reagiscono sempre secondo lo stesso rapporto di combinazione in peso. V F
2. L'ossido di carbonio e l'anidride carbonica sono sostanze diverse perchè diverso è il rapporto di combinazione degli elementi C e O. V F

Completa inserendo le parole mancanti.

3. Se due composti diversi contengono gli stessi elementi, differiscono per il rapporto di ..... in peso.
4. I ..... di combinazione tra gli elementi si esprimono con numeri ..... piccoli.

6 Gli atomi

NO

obiettivo
Verificare come le leggi ponderali sono una prova dell'esistenza degli atomi

Il fatto che i rapporti tra le quantità di un elemento che si combinano con una quantità costante di un altro elemento sono sempre esprimibili da numeri interi e mai da numeri frazionari conduce a una tra le più importanti scoperte della chimica: la teoria atomica. La legge di Dalton, infatti, trova giustificazione solo se si ammette che la materia non sia continua, ma sia costituita da particelle elementari indivisibili: gli **atomi**.

L'atomo è la più piccola quantità di un elemento e può essere presente nei composti soltanto come multipli interi di essa.

La teoria atomica è in perfetto accordo anche con le leggi di Lavoisier e di Proust e ne costituisce un'ulteriore conferma se ammettiamo che:

- la materia è costituita da atomi, che sono la più piccola parte di un elemento;
- gli atomi di uno stesso elemento sono tutti uguali tra loro e possiedono tutti la stessa massa;
- gli atomi di elementi diversi non sono uguali tra loro e non possiedono la stessa massa;
- gli atomi che partecipano a una reazione sono sempre interi e rimangono tali anche se passano da un composto a un altro.

STOP test di controllo

Clicca qui per eseguire il test interattivo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

1. Tutta la materia è costituita da atomi. V F
2. Gli atomi di elementi diversi sono tutti uguali. V F
3. Gli atomi sono sempre interi. V F
4. Tutti gli atomi possiedono la stessa massa. V F

7 Le molecole

NO

obiettivo
Sapere che cosa sono le molecole

Ritornando alla combinazione del carbonio con l'ossigeno, possiamo pensare che l'"entità elementare" del composto ossido di carbonio sia costituita dall'unione di un atomo di carbonio con un atomo di ossigeno, mentre l'entità elementare del composto biossido di carbonio sia costituita dall'unione di un atomo di carbonio con due atomi di ossigeno.
Utilizzando delle palline nere per gli atomi di carbonio e delle palline rosse per gli atomi di ossigeno, i composti potranno essere così rappresentati:

ossido di carbonio

biossido di carbonio

Poiché, come si è detto, ogni elemento è rappresentabile da un simbolo, che per il carbonio è **C** e per l'ossigeno è **O**, le unità elementari dei due composti potranno essere rappresentate dalla combinazione di tali simboli nel loro giusto rapporto. Pertanto **CO** rappresenterà l'entità elementare del composto ossido di carbonio e $\mathbf{CO_2}$ l'entità elementare del composto biossido di carbonio, che saranno denominate rispettivamente molecola di ossido di carbonio e molecola di biossido di carbonio.

Da quanto detto, sembrerebbe che gli elementi possano esistere soltanto come insiemi di particelle formate da un solo atomo e che solo i composti possono esistere come insiemi di molecole formate da più atomi.
In effetti solo alcuni elementi sono costituiti da atomi singoli, come per esempio l'elio, il neon e l'argon, detti gas nobili.

elio (He)

neon (Ne)

argon (Ar)

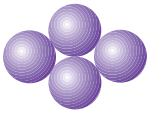
Altri invece esistono sotto forma di particelle, che chiameremo comunque molecole, costituite da 2 atomi uguali come l'idrogeno, l'ossigeno, il fluoro.

idrogeno (H_2)

ossigeno (O_2)

fluoro (F_2)

Altri, infine, sono costituiti da particelle formate da più di due atomi, come per esempio il fosforo e lo zolfo.


fosforo (P_4)

zolfo (S_8)

Pertanto:

> si definiscono **molecole** le più piccole particelle costituite da un insieme di **due o più atomi**, uguali se sono molecole di elementi, diversi se sono molecole di composti.

Una sola molecola possiede tutte le proprietà chimiche dell'elemento o del composto di cui fa parte, ma non ne possiede le proprietà fisiche. Non avrebbe senso infatti parlare di punto di fusione o di ebollizione di una singola molecola d'acqua. Tali proprietà sono infatti **proprietà macroscopiche** della materia, che riguardano una pluralità di molecole o di atomi e dipendono dal loro modo di aggregarsi. Le proprietà chimiche, invece, sono **proprietà microscopiche** della materia e sono riscontrabili anche nella singola molecola o nel singolo atomo perché dipendono soltanto dalla loro natura.

STOP test di controllo

Clicca qui per eseguire il test interattivo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

1. Tutti gli elementi sono costituiti da singoli atomi. V F
2. Gli atomi delle molecole di un elemento sono uguali. V F
3. La molecola dell'acqua può essere solida o liquida. V F
4. Una molecola è una particella composta da due o più atomi. V F

Clicca qui per aprire la sintesi dei concetti principali

La materia si trasforma

1 Le proprietà fisiche e le proprietà chimiche

2 Le trasformazioni fisiche e le trasformazioni chimiche

... le conoscenze

1 **Attraverso quali fenomeni puoi stabilire se una trasformazione è di natura chimica?**

.....

.....

2 **Dopo avere osservato la combustione del carbone, stabilisci se si tratta di una trasformazione fisica o chimica. Giustifica la risposta.**

.....

.....

3 **Elenca le proprietà fisiche e chimiche di una candela. Descrivi come variano le stesse proprietà durante la combustione.**

.....

.....

4 **Le compresse di aspirina si sciolgono in acqua senza produrre bollicine gassose. Si tratta di una trasformazione fisica o chimica?**

.....

5 **Le compresse di alka seltzer si sciolgono in acqua producendo bollicine gassose. Si tratta di una trasformazione fisica o chimica?**

.....

... le abilità

6 **Per l'elemento rame, stabilisci quali sono proprietà fisiche (PF) e quali proprietà chimiche (PC):**

a. è di colore bruno .....

b. possiede un alto punto di fusione .....

c. conduce il calore e la corrente elettrica .....

d. si ossida all'aria .....

7 **Per l'elemento cobalto, stabilisci quali sono proprietà fisiche (PF) e quali proprietà chimiche (PC):**

a. ha aspetto lucente .....

b. possiede alta densità .....

c. è malleabile e duttile .....

d. reagisce con acido .....

8 **Per i seguenti elementi, stabilisci quali sono proprietà fisiche (PF) e quali proprietà chimiche (PC):**

a. il titanio può essere ridotto in fili sottili .....

b. lo zinco, posto in acido, genera un gas incolore .....

c. il fosforo giallo brucia all'aria .....

d. il cromo conduce il calore .....

e. il potassio reagisce in acqua .....

f. il magnesio è un metallo leggero .....

g. l'argento non reagisce con gli acidi .....

h. il piombo si ossida all'aria .....

i. il carbonio cristallizza come diamante .....

9 **Stabilisci, tra le seguenti, quali sono proprietà fisiche (PF) e quali proprietà chimiche (PC):**

a. l'acqua bolle a 100 °C .....

b. il ghiaccio galleggia sull'acqua .....

c. l'etere è un liquido infiammabile .....

d. il bromo è un liquido rosso bruno .....

e. l'etanolo bolle a 78 °C .....

f. il vapore condensa ad acqua a 100 °C .....

g. l'acetone si scioglie in acqua .....

10 **Distingui, tra le seguenti azioni, quelle che determinano una trasformazione fisica (TF) e quelle che determinano una trasformazione chimica (TC):**

a. affettare un'arancia .....

b. trasformare il mosto in vino .....

c. bruciare il metano con fiamma azzurra .....

d. sciogliere lo zucchero in acqua .....

e. far lievitare la pasta per la pizza .....

f. trasformare il latte in yogurt .....

g. rompere una bottiglia di vetro .....

h. tagliare un foglio di alluminio .....

i. aggiungere aria a un pallone .....

j. caramellare lo zucchero .....

11 **Distingui, tra le seguenti, quali sono trasformazioni fisiche (TF) e quali trasformazioni chimiche (TC):**

a. l'esplosione dell'idrogeno con l'ossigeno .....

b. il bromo che vaporizza a gas .....

c. il metanolo che solidifica .....

d. il calcio che si ossida a polvere bianca .....

e. un metallo che si ossida .....

f. la canfora che sublima .....

g. l'acqua che evapora .....

h. il vino che diventa aceto .....

i. aceto e olio che si separano in due strati .....

j. un pezzo di legno che bruciando genera calore .....

k. un pallone contenente elio che si sgonfia .....

