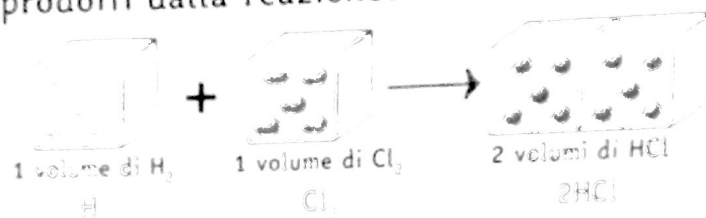


# Quanto pesano atomi e molecole:

La MASSA DI ATOMI E MOLECOLE si può determinare solo se si prendono in considerazione delle **quantità pesabili**. Queste quantità, confrontate con una **quantità campione**, danno la **MASSA RELATIVA** di un atomo o una molecola. La quantità campione rappresenta l'**unità di massa atomica**, o **dalton**, con simbolo **u**. La prima unità di riferimento, scelta da Dalton, fu la massa dell'atomo di idrogeno.

Secondo il **PRINCIPIO DI AVOGADRO** volumi uguali di gas diversi, alla stessa temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole. Questo principio si ispira alla Legge di combinazione dei gas di Gay-Lussac che dice che vi è una regolarità nei rapporti di combinazione tra i volumi dei gas reagenti e tra questi e i gas prodotti dalla reazione.



Avogadro intuì che le particelle dell'idrogeno della figura e quelle del cloro sono costituite da coppie di atomi (molecole biatomiche). Reagendo, le molecole dell'idrogeno, H<sub>2</sub>, e quelle del cloro, Cl<sub>2</sub>, si scindono negli atomi, che poi si combinano per dare un numero doppio di molecole di acido cloridrico, HCl.

Oggi l'unità di massa atomica è la dodicesima parte dell'isotopo 12 del carbonio (<sup>12</sup>C).

La massa relativa indica quindi quante volte un atomo o una molecola pesa rispetto a questa **unità di massa atomica u** (o **dalton**).

La **MASSA ATOMICA** (o peso atomico) di un elemento, MA, è la massa relativa riferita all'unità di massa atomica u. Dire che l'atomo di fosforo ha massa atomica 31 u significa che la sua massa è 31 volte più grande di quella della dodicesima parte del <sup>12</sup>C.

La **MASSA MOLECOLARE** (MM) è la somma della massa relativa di tutti gli atomi che compaiono in una formula. Per esempio:

$$MM \text{ di } H_2O = 16 u + 2 \cdot 1 u = 18 u$$

## Quick TEST

Dalton per calcolare la massa atomica relativa scelse come elemento di riferimento l'ossigeno.

(V) (F)

Volumi uguali di gas diversi, misurati nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole.

(V) (F)

Il dalton, u, è l'unità di massa atomica.

(V) (F)

Il dalton corrisponde alla massa dell'atomo di <sup>12</sup>C.

La massa atomica è la massa relativa dell'atomo di idrogeno.

(V) (F)

# MASSA DI ATOMI E MOLECOLE

si può esprimere come

**massa relativa**

rispetto a una

**massa di riferimento**  
(quantità campione presa come unità di misura)

Dalton scelse

la massa di un atomo di idrogeno

oggi si utilizza

la dodicesima parte della massa di un atomo di carbonio-12

introdotta da

**Dalton**

uguale a

rapporto tra la massa dell'atomo di quell'elemento e la massa dell'atomo di riferimento

per lavorare con

quantità pesabili (e misurabili)

alla determinazione contribuì anche

**Avogadro**

intuì che

alcuni elementi sono costituiti da molecole biatomiche

formulò il

**principio di Avogadro**

secondo cui

volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole

rappresenta

**unità di massa atomica o dalton**

simbolo: u

in base a cui si definisce

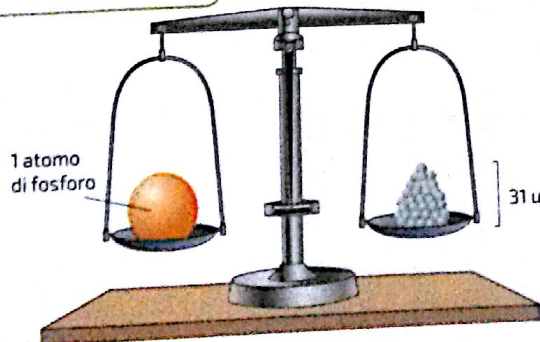
**massa atomica**

simbolo: MA

dalla somma delle singole masse atomiche si ottiene

**massa molecolare**

simbolo: MM



## Che cos'è la mole e perché si utilizza?

La **MOLE** è l'unità di misura del Sistema Internazionale della **QUANTITÀ DI SOSTANZA**. La mole permette di pesare quantità di sostanze in laboratorio, in grammi.

La mole è la quantità di sostanza che contiene un numero di Avogadro di atomi ( $N_0 = 6,02 \cdot 10^{23}$ ). Questo concetto si può estendere alle molecole: una mole di un composto è la quantità in grammi che contiene un numero di Avogadro di molecole di quel composto.

Abbiamo visto che l'unità di massa atomica è il dalton,  $u$ , che corrisponde alla dodicesima parte dell'atomo di carbonio  $^{12}\text{C}$ .  
Dunque, 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  $^{12}\text{C}$ .

La **MASSA MOLARE**  $M$  (misurata in g/mol) è la quantità in grammi di una mole di una qualsiasi sostanza.

