



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 612

DATA: 0409/2013

A P P U N T I

STUDENTE: Arlotta

**MATERIA: Termodinamica Applicata e Trasmissione del Calore + Es
Prof. Giaretto**

Il presente lavoro nasce dall'impegno dell'autore ed è distribuito in accordo con il Centro Appunti.

Tutti i diritti sono riservati. È vietata qualsiasi riproduzione, copia totale o parziale, dei contenuti inseriti nel presente volume, ivi inclusa la memorizzazione, rielaborazione, diffusione o distribuzione dei contenuti stessi mediante qualunque supporto magnetico o cartaceo, piattaforma tecnologica o rete telematica, senza previa autorizzazione scritta dell'autore.

**ATTENZIONE: QUESTI APPUNTI SONO FATTI DA STUDENTIE NON SONO STATI VISIONATI DAL DOCENTE.
IL NOME DEL PROFESSORE, SERVE SOLO PER IDENTIFICARE IL CORSO.**

ALCUNE DEFINIZIONI

ENERGIA:

la capacità di produrre cambiamento, massimo di potenziale forza; intrinseca alla materia; trasferibile ad un altro corpo, grandezza associata all'interazione tra i corpi.

DIFICILE DARE UNA "TRADIZIONE" UNIVUCA

IL CRITERIO CLASSICO non si fonda su metodi statistici di tipo microscopico (nel mondo MACRO esistono regole che si perdono nel passaggio micro-macro, non ce n'è uno sbagliato ma solo di differenze). Si fonda sull'approccio macroscopico (il primo che si deve affrontare). Adotta l'ipotesi del CONTINUO (una struttura è fatta da un CONTINUO con alcune proprietà/caratteristiche comportamentali e non da atomi e loro interazioni) e l'ipotesi di omogeneità spaziale.

COMPONENTE:

generico oggetto costituito da una certa quantità di materia al quale è possibile eseguire delle misure di grandezze fisiche. Presenta un grado di omogeneità.

SISTEMA:

oggetto al quale si applicano i modelli sviluppati nella teoria. Un sistema può contenere uno o più componenti.

AMBIENTE ESTERNO:

porzione di spazio che contiene tutti i componenti che NON appartengono al sistema.

Il sistema è confinato da una SUPERFICIE di CONTROLLO:

può essere un oggetto fisico (una membrana) o una superficie ideale; lo spazio che racchiude è detto VOLUME di CONTROLLO.

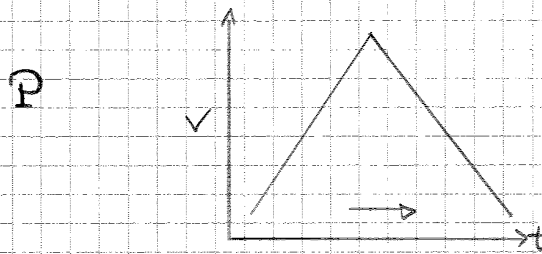
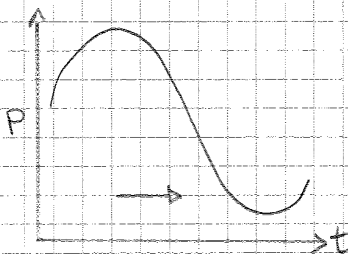
Una condizione di ESILIBRIO può essere:

- Meccanico, se non c'è scambio di lavoro;
- Termico, se non c'è scambio di calore;
- Elettrico, se non c'è scambio di cariche;
- Chimico, se non avvengono reazioni chimiche/diffusioni.

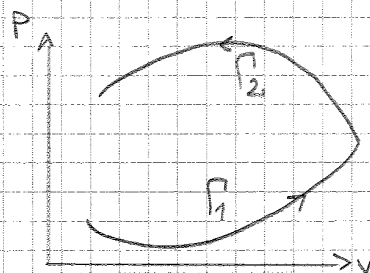
L'equilibrio TERTODINAMICO è la presenza simultanea di tutte le forme di equilibrio.

COME EVOLVE IL SISTEMA?

- **PROCESSO**: rappresentazione dell'evoluzione nel tempo attraverso i valori assunti in ogni istante dalle coordinate termodinamiche.
- **TRASFORMAZIONE**: curva che descrive l'evoluzione del sistema nello spazio degli stati. Non ha tempo ma si mette in relazione le due grandezze osservate.
- **PROCESSO COMPOSTO**: Successione di più processi, la corrispondente trasformazione è una linea continua.
- **PROCESSO CICLICO**: Ripetizione identica di uno stesso processo per un numero indefinito di volte. La trasformazione è una linea chiusa poiché stato finale ed iniziale coincidono.



Processo **P**
 Trasformazione **P**



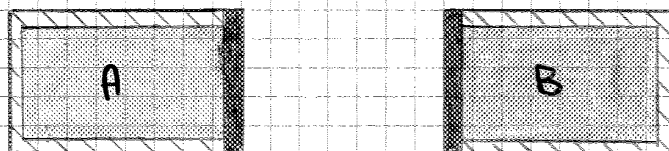
TEMPERATURA

Si parla di LIVELLO TERMICO in modo diverso da T (temperatura)

↓
 è la grandezza fisica che si associa al valore quantitativo della sensazione che due corp. danno l'uno più caldo / freddo dell'altro.

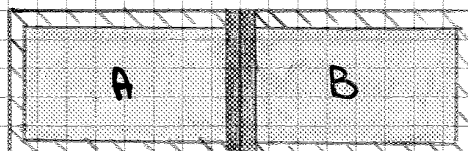
Se misuro il livello termico su un'opportuna scala, questa misura definisce la TEMPERATURA del corpo.

COME SI MISURA?



A e B sono due sistemi termodinamici di tipo chiuso, con superfici di controllo rigide, con sostanze a diversi livelli termici. Se li metto a contatto, gli eventi dipendono dalla natura delle regioni a contatto.

La temperatura è diversa? Se la superficie è DIATERMANA allora le proprietà termodinamiche dei sistemi variano in modo non indipendente. Dopo un certo periodo di tempo, i sistemi raggiungono l'equilibrio termico quindi A e B hanno la STESSA TEMPERATURA.



La misura della temperatura è associata a scambi di calore.

PRINCIPIO "ZERO" (FOWLER, 1931): "Due sistemi in equilibrio termico con un terzo sistema sono tra loro in equilibrio termico"

↳ hanno una proprietà in comune: la TEMPERATURA!

$$T(x) = \frac{100}{x_v - x_g} \cdot x$$

100 \rightarrow lo trova dai sistemi di unità di misura

$$T_g = \frac{100}{P_v - P_g} \cdot P_g$$

La variabile termodinamica è la PRESSIONE P.

$$= \frac{100}{\frac{P_v}{P_g} - 1} =$$

faccio il limite per $P_g \rightarrow 0$ per portarlo il più vicino possibile alla realtà fisica.

$$= \frac{100}{\lim_{P_g \rightarrow 0} \left(\frac{P_v}{P_g} - 1 \right)} = 273,15^\circ \text{K}$$

\rightarrow Metodo 2

La temperatura del punto triplo (coesistenza delle tre fasi) è posta a 273,16 K

$$T(P) = 273,16 \cdot \lim_{P_T \rightarrow 0} \left(\frac{P_T}{P_g} \right)$$

CALORE

Il calore non è una proprietà dei sistemi ma è un'AZIONE SULLA DI ESSI; lo scambio di energia termica (calore) è causato da una differenza di temperatura.

Lo scambio di calore è sempre associato ad un processo; il calore è una grandezza di scambio, per cui dipende dalla trasformazione.

La misura del calore è realizzata attraverso un CALORIMETRO: è costituito da una cella contenente acqua mantenuta alle condizioni del punto triplo. La misura avviene misurando la quantità di ghiaccio fusa per effetto del calore ceduto allo strumento dal sistema di misura.

Il FLUSSO TERMICO è una grandezza istantanea che misura la rapidità con la quale un sistema scambia calore.

$$W(t) = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \frac{L(P)}{\Delta t}$$

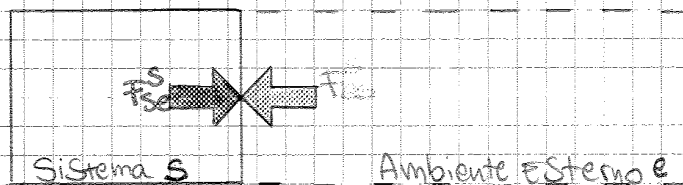
$$L(P) = \int_{t_1}^{t_2} W(t) dt$$

$$L(P) = \int_P \delta L$$

dove:

- δL , come δQ , non è un differenziale esatto
- W , come ϕ , non è la derivata del lavoro rispetto al tempo. \oplus

PRINCIPIO DI AZIONE E REAZIONE per ogni forza di superficie esercitata dall'ambiente esterno su un sistema, esiste una forza di uguale intensità e direzione, ma opposta in verso, esercitata sull'ambiente esterno.

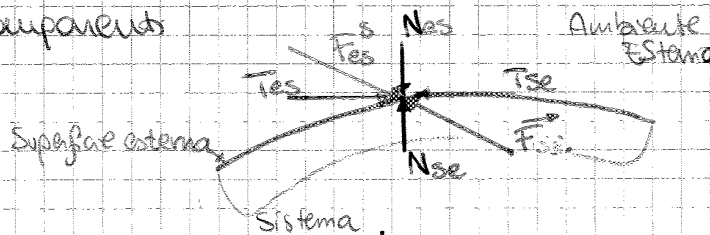


→ Se non sono presenti scambi relativi:

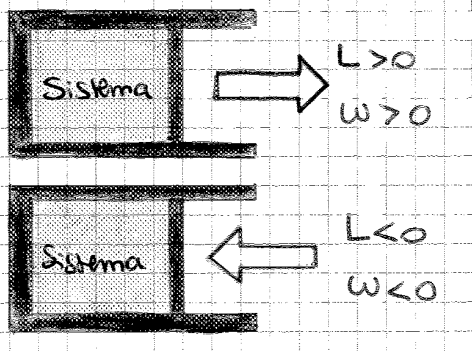
$$-F_{Se}^S = F_{eS}^e$$

$$-L_{Se}^S = L_{eS}^e$$

→ Se sono presenti scambi relativi e attrito, sono presenti due componenti



\oplus



La componente normale N consente scambi di lavoro UTILE, la componente tangenziale T è di tipo dissipativo e si associa al lavoro di attrito esterno.

La potenza scambiata è

Potenza Istantanea

$$W_{es}^s(t) = p_e(t) \cdot \int_{A(t)} w(t) \cdot n \cdot dA =$$

$$= p_e(t) \cdot \frac{dV_e(t)}{dt}$$

Il lavoro scambiato in Δt è

$$L_{es}^s(P) = \int_{\Delta t} p_e(t) \cdot \frac{dV_e(t)}{dt} \cdot dt$$

$$-\frac{dV(t)}{dt} = \frac{dV_e(t)}{dt} \Rightarrow -\Delta V = \Delta V_e$$

Variazione istantanea e nell'intervallo Δt del volume.

Se la pressione esterna è costante su Δt :

$$W_{es}^s(t) = -p_e \cdot \frac{dV(t)}{dt}$$

$$L_{es}^s(P) = -p_e \cdot \Delta V$$

⇓

$$W_{se}^s(t) = -W_{es}^s(t) - W_{ae}(t) = p_e \cdot \frac{dV(t)}{dt} - W_{ae}(t)$$

$$L_{se}^s(P) = -L_{es}^s(P) - L_{ae}(P) = p_e \cdot \Delta V - L_{ae}(P)$$

3) forze a DISTANZA

Sono forze che si esercitano senza il contatto fisico con la superficie del sistema ma attraverso l'interazione con la massa contenuta.

$$W_{se}^d(t) = -W_{es}^d(t)$$

$$L_{se}^d(P) = -L_{es}^d(P)$$

Come P_{fis} , non ci sono termini associati all'attrito!

