

# Lezione 23

Fisica I – Ingegneria Automazione e Informatica  
Università di Napoli "Federico II"  
prof. Nicola R. Napolitano

## **Riepilogo della lezione precedente**

- 1) teoria cinetica dei gas
- 2) I principio della termodinamica

## **In questa lezione**

- 1) Calorie specifici
- 2) Macchina a vapore

sperimentalmente si trova  
equazione di stato molto semplice per gas perfetti

$$pV = nRT$$

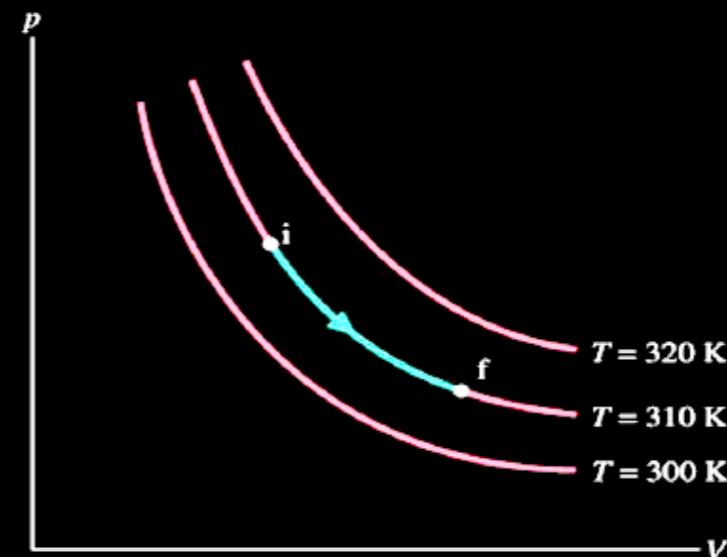
$n$  = numero di moli =  $M_{\text{camp}}/M$  [M=massa molare o grammomolecola]

$R = 8.31 \text{ J/(mole}\cdot\text{K)}$  costante universale dei gas

# Equazione dei Gas Perfetti

$$pV = nRT$$

mostro graficamente  
**equazione di stato**  
gas perfetti  
mettendo  
**pressione in ordinata**  
**volume in ascissa**



ciascuna curve mette in relazione volume e pressione  
a temperatura costante (**curva isoterna**)

# Teoria Cinetica dei Gas

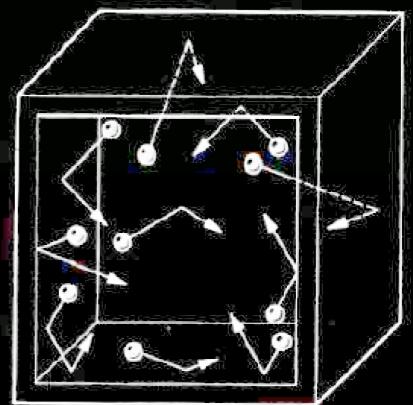
le grandezze **macroscopiche** **p, V, n, T**  
possono essere comprese su base **microscopica**  
[ossia studiando le **proprietà atomiche/molecolari**]

## Modello molecolare per Pressione

**pressione** di un gas sulle pareti  
è conseguenza degli **urti** atomi/molecole sulle pareti

### ipotesi modello

- ✗ **volume gas trascurabile**  
rispetto al contenitore  
[grande distanza fra molecole]
- ✗ molecole seguono **leggi di Newton**  
pur muovendosi a caso  
[in tutte le direzioni, con ogni velocità]
- ✗ **trascuro urti reciproci** fra molecole
- ✗ **forze fra molecole trascurabili**  
[eccetto urti]
- ✗ **gas puro**



# Modello molecolare per Temperatura

cerco interpretazione **microscopica**  
di **temperatura**

**pressione · volume**  
in un gas       $pV = \frac{2}{3}N\left(\frac{1}{2}m\overline{v^2}\right)$  

**equazione di stato**  
gas perfetti       $pV = Nk_B T$  

$T = \frac{2}{3k_B}\left(\frac{1}{2}m\overline{v^2}\right)$

**temperatura:** misura diretta di **energia cinetica**  
**traslazionale media** delle molecole

$$K = \frac{1}{2} m \bar{v^2} = \frac{3}{2} k_B T$$

energia **cinetica**  
**[non dipende da m !!]**

$$\bar{v_x^2} = \bar{v_y^2} = \bar{v_z^2} = \frac{1}{3} \bar{v^2}$$

moto **casuale**

$$\frac{1}{2} m \bar{v_x^2} = \frac{1}{2} m \bar{v_y^2} = \frac{1}{2} m \bar{v_z^2} = \frac{1}{2} k_B T$$

ogni **grado di libertà**  
traslazionale acquista  
**uguale energia**  $1/2 k_B T$

**Teorema di equipartizione energia:**  
*energia di un sistema in equilibrio termico  
è ripartita ugualmente fra tutti i gradi di libertà*

**energia cinetica totale  
per N molecole**

$$K_{tot} = N \left( \frac{1}{2} m \bar{v^2} \right)$$

$$= \frac{3}{2} N k_B T = \frac{3}{2} N \frac{R}{N_A} T$$
$$= \frac{3}{2} n R T$$

*energia cinetica totale è proporzionale a  
temperatura assoluta del sistema*

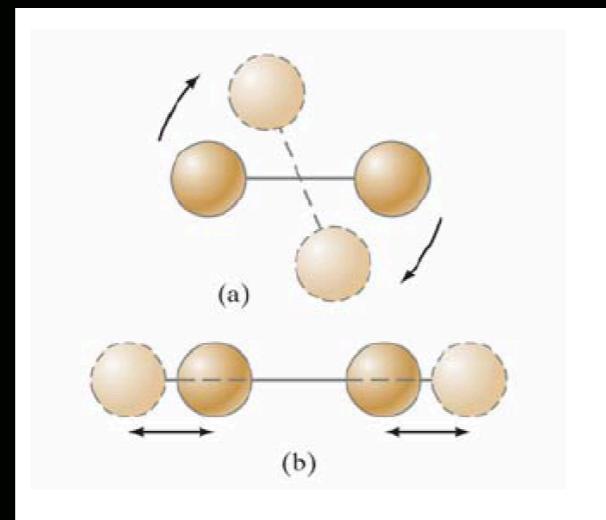
**gas monoatomico:**

ha solo energia cinetica traslazionale

$$E_{int} = K = \frac{3}{2} n R T$$

per gas formati da **molecole con più atomi** bisogna considerare

per gas formati da **molecole con più atomi** bisogna considerare

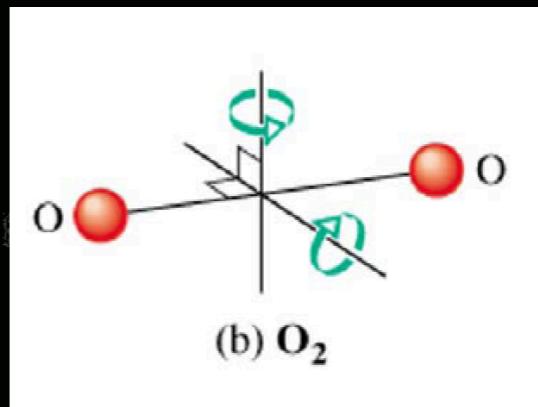


energia **rotazionale**

energia **vibrazionale**

gas ideale **biatomico**: si considera solo rotazione attorno ai due assi perpendicolari congiungente atomi

$$\begin{aligned} E_{\text{int}} &= K + E_{\text{rot}} \\ &= N \left[ \frac{3}{2} k_B T + 2 \left( \frac{1}{2} k_B T \right) \right] \\ &= N \frac{5}{2} k_B T = \frac{5}{2} nRT \end{aligned}$$



dipende solo da T !!!

