

FISICA TECNICA - riassunto

Federico Mainetti Gambera

30 aprile 2020

Indice

1	L01-Introduzione	2
1.1	Introduzione	2
1.1.1	Sistema termodinamico	2
1.1.2	Il sistema semplice	2
1.2	Stato di equilibrio	2
1.2.1	Variabili termodinamiche	2
1.2.2	Regola di Gibbs	3
1.3	Tipologie di sistemi termodinamici	3
1.4	Trasformazioni termodinamiche	4
1.5	Equazione di stato nelle coordinate P, v, T	4
1.5.1	Equazione di stato per i gas ideali	4
1.5.2	Equazione di stato per i gas reali	5
1.5.3	Equazione di stato per liquidi e solidi	5
2	L02-Principi di conservazione	7
2.1	Principi di conservazioni	7
2.2	Principio di conservazione della massa	7
2.3	Primo principio della termodinamica per sistemi chiusi	7
2.4	Secondo principio della termodinamica per sistemi chiusi	8
2.5	Osservazioni sul primo e secondo principio	8
3	L03-Trasformazioni	9
4	L04-Sistemi bifase	10
5	L05-Macchine termodinamiche	11
6	L06-Sistemi aperti	12
7	L07-Cicli a gas	13
8	L08-Cicli a vapore	14

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

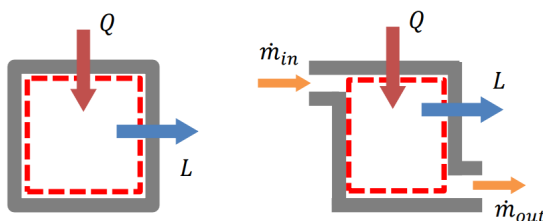
Tipologie di **contorni**:

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.
- **Irreversibile**: Trasformazione in parte o per intero non reversibile. Non è rappresentabile su un diagramma di stato.
- **Chiusa** o **ciclica**: Gli estremi della trasformazione coincidono.
- **Elementare**: Se una delle grandezze di stato si mantiene costante durante la trasformazione.

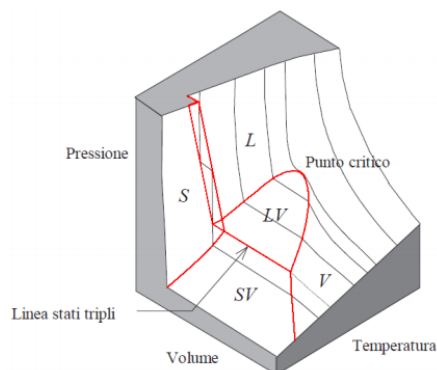
1.5 Equazione di stato nelle coordinate P,v,T

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 $\rightarrow R = 8314 [J/(kmole K)]$

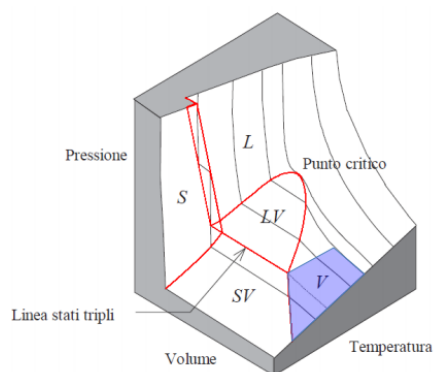
Oppure:

$$PV = MR^*T$$

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

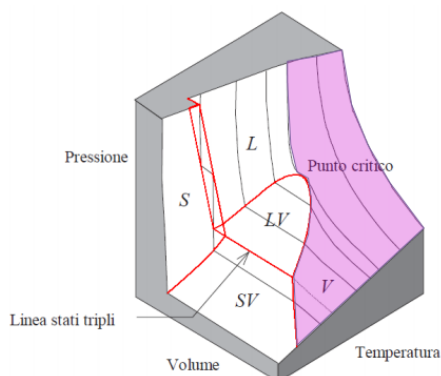
Modello di equazione di stato più complesso per descrivere il comportamento di gas in condizioni di **temperatura e pressioni elevate**.

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



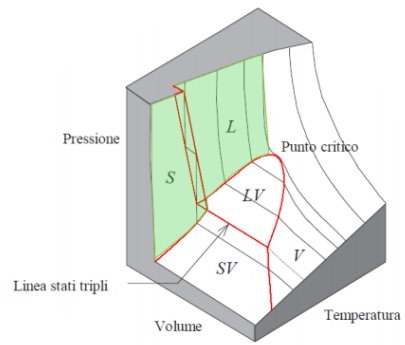
1.5.3 Equazione di stato per liquidi e solidi

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

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

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.

../pdf/L03-Trasformazioni-con-annotazioni.pdf

3 L03-Trasformazioni

../pdf/L04-Sistemibifase-con-annotazioni.pdf

4 L04-Sistemi bifase

../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