Per particolari condizioni di omogeneità, il lavoro e la potenza interna si possono calcolare tramite la pressione interna:

$$W_i(t) = p(t) \cdot \frac{dV(t)}{dt}$$

$$L_i(P) = \int_{\Delta t} p(t) \cdot \frac{dV(t)}{dt} \cdot dt$$

Se la sostanza è viscosa, è soggetta ad attrito interno:

$$W_i(t) = W_i^{id}(t) - \underline{W_{ai}(t)} \quad \text{componenti d'attrito}$$

$$L_i(P) = L_i^{id}(P) - \underline{L_{ai}(P)}$$

Il lavoro può essere scritto come

$$L_i^{id}(P) = \int_p p(T, V) \cdot dV$$

Se è nota una relazione in grado di correlare le variabili termodinamiche indipendenti del sistema (se la funzione $V(t)$ non è singolare).

CONSERVAZIONE della QUANTITÀ di MOTO e TEOREMA dell' ENERGIA CINETICA

La RISULTANTE delle FORZE APPLICATE dall' ESTERNO ad un SISTEMA È UGUALE alla VELOCITÀ di VARIAZIONE della SUA QUANTITÀ di MOTO.

↓
da qui segue che IL LAVORO COMPIUTO da TUTTE le FORZE che AGISCONO SUL SISTEMA (esterne o interne) È UGUALE ALLA VARIAZIONE dell' ENERGIA CINETICA del SISTEMA STESSO.
(Teorema dell' Energia Cinetica)

I PRINCIPI DELLA TERMODINAMICA

IN UN PROCESSO CICLICO COMPIUTO DA UN SISTEMA TERMODINAMICO, IL LAVORO NETTO SCAMBIATO CON L'ESTERNO È PROPORZIONALE AL CALORE NETTO SCAMBIATO.

CICLICO = Caratterizzata da una trasformazione a linea chiusa
LAVORO e CALORE NETTO = con netto si intende che saranno tutte le fasi (alcune saranno positive, altre negative)

$$L_n(c) = j \cdot Q_n(c)$$

è l'equivalente meccanico del calore. Se calore e lavoro sono espresse nella stessa unità di misura, $j=1$:

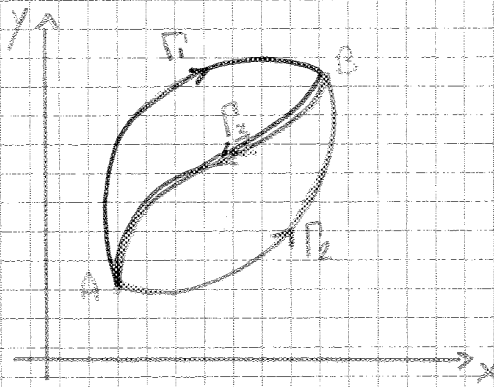
$$L_n(c) = Q_n(c) \rightarrow \oint \delta l_{se} = \oint \delta q$$

integrati di linea di un infinitesimo

Si preferisce questa forma

- ↳ Calore e lavoro sono FORTE di ENERGIA tra loro equivalenti;
- ↳ Calore e lavoro sono sempre correlati in un processo;
- ↳ Si possono convertire l'uno nell'altro;
- ↳ Sono differenziati solo dal modo in cui l'energia è trasferita (termica per il calore e meccanica per il lavoro).

COSA SUCCEDDE IN PRATICA?



Si osserva un processo ciclico tra due generici stati A e B seguendo due diversi percorsi d'andata (Γ_1 e Γ_2) e uno identico di ritorno (Γ_3)

In generale, per qualsiasi trasformazione Γ tra due generici stati non coincidenti

$$\int_{\Gamma} (\delta Q - \delta L_{se}) = \Delta E = E_B - E_A$$

$$Q - L_{se} = \Delta E$$

E prende il nome di ENERGIA TOTALE del SISTEMA e si trova solo come differenza tra i valori assunti in due stati termodinamici del sistema.

Combinando $Q - L_{se} = \Delta E$ con una delle formulazioni del teorema dell'energia cinetica $-L_{se}(P) + L_i(P) = \Delta E_c$

$$-L_{se}(P) = -L_i(P) + \Delta E_c$$

$$L_{se}(P) = L_i(P) - \Delta E_c$$

$$Q - L_i + \Delta E_c = \Delta E$$

$$Q - L_i = \Delta E - \Delta E_c = \Delta U$$

La differenza tra l'energia totale E e l'energia cinetica E_c è indicata come ENERGIA INTERNA U .

U è una funzione di stato quindi ammette una forma differenziale di tipo esatto:

$$U = \int dU = \hat{U} + U_0$$

Per lavorare con una funzione di stato, serve avere un RIFERIMENTO (un punto dove la grandezza vale 0)

STATO

(effettivo)

RIFERIMENTO RELATIVO

~> a cosa serve? A valutare

uno spostamento dal riferimento assoluto

RIFERIMENTO ASSOLUTO

(importante no, comodo si)

Nell'ipotesi che i corpi siano anogeni, il moto può essere descritto dal moto del BARI CENTRO la cui si attribuiscono le proprietà termodinamiche.

È necessario il concetto di DERIVATA MATERIALE delle grandezze ESTENSIVE (tutto ciò che è legato alla massa)

↓ PERCHÉ?

per una generica grandezza estensiva X , il suo bilancio è stabilito attraverso la formulazione della sua derivata materiale:

$$\frac{dX(t)}{dt} = \left[\frac{dX(t)}{dt} \right]_{vc} + \left[\sum_{j=1}^N \pm G_j x_j \right]_{sc}$$

$\left[\frac{dX(t)}{dt} \right]_{vc}$ indica la velocità di variazione di X nel volume di controllo. Se le condizioni sono stazionarie, è nullo.

$\left[\sum_{j=1}^N \pm G_j x_j \right]_{sc}$ è il contributo delle N portate che attraversano la superficie di controllo. x_j è il valore specifico della grandezza estensiva associata al flusso di massa G in transito (+ uscite, - entrate).

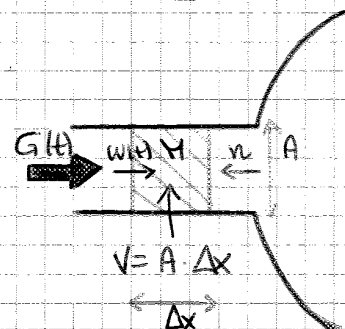
La PORTATA in MASSA (u.m. kg/s) è la massa che si osserva passare attraverso la sezione in un intervallo di tempo infinitesimo ($t \rightarrow 0$):

$$G(t) = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \left[\frac{M(\Delta t)}{\Delta t} \right] = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \left[\frac{M(\Delta t)}{\Delta t} \cdot \frac{\Delta x}{\Delta t} \right]$$

definita & derivata: $\rho = \frac{1}{V} = \frac{M}{V}$

$$\rightarrow M = \rho \cdot V = \rho \cdot A \cdot \Delta x$$

$$G(t) = [\rho(t) \cdot A(t) \cdot n] \times w(t) = \rho(t) \cdot A(t) \cdot |w(t)|$$



Per un sistema aperto, il LAVORO DELLE FORZE di SUPERFICIE è fatto da tre contributi:

- L_t LAVORO TECNICO (scambiato con l'esterno);
- L_o LAVORO speso per DEFORMARE l'ambiente esterno;
- L_{sp} LAVORO speso per FAR TRANSITARE i FWS di MASSA attraverso la superficie di controllo.

La POTENZA MECCANICA di spostamento del fluido:

$$W_{sp} = \frac{d(pV)}{dt} = \left[\sum_{j=1}^N \pm (pV)_j G_j \right]_{sc}$$

$$L_{sp} = (pV)_u - (pV)_e = (p \cdot v \cdot M)_u - (p \cdot v \cdot M)_e$$

EQUAZIONE DELL'ENERGIA CINETICA per SISTEMI A DEFUSSO

$$W_i(t) = W_t(t) + \underbrace{W_{sp}(t)}_{\downarrow} + W_o(t) + \frac{dE_c(t)}{dt} + \frac{dE_p(t)}{dt}$$

$$W_i(t) = W_t(t) + \sum_{j=1}^N \pm (pV)_j G_j + W_o(t) + \frac{dE_c(t)}{dt} + \frac{dE_p(t)}{dt}$$

ricordando $\left\{ \begin{array}{l} W_i = p \frac{dV}{dt} - W_a \end{array} \right.$

$$\sum_{j=1}^N \pm (pV)_j G_j = \frac{d(pV)}{dt} = V \frac{dp}{dt} + p \frac{dV}{dt}$$

$$p \frac{dV}{dt} - W_a = W_t + W_o + \left(V \frac{dp}{dt} + p \frac{dV}{dt} \right) + \frac{dE_c}{dt} + \frac{dE_p}{dt}$$

$$W_t + W_o + \frac{dE_c}{dt} + \frac{dE_p}{dt} + W_a + V \frac{dp}{dt} = 0$$

integrando tra t_1 e t_2

$$L_t + L_o + \Delta E_c + \Delta E_p + L_a + \int_{t_1}^{t_2} \left(V(t) \frac{dp(t)}{dt} \right) dt = 0$$

Si parla di lavoro tecnico quando c'è scambio di massa (avuto in sistemi aperti)

Il lavoro delle forze interne invece è:

$$L_i^a = \int_p p dV \quad l_i^{id} = \int_p p dV$$

I PRINCIPIO per i SISTEMI APERTI

$$\phi(t) - W_i(t) = \frac{dU(t)}{dt}$$

$$\phi - \left[W_t + \sum_{j=1}^N \pm (pv)_j G_j + \underbrace{W_0}_{W_0 = p_0 \frac{dV}{dt}} + \frac{dE_C}{dt} + \frac{dE_P}{dt} \right] = \frac{dU}{dt}$$

$$\phi - W_t = \frac{d}{dt} [U + E_C + E_P + p_0 V]_{V_C} + \sum_{j=1}^N \pm G_j [u + pv + e_c + e_p]_j$$

$$\phi - W_t = \frac{d}{dt} [U + E_C + E_P + p_0 V]_{V_C} + \sum_{j=1}^N \pm G_j (h + e_c + e_p)_j$$

ENTALPIA SPECIFICA

$$h = u + pv$$

è una funzione di stato attribuita alle proprietà intrinseche di una sostanza.

Se il sistema è rigido $V(t) = \text{costante}$:

$$\phi - W_t = \frac{d}{dt} [U + E_C + E_P]_{V_C} + \sum_{j=1}^N \pm G_j (h + e_c + e_p)_j$$

In condizioni stazionarie, la derivata rispetto al tempo dei termini relativi al volume sono nulli e si ottiene:

$$\phi - W_t = \sum_{j=1}^N \pm G_j (h + e_c + e_p)_j$$

Se c'è una sola sezione d'entrata e d'uscita e in condizioni stazionarie ($G(t) = \text{costante}$, $G_u = G_e = G$)

$$q - l_t = \Delta h + \Delta e_c + \Delta e_p = (h_u - h_e) + (e_{c_u} - e_{c_e}) + (e_{p_u} + e_{p_e})$$

$$C = \frac{\delta q}{dt} \quad \text{calore specifico di una generica reazione}$$

- ↳ non è una proprietà della sostanza; C_p e C_v sono > 0 ,
- ↳ dipende dalla trasformazione; C può andare da $-\infty$
- ↳ si misura in $\left[\frac{J}{kg \cdot K} \right]$ o $\left[\frac{J}{kmol \cdot K} \right]$. $-\infty$ a $+\infty$

FORMULAZIONI del I PRINCIPIO

$$\phi - W_i = \frac{dU}{dt}$$

per ipotesi, il sistema non scambia massa

$$W_i = W_t + W_o + \frac{dEc}{dt} + \frac{dEp}{dt}$$

$$W_i = W_i^{id} - W_o$$

$$Q - L_i = \Delta U$$

È tenuto in considerazione non solo il volume di controllo ma anche ciò che avviene sulle superficie di controllo.

$$\underbrace{\phi - W_t}_{\text{termine utile dal punto di vista meccanico}} = \frac{d}{dt} \left[U + Ec + Ep + \underbrace{p_o V}_{\substack{\text{potenza di deformazione} \\ \text{sull'ambiente esterno dovuto} \\ \text{ad eventuali variazioni di} \\ \text{volume}}} \right]_{vc}$$

$$+ \left[\sum_{j=1}^N \pm G_j \underbrace{(u + p_v + e_c + e_p)}_{h} \right]_{sc}$$

h (essendo u e p_v grandezze di stato, anche h lo è)

Se il sistema chiuso opera in condizioni stazionarie, la potenza tecnica è uguale alla potenza meccanica.

