



# 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

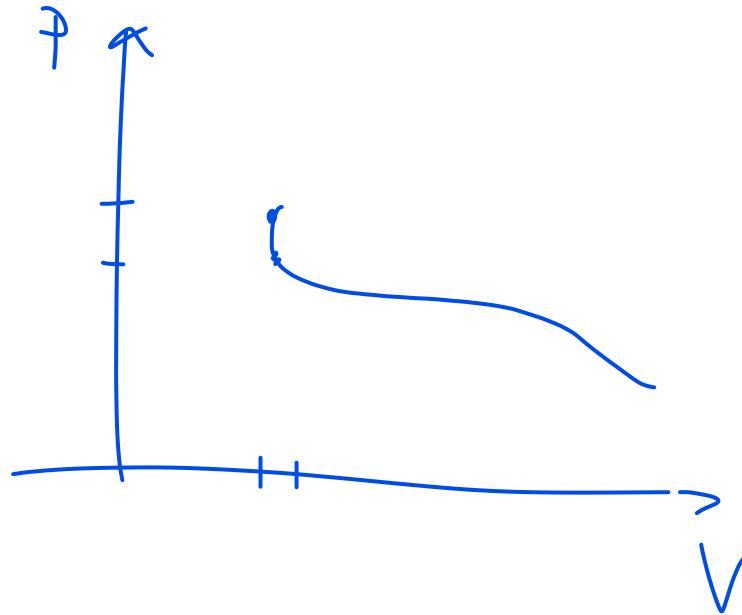


# Argomenti di oggi:

- 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



# Trasformazioni termodinamiche

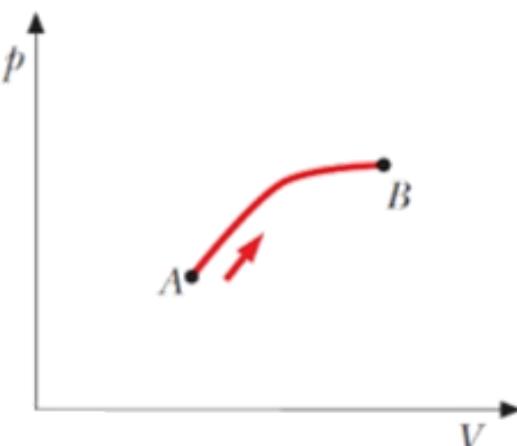




# Trasformazioni termodinamiche

Le trasformazioni sono processi in cui il sistema passa da uno stato di equilibrio iniziale (A) ad uno finale (B), durante i quali cambiano una o tutte le variabili termodinamiche del sistema

## Piano di Clapeyron

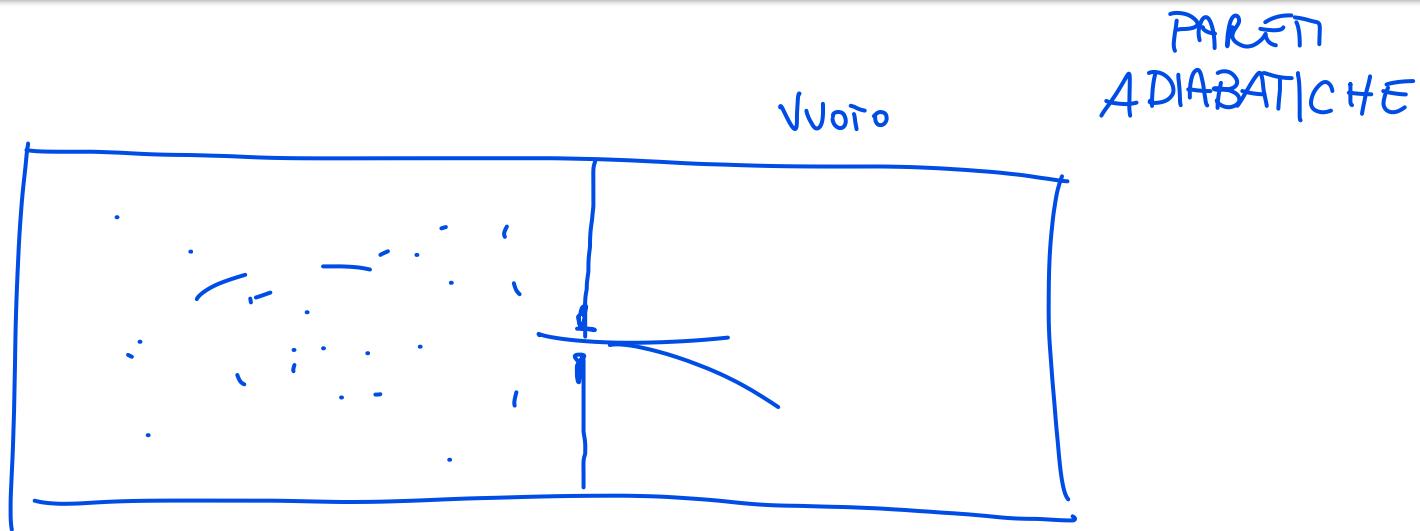


Lo stato di un sistema è determinato dalle variabili di stato, che sono legate dalle **equazioni di stato**. Ad es, se scegliamo  $p$  e  $V$  come variabili indipendenti,  $T(p,V)$  è automaticamente determinata.

Possiamo rappresentare la trasformazione dallo stato A allo stato B in un piano cartesiano detto **piano di Clapeyron**, in cui grafichiamo la pressione in funzione del volume di un sistema, ad esempio un gas ideale.