# applicazioni

1. aumento pressione **p** in un contenitore aumentando **N/V** [numero molecole per unità di volume]
2. aumento pressione **p** in un contenitore aumentando **T** [temperatura]

## pneumatico

immettendo aria nel pneumatico  
aumento numero molecole di gas  
e forza da esse esercitata contro le pareti  
[causata da **urti** tra molecole e pareti]



$$p = \frac{2}{3} \frac{N}{V} K$$
$$K = \frac{3}{2} k_B T$$



**scaldando** il pneumatico  
la pressione aumenta:  
energia cinetica aumenta  
con la temperatura

[**N.B.** dopo un lungo viaggio  
la pressione è aumentata a causa del  
surriscaldamento del pneumatico]

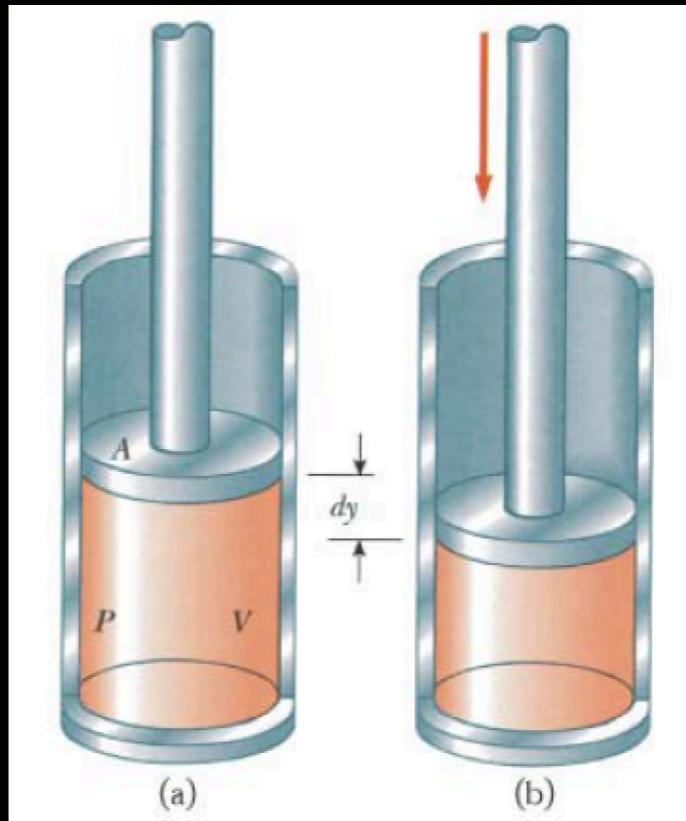
**N.B.** pressione tipica pneumatici: 2.2 -2.4 atm  
si misura differenza di pressione fra pneumatico  
ed ambiente esterno

# Trasformazioni Termodinamiche

[sistema di riferimento: gas perfetto]

## Apparato sperimentale:

- ✖ recipiente isolato termicamente
- ✖  $n$  moli gas perfetto monoatomico
- ✖ pistone [per regolare p]
- ✖ termometro [misuro T in K]
- ✖ sistema di riscaldamento



ogni **trasformazione termodinamica** effettuata dal/sul gas  
è rappresentabile nel **piano p-V** o di Clapeyron

# lavoro fatto dal gas

**W>0** lavoro fatto **dal** gas verso l'esterno

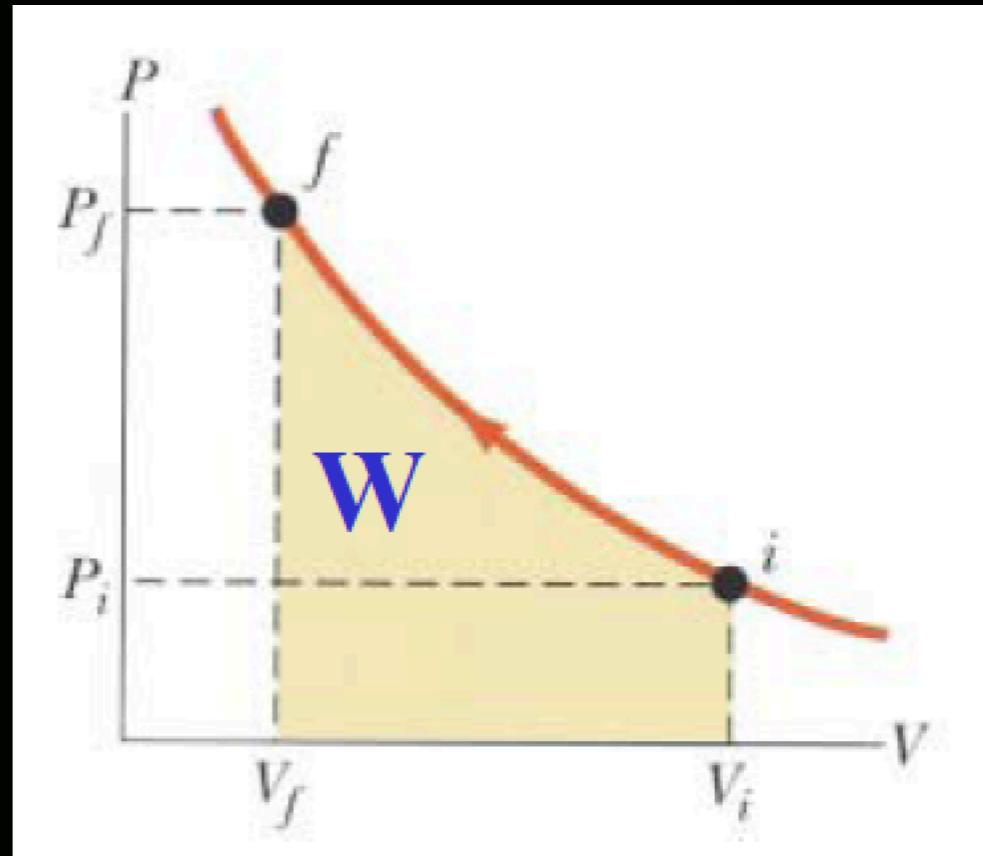
**W<0** lavoro fatto **sul** gas dall'esterno

$$dW = \vec{F} \cdot d\vec{r} = F_j \cdot dyj \\ = F dy = pAdy = pdV$$

$$W = \int_{V_i}^{V_f} pdV$$

area sottesa dalla curva  
nel diagramma **p-V**

devo conoscere come varia **p**  
durante la trasformazione



# Primo Principio della Termodinamica

[generalizzazione conservazione energia meccanica  
a sistemi microscopici]

considero come meccanismi di trasferimento d'energia  
**SOLO calore  $Q$  e lavoro  $W$**

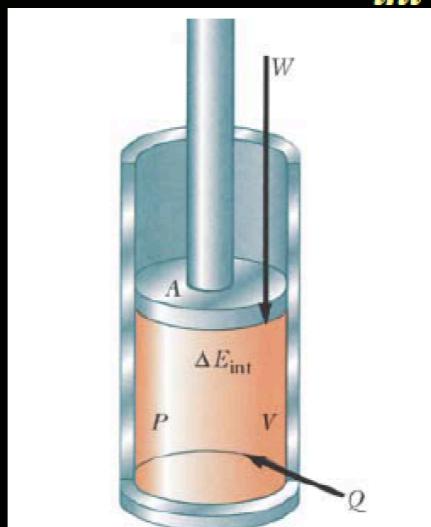
*se un sistema assorbe una quantità di calore  $Q$  e  
completa una quantità di lavoro  $W$*

*l' **energia interna** del sistema varia di una quantità  $\Delta E_{int}$*

$$\Delta E_{int} = Q - W$$

per trasformazioni **infinitesime**

$$dE_{int} = dQ - dW$$

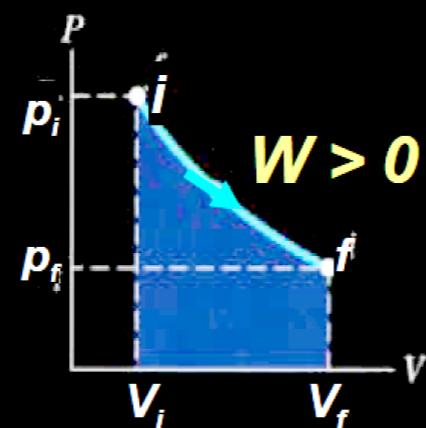


# trasformazioni isoterme

$$\Delta E_{\text{int}} = 0$$

energia interna  
dipende solo da T

$$Q = W = nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$$



processo in parte utilizzato da  
macchine termiche:

trasformo energia microscopica (**calore**)  
in energia macroscopica (**lavoro meccanico**)

