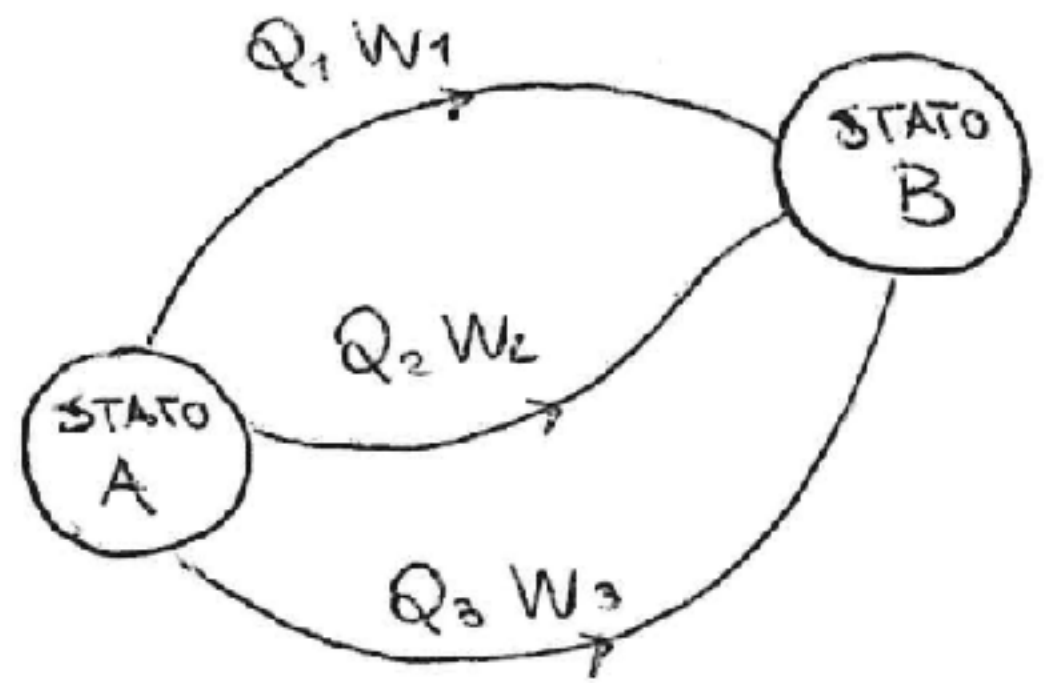


1° Principio della Termodinamica:

$$i) Q - W = \Delta U$$

$$ii) dQ = dU + dW$$



$$Q_1 - W_1 = Q_2 - W_2 = Q_3 - W_3 = U_B - U_A$$

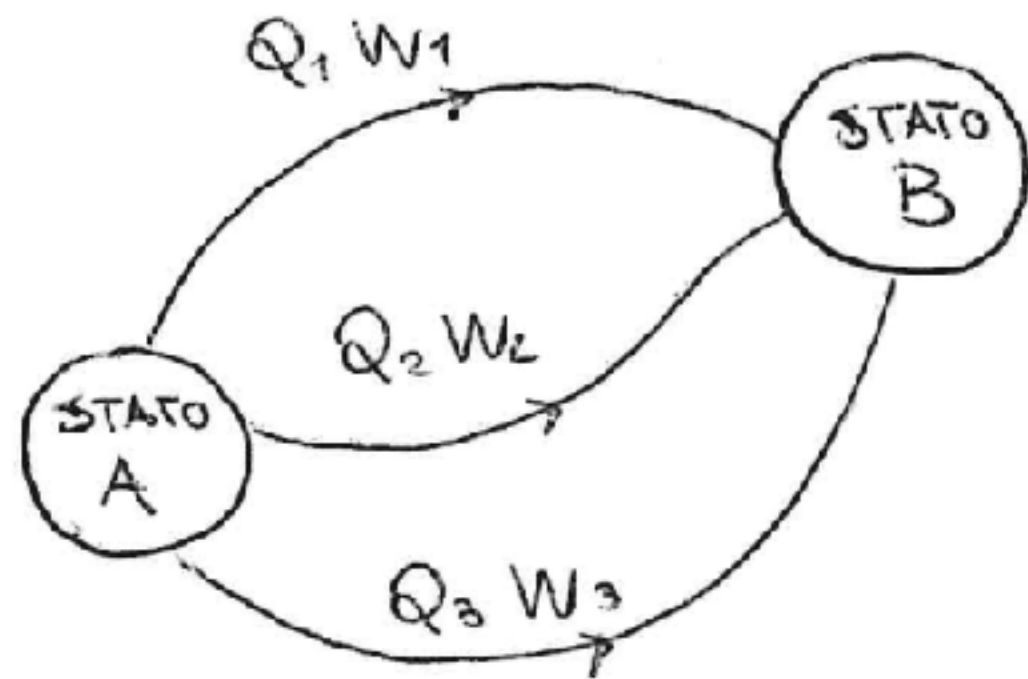
1° Principio della Termodinamica:

Trasformazione Ciclica:

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

$$\Delta U > 0 \rightarrow \begin{array}{l} Q > 0 \\ W < 0 \end{array}$$

$$\Delta U < 0 \rightarrow \begin{array}{l} Q < 0 \\ W > 0 \end{array}$$



$$Q_1 - W_1 = Q_2 - W_2 = Q_3 - W_3 = U_B - U_A$$

Il 1° Principio applicato ad alcune trasformazioni notevoli

• Adiabatica: $Q=0$

$$\Delta U = -W$$

$$\int_{V_i}^{V_f} p(V) dV = 0$$

• Isocora: $V = \text{cost} \Rightarrow W=0$

$$\Delta U = Q$$

• Espansione libera

$$\left. \begin{array}{l} Q=0 \\ W=0 \end{array} \right\} \rightarrow \Delta U = 0$$

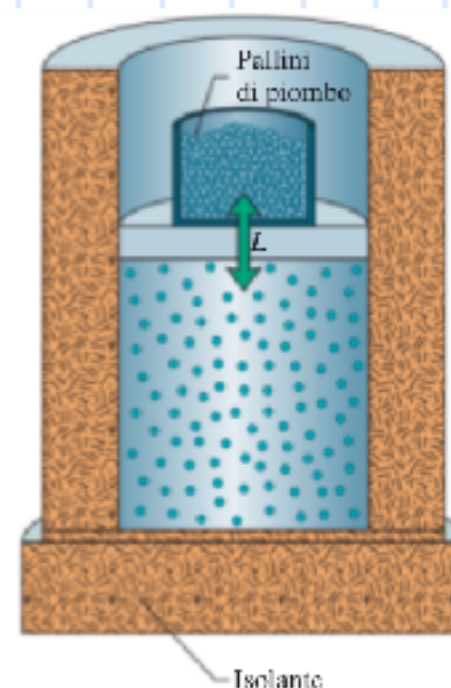


Figura 18.15 Un'espansione adiabatica può essere ottenuta togliendo lentamente i pallini di piombo dalla parte superiore del pistone. Aggiungendo dei pallini di piombo si inverte il processo a un qualunque stadio.

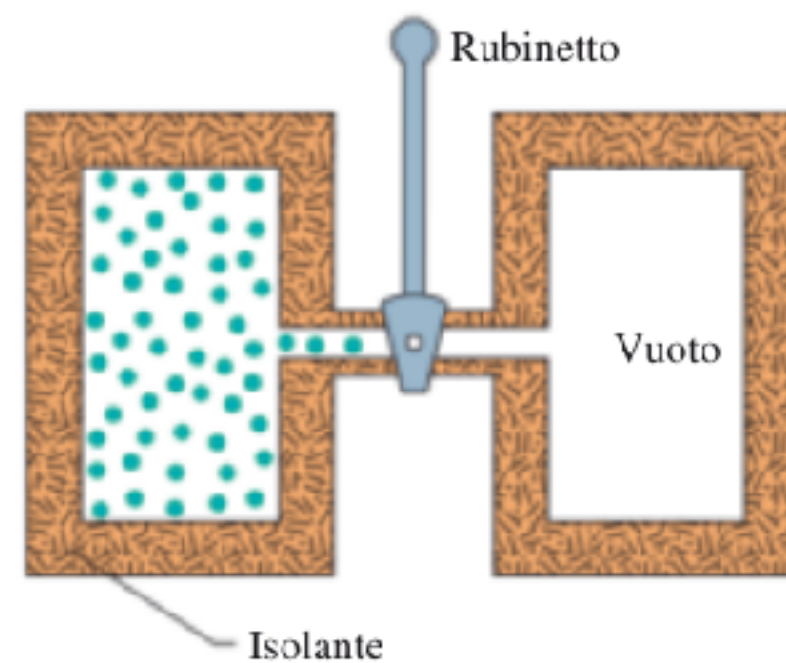


Figura 18.16 Lo stato iniziale di un processo di espansione libera. Una volta aperto il rubinetto, il gas dopo un po' raggiunge uno stato finale di equilibrio, riempiendo entrambe le camere.