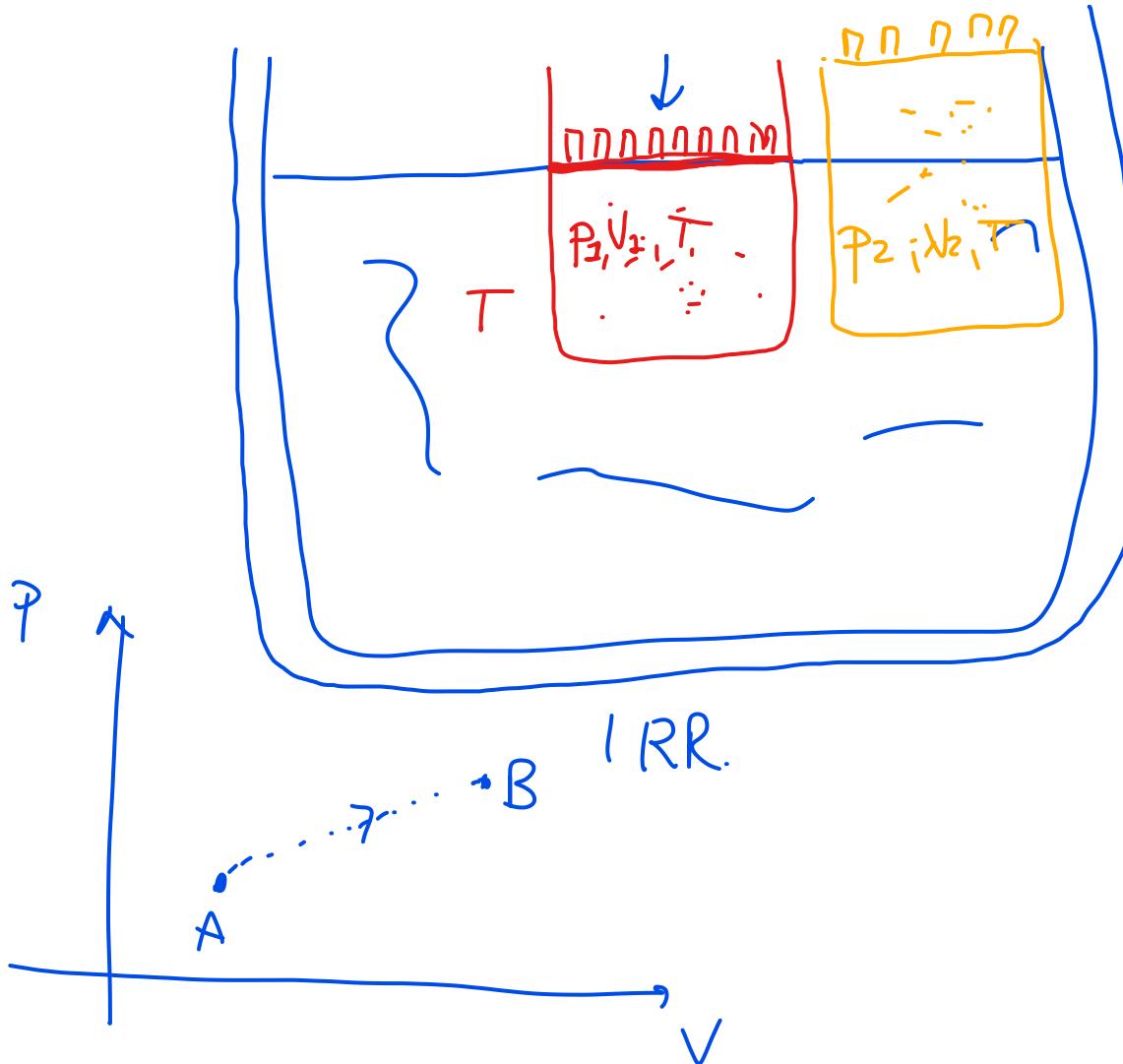


# Trasformazioni reversibili e irreversibili

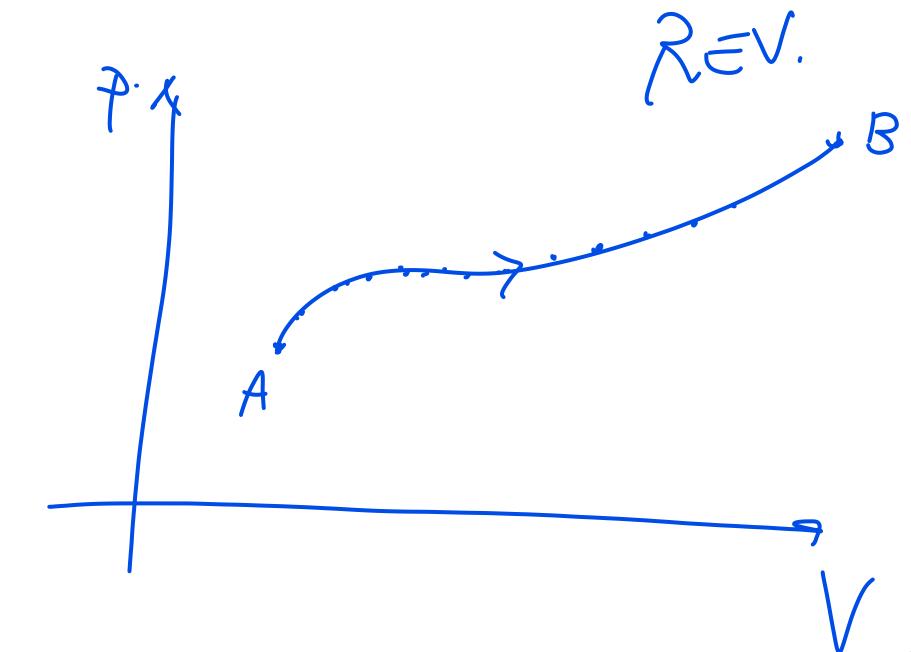




# Trasformazioni reversibili e irreversibili



$$P = \frac{F}{S} = \frac{Nug}{S}$$
$$F = Nug$$



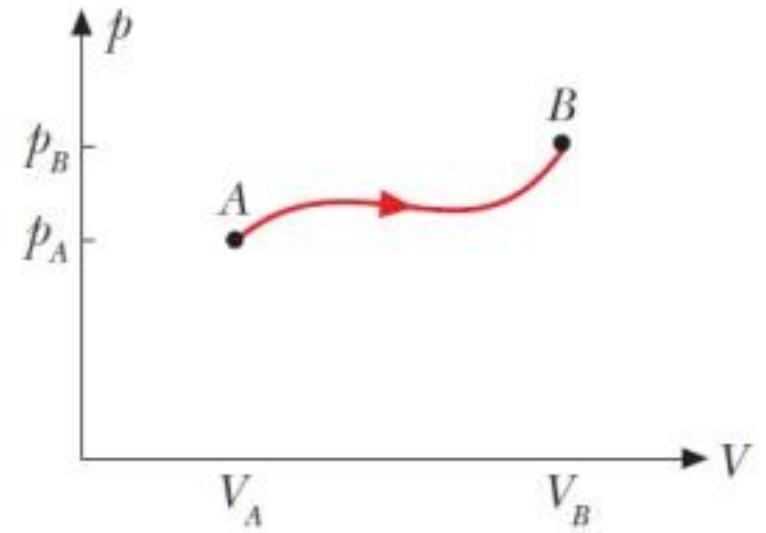


# Trasformazioni reversibili e irreversibili

- Una trasformazione si dice **reversibile** se è di tipo quasi-statico e non intervengono forze dissipative

In questo caso è possibile rappresentare tutti gli stati intermedi nel piano di Clapeyron con una linea continua, perché sono tutti stati di equilibrio e le variabili termodinamiche sono ben definite.