Tutto ciò che varia nel tempo, essendo in condizioni stazionarie, non c'è il termine $\frac{d}{dt} [U + Ec + Ep + p_o V]_{vc}$ quindi è

Si parte dalle condizioni delle sostanze in fase GAS ma sapendo che NESSUN GAS SEGUE IL COMPORTAMENTO IDEALE

$$p\bar{v} = \bar{R}T$$

dove p = pressione [Pa]

T = temperatura [K]

\bar{v} = il trattino - vuol dire che ci si riferisce alle mole anziché alla massa ed è detto volume specifico $\left[\frac{\text{m}^3}{\text{kmol}} \right]$

$$\begin{aligned} \bar{R} &= \text{Costante dei gas} \\ &= 8314,3 \frac{\text{J}}{\text{kmol} \cdot \text{K}} \end{aligned}$$

Questa legge comporta significative approssimazioni ma altrettanto significative facilitazioni di calcolo in campo ingegneristico. (Approssimazioni non poi così eccessive)

La condizione alla base dell' utilizzo di questa legge è che la sostanza non cambi fase.

$$PV = nRT$$

P in [Pa]

n in [kmol]

V in [m^3]

R in [$\text{J}/\text{kmol} \cdot \text{K}$]

T in [K]

$$\bar{v} = V/n$$

$$\circ \frac{\bar{v}}{\bar{\pi}} = \frac{\text{volume molare}}{\text{massa molare}} = v = \text{Volume specifico}$$

$$\bar{\pi} = \left[\frac{\text{kg}}{\text{kmol}} \right]$$

$$v = \left[\frac{\text{m}^3}{\text{kg}} \right]$$

$$\circ \frac{\bar{R}}{\bar{\pi}} = R = \text{Costante di elasticità} \rightarrow \text{ogni gas ha la propria!}$$

$$R = \left[\frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right]$$

di volume e temperatura:

$$du(p, T) \quad \text{e} \quad du(v, T)$$

$$du(p, T) = \left(\frac{\delta u}{\delta T} \right)_p dT + \left(\frac{\delta u}{\delta p} \right)_T dp$$

↳
↳

mantenuto costante la pressione
mantenuto costante la temperatura

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

Se nei due casi, di fatto l'energia interna non è variata, non essendo variata neanche la temperatura

$$\begin{cases} du(p, T) = du(v, T) = \phi \\ dT = \phi \end{cases}$$

allora le variazioni di energia interna, dovute alle temperature costanti, sono nulle

$$\left(\frac{\delta u}{\delta p} \right)_T = \left(\frac{\delta u}{\delta v} \right)_T = \phi$$

Le variazioni di volume, nel caso di un gas ideale, sono irrilevanti.

Se il gas è ideale, la variazione di energia interna dipende solo dalla temperatura:

$$du = C_v(T) dt$$

E L'ENTALPIA?

Dato che $h = u + pv$ e T è costante, implica, in base all'espressione di stato, che anche $pv = \text{costante}$.

$$\left(\frac{\delta h}{\delta p} \right)_T = \left(\frac{\delta h}{\delta v} \right)_T = \phi$$

$$dh = c_p(T) dt$$

dipende dalla temperatura

TRASFORMAZIONI dei GAS IDEALI

Le trasformazioni di un gas ideale possono essere di quattro "tipi":

- 1) ISOCORA $\Delta V = 0$
- 2) ISOBARA $\Delta V = 0$
- 3) ISOTERMA $\Delta T = 0$
- 4) ADIABATICA no calore scambiato

① ISOCORA $\Gamma: v = \text{costante}$

↳ Cosa succede se il volume specifico non varia e il sistema è chiuso?

$$q - l_i = \Delta u$$

dal teorema dell'energia cinetica

$$l_i = l_t + \underbrace{l_p}_{\neq 0} + \underbrace{\Delta e_c + \Delta e_p}_{\text{molle o masse a zero}}$$

trascuabile rispetto alle energie messe in gioco

non ci sono attriti, $l_a = 0$; non essendo di dissipazione delle forze d'attrito, le trasformazioni sono reversibili.

$$l_i = l_i^{\text{id}}$$

$$q - l_i^{\text{id}} = \Delta u$$

$$\text{con } l_i^{\text{id}} = \int_{\Gamma} p \, dv$$

$$q - \int_{\Gamma} p \, dv = \Delta u$$

dato che il gas è ideale posso scrivere Δu come $c_v \Delta T$

$$\int_{\Gamma} p \, dv = q \quad \rightarrow \quad q = c_v \Delta T$$

il calore scambiato è coincidente con la variazione di energia interna.

$$\text{Passando dallo stato 1 allo stato 2} \rightarrow q = c_v (T_2 - T_1) \quad [\text{J/kg}]$$

Il fatto che un gas operi in un sistema chiuso o aperto:
in ogni caso q è proporzionale alla differenza di temperatura e alla quantità di calore specifico a volume costante.

② ISOBARA $\Gamma: p = \text{costante}$

Per analogia con una reazione isocora, il calore scambiato sarà proporzionale alla differenza di temperatura e alla quantità di calore specifico a pressione costante.

Se il sistema è chiuso:

$$q - l_i^{\text{id}} = c_v (T_2 - T_1)$$

$$l_i^{\text{id}} = \int_{\Gamma} p \, dV = p (V_2 - V_1)$$

$$q = c_v (T_2 - T_1) + p (V_2 - V_1)$$

$$p_1 V_1 = R T_1 \longrightarrow V_1 = R \frac{T_1}{p_1}$$

$$p_2 V_2 = R T_2 \longrightarrow V_2 = R \frac{T_2}{p_2}$$

$$p_2 = p_1 = p = \text{costante}$$

$$q = c_v (T_2 - T_1) + p \left(R \frac{T_2}{p} - R \frac{T_1}{p} \right) =$$

$$= c_v (T_2 - T_1) + R (T_2 - T_1) =$$

$$= (c_v + R) (T_2 - T_1) = c_p (T_2 - T_1)$$

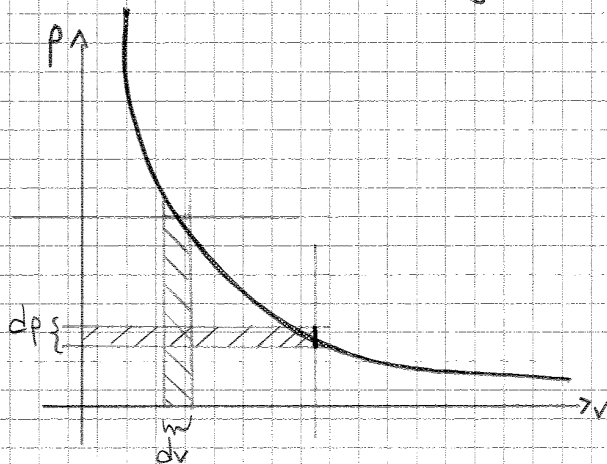
Se il sistema è aperto:

$$q - l_t^{\text{id}} = \Delta u = c_p \Delta t =$$

$$= c_p (T_2 - T_1)$$

SI A TUTTE LE TRASFORMAZIONI ISOCORE CHE IN QUELLE
ISOBARE, NON C'È DIFFERENZA CHE SI SCAMBI
O MENO MATERIA!

OSSERVAZIONE Diagramma meccanico di CLAPEYRON



Non importa che la sostanza segua il comportamento di un gas ideale ma che la trasformazione sia ideale ($\lambda = 0$)

T costante

$$p \cdot v = RT = \text{costante}$$

fissato il gas e la temperatura, in caso λ costante

$$p = \frac{\text{costante}}{v}$$

$\underbrace{p}_{\text{variabile dipendente}}$
 $\underbrace{v}_{\text{variabile indipendente}}$

ASPETTO IPERBOLICO
(iperbole equilatera)

Il senso fisico e l'interpretazione fisica degli integrali che definiscono l_i^{id} e l_t^{id}

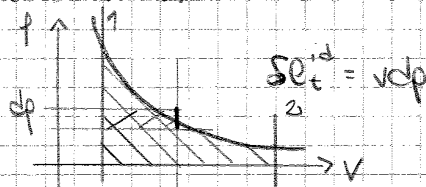
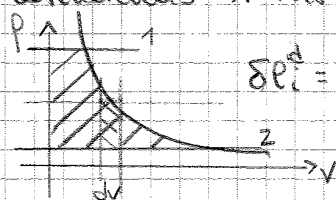
$$\delta l_i^{id} = p \cdot dv$$

$$\delta l_t^{id} = v \cdot dp$$

Fissato un certo valore di p , se si fa variare v in quell'intervallo di una quantità infinitesima, il prodotto indica un'area ($p \cdot dv$) se lo estendo ad uno stato 1 sino ad uno stato 2, l'area sottesa è l'area di quell'integrale.

Lo stesso vale per il lavoro tecnico: fissato un certo valore di v , si fa variare p nell'intervallo e si ottiene un'area $v \cdot dp$.

Estendendo l'integrale, si ottiene l'area.



Se il sistema è aperto

$$q - l_t^{id} = c_p \Delta T$$

$$-l_t^{id} = c_p \Delta T$$

$$l_t^{id} = - \int_{p_1}^{p_2} v dp \Rightarrow \delta l_t^{id} = -v dp$$

$$v dp = c_p \Delta T$$

$$p v = R T$$

$$p dv + v dp = R dt$$

$$dt = \frac{p dv + v dp}{R} = \frac{p dv + v dp}{c_p - c_v}$$

$$v dp = c_p \frac{p dv + v dp}{c_p - c_v}$$

$$(c_p - c_v) (v dp) = (p dv + v dp) c_p$$

$$c_p v dp - c_v v dp = c_p p dv + c_p v dp$$

$$v dp = - \frac{c_p}{c_v} p dv$$

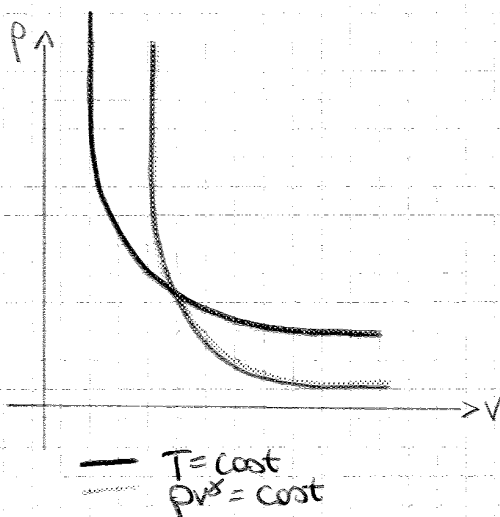
$$\frac{dp}{p} = - \gamma \frac{dv}{v}$$

$$\ln(p) = -\gamma \ln(v) + \text{costante}$$

$$\ln(p) + \gamma \ln(v) = \text{costante}$$

$$\ln(p \gamma) + \ln(v^\gamma) = \text{costante}$$

$$p v^\gamma = \text{costante}$$



La trasformazione adiabatica è γ volte più ripida della isoterma.

