Unità Didattica N° 16 Il comportamento dei gas perfetti

- 1) Alcune considerazioni sullo studio dei sistemi gassosi:

 Massa molecolare, massa molare, mole
- 2) Dilatazione termica degli aeriformi
- 3) Equazione caratteristica dei gas perfetti
- 4) Equazione di Clapeyron-Clausius
- 5) Legge di Dalton

-2- Unità Didattica N° 16 II comportamento dei gas perfetti

Alcune considerazioni sullo studio dei sistemi gassosi

E' consuetudine ammettere le seguenti definizioni degli **stati di aggregazione** dei corpi: **solido** se il corpo ha volume e forma invariabili, liquido se il corpo ha volume invariabile e forma del recipiente che lo contiene, **aeriforme** se il corpo ha forma e volume indeterminati e quindi ha forma e volume del recipiente che lo contiene. Lo stato fisico di un gas è caratterizzato dal **volume** (quello del recipiente che lo contiene), dalla temperatura e dalla **pressione**. Queste grandezze si chiamano **variabili di stato** del gas. Nel seguito faremo riferimento al gas contenuto in un cilindro chiuso da un pistone mobile. La **pressione** p del gas si identifica col rapporto tra la forza che il gas esercita sulle pareti del recipiente e la superficie delle pareti ($\mathbf{p} = \frac{\mathbf{F}}{\mathbf{S}}$).

Il gas subisce una **trasformazione** se passa dallo stato iniziale caratterizzato dai valori p_i, V_i, T_i ad uno stato finale caratterizzato dai nuovi valori p_f, V_f, T_f .

Definizione: Dicesi **trasformazione fisica** di un gas ogni processo che determina un cambiamento in almeno una delle sue variabili di stato.

In chimica, per esprimere la **quantità di materia**, si usa come unità di misura la **mole** (o la **chilomole**), indicata con il simbolo "mol" (kmol).

Per chiarire il concetto di mole dobbiamo introdurre i concetti di **massa atomica** e di massa molecolare. Indicheremo col simbolo m_{at} la massa dell'atomo e con m_{mol} la massa di una generica molecola. Quale può essere l'unità di misura più conveniente per la massa dell'atomo?

• In fisica la sua unità di misura è il **chilogrammomassa** (kg_m). Abbiamo:

$$\frac{m_{at}}{kg} = \alpha \in R^+$$
 $m_{at} = \alpha kg$ $m_{at,N_a} = 38, 2 \cdot 10^{-27} kg$

• Possiamo scegliere come unità di misura l'unità di massa atomica. Simbolo usato: u.m.a, oppure UMA, oppure u. Essa è uguale alla dodicesima parte dell'isotopo del carbonio ${}^{12}_{6}C$ (6 protoni + 6 neutroni presenti nel nucleo e 6 elettroni orbitanti attorno al nucleo).

1UMA = 1u = 1u.m.a. =
$$\frac{1}{12}$$
m_{12/6} = 1,6605655 · 10⁻²⁷ kg

• Possiamo introdurre il concetto essenzialmente chimico di **massa atomica** relativa (che i chimici erroneamente chiamano peso atomico). Simbolo usato *A*, che differisce di poco dal numero di massa *A* già introdotto.

Definizione: La massa atomica relativa di un elemento è il rapporto tra la massa m_{at} dell'atomo dell'elemento e la dodicesima parte della massa dell'isotopo del carbonio $^{12}_{\ 6}C$.

$$A = \frac{m_{at}}{\frac{1}{12}m_{\frac{12}{6}C}} = 12 \cdot \frac{m_{at}}{m_{\frac{12}{6}C}}$$

Questo significa che:
$$\mathbf{m}_{at} = \mathbf{A} \cdot \frac{\mathbf{m}_{^{12}\mathrm{C}}}{12} = \frac{\mathbf{A}}{12} \cdot \mathbf{m}_{^{^{12}\mathrm{C}}} = \mathbf{A} \cdot \mathbf{u} = \mathbf{A} \cdot \mathbf{u}.\mathbf{m.a.} = \mathbf{A} \cdot \mathbf{UMA}$$

In questo caso assumiamo come massa unitaria non più il kg_m ma la dodicesima parte dell'isotopo del carbonio ${}^{12}_6C$. Tutto questo è avvenuto a partire dal 1961. La massa atomica relativa A è una grandezza adimensionata.

Vediamo qualche esempio. La massa atomica relativa del carbonio è 12.

Infatti:
$$A_{m_{12\atop 6}C} = 12 \cdot \frac{m_{12\atop 6}C}{m_{12\atop 6}C} = 12$$

In effetti la massa atomica relativa del carbonio è 12,01 a causa della presenza dell'isotopo $^{13}_{~6}C$.

$$A_{N_a} = 12 \cdot \frac{m_{N_a}}{m_{l_{\alpha}^2 C}} = 22,99$$
 $A_{F_e} = 12 \cdot \frac{m_{F_e}}{m_{l_{\alpha}^2 C}} = 55,84$

• Possiamo utilizzare il **grammo atomo** (g_{at}) che è una nuova unità di misura delle masse.

-4- Unità Didattica N° 16 II comportamento dei gas perfetti

Definizione: A grammi dell'elemento considerato dicesi **grammo atomo** dell'elemento considerato.

1 grammo atomo = Ag_r dell'elemento considerato

1 **chilogrammo atomo** = Akg dell'elemento considerato

$$A_{N_a}=22,99$$
 \Rightarrow $g_{at;N_a}=22,99\,g_r=$ **1 grammo atomo** di sodio
$$kg_{at;N_a}=22,99\,kg=1$$
 chilogrammo atomo di sodio

Per la massa delle molecole delle sostanze chimicamente definite valgono considerazioni simili a quelle svolte per la massa degli atomi.

1) Possiamo ancora scegliere come unità di misura il chilogrammomassa (kg_m).

Otteniamo:
$$\frac{\mathbf{m}_{\text{molecola}}}{1 \text{kg}} = \beta \in \mathbb{R}^+ \qquad \mathbf{m}_{\text{molecola}} = \beta \text{kg}$$

- B è la misura coerente nel S.I. della massa della molecola.
- 2) Si sceglie come unità di misura l'unità di massa atomica u
- 3) Si il concetto essenzialmente chimico di massa molecolare relativa. Simbolo usato M e rappresenta un numero puro.

