Terminologia

- Sistema termodinamico: la regione di spazio che si prende in considerazione
  superficie di contorno + volume di controllo
- Sistema chiuso: detto anche massa di controllo, non consente lo scambio di materia
  - Sistema isolato: non permette scambi con l'ambiente di energia.
- Sistema aperto: detto anche volume di controllo, è una regione dello spazio delimitata da una superficie di controllo, che almeno parzialmente consente il passaggio di materia
- Stato di un sistema: insieme di proprietà termodinamiche
- ciclo: trasformazione di un sistema in cui lo stato finale è uguale a quello iniziale
- sistema semplice comprimibile: sistema in cui può trascurarsi gli effetti dei fenomeni elettrici, magnetici, gravitazionali.

- I PRINCIPIO:
  - Generale → $Q - L = \Delta E$
  - Per i sistemi stazionari → $Q - L = \Delta U$
  - Per unità di massa → $q - l = \Delta e$ $\left(q = \frac{\dot{Q}}{\dot{m}} \text{ calore scambiato per unità di massa}, \; l = \frac{\dot{L}}{\dot{m}} \text{ " " " "} \right)$
  - In forma differenziale → $\delta q - \delta l = de$
    $\delta q - \delta l_a - \delta l_v = de$

- Sistema a regime (aperto) staz.: mantiene costante la massa interna e non scambia energia: $(\Delta E)_{VC} = 0$, $m_u = m_e$
- Sistema a regime stazionario (chiuso): $\Delta E = \Delta U = 0$
- Stazionario = invariante nel tempo
- U = energia interna
  Q = energia termica / calore
- Trasformazione: interazione tra sistema e ambiente.
  - Per descrivere una trasformazione ho bisogno degli stati iniziale e finale, come pure la linea seguita.

master COPY CORSTERIA
050/83122126 388/9837745


master
COPY
COPISTERIA
050/8312126 388/9837745

06/02/2016

Termodinamica

→ Energia totale di un sistema

$$E_{tot} = E_c + E_p + U = \frac{mv^2}{2} + mgh + U \quad (J)$$

→ Energia totale di un sistema per unità di massa

$$\frac{E_{tot}}{m} = e = e_c + e_p + u = \frac{v^2}{2} + gh + u \quad (J/kg)$$

n.b. Durante una trasformazione la maggior parte dei sistemi chiusi non subisce variazioni di energia meccanica siano dinamici sistemi in regime stazionario: $\Delta E = \Delta$

n.b. L'energia interna di un sistema è legata al moto caotico delle singole particelle e alle forze intermolecolari si divide in energia sensibile se legata alla cinetica delle molecole ed in energia latente se legata alla fase.

n.b. Per un sistema chiuso vi sono soltanto due forme di energia scambiate: calore e lavoro. Per evitare di riferirsi alle forme di energia interna (sens. lat. e latente) con il termine calore - forma di energia dinamica - si utilizza il termine energia termica.

→ Lo stato di un sistema è determinato dalle sue proprietà termodinamiche se uno di questo equilibrio varia lo stato del sistema.

→ In uno stato di equilibrio il sistema non è soggetto ad alcun condizionamento. Ogni condizionamento che un sistema subisce passando da uno stato di equilibrio all'altro si chiama trasformazione. Quando una trasformazione avviene in modo che, istante per istante, il sistema rimanga infinitamente vicino ad precedente stato di equilibrio esse è detta trasformazione quasi-statica.

→ La linea di trasformazione che identifica i vari stati di un sistema durante una trasformazione che sono per trasformazioni quasi-statiche.

→ Il principio zero della termodinamica afferma che due corpi, aventi in equilibrio con un terzo corpo, sono anch'essi in equilibrio termico tra loro. Sostituendo al terzo corpo un termometro, misurano che uno stesso temperatura è indice di equilibrio termico: LA TEMPERATURA È UN INDICE DI EQUILIBRIO TERMICO

→ Il lavoro non è una funzione di stato, poiché dipende dalla trasformazione che si esegue e non dallo stato iniziale e finale.