Lungo una trasformazione adiabatica il lavoro tecnico scambiato è γ volte il lavoro interno scambiato

sapendo che $p_1 v_1 = RT$

$$T_1 v_1^{n-1} = T_2 v_2^{n-1}$$

$$\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{v_2}{v_1}\right)^{n-1}$$

$$\int_p p dv = \frac{R}{1-n} (T_2 - T_1) = \frac{R}{1-n} \Delta T$$

$$q - \frac{R}{n-1} \Delta T = c_v \Delta T$$

$$q = \left(\frac{c_p - c_v}{1-n} + c_v\right) \Delta T = c_v \left(\frac{\gamma - n}{1-n}\right) \Delta T$$

$$n = \frac{c_p - c}{c_v - c} \quad c = c_v \left(\frac{\gamma - n}{1-n}\right)$$

$$q = c \Delta T$$

Lo stesso vale per un sistema aperto:

$$q - l_t^{id} = \Delta h - c_p \Delta T = \Delta h - c_p (T_2 - T_1)$$

$$l_t^{id} = \int_{p_1}^{p_2} v dp$$

$p: p v^n = \text{cost}$

Se il sistema evolve dallo stato 1 allo stato 2

$$p_1 v_1^n = p_2 v_2^n \quad \rightarrow \quad p v^n = \text{costante}$$

$$p v^n = p_1 v_1^n$$

$$\rightarrow v = \frac{p_1^{1/n} \cdot v_1}{p^{1/n}} = p_1^{1/n} \cdot v_1 \cdot p^{-1/n}$$

$$l_t^{id} = \int_1^2 p_1^{1/n} \cdot v_1 \cdot p^{-1/n} dp = - p_1^{1/n} \cdot v_1 \int_1^2 p^{-1/n} dp =$$

$$= - p_1^{1/n} v_1 \left[\frac{p^{1-1/n}}{1-1/n} \right]_1^2 =$$

II PRINCIPIO della TERMODINAMICA

Dal primo principio si sa che:

- lavoro e calore sono qualitativamente la stessa cosa;
- posso mettere in relazione le diverse forme di energia (uguaglianza quantitativa),

ma non vengono posti limiti alla trasformazione da lavoro a calore (e viceversa).

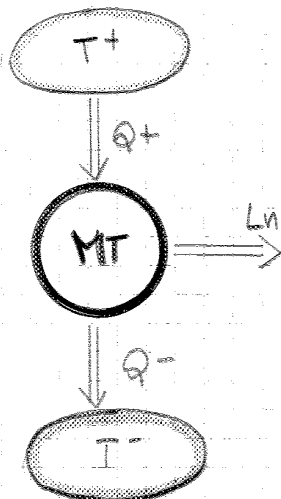
I **SERBATOI di ENERGIA TERMICA** sono particolari sistemi in grado di scambiare energia termica senza cambiare il proprio livello termico (termostati)

↳ **SORGENTI**: forniscono energia termica sotto forma di calore;

↳ **POZZI**: ricevono energia termica sotto forma di calore

I **MOTORI TERMICI** sono dispositivi termodinamici costruiti per trasformare energia termica in energia meccanica.

Il funzionamento:



- 1) riceve calore da una sorgente a temperatura più alta;
- 2) converte parte del calore (Q^+) in lavoro (L_n);
- 3) cede la parte di calore rimanente ad un pozzo a temperatura inferiore.

Si presenta quindi una questione importante: definire il rendimento del motore.

$$\eta = \frac{\text{beneficio}}{\text{spesa per ottenere il beneficio}}$$

COMPLETAMENTE = $\eta = 1$ (beneficio = spesa)

Le trasformazioni reversibili sono quelle che ripercorse in senso inverso riportano l'universo nelle medesime condizioni iniziali.

Nei fenomeni spontanei si infersa che:

- un processo spontaneo ci indica la possibilità di ottenere lavoro;
- a seguito di un processo spontaneo per ristabilire le condizioni iniziali occorre un'azione dall'esterno;
- il compimento di un processo diretto e dell'inverso lascia una traccia nell'universo.

Se voglio la η massima, devo ridurre le cause di IRREVERSIBILITÀ:

- attrito e anelasticità (comportamento non lineare delle molle);
- scambio termico con differenza finita di temperatura;
- espansione e compressione di gas;
- diffusione di sostanze chimiche;
- trasporto di elettricità;
- tutti i fenomeni che evolvono attraverso trasformazioni spontanee.

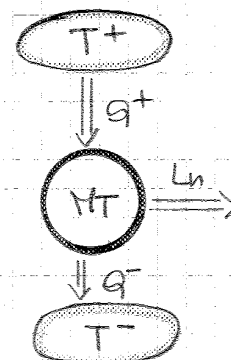
MACCHINA di CARNOT

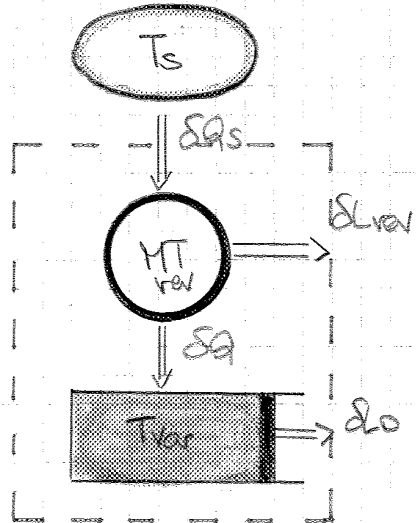
Ha lo stesso schema del motore termico ma il suo ciclo REVERSIBILE è FATTO da QUATTRO TRASFORMAZIONI REVERSIBILI:

- 1) Compressione adiabatica reversibile;
- 2) Espansione isoterma reversibile;
- 3) Espansione adiabatica reversibile;
- 4) Compressione isoterma reversibile.

Calore q^+ da sorgente T^+

da calore q^- ad un pozzo T^-





• C'è un δQ che viene scartato e ceduto a T_{var} .

--- Sistema combinato

$$\delta L_{comb} = \delta L_{rev} + \delta L$$

↳ il sistema combinato produce una quantità di lavoro.

dal primo principio:

$$\delta Q_s - \delta L_{comb} = dE_{comb}$$

dove dE_{comb} è la variazione di energia totale del sistema combinato. Se opera in un processo ciclico, essendo una grandezza di stato, $dE = 0$.

dal secondo principio: quando solo il motore termico

$$\frac{\delta Q_s}{T_s} = \frac{\delta Q}{T}$$

$$\delta Q_s = \frac{\delta Q}{T} \cdot T_s$$

$$\Rightarrow \delta L_{comb} = \frac{\delta Q}{T} \cdot T_s - dE_{comb}$$

Se estendo a tutto il funzionamento ciclico

$$L_{comb} = T_s \int \frac{\delta Q}{T} - \int dE_{comb}$$

↳ ϕ

δQ verrebbe convertita completamente in lavoro contraddicendo il secondo principio.

Proprio per questo $\int \frac{\delta Q}{T}$ deve essere minore, o al più uguale, a zero.

$$L_{comb} = T_s \int \frac{\delta Q}{T}$$

↳ > 0 ↳ ≤ 0

(Se funziona vado in pari, altrimenti ci rimetto)

L'entropia è una grandezza di tipo estensivo. Se aumenta la massa, aumenta l'entropia.

$$\frac{ds(t)}{dt} = \left(\frac{ds(t)}{dt} \right)_{vc} + \left[\sum_{j=1}^N \pm G_j s_j \right]$$

con s_j = entropia specifica associata al flusso di massa $[J/kg \cdot K]$

$$ds - de = \frac{q}{T} + ds_{irr}$$

Se il sistema è isolato, $q=0$,

$$\Delta S = ds_{irr}$$

$$\Delta s = ds_{irr}$$

$(\Delta S)_{is} \geq 0 \rightarrow$ l'entropia non può mai diminuire: quella dello stato finale non può essere minore dell'entropia iniziale.

ENTROPIA per un GAS IDEALE

Se il sistema è chiuso

$$\begin{cases} \delta q - l_i^{id} = dw \\ \delta s = \frac{\delta q}{T} \end{cases} \rightarrow \begin{cases} \delta q - pdv = cvdT \\ \delta q = Tds \end{cases}$$

$$Tds - pdv = cvdT$$

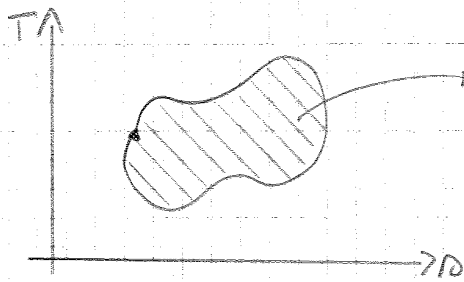
$$ds = cv \frac{dT}{T} + \frac{p}{T} dv = cv \frac{dT}{T} + R \frac{dv}{v}$$

$$s = cv \ln(T) + R \ln(v) + \text{costante}$$

$$s - s_0 = cv \ln\left(\frac{T}{T_0}\right) + R \ln\left(\frac{v}{v_0}\right)$$

È l'espressione per l'entropia

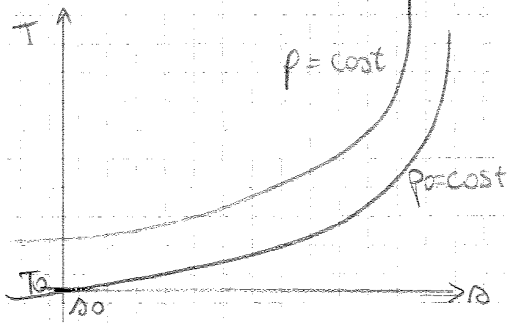
• linea chiusa



$$\int T dV = q(c)$$

" quantità netta di calore che può cedere con $l(c)$, lavoro netto scambiato lungo il ciclo.

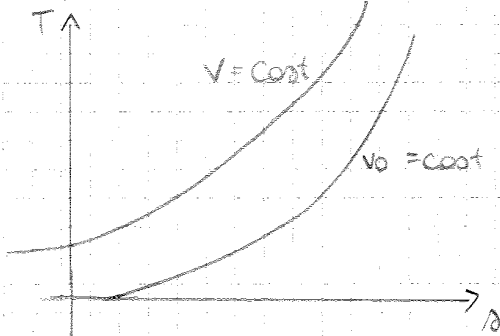
• TRASFORMAZIONE ISOBARA



$$\Delta S - \Delta S_0 = C_p \ln\left(\frac{T}{T_0}\right) + R \ln\left(\frac{P}{P_0}\right)$$

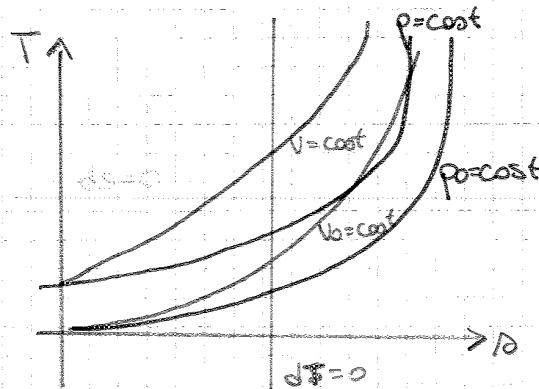
essendo P costante,
 $R \ln\left(\frac{P}{P_0}\right) = \text{cost.}$

• TRASFORMAZIONE ISOCORA



$$\Delta S - \Delta S_0 = C_v \ln\left(\frac{T}{T_0}\right) - R \ln\left(\frac{V}{V_0}\right)$$

essendo V costante,
 $R \ln\left(\frac{V}{V_0}\right) = \text{cost.}$



• ISOTERMA
 $dT = 0$

• ADIABATICA
 $dS = 0$

$$df = db - Tds - sdt$$

derivando l'energia libera di Helmholtz

$$df = \underbrace{Tds - pdv}_{du} - Tds - sdt$$

$$df = -pdv - sdt$$

$$dg = dh - Tds - sdt$$

derivando l'energia libera di Gibbs

$$dg = \underbrace{Tds + vdp}_{dh} - Tds - sdt$$

$$dg = vdp - sdt$$

Ci sono quindi 4 relazioni:

$$du = Tds - pdv \Rightarrow u(s, v)$$

$$dh = Tds + vdp \Rightarrow h(s, p)$$

$$df = -pdv - sdt \Rightarrow f(v, T)$$

$$dg = vdp - sdt \Rightarrow g(p, T)$$

Dato che l'espressione $dz = a(x, y)dx + b(x, y)dy$, con a e b coefficienti, è pro-scure, se la forma è esatta:

$$\left(\frac{\partial a}{\partial y}\right)_x = \left(\frac{\partial b}{\partial x}\right)_y$$

le quattro relazioni si possono scrivere:

$$\left(\frac{\partial T}{\partial v}\right)_s = -\left(\frac{\partial p}{\partial s}\right)_v$$

