

## Recap:

### Equivalenza lavoro-calore:

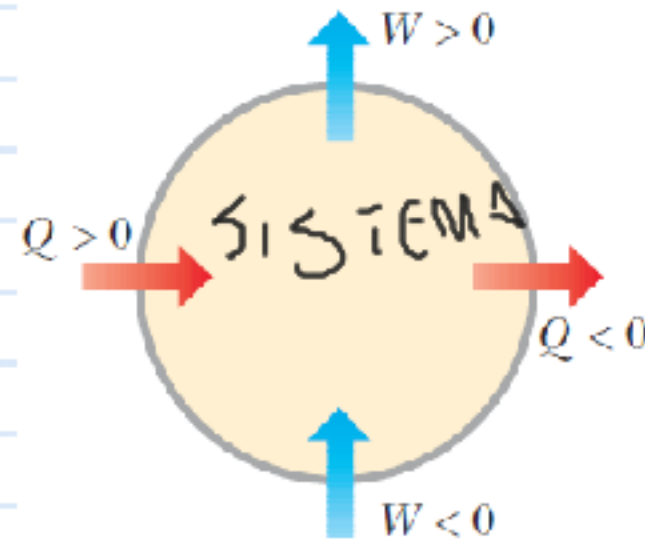
Il calore scambiato, senza lavoro esterno, per far variare la temperatura di un certo  $dT$  di una massa d'acqua è uguale al lavoro che deve essere speso, in condizioni adiabatiche, per ottenere la stessa variazione di temperatura

$$Q_{W=0} = -W_{\text{ad}}$$

Equivalenza lavoro-calore  
U.d.m. del  $Q$  [J]

- Sia calore che lavoro sono scambi di energia che avvengono tra sistema ed ambiente ~~tra~~ durante le trasformazioni termodinamiche
- Il calore è l'energia scambiata tra un sistema e l'ambiente a causa della differenza di temperatura tra essi. → Vedremo che questo scambio è legato ~~è legato~~ ai moti caotici degli atomi/molecole che costituiscono il sistema/ambiente

### Convenzione segni:



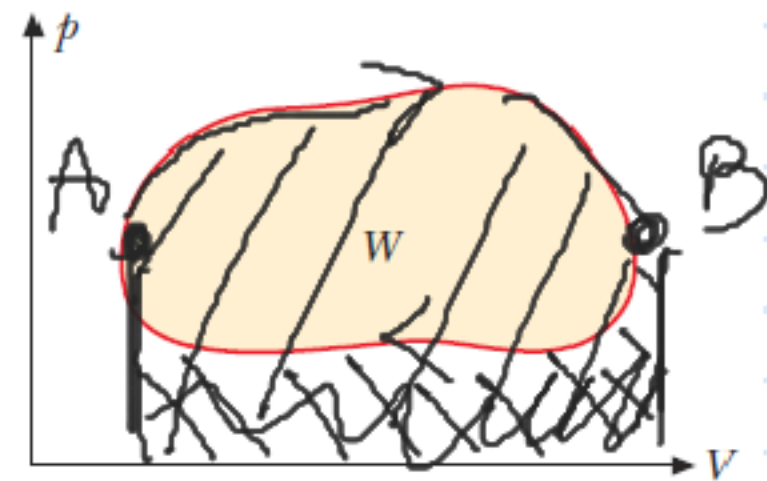
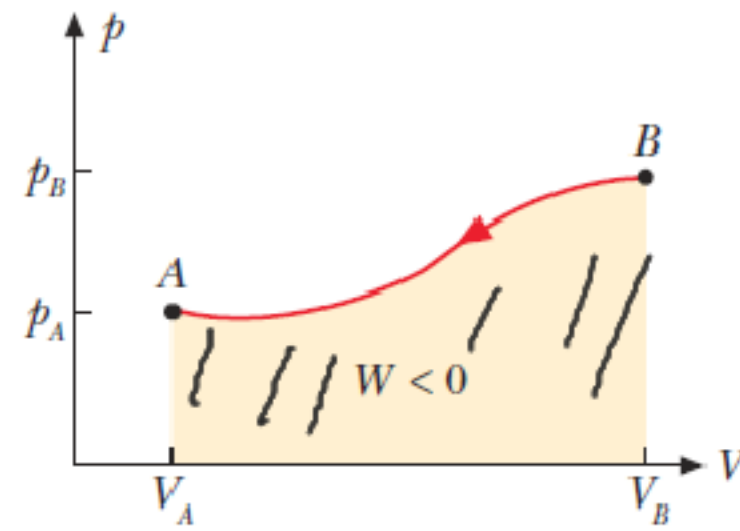
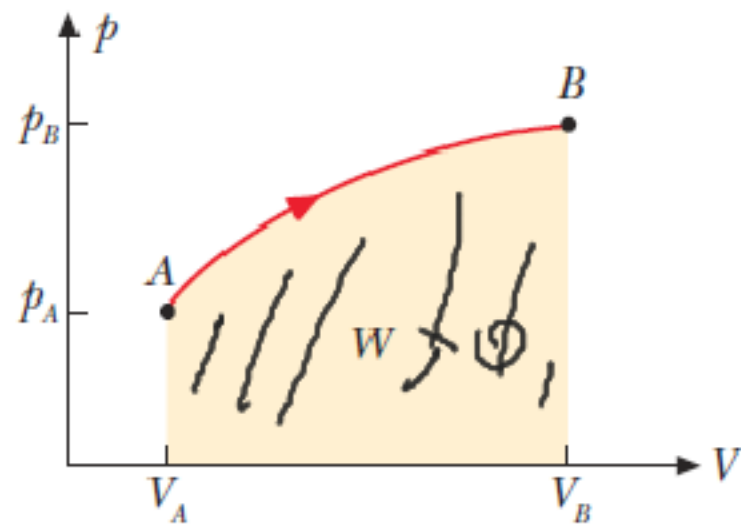
# Recap:

Lavoro in un sistema termodinamico:

$$dW = d\vec{F} \cdot d\vec{s} = p \boxed{S ds} \rightarrow dV$$

$$W = \int_i^f dW = \int_{V_i}^{V_f} dV p(V)$$

in genere la pressione è funzione del volume

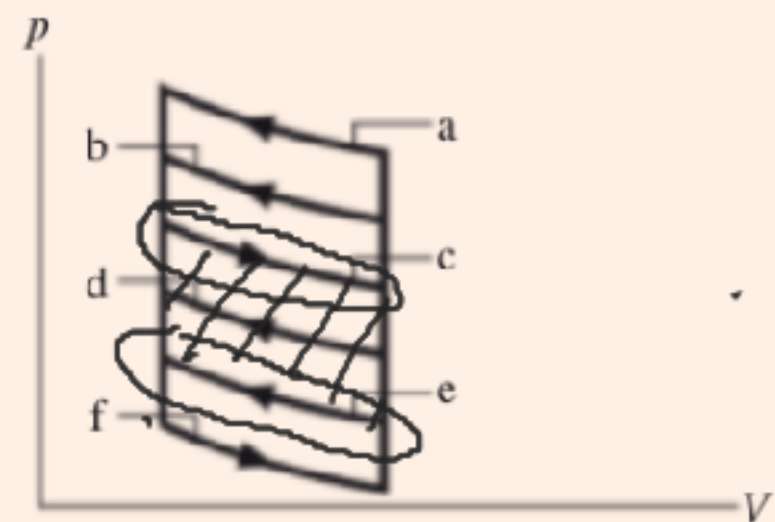


$$W_{tot} = W_{AB} + W_{BA} = \int_A^B dV p(V) + \int_B^A dV p(V) =$$



## VERIFICA 4

Il diagramma  $p$ - $V$  qui illustrato presenta sei percorsi curvi (collegati da due percorsi verticali) che costituiscono possibili trasformazioni di un gas. Di questi quali sono i due che entrano a far parte del ciclo chiuso corrispondente a un lavoro netto massimo svolto dal gas?

