



# FISICA GENERALE I

**Annalisa Allocca**

**Università degli Studi di Napoli,  
Compl. Univ. Monte S.Angelo – Dipartimento di Fisica  
Via Cinthia, I-80126, Napoli**

**Istituto Nazionale di Fisica Nucleare,  
sez. Napoli  
Studio: 1G16, Edificio 6  
+39-081-676345  
[annalisa.allocca@unina.it](mailto:annalisa.allocca@unina.it)**



# Organizzazione

- **Sito web:** [www.docenti.unina.it/annalisa.allocca](http://www.docenti.unina.it/annalisa.allocca)
  - La registrazione al sito si può effettuare inserendo numero di matricola e pin oppure tramite SPID per chi non fosse ancora in possesso di matricola
  - Il materiale didattico si trova sulla pagina web
- **Libri di testo adottati:**
  - Mazzoldi, Nigro, Voci «Elementi di Fisica – Meccanica e Termodinamica» Vol. 1 - Edises Napoli
  - Halliday, Resnick, Walker «Fondamenti di Fisica» - Ambrosiana Milano
  - Serway, Jewett «Principi di Fisica» - Edises Napoli



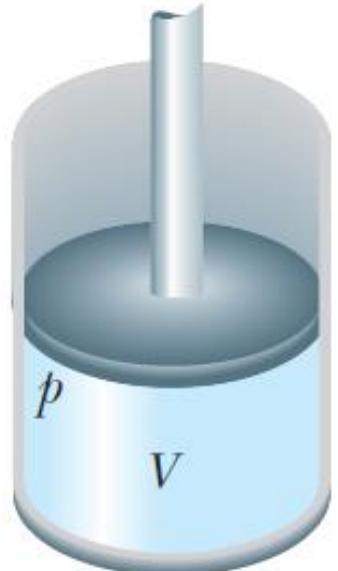
# Argomenti di oggi:

- Termodinamica
  - Trasformazioni termodinamiche
  - Primo principio della termodinamica
  - Leggi dei gas. Equazione di stato dei gas ideali
  - Calori specifici del gas ideale
  - Energia interna del gas ideale
  - Studio di alcune trasformazioni di un gas ideale
  - Trasformazioni cicliche, ciclo di Carnot

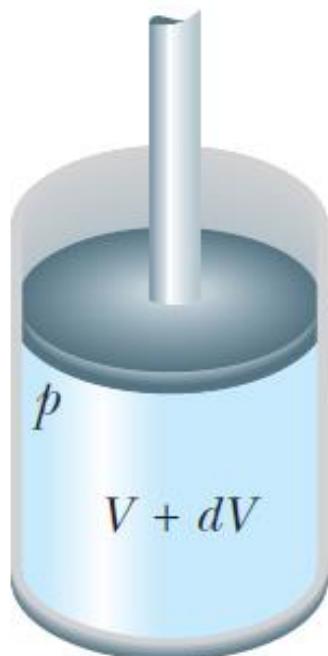


# Lavoro termodinamico

(a)



(b)



$$dW = pdV$$

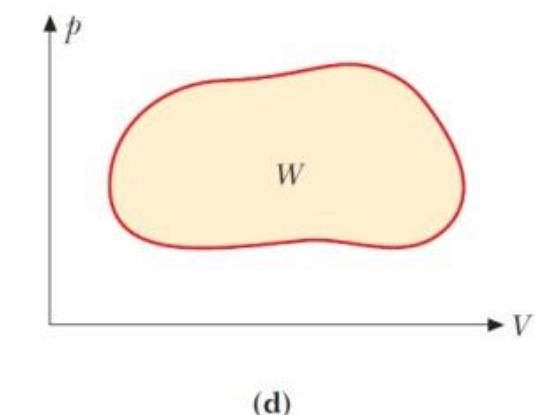
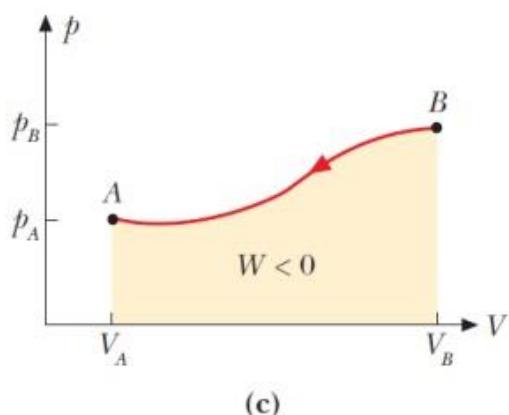
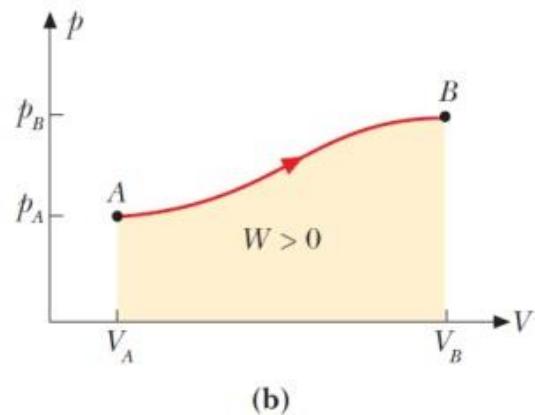
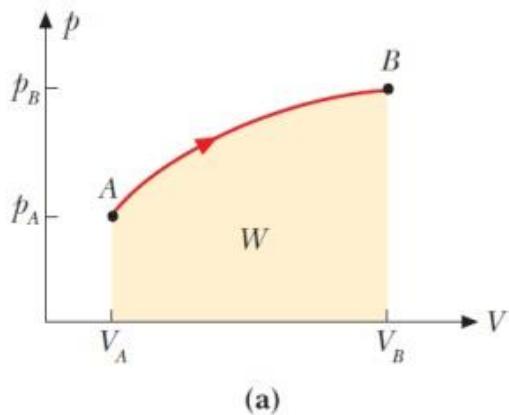
$$W = \int_{V_1}^{V_2} p(V) dV$$

L'espressione di  $p(V)$  è nota solo in due situazioni:

- È nota la pressione esterna ed è costante:  
$$W = p_{amb}(V_2 - V_1)$$
- E' una trasformazione reversibile ed è nota la funzione  $p(V)$ .