Definizione: La massa molecolare relativa di una molecola è il rapporto tra la massa m_{mol} della molecola considerata e la dodicesima parte della massa dell'isotopo del carbonio $^{12}_{6}$ C.

$$\mathbf{M} = \frac{\mathbf{m}_{\text{mol}}}{\frac{1}{12} \frac{m_{\text{mol}}}{^{6}\text{C}}} = \frac{\mathbf{m}_{\text{mol}}}{\mathbf{u}} \qquad \mathbf{m}_{\text{mol}} = \mathbf{M} \mathbf{u} \qquad \mathbf{1} \mathbf{u} = \frac{1}{12} \mathbf{m}_{\frac{12}{6}\text{C}} = \mathbf{1,6605655 \cdot 10^{-27} \, kg} = \mathbf{1,6605655 \cdot 10^{-27} \, kg}$$

$$M_{H_{2}O} = A_H + A_H + A_O = 1,0079 + 1,0079 + 15,999 = 18,0148$$

$$m_{H,O} = M_{H,O} \cdot u = 18,0148 \cdot 1,6605655 \cdot 10^{-27} = 2,9914755 \cdot 10^{-26} kg$$

4) La mole (simbolo usato mol) che è una nuova unità di misura delle masse, cioè della quantità di sostanza.

Definizione: M grammi (Mg_r) della sostanza considerata dicesi grammomolecola o mole della sostanza chimicamente definita.

 $1mol_{H,O} = M_{H,O} g_r = 2,0158 g_r$ di idrogeno = mole dell'idrogeno

Definizione: M chilogrammi (Mkg) della sostanza considerata dicesi chilomolecola della sostanza chimicamente definita.

Una chilomolecola (o una mole) di una sostanza qualsiasi, allo stato solido, liquido o aeriforme, contiene lo stesso numero N_A di molecole. Tale numero N_A prende il nome numero di Avogadro.

$$N_{\rm A} = 6,02295 \cdot 10^{26} \frac{numero\,di\,molecole}{kmol} \qquad \qquad N_{\rm A} = 6,02295 \cdot 10^{23} \frac{numero\,di\,molecole}{mol}$$

Per la marsa delle molecale delle sartause diminamente definite volgano come deravami simili a quelle strolte per la reason degli atami.

1) Possiamo sugli ere ancara came muta di misura il dilagrammomara (Kym). Abbiamo:

Mond = B E R⁺ B i la misura caerente rul S. J. della mana della malecala

 $m_{mol} = \beta kg$

- 2) Si suglie come mità di misura l'el muta d'manne etamica.
- 3) Si introduce il concetto essensialmente dimino di massa molecolare relativa. Simbolomento M

Definition

Le la mana mobiolare relativa di ma molecula è il rapporto tra la mana 111 mal della molecula consi Terata e la dadicesima parte della mana dell'issotapo del carbanio 1°C.

M = 11 mol = 12 mol Questo significa che mana della mana

Tenendo presente le formule precedenti possiamo scrivere:

- 6 -

La massa molecolare così definita è una grandezza adimensionata.

Definizione: $M g_r$ della sostanza considerata dicesi grammomolecola o mole della sostanza chimicamente definita.

1 mole = $M g_r$ della sostanza considerata, sempre che sia chimicamente definita 1 mol_{H_2} = 2,0158 g_r di idrogeno = mole o grammomolecola dell'idrogeno *M kg* di una sostanza chimicamente definita dicesi **chilomomolecola** (**kmol**) della sostanza.

Una chilomolecola (o una mole) di una sostanza qualsiasi, allo stato solido, liquido o aeriforme, contiene lo stesso numero N_A di molecole. N_A è detto numero di Avogadro .

$$N_A = 6,02295 \cdot 10^{26} \frac{\text{numero di molecole}}{kmol}$$
 $N_A = 6,02295 \cdot 10^{23} \frac{\text{numero di molecole}}{mol}$

La mole è la quantità di sostanza la cui massa , espressa in grammi, è uguale alla massa molecolare M del sostanza considerata. 1 mole = M grammi della sostanza considerata

La mole può essere definita anche come la massa di una quantità di sostanza che contiene tante molecole quante ve ne sono in 12 grammi di un particolare isotopo del carbonio $\binom{12}{6}C$).

Tale isotopo contiene 6 elettroni, 6 protoni e 6 neutroni.

1 mole di ossigeno = 32 grammi di ossigeno

Infatti, la massa atomica dell'ossigeno è 16, la molecola di ossigeno è biatomica (O_2) , la massa molecolare M dell'ossigeno è $2 \cdot 16 = 32$.

Una chilomolecola (o una mole) di una sostanza qualsiasi, allo stato solido, liquido o aeriforme, contiene lo stesso numero N_A di molecole. Tale numero N_A prende il nome numero di Avogadro.

$$N_{A} = 6,02295 \cdot 10^{26} \frac{numero \, di \, molecole}{kmol} \qquad \qquad N_{A} = 6,02295 \cdot 10^{23} \frac{numero \, di \, molecole}{mol}$$

Se una mole di una qualsiasi sostanza chimicamente definita contiene N_A molecole,

n moli contengono
$$\mathbf{N} = \mathbf{n} \cdot \mathbf{N}_{\mathbf{A}}$$
 molecole. $N = n \cdot N_{\mathbf{A}} \Rightarrow \mathbf{n} = \frac{\mathbf{N}}{\mathbf{N}_{\mathbf{A}}}$

Se con $m_{\rm 1mol}$ indichiamo la massa di una singola molecola allora abbiamo: $M\!=\!N_A\cdot m_{\rm 1mol}$

-8- Unità Didattica N° 16 II comportamento dei gas perfetti

 $\mathbf{m}_{\text{tot}} = \mathbf{N} \cdot \mathbf{m}_{\text{1mol}} = \mathbf{n} \cdot \mathbf{N}_{\text{A}} \cdot \mathbf{m}_{\text{1mol}} = \text{massa complessiva della sostanza considerata} \quad \mathbf{N} = \frac{\mathbf{m}_{\text{tot}}}{\mathbf{m}_{\text{mol}}}$

$$n = \frac{N}{N_A} \implies \mathbf{n} = \frac{\mathbf{m}_{\text{tot}}}{\mathbf{N}_{\text{A}}} = \frac{\mathbf{m}_{\text{tot}}}{\mathbf{N}_{\text{A}} \cdot \mathbf{m}_{\text{mol}}} = \frac{\mathbf{m}_{\text{tot}}}{\mathbf{M}} \quad \mathbf{n} = \frac{\mathbf{m}_{\text{tot}}}{\mathbf{M}}$$

Sintesi:
$$n = \frac{m_{tot}}{M} = \frac{m_{tot}}{N_A \cdot m_{mol}}$$
 $N = n \cdot N_A = N_A \cdot \frac{m}{M}$

La conssense del numero d'Avagadre ci consente d'estatore la massa d'una moluda d'un otamo.

$$n = \frac{m_{tot}}{mol} = \frac{massa \ della \ sostanza \ considerata}{mole \ (o \ chilomolecola) \ della \ sostanza \ considerata} = numero di moli o di chilomoli$$

