

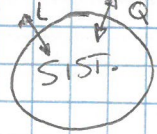
SISTEMI CHIUSI

CAP. 2

PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA PER SISTEMI CHIUSIPostulato: IN UN SISTEMA ISOLATO L'ENERGIA NON PUÒ ESSERE(Proposizione non dimostrabile che si considera vera per dimostrare una teoria) CREATA O DISTRUTTA, MA SOLO CONVERTITA DA UNA FORMA AD UN'ALTRA

$$\Delta E_{\text{isolato}} = 0$$

CONTORNO



→ scambi di tipo lavoro o calore (sist. chiuso)

$$\Delta E_{\text{SIST}} + \Delta E_{\text{CONT}} = 0 \Rightarrow \Delta E_{\text{SIST}} = -\Delta E_{\text{CONT}}$$

Essendo un sistema chiuso le interazioni possono essere solo di tipo calore e lavoro

$$\Rightarrow \Delta E_{\text{SIST}} = Q - L$$

CONVENZIONE TERMODINAMICA:

- CALORE POSITIVO SE ENTRA NEL SISTEMA
- LAVORO POSITIVO SE COMPIUTO DAL SISTEMA

(deriva dal '700 quando la termodinamica serviva per l'industrializzazione con i motori a vapore)

L'ENERGIA DEL SISTEMA È COMPOSTA DA:

2.3

$$E_{\text{SIST}} = \underbrace{E_{\text{CIN}} + E_{\text{POT}}}_{\substack{\text{FENOMENI} \\ \text{MACROSCOPICI} \\ \text{DELLA MECCANICA} \\ \text{CLASSICA}}} + \underbrace{U}_{\substack{\text{ENERGIA} \\ \text{INTERNA}}} \\ \text{FENOMENI CIN. E POT. DELLE} \\ \text{SINGOLE PARTICELLE}$$

~~Max sistema chiuso~~

⇒ IL PRIMO PRINCIPIO DIVENTA:

$$\text{Sist. Apert.} \quad \Delta E_{\text{CIN}} + \Delta E_{\text{POT}} + \Delta U = Q - L$$

$$\text{Sistemi Chiusi} \quad \downarrow \quad \downarrow \quad \boxed{\Delta U = Q - L} \quad \text{Joule}$$

FORMULAZIONE MATEMATICA I° PRINCIPI.

IL SISTEMA CHIUSO ha massa costante M , quindi divid. per M

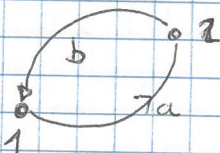
$$\Delta u = q - l \quad \text{J/kg}$$

PROCESSO CICLICO o CICLO TERMODINAMICO:

processo in cui lo stato finale coincide con quello iniziale

$$\Rightarrow \Delta E_{\text{SIST}} = \emptyset \Rightarrow \Delta U = \emptyset = \oint dU$$

significa che l'energia interna del sistema è una PROPRIETÀ DI STATO: (spiegare:)



$$\Delta U = 0 = \Delta U_{12} + \Delta U_{21} \Rightarrow \Delta U_{12} = -\Delta U_{21}$$

quindi ΔU_{12} è indipendente dal percorso, cioè è una proprietà di stato

(U è estensiva, dipende da M come Q e L)

Allora $\Delta U = 0 = \oint dU = \oint (dQ - dL) = \oint dQ - \oint dL$

L'INTEGRALE CHIUSO
DI Q ed L $\neq 0$,
NON SONO PROPRIETÀ DI STATO

PERTANTO dQ e dL NON
SONO DIFFERENZIALI ESATTI
uso δ oppure δ

$dU = \delta Q - \delta L$

NOTA: DEFINIZIONE DI DIFF. ESATTO:

$$dQ = A(x,y) dx + B(x,y) dy$$

è esatto se:

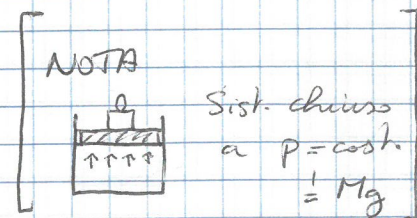
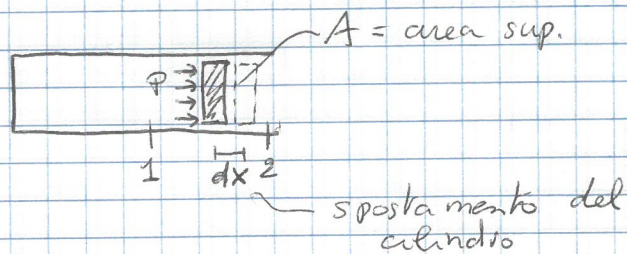
$$\frac{\partial A}{\partial y} = \frac{\partial B}{\partial x}$$

Ricapitolando:

- U è PROPRIETÀ DI STATO
- U è GRANDEZZA ESTENSIVA ($u = U/M$ è SPECIFICA (INTENSIVA se $f=1$))
- U in assoluto non è determinabile in funzione di uno stato fisico (Livello macroscopico)
- è possibile a livello macroscopico determinare solamente $U - U_{\phi}$ (con ϕ stato di riferimento) ma questo è sufficiente dal p.v. di vista INGEGNERISTICO

LAVORO DI VOLUME IN UN PROCESSO

2.5



$$F = p \cdot A$$

$$dL = p \cdot A \cdot dx \quad (\text{lavoro compiuto})$$

$$= p \cdot dV$$

Se il processo passa per STATI DI EQUILIBRIO tra 1 e 2 ad ogni istante p è bilanciata dall'esterno

$$L = \int_1^2 p \cdot dV$$

Questo si verifica per PROCESSI QUASI-STATICI, così lenti e con variazioni di p così piccole da poter considerare il processo come successione di stati di equilibrio

$$\left[\text{CASO PARTICOLARE: se } p = \text{cost (ISOBARA)} \Rightarrow L = p \int_1^2 dV = p \cdot (V_2 - V_1) \right]$$

Posso riprendere il I PRINCIPIO per PROCESSI QUASI STATICI:

$$\Delta U = Q - \int_1^2 p dV$$

$$dU = \delta Q - p dV$$



dividendo per M $du = q - p dv$

I PRINCIPIO - FORMULAZIONE ENTAIPICA

2.6

Possiamo introdurre l'entalpia

$$H = U + p \cdot V \quad \text{Joule}$$

$$h = u + p \cdot v \quad \text{J/kg}$$

$$dH = dU + p dV + V dp$$

Se considero il primo principio (*) (solo stati di equilibrio)
o processi QUASI-STATICI

$$dU + p dV = dQ$$

↓

$$dH - V dp = dQ$$

↓

$$\boxed{dH = dQ + V dp}$$

FORMULAZIONE ENTAIPICA DEL I PRINCIPIO
(processi QUASI-STATICI)

Osservazioni

- Se $p = \text{cost}$ $dH = dQ$ ovvero $\Delta H = Q$
(per processo isobaro la variazione di entalpia = Q)
- Se $V = \text{cost}$ $dV = 0 \rightarrow L = 0 \rightarrow dU = dQ$ e $\Delta U = Q$
(per processo isocoro la variazione di en. interna = Q)

[Le isobare si studiano con l'entalpia, le isocore con
l'energia interna]

- H è una proprietà di stato:

$$\oint dH = \oint dU + \oint d(p \cdot V) \quad p_1 = p_2 \text{ e } V_1 = V_2 \Rightarrow \oint dH = 0$$

\Downarrow
 $\oint dH = 0$

U prop. di stato

CAPACITÀ TERMICA

2.7

$$C = \frac{Q}{\Delta T}$$

(calore fornito al processo / variazione di temperatura)
J/K (NB non si dice GRADO KELVIN E NON SIMBOTE "°")

CALORE SPECIFICO

$$c = \frac{C}{M} = \frac{q}{\Delta T} \quad \text{J/kgK}$$

In termini differenziali:

$$C = \frac{dQ}{dT} \quad \text{e} \quad c = \frac{dq}{dT}$$

PROCESSI A VOLUME COSTANTE (ISOCORI): $dU = dQ - p dV$

$$dQ = dU \Rightarrow C_v = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_{V=\text{cost}} \quad \text{e} \quad c_v = \left(\frac{\partial u}{\partial T} \right)_{V=\text{cost.}}$$

CALORE SPECIFICO A V=cost.

PROCESSI A PRESSIONE COSTANTE (ISOBARI): $dH = dQ + V dp$

$$C_p = \left(\frac{dQ}{dT} \right)_{p=\text{cost}} = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_{p=\text{cost}} \quad \text{e} \quad c_p = \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_{p=\text{cost}}$$

CALORE SPECIFICO A P=cost.

CALORE SCAMBIATO NEI PROCESSI:

$$Q = \int_1^2 C_v dT \quad \text{per} \quad V = \text{cost}$$

$$Q = \int_1^2 C_p dT \quad \text{per} \quad p = \text{cost}$$

VALEDO SEMPRE PER STATI DI EQUILIBRIO O PROC. QUASI STATICI

NOTTE:

C_p e C_v in generale dipendono da T

(se sono costanti allora $Q = C_v \cdot \Delta T$ o $Q = C_p \cdot \Delta T$)

Per i gas se $\Delta T < 80 - 100^\circ\text{C}$ posso considerarli costanti

" " liquidi anche con $\Delta T > 100^\circ\text{C}$ " " " "

Per i vapori saturati non si usano ($C \rightarrow \infty$ perché $\Delta T = \text{cost.}$)