3 La legge della conservazione della massa

4 La legge delle proporzioni definite

5 La legge delle proporzioni multiple

6 Gli atomi

7 Le molecole

... le conoscenze

12 **A quale proprietà fa riferimento la legge di Lavoisier?**

.....

13 **Spiega perché la massa di un pezzo di ferro arrugginito è maggiore di quella del ferro puro.**

.....

14 **Qual è la differenza tra la legge di Proust e la legge di Dalton?**

.....

15 **Perché la legge di Lavoisier non è sperimentalmente verificabile se le reazioni vengono condotte in recipienti aperti?**

.....

16 **Che cosa si intende per rapporto di combinazione degli elementi?**

.....

17 **Spiega in che modo le tre leggi ponderali della chimica sono una prova dell'esistenza dell'atomo.**

.....

18 **Perché i componenti di un miscuglio non seguono la legge di Proust?**

.....

19 **Che differenza c'è tra molecole di elementi e molecole di composti?**

.....

20 **Spiega perché i rapporti di combinazione tra le masse di uno stesso elemento, che forma composti diversi con una quantità costante di massa, sono sempre espressi da numeri interi piccoli e mai frazionari.**

.....

21 **Perché non ha senso parlare di punto di ebollizione o di fusione di una singola molecola?**

.....

... le abilità

22 **Calcola quanti grammi di ossigeno si ottengono dalla decomposizione completa di 0,750 g di ossido di mercurio da cui si ottengono 0,695 g di mercurio.** [0,055 g]

23 **Se 10,0 g di zinco reagiscono completamente con 4,91 g di zolfo, quanto solfuro di zinco si forma?** [14,91 g]

24 **Quanti grammi di acqua si ottengono per reazione completa di 20 g di idrogeno e 160 g di ossigeno?** [180 g]

25 **Se da 2,43 g di magnesio che brucia all'aria si ottengono 4,03 g di ossido di magnesio, quanti grammi di ossigeno hanno reagito?** [1,60 g]

26 **Quanti grammi di ammoniaca si ottengono se 140 g di azoto reagiscono completamente con 30 g di idrogeno?** [170 g]

27 **Qual è il rapporto di combinazione tra l'idrogeno e l'ossigeno se 20 g di idrogeno reagiscono completamente con 160 g di ossigeno?** [1 H : 8 O]

28 **Sapendo che 15,88 g di rame reagiscono completamente con 4 g di ossigeno per dare ossido di rame, trova il rapporto di combinazione tra i due elementi.** [4 Cu : 1 O]

29 **Stabilisci il rapporto di combinazione tra azoto e idrogeno se 14 g di azoto reagiscono completamente con 3 g di idrogeno.** [5 N : 1 H]

30 **In 40 g di metano sono contenuti 30 g di carbonio e 10 g di idrogeno. Qual è il rapporto di combinazione nel composto dei due elementi?** [3 C : 1 H]

31 **Tra le seguenti molecole stabilisci quali si riferiscono a molecole di elementi (ME) e quali a molecole di composti (MC):**

a. N_2 .....
b. Cl_2 .....
c. Cl_2O_3 .....
d. S_8 .....
e. SO_3 .....
f. O_3 .....

verifica le competenze

Esempio guidato

- **Nell'ossido di rame il rapporto di combinazione tra le masse del rame e dell'ossigeno è 1 : 0,25. Se mettiamo a reagire 10 g di rame con 3 g di ossigeno, trova:**
  - **a. la quantità in grammi di ossido che si ottiene**
  - **b. quale dei due reagenti è in eccesso**
  - **c. la quantità in grammi dell'elemento in eccesso**

Soluzione

Come si vede dal rapporto di combinazione, con 1 g di rame reagiscono 0,25 g di ossigeno; pertanto con 10 g di rame dovrà reagire una quantità di ossigeno 10 volte maggiore, cioè 2,5 g.

a. In base alla legge di Lavoisier la quantità di ossido di rame ottenuta sarà data dalla somma delle masse dei due elementi, pertanto si ha:
10 g rame + 2,5 g ossigeno = 12,5 g ossido di rame.

b. Poiché la quantità di ossigeno disponibile era 3 g, questo sarà il reagente in eccesso.

c. Dalla differenza tra la quantità di ossigeno disponibile e quella impiegata nella reazione, possiamo calcolare la massa di ossigeno in eccesso, quindi si ha:

$$3\ g - 2{,}5\ g = 0{,}5\ g.$$

32 **Se per ottenere il composto biossido di piombo occorre mettere a reagire 1 g di piombo con 0,154 g di ossigeno, calcola:**
- **a.** la massa di ossigeno sufficiente a far reagire 10 g di piombo;
- **b.** la massa del composto ottenuto;
- **c.** la massa dell'elemento che rimane in eccesso se con 6 g di piombo mettiamo a reagire 0,77 g di ossigeno.

[**a.** 1,54 g; **b.** 11,54 g; **c.** 1 g di Pb]

33 **Nell'acqua l'idrogeno e l'ossigeno si combinano secondo il rapporto:**

$$m_{idrog.} : m_{ossig.} = 1 : 8$$

Stabilisci:
- **a.** la massa di acqua che si forma quando si mettono a reagire 6 g di idrogeno con 50 g di ossigeno;
- **b.** qual è l'elemento in eccesso e in che quantità.

[**a.** 54 g; **b.** 2 g di O]

34 **L'ammoniaca è un composto che contiene azoto, N, e idrogeno, H, nel rapporto di combinazione:**

$$m_{azoto} : m_{idrog.} = 14 : 3$$

Trova la quantità di idrogeno in eccesso se con 70 g di azoto mettiamo a reagire 20 g di questo elemento.

[5 g]

Esempio guidato

- **Nel biossido di carbonio il rapporto di combinazione tra carbonio e ossigeno è 0,375.**
  Quanti grammi di ossigeno occorrono per reagire completamente con 54,6 g di carbonio?

Soluzione

a. In base alla legge di Proust possiamo scrivere la proporzione:

$$massa_{carbonio} : massa_{ossigeno} = 1\ g : 0{,}375\ g$$

b. Poiché nel nostro caso la massa di carbonio è 54,6 g, la precedente proporzione diventa:

$$54{,}6\ g : x = 1\ g : 0{,}375\ g$$

c. Risolvendo rispetto a x, si ha:

$$x = \frac{54{,}6\ g \cdot 0{,}375\ g}{1\ g} = 20{,}47\ g$$

35 **Il rapporto di combinazione tra carbonio e ossigeno nell'ossido di carbonio è**

$$m_{carbonio} : m_{ossigeno} = 3 : 4$$

Quanti grammi di ossigeno occorrono per reagire completamente con 30 g di carbonio? [40 g]

36 **Il rapporto di combinazione tra carbonio e ossigeno nel biossido di carbonio è**

$$m_{carbonio} : m_{ossigeno} = 3 : 8$$

Quanti grammi di ossigeno occorrono per reagire completamente con 30 g di carbonio? [80 g]

37 **Il rapporto di combinazione tra l'idrogeno e l'ossigeno dell'acqua è**

$$m_{idrog.} : m_{ossig.} = 1 : 8$$

Calcola la massa in grammi dell'idrogeno che reagisce completamente con 80 g di ossigeno. [10 g]

38 **Il rapporto di combinazione del composto cloruro di calcio è**

$$m_{calcio} : m_{cloro} = 40 : 71$$

Calcola la massa in grammi di calcio contenuta in 1 kg di questo composto. [360,36 g]

39 **Se il rapporto di combinazione tra magnesio, Mg, e ossigeno, O, per dare il composto ossido di magnesio, MgO, è 1 : 0,24, qual è la massa in grammi di questo composto che si forma partendo da 10 g di Mg?**

[12,40 g]

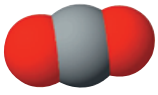
unità b2 Il linguaggio della chimica

obiettivo
Saper leggere le formule chimiche

1 La rappresentazione degli atomi e delle molecole

Nella precedente unità abbiamo rappresentato gli atomi e le molecole ricorrendo a palline e utilizzando un colore diverso per ogni elemento.
Pertanto, usando palline nere per il carbonio, palline rosse per l'ossigeno e palline bianche per l'idrogeno, le molecole di ossido di carbonio, di anidride carbonica e di acqua possono essere così rappresentate:

ossido di carbonio


anidride carbonica

acqua

Poiché dalla combinazione di un centinaio di elementi la natura è stata in grado di dare origine ad alcuni milioni di composti, risulterebbe impossibile rappresentarli tutti con questo tipo di rappresentazione grafica. La Comunità scientifica, pertanto, ha avvertito la necessità di elaborare un sistema, immediato e univoco, per rappresentare gli atomi e le molecole di ogni sostanza.