→ Il calore è la quantità di energia che due corpi si scambiano in virtù di una differenza di temperatura.

→ Per il primo principio della termodinamica, la differenza tra calore e lavoro è una funzione di stato:

$$\delta Q - \delta L = dU \quad \rightarrow \quad \boxed{Q_{1,2} - L_{1,2} = U_2 - U_1} \quad \text{SISTEMA CHIUSO}$$

$$\left(\text{cons. del } \Delta E = \Delta U + \Delta E_{cin} + \Delta \right.$$

Per un sistema aperto:

$$Q - L = (\Delta U)_{VOL.CONTR.} + (\Delta E)_{BOCCHE}$$

$Q_t + Q_m$ col simbolo per simbolo:

$$\dot{Q} - \dot{L} = \left(\frac{\Delta U}{\Delta t}\right)_{VOL.CONT.} + \left(\frac{\Delta E}{\Delta t}\right)_{BOCCHE} = \left(\frac{\Delta U}{\Delta t}\right)_{VOL.CONTR} + \sum_{j=1}^{m_{in}} \left(f p_j v_j + u_j + e_j^c + e_j^p\right) \dot{m}_j - \sum_{k=1}^{m_{out}} \left(f p_k v_k + u_k + e_k^c + e_k^p\right) \dot{m}_k$$

Per unità di massa → $q - l = \left(\frac{\Delta u}{\Delta t}\right)_{VC} + \sum \left(h_{out} + e_{out}^c + e_{out}^p\right) - \sum \left(h_{in} + e_{in}^c + e_{in}^p\right)$

→ Una quantità di energia che non sia causata da una differenza di Temperatura tra un sistema e l'ambiente è lavoro.
Il lavoro è il trasferimento di energia associato all'effetto combinato di una forza e di uno spostamento

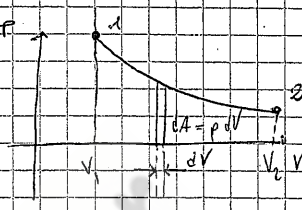
→ Lavoro e calore sono delle funzioni di linea e non hanno un differenziale esatto: ES.

$$\int_1^2 \delta\mathcal{L} = \mathcal{L}_{12} \quad (\text{non } \Delta\mathcal{L}) \Rightarrow$$ Il lavoro totale è la somma delle quantità infinitesime scambiate lungo la trasformazione

→ Lavoro di espansione/compressione è definito di variazione di volume

$$\mathcal{L}_v = \int_1^2 p\,dV \Rightarrow p = f(V)$$

$$= \int_1^2 p\,dV = \text{area } S = \int_1^2 dS$$



Pertanto l'area sottesa dalla linea di trasformazione nel piano P-V rappresenta il lavoro di variazione di volume in una trasformazione quasi-statica. (IL LAVORO DI VARIAZIONE DI VOLUME NEI MOTORI REALI SI DETERMINA ATTRAVERSO MISURE DIRETTE POICHÉ NON È POSSIBILE INDIVIDUARE GLI STATI ATTRAVERSO CUI PASSA IL SISTEMA ⇒ TRASF. NON QUASISTATICA)

→ Trasformazione politropica
Un processo in cui p e V sono correlati dalla relazione $pV^n = C$ dove n e C sono costanti è detto TRASFORMAZIONE POLITROPICA

$$\mathcal{L}_v = \int_1^2 p\,dV = \int_1^2 C V^{-n}\,dV = C\frac{1}{-n+1}\cdot\frac{1}{V^{n+1}}\Big|_1^2 = C\frac{V_2^{-n+1} - V_1^{-n+1}}{1-n}$$, poiché:

$$p_1 V_1^n = p_2 V_2^n = C \Rightarrow \mathcal{L}_v = \frac{p_2 V_2 - p_1 V_1}{1-n} = \left(\frac{C V_2^{-n+1}}{1-n} - \frac{C V_1^{-n+1}}{1-n}\right)$$