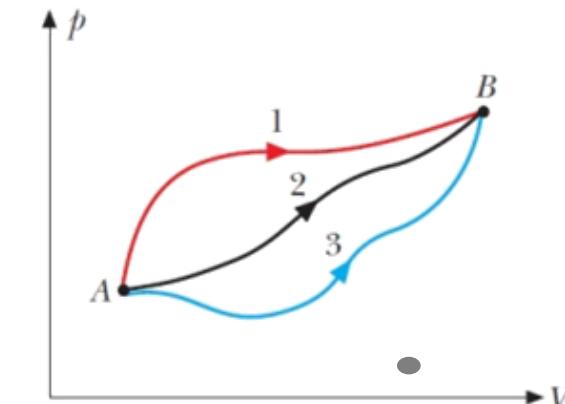
# Lavoro termodinamico



Il lavoro è l'area compresa tra la curva e l'asse dei volumi.

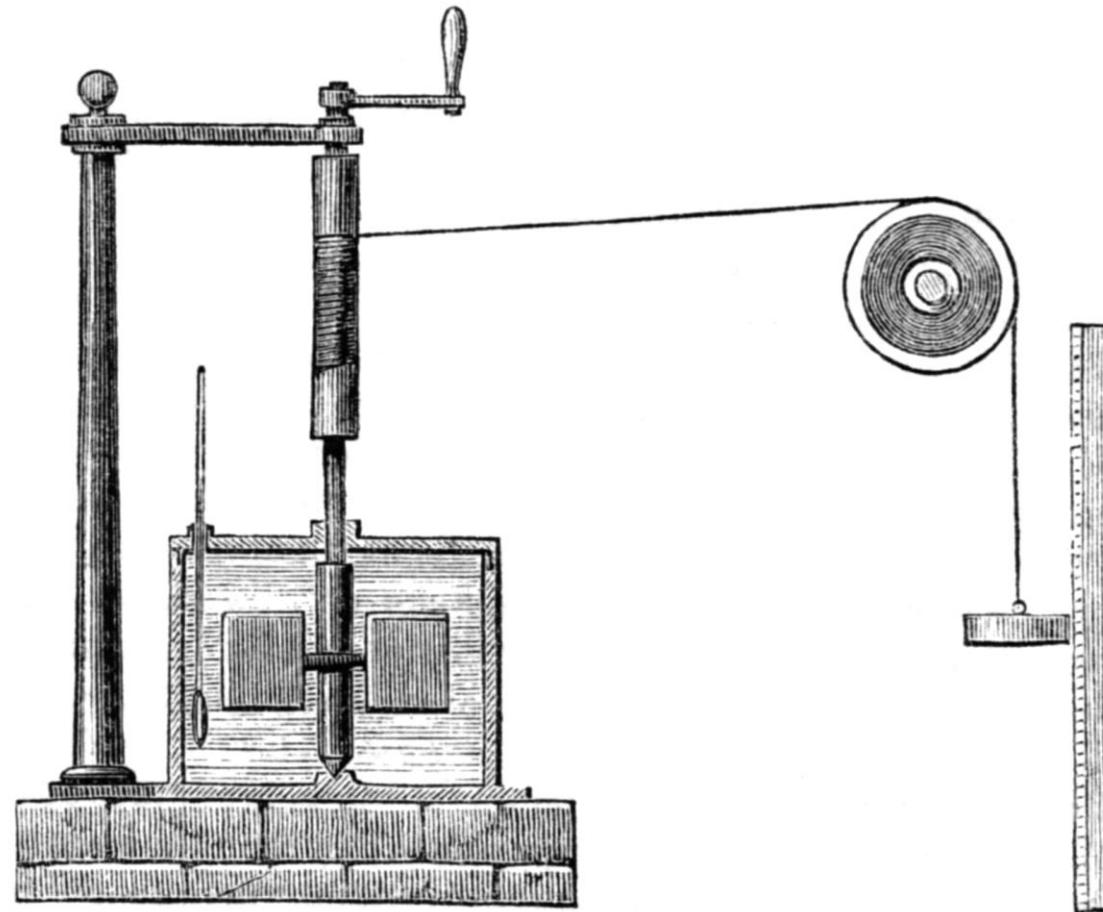
- $W > 0$  se  $V_B > V_A$  o se la curva chiusa è percorsa in senso orario
- $W < 0$  se  $V_B < V_A$  o se la curva chiusa è percorsa in senso antiorario

Il lavoro dipende **sempre** dal percorso fatto ( $W_1 \neq W_2 \neq W_3$ )