1° Equazione di Maxwell

$$a = T \quad b = p$$

$$x = s \quad y = v$$

$$\left(\frac{\partial T}{\partial p}\right)_s = \left(\frac{\partial v}{\partial s}\right)_p$$

2° Equazione di Maxwell

$$a = T \quad b = v$$

$$x = s \quad y = p$$

$$ds(T, v) = c_v \frac{dT}{T} + \left(\frac{\delta p}{\delta T} \right)_v dv \quad (I)$$

Tramite la terza equazione di Maxwell, si sostituisce

$$\left(\frac{\delta p}{\delta T} \right)_v \text{ a } \left(\frac{\delta s}{\delta v} \right)_T \text{ così da avere grandezze empiricamente misurabili.}$$

Nel gas ideale $Pv = RT \rightarrow \left(\frac{\delta p}{\delta T} \right)_v = \frac{P}{v}$

$$\begin{aligned} ds(T, p) &= \left(\frac{\delta s}{\delta T} \right)_p dT + \left(\frac{\delta s}{\delta p} \right)_T dp \\ &= c_p \frac{dT}{T} - \left(\frac{\delta v}{\delta T} \right)_p dp \end{aligned}$$

4° equazione di Maxwell

Nel gas ideale $Pv = RT \rightarrow \left(\frac{\delta v}{\delta T} \right)_p = \frac{R}{P}$

Un'espressione per l'energia interna:

$$du = Tds - pdv$$

$$du = T \left[c_v \frac{dT}{T} + \left(\frac{\delta p}{\delta T} \right)_v dv \right] - pdv$$

$$du = c_v dT + T \left[\left(\frac{\delta p}{\delta T} \right)_v - p \right] dv$$

$c_v dT$ rappresenta la condizione di gas ideale: le variazioni di energia interna dipendono dalle variazioni di T e non da quelle di volume.

Un'espressione per l'entalpia:

$$dh = Tds + vdp$$

$$dh = T \left[c_p \frac{dT}{T} - \left(\frac{\delta v}{\delta T} \right)_p \right] + vdp$$

$$dh = c_p dT - \left[T \left(\frac{\delta v}{\delta T} \right)_p - v \right] dp$$

$c_p dT$ rappresenta la condizione di gas ideale

e $G_1 = G_2 = G$

- la funzione del sistema non è scambio potenza tecnica $\rightarrow \dot{W}_t = 0$
- Posso ipotizzare che sia adiabatico, $\Phi = 0$

• $\Delta e_c = \Delta e_p = 0$

$\Rightarrow 0 = G(p_2 - p_1)$

$p_2 = p_1$

LA VALVOLA È UN DISPOSITIVO CHE OPERA AD EN TALPIA COSTANTE.

- Dal teorema dell'energia cinetica
 $(\phi + \phi + \dot{L}_a) + \int v dp = 0$
 $\dot{L}_a = - \int v dp$

Se $v = \text{costante}$,

$p_2 < p_1$

LA VALVOLA INTRODUCE UNA CADUTA DI PRESSIONE

- Dal II principio

$(s_2 - s_1) = \int \frac{\delta q}{T} + s_{irr}$
 $\Delta h_{const.}$
 $\rightarrow 0$
 perché $\Phi = 0$

dato che $s_{irr} \geq 0$

$s_2 \geq s_1$

DE CUI IRREVERSIBILITÀ, L'ENTROPIA AUMENTA

È un'operazione di dissipativa: il salto di pressione si traduce in lavoro d'attrito.

$$\beta_{JT} = - \frac{1}{c_p} \left(\frac{\partial p}{\partial h} \right)_T^{-1} = - \frac{1}{c_p} \left(\frac{\partial h}{\partial p} \right)_T$$

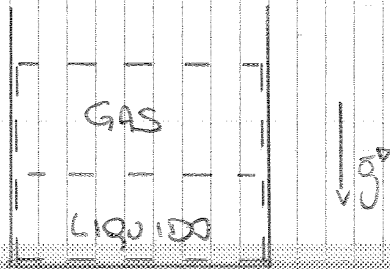
$$\frac{dh}{c_p} = c_p \frac{dT}{c_p} - \left[T \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_p - v \right]$$

a pressione costante $\frac{\partial h}{\partial p} = - \left[T \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_p - v \right]$

$$\beta_{JT} = + \frac{1}{c_p} \left[T \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_p - v \right]_h$$

è la proprietà di una sostanza, valutabile osservando le variazioni di volume in relazione alla temperatura.

Se la posizione è intermedia, A causa una situazione
 cui due fasi nettamente
 separate



La miscela liquido + vapore è saturata perché fatta da liquido
 saturo e vapore saturo secco (in mezzo il vapore è detto
 vapore saturo umido).

Sulla curva limite, è indifferente causare temperatura o pressione:
 fissata T , p è implicata.

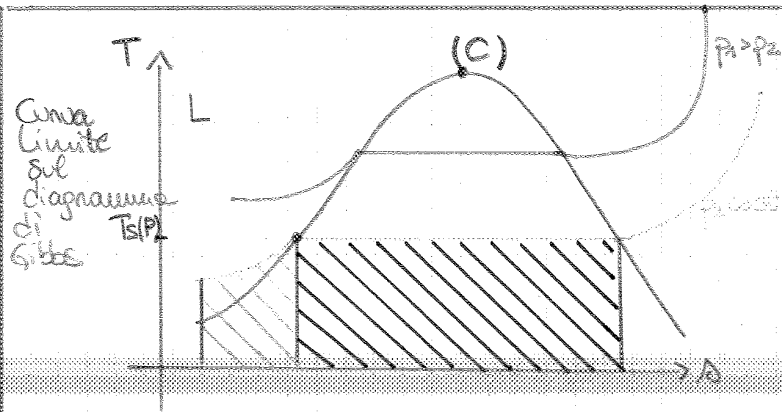


1) So che l'acqua e tutti gli altri fluidi sono sostanze
 pure, nell'intorno dei cambiamenti di fase non si trattano
 da ideali e servono le tabelle di proprietà.

2) Determinare gli stati sulla curva limite significa conoscere
 temperatura o pressione di saturazione:

$$\begin{cases} T \text{ di saturazione ad una certa } P & T_s(P) \\ P \text{ di saturazione ad una certa } T & P_s(T) \end{cases}$$

3) Nel passaggio di stato, come si determinano le proprietà
 intermedie? Si è in condizioni di saturazione umida di
 vapore saturo umido (miscela): si usa la sovrapposizione
 degli effetti seguendo il titolo di vapore (frazione massica)



Se si deve vaporizzare dell'acqua, quale energia va fornita?

$T_s(P)$ è la temperatura di saturazione a pressione costante.

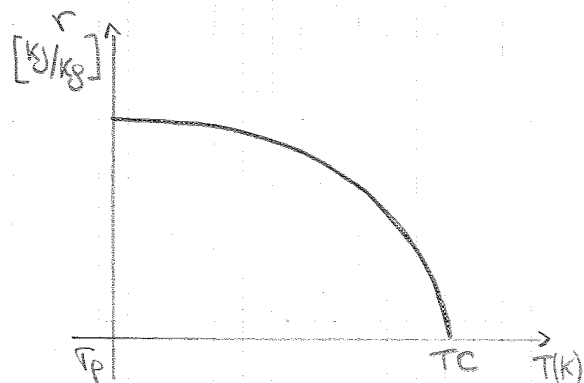
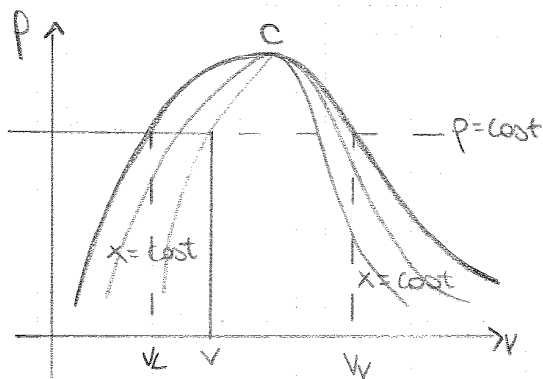
Per una temperatura minore della $T_s(P)$ c'è la zona del liquido sottoraffreddato.

L'energia da fornire è tecnica e la quantità è data dall'area sottesa (▨). Se la pressione aumenta, l'energia aumenta: cresce dal punto triple e poi man mano arriva a zero in (C), è monotona decrescente.

Il CALORE LATENTE di VAPORIZZAZIONE o CONDENSAZIONE è la quantità di energia tecnica r fornita (sottratta) per vaporizzare (condensare) l'unità di massa di liquido (vapore) che si trova nelle condizioni iniziali o finali di saturazione.

"Latente" indica uno scambio termico senza variazione di temperatura (lo scambio di energia è dato dalle fasi).

r può essere vista come una proprietà della sostanza.



$$\left. \begin{aligned} v &= (1-x) \cdot v_L + x v_V \\ h &= (1-x) \cdot h_L + x h_V \\ s &= (1-x) s_L + x s_V \end{aligned} \right\} x = \frac{v - v_L}{v_V - v_L} = \frac{h - h_L}{h_V - h_L} = \frac{s - s_L}{s_V - s_L}$$

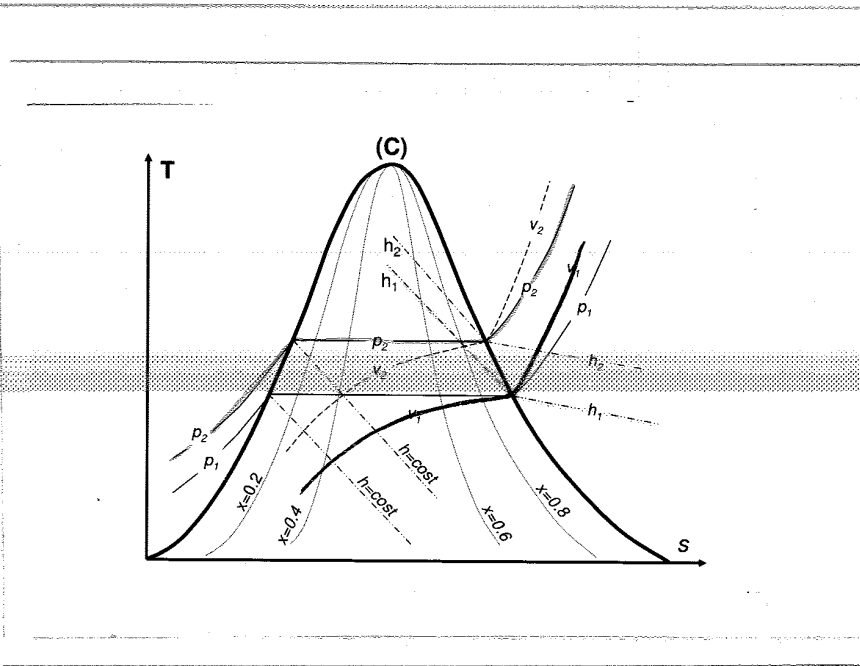
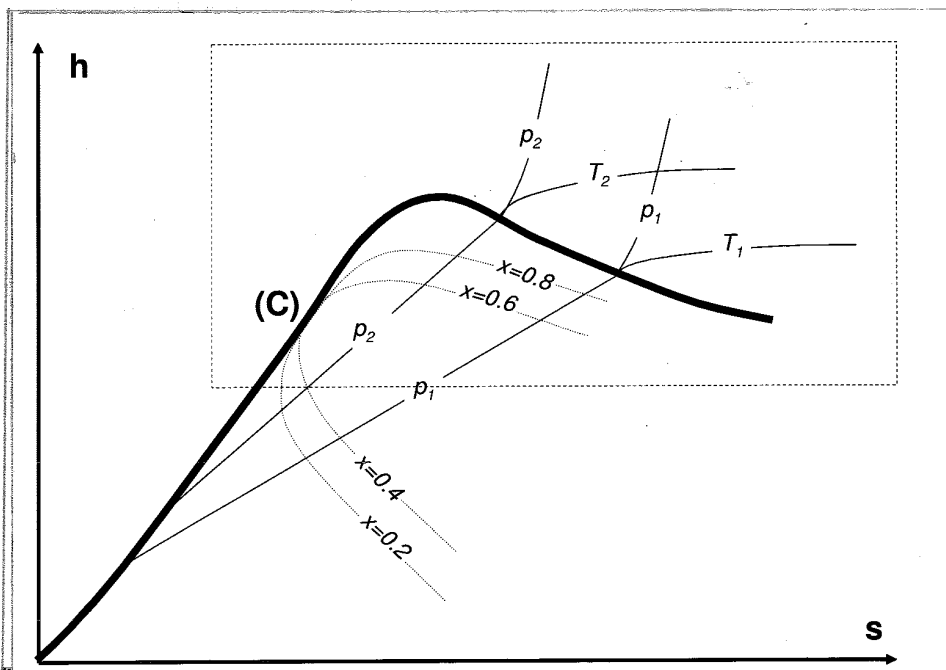


