

FISICA TECNICA - riassunto

Federico Mainetti Gambera

2 maggio 2020

Indice

1	L01-Introduzione	3
1.1	Introduzione	3
1.1.1	Sistema termodinamico	3
1.1.2	Il sistema semplice	3
1.2	Stato di equilibrio	3
1.2.1	Variabili termodinamiche	3
1.2.2	Regola di Gibbs	4
1.3	Tipologie di sistemi termodinamici	4
1.4	Trasformazioni termodinamiche	5
1.5	Equazione di stato nelle coordinate P, v, T	5
1.5.1	Equazione di stato per i gas ideali	5
1.5.2	Equazione di stato per i gas reali	6
1.5.3	Equazione di stato per liquidi e solidi	6
2	L02-Principi di conservazione	8
2.1	Principi di conservazioni	8
2.2	Principio di conservazione della massa	8
2.3	Primo principio della termodinamica per sistemi chiusi	8
2.4	Secondo principio della termodinamica per sistemi chiusi	9
2.5	Osservazioni sul primo e secondo principio	9
3	L03-Trasformazioni	10
3.1	Il lavoro termodinamico	10
3.1.1	Il lavoro termodinamico nelle trasformazioni reversibili e irreversibile	10
3.1.2	Il lavoro termodinamico di un ciclo	11
3.2	Il calore	11
3.2.1	Calori specifici a volume costante c_V	11
3.2.2	Calori specifici a pressione costante c_P	12
3.2.3	c_V e c_P per i gas ideali	12
3.2.4	c_V e c_P per i gas perfetti	12
3.2.5	c_V e c_P per i liquidi (e solidi) incomprimibili ideali	13
3.2.6	c_V e c_P per i liquidi (e solidi) incomprimibili perfetti	13
3.3	Le trasformazioni politropiche	13
3.3.1	Trasformazione politropica per un gas ideale	13
3.3.2	Trasformazione politropica per un gas perfetto	13
3.3.3	Espressioni della politropica	13
3.3.4	Politropiche per trasformazioni elementari	14
3.3.5	Lavoro di una generica politropica	14
3.3.6	Politropiche nel diagramma T-S	14
3.4	Calcolo di grandezze termodinamiche (u, h, s, l, q)	15

4	L04-Sistemi bifase	17
4.1	Sistema eterogeneo	17
4.1.1	Regola di gibs per sistemi eterogenei	17
4.1.2	Transizione di fase	17
4.1.3	Sistemi eterogenei monocomponente	18
4.2	Diagramma di stato P-v-T	18
4.2.1	terminologia	18
4.2.2	Proiezione del diagramma P-v-T in un grafico P-T	19
4.2.3	Gas	19
4.2.4	Trasformazione isobara	19
4.2.5	Traformazione isoterma	20
4.2.6	Proiezione del diagramma P-v-T in un grafico P-s e P-h	20
4.3	Proprietà termodinamiche dei sistemi eterogenei	21
5	L05-Macchine termodinamiche	22
6	L06-Sistemi aperti	23
7	L07-Cicli a gas	24
8	L08-Cicli a vapore	25

1 L01-Introduzione

1.1 Introduzione

La **termodinamica** è la scienza che studia l'**energia**, la **materia** e le **leggi** che governano le loro interazioni (scambi).

1.1.1 Sistema termodinamico

Il sistema termodinamico è inteso come porzione di spazio limitata da un **contorno** che lo racchiude completamente (il contorno è costituito da una superficie reale o immaginaria, rigida o deformabile).

Tutto ciò che è esterno al sistema termodinamico è il **mondo esterno** e quando il mondo esterno è di massa infinita viene chiamato **ambiente**.

I termini **serbatoio**, **sorgente** o **pozzo** fanno riferimento ad ambienti che interagiscono con il sistema termodinamico.

Un **sistema composto** è un insieme di sistemi e sottosistemi a massa finita e/o infinita.

Il sistema può essere **monocomponente** (sostanza pura o miscela di sostanze pure in rapporto fisso, quale ad esempio l'aria) o **policomponente** cioè composto da più componenti.

Ogni sistema monocomponente può essere in diversi **stati di aggregazione** (solido, liquido, aeriforme). I sistemi saranno **monofase** o **polifase**.

1.1.2 Il sistema semplice

- Chimicamente e fisicamente omogeneo ed isotropo;
- non soggetto a campi gravitazionali, elettrici o magnetici;
- chimicamente inerte
- esente da effetti di superficie per via delle grandi dimensioni.

1.2 Stato di equilibrio

Lo **stato di equilibrio** è il particolare stato cui perviene spontaneamente il sistema isolato.

E' **riproducibile** e **descrivibile** da poche proprietà del sistema stesso.

1.2.1 Variabili termodinamiche

Il sistema all'equilibrio è compiutamente descritto attraverso un numero ristretto di **variabili termodinamiche** (anche dette grandezze o proprietà di stato, variabili o funzioni di stato).

Le grandezze si dividono in:

- **Grandezza intensiva**: valore **non dipende** dall'estensione del sistema (per esempio temperatura, pressione, densità). Ne consegue che lo stato interno del corpo non dipende dalla sua estensione.
- **Grandezza estensiva**: valore **dipende** dall'estensione del sistema (per esempio massa, volume). La grandezza estensiva è additiva e di conseguenza il suo valore riferito ad un sistema risulta somma dei valori relativi ai sottosistemi che lo compongono.
- **Grandezza estensiva specifica**: grandezza estensiva divisa per un'altra grandezza estensiva (tipicamente massa o numero di moli, per esempio $v = \frac{V}{M}$).

Massa: 200 g	dividendo il sistema in 2	Massa: 100 g	Massa: 100 g
Volume: 2 L		Volume: 1 L	Volume: 1 L
Temperatura: 10 °C		Temperatura: 10 °C	Temperatura: 10 °C
Pressione: 1 bar		Pressione: 1 bar	Pressione: 1 bar

Le grandezze estensive specifiche ed intensive vengono normalmente usate per descrivere lo stato di equilibrio di un sistema termodinamico.

Indicheremo le grandezze estensive, riferite cioè all'intera massa, con le lettere maiuscole e le estensive specifiche con le lettere minuscole.

Leggedi Duhem:

«Nel caso di sistema monocomponente, il numero di parametri termodinamici intensivi o estensivi specifici indipendenti atti a descrivere compiutamente lo stato interno di equilibrio è due.»

1.2.2 Regola di Gibbs

La differenza di ruolo tra grandezza estensiva specifica ed intensiva è messa in evidenza dalla regola di Gibbs

$$V = C + 2 - F$$

C : numero di componenti;

F : numero di fasi;

V : numero di variabili intensive indipendenti utilizzabili.

