

Politecnico di Milano

Facoltà di Ingegneria



Corso di Fisica Tecnica

a/a 2007- 2008

Prof. Ing. Alberto Salioni

Fisica Tecnica

Prof. Alberto Salioni

tel. Segreteria dipartimento energetica 02-2399 3803

email: alberto.salioni@fastwebnet.it

orario delle lezioni

Lunedì	Lez	8.15-10.15	CG 3
<i>Giovedì</i>	<i>Es</i>	<i>13.15-15.15</i>	<i>T 22</i>

I lucidi proiettati a lezioni, le informazioni
sul corso, i risultati delle prove intermedie
sono disponibili sul sito

<http://corsi.metid.polimi.it>

Programma del corso di Fisica Tecnica

Termodinamica

Termodinamica degli stati di equilibrio

Termodinamica dei processi

Trasmissione del calore

Conduzione

Convezione

Irraggiamento

libro di testo

Yunus A. Çengel

Termodinamica e trasmissione del calore

McGraw-Hill

eserciziario

E. Colombo

F. Inzoli

Termodinamica e trasmissione del calore

Schonefeld & Ziegler

**La Termodinamica è la disciplina che
studia le grandezze macroscopiche che
caratterizzano i modi di essere dei
sistemi termodinamici
e le modifiche che quelle subiscono
quando intervengono scambi di massa
e/o di energia del sistema con
l'ambiente**

La Termodinamica è la scienza che studia l'energia, la materia e le leggi che governano le loro interazioni.

AMBIENTE

Tutto ciò che è esterno al sistema termodinamico viene detto “mondo esterno”.

Quando il mondo esterno è di massa infinita viene detto “ambiente”.

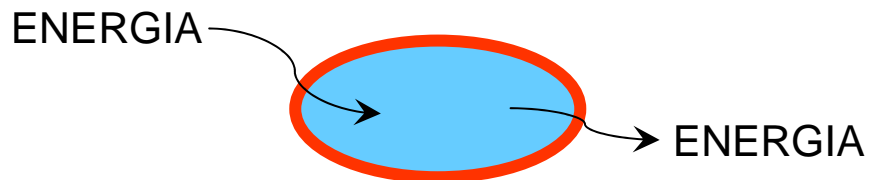
Quando è di massa finita prende il nome generico di sistema accoppiato.

SISTEMA TERMODINAMICO

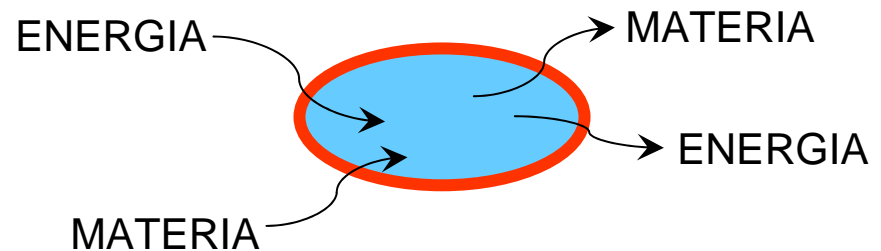
SI DEFINISCE **SISTEMA TERMODINAMICO** UNA QUANTITA' DI MATERIA O PORZIONE DI SPAZIO SEPARATA DAL RESTO DELL'UNIVERSO MEDIANTE UN DETERMINATO **CONTORNO** COSTITUITO DA UNA SUPERFICIE REALE O IMMAGINARIA, RIGIDA O DEFORMABILE.



SISTEMA CHIUSO: Scambia con l'esterno **ENERGIA** come **lavoro** (se il contorno è deformabile) e/o **calore**



SISTEMA APERTO: Scambia con l'esterno **ENERGIA** e **MATERIA**



Il sistema semplice

- ✓ chimicamente e fisicamente omogeneo ed isotropo
- ✓ non soggetto a campi gravitazionali, elettrici o magnetici
- ✓ chimicamente inerte
- ✓ esente da effetti di superficie

STATO DI EQUILIBRIO

Stato interno particolare cioè riproducibile e descrivibile attraverso il valore assunto da poche proprietà del sistema stesso, che godono della caratteristica di avere un unico ed uguale valore in ogni punto del sistema.

