

Stato gassoso

Stato della materia caratterizzato da grande disordine delle particelle.

- Energia cinetica: elevata
- Distanza tra le particelle: elevata
- Interazioni tra le particelle: debolissime

I gas non hanno forma propria né volume proprio.

Hanno una bassa viscosità e sono molto comprimibili.

La capacità di diffondere è elevata; sono completamente miscibili tra loro e formano quindi miscele omogenee. Le proprietà fisiche sono le stesse in tutto il volume.

Sono caratterizzati da una pressione, che è determinata dalle particelle che urtano tra di loro e contro il recipiente che le contiene.

Alta temperatura e bassa pressione fanno avvicinare il comportamento dei gas a quello ideale. Un gas ideale è quello in cui le forze di interazione tra le particelle sono nulle e il volume occupato dalle particelle è trascurabile rispetto al volume occupato dal gas.

Caratteristiche di un gas perfetto

- Forze intermolecolari nulle
- Volume delle particelle costituenti trascurabile rispetto al volume occupato.

Lo stato gassoso è caratterizzato da alcune variabili dette **variabili di stato**. Esse sono:

- Volume (V)
- Pressione (p)
- Temperatura (T)
- numero di moli (n)

Queste variabili sono legate tra di esse mediante un'equazione detta **equazione dei gas perfetti** oppure **equazione di stato dei gas**. Prima di spiegare che cos'è, vediamo alcune unità di misura.

Unità di misura della pressione

a) **atmosfera**, cioè la pressione esercitata da una colonna di mercurio alta 760 mm (densità del mercurio pari a $13,5951 \text{ g/cm}^3$; $g = 9,80665 \text{ m/s}^2$). Si fa riferimento all'esperimento di Evangelista Torricelli.

$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$ cioè 1 atmosfera equivale a 760 millimetri di mercurio.

È una unità di misura da abbandonare, per cui è meglio utilizzare il

b) **Pascal**, cioè la pressione esercitata da 1 newton su una superficie di 1 m^2 . Ricordiamo che la pressione di una colonna di liquido è data da:

$P = g \cdot h \cdot \rho$ cioè accelerazione di gravità per altezza della colonna di liquido per densità del liquido.

Il pascal (Pa) è una unità di misura derivata del Sistema Internazionale.

$1 \text{ Pascal (Pa)} = 1 \text{ N/m}^2$

Per convertire la pressione da atmosfere a pascal:

$1 \text{ atm} = 101,325 \text{ kPa}$

Può tornarvi utile vedere altre unità di misura e i fattori di conversione da utilizzare.

<i>Unità di misura della pressione e fattori di conversione</i>		
1 mmHg	corrisponde a	133,32 Pa
1 torr	corrisponde a	133,32 Pa
1 psi (pound/square inch)	corrisponde a	6894,76 Pa
1 bar	corrisponde a	100000 Pa
1 psi	corrisponde a	0,06804 atm
1 bar	corrisponde a	0,9869 atm

Unità di misura della temperatura

Si utilizza la temperatura termodinamica del Sistema Internazionale, cioè il kelvin; il simbolo è la K maiuscola e si dice kelvin e non gradi kelvin (non usate il simbolo “°”).

È tollerata anche la temperatura espressa in gradi celsius o centigradi.

Ricapitolando:

T(K) è la temperatura in kelvin

t (°C) è la temperatura in gradi centigradi

Per passare da una unità di misura all'altra:

$$T(K) = t(^{\circ}C) + 273,15 \text{ }^{\circ}C$$

Per cui

0 K = -273,15 °C che è la misura dello **zero assoluto**.

Non esistono quindi valori negativi della temperatura termodinamica.

Equazione caratteristica dei gas perfetti

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

R è detta **costante dei gas** e può avere diversi valori a seconda del valore utilizzato della pressione.

