# FISICA TECNICA - riassunto

# Federico Mainetti Gambera

# 1 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		-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 liqudi (e solidi) incomprimibili ideali	12
		3.2.6 $c_V$ e $c_P$ per i liqudi (e solidi) incomprimibili perfetti	12
	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	13
		3.3.5 Lavoro lunga una generica politropica	13
		3.3.6 Politropiche nel diagramma T-S	13
	3.4	Calcolo delle grandezze termodinamiche	13
4	L04-	-Sistemi bifase	14
5	L05-	-Macchine termodinamiche	15
6	L06-	-Sistemi aperti	16
		-Cicli a gas	17
•		gav	

### 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' ripoducibile 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
Volume: 2 L
Temperatura: 10 °C
Pressione: 1 bar

Massa: 100 g	Massa: 100 g	
Volume: 1 L	Volume: 1 L	
Temperatura: 10 °C	Temperatura: 10 °C	
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.

dividendo il sistema in 2

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

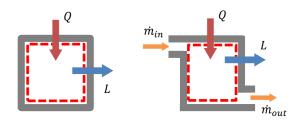
Tipologie di contorni:

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 stasto iniziale. Per trasformazione reversibile si intende spesso una trasformazione lenta.
- 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 coicidono.
- Elementare: Se una delle grandezze di stato si manitiene costatne durante la traformazione.

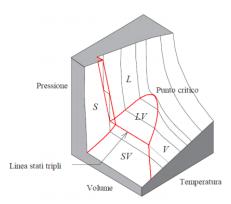
## 1.5 Equazione di stato nelle coordinate P,v,T

equazione di sato:

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

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

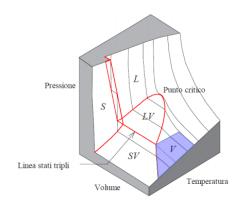
Oppure:

$$PV = MR^*T$$

M: massa [kg]

 $M_m$ : massa molare [kg/kmole]

 $R^*$ : costante caratterística del gas considerato  $ightarrow R^* = rac{R}{M_{m}}$ 



## Equazione di stato per i gas reali

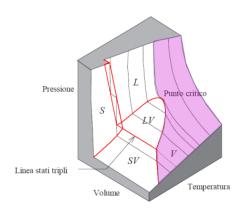
Modello di equazione di stato più complesso per descrivere il comportamento di gas in condizioni di temperatura e pressioni elevate.

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 gaas considerato:

Gas	a [kPa(m <sup>3</sup> /kmole) <sup>2</sup> ]	<b>b</b> (m <sup>3</sup> /kmole)
aria	135.8	0.0366
He	3.46	0.0237
$H_2$	24.8	0.0266
N <sub>2</sub>	136.6	0.0386
$O_2$	137.8	0.0318
CO <sub>2</sub>	364.0	0.0427
NH <sub>3</sub>	426.5	0.0373
CH₄	228.5	0.0427



### 1.5.3 Equazione di stato per liquidi e solidi

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

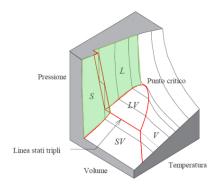
 $\begin{array}{ll} \text{Coefficiente di dilatazioen termica isobaro} & \beta = \frac{1}{v} \left( \frac{\delta v}{\delta T} \right)_P \\ \text{Coefficiente di comprimibilità isotermo} & K_T = -\frac{1}{v} \left( \frac{\delta v}{\delta P} \right)_T \end{array}$ 

$$\beta = \frac{1}{v} \left( \frac{\delta v}{\delta T} \right)_{P}$$

$$K_{T} = -\frac{1}{v} \left( \frac{\delta v}{\delta P} \right)_{T}$$

Siccome  $\beta$  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)	<b>β</b> ·10 <sup>5</sup> (K <sup>-1</sup> )	<b>K</b> <sub>T</sub> ·10 <sup>10</sup> (Pa <sup>-1</sup> )
	0-30	-6.43	0.49 - 4.45
acqua	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 incomprimibili**, in cui si considera v= 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 no nscambia massa e quindi la massa totale del sistema è sempre costante.