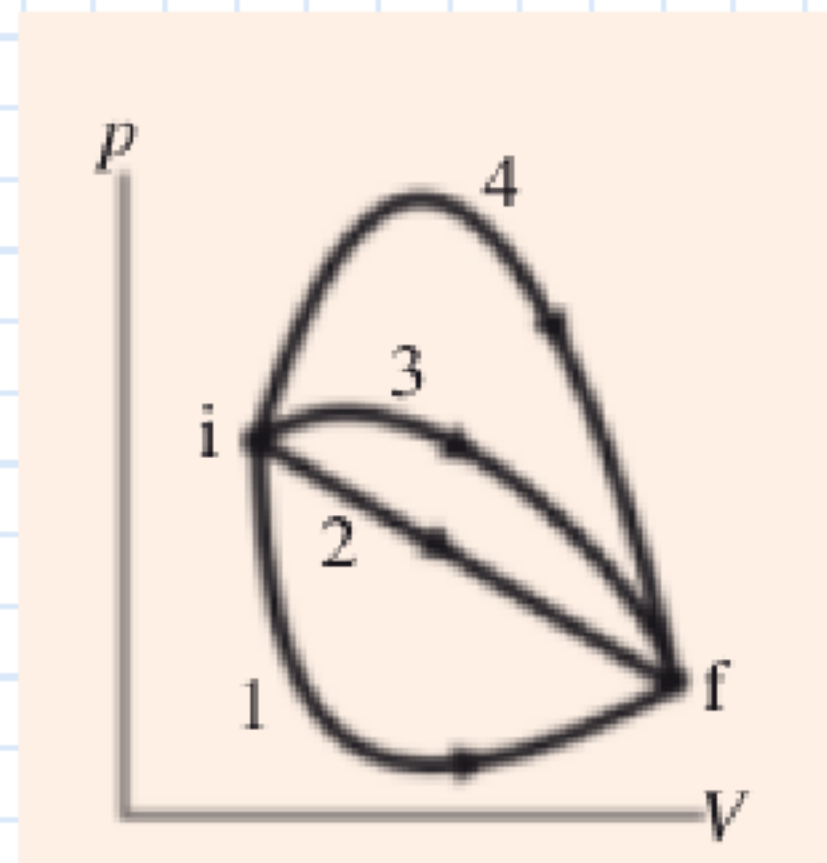
Esempio 1: Energia, Lavoro, Calore

$$(i) \Delta U_1 = \Delta U_2 = \Delta U_3 = \Delta U_4$$

$$(ii) W_1 < W_2 < W_3 < W_4$$

$$Q = \Delta U + W$$

$$\hookrightarrow Q_1 < Q_2 < Q_3 < Q_4$$



Esempio 2: Energia, Lavoro, Calore

VERIFICA 6

Per un ciclo completo come quello mostrato in questo diagramma p - V , dire se (a) ΔE_{int} del gas e (b) il calore netto trasferito Q sono positivi, negativi o nulli.



$$\Delta U \begin{matrix} \geq \\ \leq \end{matrix} 0 \Rightarrow \Delta U = 0 = Q - W \Rightarrow Q = W \left. \begin{matrix} \\ W < 0 \end{matrix} \right\} Q < 0$$

Calorimetria: Calore Specifico

$$i) Q = mc(T_f - T_i)$$

c : Calore Specifico u.d.m $\left[\frac{J}{kg \cdot K} \right]$

$$ii) c = \frac{1}{m} \frac{dQ}{dT}$$

TABELLA 18.3 Calori specifici per alcune sostanze a temperatura ambiente

Sostanza	Calore specifico	
	cal/(g · K)	J/(kg · K)
<i>Solidi elementari</i>		
Piombo	0,0305	128
Tungsteno	0,0321	134
Argento	0,0564	236
Rame	0,0923	386
Alluminio	0,215	900
<i>Altri solidi</i>		
Ottone	0,092	380
Granito	0,19	790
Vetro	0,20	840
Ghiaccio (-10 °C)	0,530	2220
<i>Liquidi</i>		
Mercurio	0,033	140
Alcol etilico	0,58	2430
Acqua di mare	0,93	3900
Acqua	1,00	4190

Calorimetria:
Capacità Termica

↓

$$C = c m \quad \text{u.d.m} \quad [J/K]$$

Quindi:

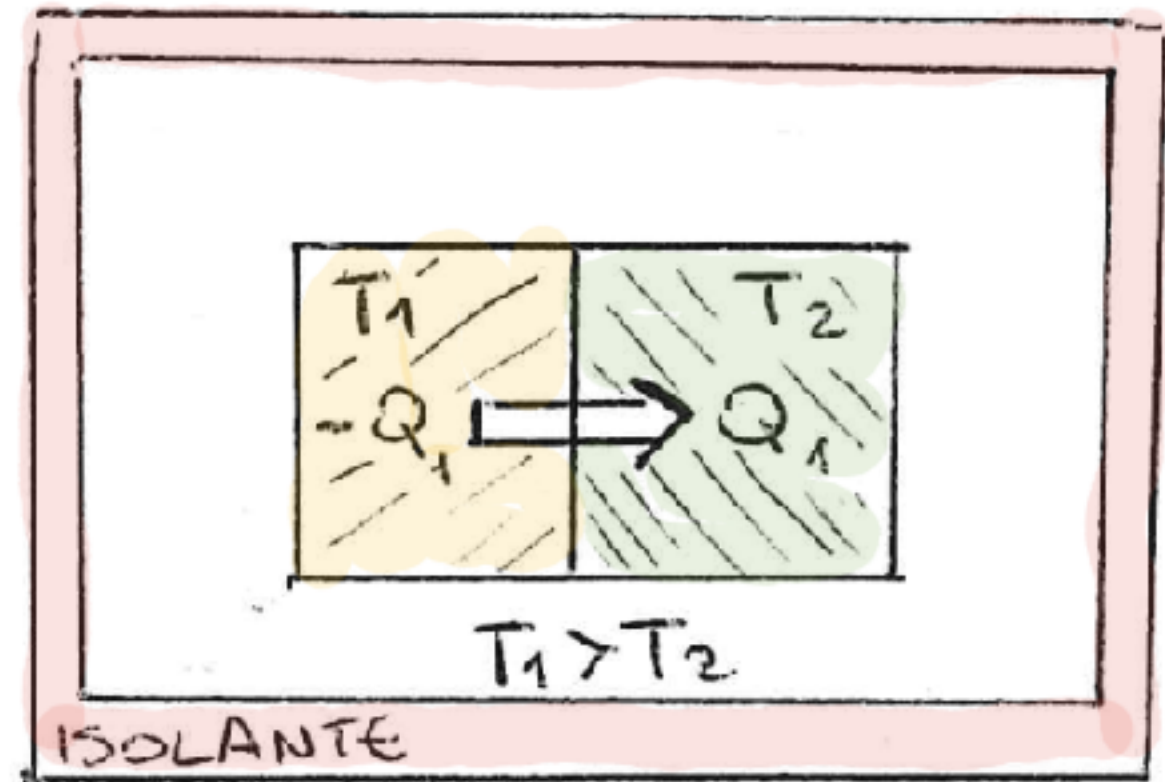
$$Q = m c (T_f - T_i) = C (T_f - T_i)$$

Esempio: Temperatura di Equilibrio

$$\Delta U_{s,yS} = \Delta U_1 + \Delta U_2 = 0$$

$$\Delta U_1 = -\Delta U_2 \rightarrow W_1 = W_2 = 0$$

$$Q_1 = -Q_2$$



$$Q_1 = m_1 c_1 (T_{eq} - T_1) = -Q_2 = -m_2 c_2 (T_{eq} - T_2)$$

$$T_{eq} = \frac{m_1 c_1 T_1 + m_2 c_2 T_2}{m_1 c_1 + m_2 c_2} \rightarrow \text{Se } T_1 > T_2 \downarrow T_1 > T_{eq} > T_2$$

Cambiamenti di Fase:

$$Q = m\lambda$$

$$\lambda = \text{Calore Latente u.d.m.} \left[\frac{\text{J}}{\text{kg}} \right]$$

Sostanza	Cambiamento fase (P_{atm})	λ [J/kg]
H ₂ O	Fusione (273 K)	$3,3 \cdot 10^5$
H ₂ O	Ebollizione (373 K)	$22,6 \cdot 10^5$
Al	Fusione (933 K)	$9 \cdot 10^4$
Al	Ebollizione (2723 K)	$11,4 \cdot 10^6$
Pb	Fusione (600 K)	$24,5 \cdot 10^3$
Pb	Ebollizione (2023 K)	$87,1 \cdot 10^4$

Esempio: Calore necessario per variare temperatura e stato

a) Calcolare calore necessario a far passare una massa d'acqua da $T = -10^\circ\text{C}$ a $T = 15^\circ\text{C}$

