

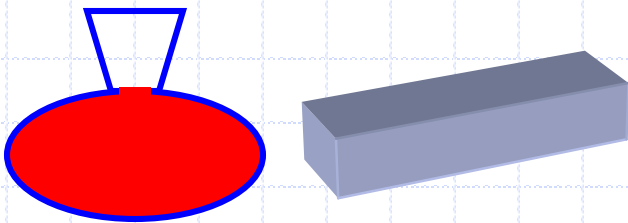
Termometria e calorimetria

Principio zero della termodinamica:

2 corpi, A e B, a temperature differenti ($T_A < T_B$) posti a contatto raggiungono l'equilibrio termico. Se A e B sono in equilibrio termico con un terzo corpo C allora sono in equilibrio termico tra loro.

Termoscopi e termometri:

dispositivi per osservare, definire e misurare la temperatura mediante variazioni di una data grandezza fisica funzione di T



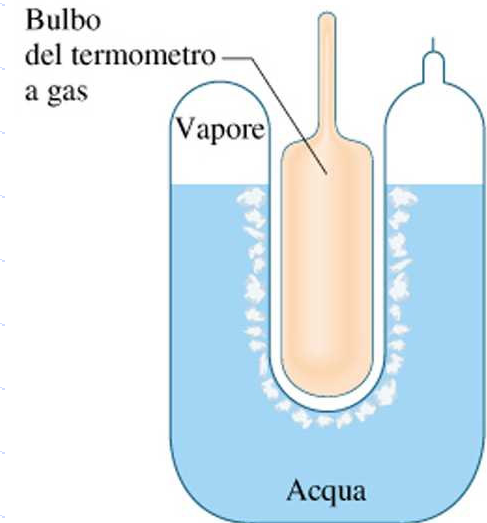
$V=V(T)$ nei liquidi

$L=L(T)$ nei solidi

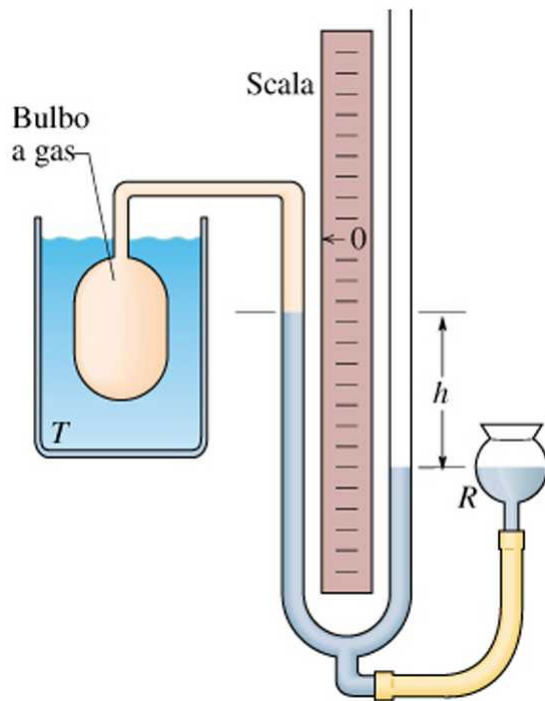
$P=P(T)$ nei gas a $V = \text{cost.}$

$V=V(T)$ nei gas a $P = \text{cost}$

Taratura di un termometro: punto di fusione del ghiaccio (0° C) e punto di ebollizione dell'acqua (100° C) ⇒ scala di temperature Celsius (scala centigrada)



