INTRODUZIONE

ENERGIA → Forza · Spostamento ⇒ è una proprietà che viene trasferita con un obiettivo: 1. muovere qualcosa o 2. Trasferire calore

POTENZA → $\frac{\text{Energia}}{\text{tempo}}$ = forza · Velocità ⇒ la potenza può essere aumentata a dismisura, consumando energia più velocemente, anche se il max è imposto da limiti meccanici

DIFFERENZA TRA POTENZA e ENERGIA
- Spostare / scaldare qcs ⇒ Energia
- Se si considera anche la variabile <u>TEMPO</u> ⇒ Potenza

ENERGIA RINNOVABILE →
= sono le sorgenti energ. sempre disponibili, il cui consumo non cambia le risorse energetiche globali
= ossi NON tutte sono disponibili ovunque
- Tutte le fonti energetiche sono "NATURALI"
- Quasi tutte le risorse energetiche sono rinnovabili (anche nel lungo periodo); eccetto il nucleare.
- Non tutti i tipi di energia sono semplici da accumulare

→ Perché usare le fonti rinnovabili?
→ Disponibilità energetica mondiale di: Petrolio; gas; carbone
→ Utilizzo delle varie fonti nel mondo

master COPY COPISTERIA
master COPY

RICHIAMI di TERMODINAMICA

1° PRINCIPIO: $\Delta U = Q + \bar{L}$ (con Q e $\bar{L} > 0$ VERSO il sistema)

Applicazioni:

- Recipiente indeformabile $\Rightarrow \bar{L} = 0 \Rightarrow \Delta U = Q \rightsquigarrow$ la trasformazione è ISOCORA ed è visibile tramite Δp e ΔT
- Parete mobile del recipiente + $Q = 0 \Rightarrow \Delta U = \bar{L} \rightsquigarrow$ la trasf. è ADIABATICA e genera Δp e ΔT - SIST. CHIUSO

Lavoro del Pistone: $d\bar{L} = -Fdx = -pAdx = -pdV \Rightarrow$ nota la legge p-V, integrando si trova $\bar{L}$, che dipende dal tipo di trasformazione

Dalla DENSITÀ: $\rho = \frac{1}{v} \Rightarrow \ln\rho = -\ln v \xrightarrow{\text{derivo}} \frac{d\rho}{\rho} = \frac{dv}{v} \Rightarrow dv = -v\frac{d\rho}{\rho} = -\frac{d\rho}{\rho^2}$ (sost $v = \frac{1}{\rho}$)

Quindi: $d\bar{L} = -pdv = +p\frac{d\rho}{\rho^2} = dU \Rightarrow \bar{L} > 0$ VERSO il sistema

Lavoro in un sist. CHIUSO ADIAB. quindi quando v si contrae si ha ρ che aumenta (= COMPRES.)

- SISTEMA APERTO = con massa variabile

Introducendo $dm = \rho dv$ in modo adiabatico ($Q = 0$) si ha:

$$\Delta U^* = dm\,U(m) + pdV = dm\,[U(m) + p/\rho] \Rightarrow \boxed{H = U + p\cdot v}$$

$U(m)$: energia associata alla massa; pdV: lavoro fatto per introdurre m

ENTALPIA

$\Rightarrow$ **ENTALPIA** $\rightarrow H = U + p\cdot v =$ variazione di energia int. dovuta all' introduzione di massa nel sist.

- In un sistema con introduz / estraz. continua di massa si ha:

$dU^* = dm_3 H_3 - dm_2 H_2 + dQ^* + dL^*$ 1° Princ. x sist. aperto

- Se è STAZIONARIO $\Rightarrow dU^* = 0$ e $dm = 0$

$H_2 - H_3 = Q + L$ 1° Princ. x sist. aperti STAZIONARI

Nei sistemi aperti l' ENTALPIA sostituisce $\Delta U \Rightarrow dH = dQ + d\bar{L}$

ATT! $dH = dU$ solo se $d(pv) = 0$, cioè solo nelle trasf. ISOTERME

↳ $d(p/\rho) = 0 \Rightarrow \frac{\rho dp - p d\rho}{\rho^2} = 0 \Rightarrow \frac{dp}{p} = \frac{d\rho}{\rho}$

- Se la trasf. è ADIABATICA $= dQ = 0$:

$$dL = dH = \underbrace{dU - pdv}_{dQ = dU - d\bar{L}} + vdp = vdp = \frac{dp}{\rho} \xrightarrow[\text{sist. aperto}]{\text{LAVORO}} L = \int \frac{dp}{\rho}$$