Concludendo la coppia intensiva-intensiva è sufficiente a descrivere il sistema monocomponente monofase, mentre per il sistema monocomponente bifase sarà necessaria la coppia intensiva-estensiva e per il sistema monocomponente trifase sarà necessaria una coppia estensiva-estensiva.

1.3 Tipologie di sistemi termodinamici

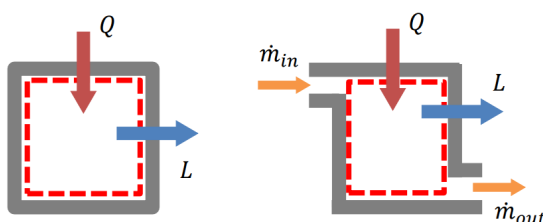
Tipologie di **contorni**:

CONTORNO	CALORE	LAVORO	MASSA
Adiabatico	NO		
Diatermano	SI		
Rigido		NO	
Deformabile		SI	
Impermeabile (chiuso)			NO
Permeabile (aperto)			SI
Sistema isolato	NO	NO	NO

Sistema **aperto** e **chiuso**:

Si parlerà di sistema chiuso se il contorno del sistema non consente scambi di massa con l'esterno; in tal caso la massa del sistema rimane costante mentre sono possibili scambi di energia sotto forma di lavoro e/o di calore con l'ambiente circostante. Un caso particolare di sistema chiuso è costituito dal sistema isolato il quale non ha scambi di energia con l'esterno.

Il sistema viene inoltre definito aperto se può scambiare con l'ambiente massa.



1.4 Trasformazioni termodinamiche

L'**insieme degli stati intermedi** successivi, tra lo stato iniziale e finale, a seguito di una variazione del sistema termodinamico, definisce la **trasformazione termodinamica**.

Le trasformazioni termodinamiche si dividono in:

- **Quasi-statica** o **internamente reversibile**: Costituita da una successione di stati di equilibrio; può non essere reversibile.
- **Reversibile**: Se percorsa in senso inverso, riporta il sistema e ambiente nello stato iniziale. Per trasformazione reversibile si intende spesso una trasformazione lenta.
 - Trasformazione **internamente reversibile**: nessuna irreversibilità si verifica all'interno del sistema.
 - Trasformazione **esternamente reversibile**: nessuna irreversibilità si verifica all'esterno del sistema.
 - Trasformazione **totalmente reversibile (o reversibile)**: non implica alcuna irreversibilità sia all'interno sia all'esterno del sistema.
- **Irreversibile**: Trasformazione in parte o per intero non reversibile. Non è rappresentabile su un diagramma di stato. Per trasformazione irreversibile si intende spesso una trasformazione veloce.
- **Chiusa** o **ciclica**: Gli estremi della trasformazione coincidono.
- **Elementare**: Se una delle grandezze di stato si mantiene costante durante la trasformazione.

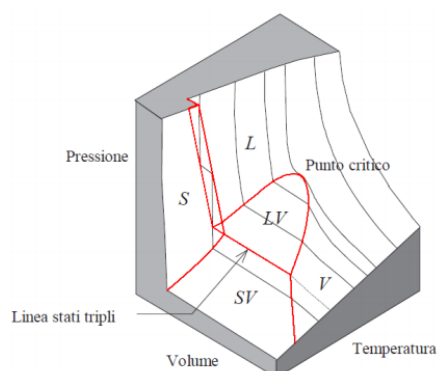
1.5 Equazione di stato nelle coordinate P,v,T

equazione di stato:

$$f(P, v, T) = 0$$

In molti casi, l'equazione di stato è ignota.

L'**equazione di stato** di un **sistema semplice** è rappresentata in uno spazio cartesiano tridimensionale da una superficie detta «**superficie di stato**», luogo dei punti rappresentativi di **tutti i possibili stati** termodinamici di **equilibrio**.



Lo stato termodinamico (punto appartenente alla superficie di stato) può anche essere geometricamente rappresentato da un punto su un piano cartesiano sui cui assi vi sono due delle tre variabili prescelte. In particolare si possono realizzare piani termodinamici in coordinate (P,v), (P,T) e (T,v).

1.5.1 Equazione di stato per i gas ideali

$$PV = NRT$$

P: pressione [Pa]

V: volume [m^3]

N: moli [kmole]

T: temperatura [K]

R : costante universale dei gas ideali $\rightarrow R = 8314[J/(kmole\ K)]$

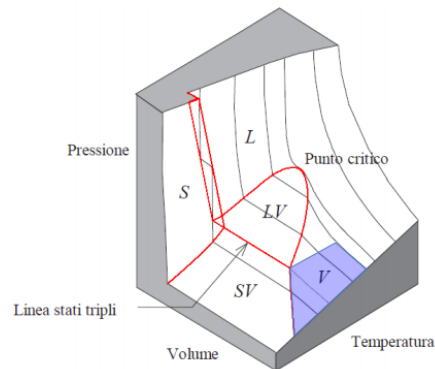
Oppure:

$$PV = MR^*T$$

M : massa $[kg]$

M_m : massa molare $[kg/kmole]$

R^* : costante caratteristica del gas considerato $\rightarrow R^* = \frac{R}{M_m}$



1.5.2 Equazione di stato per i gas reali

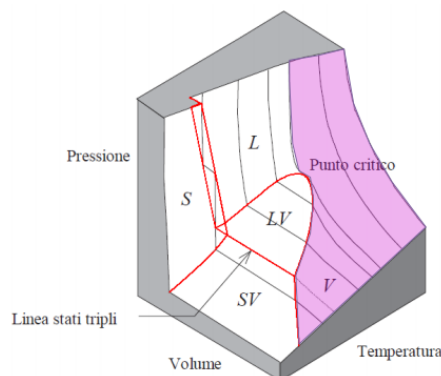
Modello di equazione di stato più complesso per descrivere il comportamento di gas in condizioni di **temperatura e pressioni elevate**.

Equazione di van der Waals:

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

Ove a e b sono caratteristiche del particolare gas considerato:

Gas	a $[kPa(m^3/kmole)^2]$	b $(m^3/kmole)$
aria	135.8	0.0366
He	3.46	0.0237
H ₂	24.8	0.0266
N ₂	136.6	0.0386
O ₂	137.8	0.0318
CO ₂	364.0	0.0427
NH ₃	426.5	0.0373
CH ₄	228.5	0.0427



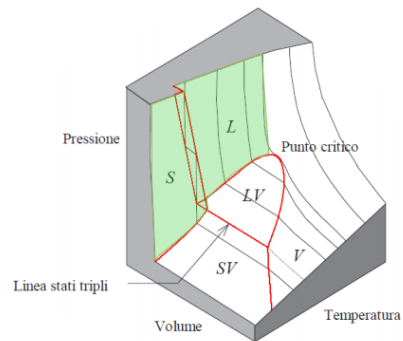
1.5.3 Equazione di stato per liquidi e solidi

$$dv = \beta v dT - K_T v dP$$

$$\begin{aligned} \text{Coefficiente di dilatazione termica isobara} \quad \beta &= \frac{1}{v} \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_P \\ \text{Coefficiente di comprimibilità isoterma} \quad K_T &= -\frac{1}{v} \left(\frac{\partial v}{\partial P} \right)_T \end{aligned}$$

Siccome β e K_T possono essere considerati costanti per ampi intervalli di temperatura e di pressione, la precedente relazione differenziale è integrabile e lo stato calcolabile.