Una trasformazione reversibile può essere arrestata in un qualsiasi stadio intermedio e, invertendo le condizioni, è possibile tornare allo stato di partenza lungo lo stesso percorso

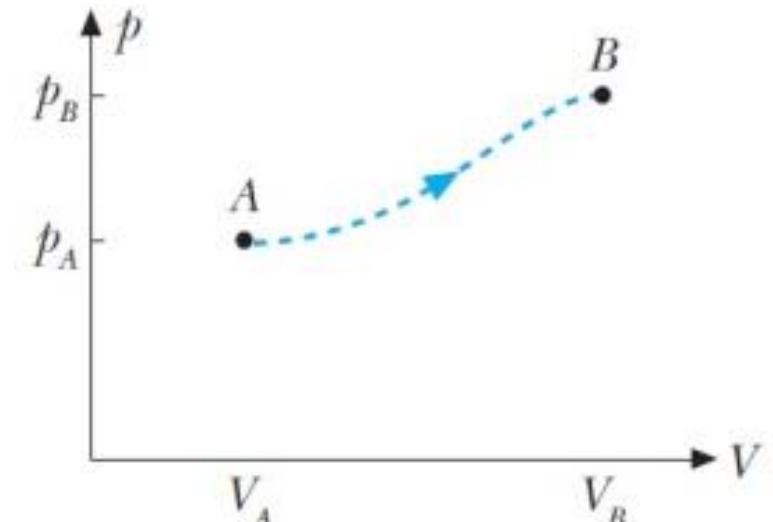




# Trasformazioni reversibili e irreversibili

- Una trasformazione si dice **non reversibile** se non è di tipo quasi-statico o intervengono forze dissipative, o si verificano entrambe le condizioni

In questo caso è non possibile rappresentare tutti gli stati intermedi nel piano di Clapeyron, ma conosciamo solo lo stato iniziale e quello finale, mentre gli stati intermedi vengono rappresentati simbolicamente con una linea tratteggiata



Non è possibile tornare allo stato di partenza lungo lo stesso percorso

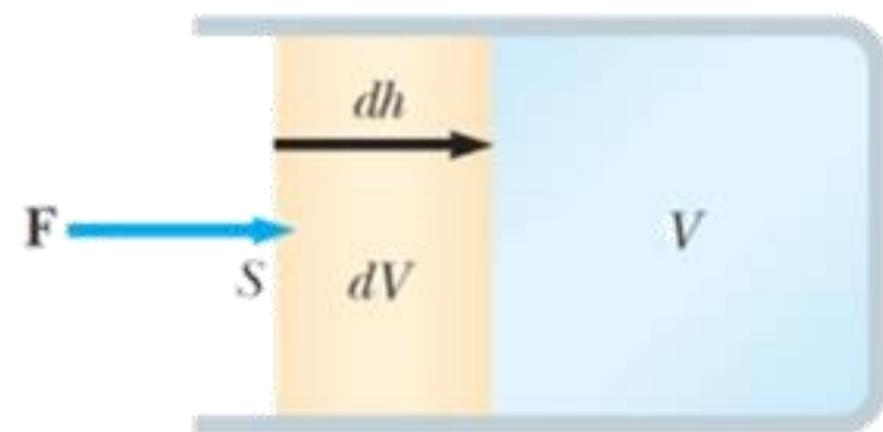




# Lavoro termodinamico

Lavoro infinitesimo svolto dalle forze di pressione  $F=pS$  che producono lo spostamento infinitesimo  $dh$ :

$$dW = F dh = p S dh = p dV$$



Quindi il lavoro è dato da:

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

$$dW = F dh = pdV$$



# Lavoro termodinamico

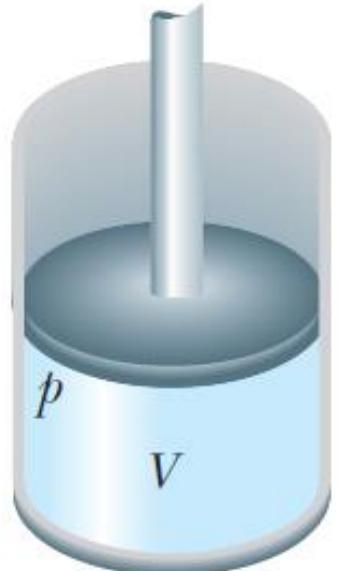


# Lavoro termodinamico

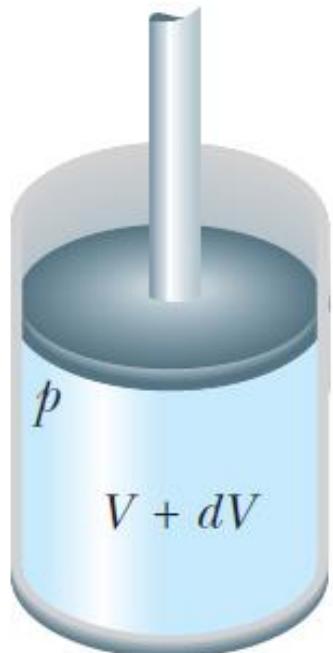


# Lavoro termodinamico

(a)



(b)