**NON** ho aumento di T perché energia Q che viene assorbita  
viene spesa dal gas in lavoro



# trasformazioni a volume costante [isocore]

mantengo il **volume costante**

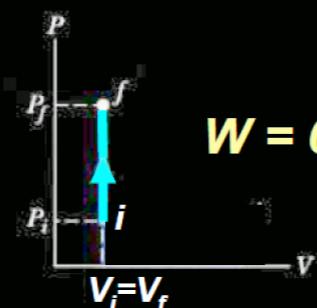
$$W = 0 \Rightarrow \Delta E_{\text{int}} = Q$$

- se  $Q > 0$  [gas assorbe energia]  
 $\Delta E_{\text{int}} > 0$  temperatura aumenta
- se  $Q < 0$  [gas cede energia]  
 $\Delta E_{\text{int}} < 0$  temperatura diminuisce



$$\Delta E_{\text{int}} = \frac{3}{2} nRT = nc_V \Delta T$$

sempre vera !!!



**esempio:**

lattina di spray su fonte di calore

**V = costante**

**Q > 0**

**ΔE<sub>int</sub> > 0**

aumenta **temperatura**  
aumenta **pressione**

**lattina esplode !**

$$p = \frac{2}{3} \frac{N}{V} K$$
$$K = \frac{3}{2} k_B T$$

# trasformazioni a volume costante [isocore]

mantengo il **volumne costante**

$$W = 0 \Rightarrow \Delta E_{\text{int}} = Q$$

- se  $Q > 0$  [gas assorbe energia]  $\Delta E_{\text{int}} > 0$  temperatura aumenta
- se  $Q < 0$  [gas cede energia]  $\Delta E_{\text{int}} < 0$  temperatura diminuisce



$$\Delta E_{\text{int}} = \frac{3}{2} nRT = nc_V \Delta T$$

sempre vera !!!

## Le trasformazioni isocore ci permettono di ricavare informazioni sul calore specifico

utilizzo espressione **energia interna**

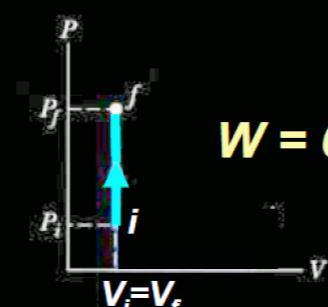
$$\Delta E_{\text{int}} = \frac{3}{2} nR \Delta T$$
$$\frac{3}{2} nR \Delta T = nc_V \Delta T$$

$$c_V = \frac{3}{2} R$$

gas-monoatomico

↑  
calore specifico  
a volume costante

$$R = 8.31 \text{ J/(mole·K)}$$



### Ricorda

**calore specifico**

[quantità di calore per unità di materia per unità di T]

$$c = \frac{Q}{m \Delta T} \Rightarrow Q = cm \Delta T$$

Questa è una previsione teorica che lega il calore specifico alla costante dei gas indipendentemente dal gas e solo dipendente dal fatto che il gas sia monoatomico o molecolare (pluriatomico). Controlliamo i valori sperimentali...

# valori sperimentali

TABELLA 17.3 Calori specifici molari di vari gas

	<b>Calore specifico molare (J/mol · K)<sup>a</sup></b>	<b><i>C<sub>P</sub></i></b>	<b><i>C<sub>V</sub></i></b>	<b><i>C<sub>P</sub> - C<sub>V</sub></i></b>	<b><math>\gamma = C_P/C_V</math></b>
<b>Gas monoatomici</b>					
He	20.8	12.5	8.33		1.67
Ar	20.8	12.5	8.33		1.67
Ne	20.8	12.7	8.12		1.64
Kr	20.8	12.3	8.49		1.69
<b>Gas biatomici</b>					
H <sub>2</sub>	28.8	20.4	8.33		1.41
N <sub>2</sub>	29.1	20.8	8.33		1.40
O <sub>2</sub>	29.4	21.1	8.33		1.40
CO	29.3	21.0	8.33		1.40
Cl <sub>2</sub>	34.7	25.7	8.96		1.35
<b>Gas poliatomici</b>					
CO <sub>2</sub>	37.0	28.5	8.50		1.30
SO <sub>2</sub>	40.4	31.4	9.00		1.29
H <sub>2</sub> O	35.4	27.0	8.37		1.30
CH <sub>4</sub>	35.5	27.1	8.41		1.31

<sup>a</sup> Tutti i valori eccetto quelli dell'acqua sono stati ottenuti a 300 K

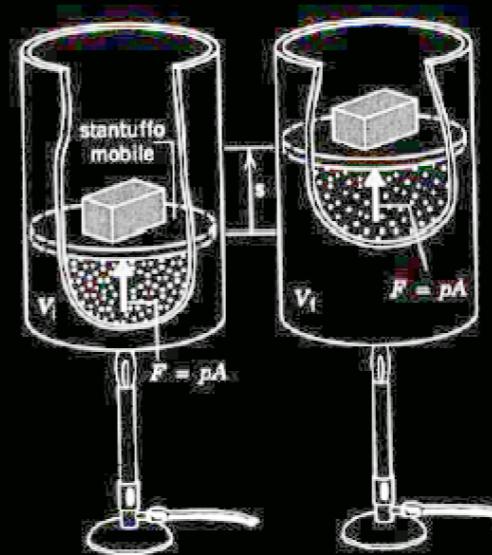
$$c_V = \frac{3}{2} R$$

$$R = 8.31 \text{ J/(mole·K)}$$

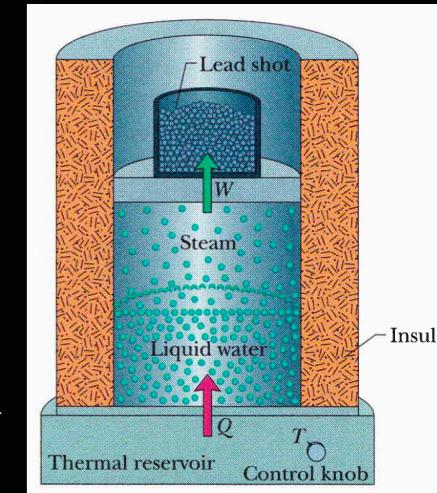
gas-monoatomico

# trasformazioni a pressione costante [isobare]

$$\Delta E_{\text{int}} = Q - W \\ = c_p n \Delta T - p \Delta V$$



pistone  
**libero** di muoversi



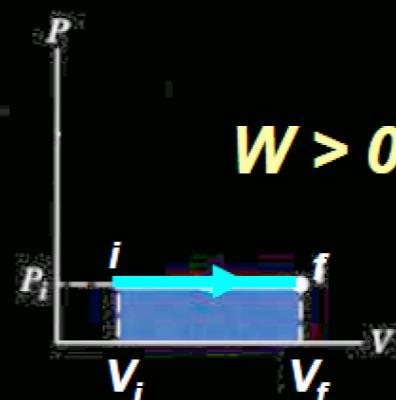
applico **equazione di stato** gas perfetti  
e espressione **energia interna**

$$p \Delta V = nR \Delta T$$

$$\Delta E_{\text{int}} = \frac{3}{2} nR \Delta T$$

$$\frac{3}{2} nR \Delta T = c_p n \Delta T - nR \Delta T$$

$$\frac{3}{2} R = c_p - R$$



Anche in questo caso possiamo usare il primo principio della termodinamica per avere informazioni sui calori specifici (a pressione costante)

$$c_P = \frac{5}{2} R$$



$$c_P = c_V + R$$

legge di Mayer

gas monoatomico

**N.B.** si ottiene sempre  $c_P > c_V$

in una trasformazione a **p costante**  
parte della energia **Q** assorbita deve essere spesa  
**in lavoro meccanico**

**R = c<sub>P</sub> - c<sub>V</sub>** costante universale dei gas acquista significato fisico come differenza di calori specifici

In questo caso vediamo uno stretto legame tra i calori specifici a volume e pressione costante. Anche in questo caso questi non dipendono dal gas ma solo dalla loro struttura atomico/molecolare (mono o pluriatoimici). Possiamo anche qui verificare i valori sperimentali...