$\Rightarrow dL = d\bar{L} + dp/\rho \Rightarrow L = \bar{L} + \frac{p_2}{\rho_2} - \frac{p_3}{\rho_3}$ Lavoro in un sist. APERTO ADIABATICO

- GENERALIZZAZIONE:

S. CHIUSO	$\Delta U + \Delta E_p + \Delta E_c = Q + \bar{L}$	con $\bar{L} = -pdv = +p\frac{dp}{\rho^2}$
S. APERTO	$\Delta H + \Delta E_p + \Delta E_c = Q + L$	con $L = +vdp = \frac{dp}{\rho}$

- CASI PARTICOLARI:
  - Adiabatiche: $\Delta H + \Delta E_p + \Delta E_c = L$
  - Liquido ρ = cost e $\Delta U \simeq 0 \rightarrow L = \Delta H + \Delta E_p + \Delta E_c = \Delta(p\cdot v) + g\Delta h + \Delta c^2/2$ • Eq. Bernoulli
  - Areiforme $\rightarrow \Delta E_p \simeq 0 \rightarrow \Delta H + \Delta E_c = Q + L \Rightarrow \underbrace{dH + ede}_{dH_t = \text{entalpia tot.}} = dQ + dL$

Il 1° Principio NON tiene conto degli eff DISSIPATIVI (es. dell' attrito che finisce in calore; scambio termico con ΔT finiti; reaz. di combustione)

PROCESSO REVERSIBILE = quando può essere percorso nei 2 sensi E si ritorna alle condizioni iniziali

ENTROPIA

$\forall$ Trasformazione (irreversibile) $\Rightarrow d\bar{L} = \overset{\text{REVER.}}{p\,d\upsilon} + \overset{\text{Perse per attr.}}{dL_p} = p\,d\rho/\rho^2 + dL_p$

$\Rightarrow$ 1° PRINC: $dU = dQ + p\,d\rho/\rho^2 + dL_p \Rightarrow dQ + dL_p = dU - p\frac{d\rho}{\rho^2}$

non è più un diff. esatto, ma se $\div T \Rightarrow \frac{dQ+dL_p}{T} = \frac{dU}{T} - \frac{p}{T}\frac{d\rho}{\rho^2}$

- ENTROPIA $\triangleq dS = \frac{dQ+dL_p}{T} \Rightarrow dU = T\,dS + p\frac{d\rho}{\rho^2}$ o $dH = T\,dS + \frac{d\rho}{\rho}$

Nei processi adiabatici $dS\uparrow \Rightarrow dS = \frac{dQ}{T} + \frac{dL_p}{T}$ è un diff. esatto $\begin{cases} =0 \text{ rev.} \\ >0 \text{ irrev} \end{cases}$

PROPRIETÀ dei FLUIDI

- GAS PERFETTI:
  - IP. No interazioni fisiche tra le molecole
    È ideale se ci sono urti perfettamente elastici tra le molecole
    NON può essere liquefatto ($T > T_{cr}$)
    Calore spec. cost.
    Assenza di Viscosità
  - EO di STATO: $p\tilde{V} = \tilde{R}T$ con $R = \frac{\tilde{R}}{\tilde{M}} = \frac{8{,}314\ KJ/mol}{\text{peso molare}}$ = dip. dal gas.

    $\Rightarrow p\upsilon = RT$ o $p = \rho RT$ GAS PERFETTI

    $\Rightarrow Z = \frac{p\upsilon}{RT}$ GAS REALI con Z che dipende da p e T (secondo il graf.)
    bassa p e alta T $\Rightarrow$ gas rarefatto $\Rightarrow Z \to 1 \approx$ ideale
    Tutti i gas reali hanno ee. lo stesso comportamento (vv. grafico Z; P_{ar}; T_{ar})
  - CALORE SPECIFICO = dipende solo da T $\rightsquigarrow c = \frac{dQ}{dT} \equiv$ calore per aumentare T di 1°K da 14,5 a 15,5 1kg di acqua.
    [$dQ = T\,dS = dU - p\,d\upsilon$]
  - $c_p = \frac{dH}{dT}$ $\rightsquigarrow$ a pressione cost $\to$ DIM: $dH = dQ - \upsilon \overset{\text{p cost}}{dp} \Rightarrow dH \equiv dQ$ per i G.I. è cost anche per i mono
    mentre nella realtà $c_p(p;T)$
  - $c_v = \frac{dU}{dT}$ $\rightsquigarrow$ a volume cost $\to dU = dQ + p\overset{\text{V cost}}{d\upsilon} \Rightarrow dU \equiv dQ$
  - Dalla def. di entalpia: $H = U + p\upsilon \Rightarrow dH = dU + d(p\upsilon) \Rightarrow dH - dU = d(p\upsilon)$