Taratura con il metodo del punto triplo



Termometro a gas a volume costante

$$T \propto p$$

$$T = Ap$$

$$pV = nRT$$

$$A = \text{cost.} = \frac{V}{nR}$$

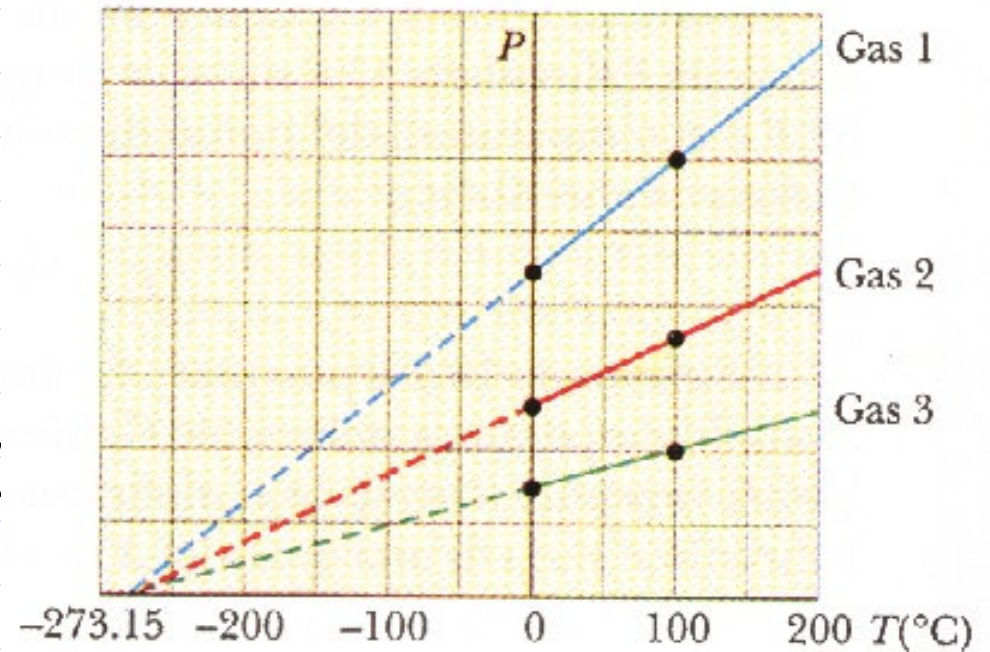
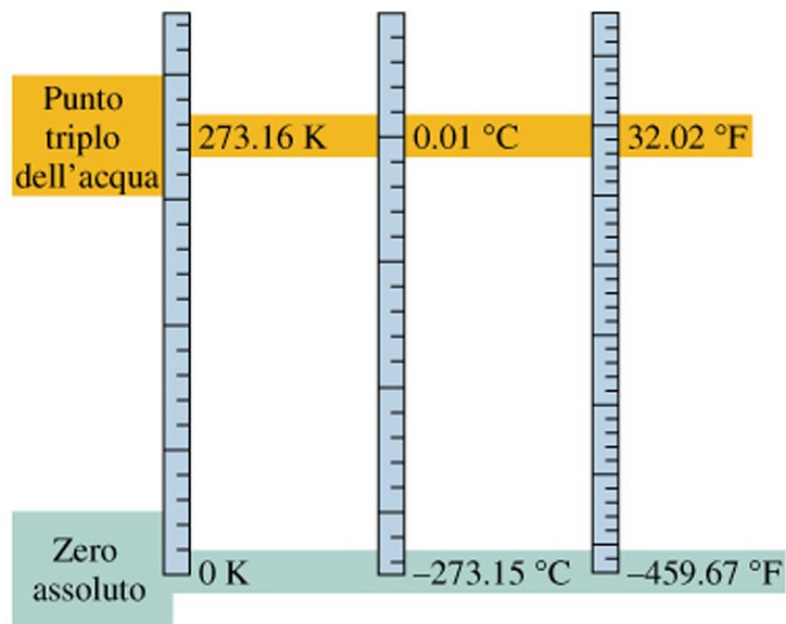
$$p = p_0 + \rho gh$$

scala termodinamica assoluta o scala Kelvin

$$T_C = T - 273.15 \leftarrow (0^\circ\text{C}, 100^\circ\text{C})$$

$$T_F = \frac{9}{5} T_C + 32^\circ\text{F} \leftarrow (32^\circ\text{F}, 212^\circ\text{F})$$

$$\Delta T_F = \frac{9}{5} \Delta T_C$$



Alcuni valori corrispondenti di temperatura

Temperatura	°C	°F
Punto di ebollizione dell'acqua ^a	100	212
Temperatura corporea normale	37.0	98.6
Temperatura ambiente ottimale	20	68
Punto di congelamento dell'acqua ^a	0	32

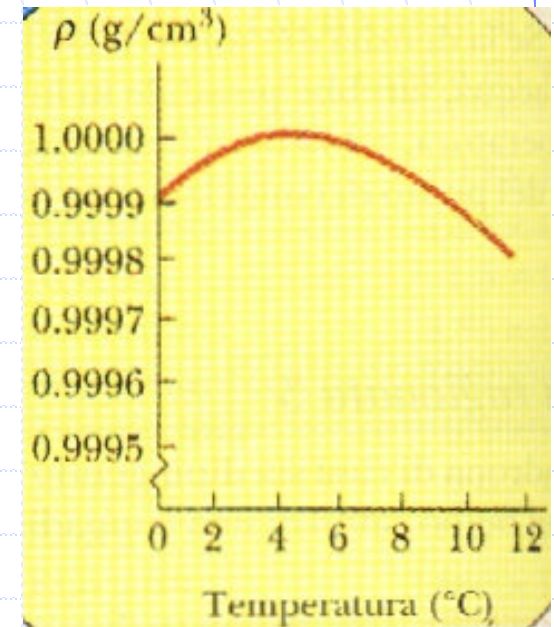
Dilatazione termica di solidi e liquidi

$$\Delta L = \alpha L_0 \Delta T \rightarrow L = L_0 + \alpha L_0 \Delta T = L_0 (1 + \alpha \Delta T)$$

$$\Delta V = \gamma V_0 \Delta T \rightarrow V = V_0 + \gamma V_0 \Delta T = V_0 (1 + \gamma \Delta T)$$

$$\gamma \approx 3\alpha$$

e l'acqua ?