Come abbiamo visto, ogni sostanza è formata da molecole, a loro volta costituite da una pluralità di atomi di elementi, la cui composizione è governata da precisi rapporti di combinazione.
Poiché a ogni elemento corrisponde un simbolo, potremo rappresentare le molecole combinando opportunamente i simboli degli elementi che le costituiscono.
Pertanto, se il simbolo del carbonio è C, quello dell'ossigeno è O e quello dell'idrogeno è H, possiamo rappresentare le molecole dell'ossido di carbonio, dell'anidride carbonica e dell'acqua, rispettivamente con le formule:

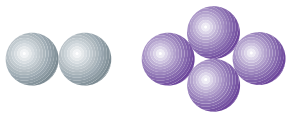
$$CO \qquad CO_2 \qquad H_2O$$

In questo modo a ogni sostanza verrà assegnata una **formula chimica** che, con i simboli, ci mostra **quali elementi** sono presenti nella molecola e, con gli indici posti a pedice, ci specifica **in quale rapporto** sono presenti, cioè la quantità di atomi per ciascun elemento.
Pertanto, la formula CO ci indica che una molecola di ossido di carbonio è costituita da atomi di carbonio e ossigeno nel rapporto 1 : 1; la formula CO_2, invece, ci

indica che una molecola di anidride carbonica è costituita da atomi di carbonio e ossigeno, ma questa volta nel rapporto 1 : 2; la formula H_2O, infine, si riferisce a una molecola di acqua, che è costituita da idrogeno e ossigeno nel rapporto 2 : 1.

Alcune indicazioni con relativi esempi ti aiuteranno a imparare come si scrivono le formule chimiche.

- Per rappresentare le molecole degli elementi è sufficiente scrivere il simbolo dell'elemento con un numero, posto in basso a destra, chiamato indice, che sta a indicare il numero di atomi di quell'elemento presenti in una singola molecola. Pertanto, le formule H_2, O_2, P_4 e S_8, che leggiamo rispettivamente "acca-due", "o-due", "pi-quattro" e "esse-otto", si riferiscono a molecole formate rispettivamente da 2 atomi di idrogeno, 2 atomi di ossigeno, 4 atomi di fosforo e 8 atomi di zolfo.



H_2 P_4

- Un numero che precede un simbolo o una formula sta a indicare invece di quanti atomi o molecole si tratta. Pertanto, 2H e 4P non indicano una molecola di idrogeno o fosforo, ma una pluralità di 2 atomi di idrogeno e 4 di fosforo che non sono legati tra loro.

2H 4P

- L'indice 1 viene di norma omesso. Pertanto, per la formula dell'acqua basta scrivere H_2O e non H_2O_1.
- Le formule dei composti, così come abbiamo visto per CO, CO_2 e H_2O, oltre a indicare quali sono gli elementi che li costituiscono, indicano con i loro indici anche i rapporti di combinazione tra gli atomi.

Esaminiamo alcuni esempi di formule di composti:

zolfo

$$SO_3$$

ossigeno

è la formula di un **composto binario** (in quanto costituito da 2 elementi, zolfo S e ossigeno O): ciascuna molecola di questo composto è costituita da 1 atomo di zolfo e 3 atomi di ossigeno e si legge "esse-o-tre";

idrogeno ossigeno

$$H_2SO_4$$

zolfo

è la formula di un **composto ternario** (in quanto costituito da 3 elementi): ciascuna molecola di questo composto è costituita da idrogeno, zolfo e ossigeno nel rapporto 2 : 1 : 4 e si legge "acca-due-esse-o-quattro";

idrogeno ossigeno

$$KHSO_4$$

potassio zolfo

è la formula di un **composto quaternario**: ciascuna molecola di questo composto è costituita da potassio, idrogeno, zolfo e ossigeno nel rapporto 1 : 1 : 1 : 4 e si legge "cappa-acca-esse-o-quattro".

Esistono però molecole ben più complesse di quelle finora rappresentate. Tra queste ricordiamo, per esempio, le molecole del saccarosio, lo zucchero che usiamo comunemente. La sua formula, $C_{12}H_{22}O_{11}$, ci informa che il saccarosio è un composto ternario la cui molecola è formata da C, H e O nel rapporto 12 : 22 : 11. Concludendo, possiamo dire che:

ogni molecola, sia di un elemento che di un composto, può essere rappresentata da una **formula** costituita da un insieme di simboli che indicano gli elementi costituenti e dai relativi indici che specificano il numero di atomi degli elementi in essa contenuti.

Segui l'esempio

- **Descrivi tutte le informazioni che puoi ricavare dalla notazione: $3HNO_3$.**
  - Il numero 3 che precede la formula sta a indicare che si tratta di 3 molecole.
  - Le molecole appartengono a un composto ternario, dal momento che sono presenti gli atomi di tre elementi: idrogeno H, azoto N e ossigeno O.
  - Il rapporto di combinazione dei 3 elementi è: H : N : O = 1 : 1 : 3 in accordo con gli indici posti in basso a destra di ciascun simbolo.

Applica

Descrivi che cosa si vuole rappresentare con le seguenti notazioni: 3O O_3 $2CuCl_2$ H_3PO_4

STOP test di controllo

Clicca qui per eseguire il test interattivo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere(V) o false(F).

1. CO_2 è un composto ternario. V F
2. Gli indici a pedice in una formula indicano i rapporti di combinazione tra le masse degli atomi presenti nella molecola. V F
3. Gli indici a pedice presenti in una formula indicano i rapporti di combinazione tra gli atomi. V F
4. In un composto binario sono presenti 2 atomi. V F

Completa inserendo le parole mancanti.

5. La formula chimica è costituita da un insieme di simboli che indicano gli ..... costituenti e dai relativi ..... che specificano il numero di ..... degli elementi in essa contenuti.
6. Un composto quaternario è costituito da molecole formate da ..... elementi.

2 La massa degli atomi e delle molecole

obiettivo
Conoscere il concetto di massa atomica e la sua unità di misura

Trovare una bilancia in grado di pesare direttamente gli atomi o le molecole è assolutamente impensabile; pertanto, non potendo determinare la massa assoluta di un elemento in grammi, si preferisce determinare la sua massa relativa confrontandola con quella di un atomo di un elemento scelto come riferimento:

la **massa relativa** di un elemento indica quante volte un suo atomo pesa rispetto all'atomo dell'elemento scelto come riferimento.

In un primo tempo, come atomo di riferimento era stato scelto l'atomo di idrogeno, in quanto l'elemento più leggero. Oggi, invece, la Comunità scientifica ha scelto come riferimento l'atomo di carbonio, in particolare l'isotopo 12, che viene indicato con ^{12}C. L'unità scelta non è l'intero atomo, ma la sua dodicesima parte, che viene detta **dalton** e si indica con il simbolo **u**. Sul concetto di isotopo torneremo più avanti. Pertanto:

l'**unità di massa atomica u**, chiamata anche **dalton**, è la dodicesima parte della massa dell'atomo di ^{12}C.

Ma attenzione: questa unità sarebbe estremamente piccola se volessimo esprimerla in grammi; da una misura sperimentale, infatti, si è trovato che 1u corrisponde a circa $1{,}67 \cdot 10^{-27}$ kg!
La misura, quindi, non può essere realizzata ponendo un atomo dell'elemento da pesare su un piatto della bilancia e sull'altro tante unità di massa u quante ne occorrono per raggiungere l'equilibrio.
Allora, anziché porre un singolo atomo su un piatto della bilancia, ne poniamo un numero elevato *n* tale da poter essere pesato.
Per raggiungere l'equilibrio sull'altro piatto della bilancia dobbiamo porre un numero di unità *n* volte maggiore di quelle che occorrevano per un solo atomo.
In questo modo il rapporto tra la massa dell'atomo e l'unità di misura u rimane lo stesso e l'operazione di misura è ugualmente valida.
Concludendo, la massa relativa è un numero puro, cioè senza dimensioni, detto **massa atomica**, anche se nel linguaggio comune si usa l'espressione "peso atomico". Pertanto:

la **massa atomica** di un elemento, **MA**, è la massa relativa riferita all'unità di massa atomica **u**.

Così, per esempio, dire che l'atomo di zolfo ha massa atomica 32 u non significa che pesa 32 g, ma che la sua massa è 32 volte più grande di quella della dodicesima parte del ^{12}C (Fig. 1).

Per calcolare le masse atomiche, sono state recentemente utilizzate tecniche molto accurate, tra cui la spettrometria di massa, che è in grado di fornire la massa atomica degli elementi con elevata precisione. Grazie a questa tecnica, oggi disponiamo di una tabella della massa atomica di tutti gli elementi.