$$i) T_i = -10^\circ\text{C} \rightarrow T_0 = 0^\circ\text{C}$$

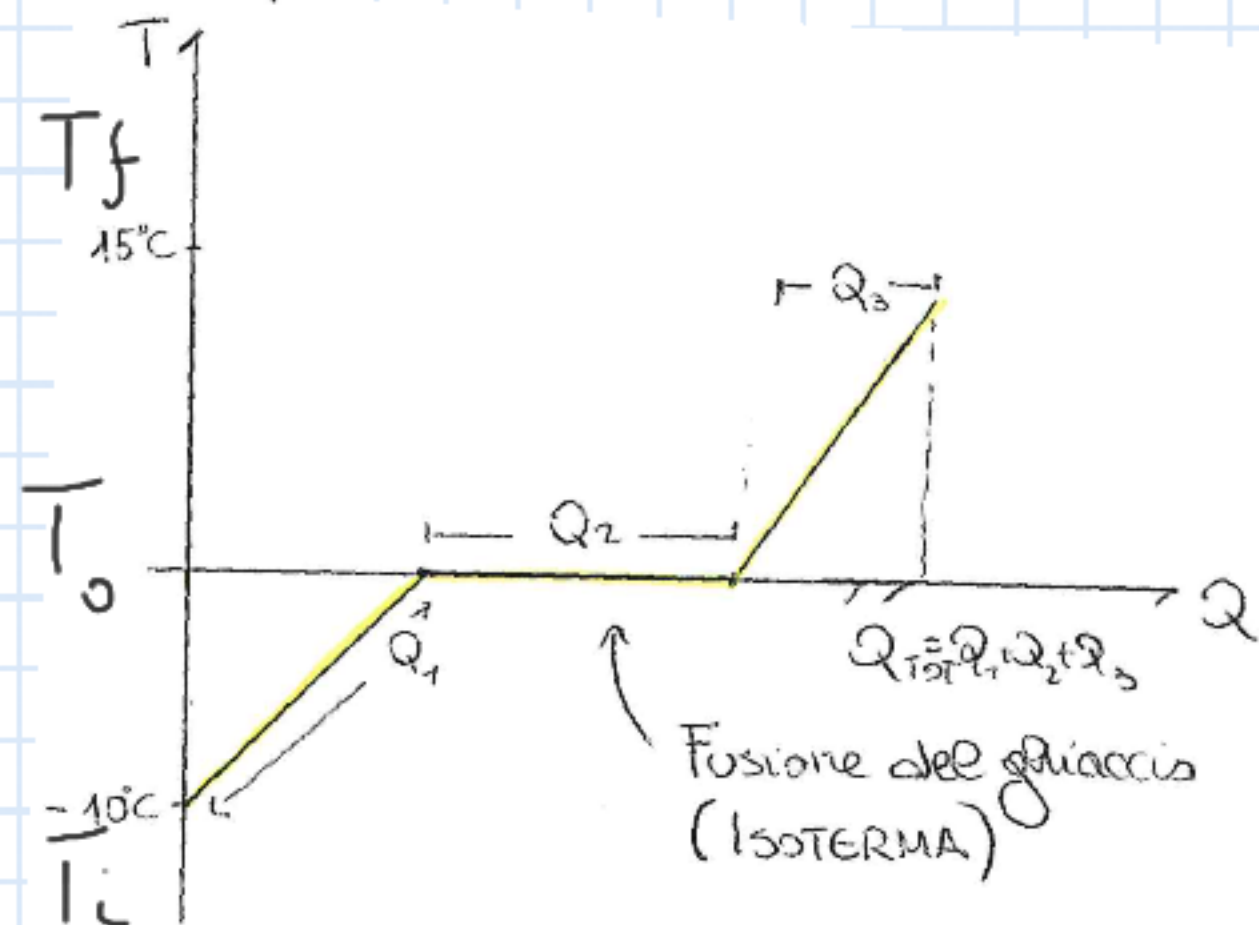
$$Q_1 = c_{\text{ice}} m_{\text{H}_2\text{O}} (T_0 - T_i)$$

\downarrow
 2220 J/KgK

$\underbrace{\hspace{10em}}_{\Delta T = 10 \text{ K}}$

$$ii) Q_2 = \overset{\text{fusione}}{\hspace{1em}} m_{\text{H}_2\text{O}}$$

$\hookrightarrow 3,3 \cdot 10^5 \text{ J/Kg}$



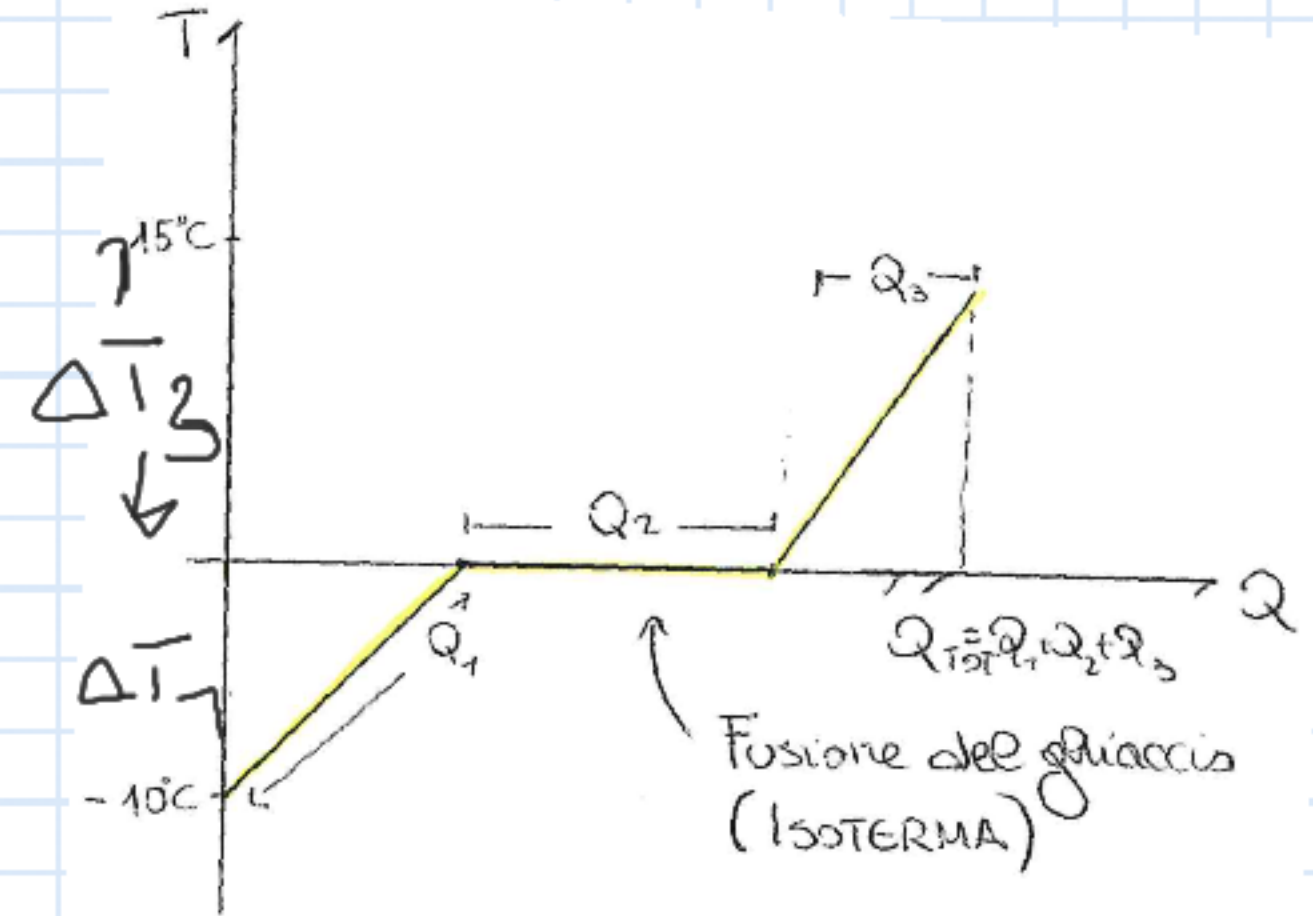
Esempio: Calore necessario per variare temperatura e stato