I gas

$$pV = \text{cost.}$$

(T = cost) Legge di Boyle

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

(t °C, p = cost.) I legge di Gay-Lussac

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

(t °C, V = cost.) II legge di Gay-Lussac

$$pV = nRT$$

$$R = 8.3 \text{ J / k} \cdot \text{mole}$$

Capacità termica

$$\Delta Q = C\Delta T = C(T_f - T_i)$$

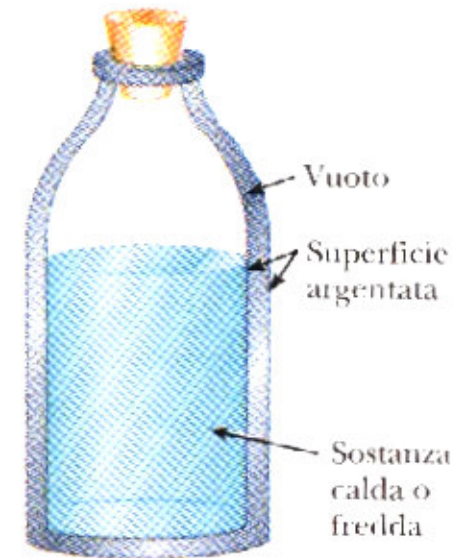
il calore Q è la quantità di energia scambiata per effetto della differenza di temperatura. Unità di misura: Calorie o Joule

caloria: la quantità di calore necessaria per innalzare la temperatura di 1 g di H_2O da 14.5 a 15.5 °C

calore specifico: capacità termica per unità di massa

$$c = \frac{C}{m}$$
$$\Delta Q = cm\Delta T$$
$$c_{H_2O} = 1 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}$$

trasmissione del calore:
conduzione
convezione
irraggiamento

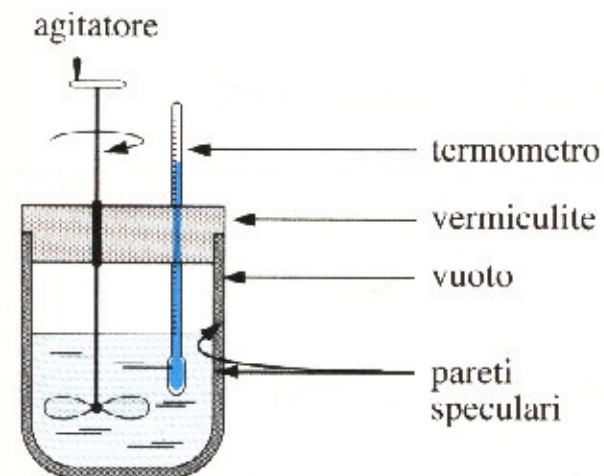


calorimetri: strumenti per misurare quantità di calore scambiate e calori specifici.
Esempio: il calorimetro delle mescolanze

$$Q = c_a m_a (T - T_1)$$

$$Q = c_x m_x (T_2 - T)$$

$$c_x = \frac{m_a (T - T_1)}{m_x (T_2 - T)}$$



Termodinamica

studia il modo in cui il calore e il lavoro vengono scambiati tra un sistema e l'ambiente con cui esso interagisce

sistema - ambiente - stato termodinamico

Sistema termodinamico: è costituito da un grandissimo numero di particelle (ordine di grandezza 10^{23}) di cui interessa il comportamento di insieme

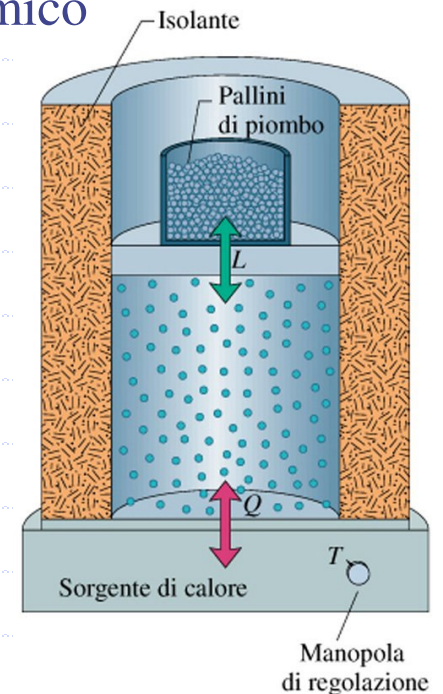
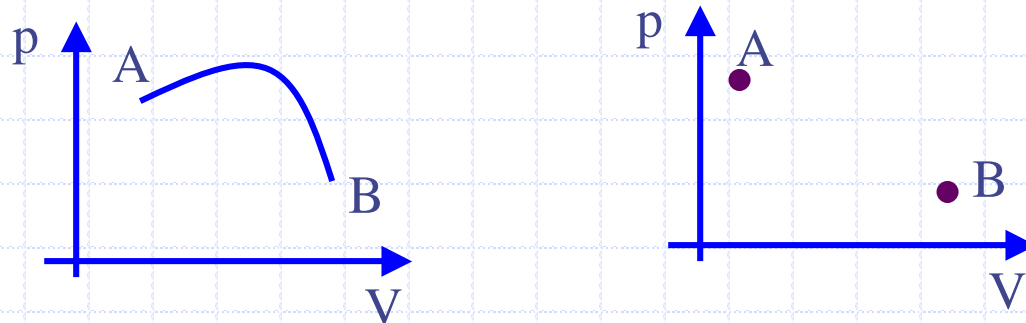
esempio di sistema termodinamico: un gas contenuto all'interno di un palloncino
Sistema termodinamico modello: gas ideale (contenuto in un cilindro munito di pistone privo di attriti)