# valori sperimentali

TABELLA 17.3 Calori specifici molari di vari gas

	Calore specifico molare (J/mol · K) <sup>a</sup>			
	$C_P$	$C_V$	$C_P - C_V$	$\gamma = C_P/C_V$
<b>Gas monoatomici</b>				
He	20.8	12.5	8.33	1.67
Ar	20.8	12.5	8.33	1.67
Ne	20.8	12.7	8.12	1.64
Kr	20.8	12.3	8.49	1.69
<b>Gas biatomici</b>				
H <sub>2</sub>	28.8	20.4	8.33	1.41
N <sub>2</sub>	29.1	20.8	8.33	1.40
O <sub>2</sub>	29.4	21.1	8.33	1.40
CO	29.3	21.0	8.33	1.40
Cl <sub>2</sub>	34.7	25.7	8.96	1.35
<b>Gas poliatomici</b>				
CO <sub>2</sub>	37.0	28.5	8.50	1.30
SO <sub>2</sub>	40.4	31.4	9.00	1.29
H <sub>2</sub> O	35.4	27.0	8.37	1.30
CH <sub>4</sub>	35.5	27.1	8.41	1.31

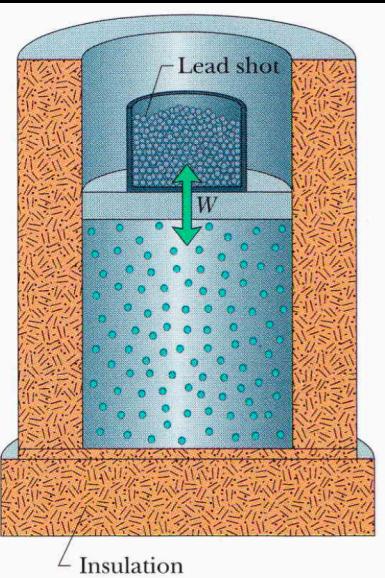
<sup>a</sup> Tutti i valori eccetto quelli dell'acqua sono stati ottenuti a 300 K

$$c_P = \frac{5}{2} R \rightarrow c_P = c_V + R \quad \text{legge di Mayer} \quad R = 8.31 \text{ J/(mole·K)}$$

# trasformazioni adiabatiche

[sistema **isolato**: **NON** scambio di **calore**]

**in ingegneria:**



$$Q = 0 \Rightarrow \Delta E_{\text{int}} = -W$$

- ▶ se  $W > 0$  [gas compie lavoro: **espansione**]  $\Delta E_{\text{int}} < 0$  temperatura diminuisce
- ▶ se  $W < 0$  [gas subisce lavoro: **compressione**]  $\Delta E_{\text{int}} > 0$  temperatura aumenta

- **espansione** di gas caldi in motori a combustione

- **compressione** nei motori diesel

applico **equazione di stato** gas perfetti

$$pV = nRT$$

$$d(pV) = d(nRT)$$

$$Vdp + pdV = nRdT$$

e espressione **calore specifico**

$$dE_{\text{int}} = nc_V dT = -dW = -pdV$$

$$dT = -\frac{pdV}{nc_V}$$

$$Vdp + pdV = -\frac{R}{c_V} pdV = -\frac{(c_P - c_V)}{c_V} pdV$$

divido ambo i membri per **pV**

$$\frac{dp}{p} + \frac{dV}{V} = -\frac{(c_P - c_V)}{c_V} \frac{dV}{V} = \frac{dV}{V} - \frac{c_P}{c_V} \frac{dV}{V} = \frac{dV}{V} - \gamma \frac{dV}{V}$$

$$\frac{dp}{p} + \gamma \frac{dV}{V} = 0$$

integro:

$$\ln p + \gamma \ln V = \text{costante}$$

$$pV^\gamma = \text{costante}$$

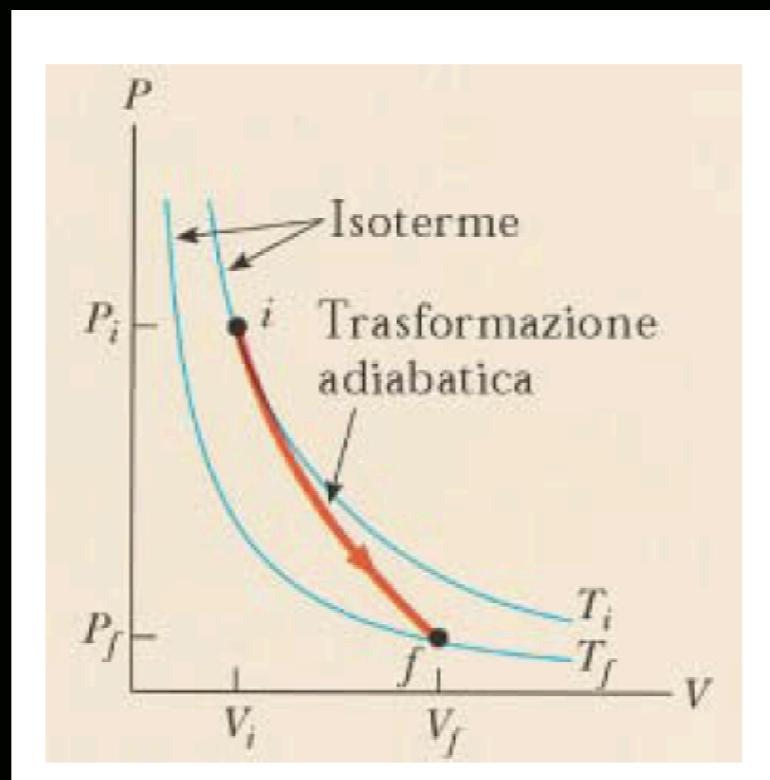
**isoterma**

$$pV = \text{costante}$$

**adiabatica**

$$pV^\gamma = \text{costante}$$

$$\gamma = \frac{c_P}{c_V} = \frac{c_V + R}{c_V} > 1$$



la curva **adiabatica** è più ripida di una **isoterma**

# calori specifici molari di vari gas

energia necessaria per aumentare **T**  
per **n moli** di gas dipende dal **percorso**

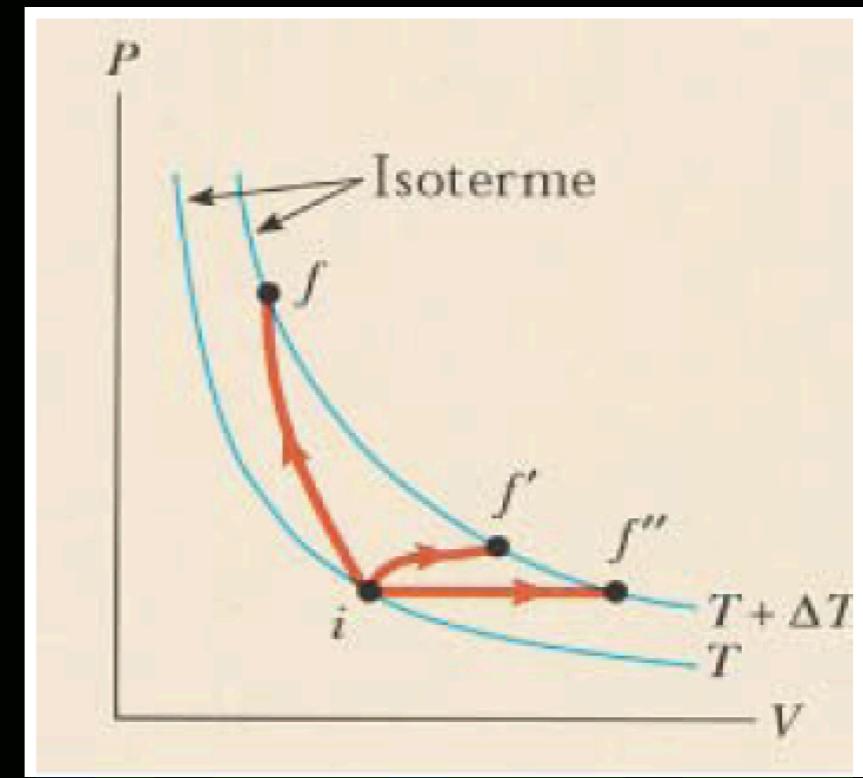
**NON** ho un **valore unico** per **Q**