# Primo principio della termodinamica

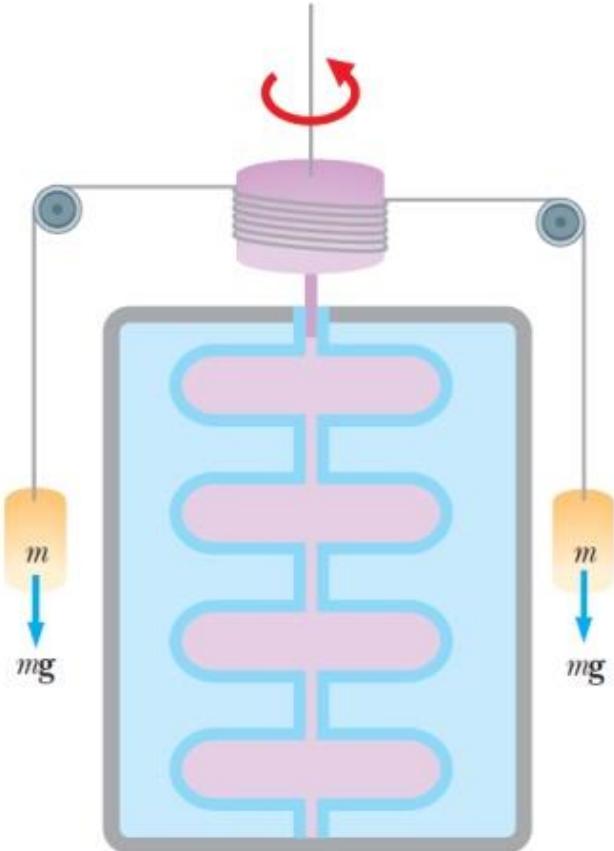




# Primo principio della termodinamica

## Esperimenti di Joule

Joule condusse più di un esperimento, in cui constatò che, per un sistema adiabatico, il lavoro non dipende dal tipo di trasformazione effettuata, ma solo da stato iniziale e stato finale e il sistema massa d'acqua subisce una variazione della temperatura proporzionale al lavoro speso.





# Primo principio della termodinamica

Dalle considerazioni fatte sulle forze conservative (indipendenza del lavoro dal percorso che collega due posizioni), possiamo definire un'energia associata al lavoro per una trasformazione adiabatica:

$$W_{ad} = -\Delta U = U_{in} - U_{fin}$$

dove  $U$  è funzione solo delle variabili termodinamiche

- $W>0 \rightarrow$  il sistema fa lavoro sull'ambiente, diminuisce la sua energia interna
- $W<0 \rightarrow$  l'ambiente fa lavoro sul sistema e ne aumenta l'energia interna



# Primo principio della termodinamica

Se un sistema compie una trasformazione da uno stato A a uno stato B, scambiando calore e lavoro con l'ambiente, Q e W dipendono dalla particolare trasformazione ma non la loro differenza che risulta essere la variazione di energia interna del sistema:

$$\Delta U = Q - W$$

POSTULATO EMPIRICO



I gas ideali

...



# Equazione di stato dei gas ideali

- Fluido che non ha né forma né volume proprio
- Compressibile

E' descritto dalle variabili termodinamiche:

- Pressione  $p$
  - Volume  $V$
  - Temperatura  $T$
- } Sono legate dall'equazione di stato

Gas **ideale**: le molecole sono assunte puntiformi e non interagenti, in quanto la pressione è bassa e la temperatura alta rispetto alle condizioni che portano alla condensazione



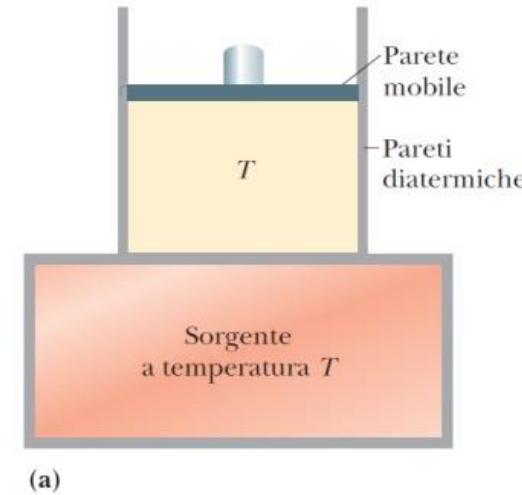
# Equazione di stato dei gas ideali

## Legge isotermica di Boyle

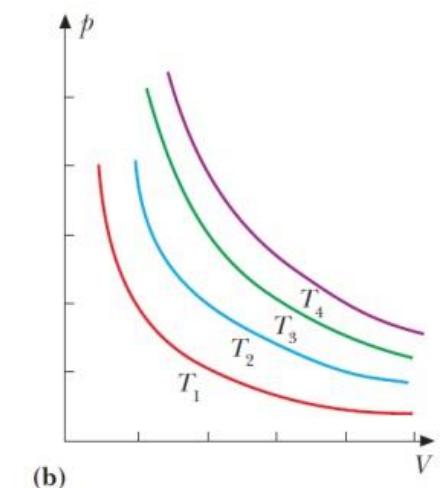
Dato un gas in equilibrio a temperatura costante vale la relazione

$$pV = \text{costante}$$

Nel piano di Clapeyron le isoterme sono rappresentate da rami di iperbole equilatera



(a)





# Equazione di stato dei gas ideali

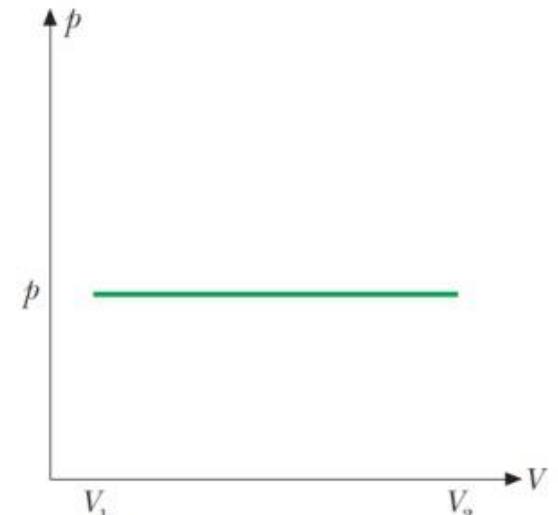
## Legge isobara di Volta – Gay Lussac

Trasformazione a pressione costante. Si verifica che il volume varia linearmente con la temperatura

$$V = V_0(1 + \alpha t)$$

con:

- $V_0$  volume occupato dal gas a temperatura  $t=0$
- $t$  temperatura espressa in  $^{\circ}\text{C}$
- $\alpha$  coefficiente di dilatazione termica





# Equazione di stato dei gas ideali

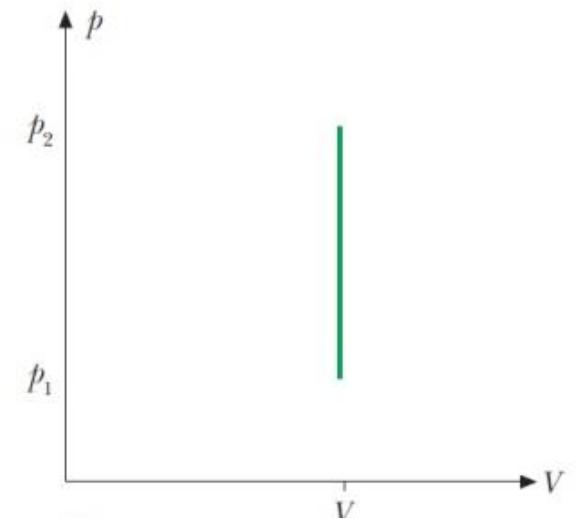
## Legge isocora di Volta – Gay Lussac

Trasformazione a volume costante. Si verifica che la pressione varia linearmente con la temperatura

$$p = p_0(1 + \beta t)$$

con:

- $p_0$  pressione del gas a temperatura  $t=0$
- $t$  temperatura espressa in  $^{\circ}\text{C}$
- $\beta$  costante, praticamente indipendente dal tipo di gas.





# Equazione di stato dei gas ideali

In caso di gas ideali, le costanti  $\alpha$  e  $\beta$  assumono lo stesso valore per tutti i gas:

$$\alpha = \beta = \frac{1}{273.15} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$$



# Equazione di stato dei gas ideali

In caso di gas ideali, le costanti  $\alpha$  e  $\beta$  assumono lo stesso valore per tutti i gas:

$$\alpha = \beta = \frac{1}{273.15}^{\circ}\text{C}^{-1}$$

$$V = V_0 \alpha \left( \frac{1}{\alpha} + t \right) = V_0 \alpha T$$

$$p = p_0 \alpha \left( \frac{1}{\alpha} + t \right) = p_0 \alpha T$$

A 0K  $V=0$  e  $p=0$ , stato limite in natura, temperature inferiori perdono di significato

T=Temperatura misurata in Kelvin

$$T = \left( \frac{1}{\alpha} + t \right) = 273.15 + t$$



# Equazione di stato dei gas ideali

## Legge di Avogadro

Volumi eguali di gas diversi, alla stessa temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole (o, equivalentemente, di moli)



Una mole di qualsiasi gas, a una data temperatura e pressione, occupa sempre lo stesso volume

A pressione atmosferica ( $p_0 = 101325 \text{ Pa}$ ) e temperatura  $T_0 = 273.15K = 0^\circ\text{C}$ , il gas ha un **volume molare**  $V_m = 0.02241 \text{ m}^3 = 22.41 \text{ litri}$



# Equazione di stato del gas ideale

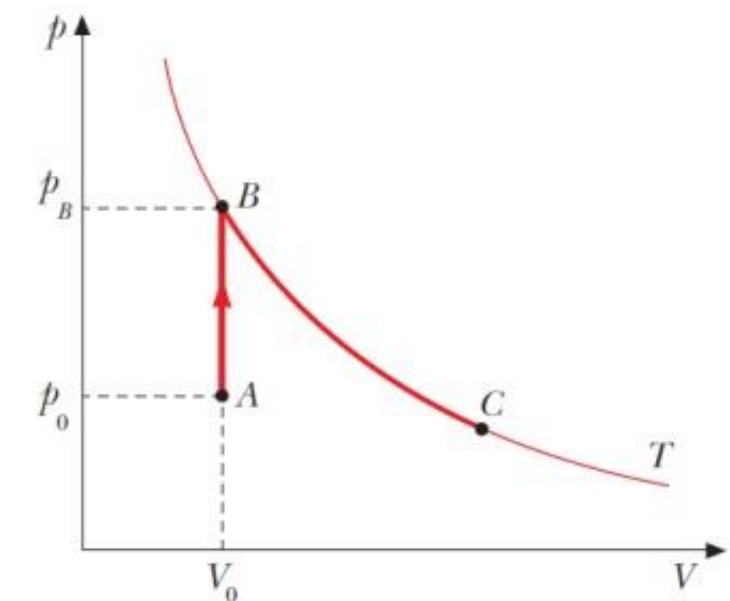
Consideriamo  $n$  moli di gas a pressione atmosferica  $p_0$  e temperatura  $T_0 = 273.15K$  che occupano il volume molare  $V_0 = nV_m$ .

