

LE LEGGI DEI GAS

Un **gas** è un aeriforme che si trova al di sopra della sua temperatura critica, ben differente dal **vapore** che si trova al di sotto della sua temperatura critica. Ricordiamo che la **temperatura critica** indica quella temperatura al di sopra della quale è impossibile, anche ad elevatissime pressioni, ottenere il passaggio di stato aeriforme → liquido.

Da studi recenti si è evidenziato che tutti i gas, da un punto di vista macroscopico, si comportano in modo pressoché identico. È stato per questo elaborato il modello del **gas ideale** o **perfetto**, il quale descrive il comportamento dei gas reali quando sono piuttosto rarefatti e si trovano ad una temperatura molto maggiore di quella di liquefazione. In questo caso il volume occupato dal gas è grandissimo ma prevalentemente vuoto. Le particelle costituenti dei gas ideali presentano le seguenti caratteristiche in comune:



- ❖ Sono **puntiformi** e il loro **volume** è **trascurabile** rispetto a quello occupato dall'intera massa gassosa;
- ❖ Non si **attraggono** reciprocamente e sono separate da **spazio vuoto**;
- ❖ Si muovono in modo **caotico** e a **gran velocità** in tutte le direzioni; consideriamo una massa di gas ideale all'interno di un ipotetico contenitore, le particelle che lo costituiscono si muovono con moto rettilineo interrotto solo dagli urti fra le particelle stesse e con le pareti del contenitore: si tratta di **urti elastici**, non vi è dunque dispersione di energia!

Un gas è caratterizzato da tre grandezze fisiche:

- ❖ **Pressione**, che è il risultato del continuo impatto delle molecole del gas sulle pareti del recipiente che le contiene;
- ❖ **Temperatura**, di cui quella assoluta è proporzionale all'energia cinetica delle sue molecole;
- ❖ **Volume**.

I gas sono molto sensibili alla variazione di anche solo una di queste grandezze, che sono in grado di determinare il passaggio dei gas da uno stato iniziale ad uno finale. Questi passaggi di stato sono definiti con l'espressione di **trasformazioni** dei gas e, tra tutte, assumono una particolare rilevanza le seguenti:

- ❖ Trasformazione **isobara**, se si verifica a pressione costante
- ❖ Trasformazione **isocora**, se si verifica a volume costante
- ❖ Trasformazione **isoterma**, se si verifica a temperatura costante.

LEGGE DI BOYLE O LEGGE ISOTERMA

Una serie di esperimenti condotti nel 1662 da Robert Boyle lo portarono alla formulazione della **legge di Boyle**, valida per tutti i gas perfetti:

La **pressione** di una determinata quantità di gas, a temperatura costante, è **inversamente proporzionale al volume**.

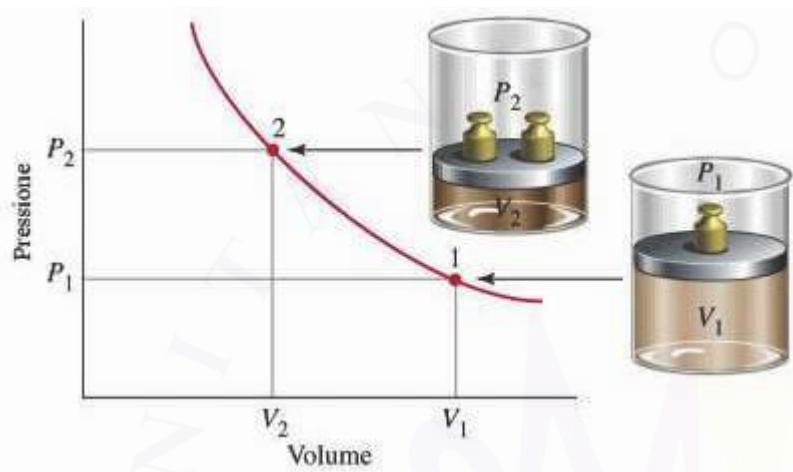
Ciò significa che in condizioni di temperatura costante se si comprime un gas alla metà del suo volume, la pressione raddoppia; riducendo a un terzo il volume, la pressione triplica... Poiché il prodotto di due grandezze inversamente proporzionali è costante, questa legge può essere così espressa:



$$p \cdot V = k \text{ (A temperatura costante)}$$

Da un punto di vista microscopico, le particelle di un gas presenti in un determinato volume V_1 esercitano una determinata pressione p_1 a causa degli urti sulle pareti del contenitore. Riducendo, il volume a disposizione delle particelle (V_2) mantenendo però costante la temperatura, la frequenza degli urti, e quindi anche la pressione p_2 aumenta in maniera proporzionale. Il prodotto tra p e V resta costante e può essere espresso dalla seguente relazione:

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



La proporzionalità inversa è rappresentata da un ramo di iperbole equilatera nel quadrante positivo.