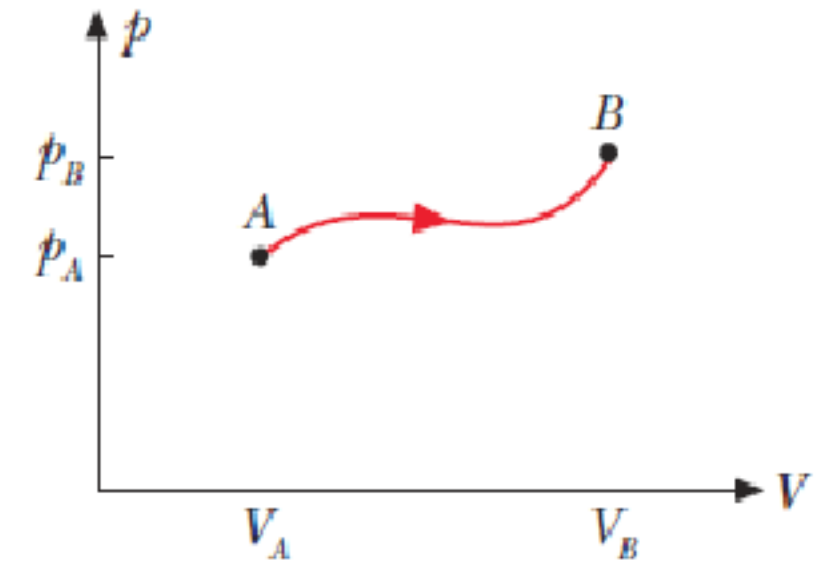


$c + e$

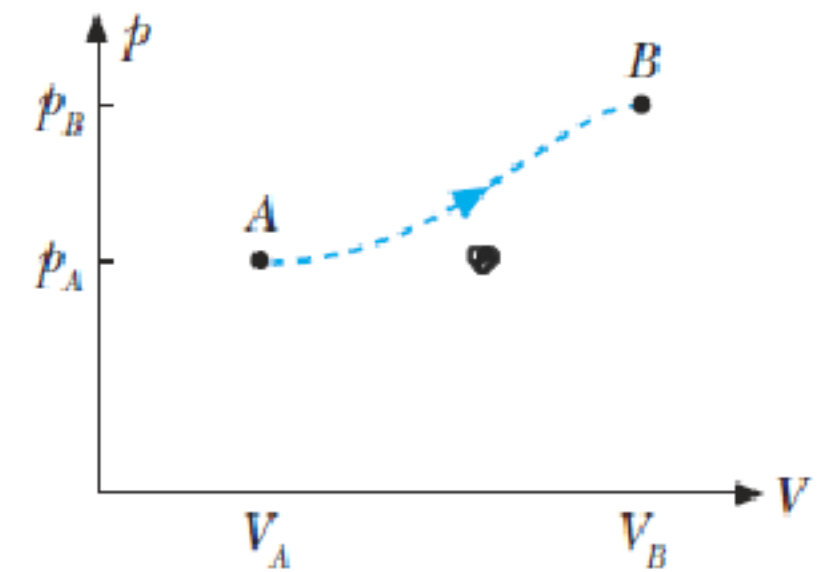
## Trasformazioni Reversibili ed Irreversibili:

**Trasformazione REVERSIBILE:** Trasformazione quasi statica in assenza di qualsiasi forza dissipativa. Gli stati attraversati dal sistema in tale trasformazione sono di EQUILIBRIO, e le coordinate termodinamiche che lo descrivono sono DEFINITE lungo la trasformazione

**Trasformazione IRREVERSIBILE:** Trasformazione in cui sono presenti forze dissipative e/o il sistema passa attraverso stati di NON EQUILIBRIO. In pratica, in natura, tutte le trasformazioni sono IRREVERSIBILI



(a)



(b)

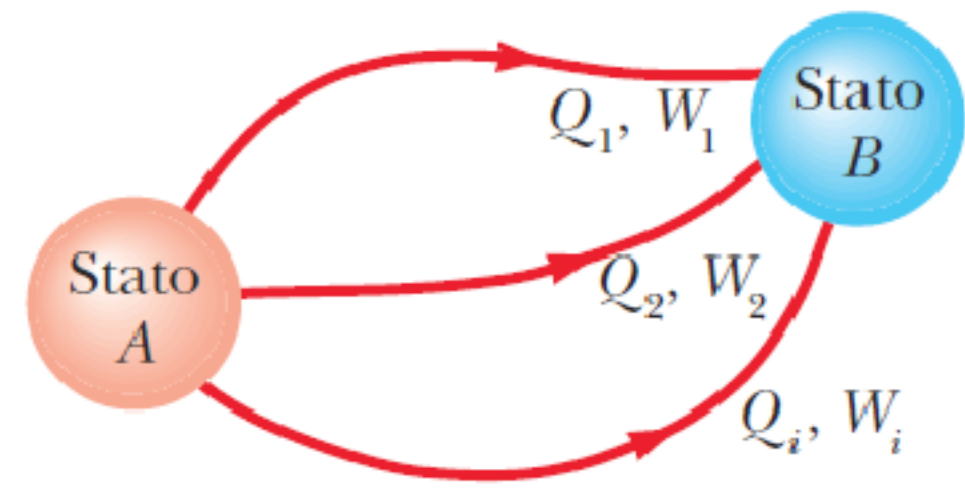
# 1° Principio della Termodinamica:

$$c) Q - W = \Delta U \quad \Rightarrow \quad Q = \Delta U + W$$

⇓  
per Trasformazione infinitesima

$$(i) \quad dQ = dU + dW$$

$\Delta U$  è una funzione di STATO, ovvero una funzione delle variabili Termodinamiche del sistema, che dipende dallo stato iniziale e da quello finale



$$Q_1 - W_1 = Q_2 - W_2 = \dots = Q_n - W_n = U_B - U_A$$

# 1° Principio della Termodinamica:

per una trasformazione ciclica:

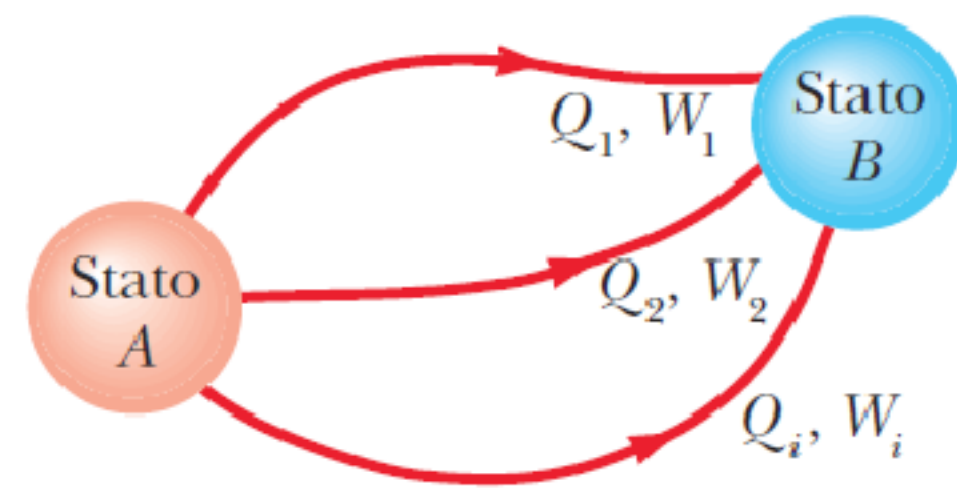
$$(U_A = U_B) \Rightarrow \Delta U = U_B - U_A = 0$$

$$Q - W = 0 \Rightarrow Q = W$$

$\Rightarrow$  in base alla convenzione dei segni:

$\Delta U > 0$  se immetto calore nel sistema ( $Q > 0$ )  
o compio lavoro sul sistema ( $W < 0$ )

$\Delta U < 0$  se il sistema compie lavoro ( $W > 0$ )  
o se cede calore all'ambiente ( $Q < 0$ )



$$Q_1 - W_1 = Q_2 - W_2 = \dots = \\ = Q_n - W_n = U_B - U_A$$

## Il 1° Principio applicato ad alcune trasformazioni notevoli

- Adiabatiche:  $Q=0 \Rightarrow \Delta U = -W$

- Isocore:  $V = \text{cost} \Rightarrow dW = p dV = 0$

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

- Espansione libera di un gas

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

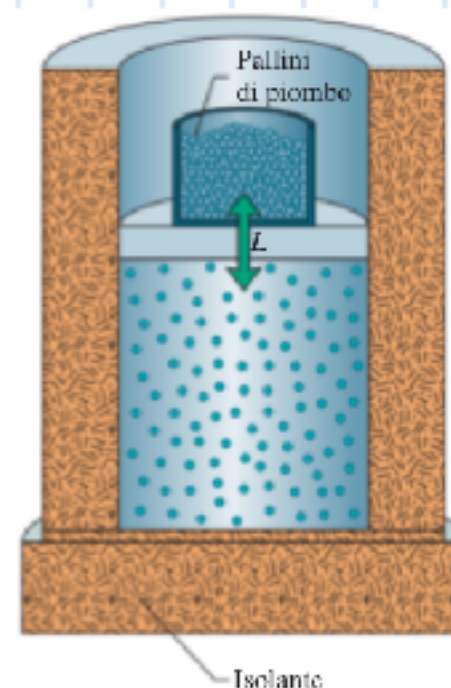


Figura 18.15 Un'espansione adiabatica può essere ottenuta togliendo lentamente i pallini di piombo dalla parte superiore del pistone. Aggiungendo dei pallini di piombo si inverte il processo a un qualunque stadio.

