

# Lo stato gassoso

I gas sono materiali caratterizzati dalla mancanza di forma e volume propri. Assumono la forma ed il volume del recipiente che li contiene e sono facilmente comprimibili.

Le sostanze gassose sono generalmente costituite da atomi isolati, molecole piccole e di basso peso molecolare quali:



Lo stato gassoso è caratterizzato dal fatto che le proprietà fisiche sono molto simili tra i diversi gas, specialmente se si osservano piccole quantità di sostanza e/o a bassa pressione.

È possibile quindi dedurre delle leggi di stato che sono applicabili per tutti i gas indipendentemente dal gas analizzato.

Le particelle che caratterizzano i materiali gassosi si muovono ad una velocità molto superiore rispetto a ciò che si verifica nei liquidi.

Ciò è dovuto al fatto che per esse i legami intermolecolari sono molto deboli o del tutto assenti.

Pertanto le particelle tendono ad occupare tutto lo spazio a loro disposizione e nel loro movimento, urtando contro le pareti del recipiente generano una pressione.

I parametri fisici che caratterizzano i gas sono:

**Volume** (misurato in  $\text{m}^3$  o in litri)

**Pressione** (misurata in Pascal ( $\text{N}/\text{m}^2$ ) o in atmosfere)

**Temperatura** (misurata in Kelvin (K) o in  $^{\circ}\text{C}$ )

**Massa** (misurata in kg o in moli)

Studiare il comportamento di quattro variabili simultanea<sup>3</sup>mente risulta molto complicato. Pertanto si è proceduto allo studio di due variabili per volta, mantenendo costante gli altri due. Questi studi portarono alla enunciazione di quattro leggi dei gas, alcune delle quali portano il nome dei loro scopritori.

**Legge dell'isoterma (o di Boyle)**

**Legge dell'isobara (o di Charles )**

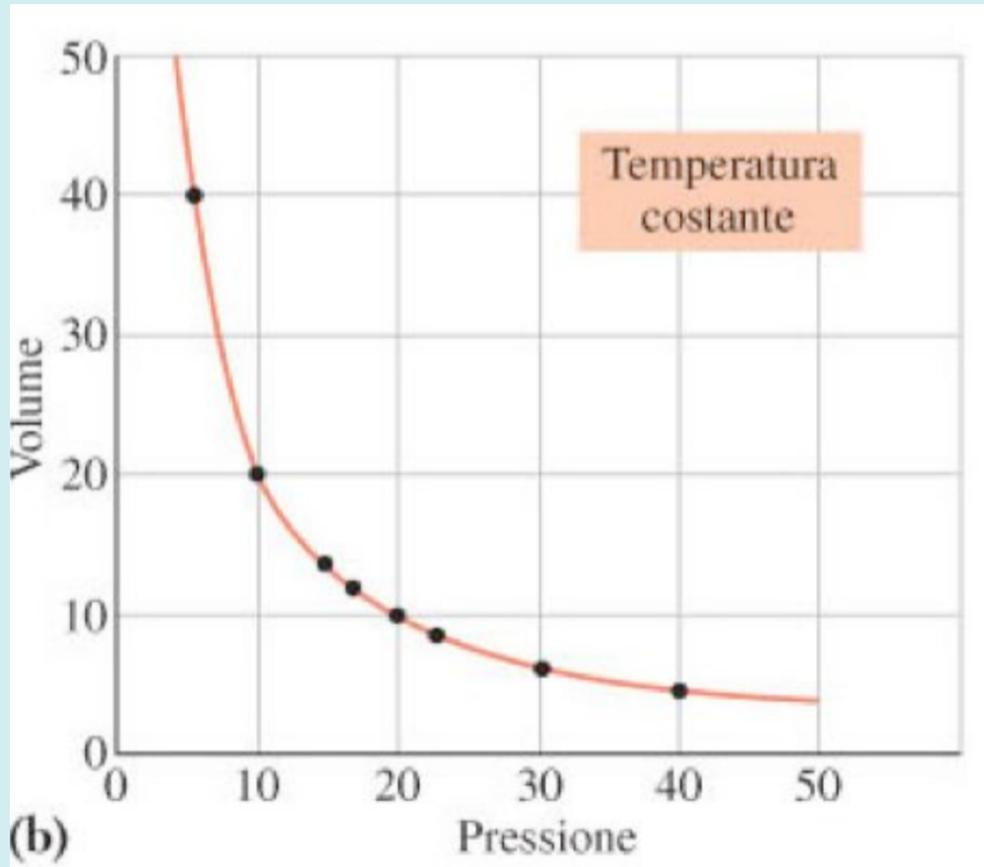
**Legge dell'isocora**

**Legge di Avogadro**

La combinazione di queste quattro leggi permette di ricavare una legge di stato applicabile per tutti i gas, se essi però si comportano in maniera ideale (bassa pressione).