Sostanza	Intervallo di temperatura (°C)	$\beta \cdot 10^5$ (K ⁻¹)	$K_T \cdot 10^{10}$ (Pa ⁻¹)
acqua	0-30	-6.43	0.49 - 4.45
	30-50	46.5	4.4
rame	10-50	5.04	0.778
alluminio	10-90	0.666	12.8
platino	0-1000	0.259	3.45



Un modello semplificato è quello per **liquidi e solidi incompressibili**, in cui si considera $v = \text{costante}$.

2 L02-Principi di conservazione

2.1 Principi di conservazioni

- Conservazione della **massa**;
- Conservazione dell'**energia** (**primo principio della termodinamica**);
- Conservazione dell'**entropia** (**secondo principio della termodinamica**).

2.2 Principio di conservazione della massa

Un sistema chiuso non scambia massa e quindi la massa totale del sistema è sempre costante.

Per i sistemi aperti il discorso è differente (vedremo più avanti).

2.3 Primo principio della termodinamica per sistemi chiusi

Formulazione assiomatica

Per un sistema semplice all'equilibrio è definita una proprietà intrinseca (funzione di stato) detta **energia interna** U la cui variazione è il risultato di interazioni del sistema con l'ambiente esterno.

$$\Delta U = Q^{\leftarrow} - L^{\rightarrow}$$

che in forma differenziale diventa

$$du = \delta q^{\leftarrow} - \delta l^{\rightarrow}$$

dove d è un differenziale esatto e δ indica il differenziale di una grandezza che non è una funzione di stato (dal punto di vista matematico hanno lo stesso significato, è solo una notazione usata per indicare se si sta parlando di funzioni di stato o meno).

Lavoro L : energia fornita ad un sistema termodinamico semplice che sia riconducibile alla variazione di quota di un grave.

Calore Q : energia fornita ad un sistema termodinamico semplice che non è riconducibile alla variazione di quota di un grave.

Osservazioni:

- L'energia interna totale di un sistema, cioè l'energia interna riferita alla intera massa del sistema, M , è una quantità estensiva e perciò additiva:

$$U = M \cdot u$$

- In un sistema isolato il bilancio energetico diviene

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

- Per un sistema che subisce una trasformazione ciclica si ha

$$\Delta U_{\text{ciclo}} = 0$$

- Per un sistema Z composto da due (o più) sottosistemi A, B l'energia interna totale è

$$U_Z = U_A + U_B$$

$$\Delta U_Z = \Delta U_A + \Delta U_B$$

- Se Z è un sistema composto da più sottosistemi ($Z = A + B + \dots$) e non è isolato la variazione della sua energia interna risulta

$$\Delta U_Z = \Delta U_A + \Delta U_B + \dots = Q_Z^{\leftarrow} - L_Z^{\rightarrow}$$

Formulazione classica

L'energia che è immagazzinata in un sistema e che non va a cambiare né l'energia cinetica del centro di massa, né quella potenziale (e neanche l'energia elastica, o chimica, o elettrica) è chiamata energia interna.

2.4 Secondo principio della termodinamica per sistemi chiusi

Formulazione assiomatica

In un sistema termodinamico all'equilibrio esiste una funzione intrinseca dello stato del sistema (funzione di stato) detta **entropia** S la cui variazione per una trasformazione reversibile è data da

$$\Delta S = \int \frac{\delta Q_{\text{rev}}^{\leftarrow}}{T}$$

Osservazioni:

- L'entropia totale di un sistema, cioè l'entropia riferita all'intera massa del sistema, M , è una quantità estensiva

$$S = M \cdot s$$

- La variazione di entropia totale di un sistema isolato sede di trasformazioni termodinamiche è sempre maggiore di zero e tende a zero con il tendere dei processi alla reversibilità

$$\Delta S_{\text{isolato}} \geq 0$$

- Essendo S una quantità estensiva (additiva), se il sistema Z è composto da due (o più) sottosistemi A, B, \dots l'entropia totale è

$$S_Z = S_A + S_B$$

$$\Delta S_Z = \Delta S_A + \Delta S_B$$

- In un sistema chiuso sede di trasformazioni termodinamiche il **bilancio entropico** può essere scritto come

$$\Delta S = S_Q^{\leftarrow} + S_{\text{irr}}$$

dove il termine S_Q^{\leftarrow} rappresenta l'**entropia entrante** attraverso i confini del sistema come conseguenza dello scambio di calore Q , mentre S_{irr} è il termine di **generazione entropica per irreversibilità**.

Notiamo che $S_{\text{irr}} \geq 0$ è sempre maggiore di zero.

Notiamo che il segno di S_Q^{\leftarrow} è uguale al segno di Q^{\leftarrow} .

2.5 Osservazioni sul primo e secondo principio

- Il primo principio non individua il verso delle trasformazioni spontanee. Il primo principio non precisa per esempio che il calore fluisce nel verso delle temperature decrescenti.
- Il primo principio non pone alcun limite alla possibilità di trasformazione di calore in lavoro, ma si limita a postularne la equivalenza metrologica.
- Il primo principio non stabilisce le condizioni di equilibrio termico e meccanico non vincolato.
- Il secondo principio colma le lacune individuate nei punti precedenti.

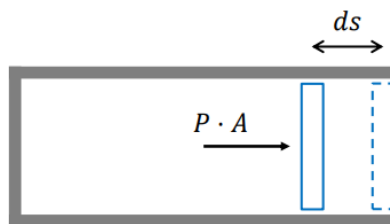
3 L03-Trasformazioni

Per variabile di stato si intende una grandezza che dipende dallo stato del sistema, viceversa variabili come il lavoro e il calore (che non sono di stato) non dipendono dallo stato del sistema, ma bensì dal percorso che hanno seguito per raggiungere quel determinato stato.