→ Primo principio: $\underbrace{Q}_{\text{calore scambiato tra il sistema e l'ambiente durante la trasf.}} - \underbrace{\mathcal{L}_a - \mathcal{L}_v}_{\text{lavoro totale meno lavoro di variazione di volume}} = \Delta E = \Delta U + \Delta E_{cin} + \Delta E_{pot}$

→ Calore specifico: capacità di accumulo di energia di varie sostanze, corrispondente all'innalzamento di un grado:

ES. TRASFORMAZIONE A VOLUME COSTANTE

$$\delta q - \delta\mathcal{L}_a - d\mathcal{L}_v = du$$

(forme di lavoro diverse dalle quelle di variazione di volume)

δq: quantità di energia trasferita al sistema

$$c_v\,dT = du \Rightarrow C_v = \left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_v$$

VARIAZIONE DELL'ENERGIA INTERNA SPECIFICA DI UNA SOSTANZA CORRISPONDENTE A UNA VARIAZIONE UNITARIA DI TEMPERATURA (A VOLUME COST)

ES. TRASFORMAZIONE A PRESSIONE COSTANTE

$$\delta q - \delta\mathcal{L}_a = du + \delta\mathcal{L}_v + v\,dp = dh \Rightarrow C_p = \left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_p$$

VARIAZIONE DELL'ENTALPIA SPECIFICA DI UNA SOSTANZA CORRISPONDENTE AD UNA VARIAZIONE UNITARIA DI TEMPERATURA (A PRESSIONE COSTANTE)

(calore specifico) $c = \frac{Q}{m\Delta T} = \frac{q}{\Delta t}$

(capacità termica) $C = \frac{Q}{\Delta T}$

N.B. L'energia richiesta per innalzare di un grado la temperatura della sostanza in una data trasformazione sarà differente a temperature e pressioni differenti (RICORDA CHE L'ENERGIA DI IONIZZAZIONE CRESCE)

N.B. Per un gas perfetto: $u = u(T)$ cioè l'energia interna è funzione della sola Temperatura.
Per gas che si discostano dal comportamento dei gas perfetti l'energia non è funzione della sola temperatura: $u = u(T, V, P)$

$$\begin{cases} h = u + pv & (v = \text{volume specifico}) \\ pv = RT \end{cases} \Rightarrow h = u(T) + RT$$, pertanto poiché R è costante, $h = h(T)$

n.b. Poiché per un gas perfetto $u = u(T)$ e $h = h(T)$ anche i calori specifici c_v e c_p dipendono dalla sola Temperatura.
A una data Temperatura u, h, c_v e c_p sono indipendenti da v e p, pertanto per i gas perfetti le derivate parziali diventano derivate totali

$$c_v = \left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_v \Rightarrow du = c_v(T)\,dT \qquad c_p = \left(\frac{\partial h}{\partial T}\right)_p \Rightarrow dh = c_p(T)\,dT$$

ESEMPIO: $u = u(v,T)$: $\mathbb{R}^3 \to \mathbb{R}$

$$du = \left(\frac{\partial u}{\partial v}\right)_T dv + \left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_v dT = c_v(T)\,dT$$

ESEMPIO c_p: $u(T,e)$, $u(p,v)$, $u(T,v)$

$$du = \left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_p dT + \left(\frac{\partial u}{\partial p}\right)_T dp = \left(\frac{\partial u}{\partial v}\right)_p dv + \left(\frac{\partial u}{\partial p}\right)_v dp = \left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_v dT + \left(\frac{\partial u}{\partial v}\right)_T dv$$

