

Le leggi dei gas

1

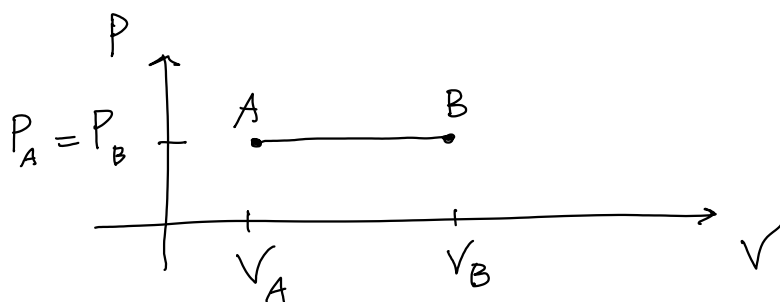
Riassumendo si hanno le seguenti tre leggi che legano temperatura, volume e pressione di un gas:

Prima legge di Gay-Lussac

A pressione costante il volume di un gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura assoluta:

$V = V_0 \alpha T$, dove V_0 è il volume a 0°C e α è il coefficiente di dilatazione volumica dei gas che vale $\alpha = \frac{1}{273} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$.

Le trasformazioni a pressione costante sono chiamate **isobare** e sono rappresentate da rette orizzontali in un diagramma $V-P$.

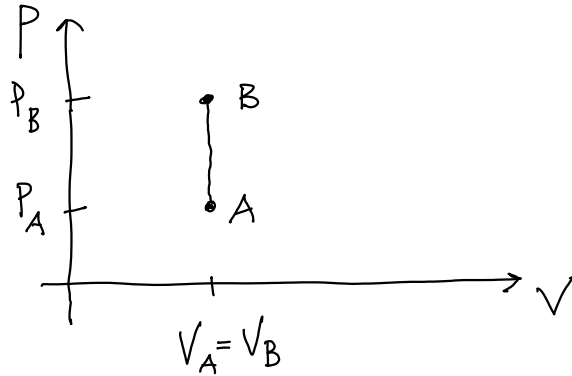


Seconda legge di Gay-Lussac

A volume costante la pressione di un gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura assoluta:

$P = P_0 \alpha T$, dove P_0 è la pressione a 0°C e α vale sempre $\alpha = \frac{1}{273} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$.

Le trasformazioni a volume costante sono chiamate **isocore** e sono rappresentate da rette verticali nel piano V - P .



Legge di Boyle

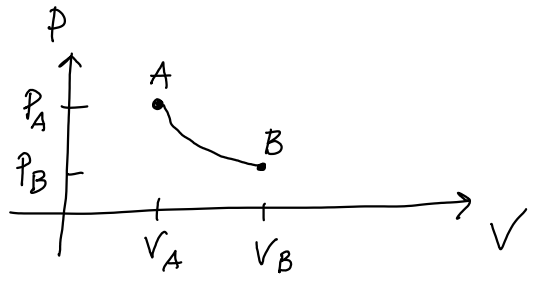
A temperatura costante la pressione e il volume di un gas sono inversamente proporzionali:

$$P \cdot V = k$$

dove k è una costante che dipende

dalla temperatura e dalla quantità di gas.

Le trasformazioni a temperatura costante sono chiamate *isoterme* e sono rappresentate da rami di iperbole nel piano V-P.



L'equazione di stato dei gas ideali

Le tre leggi dei gas sono valide però, solo approssimativamente, entro limitati intervalli di pressione e temperatura.

Costituiscono tuttavia un primo modello matematico utile a descrivere il comportamento dei gas.

Queste tre leggi possono essere riassunte in un'unica legge matematica che le contiene tutte: $P \cdot V = k T$, dove k è una costante che dipende dalla quantità di gas.

Si trova che $k = n R$, dove n è ③
il numero di moli di gas ed R è la
costante dei gas che vale

$$R = 8,31 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{K}} = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{K mole}} \quad \text{nel}$$

sistema internazionale (il joule (J) è
l'unità di misura dell'energia nel S.I.).

L'equazione di stato dei gas ideali
si può scrivere quindi nella forma

$$PV = nRT$$

(Il valore di R si può stimare a
partire dai dati dell'esperimento
sulla legge di Boyle (vedi file).

Per esempio, con 10 cm^3 di aria a
pressione atmosferica e temperatura
ambiente si ha

$$k = P \cdot V = 10^5 \cdot 10 \cdot 10^{-6} \text{ Pa} \cdot \text{m}^3$$

Ricordando che, in condizioni standard,

una mole di gas occupa 22,4 l, (5)

si ha che 10 cm^3 corrispondono a

$$n = \frac{10 \cdot 10^{-3}}{22,4} \text{ moli} = 0,45 \cdot 10^{-3} \text{ moli}$$

A temperatura ambiente ($T = 293 \text{ K}$)

si può quindi stimare per R il valore:

$$R = \frac{P \cdot V}{n T} = \frac{10^5 \cdot 10 \cdot 10^{-6}}{0,45 \cdot 10^{-3} \cdot 293} \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mole} \cdot \text{K}} =$$
$$= 7,6 \frac{\text{J}}{\text{K}} \quad (1 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 = 1 \text{ J})$$

che è abbastanza vicino al valore

corretto: $R = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{K}}$) .