3.1 Il lavoro termodinamico

In un dispositivo cilindro-pistone, uno squilibrio di forze infinitesimo tra forze esterne e forza interna ($P \cdot A$) provoca uno spostamento infinitesimo del pistone a cui corrisponde un **lavoro**

$$\delta L^{\rightarrow} = P A ds = P \cdot dV$$



In termini di grandezze specifiche, la relazione diventa

$$\delta l^{\rightarrow} = P \cdot dv$$

Quando il sistema evolve da uno stato **iniziale** (i) ad uno stato **finale** (f) attraverso una successione di **stati di equilibrio**, allora sarà possibile esprimere una legge, detta **equazione della trasformazione**, tra le variabili di stato P e v e la integrazione di $P dv$ rappresenterà il lavoro scambiato durante la trasformazione.

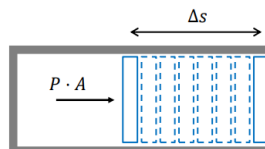
Il lavoro termodinamico è dunque calcolabile come

$$l^{\rightarrow} = \int_i^f P dv$$

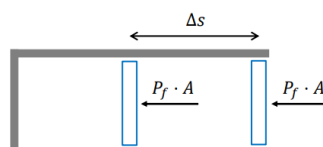
che è un integrale calcolabile solo se si conosce la funzione $P = P(v)$ detta equazione della trasformazione.

3.1.1 Il lavoro termodinamico nelle trasformazioni reversibili e irreversibile

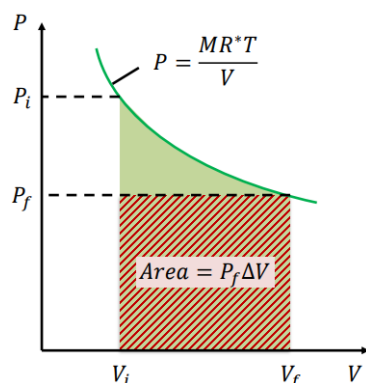
Nel caso di trasformazione **reversibile** in un cilindro-pistone la pressione interna è sempre omogenea all'interno del cilindro.



Nel caso di trasformazione **irreversibile** in un cilindro-pistone la pressione interna non è omogenea all'interno del cilindro. Quindi per ricavare la forza applicata al pistone si usa la pressione dell'ambiente esterno che agisce sul pistone.



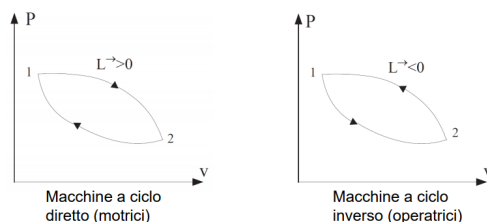
Solitamente il lavoro reversibile è maggiore del lavoro irreversibile, come si vede bene dal seguente grafico:



L'area verde insieme all'area a linee rosse (cioè tutta quella sottesa alla curva) rappresenta il lavoro nel caso di trasformazione reversibile, la sola area a linee rosse rappresenta, invece, il lavoro nel caso di trasformazione irreversibile.

3.1.2 Il lavoro termodinamico di un ciclo

Un ciclo è una trasformazione che termina con lo stato iniziale. In funzione di come avviene il ciclo, orario o antiorario per esempio, avremo che il lavoro uscente dal sistema è positivo o negativo. Nel piano PV chiamiamo macchine a **ciclo diretto** (motrici) quelle che eseguono trasformazioni in senso orario, mentre chiameremo macchine a **ciclo inverso** (operatrici) quelle che eseguono trasformazioni in senso antiorario.



3.2 Il calore

Capacità termica: è il rapporto fra il calore fornito al sistema e la variazione di temperatura del sistema stesso

$$C_x = \left(\frac{\delta Q^{\leftarrow}}{dT} \right)_x$$

Calore specifico: è il rapporto tra la capacità termica del sistema e la sua massa

$$c_x = \frac{1}{M} \left(\frac{\delta Q^{\leftarrow}}{dT} \right)_x$$

I calori specifici possono essere interpretati come **derivate parziali di funzioni termodinamiche**.

Il pedice x precisa la **trasformazione** lungo la quale viene scambiato il calore δQ . Vediamo i casi in cui x è la pressione e il caso in cui è il volume.

3.2.1 Calori specifici a volume costante c_V

$$c_V = \frac{1}{M} \left(\frac{\delta Q^{\leftarrow}}{dT} \right)_V = \left(\frac{\delta q^{\leftarrow}}{dT} \right)_V$$

Partendo dal primo principio della termodinamica e dalla definizione di lavoro data precedentemente si può scrivere che $\delta q^{\leftarrow} = du + Pdv$ e che quindi $\delta q^{\leftarrow} = \left(\frac{\delta u}{\delta T} \right)_V dT + \left(\frac{\delta u}{\delta T} \right)_T dV + Pdv$, e proseguendo

considerando il fatto che il volume è costante ricaviamo che $\delta q^{\leftarrow} = \left(\frac{\delta u}{\delta T}\right)_V dT$, da cui ricaviamo che

$$c_V = \left(\frac{\delta u}{\delta T}\right)_V$$

Siccome è una **derivata di una funzione di stato**, può in generale essere espresso come funzione di una coppia di variabili termodinamiche (in particolare della coppia T, P):

$$c_V = c_V(T, P)$$

3.2.2 Calori specifici a pressione costante c_P

$$c_P = \frac{1}{M} \left(\frac{\delta Q^{\leftarrow}}{\delta T}\right)_P = \left(\frac{\delta q^{\leftarrow}}{\delta T}\right)_P$$

Per lavorare sul calore specifico a pressione costante dobbiamo introdurre la funzione di stato **entalpia**, che esprime la quantità di energia che un sistema può scambiare con l'ambiente ed è definita come

$$h = u + Pv$$

Per le trasformazioni che avvengono a pressione costante, la variazione di entalpia è uguale al calore scambiato dal sistema con l'ambiente esterno. Col suo differenziale possiamo riscrivere il primo principio come $dh = du + v dP + P dv$, da cui, ricordando che siamo a pressione costante, ricaviamo che $\delta q^{\leftarrow} = dh - v dP = \left(\frac{\delta h}{\delta T}\right)_P dT + \left(\frac{\delta h}{\delta T}\right)_T dP - v dP$, e quindi $\delta q^{\leftarrow} = \left(\frac{\delta h}{\delta T}\right)_P dT$, da cui ricaviamo che

$$c_P = \left(\frac{\delta h}{\delta T}\right)_P$$

Siccome è una **derivata di una funzione di stato**, può in generale essere espresso come funzione di una coppia di variabili termodinamiche (in particolare della coppia T, P):

$$c_P = c_P(T, P)$$

3.2.3 c_V e c_P per i gas ideali

Per un gas ideale la variazione di energia interna e l'entalpia sono funzioni della sola temperatura $u = u(T)$ e $h = h(T)$, per cui i calori specifici da derivate parziali diventano derivate esatte:

$$c_V = c_V(T) = \left(\frac{du}{dT}\right)$$

$$c_P = c_P(T) = \left(\frac{dh}{dT}\right)$$

Vale inoltre la **relazione di Mayer**

$$c_P = c_V + R^*$$

3.2.4 c_V e c_P per i gas perfetti

Per i gas ideali i calori specifici dipendono dalla temperatura, ma questa relazione di dipendenza è molto debole, per cui in intervalli ristretti di temperatura i calori specifici si ritengono spesso costanti: in questo caso il gas viene definito **perfetto**.