Portiamo il gas da uno stato A ad uno stato C tramite un'**isocora** AB e un'**isoterma** BC. Si ha:

- nell'isocora  $\rightarrow p_B = p_0 \alpha T$
- Nell'isoterma  $\rightarrow pV = p_B V_0 = p_0 \alpha T V_0 = np_0 V_m \alpha T$

R = costante dei  
gas ideali

$$pV = nRT$$





# Calori specifici molari del gas ideale

$$c = \frac{1}{m} \frac{dQ}{dt}, \quad dQ = mc \, dt \quad \boxed{dQ = nC_n \, dT}$$

|SOTRA

$$C_V = \frac{1}{n} \frac{dQ}{dT} \Big|_V$$

$$Q_V = nC_V \Delta T$$

$$Q_V = n \int_{T_1}^{T_2} C_V(T) \, dT$$

|SOBRA

$$C_P = \frac{1}{n} \frac{dQ}{dT} \Big|_P$$

$$Q_P = nC_P \Delta T$$

$$Q_P = n \int_{T_1}^{T_2} C_P(T) \, dT$$



# Calori specifici molari del gas ideale

- Isocora

$$dQ = nc_V dT$$

$$c_V = \frac{1}{n} \left[ \frac{dQ}{dT} \right]_V$$

Se  $c_V$  non dipende da T

$$Q_V = nc_V \Delta T$$

altrimenti

$$Q_V = n \int_{T_A}^{T_B} c_V dT$$

- Isobara

$$dQ = nc_P dT$$

$$c_p = \frac{1}{n} \left[ \frac{dQ}{dT} \right]_p$$

Se  $c_p$  non dipende da T

$$Q_p = nc_p \Delta T$$

altrimenti

$$Q_p = n \int_{T_A}^{T_B} c_p dT$$



# Calori specifici molari del gas ideale



# Calori specifici molari del gas ideale

- Isocora ( $\Delta V = 0 \rightarrow W = 0$ )

$$Q_V = \underline{n c_V \Delta T} = \Delta U$$

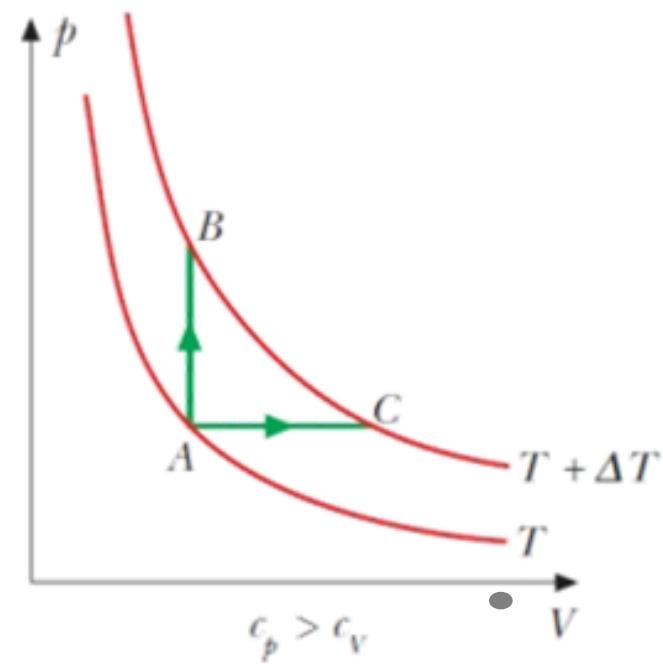
- Isobara

$$Q_p = \underline{n c_p \Delta T} = \Delta U + p \Delta V$$

$$\Delta U = Q - W$$

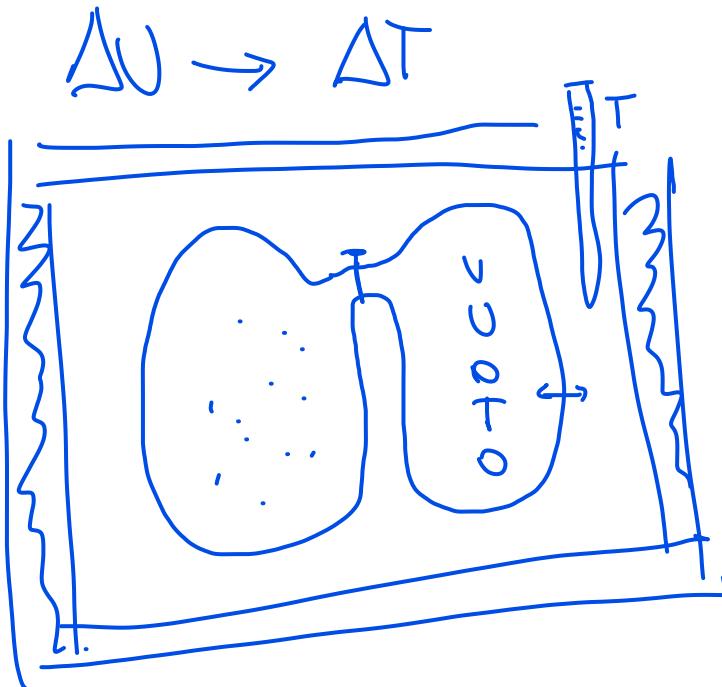
Poiché  $\Delta T$  è la stessa per entrambe le trasformazioni (passiamo da un'isoterma all'altra) necessariamente abbiamo  $c_p > c_v$

Il calore che bisogna cedere ad una mole di gas per innalzare la sua temperatura di 1K è minore nel caso di una trasformazione isocora