Variabili termodinamiche: grandezze fisiche che descrivono lo stato del sistema, la sua energia e le trasformazioni del sistema (p, V, T)

Equilibrio termodinamico: le variabili termodinamiche sono costanti

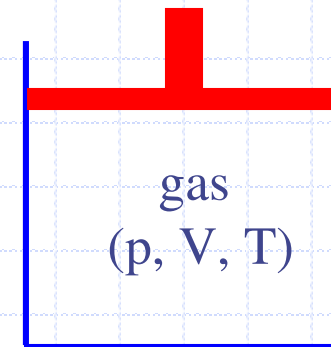
Ogni punto nel piano P-V rappresenta uno stato termodinamico

Trasformazioni ideali quasi-statiche e trasformazioni reali
(rappresentazione nel piano p-V)



le trasformazioni ideali quasi-statiche possono essere **reversibili** o **irreversibili**

Il sistema può scambiare energia con l'ambiente sotto forma di lavoro o calore



il lavoro è positivo ($L > 0$) se compiuto dal sistema sull'ambiente
il calore ($Q > 0$) è positivo se assorbito dal sistema

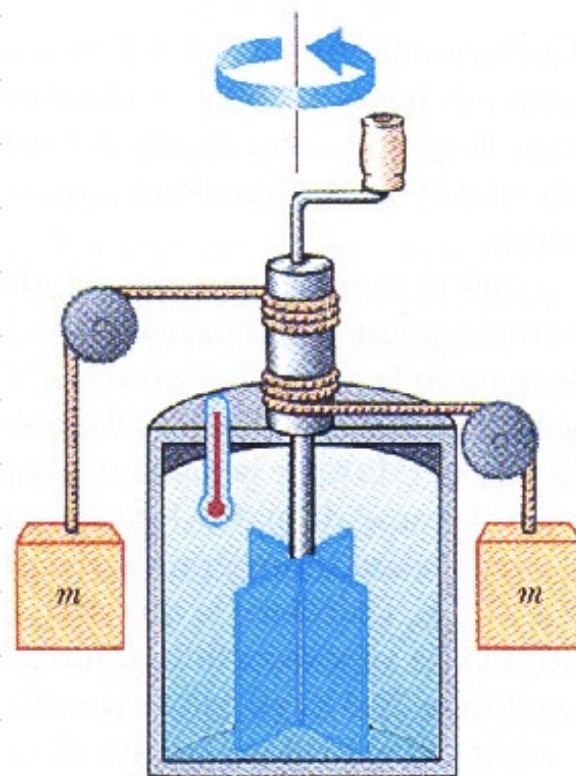
Termostato: sorgente di calore a $T = \text{cost.}$ in grado di fornire una qualunque quantità di calore senza che la sua temperatura vari (capacità termica infinita)