# Legge dell'isoterma (o di Boyle)

*A temperatura costante, una data quantità di gas occupa un volume che è inversamente proporzionale alla pressione esercitata sulle pareti del recipiente.*



$$V = k \cdot (1/P) \quad (n \text{ e } T \text{ costanti})$$

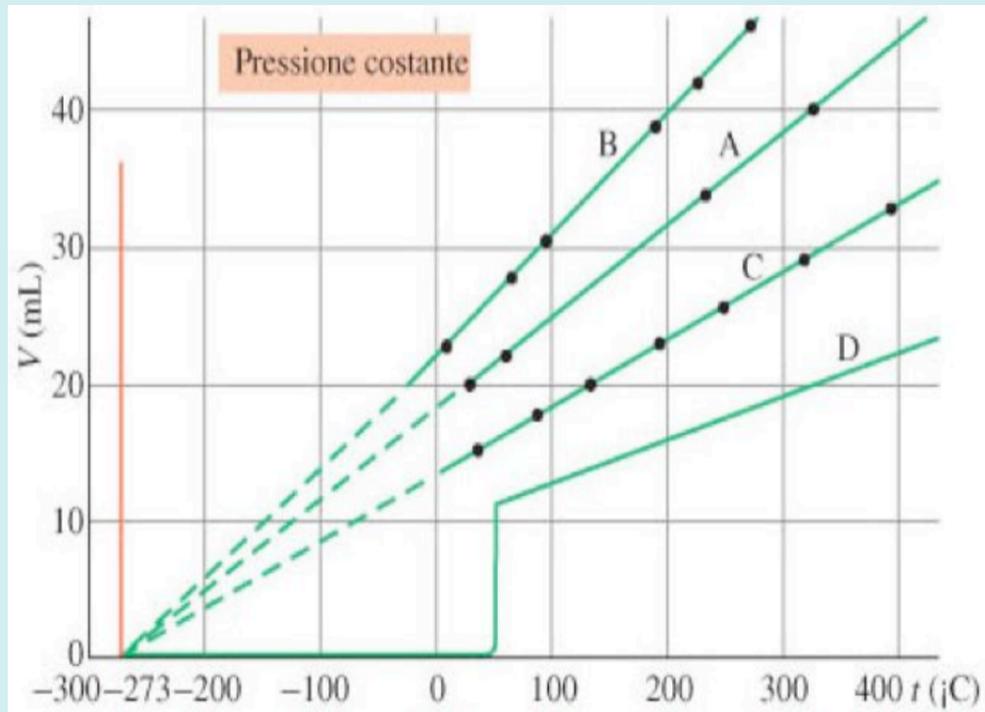
$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = K$$

*A temperatura costante, una data quantità di gas occupa un volume pari a 2 litri ed esercita una pressione di 15,3 atm. Calcolare la pressione esercitata dalla stessa quantità di gas alla stessa temperatura ma in un volume di 400 ml.*

# Legge dell'isobara (o di Charles)

*A pressione costante, una data quantità di gas occupa un volume che aumenta linearmente con temperatura.*

Le rette intersecano lo stesso punto sull'asse delle ascisse pari a  $-273,16^{\circ}\text{C}$  per volumi tendenti a zero.



Si può ricavare la legge  
(T in Kelvin):