$$dW = pdV$$

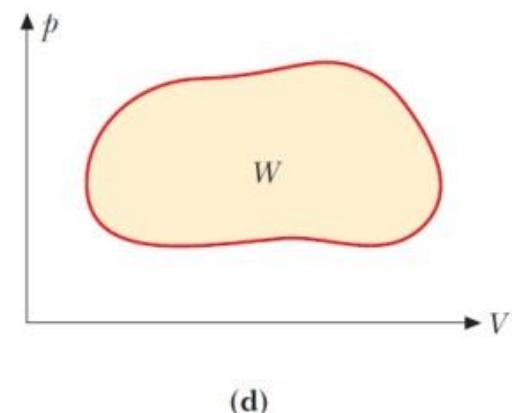
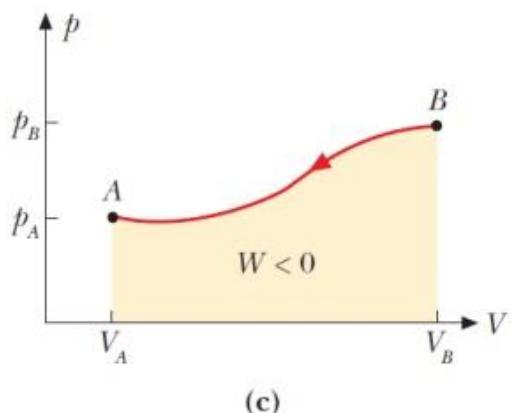
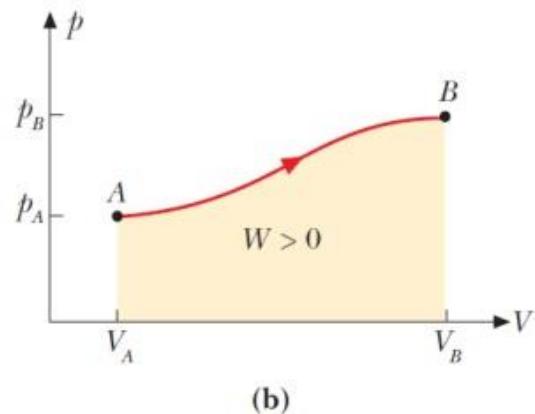
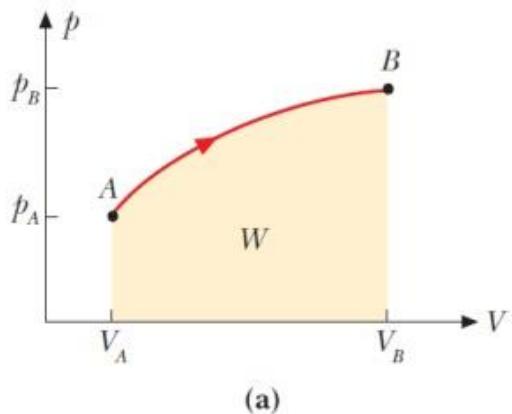
$$W = \int_{V_1}^{V_2} p(V) dV$$

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  $p(V)$ .



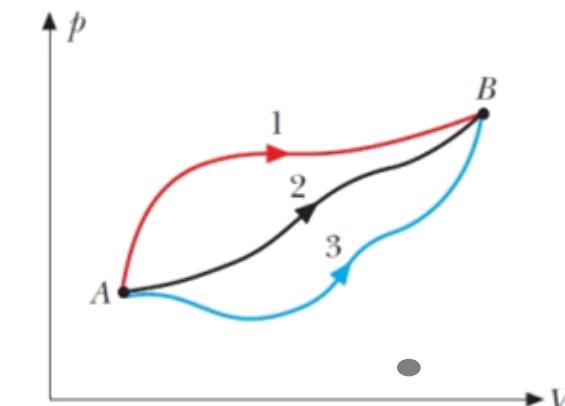
# Lavoro termodinamico



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

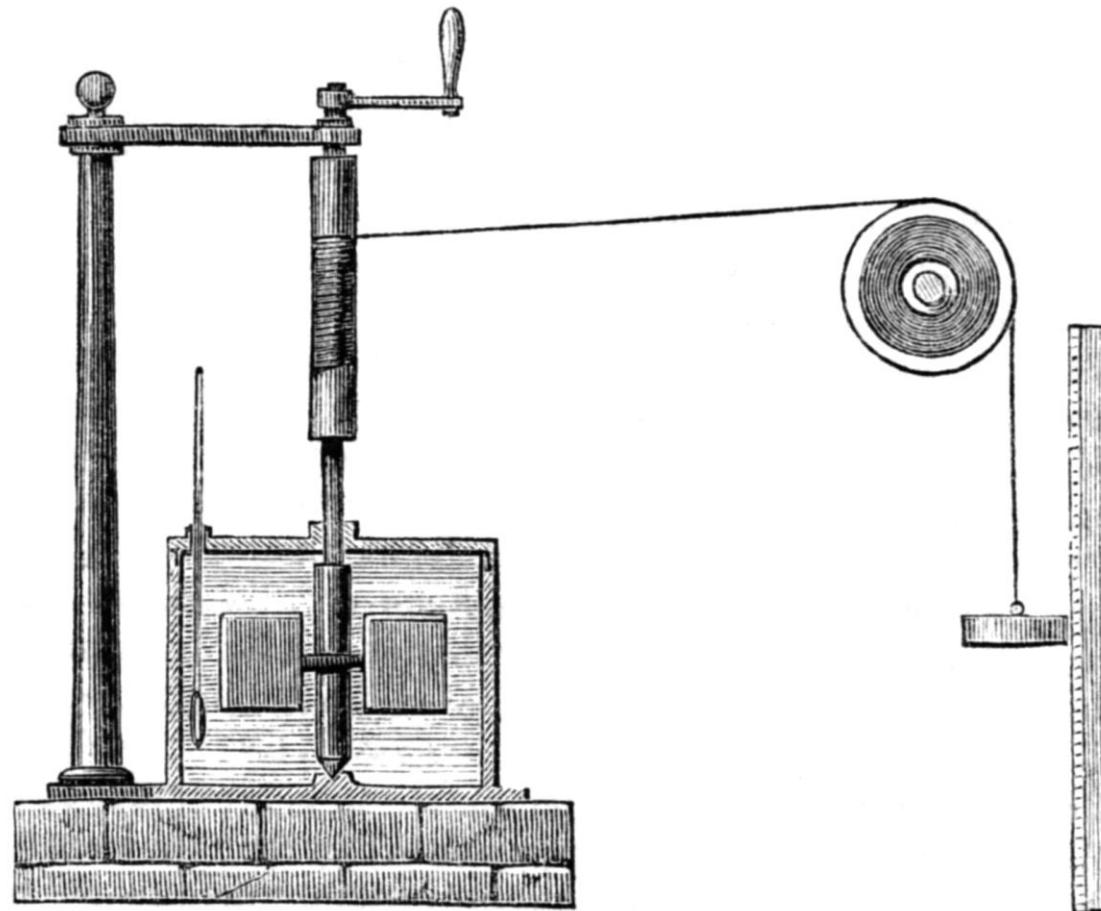
- $W > 0$  se  $V_B > V_A$  o se la curva chiusa è percorsa in senso orario
- $W < 0$  se  $V_B < V_A$  o se la curva chiusa è percorsa in senso antiorario

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



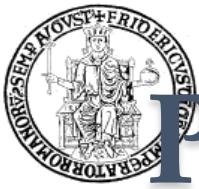


# Primo principio della termodinamica



$$W = -\Delta U$$

$$Q = \Delta U$$



# Primo principio della termodinamica

---

Quanti schiaffi servono per cucinare un pollo?

