



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



Organizzazione

- **Sito web:** 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

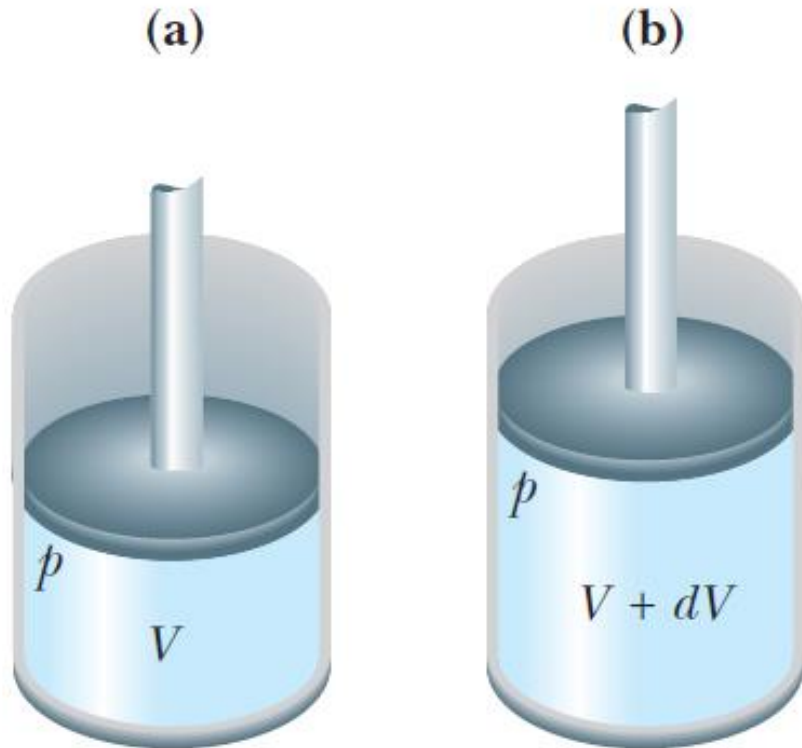


Argomenti di oggi:

- 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



$$dW = p dV$$

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

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

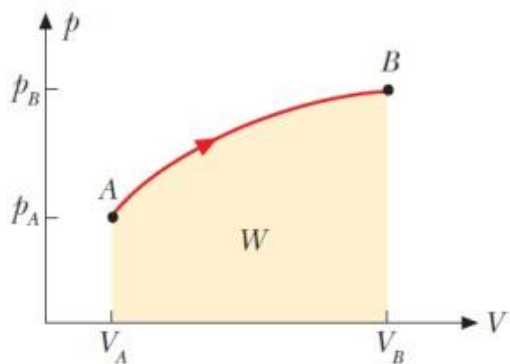
- È nota la pressione esterna ed è costante:

$$W = p_{amb}(V_2 - V_1)$$

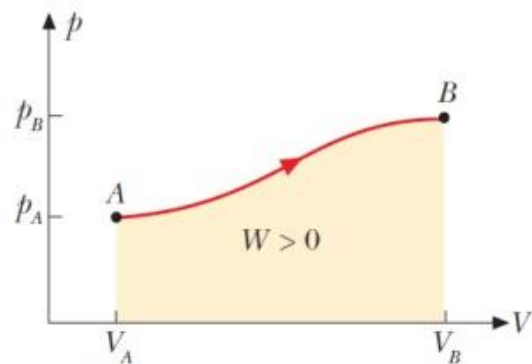
- E' una trasformazione reversibile ed è nota la funzione $p(V)$.