equivalente meccanico del calore

$$L = mgh$$

$$Q = m_a \Delta T$$

$$\frac{L}{Q} = J = 4.186 \frac{\text{Joule}}{\text{cal}}$$



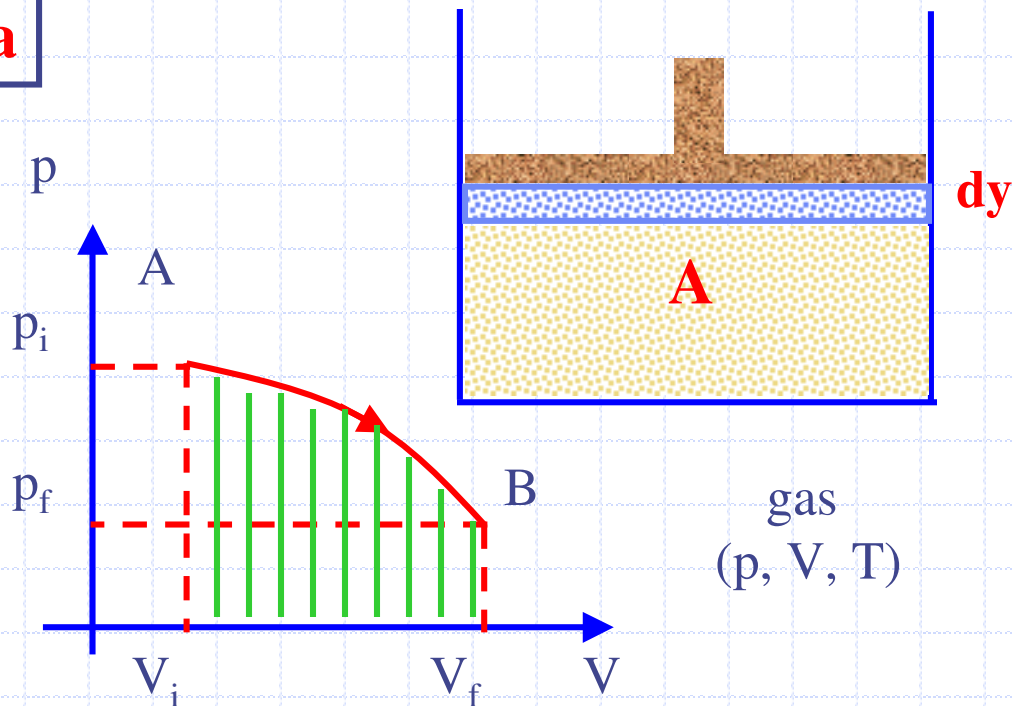
animazione

Lavoro in Termodinamica

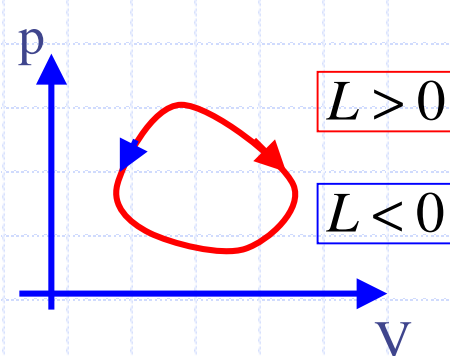
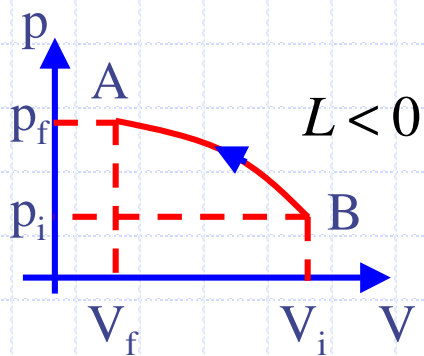
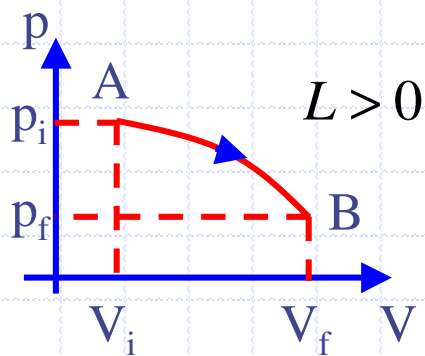
espansione quasi-statica
(gas ideale, cilindro-pistone)

$$dL = Fdy = pAdy = pdV$$

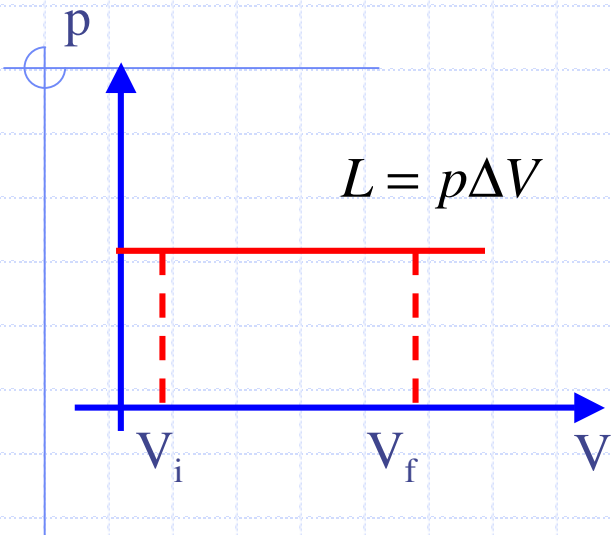
$$L = \int_{V_i}^{V_f} dL = \int_{V_i}^{V_f} pdV$$