$$Q = n c_V \Delta T$$

$$Q = n c_P \Delta T$$

**volume costante**

**pressione costante**



per gas **monoatomico** teoria cinetica dei gas prevede:

$$E_{\text{int}} = K = \frac{3}{2} nRT \quad [\text{ha solo energia cinetica}]$$

$$c_v = \frac{\Delta E_{\text{int}}}{n \Delta T} = \frac{3}{2} R = 12.5 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

$$c_p = c_v + R = \frac{5}{2} R = 20.8 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

$$\gamma = \frac{c_p}{c_v} = \frac{5}{3} = 1.67$$



$$\boxed{c_v = \frac{3}{2} R}$$

$$\boxed{c_p = \frac{5}{2} R}$$

per molecole **complesse equipartizione energia** prevede:

$$\frac{1}{2}k_B T$$

di energia per **ogni grado** di libertà  
[traslazionale, rotazionale, vibrazionale, ...]

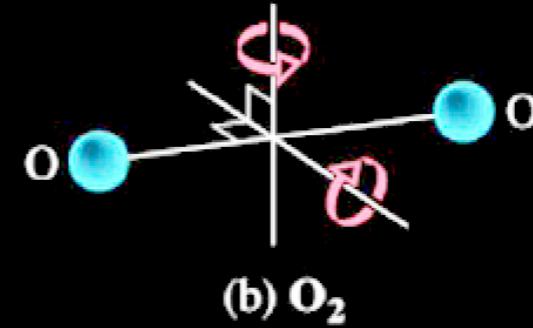
per gas **biatomico**:

$$E_{\text{int}} = K + E_{\text{rot}} = \frac{5}{2} nRT$$

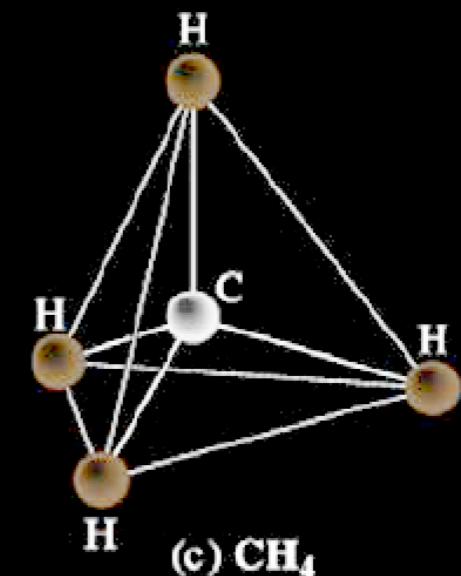
$$c_V = \frac{5}{2} R$$

$$c_p = c_V + R = \frac{7}{2} R$$

$$\gamma = \frac{c_p}{c_V} = \frac{7}{5} = 1.4$$



$$\boxed{c_V = \frac{5}{2} R}$$
$$\boxed{c_p = \frac{7}{2} R}$$



# calori specifici

## valori teorici

### gas monoatomico

$$c_p = \frac{5}{2} R = 20.8 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

$$c_v = \frac{3}{2} R = 12.5 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

$$\gamma = \frac{c_p}{c_v} = \frac{5}{3} = 1.67$$

### gas biatomico

$$c_p = \frac{7}{2} R = 29.1 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

$$c_v = \frac{5}{2} R = 20.8 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

$$\gamma = \frac{c_p}{c_v} = \frac{7}{5} = 1.4$$

# valori sperimentali

TABELLA 17.3 Calori specifici molari di vari gas

Calore specifico molare (J/mol · K) <sup>a</sup>				
	$C_P$	$C_V$	$C_P - C_V$	$\gamma = C_P/C_V$
<b>Gas monoatomici</b>				
He	20.8	12.5	8.33	1.67
Ar	20.8	12.5	8.33	1.67
Ne	20.8	12.7	8.12	1.64
Kr	20.8	12.3	8.49	1.69
<b>Gas biatomici</b>				
H <sub>2</sub>	28.8	20.4	8.33	1.41
N <sub>2</sub>	29.1	20.8	8.33	1.40
O <sub>2</sub>	29.4	21.1	8.33	1.40
CO	29.3	21.0	8.33	1.40
Cl <sub>2</sub>	34.7	25.7	8.96	1.35
<b>Gas poliatomici</b>				
CO <sub>2</sub>	37.0	28.5	8.50	1.30
SO <sub>2</sub>	40.4	31.4	9.00	1.29
H <sub>2</sub> O	35.4	27.0	8.37	1.30
CH <sub>4</sub>	35.5	27.1	8.41	1.31

<sup>a</sup> Tutti i valori eccetto quelli dell'acqua sono stati ottenuti a 300 K.

## espressione alternativa per adiabatica:

$$p_i(V_i)^\gamma = p_f(V_f)^\gamma \quad i = \text{stato iniziale}$$

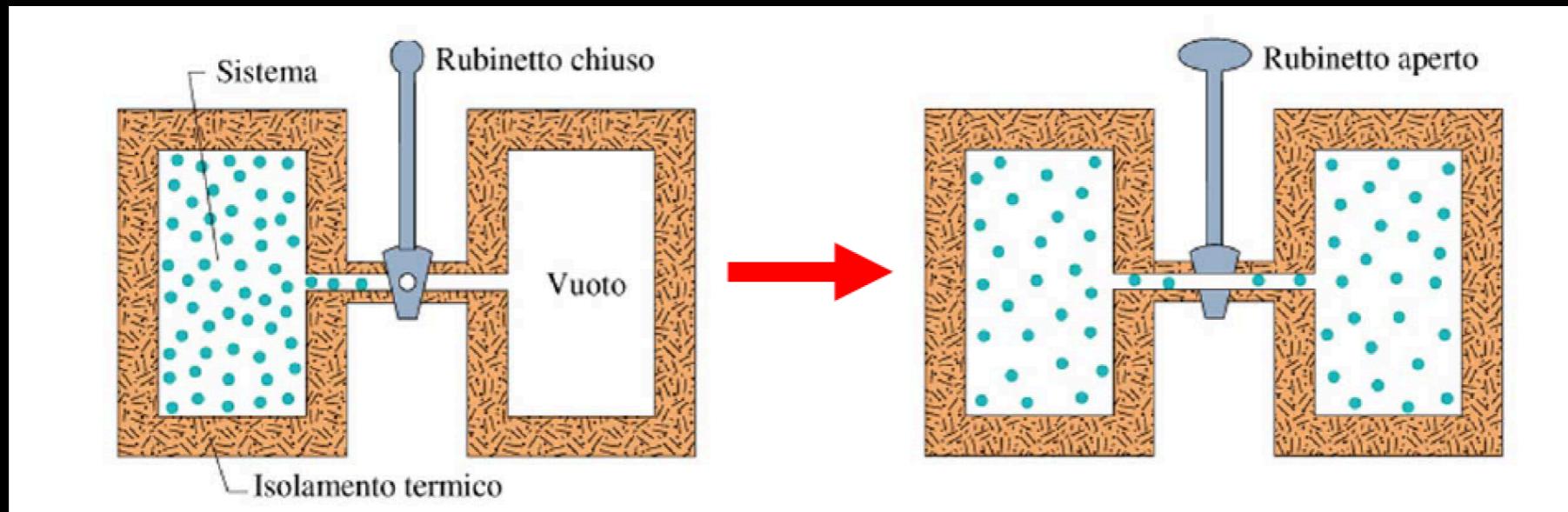
$$T_i(V_i)^{\gamma-1} = T_f(V_f)^{\gamma-1} \quad f = \text{stato finale}$$

ove si è utilizzata **eq. stato** gas perfetti

$$pV = nRT$$

# una trasformazione adiabatica particolare: espansione libera di un gas

## processo irreversibile



gas imprigionato inizialmente in metà camera doppia isolata  
occupa entrambe le parti della camera dopo apertura rubinetto