    $\Rightarrow (c_p - c_v)\,dT = d(p\upsilon) = R\,dT \overset{GI}{\Rightarrow} c_p - c_v = R > 0$
  - CAMBIAMENTI di FASE = Vale la REGOLA di GIBS:

    $V = N - X + 2$

    V = info per definire il sist.
    N = num componenti; X = num. fasi

    Nei diagrammi: PTO TRIPLO = coesist. delle 3 fasi
    PTO CRITICO = sopra al quale non esiste fase liquida

GRANDEZZE TERMODINAMICHE

Nei calcoli si usano h; s e u $\Rightarrow$ che si calcolano indirett. da P; V; T e c

- Per i G.P. si usano eq. di stato e def. di c solo funz. di T
- Nei liquidi e nei Gas reali le TABELLE (1. St. Saturazione di H_2O in funz di T $\Rightarrow$ da cui si vede $dh_{H_2O} \cong 4{,}2\,dT$, e in funz. di P $\approx$ indicano i valori di h u e S tra 0°C e $T_{cr} = 374{,}15$°C; 2. proprietà dell'acqua e del vapore surriscaldato $\to$ muovendosi verso dx a P = cost $\Rightarrow$ fornire calore)

DIAGRAMMI TERMODINAMICI

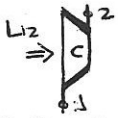
- h-s ⇒ info su trasf. in cui si scambia Q e si compie L ~ Diagr. Mollier. (33)
- T-s ⇒ visualiz. cicli termodinamici e calcolo indiretto del calore scambiato
  ~ Area racchiusa dal ciclo = L; area sottesa alla curva in cui si fornisce (34) calore = calore assorbito; area sottesa alla curva in cui si cede = calore ceduto
- p-v ~ usato nelle trasf. in cui si compie lavoro

TRASFORMAZIONI TERMODINAMICHE

- ISOTERMA → richiede molto Q ⇒ macchine di grandi dimensioni ⇒ non possibile
  ↳ $c, c_p; c_v = \infty$; $Q = L_{12}$ e $\Delta S_{12} = R \ln P_2/P_1$ ~ ha $dU = 0$
- ISOBARA → negli scambiatori di calore → $c = c_p$ e $L_{12} = 0$ nei sist aperti ≠ dai chiusi
- ISOCORA → nei motori a combust. interna → $c = c_v$ e $L_{12} = 0$ nei sist. chiusi ≠ L_{12} aperti
- POLITROPICA* → c = cost, si scambia sia Q che L → $c \neq 0 \rightsquigarrow m = \frac{c_p - c}{c_v - c} \Rightarrow p = A\rho^m$
- ADIABATICA → per fare lavoro → $c = 0$; $\Delta U_{12} = L_{12}$; $\Delta H_{12} = L_{12}$; $\Delta S_{12} = 0$ e $\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{P_2}{P_1}\right)^{\frac{\kappa-1}{\kappa}}$
- ISOENTROPICA → deve essere sempre anche adiabatica

master COPY

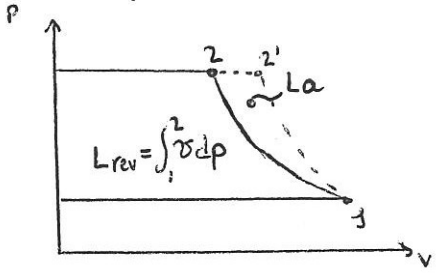
COMPRESSIONE: aumento p fornendo Lavoro

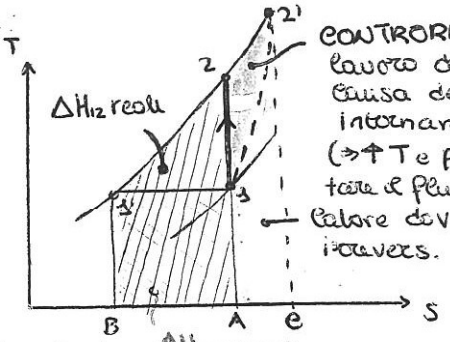


1° Pr. Trasf. aperta: $\Delta H + \Delta E_c + \Delta E_p = Q + L_{12}$ → stessa quota e velocità basse per evitare perdite di p ⇒ $h_1 - h_2 = -Q_{12} - \int_{P_1}^{P_2} v\,dp$

