

Trasformazioni TERMODINAMICHE

scusa la banalità di questa bozza di appunti.

La termodinamica studia le leggi con cui un sistema scambia^[1] energia con l'ambiente; in particolare si occupa di quei processi che consentono di ricavare lavoro meccanico a partire dal calore^[2] e viceversa. La termodinamica classica partirebbe dal concetto di sistema **isolato**^[1] che, quando si trovasse in situazioni di EQUILIBRIO, sarebbe descrivibile da grandezze dette *variabili termodinamiche* o *funzioni di stato* come temperatura, pressione, volume e composizione chimica: vedi equazione di stato dei gas $PV = nRT$, ma useremo le relazioni tra le suddette grandezze anche per descrivere **trasformazioni quasi statiche** (trasformazioni in cui il passaggio da uno stato al successivo avviene attraverso infiniti stati di equilibrio intermedi): si possono descrivere tenendo presente il 1° principio della termodinamica

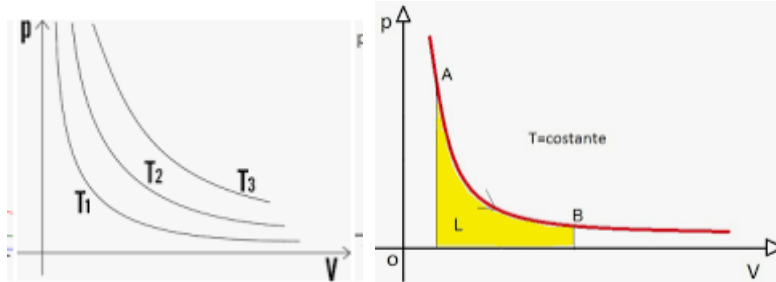
$$\Delta U = Q - L$$

dati due stati A e B del sistema, la variazione di energia interna U è pari alla differenza fra il calore Q assorbito (energia da ambiente a sistema), e il lavoro L compiuto dal sistema sull'ambiente.

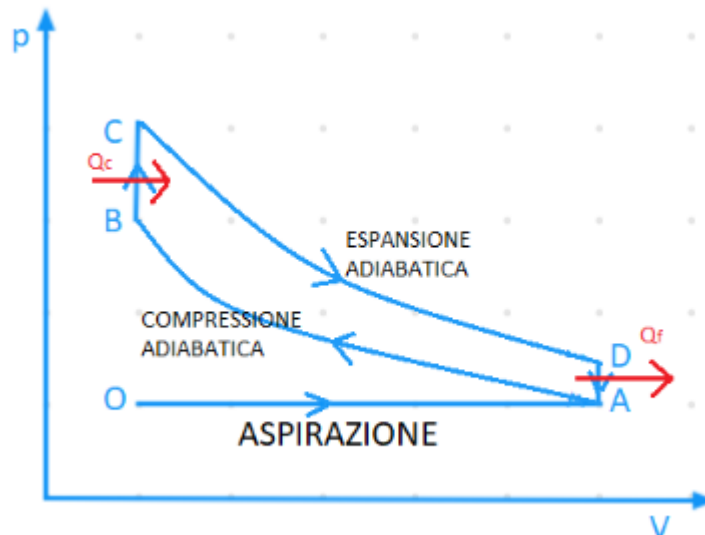
Se trattiamo gas ideali teniamo presente anche che, se gas monoatomico, $\Delta U = \frac{3}{2}nR\Delta T$, se biatomico $\Delta U = \frac{5}{2}nR\Delta T$.

Sono quasi statiche le trasformazioni

- isobare (sistema con $\Delta P = 0$: a pressione costante $L = P \cdot \Delta V$, derivandolo da $L = F \cdot s$)
- isocore (sistema con $\Delta V = 0$, quindi $L = 0$, quindi $\Delta U = Q = \Delta U = \frac{3}{2}nR\Delta T$ oppure $\frac{5}{2}nR\Delta T$)
- isoterme (sistema con $\Delta T = 0$, Volume e pressione inversamente proporzionali $P = \frac{nRT}{V}$)



- adiabatiche ($Q = 0$, non ci sono scambi di calore tra sistema e ambiente, quindi $\Delta U = -L$)
- cicliche (lo stato finale coincide con quello iniziale, il che implica $\Delta U = 0$, dal che $L = Q =$ area racchiusa dalla curva del ciclo. Ad esempio il ciclo "otto" del motore a scoppio:

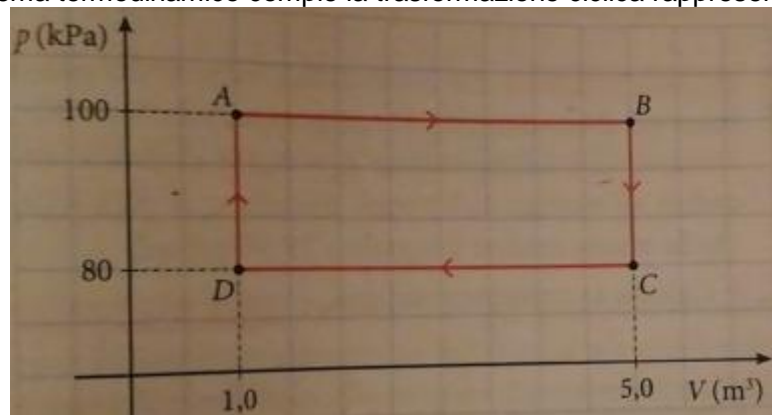


[1] qui considero solo sistemi **chiusi**, cioè che non scambiano materia con l'ambiente; si definisce invece **isolato** un sistema che non scambia energia con l'ambiente.

[2] il calore (Q) è quella forma di energia che due corpi a contatto si scambiano come conseguenza della differenza di temperatura (in realtà anche non a contatto, perché il calore si propaga anche per irraggiamento): 1 cal = 4,184 J.

[Pagina senza pretese di esaustività o imparzialità, modificata 24/10/2022, col colore grigio distinguo i miei commenti rispetto al testo attinto da altri]

↑ 2021.10.04 un sistema termodinamico compie la trasformazione ciclica rappresentata in figura



AB isobara con lavoro positivo sull'ambiente $L=100 \cdot 10^3 \cdot 4=400\text{kJ}$

BC isocora, lavoro nullo

CD isobara con lavoro negativo (dall'ambiente verso il sistema) $L=-80 \cdot 10^3 \cdot 4=-320\text{kJ}$

DA isocora con lavoro nullo.

Il lavoro complessivo prodotto dalla trasformazione ciclica è $400-320=80\text{kJ}=8,0 \cdot 10^4 \text{ J}$