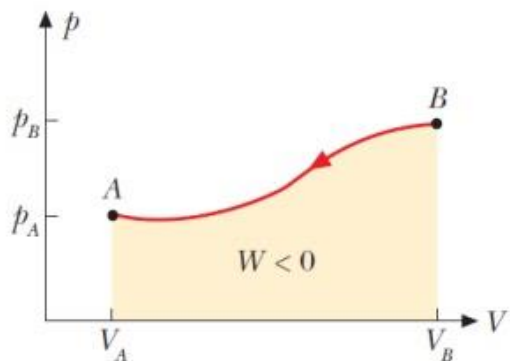
Lavoro termodinamico



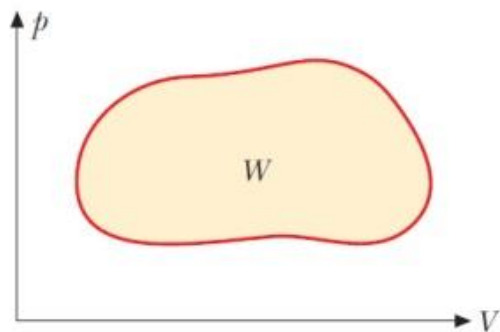
(a)



(b)



(c)

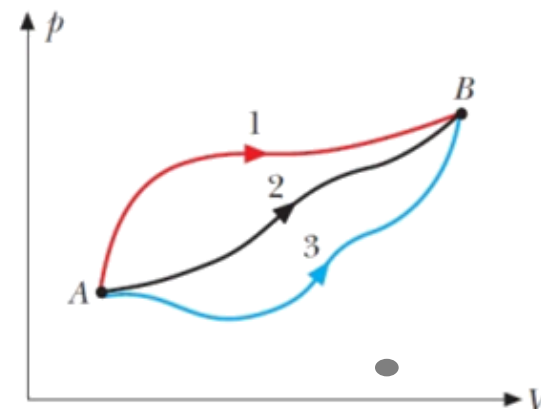


(d)

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

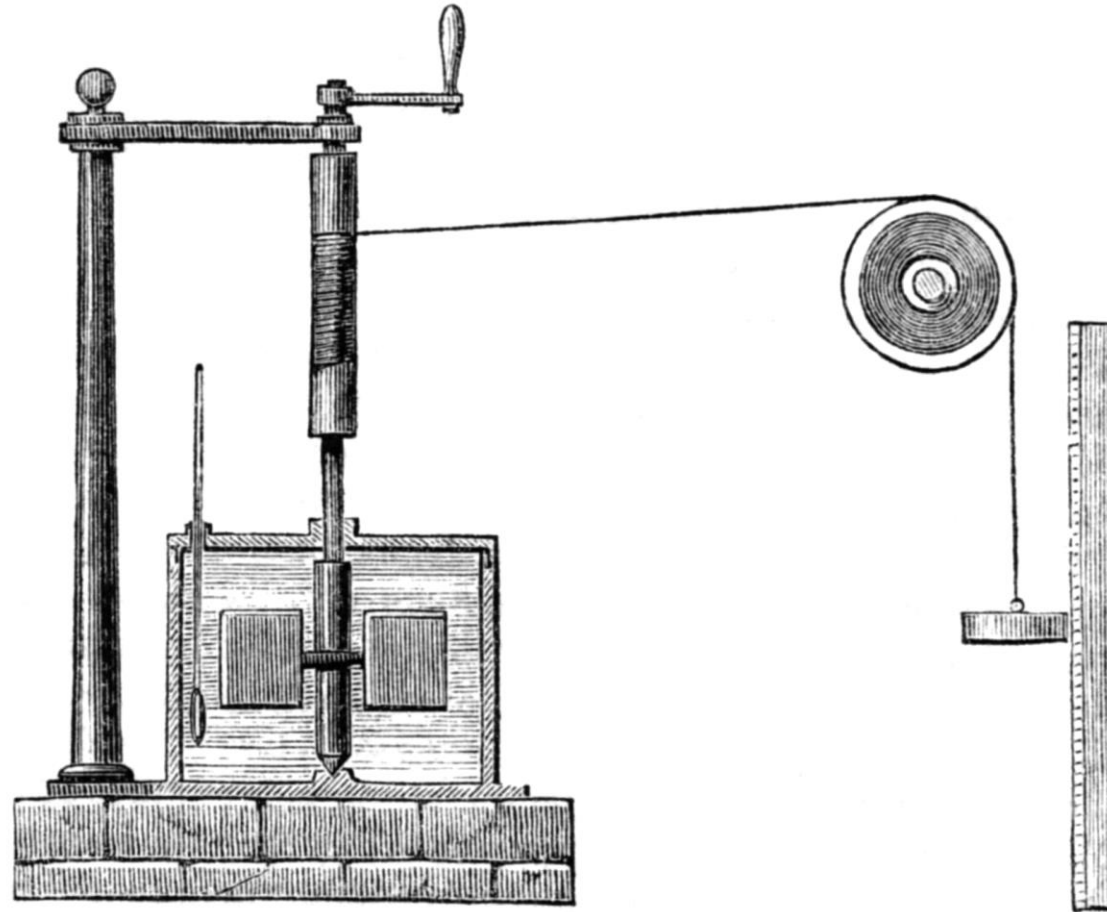
- $W > 0$ se $V_B > V_A$ o se la curva chiusa è percorsa in senso orario
- $W < 0$ se $V_B < V_A$ o se la curva chiusa è percorsa in senso antiorario