Formalmente avremmo dovuto scrivere: $n = \frac{m}{M kg}$ = numero di chilomoli

oppure
$$n = \frac{m}{M g_r}$$
 = numero di moli

Il numero di molecole N contenute in una massa m di una sostanza chimicamente definita e di massa molecolare M ci viene dato da:

$$N = n \cdot N_A = N_A \cdot \frac{m}{M}$$

Altra formulazione delle cose dette

Masse atomiche e masse molecolari

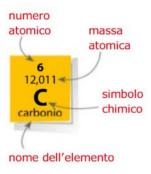
Ogni sostanza pura è formata da molecole che è costituita da atomi che contengono elettroni, protoni e neutroni. In chimica, per esprimere la quantità di sostanza si usano appropriate unità di misura come l'unità di massa atomica per la quale si usa uno dei seguenti simboli: \mathbf{u} , oppure \mathbf{UMA} , oppure $\mathbf{u.m.a}$. Essa è uguale alla dodicesima parte dell'isotopo del carbonio ${}^{12}_{6}C$ (6 **protoni** + 6 **neutroni** presenti nel nucleo e 6 **elettroni** orbitanti attorno al nucleo).

$$1 UMA = 1 u = 1 u.m.a. = \frac{1}{12} m_{^{12}_{6}C} = 1,6605655 \cdot 10^{-27} \, kg = 1,6605655 \cdot 10^{-24} \, g_{r} \qquad m_{^{12}_{6}C} = 12 u$$

Ogni atomo si distingue per il suo numero atomico che rappresenta il numero di protoni presenti nel nucleo dell'atomo e per la massa atomica che dipende dal numero totale di protoni e neutroni che costituiscono il nucleo.

La massa atomica relativa \mathbf{A} di un elemento è il rapporto tra la massa \mathbf{m}_{at} dell'atomo dell'elemento e l'unità di massa atomica \mathbf{u} . $\mathbf{A} = \frac{\mathbf{m}_{at}}{\mathbf{u}}$ $\mathbf{m}_{at} = \mathbf{A}\mathbf{u}$

Nella tavola periodica degli elementi per ciascuno di essi compare un riquadro come quello indicato nella figura sottostante.



La massa atomica relativa di un elemento è indicata col simbolo $\bf A$ ed espressa da un numero puro. Nel caso della figura abbiamo: $\bf A_c$ =12,011 = massa atomica relativa del carbonio.

Per la massa atomica (assoluta) del carbonio, dopo avere osservato che la massa atomica relativa indicata nel riquadro è $A_C = 12,011$ abbiamo: $m_{at-C} = 12,011u$

$$m_{\rm at-C} = 12,011u = 12,011 \times 1,6605 \times 10^{-27} \ kg = 1,9944 \times 10^{-26} \ kg = 1,9944 \times 10^{-23} \ g_{\rm r}$$

Il valore trovato rappresenta la massa atomica di un atomo di carbonio

A = massa atomica relativa di un elemento

A·u è la massa di un atomo espressa in chilogrammi o in grammi



- 10 - Unità Didattica N° 16 II comportamento dei gas perfetti

 $A_H = 1,00797$ massa atomica relativa di un atomo di idrogeno \Rightarrow

 $\mathbf{m}_{\text{at-H}} = \mathbf{1,00797u} = \mathbf{1,00797 \cdot 1,6605 \cdot 10^{-27}} = \mathbf{1,67373 \cdot 10^{-27} \, kg}$ massa di un atomo di idrogeno espressa in chilogrammi



A₀=15,9994 massa atomica relativa dell'ossigeno

 $\mathbf{m}_{\text{at-O}} = 15,9994 \,\mathbf{u} = 15,9994 \cdot 1,6605655 \cdot 10^{-27} = 2,65587 \cdot 10^{-26} \,\mathbf{kg}$ massa di un atomo di carbonio espressa in chilogrammi

La massa molecolare e la massa molare

La massa molecolare è quella di una sola molecola espressa in unità di massa atomica \mathbf{u} , la massa molare è la massa di una mole espressa in $\frac{\mathbf{g}_r}{\text{mol}}$ di una determinata sostanza chimica. La confusione tra i due termini deriva dal fatto che, dal punto di vista numerico, la misura della massa molecolare è uguale alla misura della massa molare. Le due quantità vengono però vengono misurate con unità di misura differenti. Entrambe le masse vengono indicate col simbolo \mathbf{M} .

La massa molecolare è la somma delle masse atomiche di tutti gli atomi che costituiscono la molecola.

 $\mathbf{M}_{molecolare} = \mathbf{M}\mathbf{u} = \text{massa molecolare} = \text{massa di una singola molecola, dove } \mathbf{M}$ è la massa molecolare relativa somma delle masse atomiche relative degli atomi che compongono la molecola.

 $\mathbf{M}_{molare} = \mathbf{M} \frac{\mathbf{g_r}}{\mathbf{mol}}$ = massa molare = massa di una singola mole della sostanza considerata

La massa molare dell'ossigeno atomico è la massa di una mole di ossigeno atomico (
O), vale $16\frac{g_r}{mol}$ e si ottiene moltiplicando la massa atomica relativa A=16 dell'ossigeno per $1\frac{g_r}{mol}$.

La massa molare dell'ossigeno molecolare è la massa di una mole di ossigeno molecolare (O_2) , vale $32\frac{g_r}{mol}$ e si ottiene moltiplicando la massa molecolare relativa (M=16+16=32) dell'ossigeno per $1\frac{g_r}{mol}$.

La massa molare di una sostanza è il rapporto tra la sua massa \mathbf{m}_{g_r} espressa in grammi e il numero di moli \mathbf{n} della sostanza considerata. $M_{molare} = \frac{\mathbf{m}_{g_r}}{\mathbf{n}}$

$$n = \frac{m_{g_r}}{M_{molare}} = \frac{m}{M}$$

Il numero di molecole N contenute in una massa m (espressa in grammi) di massa molare $M_{molare} = M$ ci viene fornito dalla seguente relazione: $N = nN_A = N_A \cdot \frac{m}{M}$ dove

Calcolare il numero di molecole contenute in una massa d'acqua $m=36\,g_r$

Per prima cosa bisogna calcolare la massa molare dell'acqua:

M è la massa molare della sostanza considerata.

$$M_{molare,H_2O} = 2 \cdot 1,008 + 16 = 18,016 \frac{g_r}{mol}$$

$$\mathbf{N} = \mathbf{N_A} \cdot \frac{\mathbf{m}}{\mathbf{M}} = 6,022 \cdot 10^{23} \cdot \frac{36}{18,016} = \frac{216,792}{18,016} \cdot 10^{23} = 12,0333 \cdot 10^{23} = 1,2033 \cdot 10^{24} \text{ molecole}$$

N.B. In una mole di acqua (come in qualsiasi altra mole) sono presenti sempre $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di acqua.

Per calcolare la massa molare è più conveniente utilizzare il procedimento esposto in precedenza.

