

## La mole e l'equazione del gas perfetto

Tutto ciò che vediamo intorno a noi è composto di piccolissimi grani, che chiamiamo «molecole». Per esempio, il ghiaccio, l'acqua liquida e il vapore acqueo sono composti dalle medesime molecole, tutte identiche tra loro.

Ogni sostanza pura è caratterizzata da una propria molecola, diversa da quella delle altre sostanze. Esistono milioni di molecole diverse, tra cui quelle dell'acqua, dell'ossigeno e dello zucchero.

### Miscugli

Non esistono, però, molecole di carta o molecole di vernice. Questi non sono sostanze pure ma miscugli, composti da diversi tipi di molecole.



La **molecola** è il «grano» più piccolo da cui è costituita una sostanza.

### ■ Gli atomi

Tutte le molecole che esistono sono formate da una novantina di «mattoni» fondamentali, detti **atomi**.

- A ogni atomo corrisponde un **elemento**, cioè una sostanza elementare non più scomponibile in sostanze più semplici.
- Le sostanze formate da atomi di più elementi sono dette **composti**.

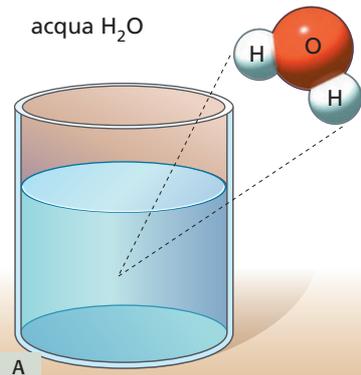
Sono elementi l'elio, il mercurio e il rame. Sono composti l'acqua, lo zucchero, la plastica e il DNA.

Soltanto negli ultimi anni è stato possibile visualizzare direttamente gli atomi. Nella fotografia a sinistra, un singolo atomo di bario è stato «intrappolato» mediante forze magnetiche e investito con luce laser. In questo modo è stato possibile ottenerne una immagine (il puntino azzurro al centro della fotografia).

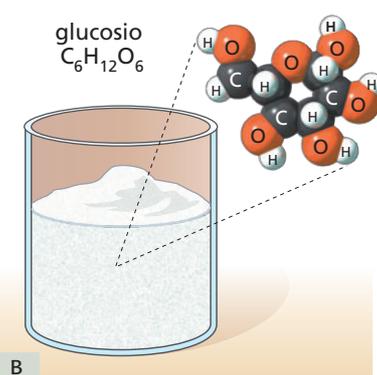
### ■ Le molecole

Le sostanze sono costituite da tantissime molecole tutte uguali. Ciascuna molecola è formata da atomi.

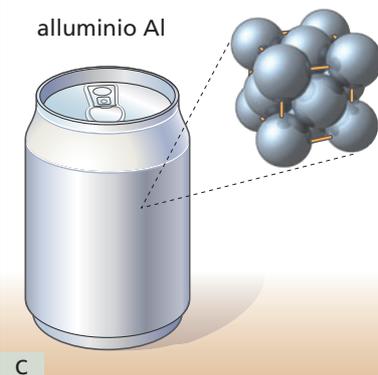
► L'**acqua** è costituita da molecole formate da due atomi di idrogeno legati a uno di ossigeno.



► Lo **zucchero** è un composto formato da sei atomi di carbonio, sei di ossigeno e dodici di idrogeno.



► L'**alluminio** solido è costituito da un insieme di reticoli cristallini formati da atomi di alluminio.



Molecole diverse si distinguono per gli atomi che contengono e per il modo in cui essi si legano tra loro (tabella sotto).

DAGLI ATOMI A...			
Atomi	Molecola	Elemento	Composto
O	O <sub>2</sub>	Ossigeno	
H	H <sub>2</sub>	Idrogeno	
N	N <sub>2</sub>	Azoto	
O, H	H <sub>2</sub> O		Acqua
N, H	NH <sub>3</sub>		Ammoniaca

### ■ Pesì atomici e molecolari

Nell'ultima pagina del libro è riprodotta la *tavola periodica degli elementi*. In ogni riquadro, al di sopra del simbolo dell'elemento, compare il suo *peso atomico* (figura a sinistra).

Il **peso atomico** di un elemento è la *massa dell'atomo* di quell'elemento misurata in *unità di massa atomica*.

