

I gas

Un gas è formato da un gran numero di molecole che si muovono in modo disordinato, urtandosi tra loro e urtando contro le pareti del recipiente che le contiene. Durante gli urti le molecole esercitano delle forze sulle pareti e quindi esercitano una pressione dall'interno del recipiente.

Un gas può subire delle trasformazioni, causate soprattutto dal cambiamento di temperatura, pressione, volume.

La temperatura:

La temperatura è la grandezza che misura gli scambi di calore tra corpi in contatto termico. In fisica la temperatura è generalmente misurata in gradi Kelvin.

La pressione:

La pressione è il rapporto tra la forza premente e l'area della superficie a cui essa è applicata, per cui è esprimibile nella formula: $P = F_p/A$ La pressione è misurata in Pascal o in atmosfere

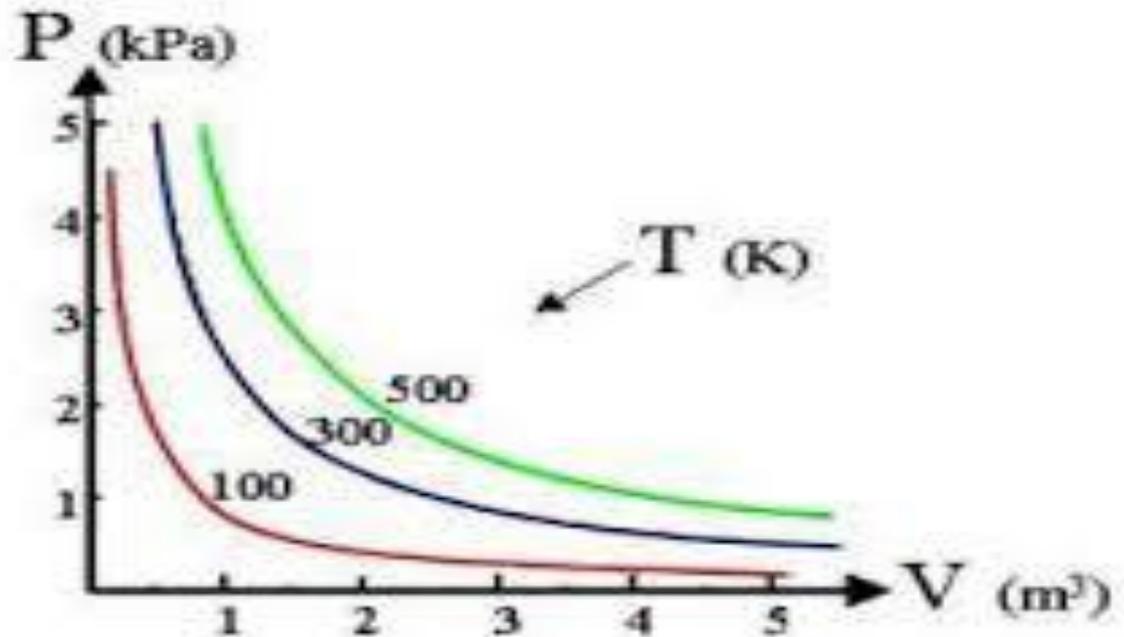
La legge di Boyle

La legge di Boyle dice che a temperatura costante, il volume che occupa una certa massa di gas è inversamente proporzionale alla pressione del gas e che quindi all'aumentare del volume, la pressione diminuisce e viceversa. Questa relazione può essere illustrata nella formula:

$$P * V = \text{cost}$$

Questa è una trasformazione

Isotermica.



La legge di Gay-Lussac

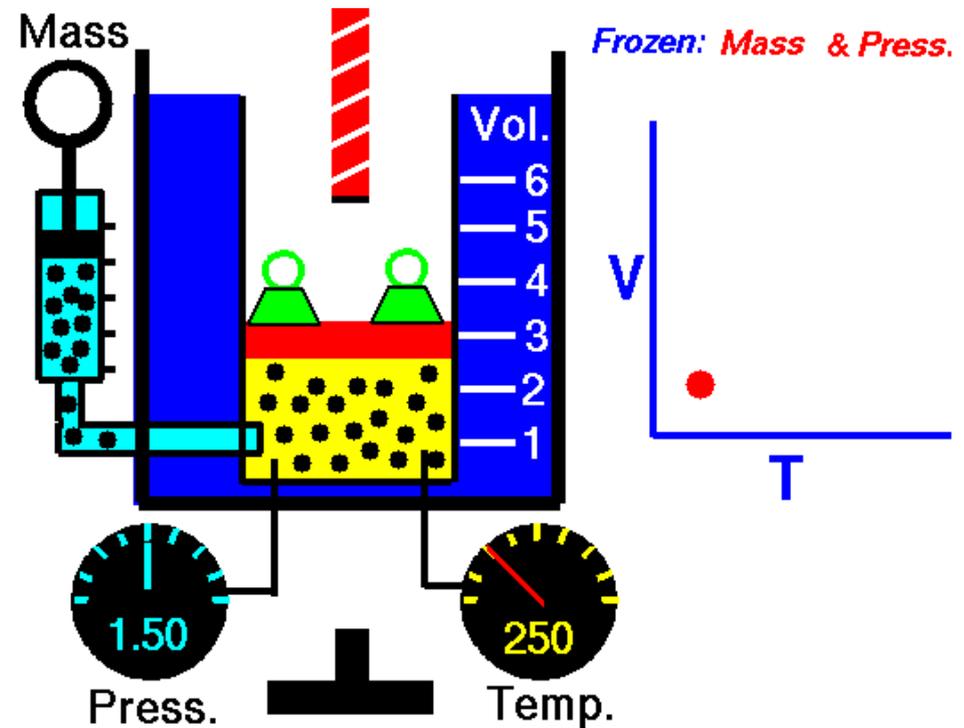
A pressione costante, quando la temperatura di un gas aumenta, anche il suo volume aumenta, come per i solidi e i liquidi; viceversa una diminuzione di temperatura fa diminuire il volume.