$Q = 0$  sistema isolato

$W = 0$  nessuno compie lavoro

$$\Delta E_{\text{int}} = 0$$

in gas perfetti:

$E_{\text{int}}$  dipende solo da  $T$   
quindi **NON** ho variazione di  $T$   
in espansione libera adiabatica

# Sommario

## Prima legge della termodinamica: casi particolari

$$\Delta E_{\text{int}} = Q - L$$

Trasformazione	Vincolo	Conseguenza
Isoterma	$\Delta E_{\text{int}} = 0$	$Q = L = nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$
Adiabatica	$Q = 0$	$\Delta E_{\text{int}} = -L$
Isocòra	$L = 0$	$\Delta E_{\text{int}} = Q$
Ciclo chiuso	$\Delta E_{\text{int}} = 0$	$Q = L$
Espansione libera	$Q = L = 0$	$\Delta E_{\text{int}} = 0$

## Calori specifici

gas monoatomico  $c_v = \frac{3}{2}R$        $c_p = \frac{5}{2}R$        $\gamma = 1.67$

gas biatomico       $c_v = \frac{5}{2}R$        $c_p = \frac{7}{2}R$        $\gamma = 1.40$

# trasformazioni cicliche

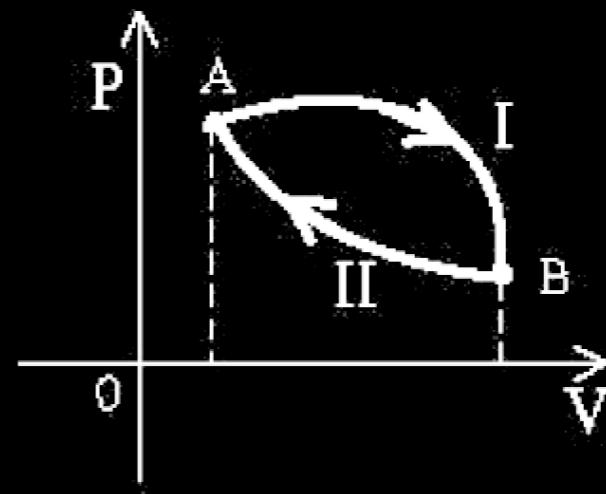
[stato finale coincide con stato iniziale]

seguo **due percorsi diversi**

$$\Delta E_{\text{int}} = 0$$

infatti **E<sub>int</sub>** dipende solo  
dallo **stato** del **sistema**

$$Q = W$$

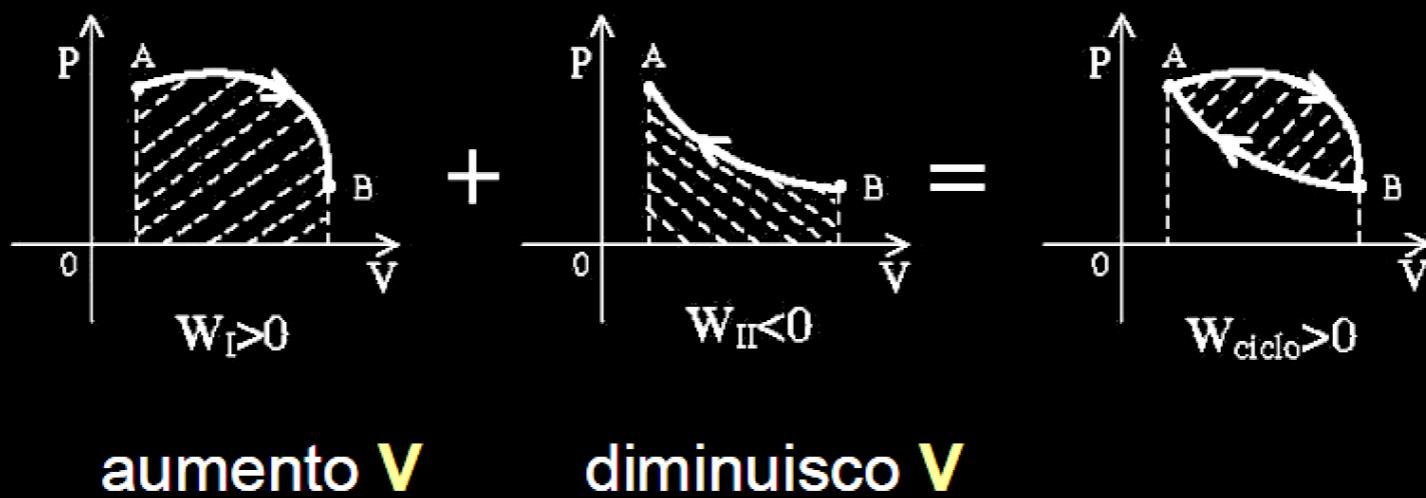


*il lavoro fatto durante il ciclo è pari al calore assorbito*

**lavoro** = area **racchiusa** dalla curva ciclica nel **piano pV**

**$W > 0$**  per ciclo percorso in **senso orario**

**$W < 0$**  per ciclo percorso in **senso anti- orario**

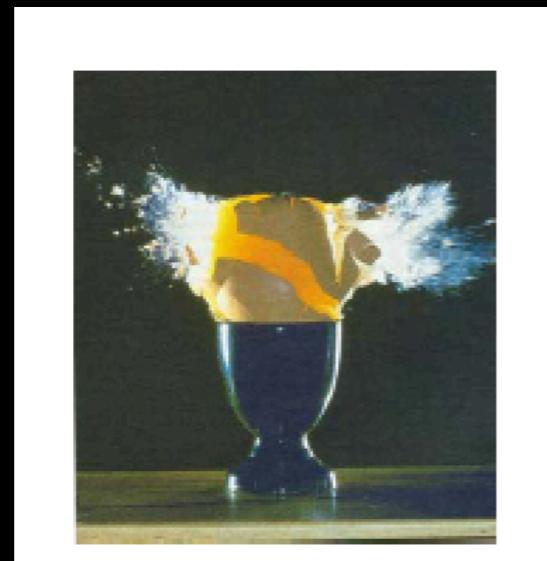


# II Principio Termodinamica

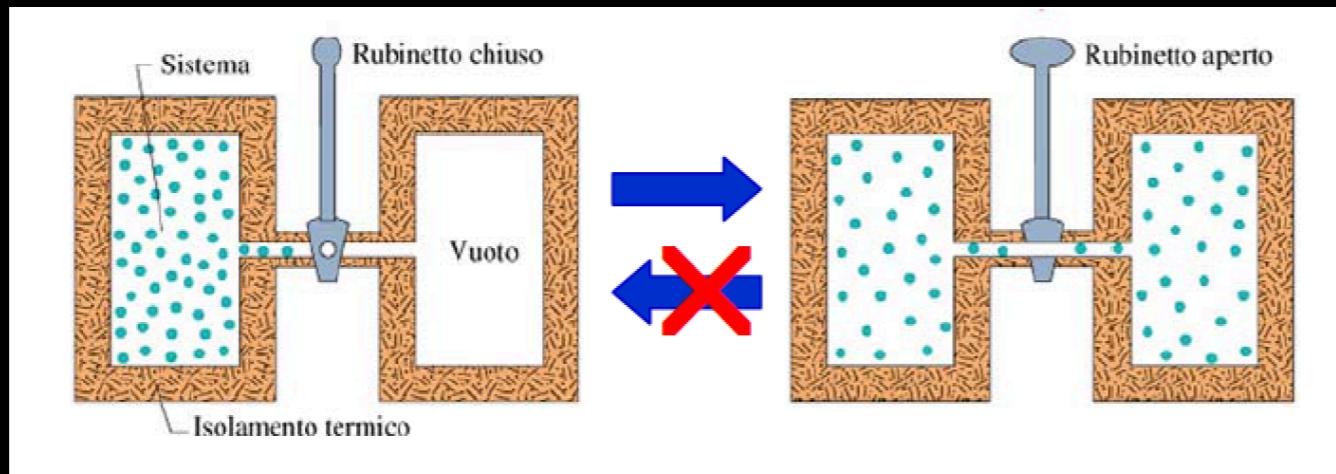
**I Principio:** legge di **conservazione energia**