Per calcolare i calori specifici si usano le seguenti relazioni:

- **Gas monoatomico** (He, Ar)

$$c_v = \frac{3}{2}R^*; \quad c_P = \frac{5}{2}R^*$$

- **Gas biatomico o poliatomico lineare:** (N_2, O_2, CO_2)

$$c_v = \frac{5}{2}R^*; \quad c_P = \frac{7}{2}R^*$$

- **Gas poliatomico non lineare:** (CH_4)

$$c_v = \frac{6}{2}R^*; \quad c_P = \frac{8}{2}R^*$$

3.2.5 c_V e c_P per i liquidi (e solidi) incompressibili ideali

$$c_V = c_P = c(T)$$

3.2.6 c_V e c_P per i liquidi (e solidi) incompressibili perfetti

$$c_V = c_P = c = \text{costante}$$

3.3 Le trasformazioni politropiche

Una **trasformazione politropica** è una trasformazione **quasi-statica**, cioè internamente reversibile, di un **gas ideale** per la quale $c_x = \text{costante}$.

Si definisce **indice della politropica**:

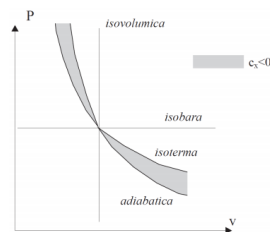
$$n = \frac{c_x - c_P}{c_x - c_V}$$

e l' **equazione della politropica**:

$$Pv^n = \text{costante}$$

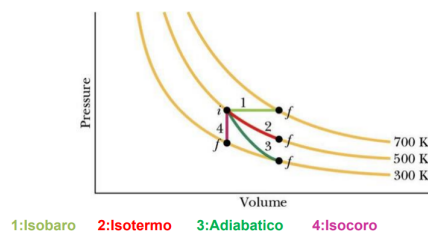
3.3.1 Trasformazione politropica per un gas ideale

Per un gas ideale il valore di n è calcolabile



3.3.2 Trasformazione politropica per un gas perfetto

Per un gas perfetto il valore di n è calcolabile



3.3.3 Espressioni della politropica

$$Pv^n = \text{costante}$$

$$Tv^{n-1} = \text{costante}$$

$$PT^{\frac{n}{1-n}} = \text{costante}$$

$$Pvv^{n-1} = \text{costante}$$

$$T \left(\frac{R^*T}{P} \right)^{n-1} = \text{costante}$$

$$\frac{T^n}{P^{n-1}} = \text{costante}$$

3.3.4 Politropiche per trasformazioni elementari

Trasformazione	c_x	$n = \frac{c_x - c_P}{c_x - c_V}$
Isotherma ($T = \text{costante}$)	$\pm\infty$	1
Isocora ($v = \text{costante}$)	c_V	$\pm\infty$
Isobara ($P = \text{costante}$)	c_P	0
Adiabatica ($q = \text{costante}$)	0	$k = \frac{c_P}{c_V}$

3.3.5 Lavoro di una generica politropica

- per $n \neq 1$

$$l^{\rightarrow} = \frac{P_1 v_1}{n-1} \left[1 - \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^{n-1} \right]$$

$$l^{\rightarrow} = \frac{P_1 v_1}{n-1} \left[1 - \left(\frac{P_2}{P_1} \right)^{\frac{n-1}{n}} \right]$$

- per $n = 1$

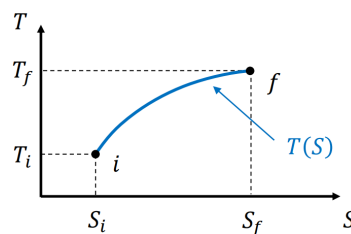
$$l^{\rightarrow} = P_1 v_1 \ln \frac{v_2}{v_1}$$

$$l^{\rightarrow} = P_1 v_1 \ln \frac{P_1}{P_2}$$

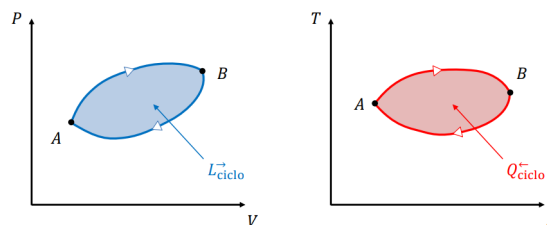
3.3.6 Politropiche nel diagramma T-S

In un diagramma T-S, l'area sottesa dalla curva rappresentativa di una trasformazione **internamente reversibile** è uguale al **calore** scambiato dal sistema nella trasformazione:

$$Q_{rev} = \int_i^f \delta Q_{rev} = \int_i^f T(S) dS$$



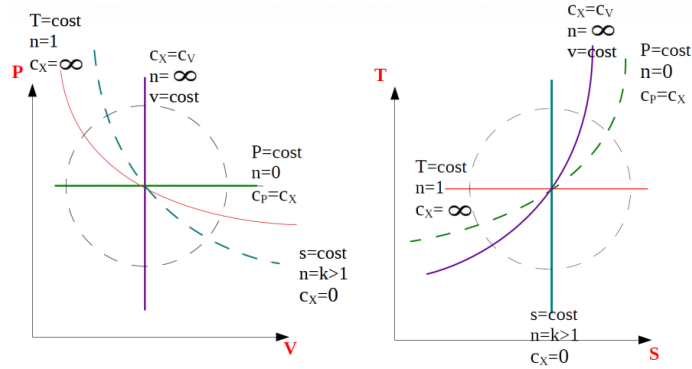
Per una trasformazione **ciclica** e **internamente reversibile**, le aree incluse nelle curve chiuse rappresentative del ciclo nei diagrammi P-V e T-S sono **uguali**, essendo, per il primo principio $L^{\rightarrow} = Q^{\leftarrow}$



Nel piano T-S (o T-s) tutte le **politropiche** sono rappresentate da **esponenziali**:

$$T = T_0 e^{\frac{s-s_0}{c_x}}$$

- Isotherme:** avendo $c_x = \infty$, sono **rette orizzontali** e così, per il **gas ideale**, anche le isoentalpiche dato che $h = h(T)$.
- Adiabatiche reversibili (isoentalpiche)** invece sono **rette verticali** visto che $c_x = 0$.
- Isocore**, essendo $c_V < c_P$ sono **più ripide** delle **isobare**.