Per ricavarlo utilizzeremo la formula inversa

$$R = \frac{p \cdot V}{n \cdot T}$$

a)

$$R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,414 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol} \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,0821 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b)

$$R = \frac{101,325 \text{ kPa} \cdot 22,414 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol} \cdot 273,15 \text{ K}} = 8,31 \text{ kPa} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Ricordando che

$$1 \text{ kPa} \cdot \text{dm}^3 = 10^3 \text{ N} \cdot \text{m}^{-2} \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 1 \text{ J}$$

cioè esprime un lavoro e dell'energia, quindi

$$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

c)

Si può utilizzare la piccola caloria (cal) come misura dell'energia. Ricordando l'equivalenza:

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

$$R = 1,98 \text{ cal} \cdot K^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Espressione alternativa della legge dei gas

Consideriamo, per lo stesso gas, due stati:

(1) stato iniziale

$$p_1 \cdot V_1 = n_1 \cdot R \cdot T_1$$

(2) stato finale

$$p_2 \cdot V_2 = n_2 \cdot R \cdot T_2$$

Siccome facciamo riferimento allo stesso gas e nella trasformazione non cambia il numero di moli,

$$n_1 = n_2$$

un modo alternativo per definire l'equazione di stato dei gas è:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Se la trasformazione è a temperatura costante (T cost.), essa si dice **isoterma**.

$$\text{Con } T_1 = T_2$$

diventa

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

Cioè

$$p \cdot V = k$$

Oppure

$$p = \frac{k}{V}$$

Che è l'equazione di un'iperbole equilatera. Questa è l'espressione matematica della **legge di Boyle**: *per una data quantità di gas e mantenendo costante la temperatura, il volume cambia in modo inversamente proporzionale alla pressione.*

Se la trasformazione è a volume costante (V cost.), essa si dice **isocora**.

$$\text{Con } V_1 = V_2$$

diventa

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

per cui

$$\frac{p}{T} = k'$$

$$p = k'T$$

Che è l'equazione di una retta. Questa è l'espressione matematica della **legge di Gay-Lussac**.

Se la trasformazione è a pressione costante (p cost.), essa si dice **isobara**.

$$\text{Con } p_1 = p_2$$

diventa

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

per cui

$$\frac{V}{T} = k''$$

$$V = k''T$$

Che è l'equazione di una retta. Questa è l'espressione matematica della **legge di Charles**.

Legge di Avogadro

Volumi uguali di gas diversi, alle stesse condizioni di temperatura e pressione contengono lo stesso numero di molecole. Dimostriamolo. Contrassegneremo i due gas diversi con le lettere A e B. Essi sono definiti attraverso le rispettive equazioni di stato.

$$p_A V_A = n_A R T_A$$

$$p_B V_B = n_B R T_B$$

Se le condizioni sono le stesse per i due gas e cioè:

$$p_A = p_B$$

$$V_A = V_B$$

$$T_A = T_B$$

Quindi si avrà che:

$$n_A = n_B$$

N.B.: i volumi sono uguali per definizione.

Applicazioni dell'equazione dei gas ideali

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

ricordando che

$$n = \frac{m}{M}$$

Sostituendo abbiamo

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

a) calcolo della massa molare di un gas

$$M = \frac{mRT}{pV}$$

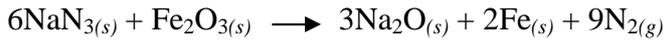
b) dipendenza della densità di un gas da p e T

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{p \cdot M}{RT}$$

c) relazione tra le densità relative di due gas nelle stesse condizioni di p e T

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

d) calcoli stechiometrici di reazioni. Ad esempio gli air bag sono gonfiati con N₂ prodotto dalla reazione chimica tra azoturo di sodio e ossido di ferro (III):



Un air bag normalmente contiene 80 litri, cioè il volume deve essere di 80 dm^3 . La temperatura è di 20°C e la pressione è pari a 750 mmHg .