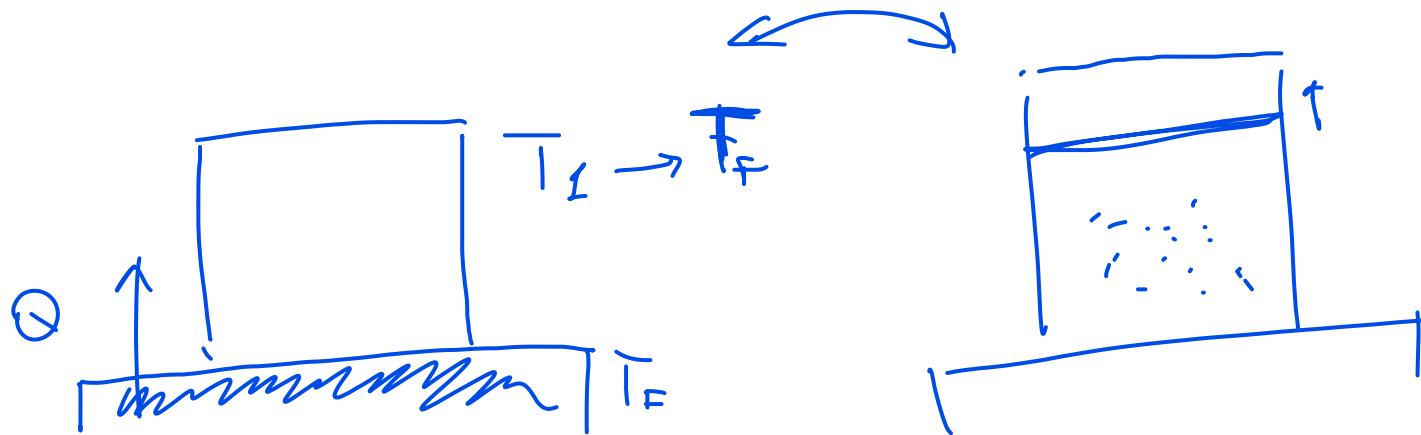
<https://www.youtube.com/watch?v=Su2COyZATc4>

... e perché?



# Primo principio della termodinamica

Esperimento di Joule





# Primo principio della termodinamica

Esperimento di Joule

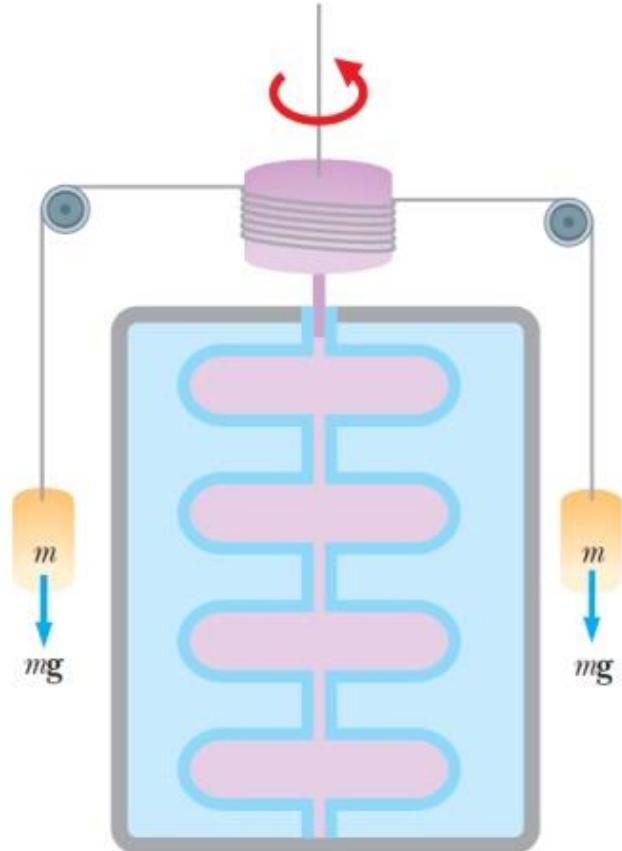
<https://www.youtube.com/watch?v=opANpszgEK8>



# 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:

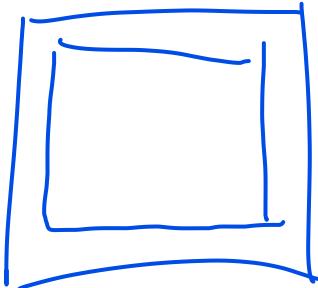
$$W_{ad} = -\Delta U = U_{in} - U_{fin}$$

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



- esperimenti adiabatici
- e partite di messe d'acqua

①

$$W \propto T_{\text{fin}} - T_{\text{in}}$$

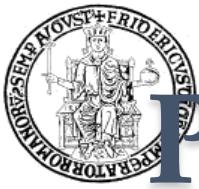
$$W_{AD} = -\Delta U = U_{\text{in}} - U_{\text{fin}}$$

②  $Q = \Delta U \Rightarrow Q = -W_{AD}$

- $Q > 0 \Rightarrow$  assorbito dal sistema
- $Q < 0 \Rightarrow$  ceduto dal sistema

$$Q - W = \Delta U$$

La differenza  $Q - W$  non dipende dalle trasformazioni



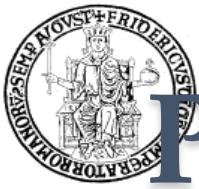
# Primo principio della termodinamica

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



# Primo principio della termodinamica

In una trasformazione **ciclica** (parte e arriva nello stesso stato) si ha

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

Se in un ciclo  $Q > 0 \rightarrow$  il sistema assorbe calore e fornisce lavoro  $W > 0$

**Macchina termica**

(vediamo più avanti)



---

I gas ideali

...