3.4 Calcolo di grandezze termodinamiche (u, h, s, l, q)

Per il calcolo dell'**energia interna**:

- Per i **gas perfetti**: $\Delta u = c_v \Delta T$
- Per i **liquidi (e solidi) incompressibili perfetti** ($v = \text{costante}$): $\Delta u = c \Delta T$

Per il calcolo dell'**entalpia**:

- Per i **gas perfetti**: $\Delta h = c_p \Delta T$

Per il calcolo di **lavoro** e **calore** per **sistemi chiusi, determinate trasformazioni** e **GAS PERFETTI**:

TRASF. INTERN. REVERSIBILE	$l = \int P dv$	$q = \int dq$
$P = \text{cost}$	$P \Delta v$	$c_p \Delta T$
$v = \text{cost}$	0	$c_v \Delta T$
$T = \text{cost}$	$R^* T \ln \frac{v_2}{v_1}$ $-R^* T \ln \frac{P_2}{P_1}$	$R^* T \ln \frac{v_2}{v_1}$ $-R^* T \ln \frac{P_2}{P_1}$
$q = 0$	$-c_v \Delta T$	0
$c_x = \text{cost}$	$(c_x - c_v) \Delta T$	$c_x \Delta T$

Per il calcolo dell'**entropia**:

- Per un **generico sistema**: $\delta s = \frac{du}{T} + \frac{P}{T} dv$
- Per **gas ideali**: $ds = c_v \frac{dT}{T} + R^* \frac{dv}{v}$
- per **gas perfetti** ($c_v = \text{costante}$ e $c_p = \text{costante}$) possiamo integrare l'espressione e otteniamo:

$$\begin{aligned}
 \Delta s = s_2 - s_1 &= c_v \ln \frac{T_2}{T_1} + R^* \ln \frac{v_2}{v_1} = \\
 &= c_p \ln \frac{T_2}{T_1} - R^* \ln \frac{P_2}{P_1} = \\
 &= c_p \ln \frac{v_2}{v_1} + c_v \ln \frac{P_2}{P_1}
 \end{aligned}$$

- per **liquidi (e solidi) incompressibili perfetti** ($v = costante$):

$$\Delta s = s_2 - s_1 = c \ln \frac{T_2}{T_1}$$

4 L04-Sistemi bifase

4.1 Sistema eterogeneo

Un sistema **omogeneo** è un sistema con un solo stato di aggregazione.

Un sistema **eterogeneo** è un sistema con più stati di aggregazione.

Un sistema **monocomponente** è un sistema con una sola sostanza al suo interno.

Un sistema **multicomponente** è un sistema con più sostanze al suo interno.

Le generiche **grandezze estensive specifiche** e di un sistema eterogeneo costituito da due stati di aggregazione α e β possono essere rappresentate come **media pesata sulle masse** dei valori delle grandezze estensive specifiche delle singole fasi:

$$e = \frac{M_\alpha}{M} e_\alpha + \frac{M_\beta}{M} e_\beta$$

Si definisce **frazione massica** le proporzioni di massa in uno stato di aggregazione rispetto alla massa complessiva. Per esempio in un generico sistema eterogeneo con due stati di aggregazione α e β :

$$x_\alpha = \frac{M_\alpha}{M} \quad x_\beta = \frac{M_\beta}{M}$$

Ricordiamo inoltre che

$$x_\alpha + x_\beta = 1$$

e che una generica grandezza estensiva specifica può quindi essere espressa come

$$e = x_\alpha e_\alpha + x_\beta e_\beta = (1 - x_\beta) e_\alpha + x_\beta e_\beta$$

4.1.1 Regola di Gibbs per sistemi eterogenei

Regola di Gibbs:

$$V = C + 2 - F$$

V : numero di **variabili intensive indipendenti** utilizzabili per descrivere il generico stato di equilibrio.

C : numero di componenti.

F : numero di fasi.

- Per il generico sistema **monocomponente e monofase** $V = 2$, quindi per descrivere uno stato di equilibrio è sufficiente una coppia intensiva-intensiva (per esempio P e T).
- Per il generico sistema **monocomponente bifase** $V = 1$, quindi per descrivere lo stato termodinamico è necessaria una coppia intensiva-estensiva oppure una coppia estensiva-estensiva:
 $(P, v) \ (T, v) \ (P, u) \ (T, u) \ (P, h) \ (T, h) \ (P, s) \ (T, s) \ (v, u) \ (v, h) \ (v, s) \ (u, h) \ (u, s) \ (h, s)$
- Per il generico sistema **monocomponente trifase** $V = 0$, quindi per descrivere uno stato di equilibrio è necessaria una coppia estensiva-estensiva:
 $(v, u) \ (v, h) \ (v, s) \ (u, h) \ (u, s) \ (h, s)$

4.1.2 Transizione di fase

Una **transizione di fase**:

- è il passaggio da uno stato di aggregazione ad un altro;
- avviene a pressione (e temperatura) costanti.

Definiamo l'**entalpia di transizione** come la quantità di energia necessaria per passare da uno stato a un altro:

$$dh = \delta q^{\leftarrow}$$

4.1.3 Sistemi eterogenei monocomponente

Possibili configurazioni:

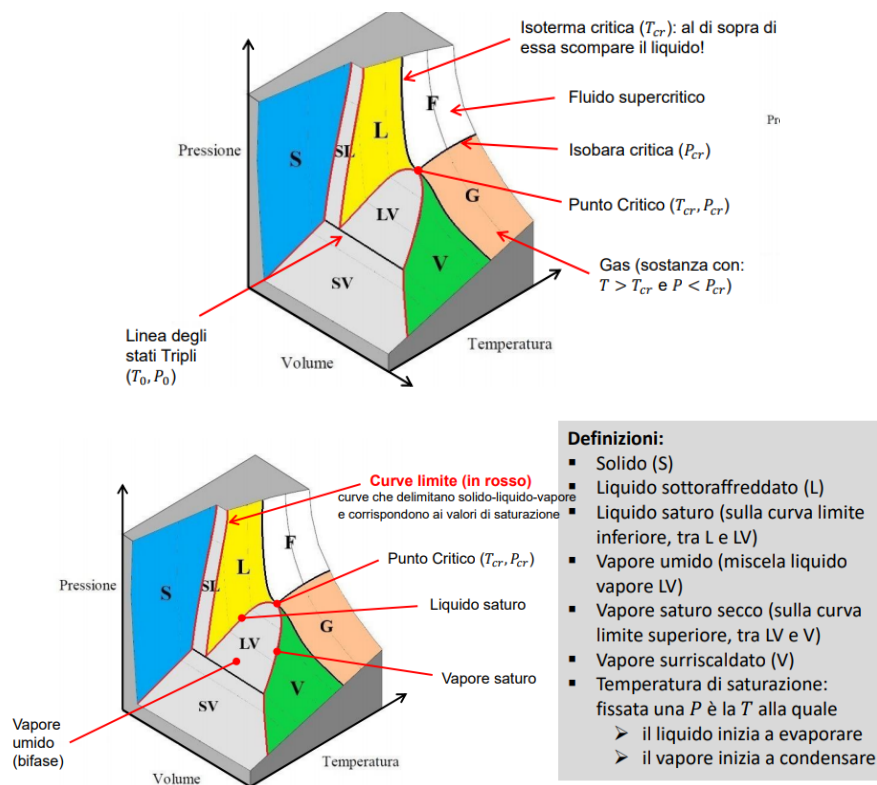
- **Stati monofase:**
 - Solido
 - Liquido
 - Aeriforme (Gas)
- **Stati bifase:**
 - Coesistenza di solido e liquido
 - Coesistenza di solido e aeriforme (vapore)
 - Coesistenza di liquido e aeriforme (vapore)
- **Stati tripli:**
 - Coesistenza di solido, liquido e aeriforme (vapore)

Terminologia:

- **Liquido sottoraffreddato:** liquido non in procinto di evaporare (temperatura di sistema sotto temperatura di saturazione)
- **Liquido saturo:** liquido in procinto di evaporare (liquido a temperatura di saturazione)
- **Vapore saturo:** vapore in condizioni di incipiente condensazione (gas a temperatura di saturazione)
- **Vapore surriscaldato:** vapore non in procinto di condensare (temperatura di sistema sopra temperatura di saturazione)
- **Temperatura di saturazione:** temperatura alla quale una sostanza pura comincia ad evaporare (se è un liquido) oppure condensare (se è un gas), fissata la pressione.

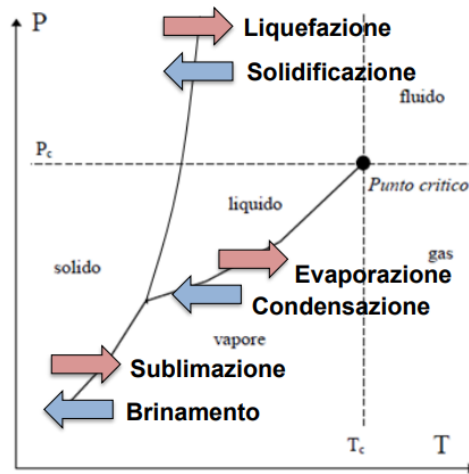
4.2 Diagramma di stato P-v-T

4.2.1 terminologia



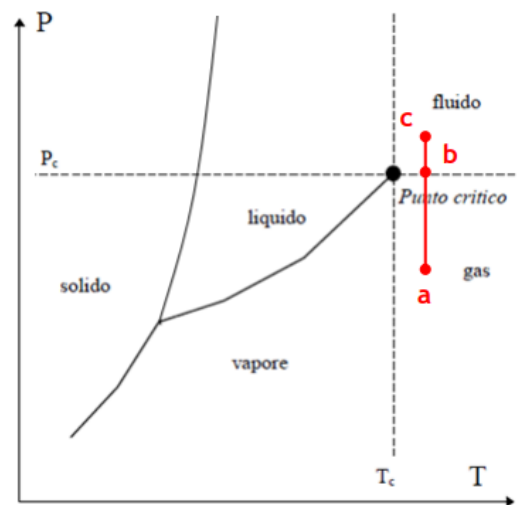
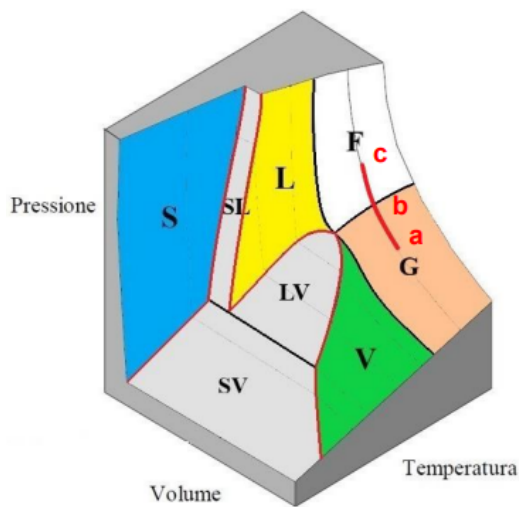
4.2.2 Proiezione del diagramma P-v-T in un grafico P-T

Transizioni di fase:

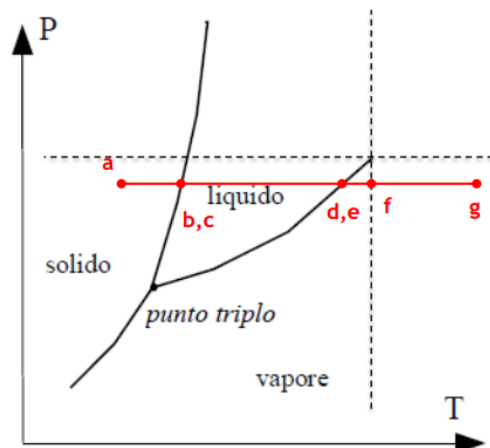
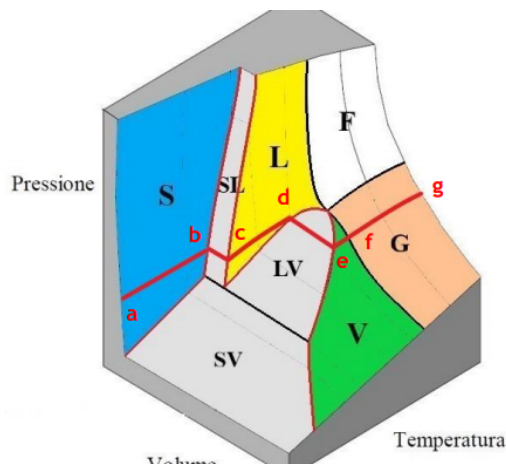