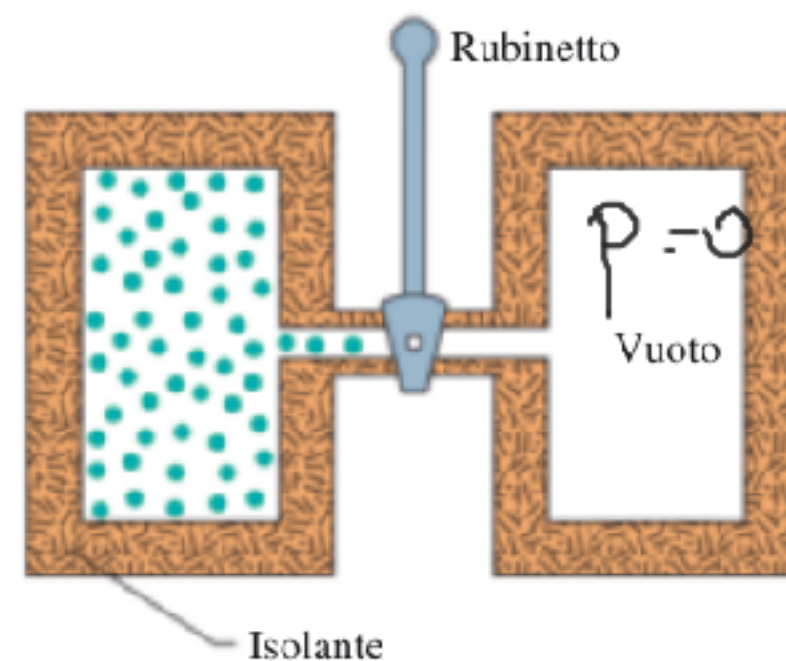


Figura 18.16 Lo stato iniziale di un processo di espansione libera. Una volta aperto il rubinetto, il gas dopo un po' raggiunge uno stato finale di equilibrio, riempiendo entrambe le camere.

# Esempio 1: Energia, Lavoro, Calore

$$\bullet \Delta U_1 = \Delta U_2 = \Delta U_3 = \Delta U_4$$

$$\bullet W_1 < W_2 < W_3 < W_4$$

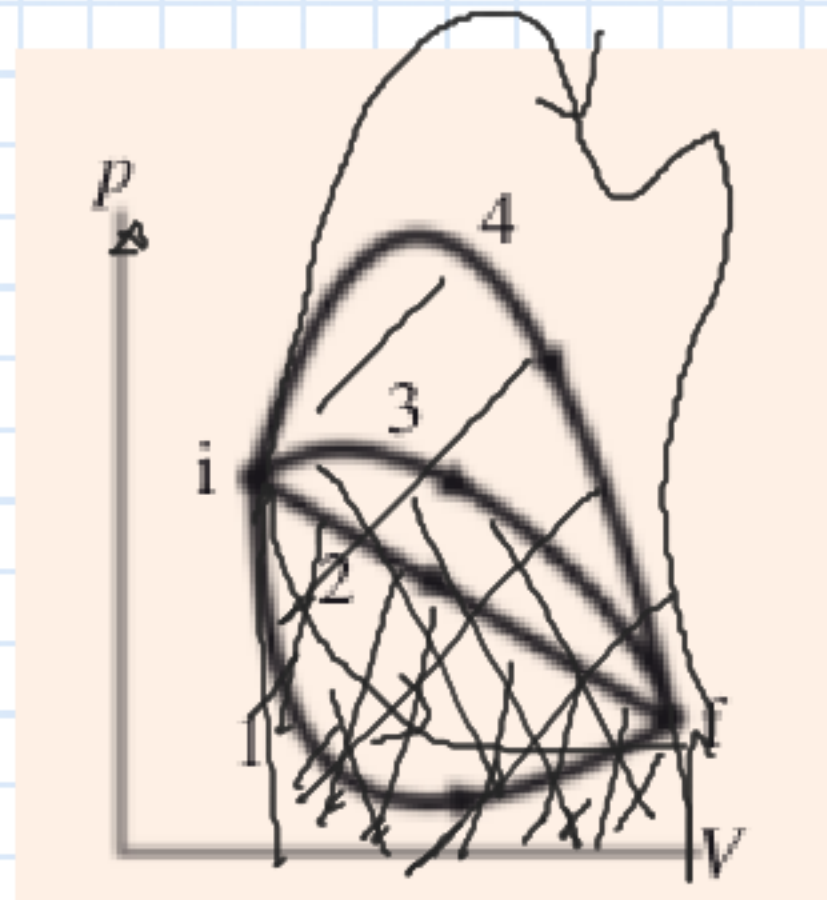
$$\bullet Q_1 < Q_2 < Q_3 < Q_4$$

$$Q = \Delta U + W$$

$$Q_1 = \cancel{\Delta U_1} + W_1$$

$$Q_2 = \cancel{\Delta U_2} + W_2$$

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



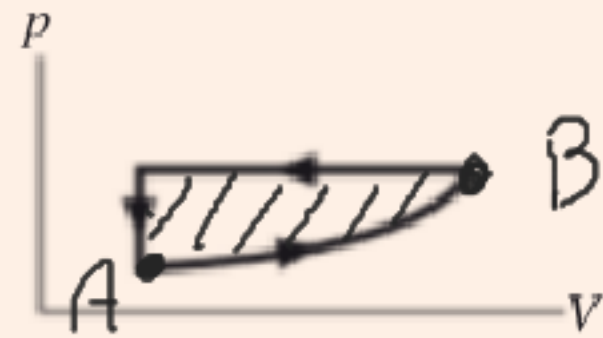


## Esempio 2: Energia, Lavoro, Calore

$$\Delta E_{\text{int}} = \Delta U$$

### VERIFICA 6

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



$$\Delta U = U_{\text{fin}} - U_{\text{in}} = 0$$

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

$$W = \int_i^f p(V) dV < 0$$

# Calorimetria: Calore Specifico

- Calore scambiato da una sostanza che passa da  $T_i$  a  $T_f$ :