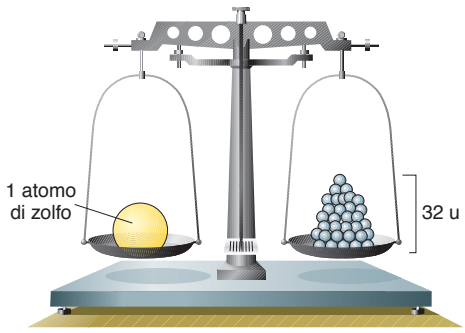


Fig. 1 **In una bilancia immaginaria, 1 atomo di zolfo starebbe in equilibrio con 32 u.**

Bisogna inoltre ricordare che la molecola è un aggregato di due o più atomi, pertanto la sua massa relativa o **massa molecolare** (MM) può essere calcolata sommando la massa relativa di tutti gli atomi che compaiono nella sua formula. Pertanto, se vogliamo calcolare la massa molecolare dell'acqua, la cui formula è H_2O, basterà sommare alla massa atomica dell'ossigeno (16 u) due volte la massa atomica dell'idrogeno (1 u):

$$MM_{H_2O} = 16\ u + 2 \cdot 1\ u = 18\ u$$

Tab. 1 Masse atomiche relative di alcuni elementi

Elemento	Simbolo	Massa atomica relativa	Elemento	Simbolo	Massa atomica relativa
Alluminio	Al	26,98	Idrogeno	H	1,01
Argento	Ag	107,90	Magnesio	Mg	24,31
Azoto	N	14,01	Mercurio	Hg	200,59
Bromo	Br	79,90	Oro	Au	197,00
Calcio	Ca	40,08	Ossigeno	O	16,00
Carbonio	C	12,01	Potassio	K	39,10
Cloro	Cl	35,45	Rame	Cu	63,55
Ferro	Fe	55,85	Sodio	Na	22,99
Fluoro	F	19,00	Zinco	Zn	65,38
Fosforo	P	30,97	Zolfo	S	32,06

Segui l'esempio

- **Proviamo a calcolare insieme la massa molecolare MM del composto H_2CO_3.**
  - Dalla formula H_2CO_3 si ricava che una molecola di questo composto contiene 2 atomi di idrogeno, H, 1 atomo di carbonio, C, e 3 atomi di ossigeno, O:

2 atomi di **H** corrispondono a $2 \cdot 1\ u = 2\ u$

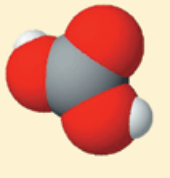
1 atomo di **C** corrisponde a $1 \cdot 12\ u = 12\ u$

3 atomi di **O** corrispondono a $3 \cdot 16\ u = 48\ u$

  - Sommando le masse atomiche di tutti gli elementi presenti nella molecola si ottiene la massa molecolare MM del composto:

$$MM_{H_2CO_3} = 2\ u + 12\ u + 48\ u = 62\ u$$

Quindi:

1 molecola di **H_2CO_3**  MM = 62 u

Applica

Calcola le masse molecolari dei seguenti composti: H_2SO_4; NH_3; K_2SO_4.

STOP test di controllo

Completa inserendo le parole mancanti.

1. La massa relativa di un elemento indica quante volte un suo ..... pesa rispetto all'atomo scelto come .....
2. Il dalton è l'unità di massa ..... e corrisponde alla ..... parte della massa dell'atomo di ^{12}C.
3. Per massa atomica di un elemento si intende la massa ..... riferita all'unità di massa ..... u.
4. La massa ..... si ottiene sommando la massa ..... di tutti gli atomi che compaiono nella ..... della molecola.

3 La quantità chimica: la mole

obiettivo
Conoscere la mole come unità di misura fondamentale usata in chimica

L'uso diretto delle masse atomiche e molecolari espresse in unità di massa atomica non è praticabile in laboratorio in quanto, come si è detto, tale unità corrisponde a $1{,}67 \cdot 10^{-27}$ kg.
È necessario allora trovare un modo per stabilire un collegamento tra ciò che non possiamo vedere (il mondo microscopico) e ciò che possiamo vedere e misurare (il mondo macroscopico). A tal fine, come accade sempre quando si ha a che fare con oggetti molto piccoli, è conveniente prendere in considerazione un insieme sufficientemente elevato di unità, tale da potere essere apprezzato e quindi misurato.

Se mettiamo a confronto un atomo di rame, Cu (massa atomica 64 u), e un atomo di ossigeno, O (massa atomica 16 u), notiamo che l'atomo di rame è 4 volte più

pesante di un atomo di ossigeno. Pertanto, in una bilancia virtuale, i due bracci saranno in equilibrio se il numero degli atomi di ossigeno è il quadruplo del numero degli atomi di rame.

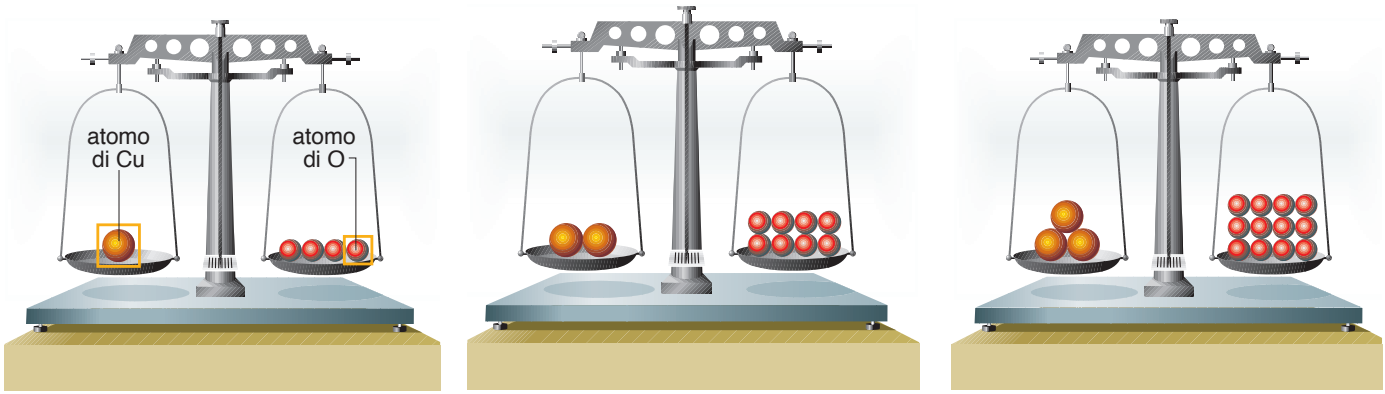


Fig. 2 **Le tre bilance sono in equilibrio perché in ognuna di esse il numero degli atomi di ossigeno è il quadruplo del numero degli atomi di rame.**

Se ora consideriamo un uguale numero di particelle di rame e di ossigeno, vediamo che il rapporto delle loro masse è sempre 4 : 1, come il rapporto delle loro masse atomiche, qualunque sia il numero di atomi presi in considerazione:

massa di 1 atomo di Cu : massa di 1 atomo di O = 4 : 1

massa di 2 atomi di Cu : massa di 2 atomi di O = 4 : 1

massa di 10 atomi di Cu : massa di 10 atomi di O = 4 : 1

In generale, considerando *n* particelle di rame e *n* particelle di ossigeno, il rapporto tra le masse è sempre 4 : 1.

massa di *n* atomi di Cu : massa di *n* atomi di O = 4 : 1

Estendendo tale considerazione a tutti gli altri atomi si può dire che:

le quantità di due o più elementi, espresse nella stessa unità di massa e nello stesso rapporto delle loro masse atomiche, contengono lo stesso numero di atomi.

Se prendiamo 64 g di rame, cioè una massa uguale alla massa atomica del rame espressa in grammi, e 16 g di ossigeno, cioè una massa uguale alla sua massa atomica espressa in grammi, allora entrambre le quantità contengono lo stesso numero *n* di atomi.

Le *n* particelle con massa complessiva pari alla massa atomica espressa in grammi costituiscono una ben precisa quantità chiamata **mole**, che è l'unità di misura della quantità di sostanza indicata nel Sistema Internazionale.

Lo stesso ragionamento resterà valido se, anziché agli atomi, ci si riferisce alle molecole.
Pertanto, 2 g di H_2 (MM = 2), 32 g di O_2 (MM = 32), se si tratta di elementi, ma anche 18 g di H_2O (MM = 18) o 17 g di NH_3 (MM = 17), se si tratta di composti, conterranno lo stesso numero *n* di molecole, visto che si tratta di quantità corrispondenti alle rispettive masse molecolari espresse in grammi.
Tale numero è stato determinato sperimentalmente ed è risultato essere $6{,}02 \cdot 10^{23}$.

Clicca qui per eseguire l'esperimento virtuale sul numero di Avogadro

Clicca qui per accedere alla scheda Quanto è grande il numero di Avogadro!

Clicca qui per eseguire l'esperimento virtuale sulla massa molare

Esso viene indicato con il simbolo $_{o}$ ed è chiamato **numero di Avogadro**, dal nome dello scienziato che per primo ne ha colto il significato. Pertanto:

la **mole** è la quantità di sostanza che contiene **un numero di Avogadro di particelle** elementari, atomi o molecole.