($\left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_p dT$ è c_p; $\left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_v dT$ è c_v)

n.b. I calori specifici dei gas con molecole complesse sono più alti ed aumentano con la temperatura.
La variazione dei calori specifici con la Temperatura ha un andamento curvilineo poco accentuato tanto che per intervalli di Temperatura sino a poche centinaia di gradi può approssimarsi lineare; lineare = derivata costante

$$\int_1^2 du = u_2 - u_1 = \int_1^2 c_v(T)\,dT \longrightarrow \Delta u = \overline{c_v}\Big|_1^2 dt = \boxed{c_v(T_2 - T_1)}$$

$$\int_1^2 dh = h_2 - h_1 = \int_1^2 c_p(T)\,dT \longrightarrow \Delta h = \overline{c_p}\Big|_1^2 dt = \boxed{c_p(T_2 - T_1)}$$

$$\left\{\begin{array}{l} h(T) = u(T) + RT \\ \dfrac{d[h(T)]}{dT} = \dfrac{d[u(T)]}{dT} + \dfrac{d(RT)}{dT} \\ dh = du + R\,dT \end{array}\right.$$

Per i gas perfetti:

$$\left\{\begin{array}{l} dh = du + R\,dT \\ dh = c_p\,dT \\ du = c_v\,dT \end{array}\right. \longrightarrow c_p\,dT = c_v\,dT + R\,dT \longrightarrow c_p = c_v + R$$

$$\boxed{k = \frac{c_p}{c_v}} \longrightarrow \boxed{R = c_p - c_v}$$

Variazione energia interna sostanze incomprimibili

$$\Delta u = c(T_2 - T_1) \Rightarrow u(T) = c(T)\cdot T \longrightarrow u(T) = c\cdot T$$

Variazione entalpia sostanze incomprimibili

$$h_2 - h_1 = (u_2 - u_1) + v(p_2 - p_1)$$



Contiene il lavoro: $-\mathcal{L}_e - \mathcal{L}_v$
(di frontiera)

$$\Rightarrow \dot{Q} - \dot{\mathcal{L}}_{\text{CONTINUO}} = \left(\frac{\Delta E}{\Delta t}\right)_{\substack{\text{VOLUME}\\ \text{CONTROLLO}}} + \left(\frac{\Delta E}{\Delta t}\right)_{\text{BOCCHE}} \longrightarrow \text{poiché nel volume di controllo } \Delta E = \Delta U + \Delta E_{cin} + \Delta E_{pot}$$

$$= \left(\frac{\Delta U}{\Delta t}\right)_{\substack{\text{VOLUME}\\ \text{CONTROLLO}}} + \sum_{j=1}^{m}\left(p_j v_j + u_j + e_j^{cin} + e_j^{pot}\right)\dot{m}_j - \sum_{k=1}^{m}\left(p_k v_k + u_k + e_k^{cin} + e_k^{pot}\right)\dot{m}_k$$

$$\dot{Q} - \dot{\mathcal{L}}_a - \dot{\mathcal{L}}_v = \left(\frac{\Delta U}{\Delta t}\right)_{\substack{\text{VOLUME}\\ \text{CONTROLLO}}} + \sum_{j=1}^{m}\left(h_j + \frac{w_j^2}{2} + g z_j\right)\dot{m}_j - \sum_{k=1}^{m}\left(h_k + \frac{w_k^2}{2} + g z_k\right)\dot{m}_k$$

Ricordo: il lavoro di pulsione è il lavoro necessario a mantenere il flusso di massa attraverso il volume di controllo: $\mathcal{L}_p = pv$

n.b. In condizioni stazionarie: $\dot{\mathcal{L}}_v = 0 \rightarrow p\Delta V$
(sistema aperto)

$$\left(\frac{\Delta E}{\Delta t}\right)_{\substack{\text{Volume}\\ \text{CONTROLLO}}} = 0 = \Delta E$$

$$\dot{m}_u = \dot{m}_e$$

n.b. Al contrario di quanto avviene per le portate massiche, le portate volumetriche in corrispondenza dell'ingresso e dell'uscita possono essere diverse. Solo nel caso di liquidi le portate volumetriche restano costanti.