L'unità di massa atomica è indicata con il simbolo *u*. Il suo valore numerico è

$$u = 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg.}$$

Per esempio, nella quarta casella della seconda riga della tavola periodica degli elementi vediamo che il peso atomico del carbonio (simbolo C) è 12,011. Ciò significa che la massa  $m_C$  di un atomo di carbonio è

$$m_C = 12,011 u = 12,011 \times 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg} = 1,9944 \times 10^{-26} \text{ kg.}$$

I pesi atomici permettono di calcolare i pesi molecolari dei composti.

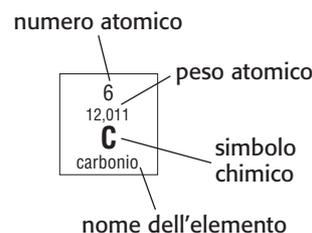
Il **peso molecolare** di una sostanza è la *massa della molecola* di quella sostanza, misurata in unità di massa atomica.

Per esempio, la molecola d'acqua è formata da un atomo di ossigeno (peso atomico 15,9994) e da due atomi di idrogeno (peso atomico 1,0079). Quindi il peso molecolare dell'acqua è

$$15,9994 + 2 \times 1,0079 = 15,9994 + 2,0158 = 18,0152.$$

## La mole e il numero di Avogadro

Dalla tavola periodica degli elementi in fondo al libro puoi vedere che il peso atomico dell'elio (He) è pari a 4,00, mentre quello dell'ossigeno (O) è 16,0. Ciò significa che un atomo di elio ha una massa che è un quarto di quella di un atomo di ossigeno. Perciò, se fai la proporzione fra la massa di un numero qualunque *N* di atomi di elio e la massa di *N* atomi di ossigeno otterrai sempre lo stesso valore 1/4.



### Cifre significative

Per semplificare la trattazione, i pesi atomici dell'elio e dell'ossigeno sono qui scritti con tre cifre significative.

Il discorso è vero anche al contrario: se una massa  $m$  di elio contiene  $N$  atomi, per avere lo stesso numero di atomi di ossigeno si deve considerare una massa di ossigeno pari a  $4m$  (cioè quadrupla), visto che la massa di un atomo di ossigeno è, come abbiamo detto, quattro volte quella di un atomo di elio.

In particolare, 4,00 g di elio contengono lo stesso numero di atomi di 16,0 g di ossigeno. Questo numero si chiama **numero di Avogadro**  $N_A$  ed è pari a

$$N_A = \frac{\text{massa di 4,00 g di He}}{\text{massa di un atomo di He}} = \frac{4,00 \text{ g}}{4,00 \text{ u}} =$$

$$= \frac{4,00 \times 10^{-3} \text{ kg}}{4,00 \times 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}} = 6,02 \times 10^{23}.$$

Questo risultato è vero in generale:

una quantità di sostanza che ha una massa in grammi numericamente uguale al suo peso atomico o molecolare contiene un numero di atomi o molecole uguale al numero di Avogadro.

#### Definizione rigorosa

La definizione ufficiale di mole è «la quantità di sostanza che contiene tante unità elementari quanti sono gli atomi in 0,012 kg di carbonio-12».



Sulla base del numero di Avogadro è definita la *mole*, che è l'unità di misura della quantità di sostanza nel Sistema Internazionale:

si chiama **mole** di una sostanza quella quantità di sostanza che contiene un numero di Avogadro di componenti elementari (atomi, molecole, ...).

La mole si indica con il simbolo «mol». La foto accanto mostra come appare una mole di diversi elementi: carbonio (12,01 g), piombo (207,19 g), rame (63,55 g), mercurio (200,59 g), zolfo (32,07 g).

### ■ Le unità di misura del numero di Avogadro e del peso atomico

Un valore più preciso del numero di Avogadro (con l'unità di misura corretta) è

$$N_A = 6,022137 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}.$$

L'unità di misura del peso atomico e molecolare è grammi fratto mole (g/mol).

### ■ L'equazione di stato del gas perfetto

Il concetto di mole permette di scrivere l'equazione di stato del gas perfetto

$$pV = \left( \frac{p_0 V_0}{T_0} \right) T$$

in una forma diversa e più semplice per i calcoli.

Gli esperimenti, fatti da Avogadro per primo, mostrano che:

a pressione e temperatura fissati, il volume occupato dal gas è direttamente proporzionale al numero di particelle che lo compongono, cioè al numero  $n$  di moli del gas.