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





Primo principio della termodinamica

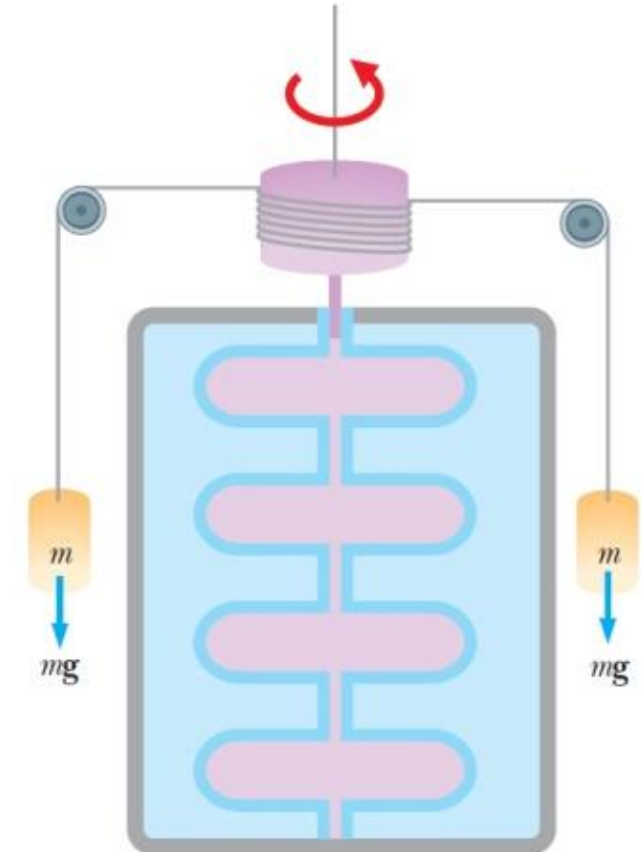




Primo principio della termodinamica

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.



Mazzoldi, Nigro, Voci
Elementi di fisica. Meccanica e Termodinamica. III ed.
EdiSES Edizioni