- 12 - Unità Didattica N° 16 II comportamento dei gas perfetti

- Si calcola la massa molecolare relativa M della sostanza, somma delle masse atomiche relative degli atomi che la compongono e si moltiplica il valore ottenuto M per $1\frac{g_r}{mol}$.
- Calcolare la massa molare del carbonio $A_C = 12,01$ $\mathbf{M}_{molare,C} = \mathbf{M} \frac{\mathbf{g}_r}{\mathbf{mol}} = 12,01 \frac{\mathbf{g}_r}{\mathbf{mol}}$ $\mathbf{M}_{molecolare,C} = \mathbf{M} \mathbf{u} = 12,01 \cdot 1,9944 \cdot 10^{-23} \, \mathbf{g}_r = 23,953 \times 10^{-23} \, \mathbf{g}_r = 2,3953 \times 10^{-22} \, \mathbf{g}_r$
- Calcolare la massa molare del cloruro di sodio NaCl

$$A_{Na} = 22,99$$
 $A_{Cl} = 35,45$ $M_{NaCl} = A_{Na} + A_{Cl} = 22,99 + 35,45 = 58,44$ = massa molecolare relativa del cloruro di sodio $M_{molare,NaCl} = M_{NaCl} \cdot \frac{g_r}{mol} = 58,44 \cdot \frac{g_r}{mol}$

$$M_{molecolare,NaCl} = M_{NaCl} \cdot \frac{g_r}{mol} = 58,44 \cdot 1,9944 \cdot 10^{-23} \, g_r = 116,553 \cdot 10^{-23} \, g_r = 1,16553 \cdot 10^{-21} \, g_r$$

Mole e chilomole

Definizione: M grammi (Mg_r) della sostanza considerata dicesi grammomolecola o mole della sostanza chimicamente definita.

Definizione: M chilogrammi (Mkg) della sostanza considerata dicesi chilomolecola della sostanza chimicamente definita.

 $1 \text{mol}_{H_2} = 2,0158 \, g_r$ di idrogeno e rappresenta la mole o la grammomolecola dell'idrogeno Una **chilomolecola** (o una **mole**) di una sostanza qualsiasi, allo stato solido, liquido o aeriforme, contiene lo stesso numero N_A di molecole. Tale numero N_A prende il nome numero di Avogadro.

$$N_A = 6,02295 \cdot 10^{26} \frac{numero\,di\,molecole}{kmol} \qquad \qquad N_A = 6,02295 \cdot 10^{23} \frac{numero\,di\,molecole}{mol}$$

Definizione equivalente di mole: Una mole (mol) è la quantità di materia che contiene tale particelle (atomi, molecole) quanti sono gli atomi presenti in 12 grammi dell'isotopo del carbonio ¹²C. Tali atomi coincidono col numero di Avogadro.

Il numero \mathbf{n} di moli di una sostanza si calcola effettuando il rapporto tra la massa complessiva \mathbf{m} della sostanza, espressa in grammi, e la sua massa molecolare: $\mathbf{n} = \frac{\mathbf{m}}{\mathbf{M}}$

N.B. La mole è una unità di misura della quantità di materia e non una misura della massa. Infatti possiamo parlare di una mole di alluminio, una mole di ossigeno, una mole di idrogeno...

Differenza tra massa molecolare e massa molare

La massa molecolare e la massa molare sono espresse dallo stesso numero (misura) ma con diverse unità di misura.

Massa molecolare dell'idrogeno (\mathbf{H}_2) = $2\mathbf{u}$

Massa molare dell'idrogeno $(\mathbf{H}_2) = 2 \frac{\mathbf{g}_r}{\text{mol}}$

sostanza	Simbolo molecola	Massa molecolare Mu	Massa molare $\frac{M\frac{g_r}{mol}}{mol}$
Idrogeno	H_2	2 <i>u</i>	$2\frac{g_{r}}{mol}$
Elio	Не	4u	4 g _r mol
Ossigeno	O_2	32u	$32\frac{g_r}{mol}$
Argento	Ag	107,86u	$107,86\frac{g_{\rm r}}{\rm mol}$
Piombo	Pb	207,19u	$207,19\frac{g_{r}}{mol}$
Anidride carbonica	CO_2	44u	$44\frac{g_r}{mol}$

Calcolare la massa di una molecola di glucosio $(C_6 H_{12} O_6)$. Si applica la formula Mu

$$A_C = 12,011$$
 $A_H = 1,0079$ $A_O = 15,9994$ $M_{\text{glucosio}} = 180,15688$ in quanto risulta:

$$M_{\text{elucosio}} = 6A_C + 12A_H + 6A_O = 6 \cdot 12,011 + 12 \cdot 1,0079 + 6 \cdot 15,9994 = 72,066 + 12,0948 + 95,9964$$

$$M_{\text{olucosio}} = 180,15688$$

$$m_{\text{obscosio}} = M_{\text{obscosio}} u = 180,15688 \cdot 1,6605655 \cdot 10^{-27} = 299,1623 \cdot 10^{-27} kg = 2,991623 \cdot 10^{-25} kg$$

Massa di una molecola di glucosio

Calcolare la massa di una molecola di acqua (H_2O) Si applica la formula Mu

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2M_{\text{H}} \cdot u + M_{\text{O}} \cdot u = 2 \cdot 1,00794u + 15,9994u = 18,0193u =$$

= 18,0193 \cdot 1,6605 \cdot 10^{-27} = 2,9921 \cdot 10^{-26} kg

massa di una molecola di acqua espressa in chilogrammi.

La seguente tabella ci fornisce alcuni valori della massa atomica e della massa molecolare di alcuni elementi di uso frequente:

sostanza	Simbolo atomo	Massa atomica $\frac{g_r}{mol}$	Simbolo della molecola	Massa molecolare
Idrogeno	Н	1,008	\mathbf{H}_2	2,016
Carbonio	C	12,011		
Azoto	N	14,007	N ₂	28,014
Ossigeno	О	15,999	\mathbf{O}_2	31,998
acqua			H ₂ O	18,015

Definizione: A grammi dell'elemento considerato dicesi grammo atomo dell'elemento considerato. A chilogrammi dell'elemento considerato dicesi chilogrammo atomo dell'elemento considerato.