# Energia interna del gas ideale

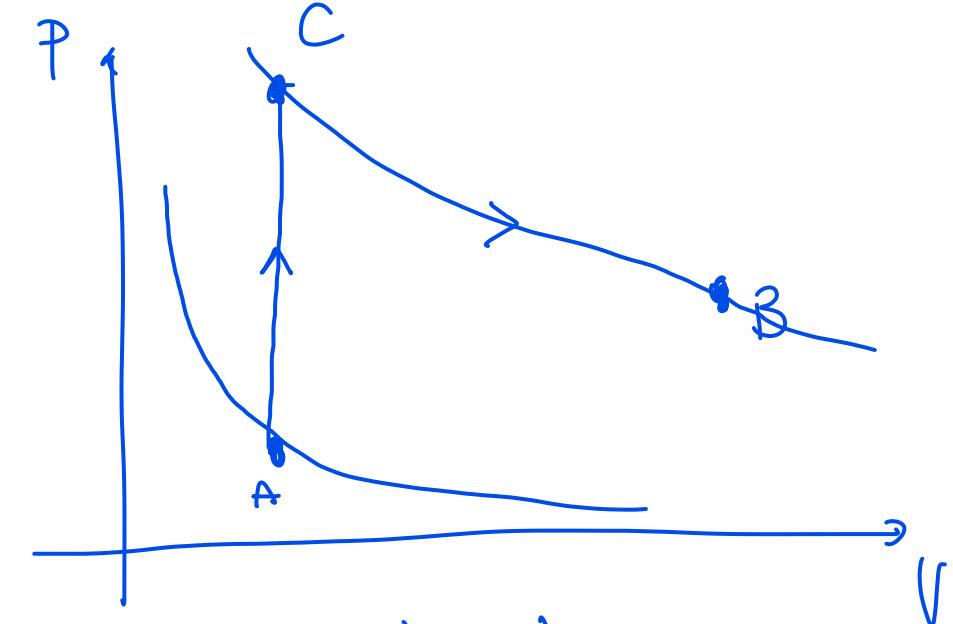


GAS IDEALE

$$W = 0$$
$$Q = 0$$
$$\Delta U = 0$$
$$\Delta T = 0$$

$$\Delta U = U_B + U_C - \underbrace{U_C - U_A}_{\text{isocore}}$$

isocore  $W=0$



$$\Delta U = Q_V = nC_V \Delta T$$



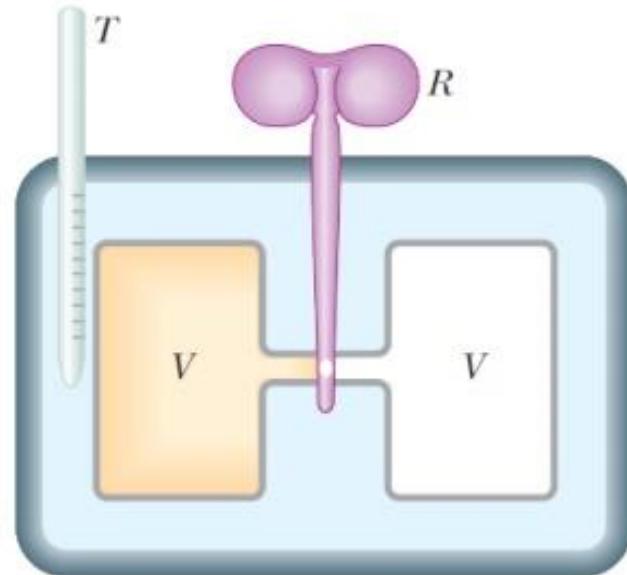
# Energia interna del gas ideale



# Energia interna del gas ideale

- Durante l'espansione libera, il gas non compie lavoro perché le pareti del recipiente sono rigide  $\rightarrow W=0$
- Inoltre non c'è scambio di lavoro perché la trasformazione è adiabatica  $\rightarrow Q=0$

$$\Delta U = Q - W = 0$$



In un'espansione libera del gas nel vuoto, la variazione di energia interna è zero

$U$  è una **funzione di stato**, cioè funzione delle variabili di stato

Poiché nell'espansione libera l'unica variabile di stato che non varia è  $T$ , necessariamente abbiamo che  $U=U(T)$



# Energia interna del gas ideale



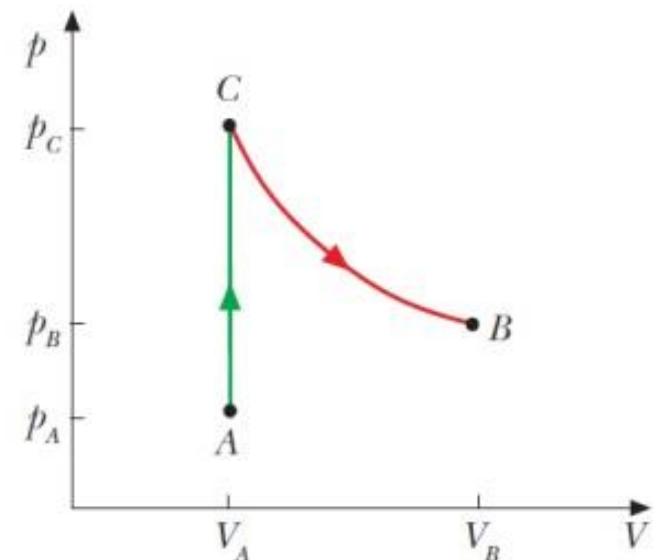
# Energia interna del gas ideale

Variazione di energia interna nella trasformazione isocora + isoterma:

$$\Delta U = U_C - U_A = nc_V(T_B - T_A) \Rightarrow dU = nc_V dT$$

Per trasformazioni infinitesime:

$$c_V = \frac{1}{n} \frac{dU}{dT}$$





# Riscrittura del primo principio della termodinamica

$$[C_p > C_v]$$

$$Q_V = nC_V \Delta T = \Delta U \leftarrow$$
$$Q_P = nC_P \Delta T = \Delta U + p \Delta V$$