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

$c$  = Calore Specifico

$$c = \frac{1}{m} \frac{dQ}{dT} \quad \text{U.d.m.} \quad \left[ \frac{J}{kg \cdot K} \right]$$

$c$  dà una misura della facilità con cui una sostanza cambia la propria temperatura

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

$$C = c m \quad \text{u.d.m} \left[ \frac{\text{J}}{\text{K}} \right] \Rightarrow Q = \underset{c m}{C} (T_f - T_i)$$

Calore specifico molare

$$1 \text{ mol} = N_a = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ (unità elementari)}$$

$$c = \frac{1}{m} \frac{dQ}{dT} \quad \text{u.d.m} \left[ \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right]$$

$$m = \frac{M}{A} = \frac{M}{N_a} \rightarrow \text{massa d. una molecola}$$

$\hookrightarrow$  massa molare

## Esempio: Temperatura di Equilibrio

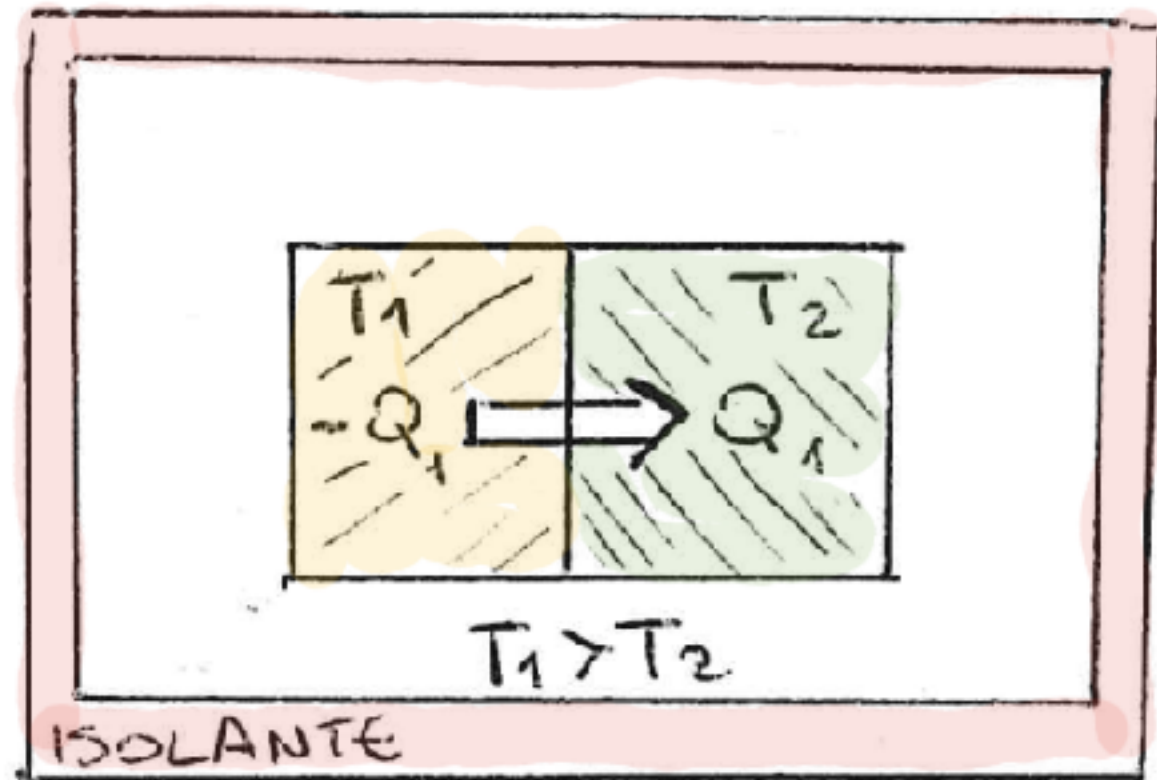
⇒ Note le temperature iniziali dei 2 blocchi, determinare la  $T_{eq}$