# Equazione di stato dei gas ideali

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

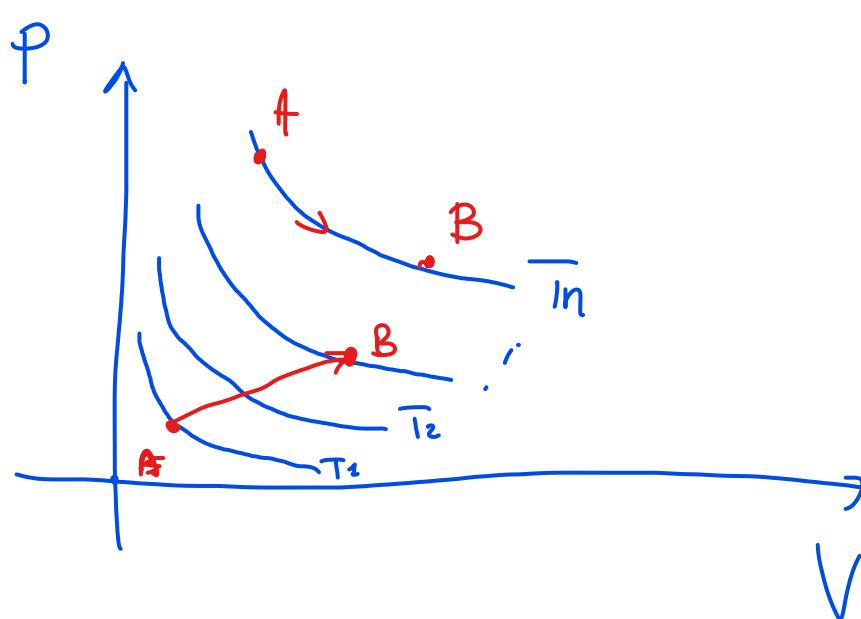
E' descritto dalle variabili termodinamiche:

- 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 isoterma di Boyle

P, T, V

$$PV = \text{cost}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$\bar{T}_1 < \bar{T}_2 < \dots < \bar{T}_n$$



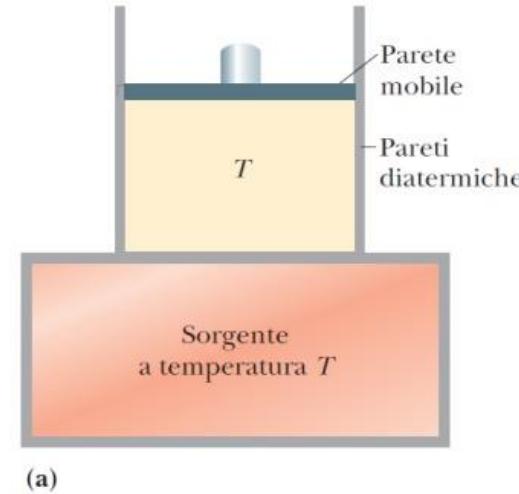
# Equazione di stato dei gas ideali

## Legge isotermica di Boyle

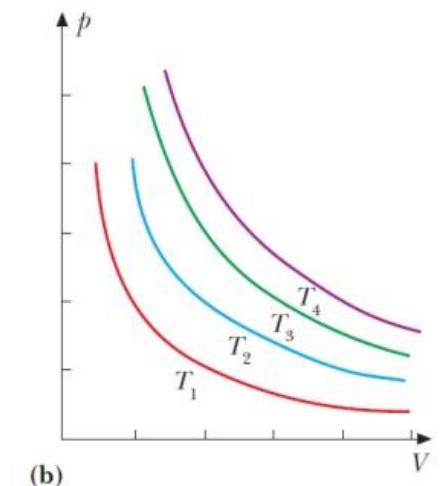
Dato un gas in equilibrio a temperatura costante vale la relazione

$$pV = \text{costante}$$

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



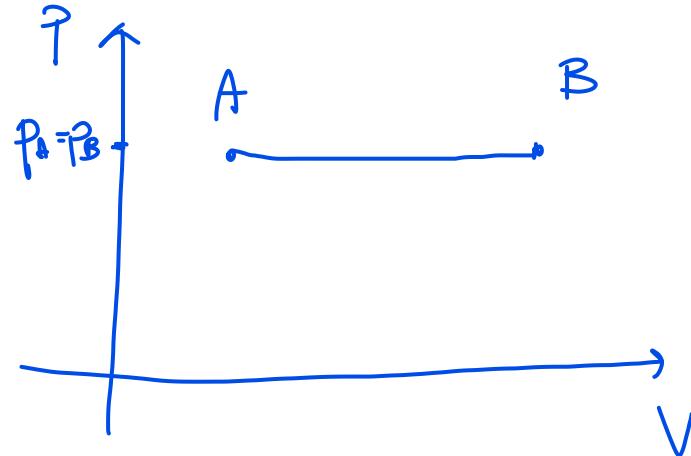
(a)





# Equazione di stato dei gas ideali

## Legge isobara di Volta – Gay Lussac



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

temperature  $^{\circ}\text{C}$   
↓  
coeff. di dilatazione termica  
volume  
del gas e  $t = 0^{\circ}\text{C}$

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

T assoluta (k)



# Equazione di stato dei gas ideali

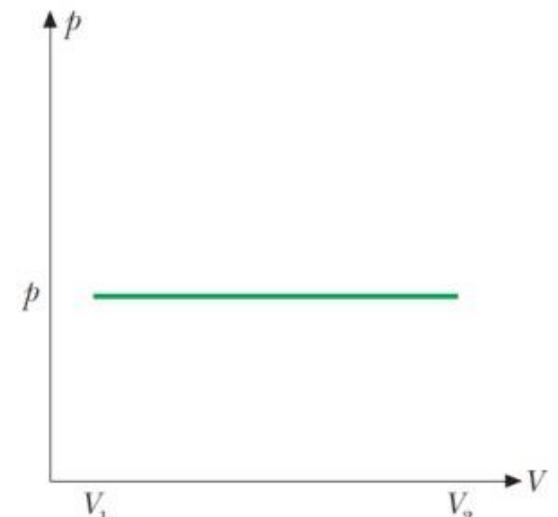
## Legge isobara di Volta – Gay Lussac

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

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

con:

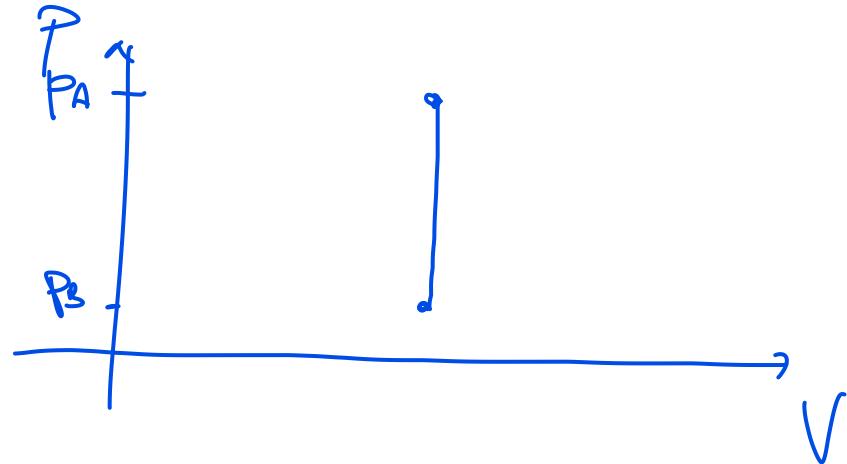
- $V_0$  volume occupato dal gas a temperatura  $t=0$
- $t$  temperatura espressa in  $^{\circ}\text{C}$
- $\alpha$  coefficiente di dilatazione termica





# Equazione di stato dei gas ideali

## Legge isocora di Volta – Gay Lussac



$$P = P_0 (1 + \beta t)$$

$\beta$  c.sff. di espansione del ges

$$P = P_0 \beta \left( \frac{1}{\beta} + t \right) = P_0 \beta T$$

$$\alpha = \beta = \frac{1}{273,15} {}^{\circ}\text{C}^{-1}$$



# Equazione di stato dei gas ideali

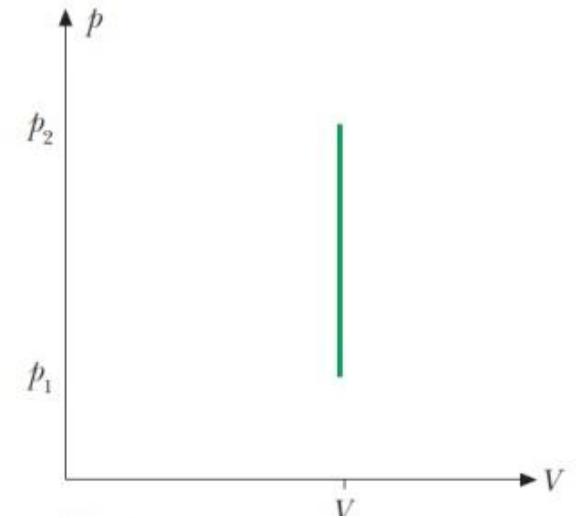
## Legge isocora di Volta – Gay Lussac

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  $T_0 = 273.15K = 0^\circ C$ , il gas ha un **volumen molare**  $V_m = 0.02241 \text{ m}^3 = 22.41 \text{ litri}$



# Equazione di stato del gas ideale

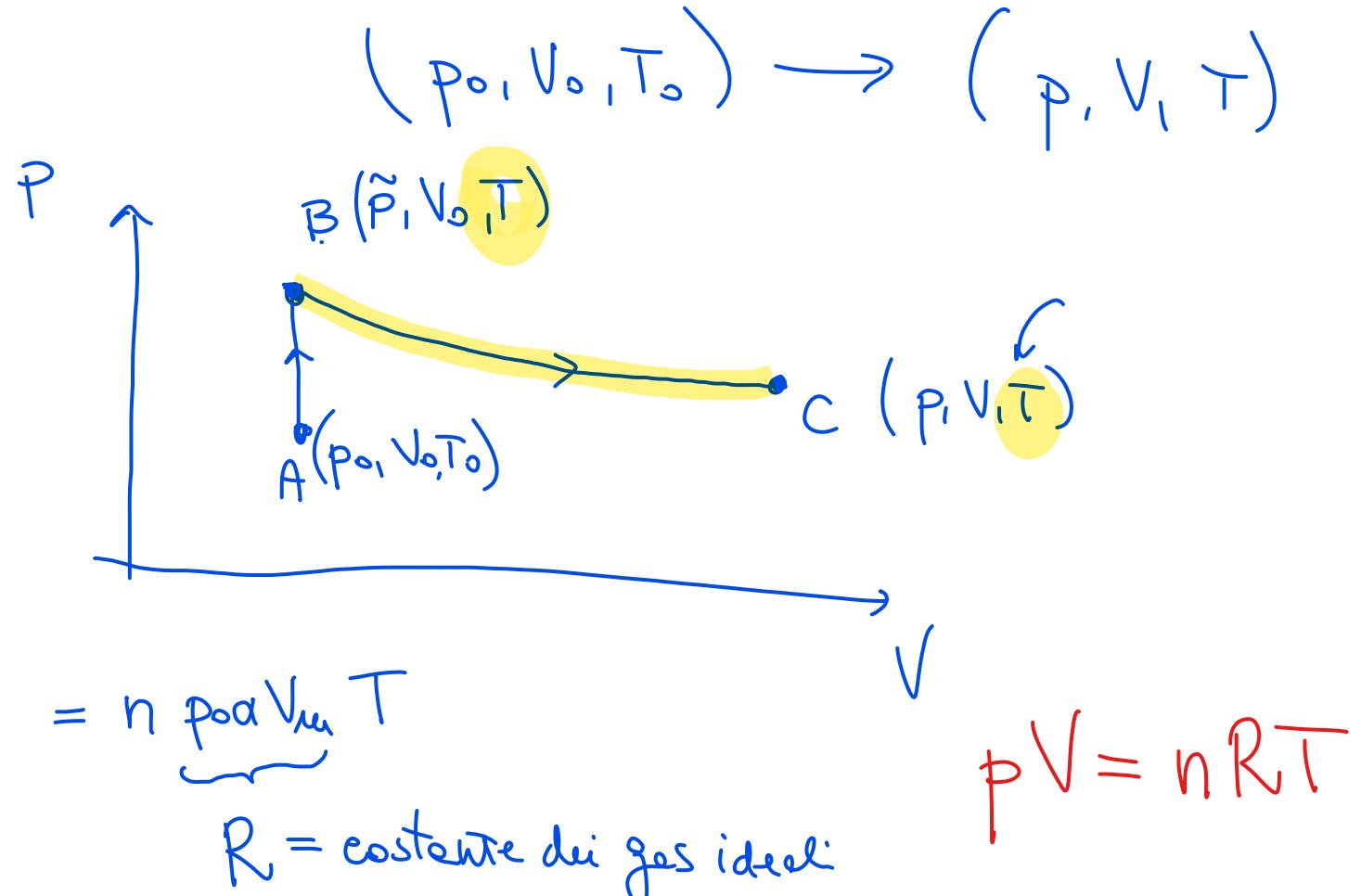
n molli di gas perfetti

- $P_{\text{etm}} = P_0$
- $T = 273,15 \text{ K}$
- $nV_{\text{m}} = V_0$

(SICORA de A  $\rightarrow$  B

$$P_B = P_0 \alpha T$$

$$P_B V_0 = P_0 \alpha T V_0 = P_0 \alpha T n V_{\text{m}} = \underbrace{n P_0 \alpha V_{\text{m}}}_R T$$