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



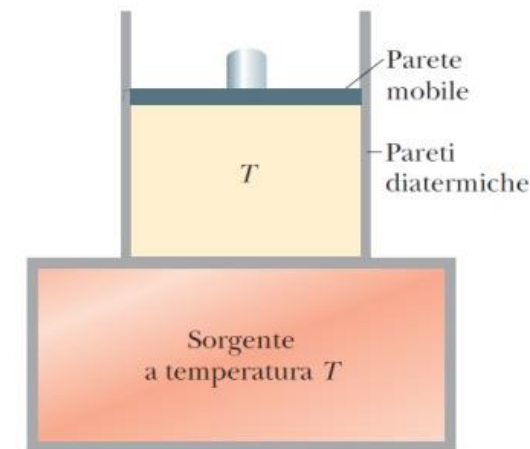
Equazione di stato dei gas ideali

Legge isoterma di Boyle

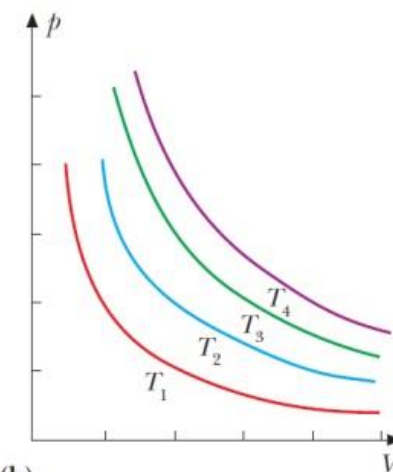
Dato un gas in equilibrio a temperatura costante vale la relazione

$$pV = \text{costante}$$

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



(a)



(b)



Equazione di stato dei gas ideali

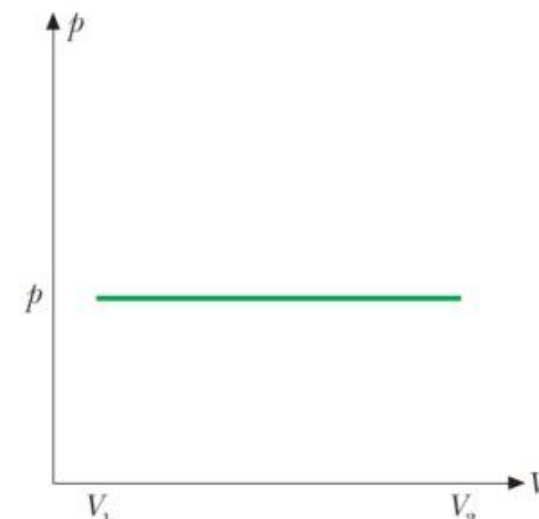
Legge isobara di Volta – Gay Lussac

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 $^{\circ}\text{C}$
- α coefficiente di dilatazione termica





Equazione di stato dei gas ideali

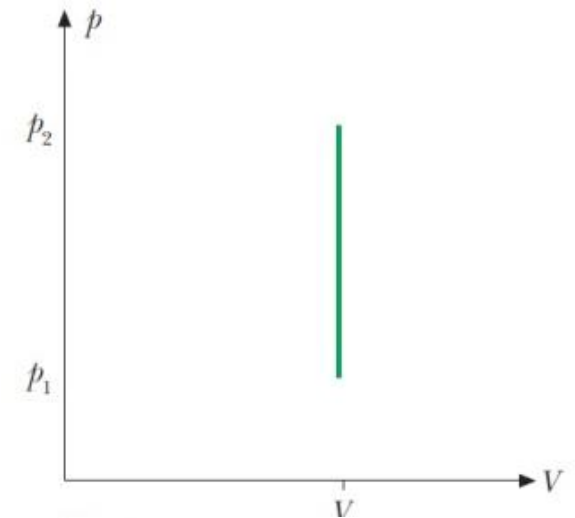
Legge isocora di Volta – Gay Lussac

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 $^{\circ}\text{C}$
- β costante, praticamente indipendente dal tipo di gas.





Equazione di stato dei gas ideali

In caso di gas ideali, le costanti α e β assumono lo stesso valore per tutti i gas:

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



Equazione di stato dei gas ideali

In caso di gas ideali, le costanti α e β assumono lo stesso valore per tutti i gas:

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

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

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

T=Temperatura misurata in Kelvin

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

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



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



Equazione di stato del gas ideale

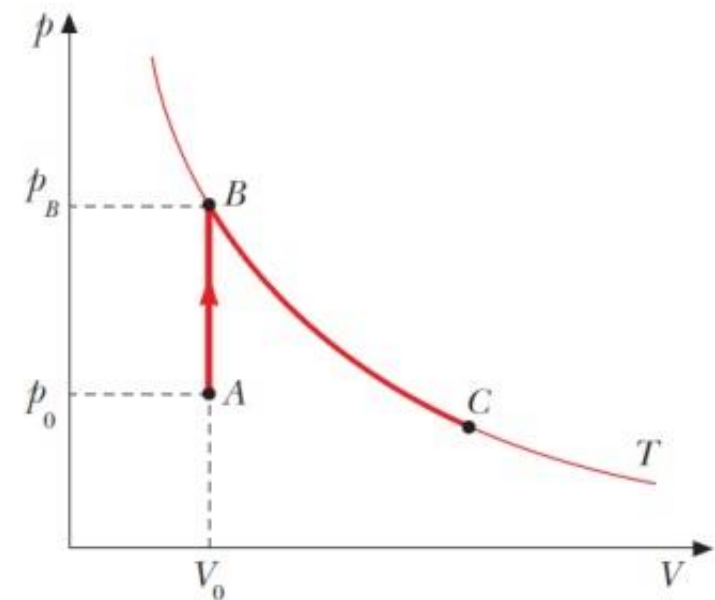
Consideriamo n moli di gas a pressione atmosferica p_0 e temperatura $T_0 = 273.15K$ che occupano il volume molare $V_0 = nV_m$.

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

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

ISOCORA

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

$$Q_V = nC_V \Delta T$$

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

ISOBARA

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

$$Q_P = nC_P \Delta T$$

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



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

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

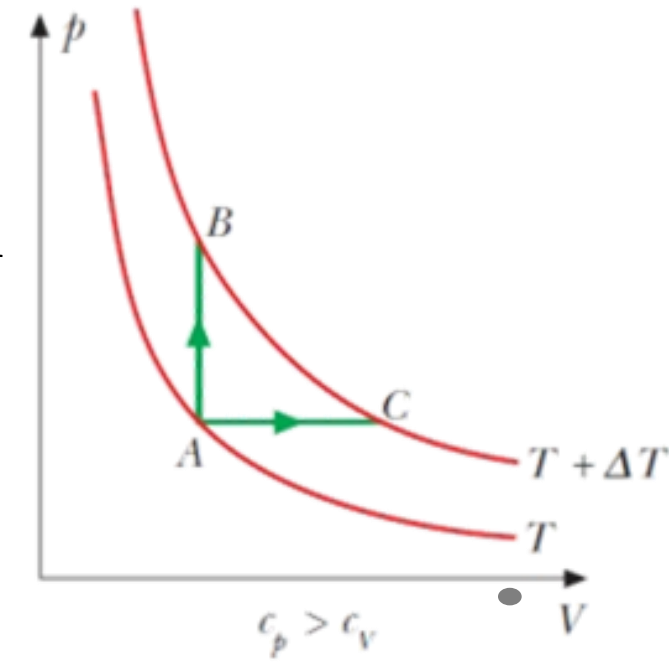
- Isobara

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

$$\Delta U = Q - W$$

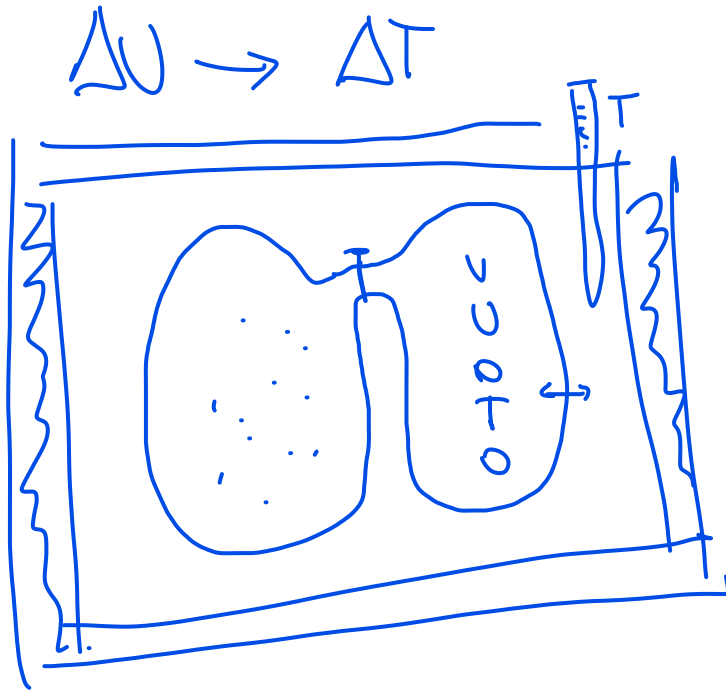
Poiché ΔT è la stessa per entrambe le trasformazioni (passiamo da un'isoterma all'altra) necessariamente abbiamo $c_p > c_V$