$$\Delta U_{sys} = \Delta U_1 + \Delta U_2 = 0 \Rightarrow \text{poiché non}$$

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

$$Q_1 = -Q_2$$

scambio  
 $Q$  o  $W$   
con l'ambiente



$$m_1 c_1 (\overline{T}_{eq} - \overline{T}_1) = -m_2 c_2 (\overline{T}_{eq} - \overline{T}_2)$$

$$\overline{T}_{eq} = \frac{m_1 c_1 \overline{T}_1 + m_2 c_2 \overline{T}_2}{m_1 c_1 + m_2 c_2}$$

se  $\overline{T}_1 > \overline{T}_2$

$$\Rightarrow \overline{T}_1 > \overline{T}_{eq} > \overline{T}_2$$

Esempio: Corpo caldo immerso in acqua

$$m_s = 0,378 \text{ kg} \quad \bar{T}_s = 95^\circ\text{C}$$

$$m_a = 2 \text{ kg} \quad \bar{T}_a = 20^\circ\text{C}$$

$$\bar{T}_f = 21,3^\circ\text{C}$$

$$c_s = ?$$

$$\Delta U_{\text{sys}} = \Delta U_s + \Delta U_a = 0$$

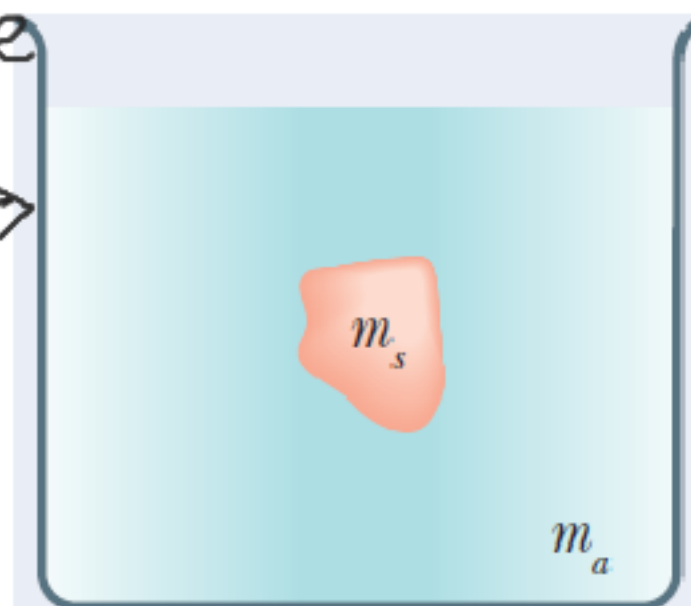
$$W_s = W_a = 0$$

$$Q_s = -Q_a$$

$$m_s c_s (\bar{T}_f - \bar{T}_s) = -m_a c_a (\bar{T}_f - \bar{T}_a)$$

$$c_s = \frac{m_a c_a (\bar{T}_f - \bar{T}_a)}{m_s (\bar{T}_s - \bar{T}_f)} \approx 390,7 \text{ J/kgK}$$

contenitore  
adiabatico  $\rightarrow$



## Cambiamenti di Fase:

→ SONO PROCESSI ISOTERMICI ( $T = \text{cost}$ )

⇒ Per un cambiamento di fase

$$Q = m \lambda$$

$\lambda$  = Calore Latente u.d.m.  $[J/kg]$

per EVAPORAZIONE  $\lambda$  è  
una funzione decrescente  
della temperatura

Cambiamento di fase	Terminologia
solido $\Rightarrow$ liquido	fusione
liquido $\Rightarrow$ solido	solidificazione
liquido $\Rightarrow$ evaporazione	evaporazione
evaporazione $\Rightarrow$ liquido	condensazione
solido $\Rightarrow$ vapore	sublimazione
vapore $\Rightarrow$ solido	brinamento (sublimazione)

Sostanza	Cambiamento fase ( $P_{atm}$ )	$\lambda [J/kg]$
H <sub>2</sub> O	Fusione (273 K)	$3,3 \cdot 10^5$
H <sub>2</sub> 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  $T = 15^\circ\text{C}$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} \quad T_i = -10^\circ\text{C} \rightarrow T_f = 15^\circ\text{C}$$