1 grammo atomo = Ag_r dell'elemento considerato

1 chilogrammo atomo = Akg dell'elemento considerato

$$A_{N_a} = 22,99 \implies g_{at;N_a} = 22,99 g_r = 1$$
 grammo atomo di sodio

$$kg_{at;N_a} = 22,99 kg = 1$$
 chilogrammo atomo di sodio

M = la massa molecolare relativa di una molecola è la somma delle masse atomiche relative degli atomi che la compongono

 $\mathbf{M} \cdot \mathbf{u} = \mathbf{m}_{1_{\text{molecola}}} = \text{massa molecolare di una molecola}$

 $M_{\rm H_2O}$ = 1,0079 + 1,0079 + 15,999 = 18,0148 = massa molecolare relativa dell'acqua

 $m_{H,O} = 18,0148u$ = massa molecolare dell'acqua

 $m_{\rm H_2O}$ =18,0148u=18,0148·1,6605·10⁻²⁷ kg=2,9914755·10⁻²⁶ kg = massa molecolare dell'acqua espressa in chilogrammi

Esempio

Calcolare quante sono le moli di $500 g_r$ di glucosio.

$$A_C = 12,011$$
 $A_H = 1,0079$ $A_O = 15,9994$

$$M_{\rm glucosio} = 6A_C + 12A_H + 6A_O = 6 \cdot 12,011 + 12 \cdot 1,0079 + 6 \cdot 15,9994 = 72,066 + 12,0948 + 95,9964 + 120 \cdot 120$$

$$M_{\text{glucosio}} = 180,15688 \frac{g_r}{mol}$$
 $n = \frac{m}{M_{\text{glucosio}}} = \frac{500}{180,15688} = 2,77 \text{ mol}$

Altro esempio

In un recipiente sono presenti $N=3\cdot 10^{24}$ molecole di anidride carbonica (CO_2). Calcolare la massa m del gas e il corrispondente numero \mathbf{n} di moli.

$$M_{CO_2} = 12 + 16 + 16 = 44 \frac{g_r}{mol}$$
 massa molare dell'anidride carbonica

La massa di una molecola di anidride carbonica è: $m_{CO_2} = M_{CO_2} \cdot u = 44 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \, kg$

La massa totale della sostanza si ottiene moltiplicando il numero di molecole presenti nel recipiente per la massa di una sola molecola:

$$m = N \cdot m_{CO_2} = 3 \cdot 10^{24} \cdot 44 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \, kg = 3 \cdot 44 \cdot 1,66 \cdot 10^{-3} \, kg = 219,12 \cdot$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{219,12}{44} = 4,977 \, mol \sim 5 \, mol$$

Potevano calcolare il numero di moli applicando la seguente formula: $n = \frac{N}{N_A}$ dove

N è il numero totale presenti nel recipiente

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{3.10^{24}}{6.02295.10^{23}} = \frac{30}{6.02295} = 4,977 \, mol \sim 5 \, mol$$

Calcolare la massa di una mole di acqua.

$$1 mole_{H_2O} = M_{H_2O} \cdot u \frac{g_r}{mol} = (1,0079 + 1,0079 + 15,999) \cdot u \frac{g_r}{mol} = 18,0148 \cdot u \frac{g_r}{mol} = 18,0148 \cdot u \frac{g_r}{mol} = 18,0193 \cdot 1,6605 \cdot 10^{-23} = 2,9921 \cdot 10^{-22} \, kg$$

Calcolare la massa molecolare (massa molare) del carbonio. Quante moli di atomi e quanti atomi ci sono in $m=36\,g_r$ di questo elemento?

- La massa atomica del carbonio è: $m_C = 12,011u$ e quindi la sua massa molecolare (massa molare) è: $M_C = 12,011 \frac{g_r}{mol}$
- $n = \frac{m}{M_c} = \frac{36 g_r}{12,011 \frac{g_r}{mol}} = 3 mol$
- Il numero di atomi presenti in $m=36g_r$ di carbonio sono:

$$N = N_A \cdot n = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 3 = 1,8 \cdot 10^{24}$$

Se una mole di una qualsiasi sostanza chimicamente definita contiene N_A molecole,

n moli contengono
$$\mathbf{N} = \mathbf{n} \cdot \mathbf{N}_{\mathbf{A}}$$
 molecole. $N = n \cdot N_{\mathbf{A}} \Rightarrow \mathbf{n} = \frac{\mathbf{N}}{\mathbf{N}_{\mathbf{A}}}$ $\mathbf{n} = \frac{\mathbf{m}_{\text{tot}}}{\mathbf{M}}$

Formulario sintetico di massa atomica, massa molecolare, massa molare

 \mathbf{A} = massa atomica relativa $\mathbf{m}_{at} = \mathbf{A}\mathbf{u}$ =massa di un atomo

M = massa molecolare relativa = numero puro che si deduce dalla tavola periodica degli elementi

 $\mathbf{M}_{\text{molecolare}} = \mathbf{M} \cdot \mathbf{u} = \text{massa molecolare} = \text{massa di una singola molecola}$

 $\mathbf{M}_{\text{molare}} = \mathbf{M} \frac{\mathbf{g}_{\text{r}}}{\text{mol}} = \text{massa molare} = \text{massa di una singola mole}$

 $\mathbf{m} = \mathbf{m}_{\mathbf{g}_{\mathbf{g}}} = \text{massa in grammi della sostanza considerata}$

$$\mathbf{M}_{\text{molare}} = \frac{\mathbf{m}_{\mathbf{g}_{\mathbf{r}}}}{\mathbf{n}} \quad \Leftrightarrow \quad \mathbf{n} = \frac{\mathbf{m}_{\mathbf{g}_{\mathbf{r}}}}{\mathbf{M}_{\text{molare}}}$$

 $N=nN_A=N_A\cdot \frac{m}{M}$ = numero di molecole presenti in una massa $m=m_{g_r}$ della sostNZ considerata.

Ipotesi di Avogadro

Volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione (aventi cioè la stessa temperatura e la stessa pressione) contengono lo stesso numero di molecole e viceversa. Avogadro non sapeva quante molecole vi fossero in un dato volume, ma capì che questo numero era estremamente grande.

Numero di Avogadro

Il numero di Avogadro (N_A) rappresenta il numero di molecole contenute nella chilomolecola (o nella grammomolecola) di qualsiasi sostanza semplice o composta che risulti un aggregato di molecole.

$$N_{\rm A} = 6,02295 \cdot 10^{26} \frac{numero\,di\,molecole}{kmol} \qquad N_{\rm A} = 6,02295 \cdot 10^{23} \frac{numero\,di\,molecole}{mol}$$

Volume molecolare

Il volume occupato dalla grammomolecola (chilomolecola) di un gas dicesi volume molecolare o volume molare del gas considerato. Esso viene indicato col simbolo V_{mol} . Il volume di un gas dipende dalla sua temperatura e dalla sua pressione. La temperatura $t^* = 0^{\circ}C$ e la pressione $p^* = 1$ atm sono scelte come condizioni di riferimento fisse per lo stato gassoso e prendono il nome di **condizioni normali**. Un gas si trova nelle condizioni normali quando ha pressione 1 atm e temperatura $0^{\circ}C$.