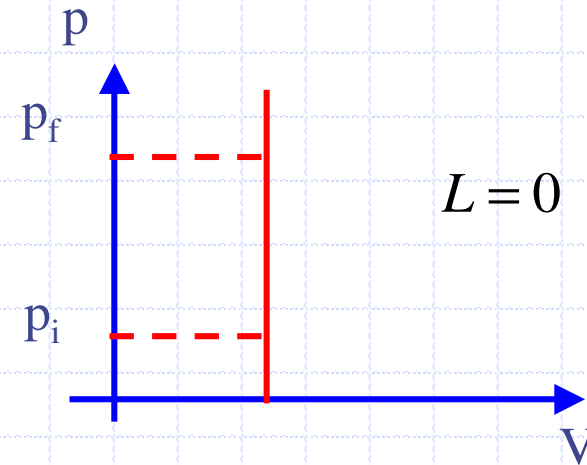
il lavoro è l'area sottesa dalla curva che rappresenta la trasformazione nel piano p-V



trasformazione isobara: $p = \text{cost.}$



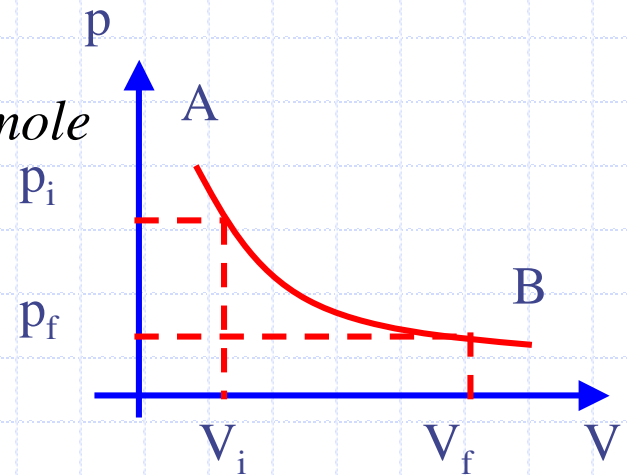
trasformazione isocora: $V = \text{cost.}$



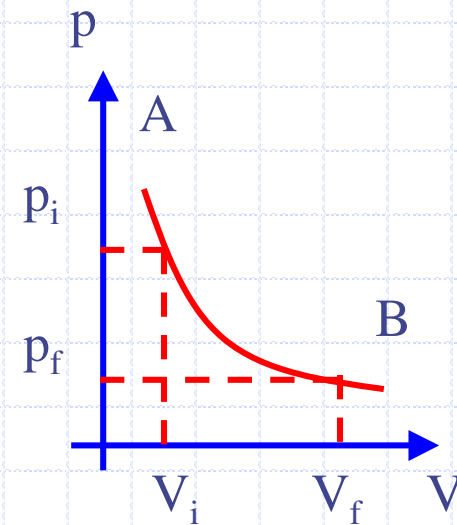
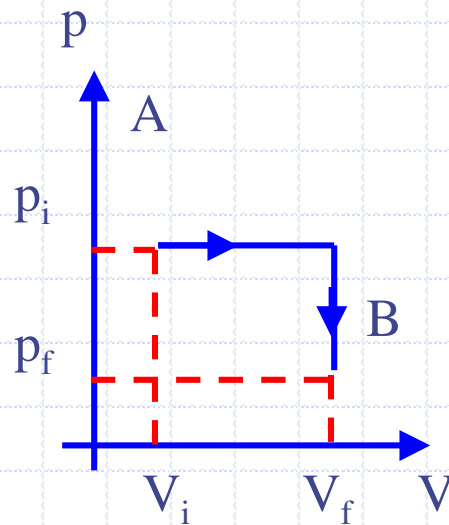
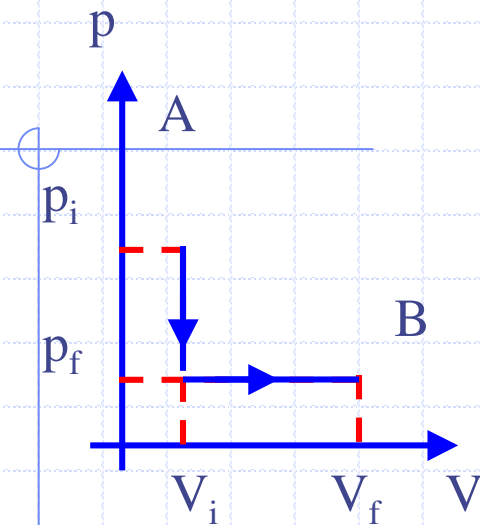
trasformazione isoterma: $T = \text{cost.}$

