

Energia interna dei gas reali rarefatti : esperienza di Joule

in una *espansione libera adiabatica irreversibile* una mole di gas reale rarefatto e ad alta

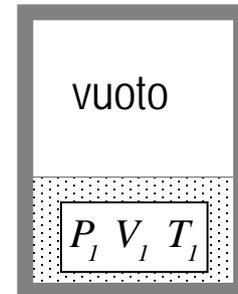
temperatura inizialmente racchiuso in una parte di un recipiente rigido ed adiabatico

si espande nel *vuoto*, fino ad occupare tutto il recipiente

trasformazione adiabatica $\rightarrow dQ = 0$

pressione esterna nulla $\rightarrow dL = p_a dV = 0$

$dU = dQ - dL \rightarrow dU = 0$



si verifica sperimentalmente che la variazione di temperatura $\Delta T = T_2 - T_1$ tende ad annullarsi

via via che aumentano la rarefazione e la temperatura iniziale del gas reale

per cui si assume che per i gas *perfetti* $\Delta T = 0$

da cio' si deduce che $U = U(T)$

→ l'energia interna di un gas perfetto è funzione solo della temperatura del gas

(*dimostrazione in aula*)

nota : l'esperienza comune e' diversa ! Bombolette spray

per quanto riguarda i calori specifici molari dei gas perfetti sperimentalmente si misura :

per i gas ideali monoatomici $c_V = \frac{3}{2} R = 12.5 \frac{\text{Joule}}{\text{mole K}}$

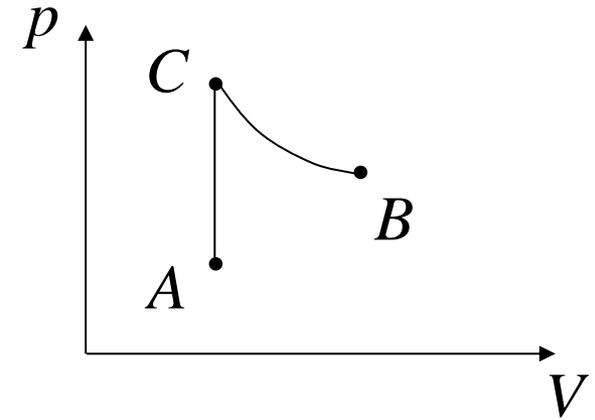
per alcuni gas ideali biatomici $c_V = \frac{5}{2} R = 20.8 \frac{\text{Joule}}{\text{mole K}}$

Variazioni di energia interna di un gas perfetto

dati due stati A e B di equilibrio passiamo da A a B

effettuando per esempio :

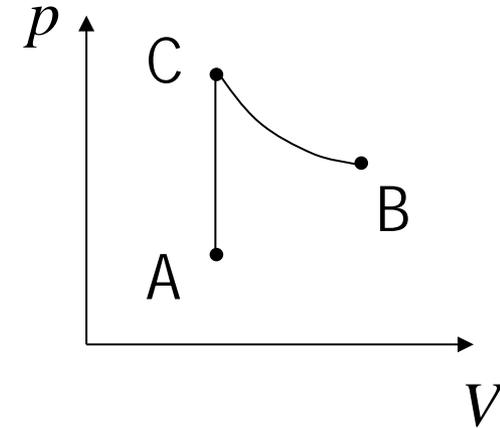
- da A a C una trasformazione **isocora**
- da C a B una trasformazione **isoterma**,



poiche' in B e in C il gas e' alla stessa temperatura $U_B = U_C \Rightarrow \Delta U = 0$

da A a C il lavoro e' nullo e per il primo principio $\Delta U = Q$

in generale $Q = C\Delta T$ e utilizzando la definizione



di calore specifico molare e tenendo conto che operiamo lungo un isocora

potremo scrivere che $Q = nc_V\Delta T$

percio' se da A a C $\Delta U = Q = nc_V\Delta T$ e da C a B $\Delta U = 0$

da A a C a B in totale si avra' $\Delta U = 0 + nc_V\Delta T = nc_V\Delta T$

dato che e' una *funzione di stato* l'energia interna dipende soltanto dallo stato iniziale e finale,

se ne conclude che: per un *gas perfetto* che esegua una *qualsiasi* trasformazione ,

reversibile o irreversibile, dallo stato termodinamico A a quello B si ha *sempre*

$$\Delta U = U_B - U_A \equiv Q = nc_V \Delta T \quad \text{se } c_v \text{ e' costante}$$

o piu' in generale

$$\Delta U = U_B - U_A = n \int_{T_A}^{T_B} c_V(T) dT$$

per trasformazioni infinitesime $dU = nc_V dT$ e il primo principio della

termodinamica diviene $dQ = nc_V dT + dL$ che, per trasformazioni *reversibili*,

si potrà scrivere come $dQ = nc_V dT + pdV$

nota : si sono determinate solamente le variazioni di energia interna del gas

Backup Slides