Concludendo, per prelevare una mole di qualsiasi sostanza, basterà pesarne una quantità in grammi numericamente uguale alla massa atomica o alla massa molecolare. In tal modo saremo sempre certi che con tale quantità preleveremo sempre un numero di Avogadro di atomi o di molecole.
Poiché come abbiamo visto l'unità di massa atomica scelta è il dalton, u, che corrisponde alla dodicesima parte dell'atomo di carbonio ^{12}C, occorre dare per la mole una definizione più rigorosa, che è quella adottata dalla comunità scientifica:

la **mole** è la quantità di sostanza che contiene tante entità elementari, atomi o molecole, quanti sono gli atomi presenti in 12 g di carbonio ^{12}C

La mole per il chimico è quindi l'unità di misura fondamentale; essa, infatti, permette di determinare il numero delle moli e, da questo, il numero delle particelle contenute in una determinata quantità di sostanza.
La massa in grammi di una mole prende il nome di **massa molare**, misurata in g/mol, e il suo simbolo è **M**.

Fig. 3 **Anche se diverse, le masse di queste sostanze corrispondono tutte a una mole.**

Due modi di leggere una formula

Dal momento che il rapporto tra gli atomi di una molecola è sempre costante, la formula di un composto può essere letta anche in termini di moli. Ciò risulta molto utile ai fini pratici in quanto, come si è visto, le moli, a differenza delle molecole e degli atomi, sono quantità misurabili.

Riprendiamo in esame la formula dell'acqua: H_2O.
Tale formula ci indica che:

1 molecola di H_2O contiene 2 atomi di **H** e 1 atomo di **O**

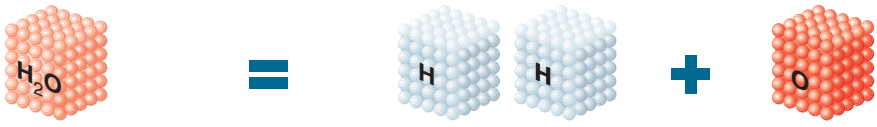
ma si può anche affermare che:

2 molecole di H_2O contengono 4 atomi di **H** e 2 atomi di **O**

Aumentando ulteriormente la quantità di acqua possiamo ancora dire che:

10 molecole di H_2O contengono 20 atomi di **H** e 10 atomi di **O**

Nel caso in cui, infine, si abbia una mole di molecole d'acqua si può concludere che:

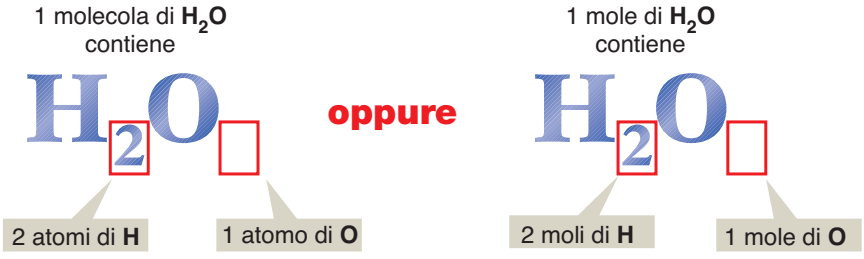


$6{,}02 \cdot 10^{23}$ molecole di H_2O contengono $2\ (6{,}02 \cdot 10^{23})$ atomi di **H** e $1\ (6{,}02 \cdot 10^{23})$ atomi di **O**

ovvero, in altre parole:

1 mole di H_2O (18 g) contiene 2 moli di **H** (2 g) e 1 mole di **O** (16 g)

Vi sono, pertanto, due modi di leggere una formula: uno da un punto di vista microscopico in termini di atomi e l'altro da un punto di vista macroscopico in termini di moli:



STOP test di controllo

Completa inserendo le parole mancanti.

1. La mole è un'unità di misura della quantità di ..... nel ..... Internazionale.
2. Se le quantità di due elementi sono espresse nella stessa unità di massa e nello stesso ..... delle loro masse atomiche contengono lo ..... numero di atomi.
3. La mole è la quantità di ..... che contiene tante ..... elementari quanti sono gli ..... presenti in 12 g di .....

4 La mole all'opera

obiettivo
Saper calcolare quante moli sono contenute in una certa quantità di sostanza e da queste risalire al numero di molecole

Come prima cosa impariamo a calcolare a quante moli corrisponde una determinata quantità di una sostanza qualsiasi espressa in grammi. Si tratta di un'operazione elementare come quella che serve a determinare il numero di dozzine contenute in un certo numero di uova.
Per esempio, se abbiamo 48 uova, per trasformarle in dozzine basta eseguire una semplice divisione:

$$\frac{48}{12} = 4 \text{ dozzine}$$

Analogamente, se abbiamo 176 g di biossido di carbonio (CO_2), sapendo che la massa molare di tale sostanza è 44 g/mol, il numero di moli contenute in 176 g di tale sostanza è:

$$\frac{176 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 4 \text{ moli di } CO_2$$

In generale per gli elementi costituiti da **atomi**, si ha la relazione:

$$n \text{ (moli)} = \frac{\text{massa dell'elemento (g)}}{\text{massa di una mole di atomi (g/mol)}} = \frac{m}{M}$$

Per i composti e per gli elementi costituiti da **molecole**, si ha:

$$n \text{ (moli)} = \frac{\text{massa del composto (g)}}{\text{massa di una mole di molecole (g/mol)}} = \frac{m}{M}$$

Segui l'esempio

- **Calcoliamo quante moli sono contenute in 1 L di acqua.**
  - Ricordiamo che:
    - 1 L d'acqua equivale a 1000 g (densità = 1000 g/L);
    - la massa molecolare dell'acqua H_2O è: MM = 16 u + 2 u = 18 u;
    - la massa molare M è 18 g/mol.
  - Pertanto, ricordando che $n = \frac{m}{M}$ e sostituendo i valori, si ha:

$$n = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 55{,}5 \text{ moli}$$

Applica

Calcola quante moli sono contenute:

a. in un lingotto d'oro che pesa 250 g;
b. in un filo di rame che pesa 120 g;
c. nell'acqua contenuta in un bicchiere da 150 mL.

Dalla relazione $n = \frac{m}{M}$ si può risalire alla massa m di un campione di un certo elemento o composto se si conosce il numero di moli n che esso contiene, utilizzando la formula inversa:

$$m = n \cdot M$$

Segui l'esempio

- **Se per una reazione chimica occorrono 2,5 moli di acido solforico, H_2SO_4, quanti grammi occorrerà prelevarne?**
  - Usando la Tabella 1 si può calcolare la massa molecolare di H_2SO_4:
    MM = 2 · 1u + 1 · 32u + 4 · 16u = 98 u
    La massa molare M è quindi 98 g/mol.
  - Utilizzando la formula inversa $m = n \cdot M$ si ha:
    m = 2,5 mol · 98 g/mol = 245 g

Applica

Calcola a quanti g corrispondono:

a. 3 moli di cloruro di sodio, NaCl;
b. 10 moli di ammoniaca, NH_3.

Dopo avere imparato a calcolare il numero di moli contenute in un certo campione di sostanza, siamo in grado anche di contare il numero di molecole in esso presenti. Ricordando che in una mole di qualsiasi sostanza sono contenute un numero di Avogadro N_0 di molecole, in n moli ve ne saranno:

$$\text{numero}_{\text{molecole}} = n \cdot N_0 = n \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$$

Segui l'esempio

- **Troviamo quante molecole sono contenute in un campione di 980 g di acido solforico, la cui formula è H_2SO_4.**
  - Come prima cosa calcoliamo la massa molecolare, MM, dell'acido solforico, consultando la Tabella 1:
    $MM_{H_2SO_4} = 2 \cdot 1\text{ u} + 32\text{ u} + 4 \cdot 16\text{ u} = 98\text{ u}$
    Pertanto la massa molare M corrisponde a 98 g/mol.
  - Troviamo ora quante moli sono contenute nel campione:
    $$n_{\text{moli}} = \frac{m}{M} = \frac{980\text{ g}}{98\text{ g/mol}} = 10\text{ moli}$$
  - Moltiplicando il numero n di moli ottenute per il numero di Avogadro, N_0, otteniamo il numero di molecole di cui è costituito il campione:
    $n_{\text{molecole}} = n_{\text{moli}} \cdot N_0 = 10 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 6{,}02 \cdot 10^{24}$ molecole

Applica

Calcola:

a. il numero di atomi presenti in 12 g di oro, Au;
b. quante molecole sono contenute in 100 g di acido fosforico, H_3PO_4;
c. quante molecole sono contenute in un campione di etanolo, C_2H_6O, che pesa 250 g.

STOP test di controllo

Clicca qui per eseguire il test interattivo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere(V) o false(F).