DIAGRAMMA
(T, s) per i
VAPORI

DIAGRAMMA di MOLLER (h, s)



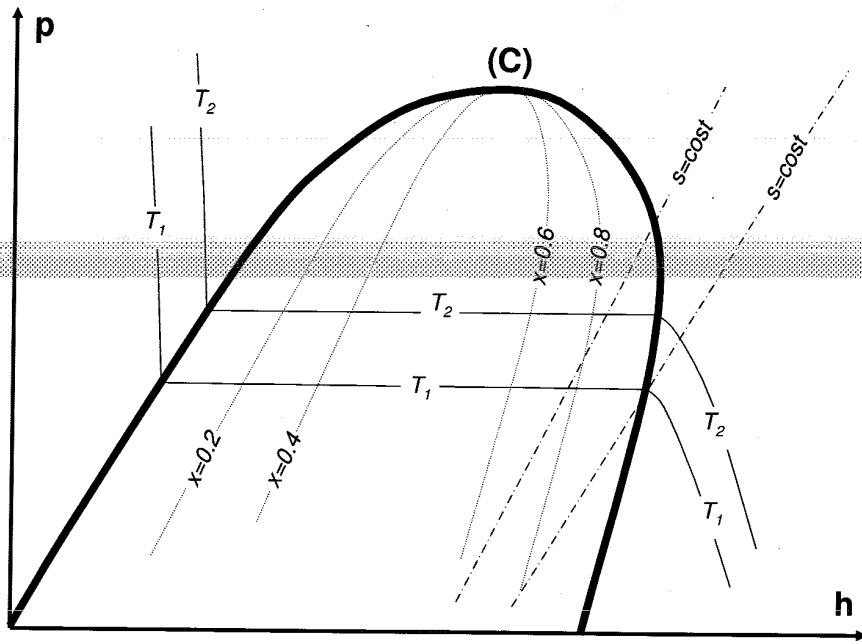
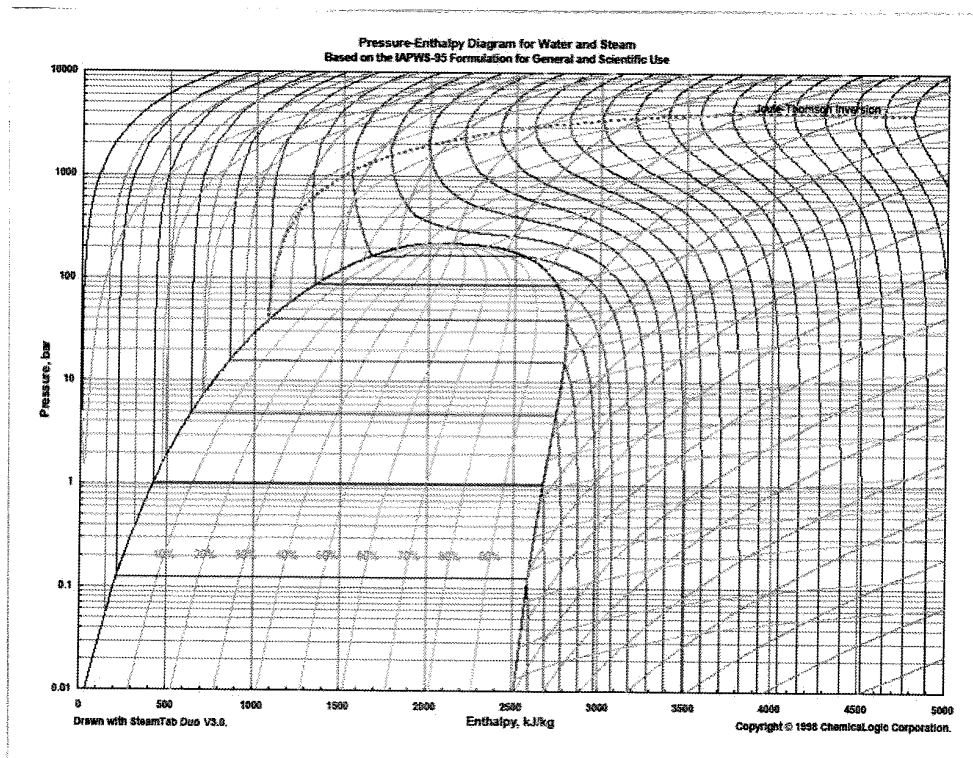
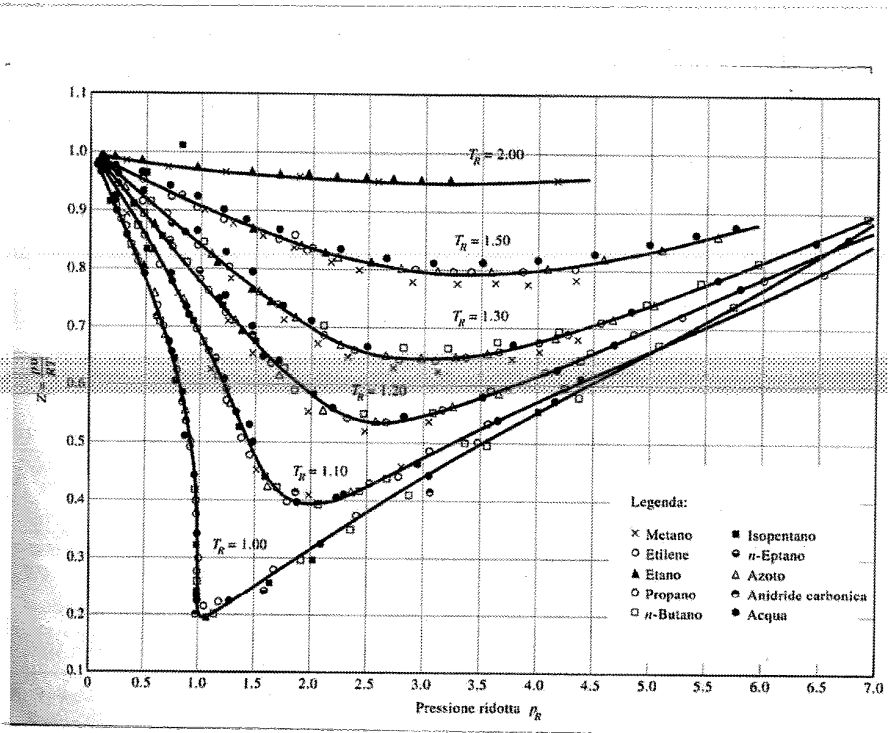


DIAGRAMMA
P,h
pa i
JABEI





EQUAZIONE di VAN DER WAALS

Dall'equazione dei gas perfetti: $PV = RT$

$$V = \frac{RT}{P}$$

scelta T , se p viene fatta tendere a ∞ , $V \rightarrow 0$

non ha senso, quindi

si introduce il parametro b costante:
 il volume specifico occupato dalle molecole (Volume residuo: V non può essere meno di b)

Se p non è bassa, le molecole urtano: esercitano forze di coesione a livello microscopico e riducono la pressione. Per questo si introduce il parametro a che è direttamente proporzionale al quadrato della pressione o inversamente proporzionale al quadrato del volume.

$$\left(p + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT$$

Sostituendo in $\left(p + \frac{a}{v^2}\right)(v-b) = RT$

i parametri $R \equiv R_c = \frac{8}{3} \frac{p_c \tilde{v}_c}{T_c}$

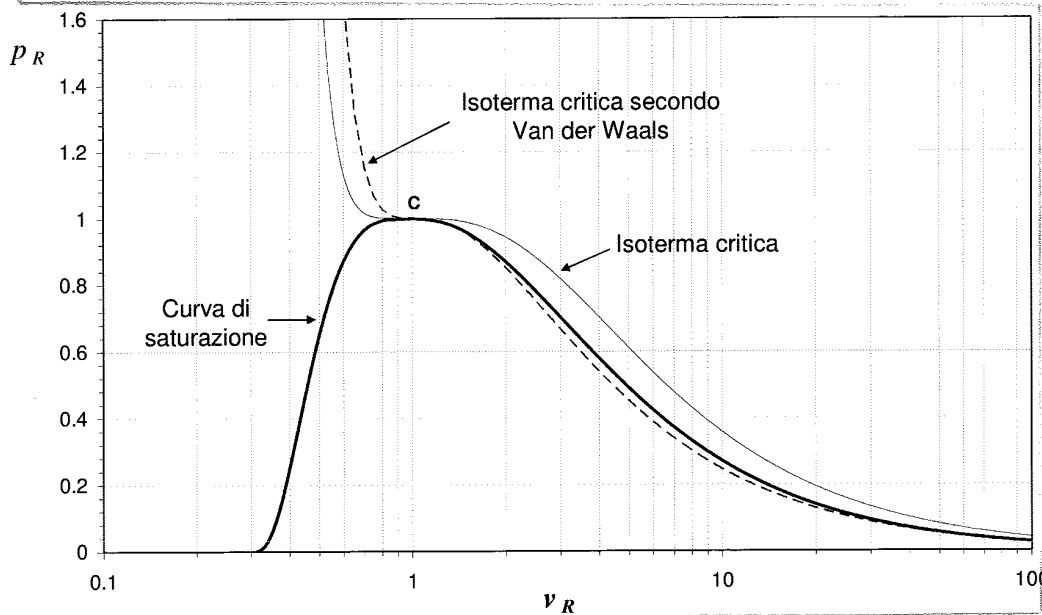
$$a = 3\tilde{v}_c p_c$$

$$b = \frac{\tilde{v}_c}{3}$$

si ottiene $\left(p_R + \frac{3}{v_R^2}\right)(3v_R - 1) = 8TR$

e quindi non richiede l'uso di costanti.

È applicabile ad un qualsiasi gas.