$$V = K \cdot T \quad (n \text{ e } P \text{ costanti})$$

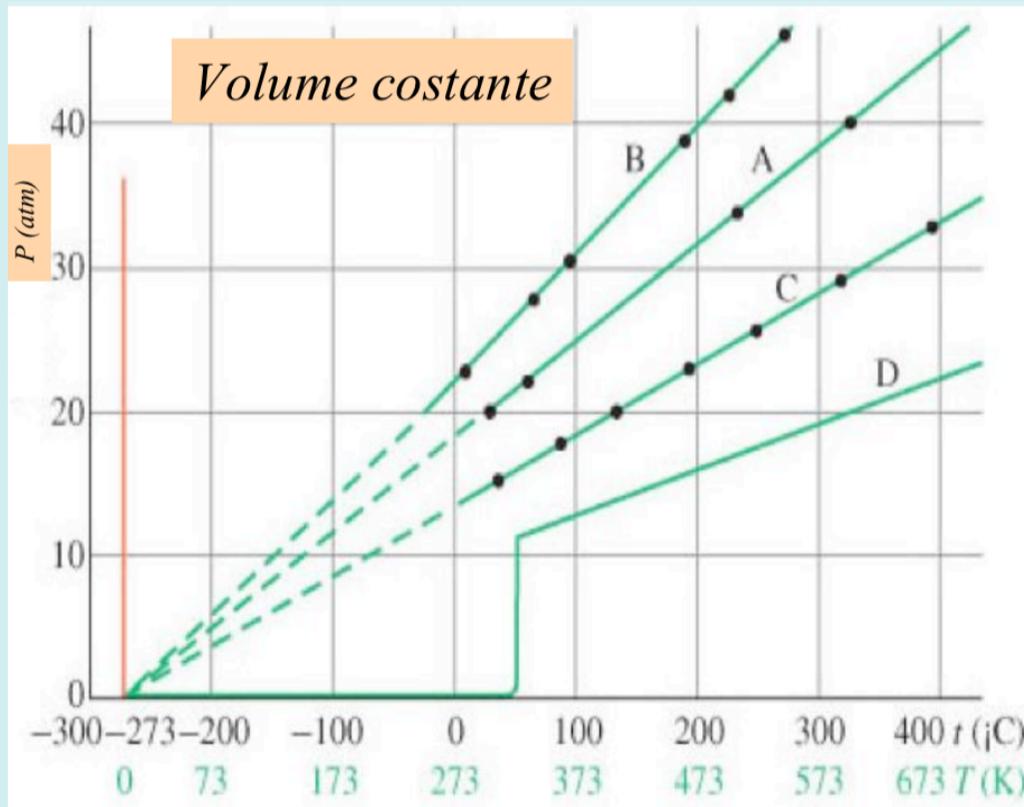
*Per  $t = -273,16^{\circ}\text{C}$  (0 K) si ha  $V = 0$ , cioè una qualunque massa di gas non occupa alcun volume. Ciò non si verifica in quanto i gas diventano liquidi a temperature molto più alte.*

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2 = K$$

# Legge dell'isocora

*A volume costante, una data quantità di gas esercita una pressione che aumenta linearmente con temperatura.*

Anche in questo caso le rette intersecano lo stesso punto sull'asse delle ascisse pari a  $-273,16^{\circ}\text{C}$  per  $P$  tendenti a zero.



Si può ricavare la legge  
( $T$  in Kelvin):

$$\mathbf{P = K \cdot T}$$

( $n$  e  $V$  costanti)

*Per  $t = -273,16^{\circ}\text{C}$  ( $0\text{ K}$ ) si ha  $P = 0$ , cioè una qualunque massa di gas non esercita alcuna pressione. Ciò non si verifica in quanto i gas diventano liquidi a temperature molto più alte.*

$$\mathbf{P_1 / T_1 = P_2 / T_2 = k}$$

# Legge di Avogadro

Volumi uguali di gas diversi (ideali) nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione contengono lo stesso numero di particelle.

A 0°C e 1 atmosfera di pressione (t.p.s., definite condizioni normali per un gas ideale), una mole di un qualunque gas ideale occupa 22,414 dm<sup>3</sup> (litri).

Quindi il numero di moli di una sostanza gassosa si può determinare da una misura di volume a t.p.s.

$$n \text{ (moli)} = \frac{V \text{ (dm}^3\text{)}}{V_m \text{ (dm}^3\text{/mole)}}$$

# Legge combinata dei gas

Legge di Boyle  $V \propto 1/P$   
(con  $T$  ed  $n$  costanti)

Legge di Charles  $V \propto T$   
(con  $P$  ed  $n$  costanti)

Combinata  $V \propto T/P$   
(con  $n$  costante)

Oppure  $V = K \cdot T/P$

o ancora  $\frac{P \cdot V}{T} = K$

# Uso della legge combinata dei gas

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

**Problema:** una certa quantità di gas ha un volume di 10,1 litri a 23°C ed esercita una pressione di 746 Torr. Quale sarà il suo volume a 0°C ed 1 atm ?

Quale sarà la massa molecolare relativa sapendo che la quantità di gas corrisponde a 7340 mg ?

# Legge di stato generale dei gas

Abbiamo visto  $\frac{P \cdot V}{T} = K$

Per una mole  
(a TPS)  $\frac{1 \text{ atm} \cdot 22,414 \text{ L}}{273,16 \text{ K} \cdot 1 \text{ mole}} = 0,082$

Per n moli  $\frac{P \cdot V}{T \cdot n} = R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

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

*Legge di stato generale  
dei gas ideali*

# Gas reali (2)

Il comportamento ideale dei gas si basa su alcune approssimazioni.

1) Il gas ha a disposizione tutto il volume interno del recipiente.

*Nel caso dei **gas reali** bisogna considerare anche il volume occupato dalle molecole di gas (**covolume**).*

2) La pressione esercitata dal gas dipende solo dagli urti delle molecole del gas contro le pareti del recipiente.

Inoltre sono trascurabili gli urti tra le molecole, la perdita di energia in seguito agli urti (urti elastici) ed eventuali forze attrattive/repulsive tra le molecole.

*Per i **gas reali** bisogna considerare urti non elastici.*

La legge di stato generale per i gas reali prevede quindi due fattori correttivi in diminuzione sia del volume sia della pressione.