Definiamo Volume molare normale (V_{mol}^*) il volume occupato dalla mole (chilomole) di un gas che si trovi nelle condizioni normali. Il volume molare normale di un qualsiasi gas perfetto è lo steso e vale:

$$V_{mol}^* = 22,421 \frac{m^3}{kmole} = 22,421 \frac{dm^3}{gmole} = 22,421 \frac{litri}{gmole} = 22415 \frac{cm^3}{mol}$$

cioè nelle condizioni normali una mole (chilomole) di un gas perfetto occupa il volume di

$$22,415 \text{ litri} = 22,415 dm^3 = 22415 cm^3 (22,415 m^3)$$

Definizione macroscopica e microscopica di gas perfetto

Si dice gas perfetto o gas ideale un ipotetico gas che segue la legge di Boyle-Mariotte e le due leggi di Volta e Gay-Lussac. I gas reali si comportano come i gas perfetti se sono lontani dalla temperatura di liquefazione e sono molto rarefatti.

A temperatura e pressione ordinarie possiamo ritenere con buona approssimazione che i gas reali si comportano come gas perfetti.

Modello microscopico di gas perfetto

- le **molecole** di un gas perfetto **sono punti materiali** aventi volume nullo ¹ e massa finita m
- ogni molecola ha velocità scalare **v** ed energia cinetica $K = \frac{1}{2}mv^2$
- il **moto** delle molecole **è casuale** ed obbedisce alle leggi di Newton
- le molecole interagiscono tra di loro e con le pareti del recipiente che le contiene soltanto con **urti elastici**. Dopo ogni urto si conserva sia l'energia cinetica, sia la quantità di moto di tutte le molecole del gas.
- tra due urti consecutivi il moto di ciascuna molecola è rettilineo uniforme.

¹ Cioè volume trascurabile rispetto al volume del recipiente che lo contiene

- le molecole del gas non sono soggette a reciproche attrazioni o repulsioni.
- la pressione del gas è dovuta agli urti che le sue molecole esercitano contro le pareti del recipiente che lo contiene.

Dilatazione termica degli aeriformi

Un gas perfetto obbedisce alle seguenti leggi: $\begin{cases} pV = costante \\ t = costante \end{cases}$ legge di

Boyle-Mariotte, detta anche legge della compressibilità o della espansione isoterma.

$$\begin{cases} V(t) = V_o(1 + \alpha t) \\ p = costante \end{cases}$$
 [A] prima legge di Gay-Lussac, detta anche prima

legge di Volta e Gay-Lussac

$$\alpha = \frac{1}{273,15}$$
 °C⁻¹ = 0,00366°C⁻¹ = coefficiente di dilatazione uguale per tutti i

gas

 $\Delta V = \alpha \cdot V_o \cdot \Delta t$ a pressione costante la variazione di volume è proporzionale al volume iniziale ed alla variazione di temperatura.

$$\Delta V = V_f - V_i = \alpha \cdot V_i \cdot \Delta t = \alpha \cdot V_i \cdot \Delta T = \alpha \cdot V_i \cdot (t_f - t_i) = \alpha \cdot V_i \cdot (T_f - T_i)$$

$$\mathbf{V_f} = \mathbf{V_i} \left[\mathbf{1} + \alpha \cdot (\mathbf{t_f} - \mathbf{t_i}) \right] = \mathbf{V_i} \left[\mathbf{1} + \alpha \cdot (\mathbf{T_f} - \mathbf{T_i}) \right]$$

Otteniamo la formula **[A]** se $t_i = t_o = 0$ °C, $V_i = V_o$ = volume del gas a 0°C, $t_f = t$, $V_f = V$ volume finale del gas.

$$\begin{cases} \mathbf{p}(t) = \mathbf{p}_{o}(1 + \beta t) \\ \mathbf{V} = \mathbf{costante} \end{cases}$$
 [B] seconda legge di Gay-Lussac o seconda

legge di Volta e Gay-Lussac o legge di Charles o delle isovolumiche

 $\frac{\Delta p}{\Delta t} = \alpha \cdot p_o$ a volume costante la variazione di pressione è proporzionale alla variazione di temperatura.

 $\Delta p = \alpha \cdot p_o \cdot \Delta t \quad \text{a} \quad \text{volume costante la variazione di pressione è}$ proporzionale alla pressione iniziale ed alla variazione di temperatura.

$$\Delta p = p_f - p_i = \alpha \cdot p_i \cdot \Delta t = \alpha \cdot p_i \cdot \Delta T = \alpha \cdot p_i \cdot (t_f - t_i) = \alpha \cdot p_i \cdot (T_f - T_i)$$

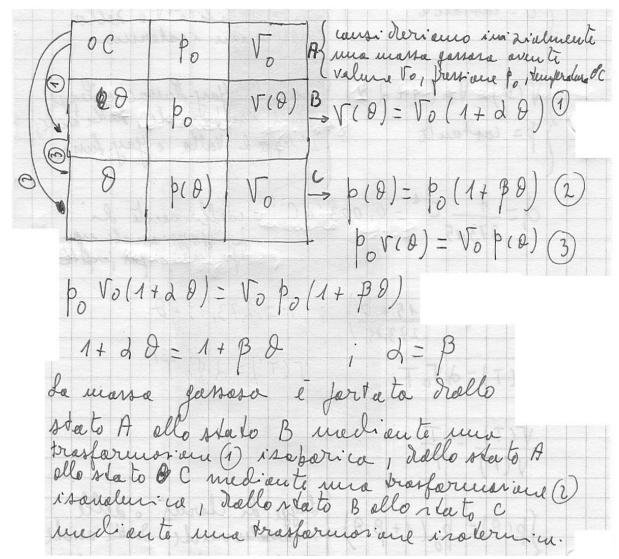
$$\mathbf{p_f} = \mathbf{p_i} \Big[\mathbf{1} + \alpha \cdot (\mathbf{t_f} - \mathbf{t_i}) \Big] = \mathbf{p_i} \Big[\mathbf{1} + \alpha \cdot (\mathbf{T_f} - \mathbf{T_i}) \Big]$$

Otteniamo la formula **[B]** se $t_i = t_o = 0$ °C, $p_i = p_o$ = pressione del gas a 0°C, $t_f = t$, $p_f = p$ pressione finale del gas.

$$V(T) = V_o\left(\frac{273,15+t}{273,15}\right) = \frac{V_o}{273,15} \cdot T = \alpha \cdot V_o \cdot T \quad \mathbf{T} = \mathbf{273,15} + \mathbf{t} \quad V(T') = \alpha \cdot V_o \cdot T' \quad \frac{\mathbf{V(T)}}{\mathbf{V(T')}} = \frac{\mathbf{T}}{\mathbf{T'}}$$

$$p(T) = \alpha p_o \cdot T \implies \Rightarrow \frac{p(T)}{T} = \text{costante} \implies \frac{p(T)}{p(T')} = \frac{T}{T'}$$

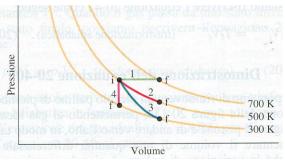
Adesso dimostriamo che per un gas perfetto vale la seguente uguaglianza: $\alpha = \beta$



Un diagramma p-V rappresentante 4 particolari trasformazioni che può subire un gas perfetto.

