# I gas e le leggi dei gas

I parametri che descrivono le condizioni di un gas sono tre:

- Volume V;
- Temperatura R;
- Pressione P.

Tali condizioni sono dette **condizioni termodinamiche** del gas e le tre grandezze che le descrivono sono interdipendenti; infatti un gas:

- Si comprime facilmente, diminuendo il suo volume;
- Si dilata, se riscaldato in un recipiente con coperchio mobile;
- Se riscaldato in un recipiente chiuso, fa aumentare la pressione al suo interno.

Per trovare una possibile relazione tra le variabili p, V, T è necessario osservare come queste si comportano al variare di due di esse e mantenendo la terza costante. Sono possibili tre casi:

Le **trasformazioni isoterme** di un gas, sono quelle che avvengono a temperatura costante e seguono la legge di Boyle:

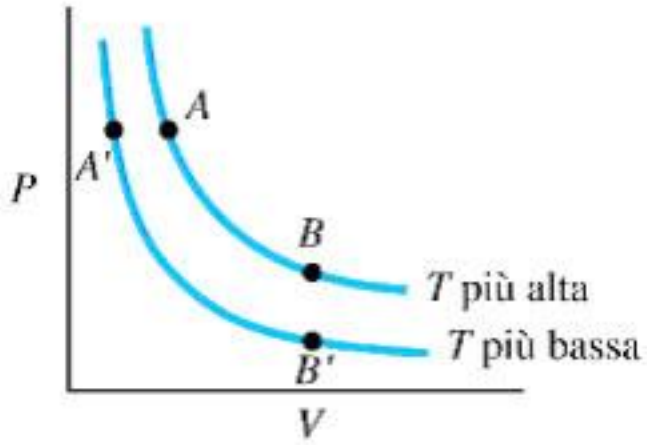
$$pV = costante$$

Il **volume** del gas, a temperatura costante, è inversamente proporzionale alla **pressione.** Questo significa che il prodotto del volume per la pressione registrata nella fase iniziale della trasformazione è uguale allo stesso prodotto registrato nella fase finale:

$$p_1V_1=p_2V_2$$

Lo stato di un gas si rappresenta sul piano di Clapeyron, un piano cartesiano che riporta la pressione p in funzione del volume V; qualsiasi trasformazione corrisponde a una successione di stati diversi del gas e quindi è rappresentata sul piano di Clapeyron da una successione di punti, cioè da una linea. Nel caso specifico della legge di Boyle, la curva è un ramo di iperbole equilatera, caratteristica della proporzionalità inversa, che si chiama **isoterma.**

(C) 2013 - StudentVille.it - La ripubblicazione senza autorizzazione è vietata




-sulle ascisse il volume del gas V

-sulle ordinate la sua pressione p;

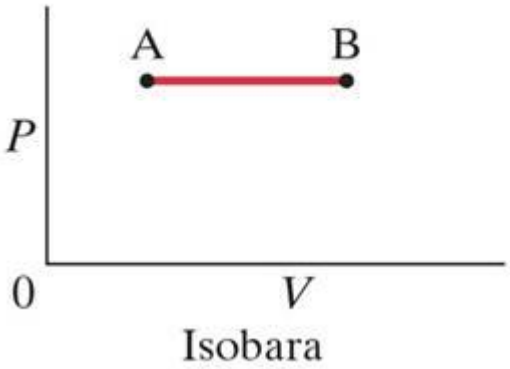
- sull'isoterma la sua temperatura assoluta T.

Quanto più l'iperbole è lontana dall'origine degli assi, tanto maggiore è la temperatura che essa rappresenta.

Le **trasformazioni isobare** sono quelle che avvengono a pressione costante e sono descritte dalla legge di Charles:

*V/T= costante*

Il volume di un gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura assoluta. La trasformazione isobara, avendo come caratteristica p = costante è rappresentata sul piano di Clapeyron, da una retta parallela all'asse delle ascisse.

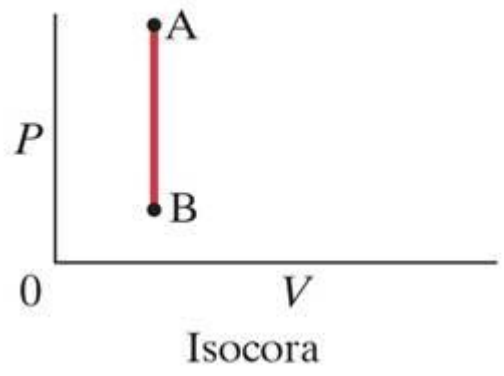



(C) 2013 - StudentVille.it - La ripubblicazione senza autorizzazione è vietata

Le **trasformazioni isocore** sono quelle che avvengono a volume costante e sono descritte dalla legge di Gay Lussac:

$$p/T = costante$$

La pressione di un gas è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta.



Isocora

## Leggi dei gas

Il **principio di Avogadro** afferma che volumi uguali di gas diversi, posti nelle stesse condizioni di pressione e temperatura, contengono lo stesso numero di molecole. Questo significa che il gas più pesante ha molecole di massa maggiore e che il rapporto tra le masse corrisponde al rapporto tra le masse delle singole molecole. Per volumi uguali, le masse m=p V sono proporzionali alla densità p del gas, quindi: il rapporto tra le densità di due sostanze allo stato gassoso è uguale al rapporto tra le masse delle loro singole molecole.

Il **volume di una mole di gas,** qualunque sia la sua natura, alla temperatura di 0 $^0$C e alla pressione di un'atmosfera, occupa sempre 22,4 litri.

L'**equazione di stato dei gas,** valida per le trasformazioni in cui variano tutti e tre i parametri p, V e T, afferma che:

$$pV=nRT$$

dove: n è il numero di moli presenti, R è la costante dei gas pari a $p_0V_0/T_0$=8,31 J/K mol.

Le leggi dei gas, pur adattandosi anche ai gas reali, sono valide solo per i **gas ideali**, aventi le seguenti caratteristiche:

(C) 2013 - StudentVille.it - La ripubblicazione senza autorizzazione è vietata

- Il gas è rarefatto e sono trascurabili sia le dimensioni delle molecole, sia le forze attrattive tra di esse;
- Le molecole sono in continuo movimento di agitazione termica e la loro energia cinetica media è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta del gas.

Per tutti i gas esiste una **temperatura critica** al di sopra della quale il gas non può passare allo stato liquido; per temperature inferiori a quella critica, il **gas** si comporta come un **vapore** e diventa liquido per semplice compressione.

Nell'equazione di stato dei **gas reali** si deve tenere conto sia delle forze di coesione(che fanno misurare una pressione più bassa di quella effettiva), sia del volume reale delle molecole; vale dunque la **legge di Van der Waals:**

$$(p+a/V^2)\,(V-nb)=nRT$$

rappresentata graficamente da isoterme che coincidono con le iperboli equilatere della legge di Boyle solo per temperature superiori alla temperatura critica del gas.

StudentVille

(C) 2013 - StudentVille.it - La ripubblicazione senza autorizzazione è vietata