a) Calcolare calore necessario a far passare una massa d'acqua da $T = -10^\circ\text{C}$ a $T = 15^\circ\text{C}$

iii) $T_0 \rightarrow T_f$

$$Q_3 = c_{\text{elq}} m_{\text{H}_2\text{O}} (T_f - T_0)$$

4190 J/kgK $\Delta T_3 = 15 \text{ K}$



$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 = m_{\text{H}_2\text{O}} (c_{\text{ice}} \Delta T_1 + \lambda_{\text{H}_2\text{O}} + c_{\text{elq}} \Delta T_3)$$

Esempio: Calore necessario per variare temperatura e stato

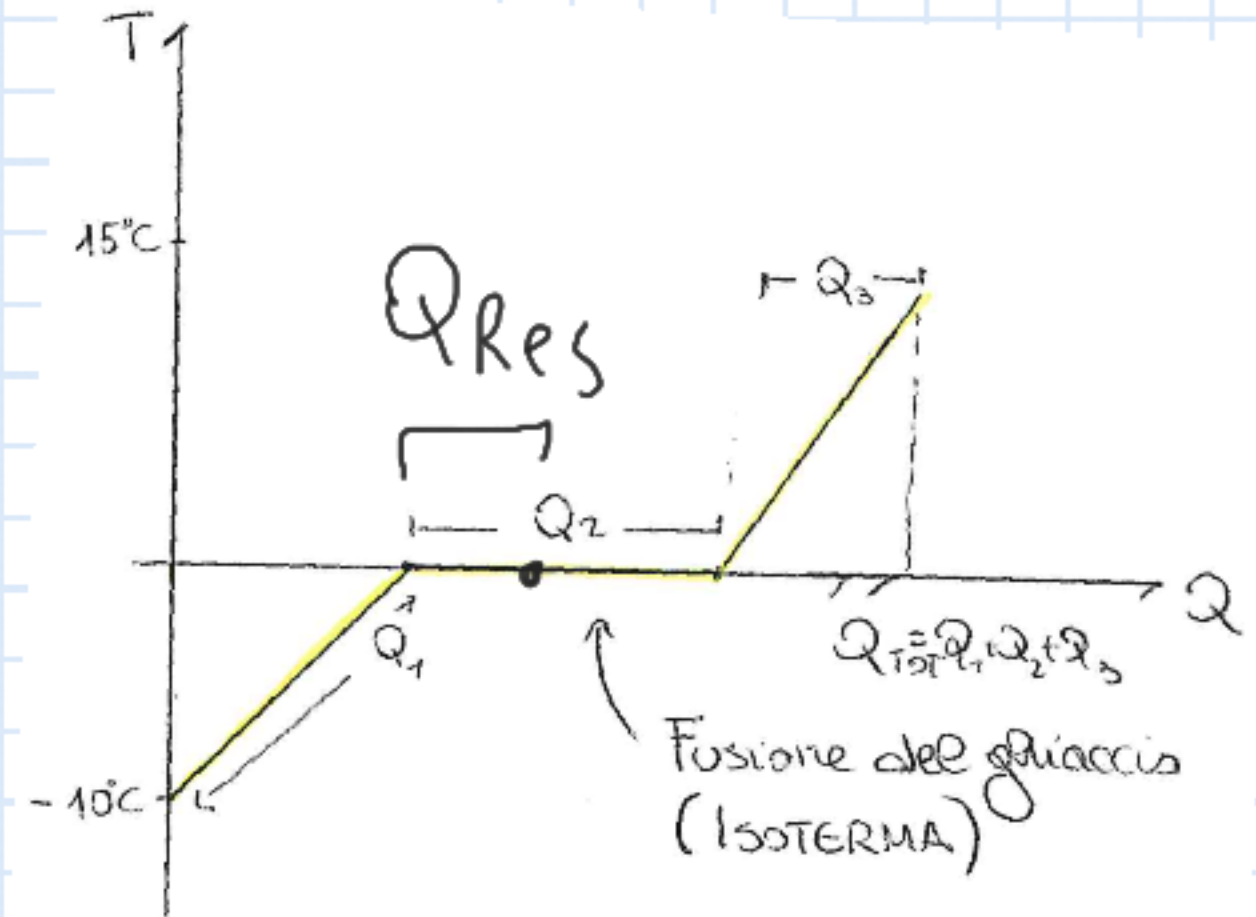
$$Q > Q_1 \quad \left. \vphantom{Q} \right\} T_f = ? \text{ } 0^\circ\text{C}$$