LEGGE DI CHARLES O LEGGE ISOBARA

Intorno al 1787 Jaques Charles formulò la **legge di Charles**, in grado di descrivere la trasformazione dei gas a pressione costante:

Il **volume** di una determinata quantità di gas, a pressione costante, è **direttamente proporzionale** alla sua **temperatura assoluta**.

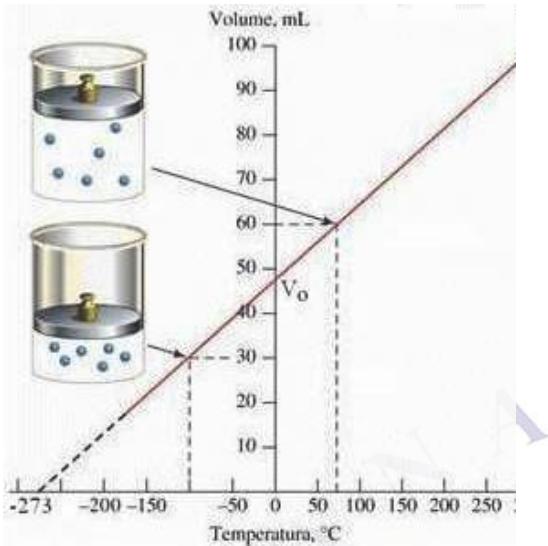
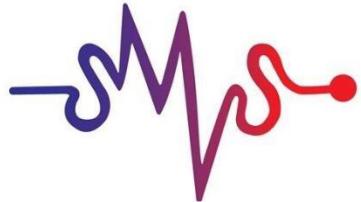
Da ciò si evince che, in condizioni di pressione costante se si raddoppia la temperatura assoluta il volume occupato dalla massa gassosa raddoppia. Ciò non implica un aumento di particelle, ma dello spazio da esse occupato e quindi una diminuzione del loro numero nell'unità di volume.

La proporzionalità diretta tra temperatura e volume a pressione costante, può essere anche così espressa:

$$\frac{V}{T} = k \text{ (A pressione costante)}$$

In termini microscopici, se abbiamo un gas che occupa un volume V_1 ad una temperatura T_1 e, mantenendo la pressione costante, ne innalziamo la temperatura raggiungendo una temperatura T_2 allora il volume da esso occupato aumenterà in maniera direttamente proporzionale all'innalzamento della temperatura (V_2).

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



La proporzionalità diretta è rappresentata da una linea retta passante per V_0 .

LEGGE DI GAY-LUSSAC O LEGGE ISOCORA

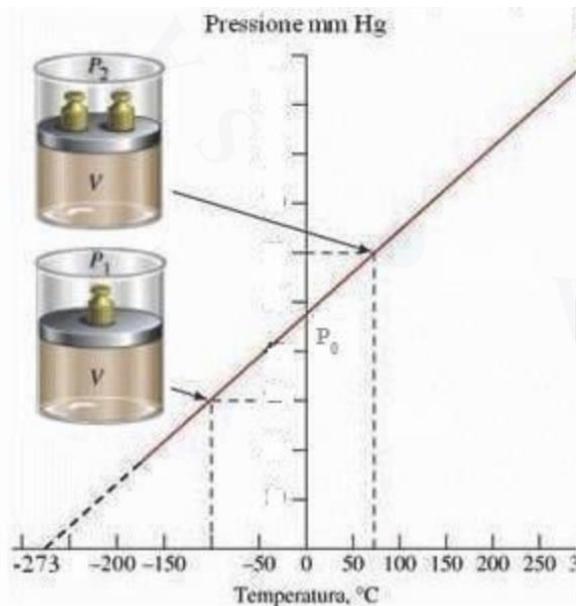
La **legge di Gay-Lussac** afferma che la pressione di una determinata quantità di gas a volume costante è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta.

$$\frac{P}{T} = k \quad (\text{A volume costante})$$

Le variazioni di pressione di un gas, poco compresso e lontano dalla liquefazione, sono direttamente proporzionali alle corrispondenti variazioni di temperatura.