1. 10 g di acqua e 10 g di anidride carbonica contengono lo stesso numero di moli. V F

2. 2 g di idrogeno e 32 g di ossigeno non contengono lo stesso numero di molecole. V F

Scegli il completamento corretto tra quelli proposti.

3. 196 g di H_2SO_4 (M = 98 g/mol) contengono...
- **a** 2 moli di idrogeno
- **b** 2 moli di zolfo
- **c** 2 moli di ossigeno

obiettivo
Saper calcolare la composizione percentuale di un composto dalla sua formula chimica

5 La composizione percentuale di un composto

Secondo la legge di Proust, il rapporto di combinazione dei vari elementi che costituiscono un composto è definito e costante e non dipende dalla quantità utilizzata. Pertanto, per definizione, se si considera una quantità di composto pari a 100 g, il rapporto di combinazione delle masse dei vari elementi corrisponde alla loro composizione percentuale (%). La **composizione percentuale** di un composto è costituita quindi da un numero di valori percentuali, corrispondente al numero degli elementi che lo costituiscono, e ogni valore esprime il contributo che ciascun elemento dà alla formazione di 100 g di quel composto. È chiaro che la somma di tutti i valori percentuali deve essere uguale a 100. Risultati che si discostano da 100 indicano una eccessiva approssimazione dei calcoli, possibili errori sperimentali ovvero presenza di impurezze nel composto. La determinazione diretta delle percentuali di tutti gli elementi presenti in un composto è dunque, insieme alla determinazione dei punti fissi, un'ulteriore verifica della sua purezza.

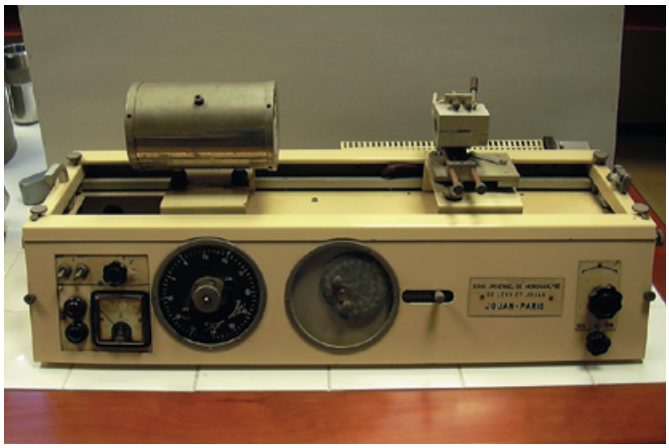


Fig. 4 **Un vecchio strumento per la determinazione dell'analisi centesimale, esposto nel Museo di Chimica dell'Università di Palermo.**

Per conoscere sperimentalmente la composizione di un composto si fa ricorso a particolari metodiche sperimentali che stanno alla base dell'analisi chimica. In particolare, con l'analisi chimica qualitativa si determinano quali sono gli elementi presenti in un composto, mentre con l'analisi chimica quantitativa misuriamo le loro quantità relative che, se riferite a 100 g di composto, ne rappresentano le percentuali.

Segui l'esempio

- **Proviamo a calcolare la composizione percentuale degli elementi presenti nell'acido solforico, H_2SO_4.**
  - Dalla formula del composto ricaviamo i rapporti di combinazione tra gli atomi espressi dagli indici numerici; nel nostro caso:

    H : S : O = 2 : 1 : 4

    Da questi rapporti atomici possiamo ricavare i rapporti di combinazione tra le masse degli elementi, ricorrendo sempre alla legge di Proust.
  - La massa molecolare del composto risulta dalla somma:

    $2 \cdot 1\ u + 1 \cdot 32\ u + 4 \cdot 16\ u = 98\ u$

    il che significa che 1 mole di tale composto pesa 98 g e che questi sono costituiti da 2 g di idrogeno, 32 g di zolfo e 64 g di ossigeno.
  - Otteniamo una semplice proporzione riportando a 100 g i rapporti di combinazione che, come si è detto, non dipendono dalla quantità di composto:

    per **H**:

    98 g di H_2SO_4 : 2 g di H = 100 g di H_2SO_4 : %H

    da cui:

    $$\%H = \frac{2 \cdot 100}{98} = 2{,}04$$

    per **S**:

    98 g di H_2SO_4 : 32 g di S = 100 g di H_2SO_4 : %S

    da cui:

    $$\%S = \frac{32 \cdot 100}{98} = 32{,}65$$

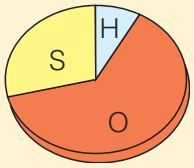
    per **O**:

    98 g di H_2SO_4 : 64 g di O = 100 g di H_2SO_4 : %O

    da cui:

    $$\%O = \frac{64 \cdot 100}{98} = 65{,}31$$

Tab. 2 Composizione percentuale dell'acido solforico H_2SO_4

Formula del composto	Grammi in una mole di composto	Massa molare del composto	% nel composto	Composizione del composto
H_2SO_4	H = 2 g S = 32 g O = 64 g	98 g	H = 2,04% S = 32,65% O = 65,31%	

Applica

Calcola la composizione percentuale dei seguenti composti:

a. acido fosforico H_3PO_4 **b.** cloruro di calcio $CaCl_2$ **c.** solfato di rame $CuSO_4$

STOP test di controllo

Clicca qui per eseguire il test interattivo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere(V) o false(F).

1. La composizione percentuale di un composto dipende dalla quantità utilizzata. V F

2. La somma delle percentuali degli elementi in un composto puro è sempre uguale a 100. V F

obiettivo
Saper determinare la formula minima di un composto e la sua formula molecolare

6 La determinazione della formula di un composto

Se attraverso l'analisi chimica di un composto riusciamo a determinare la composizione percentuale degli elementi che lo costituiscono, possiamo determinare anche la sua **formula minima**. Essa indica il rapporto di combinazione minimo con cui gli atomi si legano per formare la molecola:

la **formula minima** indica il rapporto numerico più basso con cui i diversi atomi si trovano in una molecola di un composto.

Il procedimento da seguire non è altro che il processo inverso della determinazione della composizione percentuale già vista.
Dall'esempio guidato potrai capire come procedere.

Segui l'esempio

- **Dall'analisi qualitativa e quantitativa del glucosio si sono ottenuti i seguenti dati:**
  - **si tratta di un composto ternario formato da carbonio, C , idrogeno, H e ossigeno, O;**
  - **le percentuali degli elementi che costituiscono il composto sono: C 40%, H 6,33% e O 53,3%.**

  Determina la sua formula minima.

  – Calcoliamo i rapporti ponderali in moli dividendo ciascuna percentuale di ogni elemento per la sua massa atomica:

  per C: $\frac{40}{12} = 3,33$ per H: $\frac{6,33}{1} = 6,33$

  per O: $\frac{53,3}{16} = 3,33$

  – per ricavare gli indici numerici che compaiono nella formula basta dividere il numero di moli dei singoli elementi per il più piccolo valore trovato. Pertanto:

  per C: $\frac{3,33}{3,33} = 1$ per H: $\frac{6,33}{3,33} = 2$

  per O: $\frac{3,33}{3,33} = 1$

  – il carbonio, l'idrogeno, e l'ossigeno, si trovano allora nel rapporto atomico 1 : 2 : 1 e pertanto la formula minima sarà: CH_2O

Applica

Calcola la formula minima di una sostanza composta da idrogeno e ossigeno contenente il 5,88% di idrogeno.

Formula molecolare

Come si è detto, la formula minima di un composto indica soltanto il rapporto numerico più basso con cui i diversi atomi si trovano nel composto. Non sempre però la formula minima coincide con la **formula molecolare**, che spesso è un suo multiplo.
Nel caso del glucosio, per esempio, abbiamo visto che la formula minima è CH_2O, ma per conoscere la formula molecolare bisogna determinare la sua massa molare che, misurata sperimentalmente, risulta uguale a 180 u.
Come si vede, la massa della formula minima CH_2O = 30 u non coincide con quella trovata sperimentalmente 180 u, ma se gli indici della formula minima vengono moltiplicati per un opportuno fattore, nel nostro caso 6, troveremo che la formula molecolare sarà sei volte CH_2O cioè $C_6H_{12}O_6$.
Pertanto:

la **formula molecolare** può essere un multiplo della formula minima determinato sperimentalmente.

Segui l'esempio

- **L'acetilene ha la stessa composizione percentuale di un altro composto, il benzene:**

  %C = 92,3 %H = 7,7

  Le masse molecolari dei due composti sono rispettivamente 26,4 u e 78,06 u. Stabilisci le formule molecolari dei due composti.