- Compressione politrop. reversibile ⇒ $c \neq 0$ e $\frac{P_2}{P_1} = \left(\frac{\rho_2}{\rho_1}\right)^m$ da cui $L_{12} = \int_1^2 \frac{dp}{\rho}$
- Compressione adiab. rever: $Q = 0 \Rightarrow c = 0 \Rightarrow p = A \cdot \rho^\kappa \Rightarrow L_{12} \equiv \Delta H_{12} = c_p (T_1 - T_2)$
  Nei grafici L_{12} = area della curva nel piano p-v
- Compressione reale ⇒ il lavoro da fare è > perché si perde per attrito

$L_{12} = -\int_1^2 v\,dp + L_a$



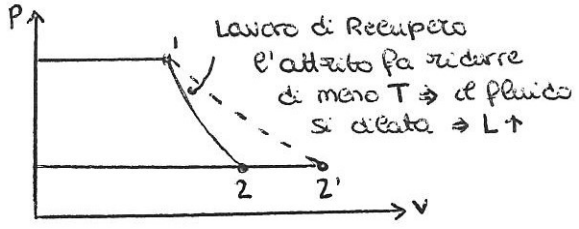


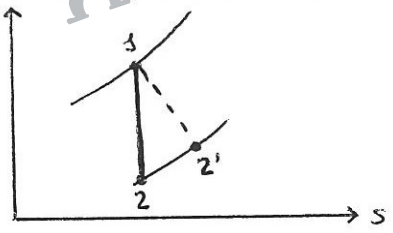
CONTRORECUPERO: lavoro da fare in più a causa del calore prodotto internamente dall'attrito (⇒ ↑ T e p ⇒ che fanno dilatare il fluido e contrastano) Calore dovuto alle irrevers.

RENDIMENTO ISOENTROPICO: $\eta = \frac{L_{id}}{L_{re}} = \frac{h_1 - h_2}{h_1 - h_{2'}}$

ESPANSIONE ADIABATICA REVERSIBILE e REALE

Nell'espansione reale si ha il fen. del RECUPERO (= area 122')





* nelle trasf. politropiche $Q \neq 0$; L_{12} CHIU = L_{12} APER

EXERGIA

Consideriamo un sist. che scambia energia e massa con l'esterno:

1° Princ. $\sum \int dW_K + \sum \int dQ_J + \underbrace{Q_a}_{\text{scambiato con l'ambiente}} + \sum \int dE_e = 0$ con $E = \sum M_J h_J - \frac{dU}{dt}$

2° Princ. $\frac{dS}{dt} = \sum \int \frac{dQ_J}{T_J} + \frac{Q_a}{T_a} + \sum S_J M_J + \frac{dS_{irr}}{dt}$ * T_a = temper. ambiente

⇒ uguaglio i termini in funz. di Q_a:

$$\underbrace{\sum W_K}_{\text{lavoro mec.}} + \sum_J \int \underbrace{\left(1 - \frac{T_a}{T_J}\right)}_{\text{FATTORE di CARNOT } (\Theta_J)} \overbrace{Q_J}^{\text{EXERGIA CALORE}} + \sum_J \underbrace{(h_J - T_a S_J)_J M_J}_{\text{energia associata al flusso di massa}} - \overbrace{\frac{d(U - TaS)}{dt}}^{\text{T EXERGIA TRASFORMAZIONE}} - \underbrace{T_a \frac{dS_{ir}}{dt}}_{\text{LAVORO PERSO con ex IRREV (Lx)}} = 0$$

↗ **EQ. di Bilancio Exergetico**

Q_J scambiato dipende dalla Temp. di scambio T_J

- DEF EXERGIA ≙ max lavoro ottenibile lungo una trasf. reversibile tra 2 stati termodinamici
- EXERGIA TRASFORMAZIONE: $\Theta \triangleq \sum_J (h_J - T_a S_J) M_J - \frac{d(U - TaS)}{dt}$

Sost: $\sum W_K + \sum_J \int \Theta_J Q_J + \Theta = L_x$ Eq di BILANCIO EXERGETICO

⇒ Lavoro max che il sist. fa sull'ext: $W^-_{max} = \sum_J \int \Theta_J Q_J + \Theta$

⇒ La quantità di lavoro persa a causa delle irreversibilità è: $L_x = W^-_{max} - \underbrace{W^-}_{\text{lavoro fatto}}$

- BILANCIO EXERGETICO: $X^- + W^- = X^+ + W^+ - L_x$ (con X = ex. calore / trasform)

RENDIMENTO EXERGETICO: $\eta_x = \frac{X^- + W^-}{X^+ + W^+} = 1 - \frac{L_x}{X^+ + W^+}$ ≈ confronto W^- con il max lavoro ottenibile

è sempre < 1

master COPY COPISTERIA