$$pV = nRT$$
$$R = 8.3 \text{ J / K} \cdot \text{mole}$$

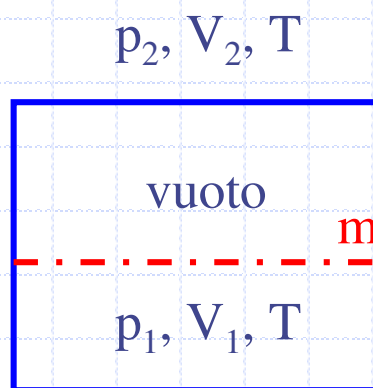
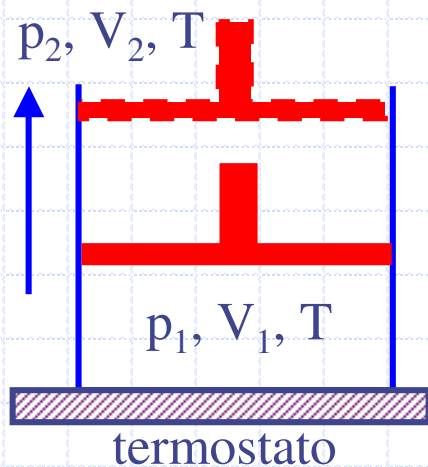
$$L = \int_{V_i}^{V_f} p dV = \int_{V_i}^{V_f} \frac{nRT}{V} dV = nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$$



il lavoro non è una funzione di stato ma dipende dalla trasformazione eseguita



il calore non è una funzione di stato



membrana

espansione isoterma e
espansione libera adiabatica

I principio della termodinamica

$$\Delta E = Q - L$$

E = energia interna funzione di stato

Il I principio è l'espressione del principio di conservazione dell'energia in termodinamica

N.B.

energia interna \neq calore

il calore è l'energia che fluisce fra il sistema e l'ambiente per effetto della differenza di temperatura

Trasformazioni adiabatiche ($Q = 0$)

$$\Delta E = -L$$

Trasformazioni isocore ($V = \text{cost.}$)

$$\Delta E = Q$$

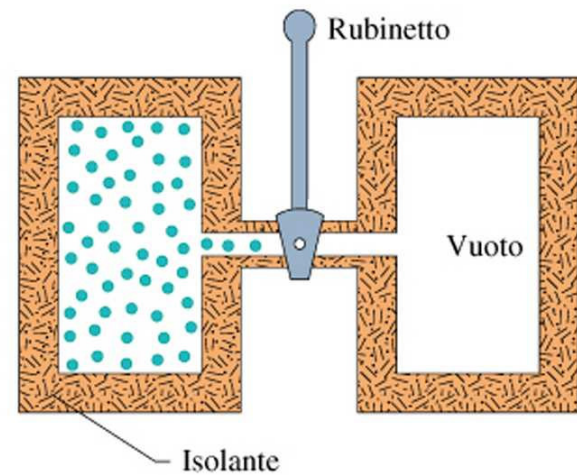
Trasformazioni cicliche

$$\Delta E = 0 \Rightarrow Q = L$$

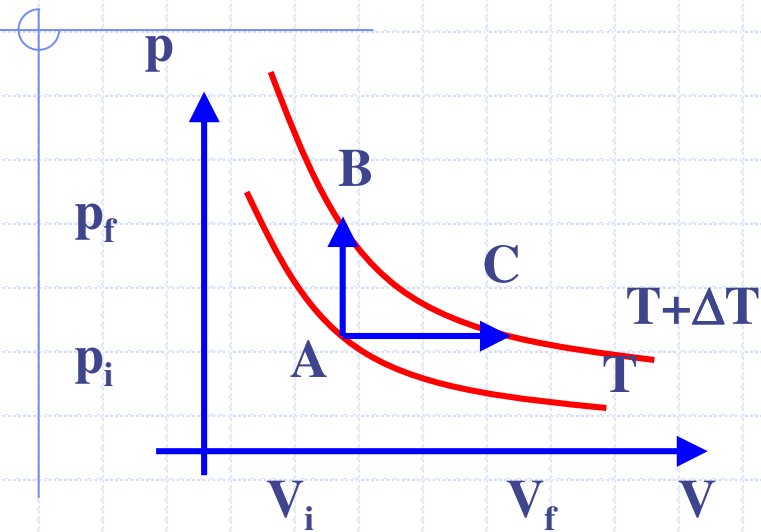
Espansione libera adiabatica ($Q=0, L=0$)