$$dU = dQ - dW = nC_V dT$$

$$dQ = nC_V dT + dW = nC_V dT + p dV$$



# Relazione di Mayer



# Relazione di Mayer

Riscrivendo il primo principio della termodinamica come:

$$dU = dQ - dW = nc_V dT$$

Per un'isobara abbiamo che il calore infinitesimo scambiato è:

$$dQ = nc_V dT + pdV = nc_p dT$$

Differenziando l'equazione di stato dei gas ideali abbiamo:

$$pdV = nRdT$$

E sostituendo:

$$c_p > c_v$$

$$dQ = nc_V dT + nRdT = nc_p dT$$

Quindi abbiamo:

$$c_p - c_V = R$$

Relazione di Mayer



# Relazione di Mayer

$$\gamma = \frac{c_p}{c_V}$$

- Gas ideali monoatomici

$$c_V = \frac{3}{2}R \quad c_p = \frac{5}{2}R \quad \gamma = \frac{5}{3}$$

- Gas ideali biatomici

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



# Riassumendo:

- Per qualsiasi trasformazione vale:

$$\Delta U = n c_V \Delta T$$

- Quantità di calore scambiata a Volume costante e pressione costante:

$$Q_V = n c_V \Delta T$$

$$Q_P = n c_P \Delta T$$

- Equazione di stato dei gas ideali in equilibrio:

$$pV = nRT$$

- Relazione di Mayer

$$c_p - c_V = R$$



# Studio di alcune trasformazioni

**Trasformazioni adiabatiche reversibili**



# Studio di alcune trasformazioni

**Trasformazioni adiabatiche reversibili**



# Studio di alcune trasformazioni

## Trasformazioni adiabatiche reversibili

$$Q = 0 \rightarrow \Delta U = -W = \frac{1}{\gamma-1} [p_A V_A - p_B V_B]$$

$$T_A V_A^{\gamma-1} = T_B V_B^{\gamma-1} = \text{costante}$$

$$\begin{cases} TV^{\gamma-1} = \text{cost} \\ pV^\gamma = \text{cost} \\ Tp^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} = \text{cost} \end{cases}$$



# Studio di alcune trasformazioni

---

## Trasformazioni isoterme



# Studio di alcune trasformazioni

## Trasformazioni isoterme

$$W_{AB} = nRT \ln \left( \frac{V_B}{V_A} \right)$$



# Studio di alcune trasformazioni

---

---

## Trasformazioni isocore



# Studio di alcune trasformazioni

## Trasformazioni isocore

$w=0$

$$\Delta U = Q = nc_V(T_B - T_A)$$



# Studio di alcune trasformazioni

---

---

## Trasformazioni isobare



# Studio di alcune trasformazioni

## Trasformazioni isobare

$$Q = nc_p(T_B - T_A)$$

$$W = p(V_B - V_A) = nR(T_B - T_A)$$

$$\Delta U = Q - W = nc_V(T_B - T_A) = nc_p(T_B - T_A) - nR(T_B - T_A)$$



# Ciclo di Carnot



# Ciclo di Carnot



# Ciclo di Carnot



# Ciclo di Carnot

**Ciclo:** stato finale uguale allo stato iniziale

$$\Delta T = 0 \Rightarrow \Delta U = 0 \Rightarrow Q = W$$

- Durante il ciclo è prodotto lavoro  $\rightarrow$  **ciclo termico, macchina termica**
- Durante il ciclo è assorbito lavoro  $\rightarrow$  **ciclo frigorifero, macchina frigorifera**



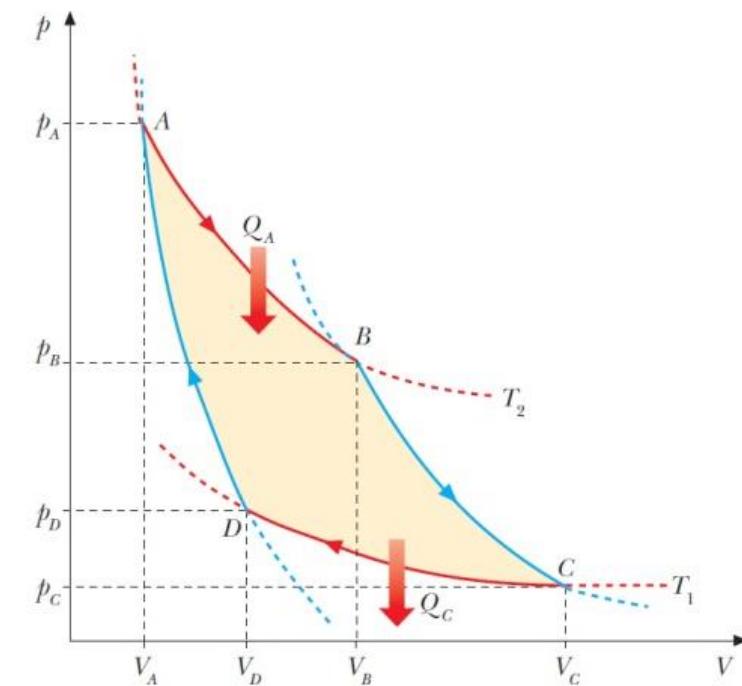
# Ciclo di Carnot

$$\text{Rendimento } \eta = 1 - \frac{|Q_{ceduto}|}{Q_{assorbito}} \quad 0 \leq \eta < 1$$

- AB espansione isoterma reversibile
- BC espansione adiabatica reversibile
- CD compressione isoterma reversibile
- DA compressione adiabatica reversibile

Sommmando tutti i contributi, il lavoro totale è dato solo dalla somma dei due tratti delle isoterme:

$$W = W_{AB} + W_{CD}$$





# Entropia





# Entropia

I trasferimenti di energia non stabiliscono in che verso avviene un processo. La direzione è controllata da un'altra proprietà chiamata **entropia**.