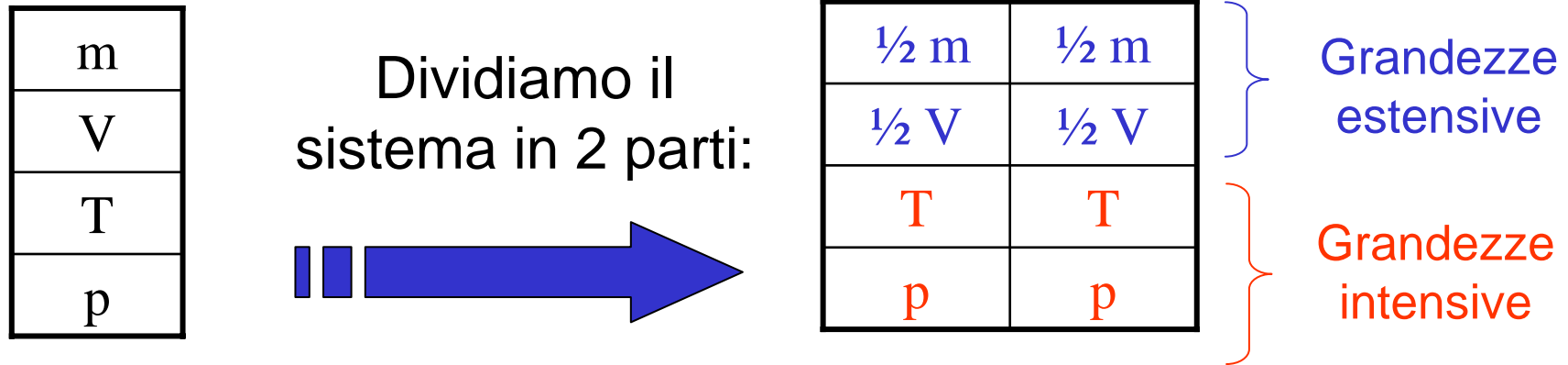
Lo stato di equilibrio è il particolare stato cui perviene spontaneamente il sistema isolato.

Grandezza estensiva

Grandezza intensiva

Grandezza estensiva-specifica

Esistono grandezze intensive ed estensive:



LEGGE DI 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

REGOLA DI GIBBS

Stabilisce una relazione fra
numero di componenti C,
numero di fasi F e
numero di variabili intensive indipendenti V

$$V = C + 2 - F$$

Per un sistema monocomponente (C=1) e monofase (F=1):
V=2 (il sistema può essere descritto ad esempio da P e T)
Per un sistema monocomponente e bifase V=1 (il sistema dovrà
essere descritto da un'intensiva e da un'estensiva).

**Dalla legge di Duhem
discende l'esistenza dell'**

Equazione di stato

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

molto spesso ignota

Contorno

adiabatico
diatermano

rigido
mobile

impermeabile
poroso

Caratteristiche

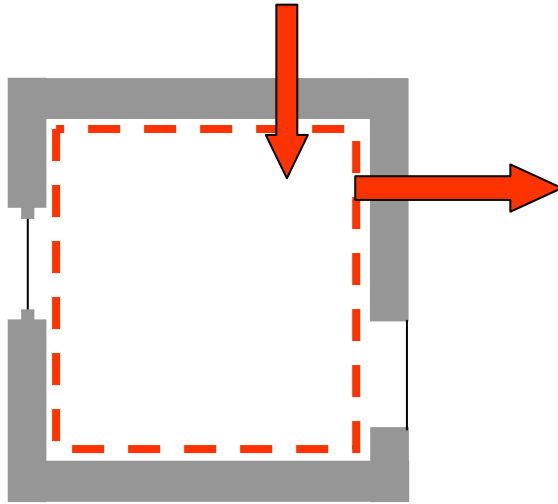
non permette lo scambio di calore
permette lo scambio di calore

