

Stati d'aggregazione della materia

SOLIDO:
Forma e volume propri.

LIQUIDO:
Forma del recipiente in cui è contenuto, ma volume proprio.

GASSOSO:
Forma e volume del recipiente in cui è contenuto.

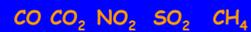
Parametri di stato

Volume: in m^3 , oppure (non ufficialmente) in L
Massa: in kg
Pressione: in $N\ m^{-2} = Pa$, oppure in atm oppure $torr$
Temperatura: in K , oppure (non ufficialmente) in $^{\circ}C$

GAS

Non hanno né forma né volume propri. Sono facilmente comprimibili.

Le sostanze costituite da molecole piccole e di basso peso molecolare sono in genere gassose.



PRESSIONE

La pressione si definisce come la **forza esercitata per unità di superficie**

$$\text{Pressione} = \frac{\text{Forza}}{\text{Area}} = \frac{F}{A}$$

Nel SI l'unità di misura della pressione è chiamata Pascal (Pa)

Il Pascal ha dimensioni $Kg/(ms^2)$ o $Kg\ m^{-1}\ s^{-2}$

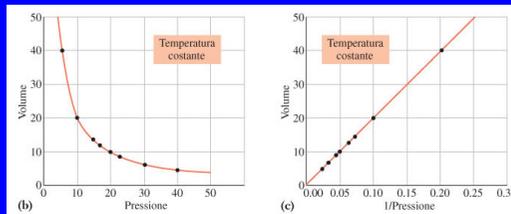
È una unità di misura molto piccola (circa 100 000 volte più piccola della pressione atmosferica).

Le Leggi Semplici dei Gas

Legge di Boyle:

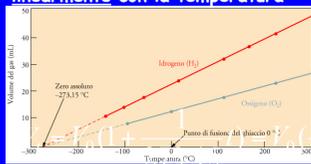
$$(PV)_{T,n} = \text{costante}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



Legge di Charles

A **pressione costante** il volume di un gas aumenta **linearmente** con la temperatura



$$V = a + b t$$

t = temperatura in °C

$$\left(\frac{V}{273.15 + t} \right) = V_0 \frac{T}{T_0}$$

A pressione sufficientemente bassa per qualsiasi gas le rette si intersecano tutte in un unico punto sull'asse delle ascisse.

Questo punto corrisponde a $-273,15^\circ\text{C}$

Ciò implica che a $t = -273,15^\circ\text{C}$ $V = 0$.

Questo però non è possibile perché i gas liquefanno prima.

Legge di Charles:

A pressione costante, il volume occupato da una definita massa di gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura assoluta.

Che in termini matematici equivale a:

$$\left(\frac{V}{T} \right)_{n,p} = \text{costante} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

• Legge di Gay-Lussac

$$\left(\frac{P}{T} \right)_{n,V} = \text{costante} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

legge di Avogadro:

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

Una mole di ogni gas contiene lo stesso numero di molecole (la costante di Avogadro = $6,022 \times 10^{23}$) e per tale legge deve occupare lo stesso volume ad una certa temperatura e

pressione: di una mole di gas è chiamato **volume molare** V_m e a 0°C ed 1 atm di pressione vale 22,414 L/mol (dipende quindi da T e P ma non dalla natura del gas).

Le condizioni di 0°C ed 1 atm di pressione sono spesso dette **condizioni di temperatura e pressione standard (STP)**. (vale solo per i gas).