(1) trasformazione isobara (2) trasformazione isoterma (3) trasformazione adiabatica

(4) trasformazione isovolumica



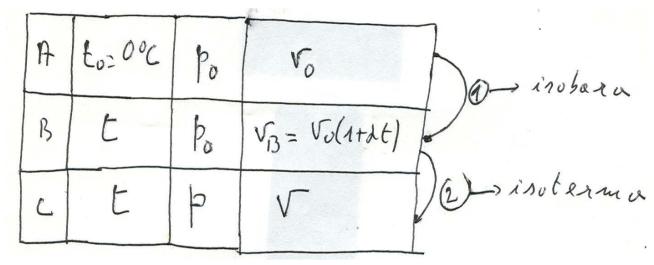
Equazione caratteristica dei gas perfetti

Consideriamo una certa quantità di un gas perfetto e pensiamo di farlo passare dallo stato **A** individuato dai parametri $t_o = 0^{\circ}C$, p_o , V_o ad uno stato finale **C** individuato dai parametri **t**, **p**₀, **V**_B.

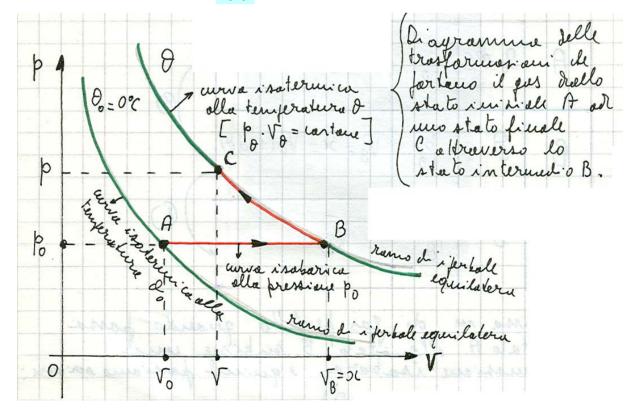
- 22 - Unità Didattica N° 16 II comportamento dei gas perfetti

La massa m di gas perfetto, quando passa dallo stato **A** allo stato **B** subisce una **trasformazione isobara** e quindi possiamo scrivere:

 $\mathbf{V}_{\mathbf{B}} = \mathbf{V}_{\mathbf{o}} (\mathbf{1} + \alpha \mathbf{t})$ mentre per passare dallo stato B allo stato finale C deve subire una trasformazione isotermica e quindi possiamo scrivere : $p_{\mathbf{B}} \cdot V_{\mathbf{B}} = p_{\mathbf{C}} \cdot V_{\mathbf{C}}$ cioè : $\mathbf{pV} = \mathbf{p}_{\mathbf{o}} \mathbf{V}_{\mathbf{o}} (\mathbf{1} + \alpha \mathbf{t})$ che è una delle forme dell'equazione di stato dei gas perfetti .



Il prodotto $p_o V_o$ è una costante dipendente solo , per un gas di data specie chimica , dalla massa m di gas che si considera . Infatti, a parità di pressione iniziale p_o il volume V_o è proporzionale alla massa del gas , Inoltre il prodotto $p_o V_o$ varia da gas a gas.



Introducendo la temperatura assoluta T = 173,15 + t otteniamo:

$$pV = p_o V_o \left(1 + \frac{t}{273,15} \right) = \frac{p_o V_o}{273,15} (273,15 + t) = \frac{p_o V_o}{273,15} T = \alpha p_o V_o T = C \cdot T$$

Dove la costante $C = \alpha p_o V_o$ dipende dalle unità di misura di **p**, **V** ed α ed è proporzionale, per un gas di data specie chimica, alla massa m del gas che si considera.

Osservazione N° 1: Quando risulta t = -273,15°C si annullano la pressione esercitata dal gas (legge di Chasles) ed il volume occupato dal gas (**prima legge** di Gay-Lussac).

Non è possibile immaginare una temperatura inferiore a -273,15°C. Tale valore è assunto come **zero assoluto** ed è il punto di partenza della **scala assoluta delle temperature** o di **Kelvin**.

Osservazione N° 2: Abbiamo visto che teoricamente risulta $V(-273,15^{\circ}C) = 0$, il che è un assurdo in quanto le molecole di un gas, anche se considerato ideale, hanno sempre un volume proprio che non può essere trascurato. Pertanto la temperatura di $-273,15^{\circ}C$ è una temperatura limite irrangiungibile.

Questa impossibilità è contenuta nel **Principio di Nernst** chiamato anche "**principio di irrangiugibilità dello zero assoluto**" che si assume come **terzo principio della termodinamica**.

Osservazione N°3: Abbiamo visto pure che risulta $p(-273,15^{\circ}C) = 0$. Questo risultato è spiegabile in base alla teoria cinetica della materia. Infatti allo zero assoluto sono cessati gli urti delle molecole del gas contro le pareti del recipiente che lo contiene in quanto ogni molecola di gas, avendo velocità nulla, rimane ferma.

Equazione di Clapeyron-Clausius

La legge di Avogadro afferma che volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione, contengono lo stesso numero di molecole. Diciamo che tali volumi hanno **uguale massa particellare** ma non uguale massa inerziale.

In particolare **una chilomolecola** (Kmol) di qualunque gas nelle **condizioni normali** (t = 0°C, p* = 1 $atm = 101325 \frac{N}{m^2} = 101325 p_a$) occupa sempre

lo stesso volume:

$$V_{mol}^* = 22,421 \frac{m^3}{Kmole} = 0,0224 \frac{m^3}{mole} = 22,421 \frac{dm^3}{mole} = 22,421 \frac{litri}{mole} = 22415 \frac{cm^3}{mol}$$

Dunque il prodotto p_oV_o è costante per tutti gas se di essi consideriamo la **uguale** massa particellare, cioè lo stesso numero di moli.