Nell'equazione di stato del gas perfetto compare il fattore

$$\frac{p_0 V_0}{T_0},$$

che è direttamente proporzionale a  $V_0$ ; per quanto detto sopra, a sua volta  $V_0$  è direttamente proporzionale al numero di moli  $n$ , per cui la funzione che compare nella formula precedente è direttamente proporzionale a  $n$ . Questo fatto si può esprimere con la formula

$$\frac{p_0 V_0}{T_0} = nR,$$

dove la costante di proporzionalità  $R$  vale sperimentalmente

$$R = 8,3145 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}.$$

Sostituendo  $nR$  al posto di  $\left(\frac{p_0 V_0}{T_0}\right)$  nell'equazione di stato del gas perfetto riportata sopra, otteniamo per essa la nuova forma:

pressione (Pa) —  $pV = nRT$  — quantità di gas (mol)  
 volume (m<sup>3</sup>) — — temperatura (K)

Essa stabilisce che, una volta fissato il numero di moli di gas, il prodotto della pressione e del volume è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta del gas.

L'equazione di stato del gas perfetto lega tra loro le quattro grandezze  $p$ ,  $V$ ,  $n$  e  $T$ : se sono note tre di esse, la quarta può essere calcolata.

#### DOMANDA

Una bombola da 40,0 L contiene elio alla pressione di  $1,28 \times 10^6$  Pa e alla temperatura di 300 K. In queste condizioni l'elio si comporta come un gas perfetto.

► Quante moli di elio sono contenute nella bombola?

## ESERCIZI

**1 Vero o falso?**

Il peso atomico:

- a.** è una misura della massa di un atomo.  V  F
- b.** misura il peso di un atomo in unità opportune.  V  F
- c.** è uguale per tutti gli atomi dei diversi elementi.  V  F

**2 Completa la tabella.**

ELEMENTO	COMPOSTO
Zucchero	×
Acqua	
Alluminio	
Elio	
Plastica	

**3 Vero o falso?**

- a.** Il numero di Avogadro è pari a  $6,02 \times 10^{-23}$ .  V  F
- b.** L'unità di misura del numero di Avogadro è  $\text{mol}^{-1}$ .  V  F
- c.** La massa in grammi di una sostanza numericamente uguale al suo peso molecolare o atomico contiene un numero di molecole o atomi pari al numero di Avogadro.  V  F

**4 Test.** Il prodotto della pressione e del volume di un gas perfetto per un numero di moli fissato è:

- A direttamente proporzionale alla temperatura assoluta del gas.
- B direttamente proporzionale alla temperatura del gas espressa in gradi Celsius.
- C direttamente proporzionale alla temperatura del gas, comunque sia espressa.
- D costante per qualsiasi temperatura del gas.

**5** La massa in kilogrammi di un atomo di ferro vale  $9,3 \times 10^{-26}$  kg.

- Qual è il suo valore espresso in unità di massa atomica? [56 u]

**6** La molecola di anidride carbonica è formata da un atomo di carbonio (peso atomico 12) e due atomi di ossigeno (peso atomico 16).

- Qual è il valore del peso molecolare dell'anidride carbonica?
- Qual è il valore in kilogrammi della massa di una molecola di anidride carbonica? [44;  $7,3 \times 10^{-26}$  kg]

**7** Un recipiente contiene 3,2 g di elio. Il peso atomico dell'elio è 4,0 g/mol.

- Calcola quanti atomi di elio sono contenuti nel recipiente. [4,8 × 10<sup>23</sup>]

**8** Una quantità di gas perfetto contiene 1,00 mol di gas alla temperatura di 273,15 K e alla pressione atmosferica di  $1,013 \times 10^5$  Pa.

- Calcola il volume occupato dal gas. [22,4 L]

**9** Un gas contiene 1,0 moli di gas alla temperatura di 21 °C e alla pressione di  $1,4 \times 10^5$  Pa.

- Determina il suo volume nell'ipotesi che il gas si comporti come un gas perfetto. [ $1,7 \times 10^{-2}$  m<sup>3</sup>]

**10** Un gas contiene 1,5 mol di gas alla temperatura di 15 °C e alla pressione di  $1,1 \times 10^5$  Pa. Dopo averlo riscaldato a pressione costante il gas occupa un volume finale di 38 L.

- Calcola il volume iniziale del gas.
- Calcola la temperatura finale del gas. [33 L; 62 °C]