non permette lo scambio di lavoro
permette lo scambio di lavoro

non permette lo scambio di massa
permette lo scambio di massa

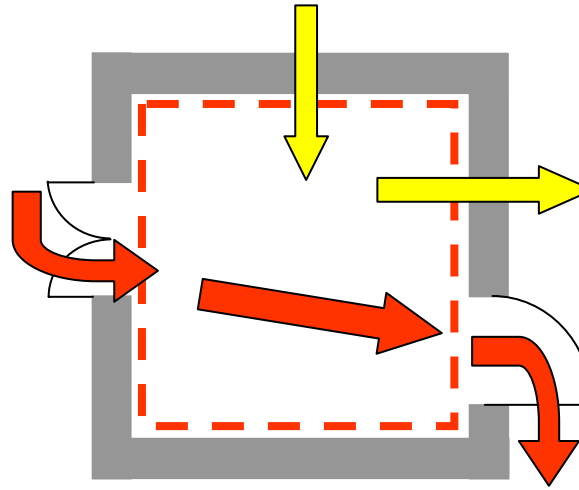
TIPOLOGIE DI SISTEMI TERMODINAMICI

	calore	lavoro	massa
adiabatico	no		
diatermano	sì		
rigido		no	
deformabile		sì	
chiuso (impermeabile)			no
aperto (permeabile)			sì
isolato	no	no	no



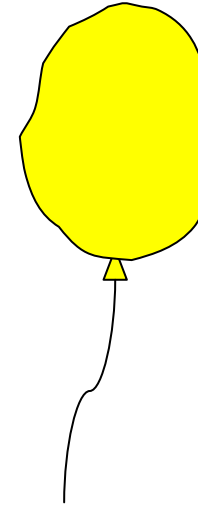
Caratteristiche:

- Contorno reale
- Contorno rigido chiuso diatermano
- Scambia con l'esterno energia sotto forma di calore



Caratteristiche:

- Contorno reale
- Contorno rigido aperto diatermano
- Scambia con l'esterno energia sotto forma di calore e materia



Caratteristiche:

- Contorno reale
- Contorno deformabile chiuso diatermano
- Scambia con l'esterno energia sotto forma di calore e lavoro

Sistema composto = un sistema costituito da
più sistemi semplici separati tra loro
da pareti

Sistema isolato

Sistema chiuso

Sistema aperto

TRASFORMAZIONI

In un sistema chiuso lo stato di equilibrio vincolato viene a cessare quando, per rimozione dei vincoli al contorno, il sistema scambia con l'ambiente calore e/o lavoro.

Il sistema perverrà a una nuova situazione di equilibrio avendo attraversato una serie di stati intermedi successivi detti nel loro insieme trasformazione termodinamica

TRASFORMAZIONE	CARATTERISTICHE
quasistatica o internamente reversibile	costituita da una successione di stati di equilibrio. Può non essere reversibile.
reversibile	se percorsa in senso inverso riporta sistema <u>e ambiente</u> 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

Equazione di stato

Gas Ideali

Liquido incompressibile ideale

ANALISI DI UN SISTEMA TERMODINAMICO

PUNTO DI VISTA MACROSCOPICO

Lo stato del sistema viene definito attraverso la misura di grandezze rilevabili, utilizzando normali strumenti di misura [pressione, temperatura, volume], che hanno in comune le seguenti caratteristiche:

- Non implicano alcuna ipotesi sulla struttura della materia
- Sono in numero relativamente piccolo
- Sono suggerite più o meno dai nostri sensi
- Possono essere misurate direttamente

ANALISI DI UN SISTEMA TERMODINAMICO

PUNTO DI VISTA MICROSCOPICO

Descrive il sistema, fornendo le coordinate per ciascuna delle molecole che lo costituiscono.

Con questo approccio:

- Si fanno delle ipotesi sulla struttura della materia, ad esempio che esistano le molecole
- Occorre precisare il valore di molte grandezze
- L'esistenza di queste grandezze non è suggerita dalle nostre percezioni sensoriali
- Queste grandezze non possono essere misurate

E' UN APPROCCIO DECISAMENTE COMPLESSO

Per descrivere 1 cm³ di aria sono necessarie $6 \cdot 2,6 \cdot 10^{19}$ equazioni

IL GAS IDEALE

La teoria cinetica dei gas ci assicura che le coordinate di stato p V T sono legate da una equazione del tipo: $f(p, V, T) = 0$

(Alla stessa conclusione si arriva per mezzo della legge di Duhem)

Per un gas ideale, in particolare, l'equazione di stato è del tipo:

$$p \cdot V = N \cdot R \cdot T$$

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

dove p è la pressione [Pa]

\bar{v} è il volume molare [m^3/kmole]

R è la costante universale dei gas [$\text{J}/\text{kmole K}$]

PERCHÉ R È COSTANTE PER TUTTI I GAS?