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

$$W = 0$$

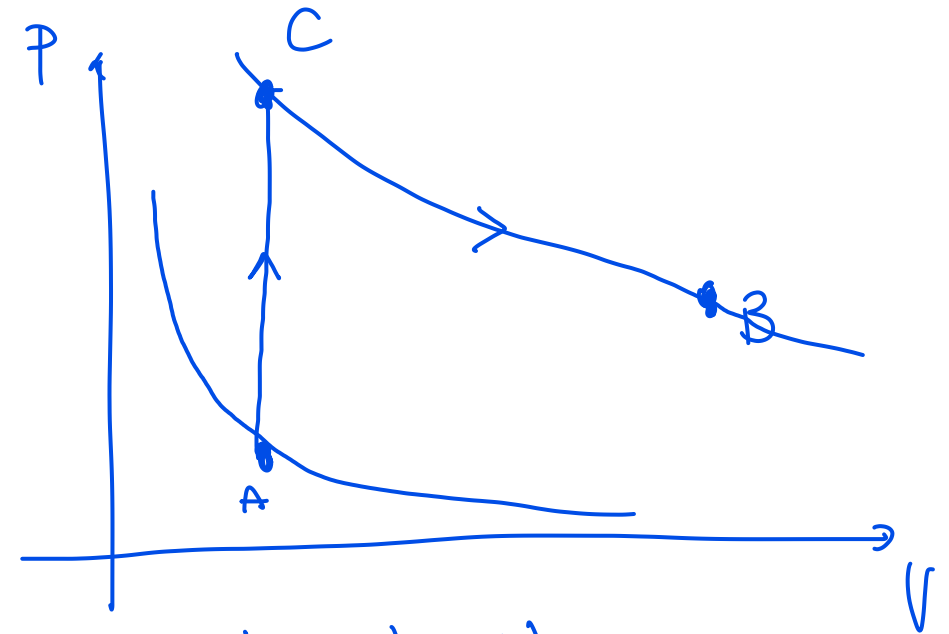
$$Q = 0$$

$$\Delta U = 0$$

$$\Delta T = 0$$

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

isocore $W = 0$



$$\Delta U = U_B - U_A$$

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



Energia interna del gas ideale



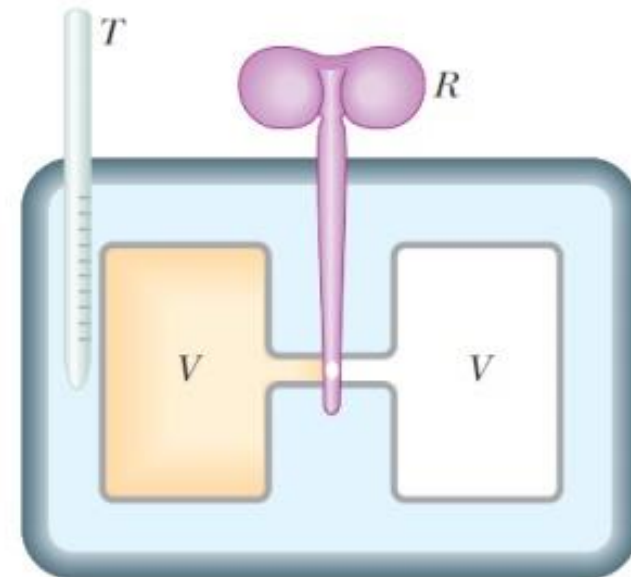
Energia interna del gas ideale

- 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



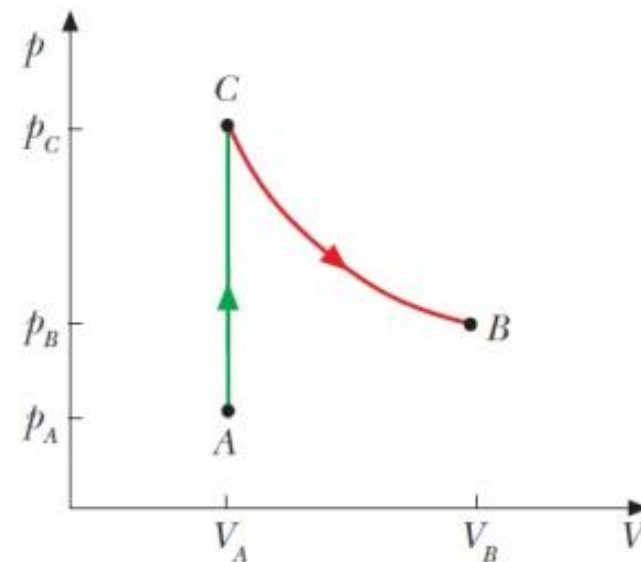
Energia interna del gas ideale

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

$$C_p > C_v$$

$$Q_v = n C_v \Delta T = \Delta U$$

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

$$C_v = \frac{1}{n} \frac{dU}{dT} \Rightarrow dU = n C_v dT$$

$$dU = dQ - dW = n C_v dT$$

$$dQ = n C_v dT + \underset{\substack{\downarrow \\ p dV}}{dW} = \underline{n C_p dT}$$



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:

$$dQ = nc_V dT + p dV = nc_p dT$$

Differenziando l'equazione di stato dei gas ideali abbiamo:

$$p dV = nR dT$$

E sostituendo:

$$dQ = nc_V dT + nR dT = nc_p dT$$

$$C_p > C_v$$

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:

$$\Delta U = nc_V \Delta T$$

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

$$Q_V = nc_V \Delta T$$

$$Q_P = nc_P \Delta T$$

- 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

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

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

$$\left\{ \begin{array}{l} TV^{\gamma-1} = \textit{cost} \\ pV^{\gamma} = \textit{cost} \\ Tp^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} = \textit{cost} \end{array} \right.$$



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 → **ciclo termico, macchina termica**
- Durante il ciclo è assorbito lavoro → **ciclo frigorifero, macchina frigorifera**