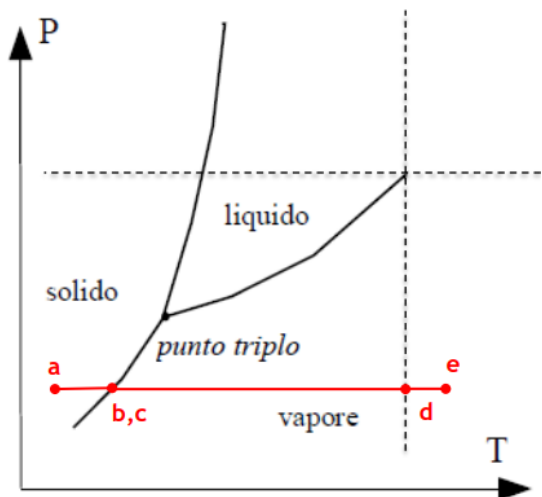
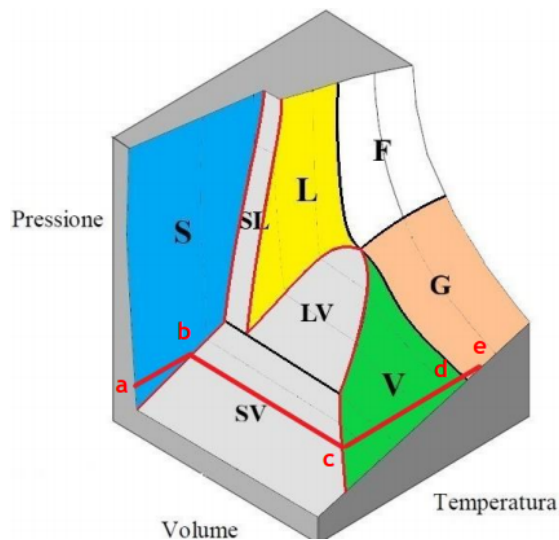
4.2.3 Gas

Fluido a $P < P_{cr}$ e $T > T_{cr}$ che non può essere liquefatto attraverso una trasformazione di compressione isoterma:

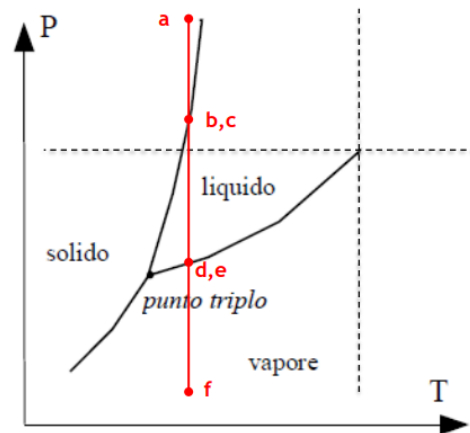
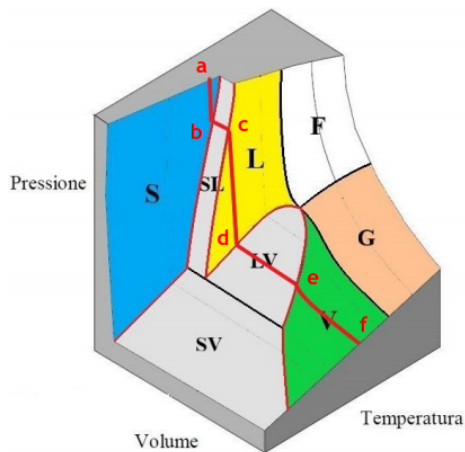


4.2.4 Trasformazione isobara



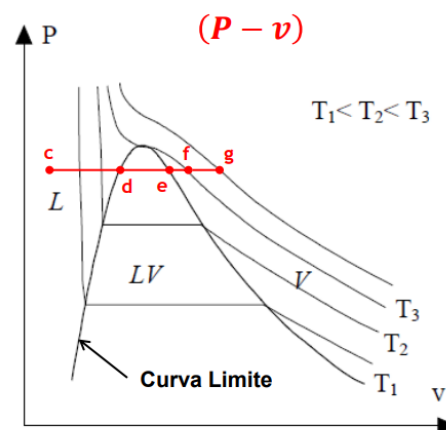
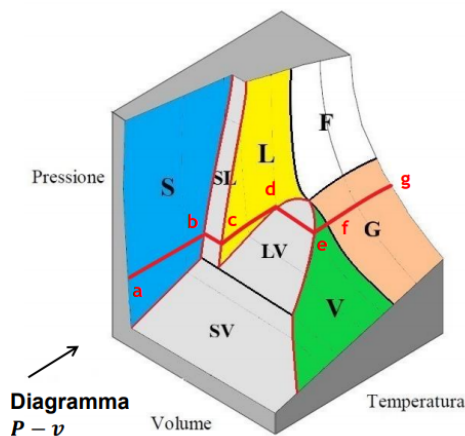


4.2.5 Traformazione isoterma

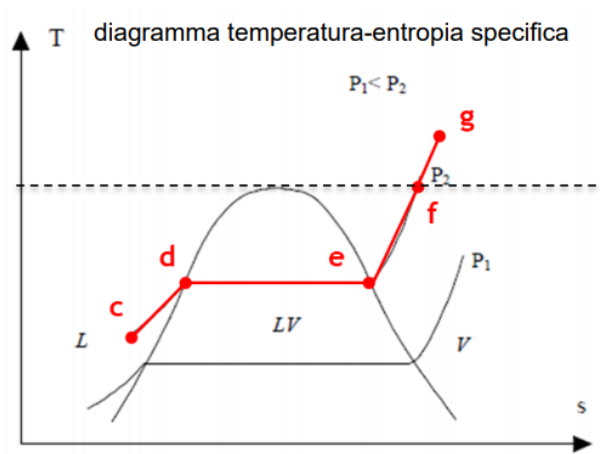


4.2.6 Proiezione del diagramma P-v-T in un grafico P-s e P-h

Uno dei problemi del proiettare la superficie di stato nel diagramma $P-T$, è che difficilmente riusciamo a rappresentare le transizioni di fase, perchè, per esempio le zone SL e LV corrispondono soltanto a un punto. Perciò il diagramma $P-T$ è poco utile per rappresentare i cambi di stato. Per ovviare a ciò dobbiamo fare diverse proiezioni della superficie di stato, rispetto a una coppia di grandezze (P, v) , per esempio:



Una soluzione a questo problema di rappresentazione è l'utilizzo del diagramma temperatura-entropia, per esempio:



Il tipo di diagramma utilizzato varia a seconda dello scopo che si vuole raggiungere, ce ne sono anche molti altri, per esempio quello $P-h$ e quello $h-s$.

4.3 Proprietà termodinamiche dei sistemi eterogenei

../pdf/L05-Macchine termodinamiche-con-annotazioni.pdf

5 L05-Macchine termodinamiche

../pdf/L06-Sistemiaperti-con-annotazioni.pdf

6 L06-Sistemi aperti

../pdf/L07-Cicliagas-con-annotazioni.pdf

7 L07-Cicli a gas

../pdf/L08-Cicliavapore-con-annotazioni.pdf

8 L08-Cicli a vapore