Per una mole (o una chilomole) di qualunque gas abbiamo:

$$\alpha p_o V_o = \alpha \cdot p * \cdot V_{mol}^* = R = costante$$

Si tratta di una costante indipendente dalla natura del gas. R è la costante universale dei gas perfetti ed il suo valore dipende esclusivamente dalle unità di misura scelte per p e V. Una volta fissate tali unità il valore di R è lo stesso per tutti i gas perfetti.

$$R = 8314 \frac{J}{^{\circ}K \cdot kmole} = 8,314 \frac{J}{^{\circ}K \cdot mole} = 1,986 \frac{cal}{^{\circ}K \cdot mole} = 1,986 \frac{Cal}{^{\circ}K \cdot mole}$$

$$R = 0.082 \frac{atm \cdot \ell}{^{\circ}K \cdot mole} = 1,98 \frac{cal}{^{\circ}K \cdot mole} = 8,2 \cdot 10^{-5} \frac{atm \cdot m^{3}}{^{\circ}K \cdot mole} \quad R = 8,30865 \frac{p_{a} \cdot m^{3}}{mole \cdot {^{\circ}K}}$$

$$1 \text{litro} = 1\ell = 10^{-3} \text{ m}^{3} = 1\ell = 1 \text{kg}_{m} = 1 \text{dm}^{3} \quad 1 \text{m}^{3} = 10^{3} \ell \quad 1 \text{atm} = 1,01325 \cdot 10^{5} \text{ P}_{a}$$

Per una mole (o per una chilomole) l'equazione di stato, detta equazione di Clausius-Clapeyron assume la seguente forma: $\mathbf{p} \cdot \mathbf{V}_{\text{molare}} = \mathbf{R} \cdot \mathbf{T}$ [1]

ove V_{mol} (misurato in $\frac{m^3}{\mathrm{kmol}}$ o in $\frac{m^3}{mol}$) è il volume molecolare di una chilomolecola (una mole) di gas perfetto alla temperatura assoluta T ed alla pressione p . Se tutta la massa m del gas contiene n chilomolecole l'equazione precedente diventa:

 $\mathbf{pV} = \mathbf{nRT} = \frac{\mathbf{m}}{\mathbf{M}} \mathbf{RT}$ [2] dove V, misurato in m^3 , è proprio il volume occupato da tutto il gas considerato $m = \mathbf{massa}$ del gas $V = \mathbf{volume}$ occupato dal gas $M = \mathbf{massa}$ molecolare del gas considerato

$$\rho = \frac{m}{V} =$$
massa volumica del gas = densità del gas $\rho = \frac{m}{V} = \frac{M}{R} \cdot \frac{p}{T}$

$$n = \frac{m}{M}$$
 = **numero di moli (chilomoli)** del gas considerato

Se misuriamo **m** in grammi ,**M** in grammi allora **n** rappresenta il numero di **grammomolecole** , Se misuriamo **m** in chilogrammi, **M** in chilogrammi allora **n** rappresenta il numero di **chilomolecole**.

Dall'equazione $pV=nRT=\frac{m}{M}RT$ possiamo dedurre la legge di Boyle-Mariotte e le due leggi di Volta e Gay-Lussac, cioè l'equazione [2] sintetizza le tre leggi sopracitate.

Legge di Dalton

Consideriamo una miscela di gas perfetti, chimicamente inerti, contenuta in un volume V e mantenuti alla temperatura assoluta T. Le molecole di ciascun gas si comportano come se le molecole degli altri gas non fossero presenti. Come conseguenza si ha che la pressione esercitata dalla miscela gassosa sulle pareti del contenitore è uguale alla somma delle pressioni parziali che ciascun gas eserciterebbe da solo occupando lo steso volume dell'intera miscela. In formule abbiamo:

$$p = p_1 + p_2 + \cdots + p_k$$
 $p_1 = n_1 R T$, $p_2 = n_2 R T$,..., $p_k = n_k R T$ $pV = (n_1 + n_2 + \cdots + n_k) R T$

La legge di Dalton afferma quanto segue: in una miscela di due o più gas perfetti, che non hanno interazioni chimiche tra loro, ciascun componente della miscela esercita una pressione parziale come se occupasse da solo lo stesso volume della miscela. La pressione totale della miscela è la somma delle pressioni parziali esercitate da ciascun componente. Una miscela di gas perfetti si comporta come un gas perfetto.

Ulteriori considerazioni sulla mole e sul numero di Avogadro

Un'importante caratteristica che distingue gli atomi dei diversi elementi, insieme al **numero atomico**, che rappresenta il numero di protoni presenti nel nucleo dell'atomo, è la **massa atomica**, che dipende dal numero totale di **protoni** e **neutroni** che costituiscono il nucleo. Diversi isotopi dello stesso elemento hanno uguale numero atomico ma diversa massa, poiché i loro nuclei differiscono per il numero di neutroni presenti. La massa di un singolo atomo di idrogeno è dell'ordine di $10^{-27} kg$; per non dovere operare con numeri così piccoli, e facilitare il confronto fra le masse atomiche degli elementi, è più pratico utilizzare una scala apposita, la cui unità, detta **unità di massa atomica** (simbolo **u**). è definita come la dodicesima parte dell'isotopo del carbonio ${}^{12}_{6}C$, posta, per convenzione uguale a 12u. Con questa definizione, la massa dell'atomo di idrogeno risulta leggermente superiore a 1ue quella dell'atomo di ossigeno è appena inferiore a 16u. Le masse atomiche degli elementi si leggono sulla tavola periodica, dove, per brevità, il simbolo **u** è spesso omesso.

Le masse indicate nella tavola sono valori medi che tengono conto dell'abbondanza dei vari isotopi di ciascun elemento. La massa atomica del carbonio è indicata come 12,011u anziché 12u, perché nel carbonio naturale è presente, in piccola percentuale, anche l'isotopo del carbonio ${}^{13}_6C$, il cui nucleo contiene un neutrone in più. Se prendiamo un composto, per esempio una molecola del comune **zucchero** $C_{12}H_{22}O_{11}$, la sua **massa molecolare** è la somma delle masse atomiche di tutti gli atomi presenti nella molecola: 12(12u)+22u+11(16u)=342u

Per molti scopi, specie nello studio dei gas, è più conveniente esprimere la quantità di materia utilizzando come unità di misura la **mole** così definita:

Una mole (simbolo utilizzato mol) è una quantità di materia che contiene tante particelle (atomi, molecole) quanti sono gli atomi presenti in 12 grammi dell'isotopo del carbonio ${}^{12}_{6}C$.

Il numero di particelle per mole, detto numero di Avogadro, è:

$$N_A = 6,02295 \cdot 10^{23} \frac{numero di molecole}{mol}$$

La mole è l'unità di misura della quantità di materia nel Sistema Internazionale.

Normalmente, parlando di "mole si una sostanza", si intende una mole di molecole, cioè di particelle che conservano le proprietà chimiche di quella sostanza. La mole può rappresentare anche una quantità unitaria di atomi (si parlerà in tal caso di mole di atomi), di ioni, elettroni, o altre particelle o raggruppamenti di particelle di volta in volta specificati.

Il numero n di moli di una sostanza si può calcolare facendo il rapporto fra la massa complessiva della sostanza espressa in grammi (chilogrammi) e la sua massa molecolare M espressa in grammi per mole (in chilogrammi per chilomole): $n = \frac{m_{\text{totale}}}{M}$