LEGGE DEI GAS IDEALI

Legge di Boyle $(V)_{T,n} \propto \frac{1}{P}$

Legge di Charles $(V)_{P,n} \propto T$

Queste possono essere combinate per dare

$$V = \text{costante} \times \frac{1}{P}$$

Poiché V_m non dipende dalla natura del gas (legge di Avogadro), nemmeno la **costante** (R) dipenderà dalla natura del gas

$$P V = n R T$$

Si può ricavare il valore della costante R considerando le condizioni standard

$$R = V_m \times \frac{P}{T} = 22,414 \text{ L/mol} \times \frac{1,00 \text{ atm}}{273,15 \text{ K}} = 0,0821 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}$$

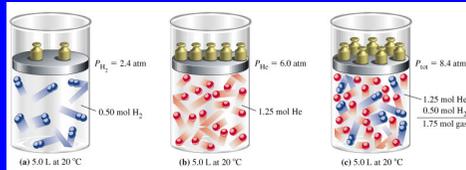
$$R = 8,3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Miscele di gas

In una miscela di gas ogni gas si espande fino a riempire il contenitore ed esercita la stessa pressione, detta **pressione parziale**, che eserciterebbe se fosse da solo nel contenitore

La **legge di Dalton** delle pressioni parziali stabilisce che la **pressione totale di una miscela di gas è uguale alla somma delle pressioni parziali** dei singoli componenti la miscela:

$$P_{TOT} = P_A + P_B + P_C + \dots$$



Le singole pressioni parziali seguono la legge dei gas ideali:

$$P_A V = n_A R T \quad \text{da cui} \quad P_A = n_A \frac{RT}{V}$$

La pressione totale può essere scritta:

$$P = P_A + P_B + \dots = n_A \frac{RT}{V} + n_B \frac{RT}{V} + \dots = \underbrace{(n_A + n_B + \dots)}_{\text{numero totale di moli} = n} \frac{RT}{V}$$



$$P = n \frac{RT}{V}$$

Si noti che a T e V fissati

$$\frac{P_A}{P} = \frac{n_A \frac{RT}{V}}{n \frac{RT}{V}} = \frac{n_A}{n} = X_A$$

frazione molare:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots} = \frac{n_A}{n}; \quad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_C + \dots} = \frac{n_B}{n}$$

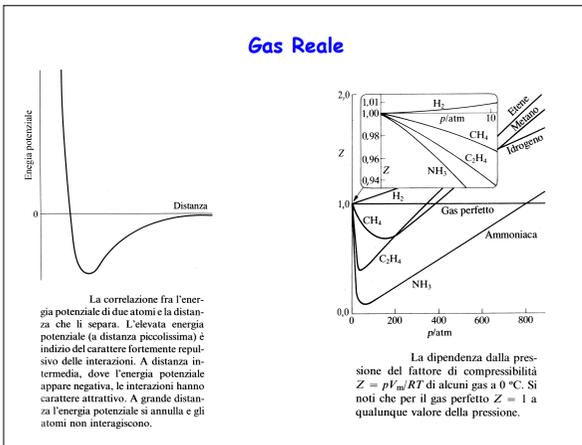
$X_A \times 100$ è la percentuale molare

Nota la pressione totale e la composizione di una miscela di gas le pressioni parziali sono

$$P_A = X_A P \quad P_B = X_B P \quad \dots\dots$$

da cui

$$X_A = \frac{P_A}{P} \quad X_B = \frac{P_B}{P} \quad X_C = \frac{P_C}{P}$$



Stato critico dei gas

- Si potrebbe a questo punto pensare che avvicinando le particelle queste prima o poi interagiscano tanto da dare luogo ad un liquido; questo è vero solo al di sotto di una determinata temperatura chiamata temperatura critica, caratteristica per ogni gas.
- Temperatura critica (T_c), pressione critica (P_c) e volume molare critico ($V_{m,c}$) determinano il punto critico di una specie chimica.

Tabella Le costanti critiche

	p_c/atm	$V_{m,c}/\text{cm}^3 \text{ mol}^{-1}$	T_c/K	Z_c	T_R/K
He	2,26	57,8	5,2	0,305	22,6
Ar	48,0	75,3	150,7	0,292	411,5
N ₂	33,5	90,1	126,2	0,292	327,2
CO ₂	72,9	94,0	304,2	0,274	714,8