$$Q < Q_1 + Q_2 \quad \left. \vphantom{Q} \right\}$$

$$Q_{Res} = Q - Q_1$$

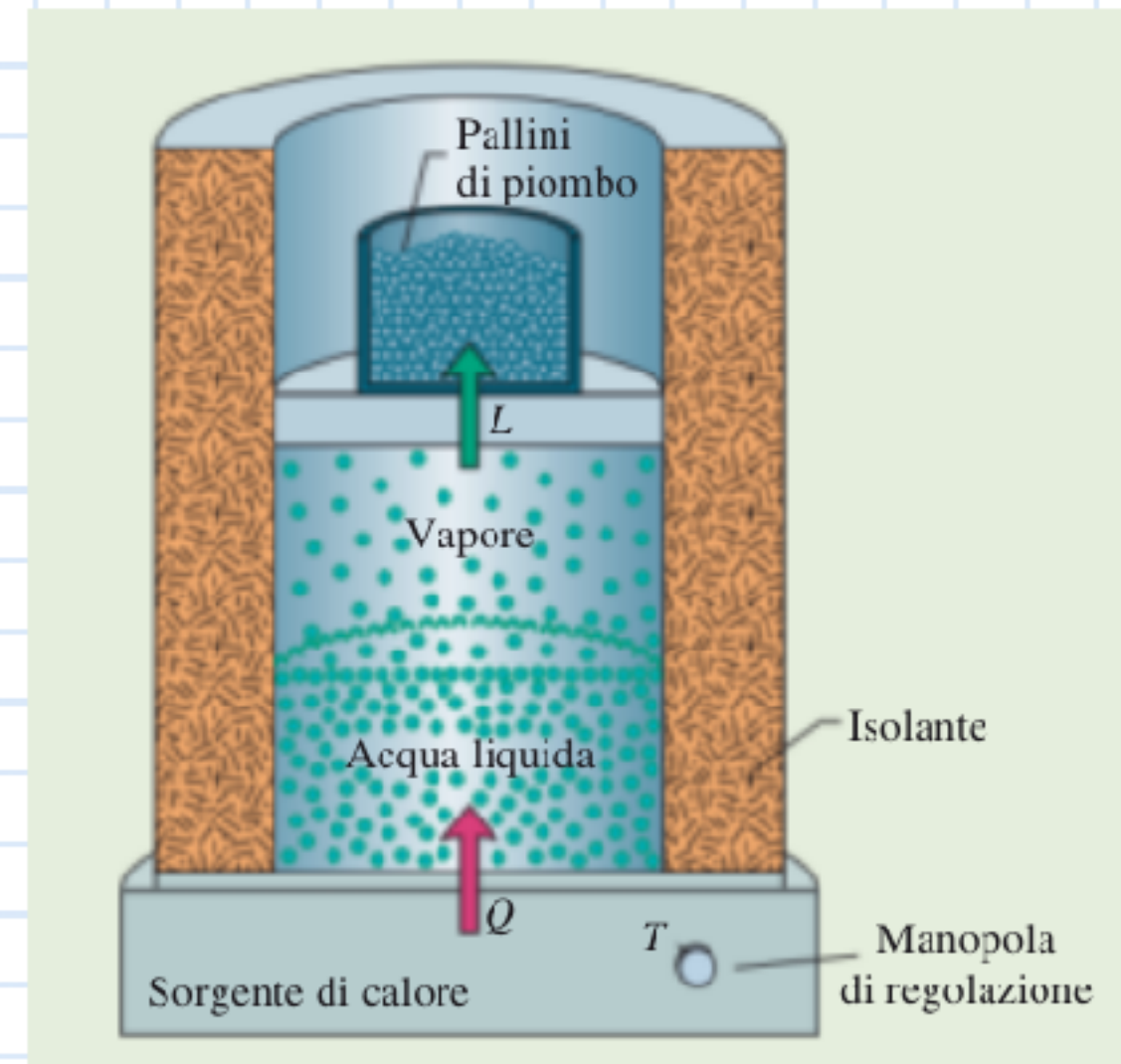
$$m_{liq} = \frac{Q_{Res}}{L_{fusione}} < m_{H_2O}$$

$$m_{H_2O} - m_{liq} = m_{ice}$$



• Esempio: Lavoro, Calore, Energia Interna

Si consideri m_{H_2O} allo stato liquido confinato in un contenitore isolato a contatto con una sorgente di calore che mantiene costante la temperatura a $T = 100^\circ\text{C}$. L'acqua passa dallo stato liquido, V_{liq} , a quello di vapore, V_{vap} , a pressione costante, P_{ext} .