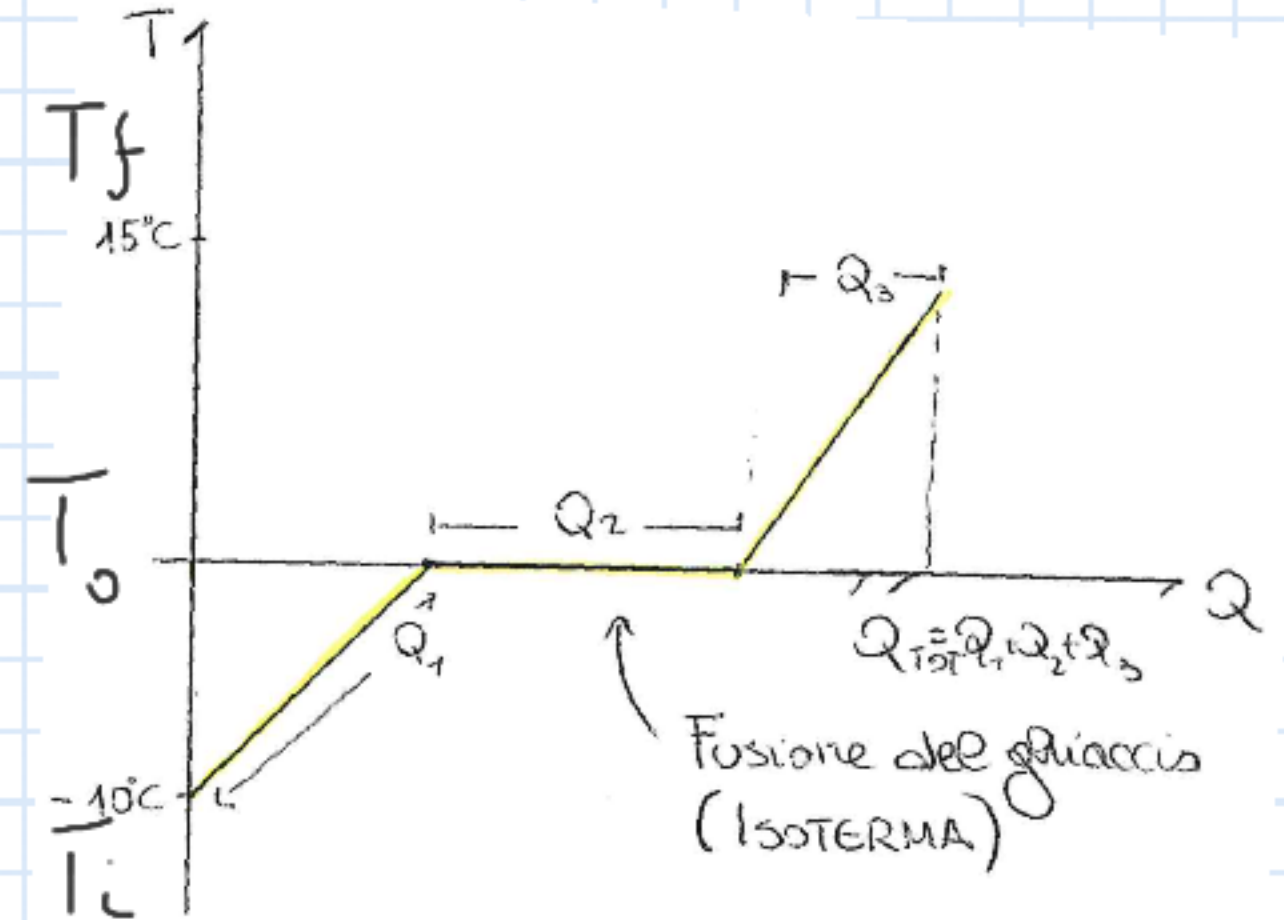
$$Q_{\text{TOT}} = Q_1 + Q_2 + Q_3$$

$$Q_1 = c_{\text{ice}} m_{\text{H}_2\text{O}} \underbrace{(T_0 - T_i)}_{\Delta T_1}$$

$$Q_2 = \left. \begin{array}{l} \text{fusione} \\ \text{H}_2\text{O} \end{array} \right\} m_{\text{H}_2\text{O}} \lambda$$

$$Q_3 = c_{\text{liq}} m_{\text{H}_2\text{O}} \underbrace{(T_f - T_0)}_{\Delta T_2}$$

$$Q_{\text{TOT}} = m_{\text{H}_2\text{O}} (c_{\text{ice}} \Delta T_1 + \lambda^{\text{fus.}} + c_{\text{liq}} \Delta T_2)$$



Esempio: Calore necessario per variare temperatura e stato

b) Si supponga di fornire  $Q_1 < Q < Q_1 + Q_2$ , quali sono lo stato e la temperatura finale dell'acqua?

→ Dato che  $Q > Q_1$ , il ghiaccio raggiunge  $0^\circ\text{C}$

→ dato che  $Q < Q_1 + Q_2$ , solo una parte del ghiaccio si fonderà

$$m_{e.g} = \frac{Q_{Res}}{\lambda_{fusione}} < m_{H_2O}$$

$$m_{ice} = m_{H_2O} - m_{e.g}$$