Per i sistema 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  $\delta$  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 isolato il bilancio energetico diviene

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

• Per un sistema che suubisce una trasformazione ciclica si ha

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

ullet 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 + ...) 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 data

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

#### Osservazioni:

ullet 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

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

• Essendo S una quantità estensiba (additiva), se il sistema Z è composto da due (o più) sottosistemi  $A,B,\ldots$  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

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

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

Notiamo che  $S_{\mathrm{irr}} \geq 0$  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.

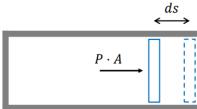
## 3 L03-Trasformazioni

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 II 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** 

$$\delta L^{\to} = PAds = P \cdot dV$$



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 Pdv rappresenterà il lavoro scambiato durante la trasformazione.

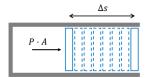
Il lavoro termodinamico è dunque calcolabile come

$$l^{\to} = \int_{i}^{f} P dv$$

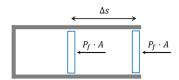
che è un integrale calcolabile solo se si conosce la funzione P=P(v) detta equazione della trasformazione, che si può ricavare dall'equazione di stato.

#### 3.1.1 Il lavoro termodinamico nelle trasformazioni reversibili e irreversibile

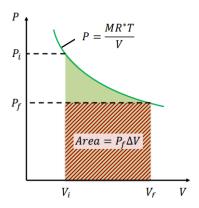
Nel caso di trasformazione **reversibile** in un cilindro-pistone la pressione interna è sempre omogenea all'interno del cilindro.



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.



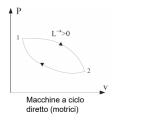
Solitamente il lavoro reversibile è maggiore del lavoro irreversibile, come si vede bene dal seguente grafico:

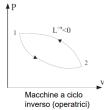


L'area verde insime all'area a linee rosse (cioè tutta quella sottesa alla curva) rappresenta il lavoro nel caso di trasformazione reversibile, la sola area a linee rosse rappresenta, invece, il lavoro nel caso di trasformazione irreversibile.

#### 3.1.2 Il lavoro termodinamico di un ciclo

Un ciclo è un 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 II calore

Capacità termica: è il rapporto fra il calore fornito al sistema e la variazione di temperature 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  $\delta Q$ . Vediamo i casi in cui x è la pressione e x 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  $\delta q^\leftarrow = du + P dv$  e che quindi  $\delta q^\leftarrow = \left(\frac{\delta u}{\delta T}\right)_v dT + \left(\frac{\delta u}{\delta T}\right)_T dv + P dv$ , 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 $c_P$

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

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+vdP+Pdv, da cui, ricordando che siamo a pressione costante, ricaviamo che  $\delta q^\leftarrow=dh-vdP=\left(\frac{\delta h}{\delta T}\right)_P dT+\left(\frac{\delta h}{\delta T}\right)_T dP-vdP$ , 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:

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

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

Vale inoltre la realzione 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)

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

• Gas biatomico o poliatomico lineare:  $(N_2, O_2, CO_2)$ 

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

• Gas poliatomico non lineare: (CH<sub>4</sub>)

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

3.2.5  $c_V$  e  $c_P$  per i liqudi (e solidi) incomprimibili ideali

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

3.2.6  $c_V$  e  $c_P$  per i liqudi (e solidi) incomprimibili perfetti

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

12

# 3.3 Le trasformazioni politropiche

- 3.3.1 Trasformazione politropica per un gas ideale
- 3.3.2 Trasformazione politropica per un gas perfetto
- 3.3.3 Espressioni della politropica
- 3.3.4 Politropiche per trasformazioni elementari
- 3.3.5 Lavoro lunga una generica politropica
- 3.3.6 Politropiche nel diagramma T-S
- 3.4 Calcolo delle grandezze termodinamiche

. . .

# 4 L04-Sistemi bifase

# 5 L05-Macchine termodinamiche

# 6 L06-Sistemi aperti

# 7 L07-Cicli a gas

# 8 L08-Cicli a vapore