

## STATO GASSOSO

### Proprietà dei gas

Un gas si espande spontaneamente e riempire il suo contenitore, di conseguenza il volume di un gas è uguale a quello del suo contenitore. I gas inoltre sono molto comprimibili: quando sono compresso il loro volume diminuisce infine i gas formano miscele omogenee a dispetto della loro identità e proporzioni relative dei componenti gassosi. La fase gassosa è caratterizzata da grandezze estensive come il volume e grandezze intensive come pressione e temperatura. Si definisce pressione l'effetto che il gas esercita sulle pareti del contenitore.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr} = 1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

**Legge di Boyle:** tale legge lega la pressione al volume: il volume di una certa quantità di gas mantenuta a temperatura costante è inversamente proporzionale alla pressione.

$$P * V = C_B \quad P_1 V_1 = P_2 V_2 \text{ (t ed n costanti)} \quad P_1 = P_0 + P_0 c T$$

$$\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1} \text{ (V ed n costanti)} \quad c = \frac{1}{273} \quad T = t_1 - t_2$$

**Legge di Charles:** tale legge instaura una relazione tra temperatura e volume: a pressioni sufficientemente basse il volume di un gas varia linearmente con la temperatura.

$$\frac{V}{T} = C_C \quad V_1 = V_0 + V_0 c T \quad \frac{V_0}{T_0} = \frac{V_1}{T_1}$$

**Legge di Avogadro:** volumi uguali di gas diversi misurati nelle stesse condizioni di T e P, contengono lo stesso numero di particelle cioè di moli di gas. Il volume di un gas mantenuto a T e P costante è direttamente proporzionale al numero di moli del gas.

Condizioni normali:	0°C	1 atm
Condizioni standard:	25°C	1 atm

**TABELLA 10.2** Valori numerici della costante dei gas R, in varie unità

Unità	Valore numerico
L-atm/mol-K	0,08206
J/mol-K*	8,314
cal/mol-K	1,987
m <sup>3</sup> -Pa/mol-K*	8,314
L-torr/mol-K	62,36

**Legge dei gas ideali:**  $PV = nRT$   $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$

**Legge di Dalton:** la pressione totale di una miscela di gas è la somma delle pressioni parziali dei singoli gas. Con l'espressione pressione parziali si indica la pressione che ogni gas di una miscela eserciterebbe sulle pareti se fosse solo nel recipiente.

$$X_a = \frac{n_a}{n_{tot}} \quad p_a = X_a P_{tot} \quad v_a = X_a V_{tot}$$

### Teoria cinetica dei gas

La teoria cinetica dei gas identifica le ragioni molecolari che stanno alla base delle legge dei gas ideali:

1. Un gas è costituito da un grandissimo numero di particelle (atomi, molecole) il cui volume è molto minore (nullo) rispetto al volume disponibile al gas.
2. Le particelle sono in moto costante, rettilineo, casuale e con una certa distribuzione di velocità
3. Le particelle collidono tra loro e con le pareti tramite urti elastici (senza perdita di energia). Con gli urti le singolo particelle possono acquistare o cedere energia, ma l'energia totale resta costante.
4. Le particelle (tranne che durante gli urti, che avvengono in tempi estremamente piccoli) non interagiscono tra loro né con le pareti del contenitore in cui il gas è confinato.

Le particelle si urtano e rimbalzano: la pressione risulta essere un effetto netto negli urti. Maggiore è il numero di particelle, maggiore è il numero di urti e quindi maggiore sarà la pressione esercitata sulle pareti del contenitore.

\*Unità SI.