[**NON** ho limiti sulle trasformazioni possibili]

**II Principio:** spiega perché **certi tipi** di trasformazioni avvengono in una sola direzione



**uovo cade in un portauovo e si rompe:**  
**non osservo mai**  
**uovo rotto che si ricompone**



espansione libera  
di un gas



cassa che scivola su superficie  
si arresta [attrito]

**sono processi irreversibili**  
**[avvengono spontaneamente in una sola direzione]**

# Macchina Termica

[dispositivo utile per comprendere II principio]

*trasforma **energia interna** in  
forme utili di energia [energia cinetica]*

## **funzionamento:**

fa compiere lavoro a sostanza [**fluido motore**]  
mediante **trasformazione ciclica**

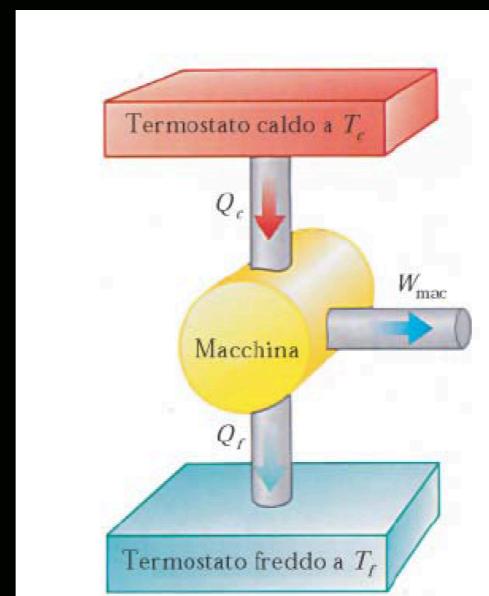
## **modello semplificato:**

- 1) trasferisco energia da **termostato caldo**
- 2) la macchina compie **lavoro**
- 3) cedo energia a **termostato freddo**

$$\Delta E_{\text{int}} = 0 = Q_{\text{net}} - W_{\text{mac}}$$

**trasformazione  
ciclica**

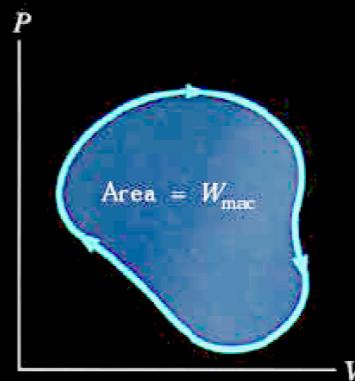
$$W_{\text{mac}} = Q_{\text{net}} = |Q_c| - |Q_f|$$



nel caso di **gas perfetto**:

$$(p_i, V_i, T_i) = (p_f, V_f, T_f)$$

$$W_{mac} = \text{Area}$$



$$\eta = \frac{W_{mac}}{|Q_c|} = \frac{|Q_c| - |Q_f|}{|Q_c|} = 1 - \frac{|Q_f|}{|Q_c|}$$

**rendimento:** rapporto fra ciò che ottiene (lavoro) e ciò che si spende (energia)

**N.B.**  $\eta = 1 = 100\%$  solo se  $Q_f = 0$   
[trasformo **tutta** energia assorbita in lavoro]

# esempio: macchina a vapore

**Fluido motore: acqua**

l'acqua compie un ciclo:

- 1) in caldaia diventa vapore;
- 2) vapore muove pistone;
- 3) vapore è condensato  
in acqua fredda;
- 4) acqua fredda torna in caldaia.



## II Principio termodinamica [Kelvin-Plank]:

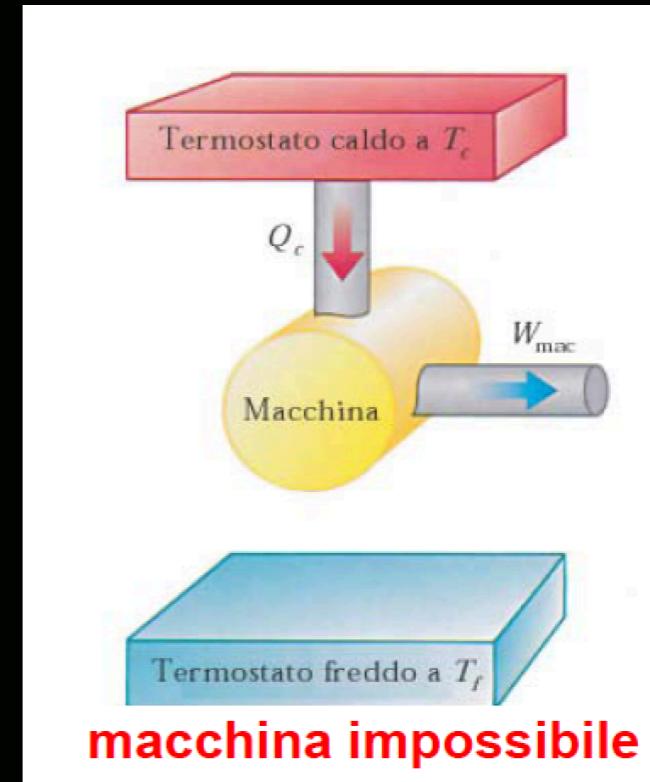
*è **impossibile** costruire macchina termica che,  
operando su un ciclo,  
trasformi **tutta energia assorbita** in **lavoro***

ossia

*è **teoricamente impossibile** costruire  
una macchina che lavori  
al **100% di rendimento***