Per calcolare a quante moli corrisponde una quantità di sostanza qualsiasi espressa in grammi si usano le seguenti formule:

- per gli elementi costituiti da atomi

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

- per i composti e per gli elementi costituiti da molecole

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

Inoltre, ricordando che in una mole di qualsiasi sostanza sono contenute un numero di Avogadro  $N_0$  di molecole, in  $n$  moli ve ne saranno:

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

# MOLE

è utile perché serve a

pesare quantità elevate, rispetto ai singoli atomi o molecole

mette in relazione

mondo microscopico con mondo macroscopico

è

unità di misura del Sistema Internazionale

perché si basa sul

rapporto tra le masse atomiche o molecolari degli elementi

la sua massa in grammi si chiama

massa molare

simbolo:  $M$

misura la

quantità di sostanza

sfrutta cioè la

Legge di Proust delle proporzioni multiple

e si misura in

$\frac{g}{mol}$

corrisponde alla

quantità di sostanza che contiene un numero di Avogadro di particelle elementari (atomi o molecole)

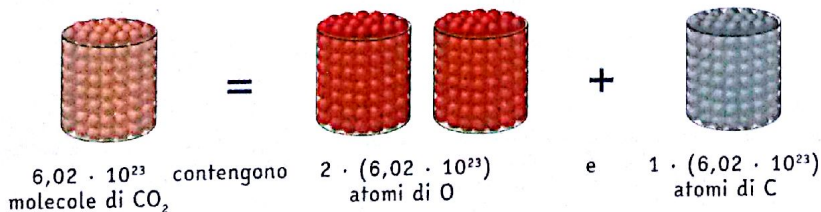
il numero di Avogadro è

$N_0 = 6,02 \cdot 10^{23}$

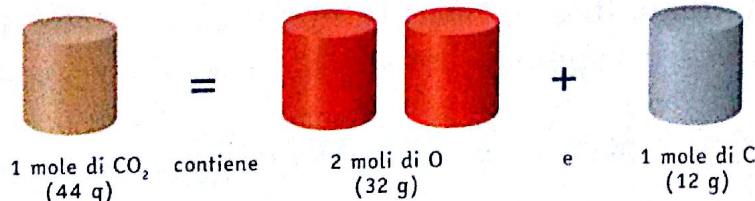
1 mole è uguale a

quantità di atomi (o molecole) presente in 12 grammi di carbonio-12

massa atomica



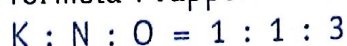
moli



## Come si determinano composizione percentuale e formula minima?

La **COMPOSIZIONE PERCENTUALE** di un composto è il **VALORE PERCENTUALE** di ogni elemento che costituisce 100 g di un composto. Se la somma di tutti i valori percentuali non è uguale a 100, il risultato è errato oppure nel composto sono presenti impurezze. Determinare le percentuali significa quindi verificare la **purezza** di quel composto.

La composizione percentuale si può determinare sperimentalmente, oppure a partire dalla **formula del composto**. Per esempio, per calcolare la composizione percentuale degli elementi presenti nel nitrato di potassio,  $\text{KNO}_3$ , ricaviamo innanzitutto dalla formula i rapporti di combinazione tra gli atomi:



Da questi rapporti otteniamo il peso di una mole di  $\text{KNO}_3$  (legge di Proust):

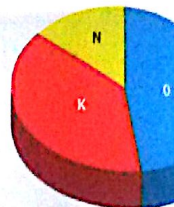
$$1 \cdot 39 \text{ u} + 1 \cdot 14 \text{ u} + 3 \cdot 16 \text{ u} = 101 \text{ u}$$

Ora possiamo ricavare la percentuale di ogni elemento del composto, servendoci di una semplice proporzione:

$$\text{K: } 101 \text{ g di } \text{KNO}_3 : 39 \text{ g di K} = 100 \text{ g di } \text{KNO}_3 : \% \text{K da cui } \% \text{K} = \frac{39 \cdot 100}{101} = 38,6\%$$

$$\text{N: } 101 \text{ g di } \text{KNO}_3 : 14 \text{ g di N} = 100 \text{ g di } \text{KNO}_3 : \% \text{N da cui } \% \text{N} = \frac{14 \cdot 100}{101} = 13,9\%$$

$$\text{O: } 101 \text{ g di } \text{KNO}_3 : 48 \text{ g di O} = 100 \text{ g di } \text{KNO}_3 : \% \text{O da cui } \% \text{O} = \frac{48 \cdot 100}{101} = 47,5\%$$



Conoscendo la composizione percentuale, si può procedere all'inverso per determinare la **FORMULA MINIMA** di un composto. La formula minima è il rapporto numerico più basso con cui gli atomi si trovano in una molecola.

La **FORMULA MOLECOLARE** spesso è un multiplo della formula minima.

Ricaviamo la formula minima del fruttosio, la cui composizione percentuale è:

$$\text{C} = 40\% \quad \text{H} = 6,71\% \quad \text{O} = 53,3\%$$

Dividiamo la percentuale di ogni elemento per la sua massa atomica, e troviamo i rapporti percentuali in moli:

$$\text{C: } 40/12 = 3,33 \quad \text{H: } 6,71/1 = 6,71 \quad \text{O: } 53,3/16 = 3,33$$

Dividiamo il numero di moli per il più piccolo valore trovato e abbiamo gli indici numerici:

$$\text{C: } 3,33/3,33 = 1 \quad \text{H: } 6,71/3,33 = 2 \quad \text{O: } 3,33/3,33 = 1$$

Il **rapporto atomico** tra gli elementi è allora 1 : 2 : 1, quindi la formula minima del fruttosio è  $\text{CH}_2\text{O}$ .

### Quick TEST

La composizione percentuale di un composto non dipende dalla sua quantità.  V  F

La formula minima indica il rapporto numerico più alto tra gli atomi di una molecola.  V  F

La formula molecolare può essere un multiplo della formula minima.  V  F

# COMPOSIZIONE PERCENTUALE