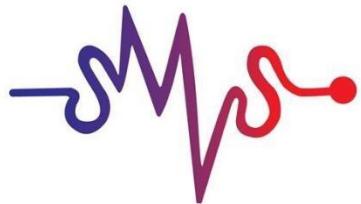
Se immaginiamo di variare contemporaneamente temperatura, pressione e volume di una quantità fissa di gas; possiamo descrivere il suo comportamento con questa relazione:

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



La proporzionalità diretta è rappresentata da una linea retta passante per P_0 .

Questa relazione è detta **legge generale dei gas**. Essa vale per qualsiasi quantità di gas, purché rimanga costante.



GAS PERFETTO

Un gas perfetto è un modello di gas ideale che segue la legge di Boyle e le due leggi di Gay-Lussac. È un modello che permette di descrivere in molti casi i gas reali.

L'equazione dei gas perfetti è:

$$pV = \left(\frac{p_0 V_0}{T_0}\right) T$$

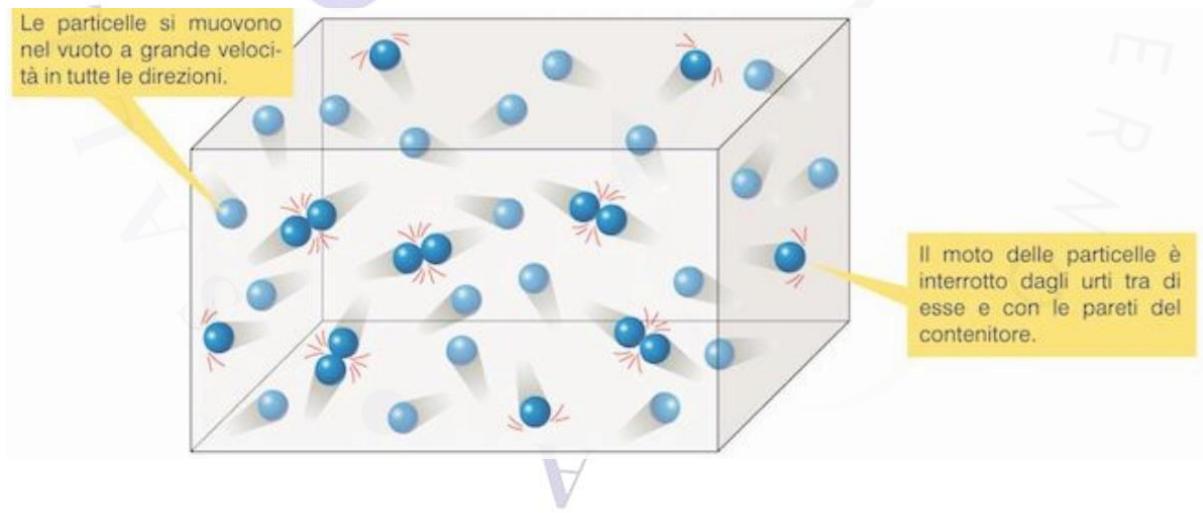
se si considera una mole di gas alla temperatura T_0 di 0°C e alla pressione p_0 di 1 atm, il volume di una mole V_M è 22,4 L per qualsiasi gas. Alle condizioni indicate il rapporto $\frac{p_0 \cdot V_M}{T_0}$ assume un valore ben definito e viene indicato con la lettera R:

$$\frac{p_0 \cdot V_M}{T_0} = R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}}{273,15 \text{ K}} = 0,0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{(\text{mol} \cdot \text{K})} = 8,31 \frac{\text{J}}{(\text{mol} \cdot \text{K})}$$

Da cui: $pV = nRT$ **FORMA GENERALE**

Esprimendo il numero di moli n come il rapporto tra il numero di molecole N e il numero di Avogadro N_A , la legge dei gas perfetti diventa:

$$p \cdot V = N \cdot k \cdot T \quad \text{con } k = 1,381 \times 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}}$$



LEGGE DELLE PRESSIONI PARZIALI

La pressione esercitata da ciascun gas in assenza degli altri è chiamata **pressione parziale**. La pressione totale di una miscela di gas è il risultato della somma delle pressioni che ogni componente esercita quando occupa da solo il contenitore.

$$P_{\text{totale}} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$$

Questa relazione è detta **legge delle pressioni parziali di Dalton**.