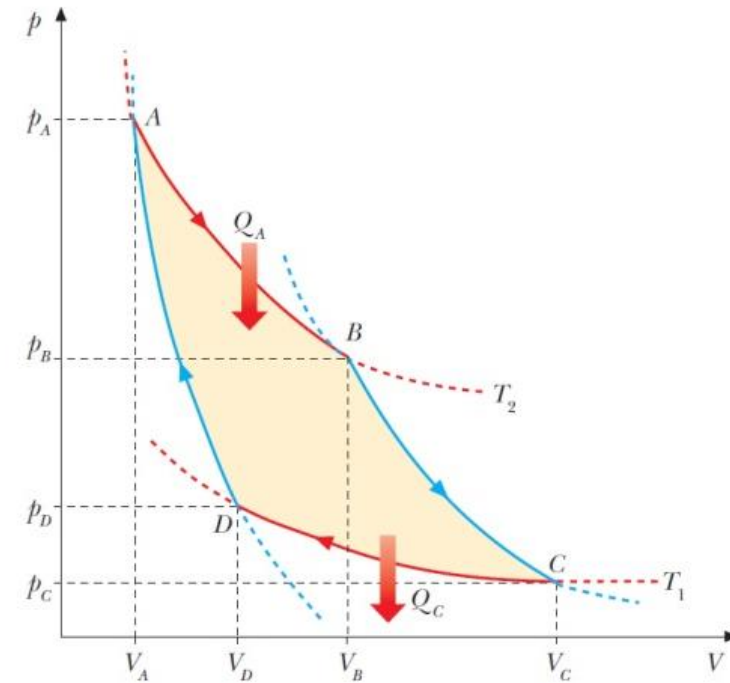
Ciclo di Carnot

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

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

Sommando 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 sotto forma 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_2 inizialmente alla pressione $p_i = 150 \text{ kPa}$ e alla temperatura $T_i = 290 \text{ K}$.

a) Determinare il volume iniziale del gas

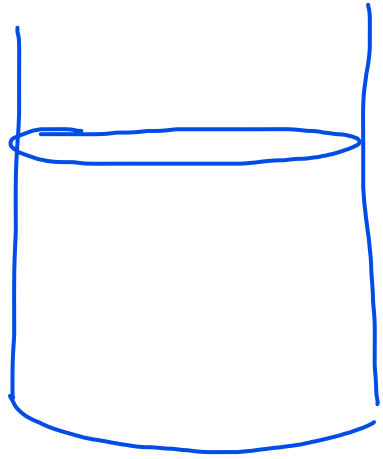
Successivamente, il gas si espande a pressione costante compiendo un lavoro $W = 7.20 \text{ kJ}$.

b) Calcolare il suo volume finale.

Infine la pressione del gas viene aumentata fino a $p_f = 300 \text{ kPa}$ con una trasformazione isocora. $\rightarrow \Delta V = 0 \Rightarrow W = 0$

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

$$W = p \Delta V$$



$$\begin{aligned}m_{O_2} &= 96 \text{ g} \\ p_i &= 150 \text{ kPa} \\ T_i &= 290 \text{ K}\end{aligned}$$

$$p_i V_i = n R T_i$$

$$n = \frac{\text{Masse (g)}}{\text{Masse Molecule (g/mol)}}$$

$$\text{Masse Molecule } O_2 = 32 \text{ g/mol}$$

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

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



$$W = 7.20 \text{ kJ} \quad \text{espansione isobara} \quad p_f = p_i$$

$$\underline{W = p \Delta V = p_i (V_f - V_i)} \Rightarrow (V_f - V_i) = \frac{W}{p_i} = 4.80 \times 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$V_f = \frac{W}{p_i} + V_i = 9.62 \times 10^{-2} \text{ m}^3 \sim 2V_i$$



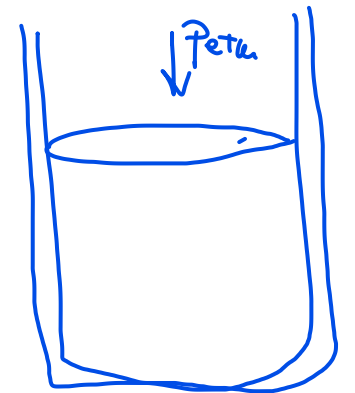
Termodinamica

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 18g , si determini lo spostamento h del pistone quando all'acqua viene ceduta una quantità di calore $Q=5760\text{ cal}$.

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

\swarrow
 100°C





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

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

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

$$Q_R = \Delta m \lambda_e \Rightarrow \Delta m = \frac{Q_R}{\lambda_e} = 5.1 \text{ g}$$

Masse di vapore = gas perfetto esercite una pressione \geq e quella esterna $p_0 = p_{\text{atm}}$

$$p_0 V_f = n R T_f$$

$$V_f = \pi \frac{d^2}{4} h = \frac{n R T_f}{p_0} \Rightarrow h = \frac{4 n R T_f}{\pi d^2 p_0} = 17.6 \text{ cm}$$