$R$  = costante dei gas ideali

$$PV = nRT$$



# Equazione di stato del gas ideale



# Equazione di stato del gas ideale

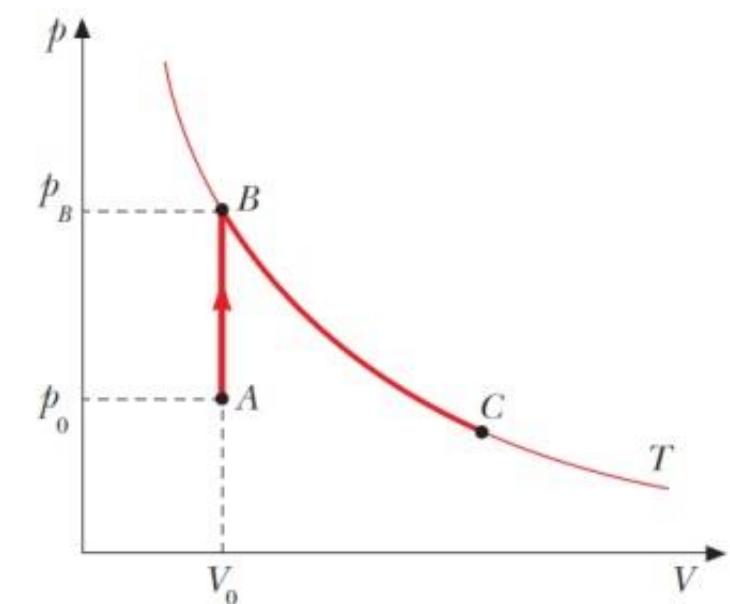
Consideriamo  $n$  moli di gas a pressione atmosferica  $p_0$  e temperatura  $T_0 = 273.15K$  che occupano il volume molare  $V_0 = nV_m$ .

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



# 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

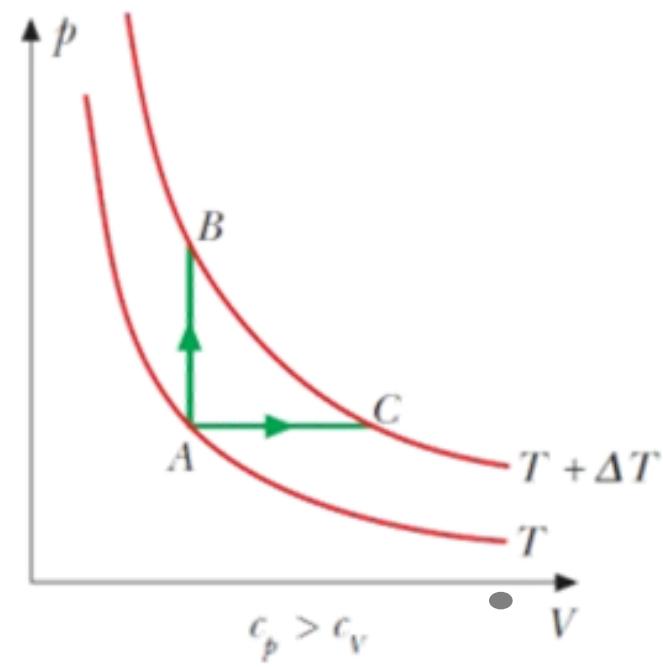
- Isocora ( $\Delta V = 0 \rightarrow W = 0$ )
- Isobara

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

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

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



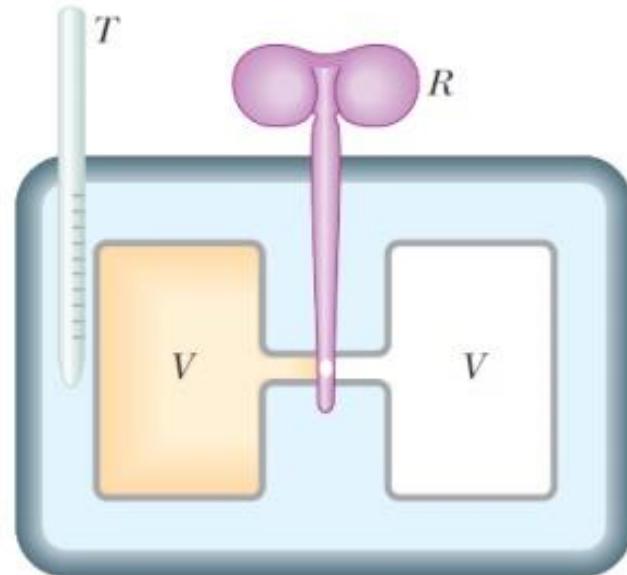
# Energia interna del gas ideale



# 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



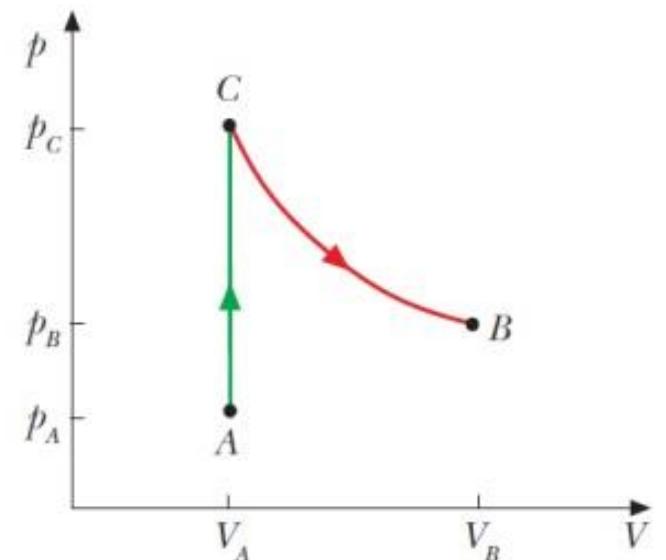
# Energia interna del gas ideale

Variazione di energia interna nella trasformazione isocora + isoterma:

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

Per trasformazioni infinitesime:

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





# Riscrittura del primo principio della termodinamica



# 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:

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

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

$$c_p - c_V = R$$