→ ENERGIA INTERNA

$$du = c_v dT + \left[T \left(\frac{\partial p}{\partial T} \right)_v - p \right] dv$$

$$p = \frac{RT}{v-b} - \frac{a}{v^2}$$

$$\left(\frac{\partial p}{\partial T} \right)_v = \frac{R}{v-b}$$

$$dh = c_p dT - \left[\frac{TR}{P} + \frac{a}{RT} - \frac{RT}{P} + \frac{a}{RT} - b \right] dp$$

$$dh = c_p dT - \left[\frac{2a}{RT} - b \right] dp$$

$$dh = \underbrace{\left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_p}_{\text{è esattamente la definizione di } c_p} dT + \underbrace{\left(\frac{\partial h}{\partial p} \right)_T}_{\text{esprime la variazione parziale di entalpia a } T \text{ costante.}} dp$$

In questo intervallo, c_p non dipende dalla temperatura

Se integro in dp , T non varia.

$$h = c_p T - \left[\frac{2a}{RT} - b \right] P + \text{costante}$$

Si impone $h = h_0$ ($T = T_0$, $p = p_0$)

$$h_0 = c_p T_0 - \left[\frac{2a}{RT_0} - b \right] p_0 + \text{costante}$$

$$h - h_0 = c_p (T - T_0) - \frac{2a}{R} \left(\frac{P}{T} - \frac{P_0}{T_0} \right) + b(p - p_0)$$

C'è dipendenza dalla pressione (se $a = b = 0$ si torna al gas ideale)

$$\left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_p = c_p \quad \text{per il gas di Van der Waals} \\ c_p \neq (c_v + R)$$

$$\left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_p = (c_v + R) + \frac{2aP}{RT^2}$$

→ ENTROPIA

$$s - s_0 = c_v \ln \left(\frac{T}{T_0} \right) + R \ln \left(\frac{v-b}{v_0-b} \right)$$

$$ds = c_v \frac{dT}{T} + \left(\frac{\partial s}{\partial T} \right)_v dv$$

MISCELE DI GAS

Nelle miscele NON avvengono reazioni chimiche, per cui i componenti mantengono la composizione chimica invariata: il comportamento termodinamico di una miscela sarà quindi determinato in base alla natura e alle proprietà di singoli componenti.

DEFINIZIONI

$Kmol$: quantità di sostanza che contiene NA particelle

\bar{M} : massa molare $\frac{kg}{Kmol}$

n : numero di moli $= \frac{m}{\bar{M}}$

y_j : frazione molare $= \frac{n_j}{n}$

x_j : frazione massica $= \frac{m_j}{M}$

MODELLO di GIBBS DALTON

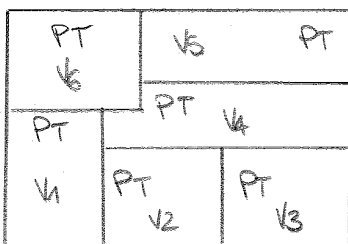
Ogni componente è trattato come se occupasse da solo tutto il volume V alla sua stessa T .

MODELLO di AMAGAT LEBOUC

Ogni componente è trattato come se si trovasse da solo alla stessa T e alla stessa p della miscela.

~~MODELLO di GIBBS e DALTON~~

LA PRESSIONE e L'ENERGIA INTERNA TOTALI di una MISCELA di GAS SONO UGUALI RISPETTIVAMENTE alla SOMMA delle PRESSIONI e delle ENERGIE INTERNE PARZIALI dei SINGOLI COMPONENTI.



$$P = \sum_{j=1}^N P_j$$

$$U = \sum_{j=1}^N U_j$$

$$V_j = \frac{n_j \bar{R} T}{P}$$

$$y_j = \frac{n_j}{n} = \frac{V_j}{V} = \frac{P_j}{P}$$

	\bar{M}	y	x
N ₂	28,016	0,7809	0,7553
O ₂	32,000	0,2095	0,2314
Ar	39,994	0,0093	0,0128
CO ₂	44,010	0,0003	0,0005

$$\bar{M} = 28,967 \text{ kg/kmol}$$

$$R = 287,0 \text{ J/(kgK)}$$

• $S = \sum_j S_j \quad [\text{J/K}]$

$$\frac{S}{H} = s = \sum_j \frac{S_j}{H} = \sum_j \frac{M_j \Delta_j}{H} \quad [\text{J/kgK}]$$

$$s = \sum_j x_j s_j$$

$$s = \sum_j \Delta_j \cdot \frac{M_j}{H} \Delta_j$$

$$\underbrace{\Delta \bar{H}}_s = \sum_j y_j (M_j \Delta_j) = \sum_j y_j \cdot \bar{S}_j$$

• $H = \sum_j H_j = \sum_j (u_j + p_j v)$

$$h = \frac{H}{H} = \sum_j \left(\frac{M_j u_j}{H} + p_j \frac{v}{H} \right)$$

$$= \sum_j x_j u_j + p_j v = \sum_j x_j h_j$$

• $\delta = \frac{c_p}{c_v} = \frac{\sum_j x_j c_{p,j}}{\sum_j x_j c_{v,j}} = \frac{\sum_j M_j c_{p,j}}{\sum_j M_j c_{v,j}}$

• GRADO di SATURAZIONE ψ

Qui un'isola ha un contenuto massimo di vapore

$$\psi = \frac{x}{x_s} = \frac{0,622 \cdot \frac{p_v}{p - p_v}}{0,622 \cdot \frac{p_s(T)}{p - p_s(T)}} = \frac{p_v}{p_s(T)} \cdot \underbrace{\left(\frac{p - p_s(T)}{p - p_v} \right)}_{\approx 1} \approx \frac{p_v}{p_s} \quad \text{nelle climatizzazione autunnale}$$

$$\frac{p_s(T)}{p} \approx \frac{p_v}{p} \ll 1$$

• UMIDITA' RELATIVA φ (UMIDITA' RELATIVA)

$$\varphi = \frac{m_v}{m_s} = \frac{\frac{p_v x}{R_v T}}{\frac{p_s x}{R_v T}} = \frac{p_v}{p_s(T)} \approx \psi$$

$$p_v = m_v R T$$

$$m_v = \frac{p_v}{R T}$$

$$x = 0,622 \cdot \frac{\varphi p_s}{p - \varphi p_s}$$

• ENTALPIA SPECIFICA dell'ARIA UMIDA h_{1+x}

$$h_{1+x} = \frac{H}{m_a} = \frac{H_a + H_v}{m_a} = \frac{m_a h_a}{m_a} + \frac{m_v h_v}{m_a} =$$

$$= h_a + x h_v$$

Entalpia Specifica dell'aria secca

$$h_a - h_0 = c_{p_a} (T - T_0)$$

La scelta del riferimento non è arbitraria: avendo a che fare con due specie chimiche diverse, bisogna tenere presente da dove vengono presi i dati, qui è il vapore d'acqua.

Lo stato di riferimento è la temperatura del punto triplo dell'acqua.

② è un'aggiunta nella zona del vapore surriscaldato dove ipotizzo il comportamento ideale

$$\Delta h_v = c_{pv} (T - T_0)$$

Quando si raggiunge T , si raggiunge il valore h corrispondente

$$h_v - h_0 = r_0 + c_{pv} (T - T_0)$$

assunto
pari a
2500 kJ/kgK

assunto
pari a
18 kJ/kgK

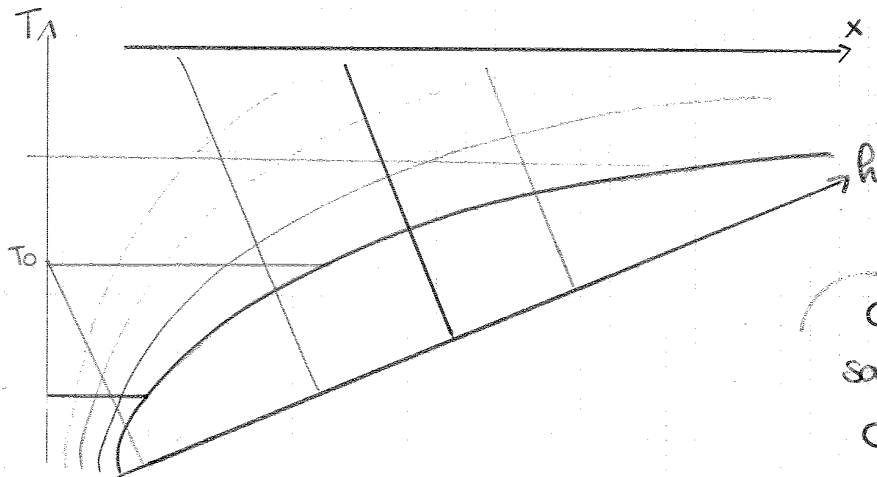
Supponendo $h_0 = \phi$

$$h = c_{pa}(T - T_0) + x [r_0 + c_{pv}(T - T_0)]$$

dove c_{pa} , r_0 e c_{pv} sono costanti;

$(T - T_0)$ è la differenza di temperatura in °C dell'aria come si presenta.

DIAGRAMMA PSICROMETRICO di KOLLER



Curva di
saturazione
 $\phi = 100\%$

— isenthalpiche

— isoterme

(le isoterme hanno
un andamento
leggermente convergente)

$$GL = 2 + N_c - N_f = 3$$

2 1

Se la sostanza condensabile
sia presente in forma di
vapore surriscaldato, $GL = 3$

$$\left\{ \begin{array}{l} G_1 = G_2 = G_3 \\ \Phi = \phi \quad (W_t = \phi) \\ \text{processo stazionario} \\ p = \text{costante} \end{array} \right.$$

La temperatura di saturazione adiabatica è la temperatura della acqua che porta l'aria

umida nelle condizioni da (x_1, h_1) a (x_2, h_2)

Il bilancio di massa

ha senso per la parte umida: la somma delle portate (di acqua e vapore) all'ingresso deve essere uguale a quella in uscita.

$$G_L + G_3 x_1 = G_3 x_2$$

$$\underbrace{\frac{kg_a}{s} \quad \frac{kg_v}{kg_a}}_{\text{portata di vapore}}$$

Il bilancio di energia di aria umida

I principio $0 = \sum \pm G_j h_j$

trasciano sia ΔEc che ΔEp

$$G_L h_L + G_3 h_1 = G_3 h_2$$

$$G_L = G_3 (x_2 - x_1)$$

$$G_3 (x_2 - x_1) h_L = G_3 (h_2 - h_1)$$

$$h_L = \frac{h_2 - h_1}{x_2 - x_1} = \frac{h_s - h_1}{x_s - x_1}$$

h_L se disegniamo individua una pendenza legata alla differenza di entalpia

$$h_L = c_{pL} (T_s - T_0)$$

$$c_{pL} \cong 4.2 \text{ KJ/KgK}$$

Bilancio di massa

$$G_{33} = G_{31} + G_{32}$$

→ bilancio sul vapore

$$G_{33} x_3 = G_{31} x_1 + G_{32} x_2$$

$$(G_{31} + G_{32}) x_3 = G_{31} x_1 + G_{32} x_2$$

Bilancio di energia

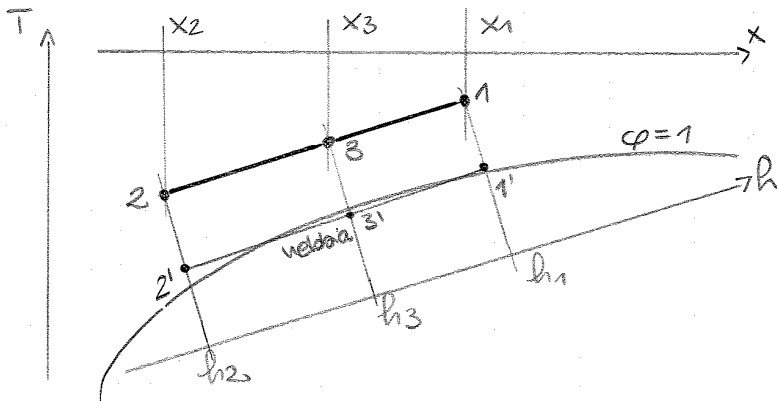
$$G_{33} h_3 = G_{31} h_1 + G_{32} h_2$$

$$(G_{31} + G_{32}) h_3 = G_{31} h_1 + G_{32} h_2$$

$$(G_{31})(x_3 - x_1) = (G_{32})(x_2 - x_3)$$

$$G_{31}(h_3 - h_1) = G_{32}(h_2 - h_3)$$

$$\frac{G_{32}}{G_{31}} = \frac{x_3 - x_1}{x_2 - x_3} = \frac{h_3 - h_1}{h_2 - h_3}$$