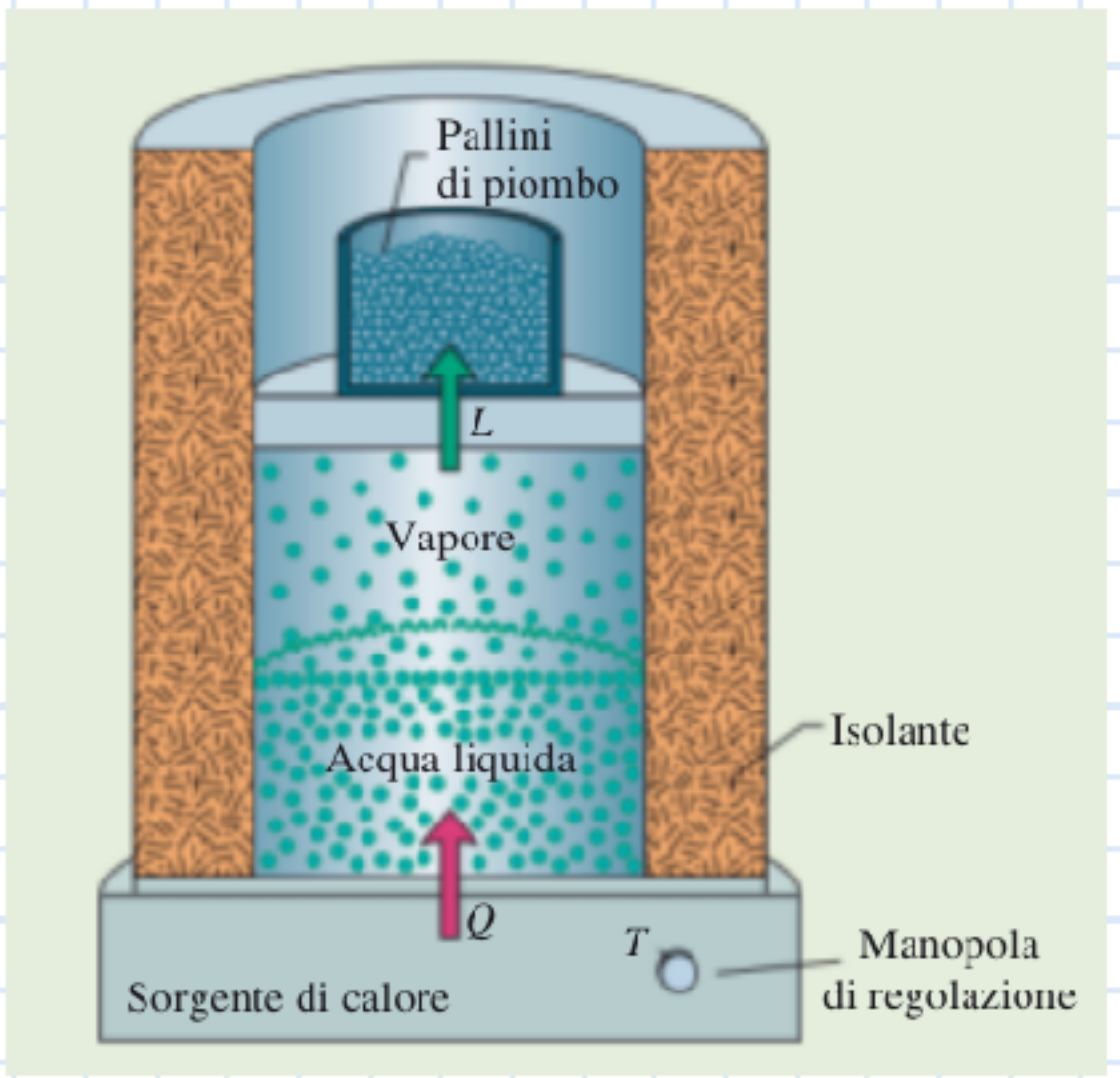


Esempio: Energia, Lavoro, Calore e cambio di fase

$$c) W = \int_{V_i}^{V_f} dV P = P_{ext} \int_{V_i}^{V_f} dV =$$

$$= P_{ext} (V_f - V_i) > 0$$

$V_f = \text{volume vapore}$
 $V_i = \text{volume liquido}$



ii) $T = \text{costante a } 100^\circ\text{C}$

$$Q = m_{H_2O} \lambda > 0$$

$$\lambda_{H_2O} = 2256 \text{ J/kg}$$

Esempio: Energia, Lavoro, Calore e cambio di fase

ii)

$$\Delta U = Q - W = m_{\text{H}_2\text{O}} \lambda_{\text{evap}} - p(V_f - V_i)$$