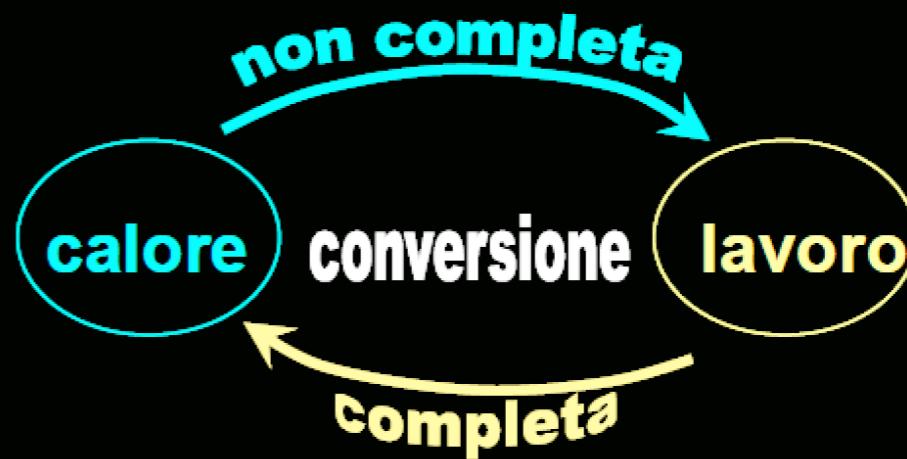
ossia

*non esiste il **motore perfetto***



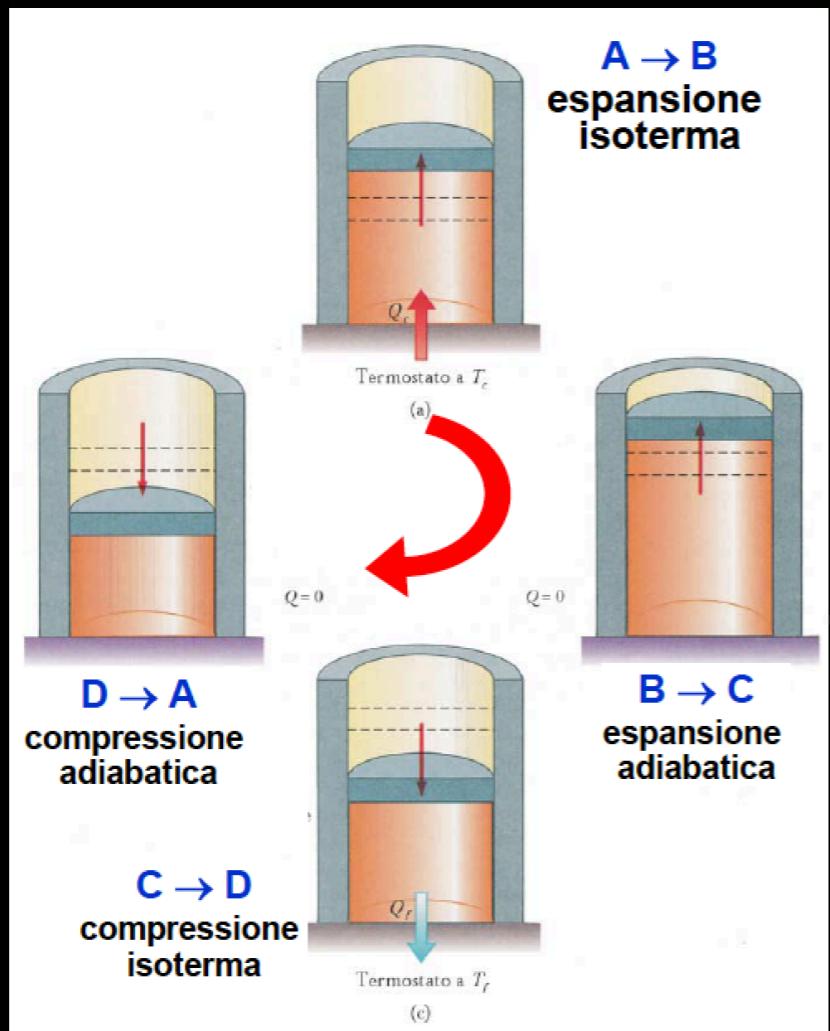
**è impossibile recuperare tutto il calore**  
(disperso in attriti presenti nella macchina)  
**e trasformarlo in lavoro meccanico**

- ⇒ quantità (anche infinitesima) di calore **deve sfuggire**  
**qualunque moto è destinato a cessare**  
[**NON** esiste **moto perpetuo !!!**]
- ⇒ qualità di **energia** si **degrada**
- ⇒ **asimmetria** in trasformazioni energetiche



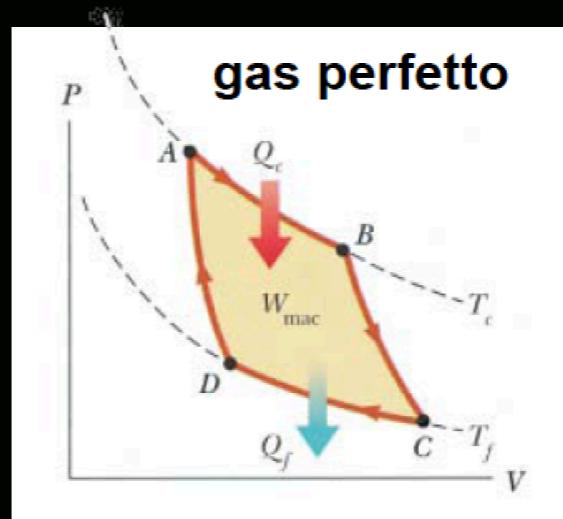
# Macchina di Carnot (1824)

## [macchina più efficiente possibile, teorica]



**motore ideale:**

- ▶ trasformazioni **reversibili** [molto lente, quasi-statiche]
- ▶ **NO** attriti o turbolenze [disperdono energia]



*il lavoro svolto da sostanza sottoposta a ciclo di Carnot  
è la massima quantità di lavoro possibile  
per una data quantità di energia fornita dal termostato caldo*

$$\eta = 1 - \frac{|Q_f|}{|Q_c|} = 1 - \frac{T_f}{T_c}$$

### Teorema di Carnot

$\eta = 1$      $T_f = 0 \text{ K}$     **impossibile !**  
[dovrei spendere  
**energia infinita**  
per arrivare a 0 K]

*tutte le macchine **reali** sono meno efficienti di macchina di Carnot  
[trasformazioni irreversibili (veloci), attriti interni, ...]*

**esempio:**

motori auto  
centrali elettronucleari

rendimento	ideale	55%	reale 25%
rendimento	ideale	40%	reale 30%

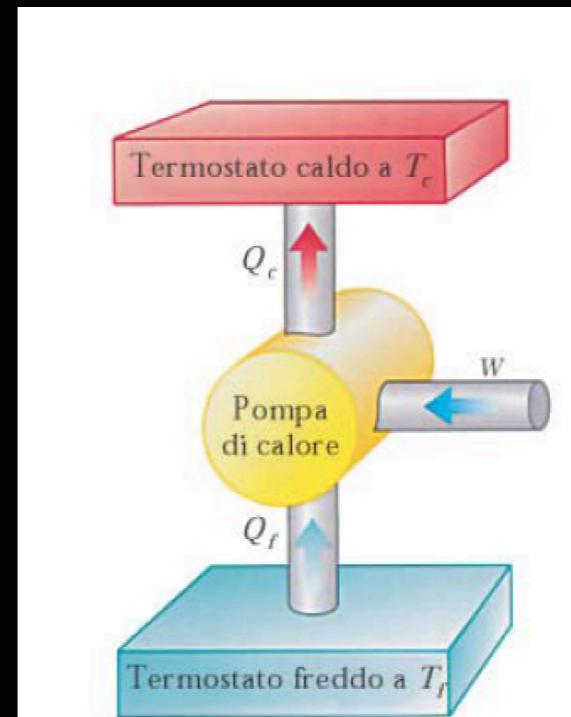
# applicazione: macchina frigorifera [frigorifero, condizionatore d'aria...]

macchina di Carnot opera con **processi reversibili**  
⇒ posso **invertirne** il funzionamento

## pompa di calore:

per trasferire energia  
da termostato **freddo** a **caldo**  
devo immettere energia /lavoro  
[inverto flusso naturale]

coefficiente di **prestazione**  
(analogo a rendimento)



$$COP = \frac{\text{energia estratta}}{\text{lavoro svolto}}$$

$$= \frac{|Q_f|}{W} = \frac{|Q_f|}{|Q_c| - |Q_f|} = \frac{T_f}{T_c - T_f} \quad \text{per macchina di Carnot}$$

**N.B.** le pompe di calore sono ora utilizzate per

- ▶ raffreddare le case (condizionatori)
- ▶ riscaldare le case:
  - fluido refrigerante assorbe energia da fuori (termostato freddo)
  - cede energia interno casa (termostato caldo)

## II Principio termodinamica [Clausius]:

*l'energia **non** fluisce mai spontaneamente  
da un corpo **freddo** ad un corpo **caldo***

ossia

*è teoricamente impossibile costruire  
una macchina che come unico risultato  
trasferisca calore **da corpo freddo a  
corpo caldo***

*(COP= 100%)*

ossia

*in natura esistono processi **irreversibili**  
ossia trasformazioni che avvengono in  
una **direzione ben precisa***



ossia

*il tempo ha una **direzione !!!***

enunciato di **Kelvin** e **Clausius** sono **equivalenti**:  
[dimostrazione per assurdo: negazione di uno implica negazione altro]

→ *irreversibilità a livello **microscopico** (passaggio di calore)  
pone limiti su trasformazioni fra forme di energia*