Lo stato ③ è più vicino allo stato ① o ②? Dipende dal rapporto $\frac{G_{32}}{G_{31}}$

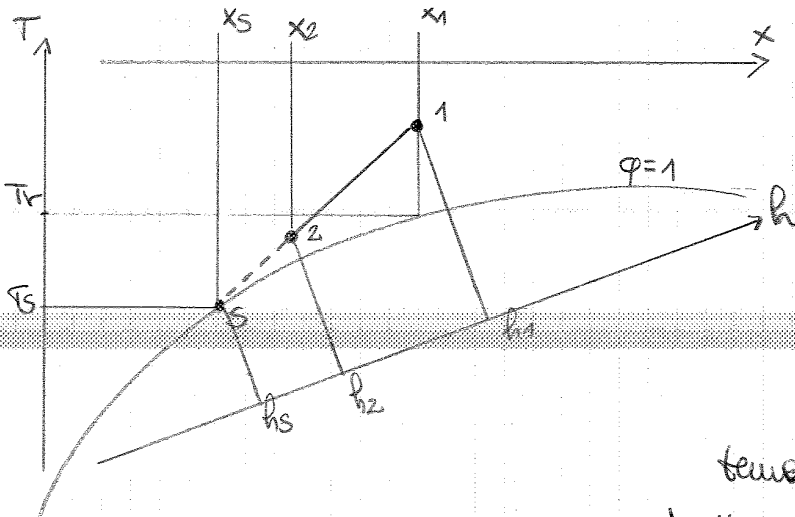
↳ G_{31} è molto piccolo, $\frac{G_{32}}{G_{31}} \rightarrow \infty$, $x_2 \rightarrow x_3$

lo stato ③ si avvicina allo stato ②;

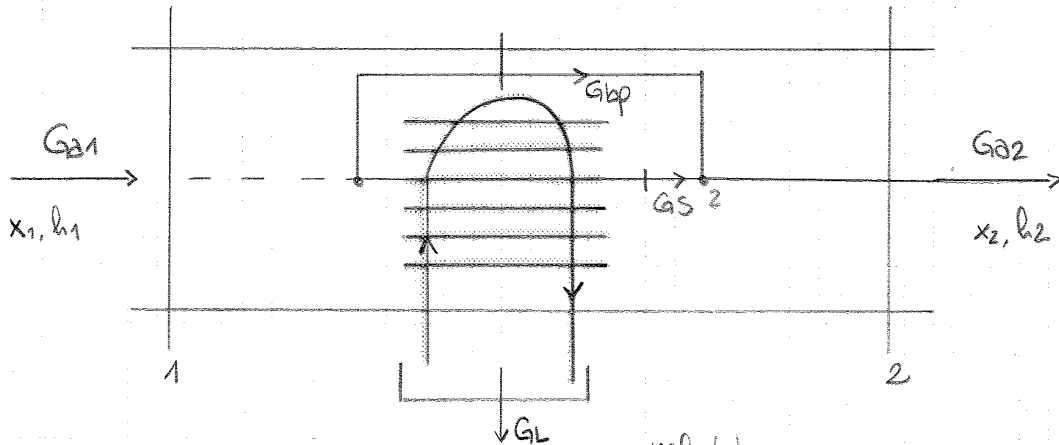
↳ G_{32} è molto piccolo, $\frac{G_{32}}{G_{31}} \rightarrow 0$, $x_3 \rightarrow x_1$

lo stato ③ si avvicina allo stato ①;

↳ se $G_{31} = G_{32}$, lo stato ③ è intermedio.



Si pone a contatto l'aria umida con qualcosa di sufficientemente fredda: una battente di raffreddamento cui dette a $T < T_r$ della miscela umida alla condizione ①



Lo scopo è portare x_2 ad essere umidità di x_1

nel tubo scorre acqua fredda; sulle alette si forma rugiada

G_{bp} portata di bypass
 G_s portata di saturazione

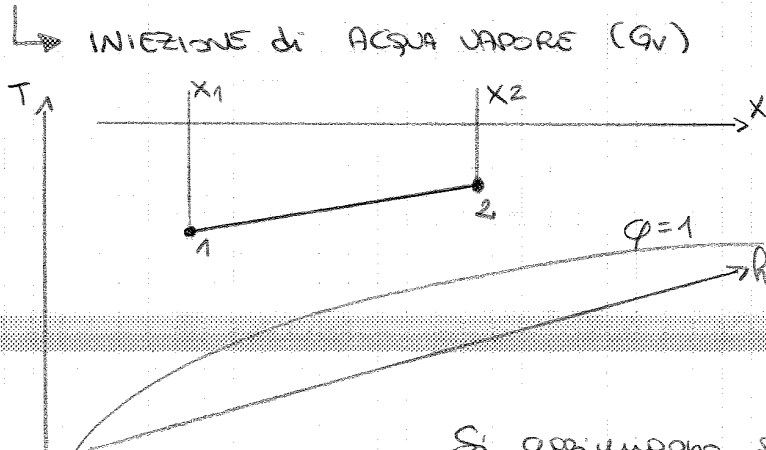
$$G_d = G_{d1} = G_{d2} = G_{bp} + G_s$$

$$G_{bp} x_1 + G_s x_s = G_d x_2 = (G_{bp} + G_s) x_2$$

$$G_{bp} h_1 + G_s h_s = (G_{bp} + G_s) h_2$$

$$G_{bp} (h_1 - h_2) = G_s (h_2 - h_s)$$

$$f_{bp} = \frac{G_{bp}}{G_s} = \frac{h_2 - h_s}{h_1 - h_2} = \frac{x_2 - x_s}{x_1 - x_2}$$



$$\frac{\Delta h}{\Delta x} = R_v$$

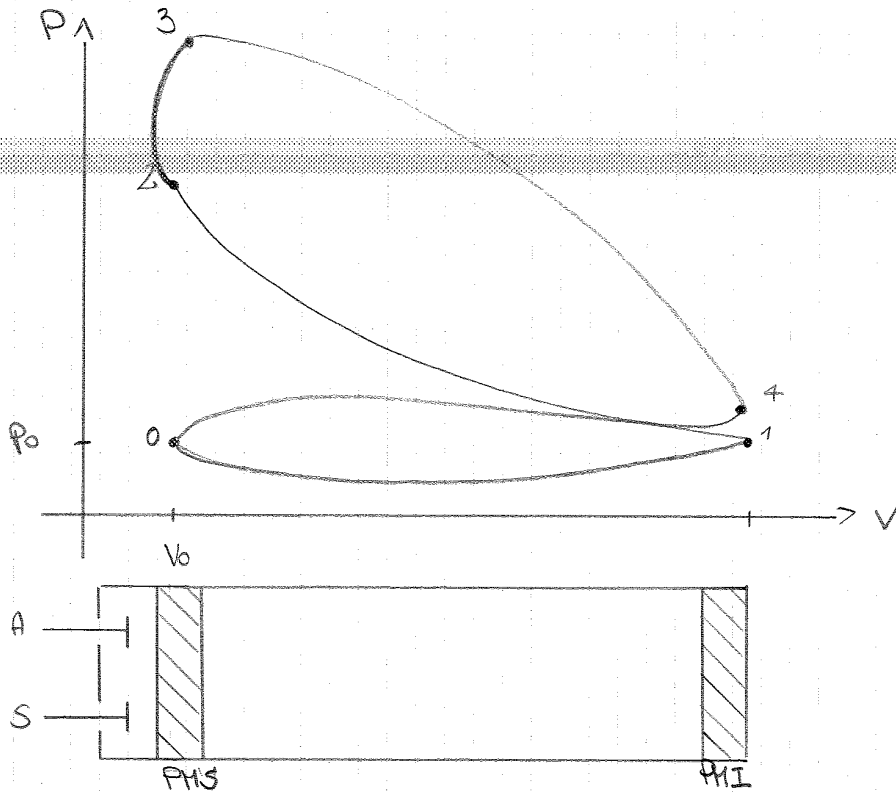
Si aggiungono grosse quantità di
umido in un solo

Umidificando con vapore, si tiene costante la
temperatura.

Il riscaldamento sensibile è praticamente trascurabile
 $\overline{1-2}$ può essere considerato un'isoterma ($T_1 \approx T_2$)

CICLO OTTO

Ciclo di riferimento per i motori ad accensione comandata, come i motori a combustibile benzina.



Il pistone si sposta dal punto di moto superiore (PMS) al punto di moto inferiore (PHI).

S è la valvola di scarico, che svuota la camera dal comburante, e A è la valvola di aspirazione, che introduce il comburante.

Il combustibile in questo ciclo è aria + comburante.

Nel punto dello stato 0, la valvola A è aperta, la S chiusa.

La pressione, per riuscire a far entrare il comburante, deve diminuire e poi tornare al valore di riferimento interno (stato 1). A questo punto si chiudono tutte le valvole e avviene la compressione del fluido.

Arrivato allo stato 2, avviene l'innesco della combustione:

il fluido inizia a bruciare. L'inerzia meccanica del pistone fa salire bruscamente la pressione senza che il pistone ne risenta. (stato 3)

Tratto 1-2

$$pV^\gamma = \text{cost} \rightarrow T V^{\gamma-1} = \text{cost}$$

$$T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_2^{\gamma-1}$$

$$T_2 = T_1 \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^{\gamma-1}$$

$\frac{V_1}{V_2}$ indica le posizioni estreme del

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_4}{V_3} = r_v$$

RAPPORTO VOLUMETRICO DI COMPRESSIONE

pressione

$$T_2 = T_1 r_v^{\gamma-1}$$

$$\left[\frac{T_1}{T_2} = r_v^{1-\gamma} \right]$$

Tratto 3-4

$$pV^\gamma = \text{cost} \rightarrow T V^{\gamma-1} = \text{cost}$$

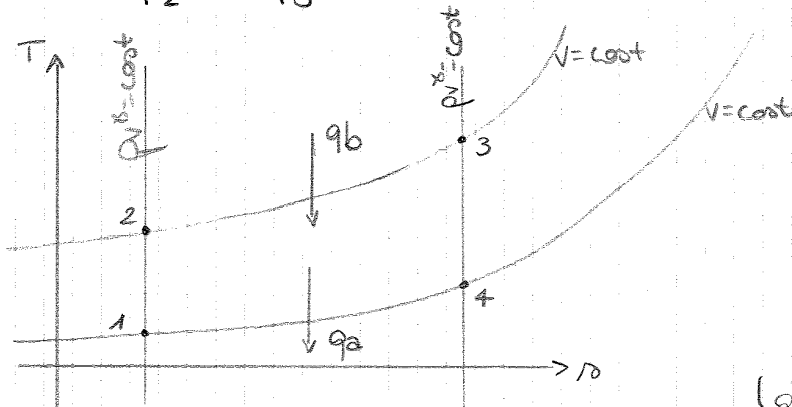
$$T_3 V_3^{\gamma-1} = T_4 V_4^{\gamma-1}$$

$$\frac{T_3}{T_4} = \left(\frac{V_4}{V_3} \right)^{\gamma-1} = r_v^{\gamma-1}$$

$$\left[\frac{T_4}{T_3} = r_v^{1-\gamma} \right]$$

$$\Rightarrow \frac{T_1}{T_2} = \frac{T_4}{T_3}$$

$$; T_1 T_3 = T_2 T_4$$



Quando sono valide queste relazioni?

- nei cicli ideali
- nei cicli a 4 politropiche, a due a due uguali

(qui sono due adiabatiche reversibili e due isocore)

T_1 e T_2 non sono le temperature estreme: calfrantando η_{Otto} e η_{Carnot} , al posto di T_2 darebbe esserci T_3 . η_{Carnot} risulta maggiore.

$$\eta = 1 - \frac{T_1}{T_2} = 1 - r_v^{1-\gamma}$$