  Calcoliamo il numero di moli di ciascun elemento in 100 g dei due composti:

  $$C: \frac{92,3}{12} = 7,7 \qquad H: \frac{7,7}{1} = 7,7$$

  – Il numero di moli presenti in 100 g dei due composti è uguale per i due elementi, il che significa che il più semplice rapporto atomico dei due elementi sarà:
  C : H = 1 : 1
  Quindi la formula minima dei due composti sarà CH la cui massa è
  12 u + 1 u = 13 u

  – Ricaviamo il fattore adatto per il quale bisogna moltiplicare gli indici della formula minima:

  $$\text{fattore} = \frac{\text{massa molecolare}}{\text{massa formula minima}}$$

  per l'**acetilene**:

  $$\frac{\text{massa molecolare}}{\text{massa formula minima}} = \frac{26,4}{13} = 2$$

  pertanto la sua formula molecolare sarà 2 volte la formula minima: $2CH = C_2H_2$

  per il **benzene**:

  $$\frac{\text{massa molecolare}}{\text{massa formula minima}} = \frac{78,06}{13} = 6$$

  pertanto la sua formula molecolare sarà 6 volte la formula minima: $6CH = C_6H_6$

Applica

Calcola:

a. la formula molecolare di un composto contenente N e O, la cui MM è 92 u e la formula minima è NO_2;
b. la formula molecolare di un composto la cui MM è di 42,0 u, contenente 14,3% di H e 85,7% di C;
c. la formula minima e molecolare dell'acqua ossigenata la cui composizione percentuale è H 5,9% e O 94,1%.

STOP test di controllo

Completa inserendo le parole mancanti.

1. La formula minima rappresenta il rapporto numerico più ..... con cui i diversi ..... sono presenti nel composto.

2. La formula molecolare può coincidere con la formula ..... o corrispondere a un suo .....

Clicca qui per aprire la sintesi dei concetti principali

1 La rappresentazione degli atomi e delle molecole

... le conoscenze

1 **Descrivi quali sono le informazioni che puoi ricavare dalla formula di un composto.**

.....

.....

2 **Che cosa indica il numero posto a sinistra di una formula?**

.....

.....

3 **Che cosa indica il numero posto in basso a destra di ciascun simbolo di una formula?**

.....

.....

4 **Che cos'è un composto ternario?**

.....

5 **Come fai a stabilire se una formula si riferisce a un elemento o a un composto?**

.....

.....

... le abilità

6 **Per ciascuna delle seguenti formule indica se si riferisce a un elemento (E) o a un composto (C):**

a. F_2 E C
b. NH_3 E C
c. Cl_2 E C
d. H_2SO_4 E C
e. HBr E C
f. Ne E C

7 **Descrivi le informazioni che puoi dedurre dalle seguenti notazioni:**

a. 4P .....

b. S_8 .....

c. $2Cl_2$ .....

d. Cl_2O_3 .....

e. $3KMnO_4$ .....

8 **Scrivi la formula del composto corrispondente alle seguenti informazioni:**

a. è un composto ternario costituito da idrogeno H, cloro Cl e ossigeno O;
b. il rapporto di combinazione è: H : Cl : O = 1 : 1 : 4.

9 **Scrivi la formula del composto corrispondente alle seguenti informazioni:**

a. ci si riferisce a 3 molecole di composto;
b. è un composto binario costituito da carbonio C e idrogeno H;
c. il rapporto di combinazione è: C : H = 1 : 4.

2 La massa degli atomi e delle molecole

... le conoscenze

10 **Spiega che cosa s'intende per massa relativa di un elemento e il motivo per il quale essa viene utilizzata.**

11 **Definisci la massa atomica e la massa molecolare.**

12 **Qual è l'unità di misura della massa atomica?**

13 **Qual è la differenza tra massa atomica e massa molecolare?**

14 **Quale unità di misura si usa per esprimere la massa molecolare?**

15 **Come si può calcolare la massa molecolare dalla formula di un composto?**

16 **Definisci l'unità di massa atomica u.**

... le abilità

17 **Sapendo che la massa atomica del cloro è 35,45 u e quella dell'ossigeno 16 u, calcola la massa molecolare dei seguenti composti:**

Cl_2O Cl_2O_3 Cl_2O_5 Cl_2O_7

[Cl_2O = 86,90 u; Cl_2O_3 = 118,90 u; Cl_2O_5 = 150,90 u; Cl_2O_7 = 182,90 u]

18 **Sapendo che la massa atomica dell'azoto è 14 u, quella dell'ossigeno 16 u e quella dell'idrogeno 1 u, calcola la massa molecolare dei seguenti composti:**

N_2 NO O_2 N_2O N_2O_3 N_2O_5 H_2 HNO_3 HNO_2

[N_2 = 28 u; NO = 30 u; O_2 = 32 u; N_2O = 44 u; N_2O_3 = 76 u; N_2O_5 = 108 u; H_2 = 2 u; HNO_3 = 63 u; HNO_2 = 47 u]

19 **Consultando la Tabella 1 delle masse atomiche, calcola la massa molecolare dei seguenti composti:**

HF K_2O CO_2 NaOH H_2SO_3 $H_2C_2O_4$

[HF = 20 u; K_2O = 94,2 u; CO_2 = 44 u; NaOH = 40 u; H_2SO_3 = 82,06 u; $H_2C_2O_4$ = 90,02 u]

3 La quantità chimica: la mole

... le conoscenze

20 Come si definisce la mole nel SI?

21 Qual è la differenza tra massa molecolare e massa molare?

22 Quali sono le unità di misura utilizzate per la massa molecolare e la massa molare?

23 Che cosa esprime il numero di Avogadro?

24 Leggi la formula dell'acqua, H_2O, da un punto di vista macroscopico e da un punto di vista microscopico.

... le abilità

25 Quanti atomi sono contenuti in 1 mole di Cu?

26 Quante molecole sono contenute in 1 mole di solfato di rame, $CuSO_4$?

27 Quante molecole sono contenute in 0,1 mole di N_2?

28 Quante molecole sono contenute in 2500 moli di NO_2?

29 Stabilisci a quante moli corrispondono $12{,}04 \cdot 10^{23}$ molecole di F_2.

30 A quante moli corrispondono $6{,}02 \cdot 10^{26}$ molecole di H_2?

31 Calcola il numero di particelle contenute in:
a. 2,12 moli di Argon, Ar;
b. 7,10 moli di tricloruro di alluminio, $AlCl_3$;
c. 0,552 moli di metano, CH_4.

32 Determina il numero di moli contenute in:
a. $4{,}15 \cdot 10^{22}$ atomi di argento, Ag;
b. $3{,}31 \cdot 10^{21}$ molecole di bromo, Br_2;
c. $4{,}19 \cdot 10^{20}$ molecole di nitrato di calcio, $Ca(NO_3)_2$.

33 Calcola la massa molare di ciascuno dei seguenti elementi:
Hg I_2 Si P_4

34 Calcola la massa molare dell'acqua ossigenata, H_2O_2, del fluoruro di bario, BaF_2, e del biossido di carbonio, CO_2.

35 Calcola la massa molare dell'idrossido di calcio, $Ca(OH)_2$, e dell'acido solforico, H_2SO_4.

36 Qual è la massa molare dell'acido fosforico, H_3PO_4?

4 La mole all'opera

... le conoscenze

37 Quale formula utilizzi per trasformare le quantità in grammi di un composto in moli?

38 In che modo puoi calcolare il numero di molecole contenute in una data massa di un composto?

... le abilità

39 Calcola la massa in grammi di 2 moli dei seguenti composti: NH_3 H_2 H_2SO_4
[34 g; 4 g; 196,12 g]

40 Calcola la massa in grammi di 0,5 moli dei seguenti composti: HNO_3 $Al_2(SO_4)_3$ $CuSO_4$
[31,50 g; 171,09 g; 79,81 g]

41 Calcola a quanti moli corrispondono 100 g di ciascuno dei seguenti elementi: Pb Cl_2 O_3
[0,48 mol; 1,41 mol; 2,08 mol]

42 Calcola a quante moli corrispondono 5 g di ciascuno dei seguenti elementi: P_4 Fe Br_2
[0,040 mol; 0,090 mol; 0,031 mol]

43 Calcola a quanti moli corrispondono 20,43 g di ciascuno dei seguenti composti: HCl Na_2O SO_2
[0,56 mol; 0,33 mol; 0,32 mol]

44 Calcola a quanti moli corrispondono 2 kg dei seguenti composti: Al_2O_3 $CuSO_4$ $K_2Cr_2O_7$
[19,62 mol; 12,53 mol; 6,80 mol]

45 Quante molecole sono contenute in 1 L d'acqua?
[$3{,}34 \cdot 10^{25}$]

46 Calcola quanto pesano $12{,}04 \cdot 10^{23}$ molecole di carbonato di calcio $CaCO_3$. [200,18 g]

47 Calcola quante particelle contengono: 1,5 g di potassio, K; 0,470 g di ossigeno, O_2, 0,555 g di cloruro di argento, AgCl. [$2{,}31 \cdot 10^{22}$; $8{,}85 \cdot 10^{21}$; $2{,}33 \cdot 10^{21}$]