Se in un sistema isolato avviene un **processo *irreversibile***,  
**l'entropia del sistema aumenta sempre**, non diminuisce mai.

Esistono due modi per definire la variazione di entropia di un sistema:

- 1) In termini di temperatura del sistema e dell'energia scambiata sottoforma di calore
- 2) Contando le disposizioni che gli atomi o le molecole che formano il sistema possono assumere e definendo quali sono più o meno probabili



# Secondo principio della termodinamica

- **Enunciato di Kelvin-Planck:** E' impossibile realizzare un processo che abbia come unico risultato la trasformazione in lavoro del calore fornito da una sorgente a temperatura uniforme
- **Enunciato di Clausius:** E' impossibile realizzare un processo che abbia come unico effetto quello di far passare calore da un corpo più freddo ad un corpo più caldo

**ENUNCIATI EQUIVALENTI**



# Esercizi

• • •



# Termodinamica

Un cilindro chiuso da un pistone mobile contiene 96.0 g di O<sub>2</sub> inizialmente alla pressione p<sub>i</sub> = 150 kPa e alla temperatura T<sub>i</sub> = 290K.

a) Determinare il volume iniziale del gas

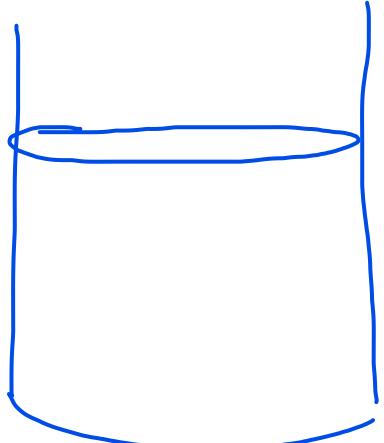
Successivamente, il gas si espande a pressione costante compiendo un lavoro W=7.20 kJ.

b) Calcolare il suo volume finale.

Infine la pressione del gas viene aumentata fino a p<sub>f</sub> = 300 kPa con una trasformazione isocora. → ΔV = 0 ⇒ W = 0

c) Determinare il lavoro compiuto dal gas nell'intero processo

$$W = p \Delta V$$



$$m_{O_2} = 96 \text{ g}$$

$$p_i = 150 \text{ kPa}$$

$$T_i = 290 \text{ K}$$

$$p_i V_i = \downarrow n R T_i$$

$$n = \frac{\text{Masse (g)}}{\text{Masse Molek\ddot{o}le (g/mol)}}$$

$$\text{Masse Molek\ddot{o}le } O_2 = 32 \text{ g / mol}$$

$$n = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{96}{32} \text{ mol} = 3 \text{ mol}$$

$$V_i = \frac{n R T_i}{p_i} = 4,82 \times 10^{-2} \text{ m}^3$$



$$W = 4.20 \text{ kJ}$$

espansione isobare

$$p_f = p_i$$

$$\underline{W = p \Delta V = p_i (V_f - V_i)} \Rightarrow (V_f - V_i) = \frac{W}{p_i} = 4,80 \times 10^{-2} \mu^3$$

$$V_f = \frac{W}{p_i} + V_i = 9,62 \times 10^{-2} \mu^3 \approx 2V_i$$



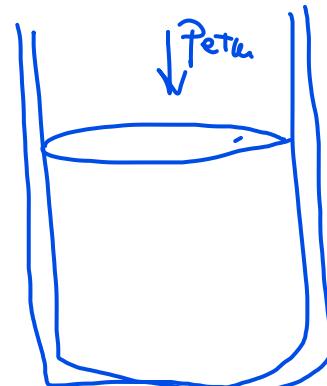
# Termodinamica

Un recipiente isolato termicamente e di capacità termica trascurabile è costituito da un cilindro verticale di diametro interno  $d = 25\text{cm}$ , e da un pistone a tenuta di massa trascurabile libero di scorrere verticalmente. All'interno del recipiente è contenuta una massa  $m=30\text{g}$  di acqua alla temperatura iniziale  $T_i = 0.0^\circ\text{C}$ .

Sapendo che la massa di una mole d'acqua è pari a  $18\text{g}$ , si determini lo spostamento  $h$  del pistone quando all'acqua viene ceduta una quantità di calore  $\underline{Q=5760 \text{ cal}}$ .

$$Q_{0 \rightarrow 100} = m c_a (T_f - T_i) = 3000 \text{ cal}$$

$100^\circ\text{C}$





$$\lambda_e = 2257 \text{ kJ/kg}$$

$$Q_R = Q_{TOT} - Q_{0 \rightarrow 100} = (5760 - 3000) \text{ cal} = \underbrace{2760 \text{ cal}}$$

$$T_f = 100^\circ\text{C}$$

$$Q_R = \Delta m \lambda_e \Rightarrow \Delta m = \frac{Q_R}{\lambda_e} = 5,1 \text{ g}$$

Masse di vapore = gas perfetto esercita una pressione  $\geq$  e quelle esterne  $p_0 = p_{atm}$

$$p_0 V_f = n R T_f$$

$$V_f = \frac{\pi d^2}{4} h = \frac{n R T_f}{p_0} \Rightarrow h = \frac{4n R T_f}{\pi d^2 p_0} = 17,6 \text{ cm}$$