La legge di Avogadro ci assicura che una chilomole [*] di un qualsiasi gas nelle stesse condizioni di pressione e temperatura occupa sempre lo stesso volume.

[*] 1 chilomole è la massa di una sostanza il cui peso misurato in kg è espresso dallo stesso numero che esprime il peso molecolare

IL GAS IDEALE

Secondo la legge di Avogadro, in particolare, per $T = 273 \text{ K}$, $p = 1 \text{ atm}$,
 $\bar{v} = 22,41 \text{ m}^3/\text{kmole}$, se indichiamo con \bar{v} il volume molare,
poiché esso, a parità di p e T , è uguale per tutti i gas, **R è una costante universale**

$$p \cdot V = N \cdot R \cdot T$$

$$R = \frac{p \cdot V}{N \cdot T} = \frac{p \cdot \bar{v}}{T} = \frac{101325 [\text{Pa}] \cdot 22,41 [\text{m}^3 / \text{kmole}]}{273 [\text{K}]} = 8314 [\text{J} / \text{kmole} \cdot \text{K}]$$

Ingegneristicamente, tuttavia, è più comodo fare riferimento al volume specifico

$$V = v \cdot m = \bar{v} \cdot N \Rightarrow v \left[\frac{\text{m}^3}{\text{kg}} \right] = \frac{\bar{v}}{M} \frac{\left[\frac{\text{m}^3}{\text{kmole}} \right]}{\left[\frac{\text{kg}}{\text{kmole}} \right]}$$

Dove M è la massa molare (m/N)

Ad esempio: $\text{O}_2 \rightarrow M = 32 \text{ kg/kmole}$

$\text{N}_2 \rightarrow M = 28 \text{ kg/kmole}$

Indicando con R^* la costante tipica del gas ed applicando l'equazione generale dei gas perfetti, si otterrà:

$$p \cdot V = N \cdot R \cdot T \Rightarrow p \cdot v = \frac{N}{m} \cdot R \cdot T \Rightarrow p \cdot v = \frac{R}{M} \cdot T \Rightarrow$$

$$p \cdot v = R^* \cdot T \Rightarrow R^* = \frac{p \cdot v}{T}$$

Ed essendo $pv = R^*T$, sostituendo si ottiene:

$$R^* = \frac{R}{M}$$

Con v volume specifico, il valore della costante non è più R , ma diventa R^*

Ossigeno $M = 32 \text{ kg/kmole}$

$$R^* = \frac{R}{M} = \frac{8314 [J/kmoleK]}{32 [kg/kmole]} = 260 [J/kgK]$$

Azoto $M = 28 \text{ kg/kmole}$

$$R^* = \frac{R}{M} = \frac{8314 [J/kmoleK]}{28 [kg/kmole]} = 297 [J/kgK]$$

Liquidi e solidi incompressibili

Nel caso di liquidi e solidi non esistono equazioni atte ad approssimarne il comportamento termodinamico. La sola consapevolezza dell'esistenza dell'equazione di stato però permette utili deduzioni.

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

Differenziale dell'equazione di stato scritta in forma implicita $v=v(T,p)$

$$\beta = \frac{1}{v} \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_p$$

Coefficiente di dilatazione isobaro

$$K_T = -\frac{1}{v} \left(\frac{\partial v}{\partial p} \right)_T$$

Coefficiente di comprimibilità isoterma

I due coefficienti introdotti, dipendenti debolmente da pressione e temperatura sono misurabili sperimentalmente.

La precedente relazione differenziale risulta quindi:

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

Considerando costanti i coefficienti per intervalli anche piuttosto ampi di temperatura e pressione, si rende possibile l'integrazione della relazione differenziale e il calcolo dello stato finale a partire da condizioni iniziali note.