$$\Delta E = 0$$

$$E = E(T)$$



il calore non è una funzione di stato – bis



$$\Delta E_{AB} = Q_{AB} \quad V = \text{cost.} \Rightarrow L_{AB} = 0$$

$$\Delta E_{AC} = Q_{AC} - L_{AC} = Q_{AC} - p\Delta V$$

$$T_B = T_C = T_f \Rightarrow \Delta E_{AB} = \Delta E_{AC}; \quad E = E(T)$$

$$Q_{AB} = Q_{AC} - p\Delta V$$

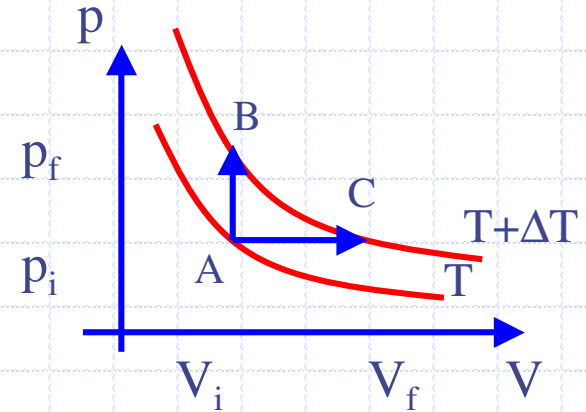
$$Q_{AB} < Q_{AC}$$

Calore specifico a volume costante e a pressione costante dei gas perfetti

$$\Delta E_{AB} = Q_{AB} \quad V = \text{cost.} \Rightarrow L_{AB} = 0$$

$$\Delta E_{AC} = Q_{AC} - L_{AC} = Q_{AC} - p\Delta V$$

$$T_B = T_C = T_f \Rightarrow \Delta E_{AB} = \Delta E_{AC}; \quad E = E(T)$$



$$Q_{AB} = Q_{AC} - p\Delta V$$

$$Q_{AB} = c_v \Delta T$$

c_v = calore specifico molare a $V = \text{cost.}$

$$Q_{AC} = c_p \Delta T$$

c_p = calore specifico molare a $p = \text{cost.}$

$$c_v \Delta T = c_p \Delta T - p\Delta V \Leftrightarrow p\Delta V = R\Delta T \Rightarrow c_v = c_p - R$$

$$c_p - c_v = R$$

$$c_p > c_v$$

per un gas ideale monoatomico

$$E = \frac{3}{2} RT \quad \text{teoria cinetica dei gas}$$

$$c_v = \frac{\Delta Q}{\Delta T} = \frac{\Delta E}{\Delta T}$$

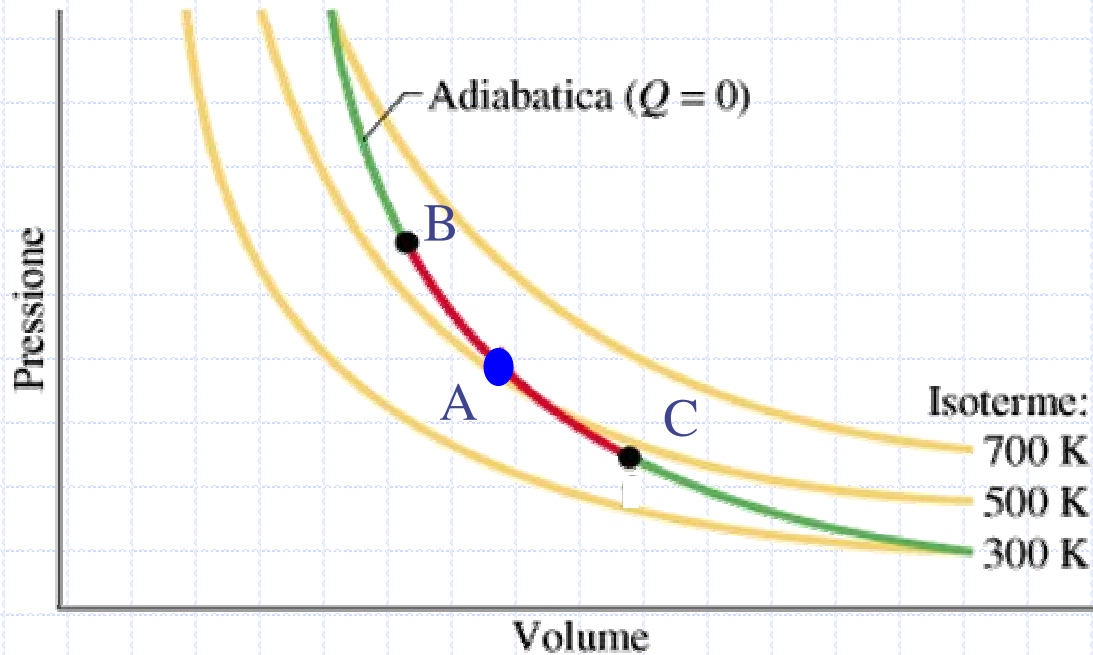
$$c_v = \frac{dE}{dT} = \frac{3}{2} R \Rightarrow c_p = \frac{5}{2} R$$

Legge delle adiabatiche reversibili ($Q = 0$)

$$\Delta E = -L$$

$$pV^\gamma = \text{cost.}$$

$$\frac{c_p}{c_v} = \gamma > 1$$



$$\Delta E = -(-L)$$

$$\Delta E = -L$$