48 Calcola la massa assoluta espressa in grammi degli atomi dei seguenti elementi: Na As Sn
[$3{,}82 \cdot 10^{-23}$ g; $1{,}24 \cdot 10^{-22}$ g; $1{,}97 \cdot 10^{-22}$ g]

49 Calcola quanto pesa una molecola di ciascuno dei seguenti composti: SO_3 N_2O_5 C_2H_6
[$1{,}33 \cdot 10^{-25}$ kg; $1{,}79 \cdot 10^{-25}$ kg; $4{,}98 \cdot 10^{-26}$ kg]

5 La composizione percentuale di un composto

... le conoscenze

50 Che cosa esprime la composizione percentuale di un composto?

51 Spiega perché la composizione percentuale di un composto è un'ulteriore conferma della legge di Proust.

52 Due composti sono costituiti dagli stessi elementi ma in diversa composizione percentuale. In che cosa differiscono?

... le abilità

53 Calcola la composizione percentuale del cloruro di sodio, NaCl.

[39,35 % Na, 60,65 % Cl]

54 Calcola la composizione percentuale del solfato di potassio, K_2SO_4.

[44,88 % K, 18,39 % S, 36,73 % O]

55 Calcola la composizione percentuale dei seguenti composti: NaBr $FeCl_3$ $AgNO_3$.

[22,35 % Na, 77,65 % Br; 34,43 % Fe, 65,57 % Cl; 63,50 % Ag, 8,24 % N, 28,26 % O]

56 Calcola la composizione percentuale dei seguenti composti: MgP_2O_7 $(NH_4)_2SO_4$ $Fe(NO_3)_3$.

[12,25 % Mg, 31,27 % P, 56,48 % O; 21,20% N, 6,06 % H, 24,28 % S, 48,46 % O; 23,09 % Fe, 17,37 % N, 59,54 % O]

57 Calcola la percentuale di ferro contenuta nei seguenti composti: FeO Fe_2O_3 $FeSO_4$.

[77,73 %; 69,94 %; 36,77 %]

58 Stabilisci in quale dei seguenti cloruri è presente la più alta percentuale di cloro: KCl $BaCl_2$ $SiCl_4$ LiCl.

[KCl 47,55 %; $BaCl_2$ 34,05 %; $SiCl_4$ 83,47 %; LiCl 83,62 %; in LiCl]

59 Un campione di cloruro di etilene, un composto ternario costituito da C, H e Cl, contiene 6 g di C, 1 g di idrogeno e 17,75 g di Cl. Calcola la composizione percentuale del composto.

[24,27 % C; 4,04 % H; 71,69 % Cl]

60 Calcola la composizione percentuale dell'ossido di fosforo sapendo che per ottenerne 14,2 g occorre far reagire 6,2 g di fosforo con l'opportuna quantità di ossigeno.

[43,64 % P; 56,36 % O]

6 La determinazione della formula di un composto

... le conoscenze

61 Che cosa rappresenta la formula minima?

62 Che rapporto intercorre tra la formula minima e la formula molecolare di un composto?

... le abilità

63 Ricava la formula minima di un composto contenente carbonio e idrogeno sapendo che 100 g di esso contengono 92,26 g di C e 7,74 g di H.

64 La composizione percentuale di un composto è: Ca = 17,09%; H = 0,85%; S = 27,35%; O = 54,70%. Ricava la sua formula minima.

65 Scrivi la formula minima di ciascuno dei seguenti composti conoscendo la composizione percentuale:

a. N% 63,6; O% 36,4
b. N% 25,9; O% 74,1
c. Na% 43,4; C% 11,3; O% 45,3

66 Ricava la formula minima dei seguenti composti, dei quali conosci le relative composizioni percentuali:

a. Cu% 64,1; Cl% 35,9;
b. Cr% 51,9; S% 48,1
c. Ba% 38,9; Cr% 29,4; O% 31,7

67 Ricava la formula minima dei seguenti composti dei quali conosci le relative composizioni percentuali:

a. Na% 18,8; Cl% 29,0; O% 52,3
b. Na% 43,4; C% 11,3; O% 45,3
c. K% 55,3; P% 14,6; O% 30,1

68 La formula minima dell'etilene è CH_2. Qual è la sua formula molecolare se la sua massa molare è 28 g/mol?

69 La formula minima del cicloesano è CH_2. Qual è la sua formula molecolare se la sua massa molare è 84 g/mol?

70 Se la formula minima dell'acido acetico è CH_2O e la sua massa molare 60 g/mol, qual è la sua formula molecolare?

verifica le competenze

Esempio guidato

- **Calcola quanti atomi di ossigeno sono contenuti in 360 g di glucosio, $C_6H_{12}O_6$.**

Soluzione

a. Calcoliamo la massa molare M del glucosio:

6 C = 6 · 12 g = 72 g
12 H = 12 · 1 g = 12 g
6 O = 6 · 16 g = 96 g
= 180 g

b. Calcoliamo il numero di moli del campione:

$n = m/M = 360/180 = 2$ moli

c. Dalla formula si deduce che una molecola contiene 6 atomi di ossigeno e di conseguenza una mole del composto conterrà 6 moli di ossigeno.

d. Il numero di moli di ossigeno contenute in 2 moli di composto saranno:
2 · 6 = 12 moli di ossigeno

e. Moltiplicando il numero di moli di ossigeno n per il numero di Avogadro N_0 otterremo il numero di atomi di ossigeno contenuti nel campione.

Numero atomi di ossigeno
$= n \cdot N_0 = 12 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 7{,}2 \cdot 10^{24}$

Esempio guidato

- **Calcola quanti grammi di calcio e quanti grammi di ossigeno sono contenuti in un campione di 38 g di carbonato di calcio, $CaCO_3$.**

Soluzione

a. Calcoliamo la massa molare del composto:

1 Ca = 1 · 40 g = 40 g
1 C = 1 · 12 g = 12 g
3 O = 3 · 16 g = 48 g
= 100 g

b. Calcoliamo il numero di moli contenute nel campione:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{38}{100} = 0{,}38 \text{ moli}$$

c. Poiché, come si vede dalla formula, in una molecola sono contenuti 1 atomo di calcio, Ca, e 3 atomi di ossigeno, O, una mole del composto conterrà 1 mole di atomi di calcio e 3 moli di atomi di ossigeno, rispettivamente.
Pertanto, in 0,38 moli del composto avremo:

0,38 · 1 = 0,38 moli di Ca

0,38 · 3 = 1,24 moli di O

d. Calcoliamo infine il numero di grammi dei due elementi:

$m = n \cdot M$

$g_{Ca} = 0{,}38 \cdot 40 \text{ g} = 15{,}2 \text{ g}$

$g_O = 1{,}24 \cdot 16 \text{ g} = 19{,}84 \text{ g}$

71 **Calcola quanti atomi di carbonio sono contenuti in una zolletta di zucchero (saccarosio, $C_{12}H_{22}O_{11}$) del peso di 1 g.** [$2{,}11 \cdot 10^{22}$]

72 **Calcola il numero di atomi di carbonio e il numero di atomi di idrogeno contenuti in 2 g di glucosio, $C_6H_{12}O_6$.** [$4{,}01 \cdot 10^{22}$ C; $8{,}02 \cdot 10^{22}$ H]

73 **Calcola quanti sono gli atomi di cloro contenuti in 100 g di cloruro di alluminio, $AlCl_3$.** [$1{,}37 \cdot 10^{24}$ Cl]

74 **Calcola quanti sono gli atomi di zolfo contenuti in 2,5 moli di solfato di sodio, Na_2SO_4.** [$1{,}51 \cdot 10^{24}$]

75 **Calcola quanti sono gli atomi di zolfo contenuti in 250 g di solfato di alluminio, $Al_2(SO_4)_3$.** [$1{,}32 \cdot 10^{24}$]

76 **Stabilisci se ci sono più atomi di ossigeno in 10 g di acqua, H_2O, o in 10 g di biossido di carbonio, CO_2.**

77 **Stabilisci se ci sono più atomi in 1 kg di Sn o in 1 kg di Zn.**

78 **Quanti grammi di ossigeno sono contenuti in 8,5 g di $Al_2(SO_4)_3$?** [4,80 g]

79 **Quanti grammi di carbonio sono contenuti in 180 g di glucosio, $C_6H_{12}O_6$?** [72 g]

80 **Quanti grammi di idrogeno sono contenuti in 1 L di acqua H_2O?** [111,12 g]

81 **Calcola quanti grammi di carbonio, C, sono contenuti in una pillola di aspirina che pesa 0,5 g sapendo che la sua formula è $C_9H_7O_4Na$.** [0,27 g]

Clicca qui per eseguire il test di verifica di fine modulo

Clicca qui per eseguire il test in inglese Password to chemistry