Gay-Lussac stabilì che, a pressione costante, il volume varia secondo la legge:

$$V = V_0 \cdot (1 + a \cdot T)$$

La legge può essere illustrata in modo più semplice se esprimiamo la temperatura in kelvin invece che in gradi centigradi.

Poiché $a = 1/273,15$ possiamo scrivere $273,15 = 1/a$ e quindi:

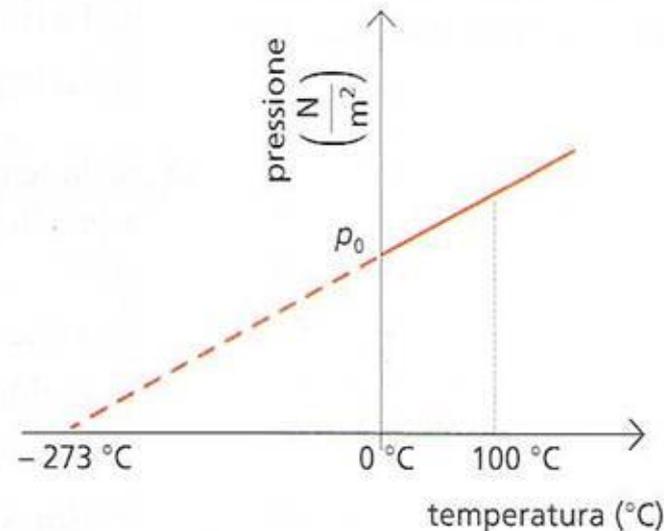


La legge di Charles

La legge di Charles dice che a volume costante, all'aumentare della temperatura, aumenta la pressione e viceversa, quindi temperatura e pressione sono direttamente proporzionali e messi in relazione con la formula: $P = P_0 \cdot (1 + B \cdot T)$

Come la legge di Gay-Lussac, la legge di Charles può essere illustrata in modo più semplice con la formula: $P = (P_0/273,15) \cdot T_k$

Questa è una trasfo b



Il gas perfetto

Tutti i gas reali seguono, con buona approssimazione, le leggi sperimentali che abbiamo descritto, soprattutto se sono lontani dalla temperatura di condensazione.

Un gas che segue esattamente queste leggi viene definito gas perfetto. Nella realtà non esiste un gas perfetto.

Il gas perfetto è un gas ideale, che aiuta a capire il comportamento dei gas reali.

L'aria a temperatura ambiente e alla pressione atmosferica si comporta con buona approssimazione come un gas perfetto.

L'equazione caratteristica dei gas

Il fisico Emile Clapeyron dimostrò che le leggi dei gas possono essere riassunte in un'unica relazione, detta equazione caratteristica o equazione di stato dei gas perfetti:

$$P * V = n * R * T$$

Dove P è la pressione, V il volume, n il numero di moli, R è la costante universale dei gas (8,31 J/(mol*K)) e T la temperatura del gas espressa in Kelvin.

L'equazione di stato può essere scritta anche in questo modo:

$$P * V = N * k * T$$

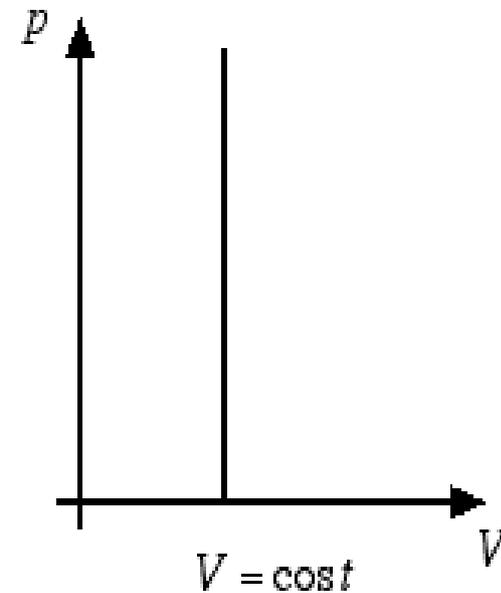
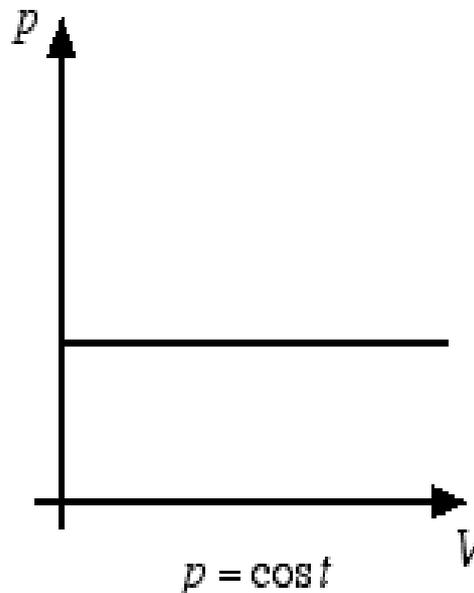
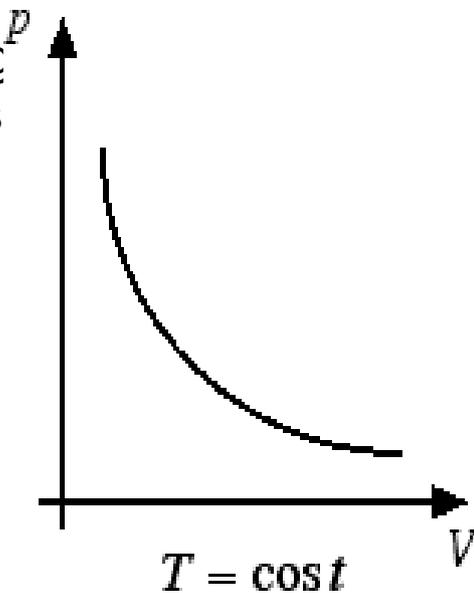
Le trasformazioni termodinamiche

Le leggi dei gas possono essere rappresentate graficamente nel piano pressione-volume, detto piano di Clapeyron. Ogni punto del piano rappresenta uno stato di equilibrio dei gas e il passaggio da uno stato di equilibrio a un altro si chiama trasformazione termodinamica.

•La legge di Boyle(T costante) descrive una trasformazione isoterma. La sua rappresentazione nel piano è un'iperbole.

•La legge di Gay-Lussac(P costante) descrive una trasformazione isobarica. La rappresentazione grafica è un segmento parallelo all'asse delle ascisse.

•La legge
rappres



a). La

Il primo principio della termodinamica

Un qualunque sistema di particelle può interagire con l'ambiente esterno in quattro modi diversi: assorbendo o cedendo calore, compiendo o subendo un lavoro. Ognuna di queste interazioni equivale ad uno scambio di energia fra il sistema e l'ambiente esterno e produce un cambiamento dell'energia interna del sistema. Gli scambi di energia fra un sistema e l'ambiente che lo circonda sono regolati dal primo principio della termodinamica, che può essere sintetizzato con la seguente uguaglianza: $\Delta U = Q - L$, dove ΔU è la variazione di energia interna(Joule), Q è il calore scambiato(J), ed L è il lavoro scambiato(J).

- L è positivo se il lavoro è fatto dal sistema sull'esterno.
- L è negativo se il lavoro è fatto dall'esterno sul sistema.
- Q è positivo se il calore è assorbito dal sistema.
- Q è negativo se il calore è ceduto dal sistema.

Applicazioni del primo principio

Riscaldamento a volume costante. Il sistema riceve calore ma non compie lavoro perché $\Delta V = 0$. Pertanto: $\Delta U = Q$

Cioè la variazione di energia interna è uguale al calore scambiato dal sistema con l'ambiente. Se il gas acquista calore, Q è positivo; anche ΔU è positiva, cioè l'energia interna aumenta. Se invece il gas si raffredda, l'energia interna diminuisce.

•Trasformazione isoterma. La temperatura del sistema e quindi l'energia interna U rimangono costanti, Quindi ΔU è nulla e $Q = L$.

•Trasformazione senza scambio di calore. Si chiamano adiabatiche le trasformazioni che avvengono senza scambi di calore con l'ambiente. Se $Q = 0$, il primo principio diventa: $\Delta U = -L$. Se la trasformazione è un'espansione adiabatica, il lavoro è positivo e l'energia interna diminuisce, perché ΔU è negativa. Viceversa in una compressione adiabatica il lavoro è negativo, la variazione di energia interna è positiva cioè U aumenta.

•Trasformazione ciclica. Durante una trasformazione ciclica il gas attraversa