Quanti grammi di azoturo di sodio sono necessari?

$$n_{\text{N}_2} = \frac{pV}{RT} = \frac{750/760 \text{ atm} \cdot 80 \text{ dm}^3}{0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{dm}^3}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293,15 \text{ K}} = 3,28 \text{ mol}$$

Dalla stechiometria della reazione si vede che 6 moli di azoturo danno 9 moli di azoto gassoso. Quindi:

$$n_{\text{NaN}_3} = \frac{6}{9} n_{\text{N}_2}$$

$$n_{\text{NaN}_3} = \frac{6}{9} 3,28 = 2,19 \text{ mol}$$

$$m = 2,19 \text{ mol} \cdot M_{\text{NaN}_3} = 2,19 \text{ mol} \cdot 65,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 142,4 \text{ g di NaN}_3$$

Legge di Dalton sulle miscele di gas e sue applicazioni

Questa legge è valida solo se i gas non reagiscono tra loro. In pratica essa afferma che la pressione totale di una miscela di gas è data dalle somme delle pressioni parziali di ogni singolo gas. Con pressione parziale si intende la pressione che il gas eserciterebbe se fosse presente da solo, nelle condizioni termodinamiche considerate.

$$p_{\text{tot}} = p_A + p_B + \dots + p_n$$

$$p_A = n_A \left(\frac{RT}{V_{\text{tot}}} \right)$$

$$p_{\text{tot}} = n_{\text{tot}} \left(\frac{RT}{V_{\text{tot}}} \right)$$

Se rapportiamo la prima equazione con la seconda si ottiene:

$$\frac{p_A}{p_{\text{tot}}} = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}} = \chi_A$$

Con χ_A si indica la frazione molare, cioè il numero di moli di un componente gassoso in rapporto con il numero di moli totale. La frazione molare è un numero adimensionale, compreso tra 0 e 1.

Possiamo anche utilizzare i volumi parziali, cioè il volume occupato da ogni singolo gas come se esso fosse sottoposto alla pressione totale p_{tot} , ottenendo lo stesso risultato:

$$V_A = n_A \left(\frac{RT}{p_{\text{tot}}} \right)$$

$$V_{\text{tot}} = n_{\text{tot}} \left(\frac{RT}{p_{\text{tot}}} \right)$$

$$\frac{V_A}{V_{\text{tot}}} = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}} = \chi_A$$

Per cui si ricava:

$$\frac{p_A}{p_{\text{tot}}} = \frac{V_A}{V_{\text{tot}}} = \chi_A$$

Da cui:

$$p_A = \chi_A \cdot p_{tot}$$

$$V_A = \chi_A \cdot V_{tot}$$

Vediamo allora un'applicazione dei concetti ora esposti.

Voglio calcolare ad esempio le pressioni parziali dei componenti dell'aria, alla pressione barometrica odierna (11 febbraio 2010) che è di 996 hPa.

La composizione media in volume dell'aria è:

- 78% di N₂
- 21% di O₂
- 0,93% di Ar
- 0,07% di CO₂

Possiamo calcolare le frazioni molari di ogni gas considerando che le percentuali altro non sono che i volumi parziali dei gas sui volumi totali di aria (per esempio per l'azoto, 78% significa che ci sono 78 volumi di N₂ su 100 volumi di aria).

$$\chi_{N_2} = \frac{78}{100} = 0,78$$

$$\chi_{O_2} = \frac{21}{100} = 0,21$$

$$\chi_{Ar} = \frac{0,93}{100} = 0,0093$$

$$\chi_{CO_2} = \frac{0,07}{100} = 0,0007$$

Ricordando che per un qualsiasi gas "A" la pressione parziale è data da:

$$p_A = \chi_A \cdot p_{tot}$$

per i gas dell'aria sarà quindi:

$$p_A = \chi_A \cdot p_{tot}$$

$$p_{N_2} = 0,78 \cdot 996 \text{ hPa} = 776,88 \text{ hPa}$$

$$p_{O_2} = 0,21 \cdot 996 \text{ hPa} = 209,16 \text{ hPa}$$

$$p_{Ar} = 0,0093 \cdot 996 \text{ hPa} = 9,2628 \text{ hPa}$$

$$p_{CO_2} = 0,0007 \cdot 996 \text{ hPa} = 0,6972 \text{ hPa}$$

La pressione totale, secondo Dalton, è data dal contributo parziale di ciascun gas:

$$p_{tot} = (776,88 + 209,16 + 9,2628 + 0,6972) \text{ hPa} = 996 \text{ hPa}$$